

Atkins • Jones

Principios de Química

Los caminos del descubrimiento

5ª EDICIÓN



EDITORIAL MEDICA
panamericana

Principios de química
Quinta edición
Peter Atkins- Jones

Presidente de Cengage
Learning Latinoamérica
Fernando Valenzuela Migoya

Director editorial, de
producción y de plataformas
digitales para Latinoamérica
Ricardo H. Rodríguez

Gerente de procesos para
Latinoamérica
Claudia Islas Licona

Gerente de manufactura para
Latinoamérica
Raúl D. Zendejas Espejel

Gerente editorial de
contenidos en español
Pilar Hernández Santamarina

Coordinador de manufactura
Rafael Pérez González

Editores
Sergio R. Cervantes González
Gloria Luz Olgún Sarmiento

Composición tipográfica
Baktun 13 Comunicación
Luis Ángel Arroyo Hernández
Gerardo Larios García
Beatriz Mota Ramírez

© D.R. 2012 por PANAMERICANA Editores, S.A. de C.V., una Compañía de Cengage Learning, Inc. Corporativo Santa Fe Av. Santa Fe núm. 505, piso 12 Col. Cruz Manca, Santa Fe C.P. 05349, México, D.F. PANAMERICANA® es una marca registrada usada bajo permiso.

DERECHOS RESERVADOS. Ninguna parte de este trabajo amparado por la Ley Federal del Derecho de Autor, podrá ser reproducida, transmitida, almacenada o utilizada en cualquier forma o por cualquier medio, ya sea gráfico, electrónico o mecánico, incluyendo, pero sin limitarse a lo siguiente: fotocopiado, reproducción, escaneo, digitalización, grabación en audio, distribución en Internet, distribución en redes de información o almacenamiento y recopilación en sistemas de información a excepción de lo permitido en el Capítulo III, Artículo 27 de la Ley Federal del Derecho de Autor, sin el consentimiento por escrito de la Editorial.

Traducido del libro *Introductory Chemistry. A Foundation.* Seventh Edition.

Sty Donald J. DeCoste

Publicado en inglés por Brooks/Cole, una compañía de Cengage Learning ©2011

ISBN: 978-1-4390-4940-2

ISBN 13: 978-607-481-870-3

QUINTA EDICIÓN

Principios de química

Los caminos del descubrimiento

Peter, Atkins

Loretta, Jones

Traducción

Ing. Jorge Hernández Lanto

Revisión técnica

Maestra en Ciencias María Aurora Lanto Arriola
Profesora titular
Departamento de Química Inorgánica
Escuela Nacional de Ciencias Biológicas
Instituto Politécnico Nacional



CONTENIDO BREVE

1	Química: introducción	1
2	Mediciones y cálculos	14
3	Materia	56
4	Fundamentos químicos: elementos, átomos y iones	74
5	Nomenclatura	114
6	Reacciones químicas: introducción	144
7	Reacciones en disoluciones acuosas	166
8	Composición química	204
9	Cantidades químicas	248
10	Energía.....	288
11	Teoría atómica moderna	322
12	Enlace químico	358
13	Gases	402
14	Líquidos y sólidos	446
15	Disoluciones	474
16	Ácidos y bases.....	514
17	Equilibrio	544
18	Reacciones de oxidación-reducción y electroquímica.....	582
19	Radiactividad y energía nuclear	614
20	Química orgánica	640
21	Bioquímica.....	688

Prefacio xiv



1 Química: introducción 1

- 1.1 Química: introducción 1
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Doctora Ruth: heroína del algodón 4
- 1.2 ¿Qué es la química? 4
- 1.3 Resolución de problemas utilizando un método científico 5
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Un problema misterioso 6
- 1.4 El método científico 8
- 1.5 Aprendizaje de la química 9
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Química: un componente importante de su educación 10
- Repaso del capítulo* 11

2 Mediciones y cálculos 14

- 2.1 Notación científica 15
- 2.2 Unidades 18
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¡Unidades críticas! 19
- 2.3 Mediciones de longitud, volumen y masa 20
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Medición: pasado, presente y futuro 22
- 2.4 Incertidumbre en las mediciones 23
- 2.5 Cifras significativas 24
- 2.6 Resolución de problemas y análisis dimensional 30
- 2.7 Conversiones de temperatura: método para la resolución de problemas 34
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Termómetros diminutos 38
- 2.8 Densidad 42
- Repaso del capítulo* 46

3 Materia 56

- 3.1 Materia 57
- 3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos 58
- 3.3 Elementos y compuestos 61
- 3.4 Mezclas y sustancias puras 62
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Concreto: un material antiguo hecho actualmente con alta tecnología 63
- 3.5 Separación de mezclas 65
- Repaso del capítulo* 67
- Repaso acumulativo para los capítulos 1-3** 72



4 Fundamentos químicos: elementos, átomos y iones 74

- 4.1 Los elementos 75
- 4.2 Símbolos para los elementos 77
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Elementos traza: pequeños pero cruciales 78
- 4.3 Teoría atómica de Dalton 80
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** No es cosa de risa 81
- 4.4 Fórmulas de los compuestos 81
- 4.5 Estructura del átomo 82
- 4.6 Introducción al concepto moderno de la estructura atómica 85
- 4.7 Isótopos 86
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¿“En cuál cabello” vive? 87
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Historias de isótopos 89
- 4.8 Introducción a la tabla periódica 90
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Ponerle el alto al arsénico 94
- 4.9 Estados naturales de los elementos 94
- 4.10 Iones 98
- 4.11 Compuestos que contienen iones 101
 - Repaso del capítulo 105*

5 Nomenclatura 114

- 5.1 Nomenclatura de compuestos 115
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Azúcar de plomo 116
- 5.2 Nomenclatura de compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (tipos I y II) 116
- 5.3 Nomenclatura de compuestos binarios que sólo contienen no metales (tipo III) 124
- 5.4 Nomenclatura de compuestos binarios: repaso 126
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Química a través de la filatelia 127
- 5.5 Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos 129
- 5.6 Nomenclatura de ácidos 132
- 5.7 Escritura de las fórmulas a partir de los nombres 134
 - Repaso del capítulo 135*
 - Repaso acumulativo para los capítulos 4-5 142**

6 Reacciones químicas: introducción 144

- 6.1 Evidencia de una reacción química 145
- 6.2 Ecuaciones químicas 147
- 6.3 Balanceo de ecuaciones químicas 151



- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** El escarabajo que dispara en línea recta 153
Repaso del capítulo 158

7 Reacciones en disoluciones acuosas 166

- 7.1 Predicción de si ocurrirá una reacción 167
 7.2 Reacciones en las que se forma un sólido 167
 7.3 Descripción de las reacciones en disoluciones acuosas 177
 7.4 Reacciones que forman agua: ácidos y bases 179
 7.5 Reacciones de metales con no metales (oxidación-reducción) 182
 7.6 Formas de clasificar las reacciones 186
 ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Reacciones de oxidación-reducción.
 Lanzamiento del transbordador espacial 188
 7.7 Otras formas de clasificar las reacciones 189
Repaso del capítulo 193

Repaso acumulativo para los capítulos 6-7 201

8 Composición química 204

- 8.1 Conteo por peso 205
 ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¡Plástico que habla y escucha! 206
 8.2 Masas atómicas: conteo de átomos por peso 208
 8.3 El mol 210
 8.4 Aprendiendo a resolver problemas 215
 8.5 Masa molar 218
 8.6 Composición porcentual de los compuestos 225
 8.7 Fórmulas de los compuestos 227
 8.8 Cálculo de las fórmulas empíricas 229
 8.9 Cálculo de las fórmulas moleculares 236
Repaso del capítulo 238

9 Cantidades químicas 248

- 9.1 Información proporcionada por las ecuaciones químicas 249
 9.2 Relaciones mol-mol 251
 9.3 Cálculo de las masas 254
 ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Automóviles del futuro 262
 9.4 Concepto del reactivo limitante 264
 9.5 Cálculos que involucran un reactivo limitante 266
 9.6 Rendimiento porcentual 273
Repaso del capítulo 275

Repaso acumulativo para los capítulos 8-9 286

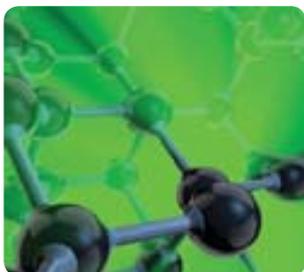


10 Energía 288

- 10.1 Naturaleza de la energía 289
- 10.2 Temperatura y calor 291
- 10.3 Procesos exotérmicos y endotérmicos 292
- 10.4 Termodinámica 293
- 10.5 Medición de los cambios de energía 294
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Café: caliente y rápido (con cal) 295
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** La naturaleza tiene plantas calientes 297
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Caminar sobre fuego: ¿magia o ciencia? 300
- 10.6 Termoquímica (entalpía) 301
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Metano: una importante fuente de energía 303
- 10.7 Ley de Hess 303
- 10.8 Calidad contra cantidad de energía 305
- 10.9 La energía y nuestro mundo 306
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Ver la luz 310
- 10.10 La energía como fuerza conductora 311
 - Repaso del capítulo 315*

11 Teoría atómica moderna 322

- 11.1 El átomo de Rutherford 323
 - 11.2 Radiación electromagnética 324
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** La luz como atrayente sexual 325
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Efectos atmosféricos 326
 - 11.3 Emisión de energía de los átomos 327
 - 11.4 Niveles de energía del hidrógeno 328
 - 11.5 Modelo de Bohr del átomo 331
 - 11.6 Modelo mecánico ondulatorio del átomo 331
 - 11.7 Orbitales del hidrógeno 333
 - 11.8 Modelo mecánico ondulatorio: desarrollo complementario 336
 - 11.9 Arreglos electrónicos en los primeros 18 átomos de la tabla periódica 338
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Momento magnético 341
 - 11.10 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica 342
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Química del bohrio 343
 - 11.11 Propiedades atómicas y la tabla periódica 347
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Fuegos artificiales 349
- Repaso del capítulo 351*



12 Enlace químico 358

- 12.1 Tipos de enlaces químicos 359
 - 12.2 Electronegatividad 361
 - 12.3 Polaridad de enlace y momentos dipolares 364
 - 12.4 Configuraciones electrónicas estables y cargas en los iones 365
 - 12.5 Enlace iónico y estructuras de los compuestos iónicos 368
 - 12.6 Estructuras de Lewis 370
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Abejas o no abejas 373
 - 12.7 Estructuras de Lewis de moléculas con enlaces múltiples 374
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Esconder el dióxido de carbono 375
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Brócoli: ¿alimento milagroso? 377
 - 12.8 Estructura molecular 381
 - 12.9 Estructura molecular: modelo RPECV 382
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Sabor: es la estructura la que cuenta 383
 - 12.10 Estructura molecular: moléculas con enlaces dobles 387
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Molécula minimotora 389
- Repaso del capítulo 391*
- Repaso acumulativo para los capítulos 10-12 399**

13 Gases 402

- 13.1 Presión 403
- 13.2 Presión y volumen: ley de Boyle 407
- 13.3 Volumen y temperatura: ley de Charles 411
- 13.4 Volumen y moles: ley de Avogadro 417
- 13.5 Ley de los gases ideales 419
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¡Los bocadillos también necesitan química! 424
- 13.6 Ley de Dalton de las presiones parciales 425
- 13.7 Leyes y modelos: repaso 429
- 13.8 Teoría cinética molecular de los gases 430
- 13.9 Las implicaciones de la teoría cinética molecular 431
- 13.10 Estequiometría de los gases 432
 - Repaso del capítulo 436*

14 Líquidos y sólidos 446

- 14.1 El agua y sus cambios de fase 448
- 14.2 Requerimientos de energía para los cambios de estado 450
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Las ballenas necesitan cambios de estado 451



- 14.3 Fuerzas intermoleculares 454
 - 14.4 Evaporación y presión de vapor 456
 - 14.5 El estado sólido: tipos de sólidos 458
 - 14.6 Enlazamiento en los sólidos 460
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Metal con memoria 464
- Repaso del capítulo 466*

15 Disoluciones 474

- 15.1 Solubilidad 475
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Agua, agua en todas partes, pero... 478
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Química verde 480
- 15.2 Composición de las disoluciones: introducción 480
- 15.3 Composición de las disoluciones: porcentaje en masa 481
- 15.4 Composición de las disoluciones: molaridad 483
- 15.5 Dilución 488
- 15.6 Estequiometría de las reacciones en disoluciones 491
- 15.7 Reacciones de neutralización 495
- 15.8 Composición de las disoluciones: normalidad 497
 - Repaso del capítulo 501*
 - Repaso acumulativo para los capítulos 13-15 510**

16 Ácidos y bases 514

- 16.1 Ácidos y bases 515
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Goma que espumea 517
- 16.2 Fuerza de los ácidos 518
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Carbonatación: un truco interesante 521
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Las plantas se defienden 522
- 16.3 El agua como un ácido y una base 523
- 16.4 La escala del pH 525
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Salpullido de aviones 526
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Variedad de indicadores ácido-base en el jardín 532
- 16.5 Cálculo del pH de disoluciones de ácidos fuertes 532
- 16.6 Disoluciones reguladoras 534
 - Repaso del capítulo 535*



17 Equilibrio 544

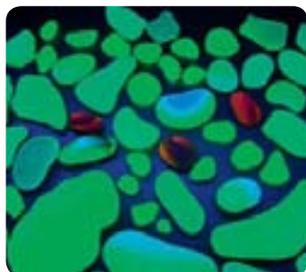
- 17.1 Cómo ocurren las reacciones químicas 545
- 17.2 Condiciones que afectan las velocidades de reacción 546
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Protección del ozono 548
- 17.3 La condición del equilibrio 549
- 17.4 Equilibrio químico: una condición dinámica 551
- 17.5 Constante de equilibrio: introducción 552
- 17.6 Equilibrios heterogéneos 556
- 17.7 Principio de Le Châtelier 558
- 17.8 Aplicaciones que involucran la constante de equilibrio 566
- 17.9 Equilibrios de solubilidades 567
 - Repaso del capítulo* 571
 - Repaso acumulativo para los capítulos 16-17** 580

18 Reacciones de oxidación-reducción y electroquímica 582

- 18.1 Reacciones de oxidación-reducción 583
- 18.2 Estados de oxidación 584
- 18.3 Reacciones de oxidación-reducción entre no metales 588
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¿Envejecemos por la oxidación? 591
- 18.4 Balanceo de reacciones de oxidación-reducción por el método de medias reacciones 592
- 18.5 Electroquímica: introducción 597
- 18.6 Baterías 600
- 18.7 Corrosión 602
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Acero inoxidable: se pica 603
- 18.8 Electrólisis 604
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Chimenea que funciona con agua 605
 - Repaso del capítulo* 606

19 Radiactividad y energía nuclear 614

- 19.1 Decaimiento radiactivo 616
- 19.2 Transformaciones nucleares 620
- 19.3 Detección de la radiactividad y el concepto de vida media 621
- 19.4 Datación por medio de la radiactividad 623
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Datación de diamantes 624



- 19.5** Aplicaciones médicas de la radiactividad 624
- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** La TEP, la mejor amiga del cerebro 625
- 19.6** Energía nuclear 626
- 19.7** Fisión nuclear 626
- 19.8** Reactores nucleares 628
- 19.9** Fusión nuclear 629
- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Futuro de la energía nuclear 630
- 19.10** Efectos de la radiación 631
- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Eliminación de desechos nucleares 632
- Repaso del capítulo 634*

20 Química orgánica 640

- 20.1** Enlazamiento de carbono 642
- 20.2** Alcanos 643
- 20.3** Fórmulas estructurales e isomerismo 646
- 20.4** Nomenclatura de alcanos 648
- 20.5** Petróleo 654
- 20.6** Reacciones de alcanos 655
- 20.7** Alquenos y alquinos 656
- 20.8** Hidrocarburos aromáticos 658
- 20.9** Nomenclatura de compuestos aromáticos 659
- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Almacenamiento en naftaleno de termitas 663
- 20.10** Grupos funcionales 663
- 20.11** Alcoholes 664
- 20.12** Propiedades y usos de los alcoholes 666
- 20.13** Aldehídos y cetonas 668
- 20.14** Nomenclatura de aldehídos y cetonas 669
- 20.15** Ácidos carboxílicos y ésteres 671
- 20.16** Polímeros 673
- ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** La química de la música 675
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** La madre de la invención 676
- Repaso del capítulo 677*

21 Bioquímica 688

- 21.1** Proteínas 691
- 21.2** Estructura primaria de las proteínas 691
- 21.3** Estructura secundaria de las proteínas 694
- 21.4** Estructura terciaria de las proteínas 695



- 21.5** Funciones de las proteínas 696
 - 21.6** Enzimas 696
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** Cultivo de la orina 698
 - 21.7** Carbohidratos 699
 - ▶ **QUÍMICA EN ENFOQUE** ¿Grandes esperanzas? La química de los placebos 702
 - 21.8** Ácidos nucleicos 702
 - 21.9** Lípidos 706
 - Repaso del capítulo 712*
-

Apéndice A1

Uso de su calculadora A1

Álgebra básica A3

Notación científica (exponencial) A4

Graficación de funciones A6

Unidades del SI y factores de conversión A7

Soluciones para los ejercicios de autoevaluación A9

Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo A27

Respuestas para los ejercicios pares de los repasos acumulativos A53

Índice/Glosario A61

La edición de *Principios de química* continúa los objetivos planteados en las primeras seis ediciones: hacer la química interesante, accesible y comprensible para los estudiantes que se inician en esta ciencia. En esta edición se ha incluido un soporte adicional para los instructores y estudiantes con el fin de ayudar a lograr estos objetivos.

El aprendizaje de la química puede ser muy gratificante. Incluso los novatos, creemos, pueden relacionar el mundo macroscópico de la química, la observación de los cambios de color y la formación de precipitados con el mundo microscópico de los iones y las moléculas. Para alcanzar este objetivo, los instructores realizan esfuerzos sinceros a efecto de proveer maneras más interesantes y efectivas de aprender la química, y se espera que *Principios de química* se perciba como parte de este esfuerzo. En este texto se presentan conceptos de una forma clara y sensible utilizando un lenguaje y analogías con los que los estudiantes puedan relacionarse. También se ha escrito el libro de una manera que soporta el aprendizaje activo. En particular, las *Preguntas de aprendizaje activo*, ubicadas al final de cada capítulo, proveen un material excelente para el trabajo colaborativo de los estudiantes. Además, a lo largo del libro se ha conectado la química con la experiencia del mundo real en cada oportunidad que se presenta, desde la explicación de las aplicaciones químicas en apertura de capítulo, a las secciones “Química en enfoque”. Estamos convencidos de que este método fomentará el entusiasmo y la comprensión real a medida que el estudiante utiliza el texto. Enseguida se describen los puntos destacados del programa de *Principios de química*.

Lo nuevo en esta edición

Construidos sobre el éxito de las ediciones anteriores de *Principios de química*, se han realizado los siguientes cambios para mejorar el texto.

Sección 8.4. Aprendiendo a resolver problemas Se adicionó una nueva sección que enfatiza la importancia de la resolución conceptual de problemas en la que se le muestra a los estudiantes cómo pensar maneras de resolver un problema. Los estudiantes aprenderán que este “método de visión general” produce un aprendizaje significativo a largo plazo en vez de que simplemente memoricen los pasos específicos de los que se olvidan pronto.

Método para la resolución de problemas en los Ejemplos Utilizando el método conceptual de resolución de problemas general delineado en la sección 8.4, se introduce una serie de preguntas en los *ejemplos* dentro del capítulo. Este método más activo ayuda a los estudiantes a pensar en formas de llegar a la solución del problema. Se utiliza este método para la mayoría de los *ejemplos* cuantitativos comenzando en la sección 8.4.

Sección 9.4. Concepto del reactivo limitante Se adicionó una nueva sección que ayuda a los estudiantes a comprender mejor el concepto de reactivo limitante. Se utilizan ejemplos familiares como preparación de sándwiches y limonada, así como ilustraciones a nivel molecular de las reacciones químicas. Los estudiantes aprenderán a pensar acerca de los reactivos limitantes antes de que se les pida que realicen cálculos masa-masa para determinar cuál es el reactivo limitante en una reacción dada.

Nuevas preguntas de aprendizaje activo Se proponen nuevas preguntas de aprendizaje activo para cada capítulo (más de 170 problemas en total). Además, varios de los problemas nuevos incluyen componentes visuales, como gráficas o ilustraciones a nivel molecular.

Nuevas preguntas al final de los capítulos que utilizan los recuadros de “Química en enfoque” Se incluyen nuevas preguntas al final de los capítulos que se refieren de manera directa a temas cubiertos en los recuadros “Química en enfoque” (más de 40 en total).

Programa de arte Se revisaron casi todas las figuras en el libro de texto para que los estudiantes aprendan mejor de una manera visual. La mayoría de la cristalería, los orbitales, las gráficas y los diagramas de flujo se redibujaron.

Recuadros de “Química en enfoque” Aproximadamente 20% de los recuadros de “Química en enfoque” son nuevos en esta edición, y se han revisado varios más con temas actualizados, como los automóviles híbridos, los edulcorantes artificiales y la tomografía por emisión de positrones (TEP).

Ejercicios al final de los capítulos Se ha reemplazado 20% de las preguntas y problemas al final de los capítulos y de los ejercicios de repaso acumulativos. En la edición del estudiante, las respuestas a los ejercicios de autocomprobación y los ejercicios pares se proporcionan al final del libro.

¡NUEVO! Recursos de enseñanza mejorados para el instructor (en inglés)

OWL: Online Web-based Learning por Roberta Day y Beatrice Botch, de la Universidad de Massachusetts, Amherst, y William Vining, de la Universidad Estatal de Nueva York en Oneonta (ISBN-10: 0-538-73740-9; ISBN-13: 978-0-538-73740-1). Creado en la Universidad de Massachusetts, Amherst, y probado en clase por decenas de miles de estudiantes de química, OWL es un sistema de aprendizaje basado en la Web totalmente personalizado y flexible. OWL apoya el dominio del aprendizaje y ofrece una parametrización numérica, química y conceptual para producir miles de problemas correlacionados con este texto. El sistema también ofrece una base de datos de simulaciones, tutoriales y ejercicios, así como problemas al final de los capítulos del texto. Además, ahora incluye asignaciones de *ChemWork*, las cuales ayudan a los estudiantes a aprender los conceptos químicos clave mientras los guía en el proceso de convertirse en solucionadores de problemas. (Vea la descripción abajo.) Con OWL obtiene el sistema de aprendizaje en línea más ampliamente utilizado para la química con una confiabilidad insuperable y un entrenamiento y soporte dedicado. También es nuevo en OWL *Go Chemistry*TM, que consiste de 27 clases en minivideos que cubren los conceptos clave de la química que los estudiantes pueden ver en pantalla ¡o descargar en sus reproductores de video portátiles para estudiarlos en movimiento! El **libro electrónico en OWL** (ISBN-10: 0-538-73739-5; ISBN-13: 978-0-538-73739-5) opcional incluye la versión electrónica completa del texto, integrada por completo y vinculada a los problemas de tarea en OWL. La mayoría de los libros electrónicos en OWL son interactivos y ofrecen características para destacar, tomar notas y hacer marcas que pueden guardarse. Además, el libro electrónico incluye

enlaces con clases en minivideo de Thinkwell®. Para ver una demostración de OWL y para más información, visite www.cengage.com/owl o contacte a su representante de Cengage Learning, Brooks/Cole.

ChemWork Ofrecido en OWL y en *Enhanced WebAssign*®, las asignaciones en *ChemWork* brindan a los estudiantes otra oportunidad para practicar. Estos problemas están diseñados para que los utilicen de dos maneras: para *aprender* el proceso de resolución de problemas (mientras realizan problemas de tarea reales) o como una asignación de *piedra angular* para determinar si comprenden cómo resolverlos (quizás en la preparación final de un examen). Las asignaciones en *ChemWork* prueban la comprensión de los estudiantes de los conceptos centrales de cada capítulo. Quienes resuelven un problema particular sin asistencia pueden proceder directamente a la respuesta y recibir felicitaciones. Sin embargo, los que necesitan ayuda obtienen asistencia a través de una serie de sugerencias. El procedimiento para asistir a los estudiantes se modela de la forma en que un profesor ayudaría con un problema de tarea en su cubículo. Las sugerencias por lo regular son preguntas interactivas que guían a los estudiantes a través del proceso de resolución de problemas, quienes no pueden recibir la respuesta correcta del sistema; en su lugar fomenta que continúen resolviendo el problema a través de este sistema de sugerencias múltiples. *ChemWork* está parametrizado de manera química y numérica para que cada estudiante en el curso reciba un conjunto único de problemas.

Enhanced WebAssign® Es un sistema de aprendizaje en línea sólido y fácil de utilizar que incluye problemas algorítmicos del libro de texto con recursos de aprendizajes ricos en multimedia, como asignaciones en *ChemWork* y lecturas en minivideo en Thinkwell®. Los instructores pueden crear asignaciones a partir de una base de datos lista para usarse de las preguntas del libro de texto o escribir y personalizar sus propios ejercicios.

PowerLecture con ExamView® y **DVD del instructor JoinIn**™ (ISBN-10: 0-538-73643-7; ISBN-13: 978-0-538-73643-5). PowerLecture es una biblioteca digital de una sola parada y presenta herramientas que incluyen lo siguiente.

- **Diapositivas de lectura preparadas para Microsoft® PowerPoint**® que cubren los puntos clave del texto en un formato conveniente que puede mejorar con sus propios materiales o con video y animaciones interactivas adicionales del CD-ROM para lecturas personalizadas y mejoradas con multimedia.
- **Bibliotecas de imágenes** en PowerPoint® y formatos JPEG que contienen archivos electrónicos para todo el arte, la mayoría de las fotografías y todas las tablas numeradas en el texto. Estos archivos pueden utilizarse para imprimir diapositivas o para mejorar lecturas en PowerPoint®.
- Las **diapositivas “compaginadoras” JoinIn**™ incluyen preguntas que se escriben de manera específica para el uso de *Principios de química* con el sistema de respuesta en el salón de clases de su elección, y le permite mostrar de manera perfecta las respuestas a los estudiantes.
- El software **ExamView**® incluye los artículos de examen del banco de exámenes en línea en formato electrónico. Este banco, creado por Steven S. Zumdahl y Donald J. DeCoste, provee más de 1600 preguntas de elección múltiple, falso-verdadero, respuesta corta, y relacionar y completar. Aproximadamente

200 preguntas de la edición anterior se han convertido en algoritmos, lo cual le permite crear exámenes incluso más personalizados.

¡NUEVO! Recursos de enseñanza mejorados para el estudiante (en inglés)

Sitio web acompañante para el estudiante Accesible desde /chemistry/ este sitio provee herramientas en línea para el estudiante, incluyendo exámenes de práctica y tarjetas didácticas.

GoChemistry™ para química general (conjunto de 27 módulos) (ISBN-10: 0-495-38228-0; ISBN-13: 978-0-495-38228-7). *GoChemistry™* es un conjunto de videos esenciales fáciles de usar que puede descargar en su iPod o reproductor de video portátil: ¡ideal para el estudiante en movimiento! Desarrollado por químicos ganadores de premios, estas nuevas herramientas electrónicas están diseñadas para ayudar a los estudiantes a repasar de manera rápida los temas esenciales de la química. Las lecturas en minivideo incluyen animaciones y problemas para un resumen rápido de los conceptos clave. Los módulos de *GoChemistry* seleccionados tienen tarjetas didácticas electrónicas que introducen de manera breve un concepto clave y después examinan la comprensión del estudiante de los fundamentos con una serie de preguntas. *GoChemistry* también se reproduce en QuickTime, iTunes y iPhones. Los módulos están disponibles por separado. Para adquirirlos, introduzca el ISBN 0-495-38228-0 en www.ichapters.com.

OWL para química general, creado por Roberta Day y Beatrice Botch, de la Universidad de Massachusetts, Amherst, y William Vining, de la Universidad Estatal de Nueva York en Oneonta [Acceso instantáneo a OWL (4 semestres) ISBN-10: 0-495-05099-7; ISBN-13: 978-0-495-05099-5]. Creado en la Universidad de Massachusetts, Amherst, y probado en clase por decenas de miles de estudiantes de química, OWL es un sistema de aprendizaje basado en la Web totalmente personalizable y flexible. Apoya el dominio del aprendizaje y ofrece una parametrización numérica, química y conceptual para producir miles de problemas correlacionados con este texto. El sistema también ofrece una base de datos de simulaciones, tutoriales y ejercicios, así como problemas al final de los capítulos del texto. Además, OWL ahora incluye asignaciones de *Chem-Work*, las cuales ayudan a los estudiantes a aprender los conceptos químicos clave mientras los guía en el proceso para convertirse en solucionadores de problemas. (Vea la descripción enseguida.) Con OWL obtiene el sistema de aprendizaje en línea más ampliamente utilizado para la química con una confiabilidad insuperable y un entrenamiento y soporte dedicado. También es nuevo en OWL *GoChemistry™*, 27 lecturas en minivideos que cubren los conceptos clave de la química que los estudiantes pueden ver en pantalla o descargar en sus reproductores de video portátiles ¡para estudiarlos en movimiento! El **libro electrónico en OWL** (ISBN-10: 0-538-73739-5; ISBN-13: 978-0-538-73739-5) opcional incluye la versión electrónica completa del texto, integrada por completo y vinculada con los problemas de tarea en OWL. La mayoría de los libros electrónicos en OWL son interactivos y ofrecen características para destacar, tomar notas y hacer marcas que pueden guardarse. Además, incluyen enlaces a lecturas en minivideo de Thinkwell®.

Énfasis en la química de las reacciones

Se continúa enfatizando las reacciones químicas al inicio del libro, dejando el material más abstracto sobre los orbitales para capítulos posteriores. En un curso en el que muchos estudiantes se encuentran con la química por primera vez, parece especialmente importante que se presente la naturaleza química de la materia antes de que se expliquen las complejidades teóricas de los átomos y los orbitales. Las reacciones

son inherentemente interesantes para los estudiantes y pueden ayudar a conducirlos a la química. En particular, pueden formar la base de demostraciones fascinantes en el salón de clases y en experimentos en el laboratorio.

Por tanto, se ha elegido enfatizar las reacciones antes de pasar a los detalles de la estructura química. Basándose sólo en ideas muy sencillas acerca del átomo, los capítulos 6 y 7 desarrollan un tratamiento minucioso de las reacciones químicas, incluyendo cómo reconocer un cambio químico y qué significa una ecuación química. Las propiedades de las disoluciones acuosas se explican a detalle y se presta una atención cuidadosa a las reacciones de precipitación y ácido-base. Además, se proporciona un tratamiento sencillo de las reacciones de oxidación-reducción. Estos capítulos deben proveer una base sólida, relativamente temprano en el curso, para los experimentos en el laboratorio basados en reacciones.

Para los instructores que consideran que es deseable introducir los orbitales al inicio del curso antes que las reacciones químicas, los capítulos sobre la teoría química y el enlace (capítulos 11 y 12) pueden cubrirse de manera directa después del 4. El capítulo 5 sólo trata la nomenclatura y puede utilizarse dondequiera que se necesite en un curso particular.

Desarrollo de habilidades para la resolución de problemas

La resolución de problemas es de alta prioridad en la educación química. Se desea que los estudiantes adquieran habilidades para solucionar problemas. Fomentar el desarrollo de tales habilidades ha sido un enfoque central de las primeras ediciones de este texto y se ha mantenido en esta edición.

En los primeros capítulos se destina un tiempo considerable a guiar a los estudiantes a una comprensión de la importancia del aprendizaje de la química. Al mismo tiempo, se explica que las complejidades que pueden hacer frustrante esta disciplina en ocasiones también pueden proveer la oportunidad para adquirir habilidades en la resolución de problemas que son benéficas en cualquier profesión. Aprender a pensar como un químico es útil para todos. Para enfatizar esta idea, en el capítulo 1 se aplica el pensamiento científico a algunos problemas de la vida real.

Una razón por la que la química puede ser desafiante para los estudiantes al inicio se debe a que con frecuencia no poseen las habilidades matemáticas requeridas. Por tanto, se ha prestado atención cuidadosa a tales habilidades fundamentales, como el uso de la notación científica, el redondeo al número correcto de cifras significativas y el reordenamiento de ecuaciones para resolver una cantidad particular. Se ha seguido de manera meticulosa las reglas que se han asentado para no confundir a los estudiantes.

La actitud desempeña una función crucial en lograr el éxito en la resolución de problemas. Los estudiantes deben aprender que un método sistemático y cuidadoso para los problemas es mejor que la memorización forzada. Se fomenta esta actitud al inicio del libro utilizando las conversiones de temperatura como un vehículo en el capítulo 2. A lo largo del libro se favorece un método que comienza con el intento de representar la esencia del problema utilizando símbolos y(o) diagramas y se termina con el razonamiento acerca de si la respuesta tiene sentido. Se introducen nuevos conceptos trabajando con cuidado a través del material antes de proporcionar fórmulas matemáticas o estrategias generales. Se fomenta un método paso a paso cuidadoso en vez del uso prematuro de algoritmos. Una vez que se ha proporcionado la base necesaria, se destacan las reglas y los procesos importantes en recuadros de desarrollo de habilidades para que los estudiantes puedan localizarlos con facilidad.

Se ha escrito una nueva sección (sección: 8.4: *Aprendiendo a resolver problemas*) para que los estudiantes comprendan mejor cómo pensar maneras de resolver un problema. Se explica cómo resolverlos de una manera flexible y creativa basada en la comprensión de las ideas fundamentales de la química y en preguntarse y responder preguntas clave. Se modela este método en los *ejemplos* que aparecen a lo largo del texto.

Muchos ejemplos resueltos están acompañados por ejercicios de autoevaluación, los cuales proporcionan una práctica adicional y están enlazados a los ejercicios al final de los capítulos para ofrecer otra oportunidad a fin de que los estudiantes practiquen sus habilidades para la resolución de problemas particulares o para comprender un concepto específico.

Se ha aumentado el número de ejercicios al final de los capítulos. Como en las primeras seis ediciones, estos ejercicios están ordenados en “pares relacionados”, lo que significa que los problemas en el par exploran temas similares. Una sección de problemas adicionales incluye más práctica sobre los conceptos del capítulo, así como problemas más desafiantes. Los repasos acumulativos, los cuales aparecen después de unos cuantos capítulos, examinan los conceptos del bloque de capítulos precedentes. Las respuestas para los ejercicios pares aparecen en una sección especial al final del texto.

Manejo del lenguaje de la química y aplicaciones

Se ha recorrido un largo camino para hacer este libro “amigable para el estudiante” y se ha recibido una retroalimentación entusiasta de quienes lo han utilizado.

Como en las primeras ediciones, se presenta un tratamiento sistemático y minucioso de la nomenclatura química. Una vez que se establece el marco, los estudiantes pueden progresar a través del libro de manera confortable.

Junto con las reacciones químicas, las aplicaciones forman una parte importante de la química descriptiva. Debido a que los estudiantes se interesan en el impacto de la química en su vida, se han incluido varios recuadros nuevos de “Química en enfoque”, los cuales describen aplicaciones actuales de esta ciencia. Estos recuadros especiales cubren temas interesantes, como la nueva tecnología para reemplazar las bombillas de luz incandescente, el uso de abejas para detectar drogas y bombas en los aeropuertos, y el análisis de los isótopos en el cabello humano para identificar el país de origen de las víctimas de desastres.

Impacto visual de la química

En respuesta a las peticiones de los instructores para incluir ilustraciones y gráficas de las reacciones químicas, de los fenómenos y de los procesos, se utiliza un diseño a todo color que permite manejarlo de manera funcional, concienzuda y consistente para ayudar a que los estudiantes comprendan la química y para hacer el tema más atractivo. Sólo se han incluido aquellas fotografías que ilustran una reacción química o un fenómeno, o que forman una conexión de la química con el mundo real. Muchas fotografías nuevas mejoran la séptima edición.

Elecciones de cobertura (en inglés, no disponibles en Latinoamérica)

Para conveniencia de los instructores, están disponibles cuatro versiones de la séptima edición: dos de tapa blanda y dos de tapa dura. *Química básica*, séptima edición, un texto de tapa blanda, provee una cobertura básica de los conceptos químicos y de las aplicaciones a través de la química ácido-base, y contiene 16 capítulos. *Introducción a la química*, séptima edición, disponible en tapa dura y en tapa blanda, expande la cobertura a 19 capítulos con la adición del equilibrio, las reacciones de oxidación-reducción y la electroquímica, la radiactividad y la energía nuclear. Por último, *Principios de química*, séptima edición, un texto de tapa dura, incluye 21 capítulos; los dos últimos contienen una breve introducción a la química orgánica y biológica.

Suplementos para el texto

Un enfoque principal de esta revisión es proveer a los instructores y estudiantes un nivel sin igual de soporte. Además de los componentes multimedia descritos anteriormente, se ofrecen los siguientes materiales.

Para el estudiante

Sitio web acompañante para el estudiante Accesible desde www.panamericana.com/chemistry/zumdahl, este sitio provee herramientas en línea que incluyen exámenes de práctica y tarjetas didácticas.

La *Guía de estudio*, creada por Donald J. DeCoste, de la Universidad de Illinois, contiene explicaciones de los capítulos y un repaso de aprendizaje (exámenes de práctica de los capítulos) (ISBN-10: 0-538-73640-2; ISBN-13: 978-0-538-73640-4).

La *Guía de soluciones*, diseñada por James F. Hall, de la Universidad de Massachusetts, Lowell, contiene soluciones detalladas para las preguntas y ejercicios pares al final de los capítulos y para los ejercicios de los repasos acumulativos (ISBN-10: 0-538-73641-0; ISBN-13: 978-0-538-73641-1).

Introducción a la química en el laboratorio, realizada por James F. Hall, contiene experimentos organizados de acuerdo con la presentación temática del texto. Las anotaciones en la edición comentada del instructor indican dónde son relevantes los experimentos de este manual para el contenido del capítulo. El manual de laboratorio se ha actualizado y revisado para esta edición (ISBN-10: 0-538-73642-9; ISBN-13: 978-0-538-73642-8).

Para el instructor

Edición comentada del instructor Recolecta una abundancia de soporte para la enseñanza en un paquete conveniente. La ECI contiene los 21 capítulos (el contenido completo de *Principios de química*). Las anotaciones insertas en los márgenes de la ECI incluyen:

- Respuestas para los ejercicios de autocomprobación, en punto de uso.
- Respuestas para todas las preguntas y ejercicios al final de los capítulos, en punto de uso.
- Ejemplos adicionales con respuestas para los ejemplos resueltos suplementarios del texto.
- Tecnología de la información acerca de las animaciones y los videoclips incorporados en los materiales de soporte electrónicos de lectura.
- Sugerencias de soporte de enseñanza para métodos de lectura/instrucción específicos, actividades y demostraciones en clase para ayudar a impartir los conceptos.
- Una visión general de los objetivos de aprendizaje de los capítulos.
- Consejos de enseñanza: una guía para resaltar la información relevante del capítulo.
- Interpretaciones inadecuadas: consejos sobre dónde los estudiantes pueden tener problemas o confundirse con un tema.
- Demostraciones: instrucciones detalladas para las demostraciones y actividades en clase. (Éstas son similares al material del *Soporte de enseñanza* y pueden estar referenciadas en las anotaciones de éste.)

- Experimentos en el laboratorio: información sobre cuáles laboratorios en el manual correspondiente son relevantes para el contenido del capítulo.
- Antecedentes: explicaciones de las convenciones utilizadas en el texto.
- Correlaciones del material marcado con íconos entre el texto principal y los materiales de soporte electrónicos, el *Banco de exámenes* y el *Manual de laboratorio*.
- Notas históricas: información biográfica o histórica acerca de la ciencia y los científicos.

PowerLecture con ExamView® y DVD del instructor JoinIn™ (ISBN-10: 0-538-73643-7; ISBN-13: 978-0-538-73643-5). PowerLecture es una biblioteca digital de una sola parada y presenta herramientas que incluyen lo siguiente.

- **Diapositivas de lectura preparadas para Microsoft® PowerPoint®** que cubren los puntos clave del texto en un formato conveniente, el cual puede mejorar con sus propios materiales o con video y animaciones interactivas adicionales del CD-ROM para lecturas personalizadas y mejoradas con multimedia.
- **Bibliotecas de imágenes** en PowerPoint® y formatos JPEG que contienen archivos electrónicos para todo el arte, la mayoría de las fotografías y todas las tablas numeradas en el texto. Estos archivos pueden utilizarse para imprimir diapositivas o para mejorar lecturas en PowerPoint®.
- Las **diapositivas “compaginadoras” JoinIn™** incluyen preguntas de manera específica para el uso de *Principios de química* con el sistema de respuesta en el salón de clases de su elección, y permite mostrar de manera perfecta las respuestas a los estudiantes.
- **Manual de soluciones completo** (James F. Hall, Universidad de Massachusetts, Lowell.) Contiene soluciones detalladas para todos los problemas al final de los capítulos, los problemas y los ejercicios de los repastos acumulativos.
- **Respuestas a las preguntas de aprendizaje activo** presentadas al final de los capítulos, escritas por Donald J. DeCoste.
- La **Guía del instructor para la introducción a la química en el laboratorio**, diseñada por James F. Hall, incluye notas generales acerca de cada experimento, el tiempo de terminación aproximado, los materiales requeridos y las respuestas para las preguntas pre y pos laboratorio. Las anotaciones en el ECI indican dónde los experimentos de este manual son relevantes para el contenido del capítulo. El *Manual de laboratorio* ha sido actualizado y revisado para esta edición.
- **Capítulos de muestra** del *Manual de soluciones del estudiante* y de la *Guía de estudio*.
- El software **ExamView®**, con todos los artículos de examen del banco de exámenes en línea en formato electrónico. Este banco, creado por Steven S. Zumdahl y Donald J. DeCoste, provee más de 1 600 preguntas de elección múltiple, falso-verdadero, respuesta corta, y relacionar y completar. Aproximadamente 200 preguntas de la edición anterior se han convertido en algoritmos, lo cual permite crear exámenes incluso más personalizados.

Agradecimientos

Este libro representa los esfuerzos de colaboración de varias personas talentosas y dedicadas a las que les debemos mucho. El editor Charles Hartford apoyó muchísimo en la revisión. Formuló buenas preguntas y proveyó ideas útiles y creativas. También deseamos agradecer a Cathy Brooks, gerente de proyecto del contenido, quien tuvo un buen ojo para los detalles y una habilidad misteriosa para hacer todo a la vez y bien. Apreciamos los esfuerzos de Alyssa White, editora de desarrollo, quien junto con sus demás tareas fue invaluable para lograr que el arte fuera atractivo y correcto. Estamos agradecidos por haber trabajado con Sharon Donahue, investigadora de fotografías, quien una vez más mostró su notable habilidad para encontrar imágenes sobresalientes.

Jim Hall, de la Universidad de Massachusetts, Lowell, contribuyó de diversas maneras al éxito de este proyecto. Ha sido de tremenda ayuda con las preguntas y problemas al final de los capítulos y con los ejercicios de los repasos acumulativos, junto con la escritura de las *Guías de soluciones*, la *Introducción a la química en el laboratorio* y la *Guía del instructor para la introducción a la química en el laboratorio*.

Especialmente apreciamos los esfuerzos de Gretchen Adams, de la Universidad de Illinois, por su trabajo en la revisión de los componentes multimedia en PowerPoint®; de Richard Triplett, del Des Moines Area Community College, por la revisión de los auxiliares, y de Linda Bush por la revisión del banco de exámenes.

Gracias también a las siguientes personas que proveyeron asistencia valiosa en esta revisión: Stephanie VanCamp, editora asistente para los auxiliares; Rebecca Berardy-Schwartz, gerente del proyecto de tecnología; Jon Olafsson, asistente editorial; Nicole Hamm, gerente de mercadotecnia; Megan Greiner, gerente de proyecto (Graphic World); Jill Haber y Cate Barr, directores de arte; Betty Litt, correctora de estilo, y David Shinn, quien comprobó la exactitud del libro de texto y las soluciones.

Nuestro sincero reconocimiento a todos los revisores que contribuyeron con retroalimentación y sugerencias para el éxito de este proyecto.

Angela Bickford
Northwest Missouri State University

Simon Bott
University of Houston

Jabe Breland
St. Petersburg College

Frank Calvagna
Rock Valley College

Jing-Yi Chin
Suffolk County Community College

Carl David
University of Connecticut

Cory DiCarlo
Grand Valley State University

Cathie Keenan
Chaffey College

Pamela Kimbrough
Crafton Hills College

Wendy Lewis
Stark State College of Technology

Guillermo Muhlmann
Capital Community College

Lydia Martinez Rivera
University of Texas en San Antonio

Sharadha Sambasivan
Suffolk County Community College

Perminder Sandhu
Bellevue Community College

Lois Schadewald
Normandale Community College

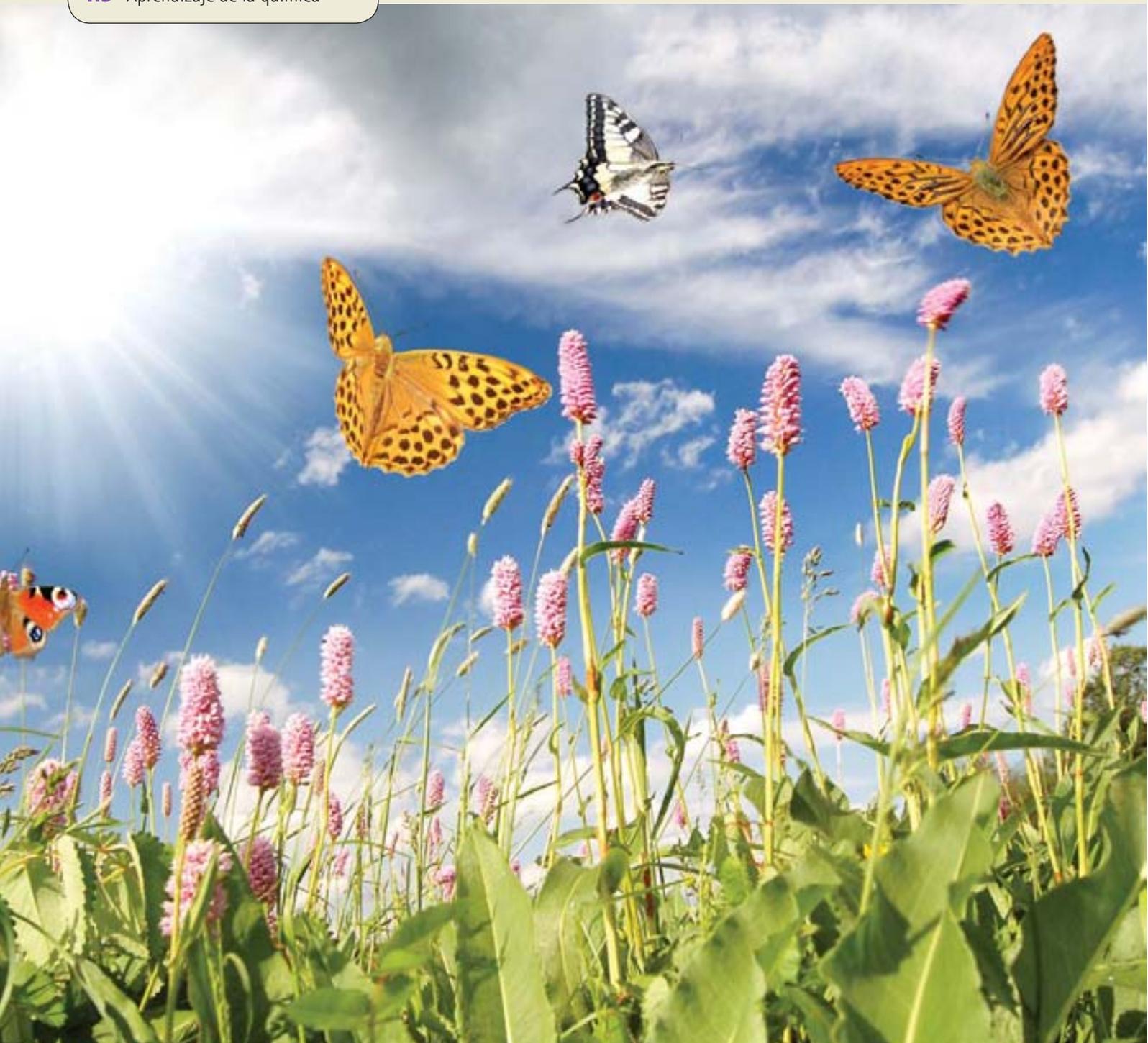
Marie Villarba
Seattle Central Community College

1

Química: introducción

- 1.1 Química: introducción
- 1.2 ¿Qué es la química?
- 1.3 Resolución de problemas utilizando un método científico
- 1.4 Método científico
- 1.5 Aprendizaje de la química

- La química trata con el mundo natural.
(©Vaclav Volrab/Shutterstock)





¿Vio alguna vez un espectáculo de fuegos artificiales el 4 de julio y se preguntó cómo es posible producir estos diseños hermosos y complicados en el aire? ¿Ha leído acerca de cómo los dinosaurios gobernaron la Tierra por millones de años y después desaparecieron de manera repentina? Aunque la extinción sucedió hace 65 millones de años y puede parecer no importante, ¿podría pasarnos lo mismo? ¿Se ha preguntado por qué un cubo de hielo (agua pura) flota en un vaso con agua (también pura)? ¿Sabía que la “mina” de su lápiz está hecha de la misma sustancia (carbono) que el diamante de un anillo de compromiso? ¿Se preguntó alguna vez cómo una planta de maíz o una palmera crecen aparentemente por magia, o por qué las hojas se vuelven de colores hermosos en el otoño? ¿Sabe cómo funciona la batería al encender su automóvil o para que funcione su calculadora? De seguro algunos de estos asuntos y muchos otros del mundo que lo rodea le han intrigado. El hecho es que todos estos asuntos se pueden explicar de manera convincente empleando los modelos de la química y las ciencias físicas y de la vida relacionadas.



PhotoDisc/Getty Images

Los fuegos artificiales son un buen ejemplo de la química en acción.

Los fuegos artificiales son un buen ejemplo de la química en acción.

1.1

Química: introducción

OBJETIVO Comprender la importancia del aprendizaje de la química.

Aunque podría parecer que la química tiene poco que ver con los dinosaurios, el aprendizaje de esta disciplina fue la herramienta que permitió que el paleontólogo Luis W. Álvarez y sus colaboradores de la Universidad de California en Berkeley “resolvieran el caso” de su desaparición. La clave fue el nivel relativamente alto del iridio encontrado en el sedimento que representa el límite entre los periodos terrestres cretáceo (K) y terciario (T), la época cuando los dinosaurios desaparecieron de manera virtual de la noche a la mañana (en la escala geológica). Los investigadores de Berkeley sabían que los meteoritos también tienen un contenido de iridio inusualmente alto (con relación a la composición de la Tierra), lo cual los condujo a sugerir que un meteorito grande impactó la Tierra hace 65 millones de años ocasionando cambios climáticos que exterminaron a esa especie.

El conocimiento de la química es de utilidad para casi todo. Ésta ocurre a nuestro alrededor todo el tiempo, y su comprensión es útil para médicos, abogados, mecánicos, gente de negocios, bomberos y poetas, entre otros. La química es importante, no hay duda de eso. Se encuentra en el centro de los esfuerzos dirigidos a producir nuevos materiales que hagan nuestra vida más fácil y segura, para producir nuevas fuentes de energía que sean abundantes y no contaminantes y para comprender y controlar muchas enfermedades que nos amenazan a nosotros y nuestro suministro de alimento. Aun si su futura carrera no requiere el uso diario de los principios químicos, su vida estará influida en gran medida por esta ciencia.

Una situación fuerte puede hacer que el uso de la química mejore en gran medida nuestra vida. Sin embargo, es importante comprender que sus principios no son inherentemente buenos o malos; es lo que se hace con este conocimiento lo que realmente importa. Aunque los humanos somos listos, ingeniosos y nos preocupamos por otros, también podemos ser ambiciosos, egoístas e ignorantes. Además, tendemos a ser estrechos de mira; nos concentramos demasiado en el presente y no pensamos lo suficiente acerca de las implicaciones a largo plazo de nuestras acciones. Este tipo de pensamiento ya ha ocasionado varios problemas, pues han ocurrido en varios frentes daños ambientales severos. No se puede atribuir toda la responsabilidad a las compañías químicas porque todos hemos contribuido a estos problemas. Sin embargo, es menos importante culpar que buscar soluciones. Una parte importante de la respuesta debe basarse en la química.

Uno de los campos “más calientes” en las ciencias químicas es la química ambiental, un área que involucra el estudio de los daños ambientales y la búsqueda de maneras creativas para tratarlos. Por ejemplo, conozca a Bart Eklund, quien trabaja en el campo de la química atmosférica para la Radian Corporation en Austin, Texas. El interés de Bart en una carrera de la ciencia ambiental lo fomentaron dos cursos de

química ambiental y dos cursos de ecología que tomó como estudiante universitario. Su plan original de ganar varios años de experiencia industrial y después regresar a la escuela para un posgrado cambió cuando descubrió que su avance profesional con una licenciatura en ciencias era posible en el campo de la investigación ambiental. La naturaleza multidisciplinaria de los problemas ambientales le permitió proseguir su interés en varios campos al mismo tiempo. Se podría decir que se especializa en ser un generalista.

El campo de consulta ambiental le atrae a Bart por varias razones: la oportunidad de definir y resolver varios problemas de investigación; el trabajo simultáneo en proyectos diversos; la mezcla de trabajo de escritorio, de campo y en el laboratorio; el viajar, y la oportunidad de llevar a cabo un trabajo gratificante que tiene un efecto positivo en la vida de la gente.

Entre los aspectos más notables de su carrera están los siguientes.

- Pasar un mes de invierno monitoreando el aire en Grand Tetons, donde también conoció a su esposa y aprendió a esquiar.
- Conducir pipas de muestreo manuales en el suelo rocoso del Monumento del Valle de la Muerte en California.
- Trabajar de manera regular con expertos en su campo profesional y con gente que disfruta lo que hace.
- Realizar un trabajo vigoroso en un clima a 100 °F mientras viste un traje recubierto de hule, guantes dobles y un respirador.
- Trabajar en y ver Alaska, el Parque Yosemite, las Cataratas del Niágara, Hong Kong, la República Popular de China, Mesa Verde, la ciudad de Nueva York y docenas de otros sitios interesantes.



Cortesía, Bart Eklund

Bart Eklund comprueba la calidad del aire en un sitio de desechos peligrosos.

La carrera de Bart Eklund demuestra cómo los químicos son de ayuda en la resolución de los problemas ambientales. Lo que hace la diferencia es cómo se usa el conocimiento químico.

Un ejemplo que muestra cómo el conocimiento técnico puede ser un “arma de doble filo” es el caso de los clorofluorocarbonos (CFC). Cuando se sintetizó por primera vez el compuesto CCl_2F_2 (originalmente llamado *freón-12*), fue aclamado como una sustancia casi milagrosa. Debido a su naturaleza no corrosiva y a su habilidad inusual para resistir la descomposición, el freón-12 se aplicó rápidamente en sistemas de refrigeración y acondicionamiento de aire, aplicaciones de limpieza y en el soplado de las espumas para materiales de aislamiento y empackado, y de muchas otras maneras. Por años todo pareció bien: los CFC en realidad remplazaron materiales más peligrosos como el amoníaco, anteriormente empleado en los sistemas de refrigeración. Fueron vistos en definitiva como “buenos muchachos”. Pero entonces se descubrió un problema: el ozono en la atmósfera superior que nos protege de la radiación de alta energía del Sol comenzó a disminuir. ¿Qué ocasionó la destrucción del vital ozono?

Para gran asombro de todos, los culpables resultaron ser los aparentemente benéficos CFC. Inevitablemente, grandes cantidades de este compuesto se habían fugado en la atmósfera pero nadie se había preocupado acerca de esta situación debido a que estos componentes parecían por completo benignos. De hecho, la gran estabilidad de los CFC (una gran ventaja para sus varias aplicaciones) era al final una gran desventaja cuando se liberaron en el ambiente. El profesor F. S. Rowland y sus colegas de la Universidad de California en Irvine demostraron que con el tiempo se desplazaban a grandes altitudes en la atmósfera, donde la energía del Sol separaba los átomos de cloro. Estos átomos de cloro a su vez promovían la descomposición del ozono en la atmósfera superior. (Esto se explicará con más detalle en el capítulo 13.) Por tanto, una sustancia que poseía tantas ventajas en aplicaciones terrestres se volvía perjudicial en la atmósfera. ¿Quién pudo haber adivinado que se volvería en nuestra contra?

La buena noticia es que la industria química de Estados Unidos está conduciendo la investigación para encontrar alternativas de CFC seguras para el ambiente, y sus niveles en la atmósfera ya están disminuyendo.

La saga de los CFC demuestra que se puede responder con relativa rapidez a un problema ambiental serio si se decide hacerlo. También es importante comprender que los fabricantes químicos tienen una nueva actitud acerca del ambiente, y ahora están entre los líderes en hallar maneras de enfrentar nuestros daños al entorno. Las industrias que aplican las ciencias químicas están determinadas ahora a ser parte de la solución en vez de parte del problema.

Como puede ver, el aprendizaje de la química es interesante e importante. Sin embargo, un curso en esta materia puede hacer más que simplemente ayudarle a aprender los principios de la química. Un subproducto principal de su estudio es que se volverá un mejor solucionador de problemas. Una razón de por qué la química tiene la reputación de ser “difícil” es por que con frecuencia trata con sistemas bastante complicados que requieren más esfuerzos para resolverlos. Aunque esto podría parecer a primera instancia una desventaja, puede convertirlo en su ventaja si tiene la actitud correcta. Los reclutadores para compañías de todo tipo sostienen que una de las primeras cualidades que buscan en un empleado potencial es la habilidad para resolver problemas. En este libro se pasará gran parte del tiempo resolviendo varios tipos de problemas utilizando un método sistemático y lógico que le servirá bien en la resolución de cualquier tipo de situación en cualquier campo. Tenga en cuenta este objetivo más amplio a medida que aprenda a resolver los problemas específicos relacionados con la química.

Aunque el aprendizaje de la química con frecuencia no es sencillo, nunca es imposible. De hecho, cualquiera que se interese, sea paciente



© Cengage Learning

Un químico en el laboratorio.

Doctora Ruth: heroína del algodón



© Inga Ivanova/Dreamstime.com

En los años 1960, el algodón libre de arrugas representó un gran avance frente a la competencia de las fibras sintéticas.

La doctora Ruth Rogan Benerito pudo haber salvado la industria del algodón en Estados Unidos. En la década de 1960 las fibras sintéticas representaron una amenaza competitiva seria para el algodón, principalmente debido al arrugamiento. Las fibras sintéticas como el poliéster pueden diseñarse para que sean altamente resistentes a las arrugas en el proceso de lavado y en el uso. Por otro lado, los tejidos de algodón en la década de 1960 se arrugaban con facilidad, y las camisas blancas de este material tenían que plancharse para que se vieran bien. Esta necesidad colocó al algodón en una seria desventaja e hizo peligrar una industria muy importante para la salud económica del sur de Estados Unidos.

Durante la década de 1960 Ruth Benerito trabajó como científica para el Departamento de Agricultura

de Estados Unidos, donde contribuyó al desarrollo del tratamiento químico del algodón para hacerlo resistente a las arrugas. De este modo permitió que permaneciera como un tejido preeminente en el mercado, una posición que continúa manteniendo en la actualidad. Fue reconocida con el Premio al logro de una vida Lemelson-MIT para invenciones en 2002, cuando tenía 86 años de edad.

La doctora Benerito, quien posee 55 patentes, incluida la del algodón libre de arrugas concedido en 1969, comenzó su carrera cuando no se esperaba que las mujeres entraran en los campos científicos. Sin embargo, su madre, quien era una artista, la alentó de manera firme a que fuera lo que deseara.

Benerito se graduó de la preparatoria a la edad de 14 años y asistió al Newcomb College, el colegio para mujeres asociado con la Universidad Tulane. Se especializó en química con especialidades secundarias en física y matemáticas. En ese tiempo fue sólo una de las dos mujeres a las que se les permitió tomar el curso de fisicoquímica en Tulane. Obtuvo su licenciatura en ciencias en 1935 a la edad de 19 años, y posteriormente consiguió un grado de maestría en Tulane y un doctorado en la Universidad de Chicago.

En 1953 la doctora Benerito comenzó a trabajar en el Centro de Investigación Regional del Sur del Departamento de Agricultura en Nueva Orleans, donde se especializó principalmente en el algodón y en productos relacionados. También inventó un método especial para la alimentación intravenosa a largo plazo en pacientes médicos.

Desde su jubilación en 1986 ha continuado enseñando a estudiantes de ciencias para mantenerse ocupada. Todo aquel que conoce a la doctora Benerito la describe como una persona ejemplar.

y desee trabajar puede aprender los fundamentos de esta ciencia. Este libro tratará en gran medida de ayudarle a comprender qué es la química y cómo funciona, y le indicará cómo se aplica a las cosas que suceden en su vida.

Esperamos con sinceridad que este texto lo motive a aprender la química, hacer que sus conceptos sean comprensibles para usted y demostrar qué tan interesante y vital es su estudio.

1.2 ¿Qué es la química?

OBJETIVO Definir la química.

En el capítulo 3 se explicarán los cambios químicos y físicos.

La **química** puede definirse como *la ciencia que trata con los materiales del universo y los cambios que experimentan estos materiales*. Los químicos se involucran en actividades tan diversas como el análisis de las partículas fundamentales de la materia, bus-



El lanzamiento del transbordador espacial da indicaciones claras de que están ocurriendo reacciones químicas.

car moléculas en el espacio, la síntesis y formulación de nuevos materiales de todo tipo, el uso de bacterias para producir químicos como la insulina, e inventar nuevos métodos de diagnóstico para la detección temprana de enfermedades.

Con frecuencia a la química se le llama *la ciencia central*, y con buena razón. La mayoría de los fenómenos que ocurren en el mundo a nuestro alrededor involucra cambios químicos, donde una o más sustancias se convierten en sustancias distintas. Algunos ejemplos de cambios químicos son los siguientes.

Madera quemada en el aire forma agua, dióxido de carbono y otras sustancias.

Crecimiento de plantas que reúnen sustancias sencillas en sustancias más complejas.

El acero en la oxidación de un automóvil.

Huevos, harina, azúcar y polvo para hornear se mezclan en la preparación de un pastel.

La definición del término *química* se aprende y almacena en el cerebro. Las emisiones de una planta de energía conducen a la formación de lluvia ácida.

A medida que continuemos, verá cómo los conceptos de la química permiten comprender la naturaleza de estos y otros cambios, y por tanto ayudan a manipular los materiales naturales para nuestro beneficio.

1.3 Resolución de problemas utilizando un método científico

OBJETIVO Comprender el pensamiento científico.

Una de las cosas más importantes que hacemos en la vida diaria es resolver problemas. De hecho, la mayoría de las decisiones que usted toma cada día pueden describirse como resolución de problemas.

Es viernes a las 8:30 a.m. ¿Cuál es la mejor manera de conducir a la escuela para evitar el tráfico?

Tiene dos exámenes el lunes. ¿Debe dividir su tiempo de estudio de manera equitativa o asignar más tiempo a uno que al otro?

Se descompone su automóvil en una intersección transitada y su hermano pequeño está con usted. ¿Qué haría a continuación?

Estos son problemas diarios del tipo al que usted se enfrenta. ¿Qué proceso se emplea para resolverlos? Puede no haber pensado acerca de esto antes, pero existen varios pasos que casi todos utilizan para resolver problemas:

1. Reconocer el problema y enunciarlo de manera clara. Parte de la información se conoce, o algo sucede que requiere acción. En la ciencia se le llama a esta etapa *hacer una observación*.
2. Proponer soluciones *posibles* para el problema o explicaciones *posibles* para la observación. En el lenguaje científico, a sugerir tal posibilidad se le llama *formulación de una hipótesis*.

Un problema misterioso

Para ilustrar cómo la ciencia ayuda a solucionar problemas, considere una historia verdadera acerca de dos personas: David y Susan (no son sus nombres reales). Hace varios años David y Susan eran personas sanas de 40 años que vivían en California, donde David estaba sirviendo en la Fuerza Aérea. Poco a poco Susan comenzó a enfermarse, con síntomas parecidos a los de la gripe, además de náuseas y dolores musculares severos. Incluso su personalidad cambió; se volvió inusualmente gruñona. Parecía una persona por completo distinta de la mujer sana y feliz de unos cuantos meses antes. Siguiendo las órdenes del doctor, descansó y bebió muchos fluidos, incluidas grandes cantidades de café y jugo de naranja en su taza favorita, parte del conjunto de 200 piezas de la vajilla de cerámica adquirida recientemente en Italia. Sin embargo, sólo se enfermó más, al padecer calambres abdominales extremos y una anemia severa.

Durante este tiempo David se enfermó y presentó síntomas muy parecidos a los de Susan: pérdida de peso, dolor agudo en su espalda y brazos y cambios de humor inusuales. La enfermedad se volvió tan debilitante que se retiró prematuramente de la Fuerza Aérea y la pareja se mudó a Seattle. Por un corto período su salud mejoró, pero después de desempacar sus pertenencias (incluida la vajilla de cerámica), su salud comenzó a deteriorarse de nuevo. El cuerpo de Susan se volvió tan sensible que no podía tolerar el peso de una cobija. Estaba en el umbral de la muerte. ¿Qué estaba mal? Los doctores no lo sabían, pero uno sugirió que podría tener porfiria, una enfermedad sanguínea rara.

Desesperado, David comenzó a buscar la literatura médica por sí mismo. Un día mientras estaba leyendo acerca de la porfiria, una frase sobresalió de la página: "El envenenamiento por plomo en ocasiones puede confundirse con porfiria." ¿Podría ser envenenamiento por plomo su padecimiento?

Se ha descrito un problema muy serio con implicaciones de vida o muerte. ¿Qué debe hacer a continuación David? Pasando por alto por un momento la respuesta obvia de llamar al doctor de la pareja de inmediato para discutir la posibilidad de envenenamiento por plomo, ¿podía David resolver el problema por medio del pensamiento científico? Utilice los tres pasos descritos en la sección 1.3 para atacar el problema por partes. Esto es importante: por lo regular se resuelven situaciones complejas dividiéndolas en partes manejables. Después se puede ensamblar la solución para el problema general a partir de las respuestas que se han encontrado "por fragmentos".

En este caso existen varias partes para el problema general:

¿Cuál es la enfermedad?

¿De dónde proviene?

¿Puede curarse?

Ataque primero "¿Cuál es la enfermedad?"

Observación. David y Susan están enfermos con los síntomas descritos. ¿La enfermedad es envenenamiento por plomo?

Hipótesis. La enfermedad es envenenamiento por plomo.

Experimento. Si la enfermedad es envenenamiento por plomo, los síntomas deben coincidir con aquellos conocidos como característicos de esta situación. Busque los síntomas del envenenamiento por plomo. David hizo esto y encontró que coincidían casi de manera exacta con los síntomas de la pareja.

Este descubrimiento apunta al envenenamiento por plomo como la fuente de su problema, pero David necesitaba más evidencias.

Observación. El envenenamiento por plomo resulta de niveles altos de este elemento en el torrente sanguíneo.

Hipótesis. La pareja tiene niveles altos de plomo en su sangre.

- Decidir cuál de las soluciones es la mejor o si la explicación propuesta es razonable. Para hacer esto se busca en la memoria cualquier información pertinente o se rastrea nueva información. En la ciencia se le llama *realizar un experimento* a la búsqueda de nueva información.



Cerámica italiana.

Experimento. Llevar a cabo un análisis sanguíneo. Susan hizo los arreglos para este análisis y los resultados mostraron niveles altos de plomo para David y Susan.

Esto confirma que el envenenamiento por plomo es probablemente la causa del padecimiento, pero el problema general no está resuelto. Es probable que David y Susan mueran a menos que encuentren de dónde proviene el plomo.

Observación. Hay plomo en la sangre de la pareja.

Hipótesis. El plomo está en sus alimentos o bebidas cuando los compran.

Experimento. Encontrar si alguien más que haya comprado en la misma tienda se había enfermado (no había nadie). También observe que mudarse a una nueva área no resolvió el problema.

Observación. Los alimentos que compran están libres de plomo.

Hipótesis. La vajilla que usan es la fuente del envenenamiento por plomo.

Experimento. Encontrar si su vajilla contiene plomo. David y Susan aprendieron que con frecuencia se emplean compuestos de plomo para darle un acabado brillante a los objetos cerámicos. Y los análisis de laboratorio de su vajilla de cerámica italiana mostraron que había presencia de plomo en el barnizado.

Observación. El plomo está presente en su vajilla, por lo que ésta es una posible fuente de su envenenamiento por plomo.

Hipótesis. El plomo está filtrándose en sus alimentos.

Experimento. Colocar una bebida en las tazas, como jugo de naranja, y después analizarla en búsqueda de plomo. Los resultados mostraron niveles altos de este elemento en las bebidas que habían estado en contacto con las tazas de cerámica.

Después de muchas aplicaciones del método científico se resolvió el problema. Se puede resumir la respuesta al problema (la enfermedad de David y Susan) como se indica a continuación: la cerámica italiana que empleaban para sus comidas diarias contenía un barnizado de plomo que contaminó sus alimentos y bebidas. Este plomo se acumuló en su cuerpo al punto que interfirió de manera seria con las funciones normales y produjo síntomas severos. A esta explicación general, la cual resume las hipótesis que concuerdan con los resultados experimentales, se le llama *teoría* en la ciencia. Esta explicación justifica los resultados de todos los experimentos llevados a cabo.*

Pudiera continuarse utilizando el método científico para estudiar otros aspectos de este problema, como:

¿Qué tipos de alimentos y bebidas filtran más plomo de las vajillas?

¿Todas las vajillas de cerámica con barnizados de plomo producen envenenamiento por plomo?

A medida que se responden preguntas utilizando el método científico, de manera natural surgen otras. Al repetir los tres pasos una y otra vez se puede comprender a fondo un fenómeno dado.

* "David" y "Susan" se recuperaron del envenenamiento por plomo y ahora difunden los peligros del uso de cerámica barnizada con plomo. Este final feliz es la respuesta a la tercera parte de su problema general: "¿Puede curarse la enfermedad?" ¡Simplemente pararon de comer con esa cerámica!

Como se descubrirá en la siguiente sección, los científicos usan estos mismos procedimientos para estudiar lo que sucede en el mundo que nos rodea. El punto importante aquí es que el pensamiento científico puede ayudarle en todas las partes de su vida. Es importante aprender cómo pensar de manera científica, ¡ya sea que desee ser un científico, un mecánico de automóviles, un doctor, un político o un poeta!

1.4 El método científico

OBJETIVO Describir el método que emplean los científicos para estudiar la naturaleza.

En la última sección se comenzó a ver cómo se emplean los métodos de la ciencia para resolver problemas. En esta sección se examinará a detalle este enfoque.

La ciencia es un marco para la obtención y organización de conocimiento. La ciencia no es simplemente un conjunto de hechos sino un plan de acción, un *procedimiento* para el procesamiento y comprensión de cierto tipo de información. Aunque el pensamiento científico es de utilidad en todos los aspectos de la vida, en este texto se usará para comprender cómo opera el mundo natural. Al proceso que se encuentra en el centro de la investigación científica se le llama **método científico**. Como se vio en la sección anterior, consiste de los siguientes pasos.

Pasos en el método científico

1. *Enunciar el problema y reunir información (hacer observaciones)*. Las observaciones pueden ser *cualitativas* (el cielo es azul; el agua es un líquido) o *cuantitativas* (el agua hierve a 100 °C; cierto libro de química pesa 4.5 libras). Una observación cualitativa no involucra un número. A una observación cuantitativa se le llama **medición**, e involucra un número (una unidad, como libras o pulgadas). En el capítulo 2 se explicarán las mediciones.
2. *Formular hipótesis*. Una hipótesis es una explicación *posible* para la observación.
3. *Llevar a cabo experimentos*. Un experimento es algo que se hace para comprobar la hipótesis. Se obtiene nueva información que permite decidir si la hipótesis está soportada por la nueva información que se ha aprendido a partir del experimento. Éste siempre produce nuevas observaciones y esto regresa de nuevo al inicio del proceso.

Las observaciones cuantitativas involucran un número. Las cualitativas no.

Para explicar el comportamiento de una parte dada de la naturaleza, se repiten estos pasos varias veces. Poco a poco se acumula el conocimiento necesario para comprender qué está sucediendo.

Una vez que se tiene un conjunto de hipótesis que concuerda con las diversas observaciones, se ensamblan en una teoría a la que con frecuencia se le llama *modelo*. Una **teoría** (modelo) es un conjunto de hipótesis comprobadas que proporcionan una explicación general de alguna parte de la naturaleza (vea la figura 1.1).

Es importante distinguir entre observaciones y teorías. Una observación es algo que se atestigua y puede registrarse. Una teoría es una *interpretación*, una explicación posible de *por qué* la naturaleza se comporta de una manera en particular. Las teorías cambian de manera inevitable a medida que se dispone de más información. Por ejemplo, los movimientos del Sol y las estrellas han permanecido virtualmente iguales en los miles de años durante los cuales los humanos los han observado, pero las explicaciones, las teorías, han cambiado en gran medida desde tiempos antiguos.

El punto es que no paramos de hacer preguntas sólo porque se ha ideado una teoría que parece explicar de manera satisfactoria algunos aspectos del comportamiento natural. Se continúan realizando experimentos para refinar las teorías. Por lo general se hace esto utilizando la teoría para hacer una predicción y después se realiza un experimento (efectuando una nueva observación) para ver si los resultados confirman esta predicción.

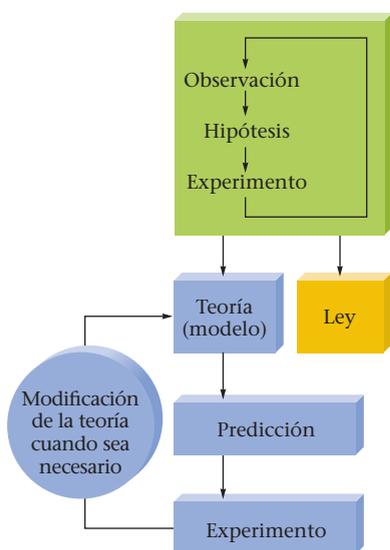


Figura 1.1

Las varias partes del método científico.

Ley. Resumen del comportamiento observado.

Teoría. Explicación del comportamiento.

Siempre recuerde que las teorías (modelos) son invenciones humanas. Representan los intentos por explicar el comportamiento natural observado en términos de las experiencias humanas. Se debe continuar realizando experimentos para refinar las teorías a fin de que sean consistentes con el nuevo conocimiento si se desea abordar una comprensión mucho más completa de la naturaleza.

A medida que se observa la naturaleza, con frecuencia se ve que la misma observación se aplica a muchos sistemas distintos. Por ejemplo, los estudios de innumerables cambios químicos han mostrado que la masa total de los materiales involucrados es la misma *antes y después* del cambio. Con frecuencia se formula tal comportamiento generalmente observado en un enunciado llamado **ley natural**. A la observación de que a la masa total de los materiales no le afecta un cambio químico en estos materiales se le llama *ley de conservación de la masa*.

Se debe reconocer la diferencia entre una ley y una teoría. Una ley es un resumen del comportamiento observado (medible), mientras que una teoría es una explicación del comportamiento. *Una ley indica lo que sucede; una teoría (modelo) es el intento de explicar por qué sucede.*

En esta sección se ha descrito el método científico (el cual se resume en la figura 1.1) como podría aplicarse de manera ideal. Sin embargo, es importante recordar que la ciencia no siempre progresa sin problemas y de manera eficiente. Los científicos son humanos. Tienen prejuicios; malinterpretan la información; pueden volverse emocionalmente unidos a sus teorías y por tanto perder objetividad, y además juegan a la política. A la ciencia le afectan los fines de lucro, presupuestos, modas, guerras y creencias religiosas. Por ejemplo, Galileo fue forzado a retractarse de sus observaciones astronómicas frente a la fuerte resistencia religiosa. Lavoisier, el padre de la química moderna, fue decapitado debido a sus afiliaciones políticas. Y gran parte del progreso en la química de los fertilizantes de nitrógeno resultó del deseo de producir explosivos para las guerras. El progreso de la ciencia con frecuencia se retrasa más por las debilidades de los humanos y sus instituciones, que por las limitaciones de los dispositivos de medición científicos. El método científico sólo es tan efectivo como los humanos lo usen. No conduce de manera automática al progreso.

1.5

Aprendizaje de la química

OBJETIVO

Desarrollar estrategias exitosas para el aprendizaje de la química

Los cursos de química tienen una reputación universal de ser difíciles. Existen buenas razones para ello. Por un lado, el lenguaje de la química no es familiar al inicio, pues muchos términos y definiciones necesitan memorizarse. Como con cualquier lenguaje, *debe conocer el vocabulario* antes de que pueda comunicarse de manera efectiva. Este libro tratará de ayudarle destacando los temas que necesiten memorizarse.

Pero la memorización sólo es el comienzo. No se detenga ahí, o su experiencia con la química será frustrante. Esté dispuesto a pensar y aprenda a confiar en sí mismo para resolver los problemas. Para resolver un problema de química común debe poner orden en la información dada y decidir qué es realmente crucial.

Es importante que se dé cuenta de que los sistemas químicos tienden a ser complicados; por lo regular existen muchos componentes y se deben realizar aproximaciones para describirlos. Por tanto, la prueba y error desempeñan una función importante en la resolución de los problemas químicos. Al abordar un sistema complicado, en la práctica un químico realmente no espera que esté bien la primera vez que analiza el problema. La práctica usual es hacer varias suposiciones para simplificar y después darle una oportunidad. Si la respuesta obtenida no tiene sentido, el químico ajusta las suposiciones empleando la retroalimentación de su primer intento, y trata de nuevo. El punto es este: al tratar con sistemas químicos, no espere

Química: un componente importante de su educación

¿Cuál es el propósito de la educación? Debido a que está gastando tiempo, energía y dinero considerables para obtener una educación, esta es una pregunta importante.

Algunas personas parecen equiparar la educación con el almacenamiento de hechos en el cerebro. Estas personas en apariencia creen que la educación simplemente significa memorizar las respuestas de todos los problemas presentes y futuros de la vida. Aunque esto es claramente irracional, muchos estudiantes parecen comportarse como si este fuese su principio guía. Estos estudiantes desean memorizar listas de hechos y reproducirlas en los exámenes. Consideran injusta cualquier pregunta del examen que requiera algún pensamiento original o algún procesamiento de la información. De hecho, podría ser tentador reducir la educación a un simple abarrotamiento de hechos, debido a que este método puede producir satisfacción a corto plazo para el estudiante y el profesor. Y por supuesto, el almacenamiento de hechos en el cerebro es importante. No puede funcionar sin saber que rojo significa *alto*, que la electricidad es peligrosa, que el hielo es resbaladizo, y así sucesivamente.

Sin embargo, el sólo recordar información abstracta sin la habilidad de procesarla lo hace un poco mejor que una enciclopedia andante. Los estudiantes ya formados siempre parecen traer el

mismo mensaje cuando regresan al campus. Las características que son importantes para su éxito son un conocimiento de los fundamentos de sus campos, la habilidad para reconocer y resolver problemas y para comunicarse de manera efectiva. También ponen énfasis en la importancia de un nivel alto de motivación.

¿Cómo el estudio de la química le ayuda a lograr estas características? El hecho de que los sistemas químicos son complicados es en realidad una bendición, aunque esté bien disfrazada. El estudio de la química no le hará por sí mismo un buen solucionador de problemas, pero puede ayudarle a adquirir una actitud positiva y entusiasta hacia la resolución de problemas, y puede contribuir a mejorar su confianza. El aprender a "pensar como un químico" puede ser valioso para cualquiera en cualquier campo. De hecho, la industria química está altamente poblada en todos los niveles y en todas las áreas por químicos e ingenieros químicos. Las personas que fueron entrenadas como profesionales en esta área con frecuencia sobresalen no sólo en la investigación y producción química, sino en las áreas de

personal, mercadotecnia, ventas, desarrollo, finanzas y administración. El punto es que gran parte de lo que aprende en este curso puede aplicarse a cualquier campo de esfuerzo. Por tanto, tenga cuidado de no tomar un punto de vista muy estrecho de este curso. Trate de ver más allá de la frustración de corto plazo hacia los beneficios a largo plazo. Puede no ser fácil aprender a ser un buen solucionador de problemas, pero bien vale la pena el esfuerzo.



© Laurence Gough

Estudiante observando la estructura de una molécula.

comprender de inmediato todo lo que está sucediendo. De hecho, es común (incluso para un químico experimentado) *no* comprender al principio. Haga un intento por resolver el problema y después analice la retroalimentación. *No es un desastre cometer un error siempre que aprenda de él.*

La única manera de desarrollar su confianza como un solucionador de problemas es practicar la resolución de problemas. Para ayudarle, este libro contiene ejemplos resueltos a detalle. Sígalos de manera cuidadosa, asegurándose de que comprende cada paso. Estos ejemplos por lo regular son seguidos por un ejercicio similar (llamado *ejercicio de autocomprobación*) que debe intentar resolver por su cuenta (al final de cada capítulo se proporcionan las soluciones detalladas de los ejercicios de autocomprobación). Úselos para verificar si está comprendiendo el material a medida que lo ve.

Al final de cada capítulo se presentan preguntas y problemas. Las preguntas repasan los conceptos básicos del capítulo y le dan una oportunidad de comprobar si comprende de manera apropiada el vocabulario introducido. Algunos de estos problemas en realidad sólo son ejercicios muy similares a los ejemplos realizados en el capítulo. Si comprende el material, debe ser capaz de resolver estos ejercicios de manera directa. Otros problemas requieren más creatividad. Éstos contienen una brecha de conocimiento, algún territorio no familiar que debe atravesar, y requieren que piense y tenga paciencia. Para que este curso le sea en realidad de utilidad, es importante que vaya más allá de las preguntas y ejercicios. La vida ofrece muchos ejercicios, eventos rutinarios que se abordan de manera bastante automática, pero los retos reales en la vida son los verdaderos problemas. Este curso puede ayudarle a convertirse en un solucionador de problemas más creativo.

A medida que haga su tarea, asegúrese de usar los problemas de manera correcta. Si no puede resolver un problema en particular, no mire de inmediato la solución. Repase el material relevante en el texto y después intente de nuevo solucionarlo. No tenga miedo de batallar con un problema. El ver la solución tan pronto como la busca detiene el proceso de aprendizaje.

El aprendizaje de la química toma tiempo. Use todas las fuentes de las que disponga y estudie sobre una base regular. No espere demasiado de usted muy pronto. Es posible que no comprenda todo a la primera y que no sea capaz de resolver varios problemas la primera vez que lo intente. Esto es normal, no significa que no puede aprender química. Sólo recuerde seguir trabajando y seguir aprendiendo de sus errores y obtendrá un progreso continuo.

C A P Í T U L O 1 REPASO

Términos clave

química (1.2)
método científico (1.4)

teoría (1.4)
ley natural (1.4)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en OWL

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular en el aula.

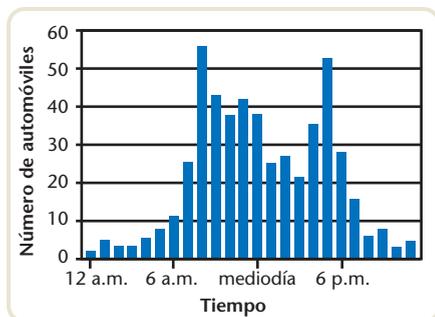
1. Explique cómo una hipótesis puede convertirse en una teoría. ¿Puede una teoría convertirse en una ley? Explique.
2. Haga cinco observaciones cualitativas y cinco cuantitativas acerca de la habitación en la que está sentado ahora.
3. Liste varias de las reacciones químicas que piense que son parte de su vida diaria. Explique.
4. Distinga entre “teoría” y “teoría científica”.
5. Describa tres situaciones en las que utilizó el método científico (fuera de la escuela) el mes pasado.
6. Los modelos científicos no describen la realidad. Son simplificaciones y por tanto incorrectos en cierto nivel. ¿Por qué son útiles los modelos?
7. Las teorías deben inspirar preguntas. Explique una teoría científica que conozca y las preguntas que origina.
8. Describa cómo configuraría un experimento para probar la relación entre la finalización de la tarea asignada y la calificación final que recibe en el curso.
9. Si todos los científicos emplean el método científico para tratar de llegar a una mejor comprensión del mundo, ¿por qué surgen tantos debates entre ellos?
10. Como se enuncia en el texto, no hay un método científico. Sin embargo, realizar observaciones, formular hipótesis y llevar a cabo experimentos por lo general son los componentes del “hacer ciencia”. Lea la si-

guiente entrada y liste cualquier observación, hipótesis y experimento. Justifique su respuesta.

Frank y Joyce están comiendo pasas y bebiendo ginger ale. Frank deja caer de manera accidental una pasa en su ginger ale. Ambos observan que la pasa cae al fondo del vaso. Pronto la pasa se eleva a la superficie del ginger ale y después se hunde. Dentro de un par de minutos, ésta se eleva y se hunde de nuevo. Joyce comenta: "Me pregunto por qué pasó esto." Frank dice: "No lo sé, pero veamos si funciona en el agua." Joyce llena un vaso con agua y deja caer la pasa en el vaso. Después de unos minutos Frank asevera: "No, no va hacia arriba y hacia abajo en el agua." Joyce observa de cerca las pasas en los dos vasos y enuncia: "Mira, hay burbujas en las pasas en el ginger ale pero no en las pasas en el agua." Frank agrega: "Deben ser las burbujas las que hacen que la pasa suba." Joyce dice: "Está bien, ¿pero por qué se hunde de nuevo?"

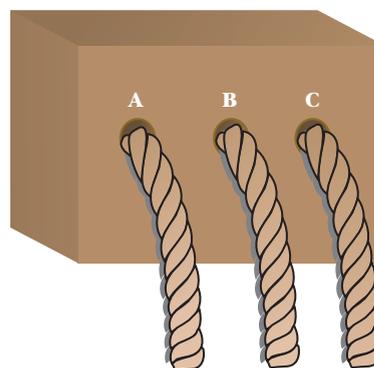
11. En la sección 1.3 se asevera que tomar un método científico para su profesión es benéfico para científicos, mecánicos de automóviles, doctores, políticos y poetas. Explique cómo pudiera usar cada una de estas personas un método científico en su profesión.

- VP** 12. Como parte de un proyecto de ciencias, estudie los patrones de tráfico de su ciudad en una intersección en medio del centro de la ciudad. Configure un dispositivo que cuente los automóviles que pasan a través de esta intersección por un periodo de 24 horas durante un día de la semana. La gráfica del tráfico por hora se parece a ésta.



- ¿En qué tiempo(s) pasa el mayor número de automóviles a través de la intersección?
- ¿En qué tiempo(s) pasa el menor número de automóviles a través de la intersección?
- Describa de manera breve la tendencia en los números de automóviles en el curso del día.
- Provea una hipótesis que explique la tendencia en los números de automóviles en el curso del día.
- Proporcione un experimento posible que pudiera comprobar su hipótesis.

- VP** 13. Confrontado con la caja mostrada en el diagrama, desea descubrir algo acerca de su funcionamiento interno. No tiene herramientas y no puede abrirla. Tira de la cuerda B y se mueve con bastante libertad. Cuando tira de la cuerda A, la cuerda C parece ser tirada ligeramente en la caja. Cuando tira de la C, la cuerda A casi desaparece en la caja.*



* De Yoder, Suydam y Snavely. *Chemistry*, Nueva York: Harcourt Brace Jovanovich, 1975, pp. 9-11.

- Con base en estas observaciones, construya un modelo para el mecanismo interior de la caja.
- ¿Qué otros experimentos podría realizar para refinar su modelo?

Preguntas y problemas

1.1 Química: introducción

PREGUNTAS

- La química es un tema académico intimidante para muchos estudiantes. ¿No está solo si tiene miedo de no hacerlo bien en este curso! ¿Por qué supone que el estudio de la química es tan intimidante para muchos estudiantes? ¿Qué le molesta acerca de tener que tomar un curso de química? Haga una lista de sus preocupaciones y llévalas a clase para su discusión con sus compañeros y su instructor.
- Los primeros párrafos en este capítulo le plantean si se ha preguntado cómo y por qué varias cosas en nuestra vida diaria suceden de la manera en que lo hacen. Para su siguiente clase, haga una lista de cinco cosas similares relacionadas con la química para su discusión con su instructor y los demás estudiantes.
- Esta sección presenta varias formas en las que la química ha enriquecido nuestra vida diaria. Liste tres materiales o procesos que involucren la química que sienta que han contribuido a tal enriquecimiento, y explique sus elecciones.
- F** El segmento "Química en enfoque" *Doctora Ruth: heroína del algodón* explica la enorme contribución de la doctora Ruth Rogan Benerito a la sobrevivencia de la industria del tejido de algodón en Estados Unidos. En la explicación se mencionó que Benerito se hizo química cuando no se esperaba que las mujeres se interesaran en, o fueran buenas en, temas científicos. ¿Ha cambiado esta actitud? Entre sus conocidos, ¿aproximadamente cuántas de sus amigas están estudiando una ciencia? ¿Cuántas planean seguir una carrera en ciencia? Explique.

1.2 ¿Qué es la química?

PREGUNTAS

- Este libro de texto le provee una definición específica de la química: el estudio de los materiales de los cuales está hecho el universo y las transformaciones que experimentan estos materiales. Obviamente, tal definición general tiene que ser muy amplia y no específica. A partir de su punto de vista en este momento, ¿cómo definiría la química? Para usted, ¿qué son las “sustancias químicas”? ¿Qué hacen los “químicos”?
- También utilizamos reacciones químicas en nuestra vida diaria, no sólo en el laboratorio de ciencias. Proporcione al menos cinco ejemplos de transformaciones químicas que utiliza en sus actividades diarias. Indique cuál es la “sustancia química” en cada uno de sus ejemplos y cómo reconoce que se lleva a cabo un cambio químico.

1.3 Resolución de problemas utilizando un método científico

PREGUNTAS

- Lea el segmento “Química en enfoque” *Un problema misterioso* y explique cómo David y Susan analizaron la situación y llegaron a la teoría de que el barnizado de plomo en la cerámica era el responsable de sus síntomas.
- Ser un científico es mucho muy parecido a ser un detective. Los detectives como Sherlock Holmes o Miss Marple practican un análisis bastante sistemático de un crimen para resolverlo, de manera muy similar a como trabajan los científicos cuando llevan a cabo una investigación científica. ¿Cuáles son los pasos que los científicos (o detectives) utilizan para resolver problemas?

1.4 El método científico

PREGUNTAS

- ¿Por qué un científico realiza *observaciones* repetidas de un fenómeno? ¿Una observación es lo mismo que una *teoría*? ¿Por qué sí (o por qué no)? ¿Una *hipótesis* es lo mismo que una *teoría*? ¿Cuándo un conjunto de hipótesis *se convierte en una teoría*?
- Las observaciones pueden ser cualitativas o cuantitativas. A las observaciones cuantitativas por lo regular se les conoce como *mediciones*. Liste cinco ejemplos de *observaciones cualitativas* que podría realizar alrededor de su casa o escuela. Liste cinco ejemplos de *mediciones* que podría realizar en la vida diaria.
- En esta sección se utilizan varias palabras que los estudiantes pueden encontrar difíciles de distinguir.

Escriba sus *propias* definiciones de los siguientes términos y llévelas a clase para su discusión con su instructor y compañeros: *teoría*, *experimento*, *ley natural*, *hipótesis*.

- Aunque, en general, la ciencia ha hecho avanzar en gran medida nuestra comprensión de la vida, en ocasiones tiene un “lado oscuro”. Proporcione un ejemplo del mal uso de la ciencia y explique cómo esto ha tenido un efecto adverso en nuestra vida.
- Aunque la ciencia *debe* conducir a soluciones de problemas que son completamente independientes de fuerzas externas, con mucha frecuencia en la historia las investigaciones científicas han sido influidas por prejuicios, fines de lucro, modas, guerras, creencias religiosas y otras fuerzas. Su libro de texto menciona el caso de Galileo, que tuvo que cambiar sus teorías acerca de la astronomía debido a la intervención de las autoridades religiosas. ¿Puede proporcionar tres ejemplos adicionales de cómo las investigaciones científicas han sido influidas de manera similar por fuerzas no científicas?

1.5 Aprendizaje de la química

PREGUNTAS

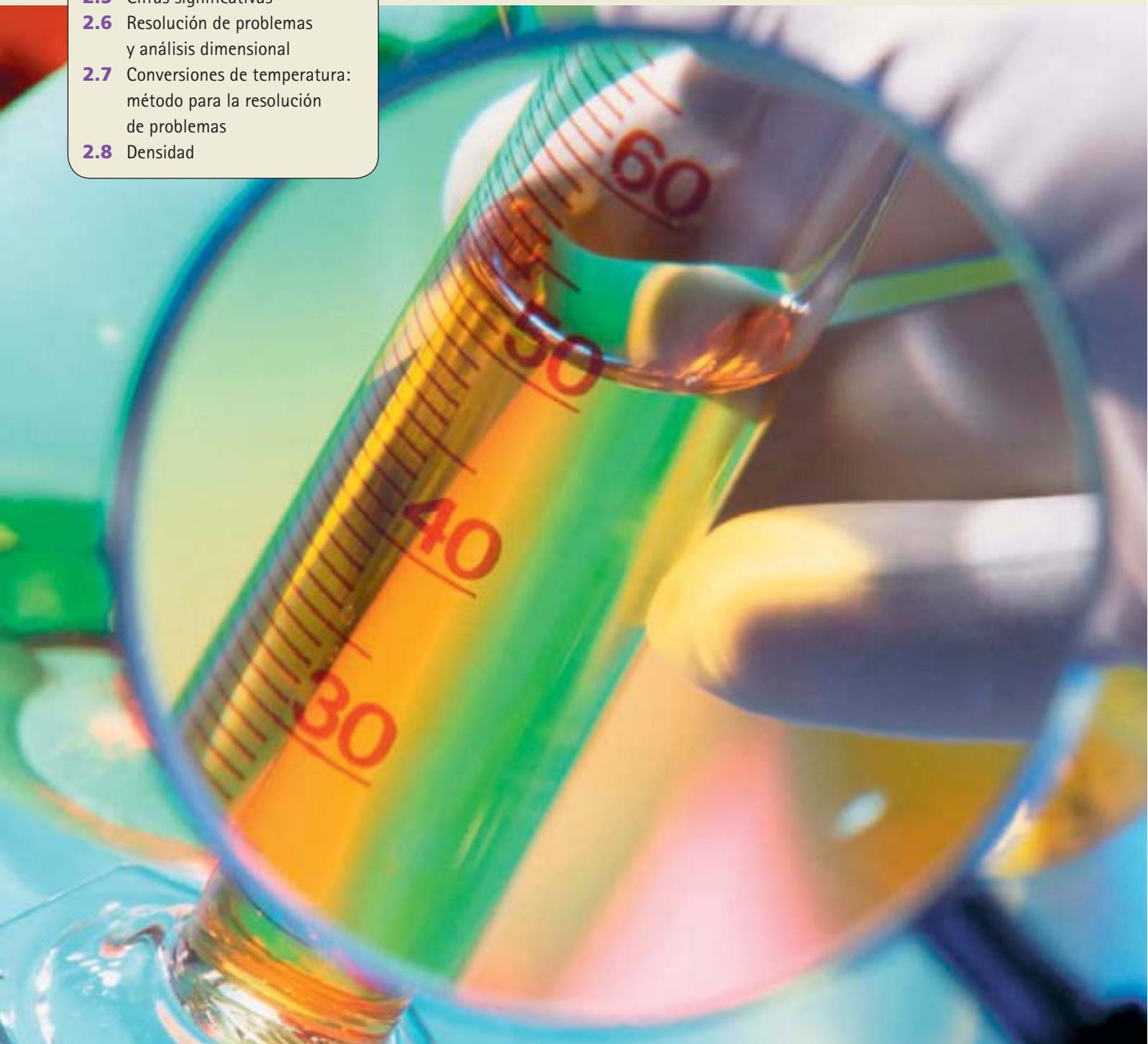
- Aunque repasar sus notas y leer su libro de texto es importante, ¿por qué el estudio de la química depende en gran medida de la resolución de problemas? ¿Puede aprender a resolver problemas por sí mismo observando los ejemplos resueltos en su libro de texto o en su guía de estudio? Explique.
- ¿Por qué la habilidad para resolver problemas es importante en el estudio de la química? ¿Por qué el *método* empleado para atacar un problema es tan importante como la respuesta al problema?
- Los estudiantes que se aproximan al estudio de la química deben aprender ciertos hechos básicos (como los nombres y símbolos de la mayoría de los elementos comunes), pero es mucho más importante que aprendan a pensar de manera crítica más allá de los ejemplos específicos explicados en clase o en el libro de texto. Explique cómo aprender a hacer esto podría ser de utilidad en cualquier carrera, aun en una bastante alejada de la química.
- El segmento “Química en enfoque” *Química: un componente importante de su educación* explica cómo el estudio de esta disciplina puede ser benéfico no sólo en sus cursos de esta materia sino en sus estudios en general. ¿Cuáles son algunas características de un buen estudiante y cómo el estudio de la química le ayuda a lograr estas características?

2

Mediciones y cálculos

- 2.1 Notación científica
- 2.2 Unidades
- 2.3 Mediciones de longitud, volumen y masa
- 2.4 Incertidumbre en las mediciones
- 2.5 Cifras significativas
- 2.6 Resolución de problemas y análisis dimensional
- 2.7 Conversiones de temperatura: método para la resolución de problemas
- 2.8 Densidad

- Ampliación de una probeta. (Masterfile)





© Lyme Furrer / Shutterstock

Bomba de gas que mide la cantidad de gasolina despachada.

Como se indicó en el capítulo 1, realizar observaciones es una parte clave del proceso científico. En ocasiones las observaciones son *cualitativas* (“la sustancia es un sólido amarillo”) y en ocasiones son *cuantitativas* (“la sustancia pesa 4.3 gramos”). A una observación cuantitativa se le llama **medición**. Las mediciones son muy importantes en la vida diaria. Por ejemplo, la gasolina se paga por litros, por lo que la bomba de gas debe medir de manera precisa la cantidad despachada al tanque de combustible. La eficiencia de los motores de los automóviles modernos depende de varias mediciones, incluyendo la cantidad de oxígeno en los gases del escape, la temperatura del refrigerante y la presión del aceite lubricante. Además, los automóviles con sistemas de control de tracción tienen dispositivos que miden y comparan las velocidades de rotación de los cuatro neumáticos. Como se verá en el recuadro “Química en enfoque” explicado en este capítulo, los dispositivos de medición se han vuelto muy sofisticados en el trato con nuestra sociedad complicada y en rápido movimiento.

Como se explicará en este capítulo, una medición siempre consiste de dos partes: un número y una unidad. Ambas partes son necesarias para hacer significativa la medición. Por ejemplo, suponga que una amiga le dice que vio un insecto de 5 de largo. Este enunciado no es significativo tal como está. ¿Cinco qué? Si es de 5 milímetros, el insecto es bastante pequeño. Si es de 5 centímetros, es bastante grande. Si es de cinco metros, ¡póngase a cubierto!

El punto es que para que una medición sea significativa, debe consistir de un número y una unidad que indique la escala que se está utilizando.

En este capítulo se considerarán las características de las mediciones y los cálculos que las involucran.

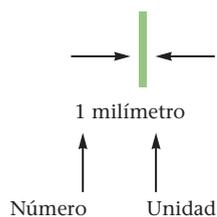
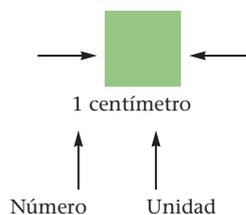
2.1

Notación científica

OBJETIVO

Mostrar cómo números muy grandes o muy pequeños pueden expresarse como el producto de un número entre 1 y 10 y una potencia de 10.

Una medición *siempre* debe consistir en un número y una unidad.



Los números asociados con mediciones científicas con frecuencia son muy grandes o muy pequeños. Por ejemplo, la distancia de la Tierra al Sol es de aproximadamente 93,000,000 (93 millones) de millas. Escrito, este número es bastante abultado. La notación científica es un método para hacer más compactos y fáciles de escribir los números muy grandes o muy pequeños.

Para ver cómo se hace esto, considere el número 125, el cual puede escribirse como el producto

$$125 = 1.25 \times 100$$

Debido a que $100 = 10 \times 10 = 10^2$, se puede escribir

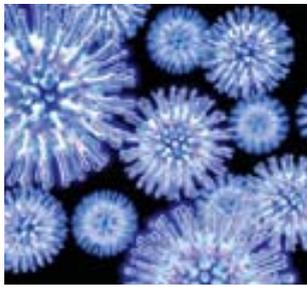
$$125 = 1.25 \times 100 = 1.25 \times 10^2$$

De manera similar, el número 1 700 puede escribirse como

$$1\,700 = 1.7 \times 1\,000$$

y debido a que $1\,000 = 10 \times 10 \times 10 = 10^3$, se puede escribir

$$1\,700 = 1.7 \times 1\,000 = 1.7 \times 10^3$$



Render en 3D del virus de la influenza porcina. Para medir su diámetro es conveniente utilizar notación científica.

La **notación científica** simplemente expresa un número como *producto de un número entre 1 y 10 y la potencia de 10 apropiada*. Por ejemplo, el número 93,000,000 puede expresarse como

$$93,000,000 = 9.3 \times 10,000,000 = 9.3 \quad \times \quad 10^7$$

Número entre 1 y 10
Potencia de 10 apropiada (10,000,000 = 10⁷)

La manera más sencilla de determinar la potencia de 10 apropiada para la notación científica es comenzar con la cifra que se está representando y contar el número de posiciones que debe moverse el punto decimal para obtener un número entre 1 y 10. Por ejemplo, para el número

$$\begin{array}{cccccccc} 9 & 3 & 0 & 0 & 0 & 0 & 0 & 0 \\ \hline & & 7 & 6 & 5 & 4 & 3 & 2 & 1 \end{array}$$

se debe mover el punto decimal siete posiciones a la izquierda para obtener 9.3 (un número entre 1 y 10). Para compensar cada movimiento del punto decimal se debe multiplicar por 10. Es decir, cada vez que se mueve el punto decimal a la izquierda se hace más pequeño el número en una potencia de 10. Por tanto, para cada movimiento del punto decimal a la izquierda se multiplica por 10 para restaurar el número a su magnitud original. Como resultado, mover el punto decimal siete posiciones a la izquierda significa que se debe multiplicar 9.3 por 10 siete veces, lo cual es igual a 10⁷:

$$93,000,000 = 9.3 \times 10^7$$

Se movió el punto decimal siete posiciones a la izquierda, por lo que se necesita 10⁷ para compensar.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Conserve un dígito a la izquierda del punto decimal.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Mover el punto decimal a la izquierda requiere un exponente positivo.

Recuerde. Siempre que se mueve el punto decimal a la *izquierda*, el exponente de 10 es *positivo*.

Se pueden representar números más pequeños de 1 utilizando la misma convención, pero en este caso la potencia de 10 es negativa. Por ejemplo, para el número 0.010 se debe mover el punto decimal dos posiciones a la derecha con el fin de obtener un número entre 1 y 10:

$$\begin{array}{cccc} 0 & . & 0 & 1 & 0 \\ \hline & & & 1 & 2 \end{array}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Mover el punto decimal a la derecha requiere un exponente negativo.

Esto requiere un exponente de -2, por lo que 0.010 = 1.0 × 10⁻². *Recuerde.* Siempre que se mueve el punto decimal a la *derecha*, el exponente de 10 es *negativo*.

Después considere el número 0.000167. En este caso se debe mover el punto decimal cuatro posiciones a la derecha para obtener 1.67 (un número entre 1 y 10):

$$\begin{array}{cccccccc} 0 & . & 0 & 0 & 0 & 1 & 6 & 7 \\ \hline & & 1 & 2 & 3 & 4 & & \end{array}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Lea el apéndice si necesita una explicación detallada de los exponentes y de la notación científica.

Mover el punto decimal cuatro posiciones a la derecha requiere un exponente de -4. Por tanto,

$$0.000167 = 1.67 \times 10^{-4}$$

Se movió el punto decimal cuatro posiciones a la derecha.

A continuación se resumen estos procedimientos.

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

$$100 = 1.0 \times 10^2$$

$$0.010 = 1.0 \times 10^{-2}$$

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Izquierda es positivo,
recuerde IEP.

Uso de la notación científica

- Cualquier número puede representarse como el producto de un número entre 1 y 10 y una potencia de 10 (positiva o negativa).
- La potencia de 10 depende del número de posiciones que se mueva el punto decimal y en qué dirección. El *número de posiciones* que se desplaza el punto decimal determina la *potencia de 10*. La *dirección* del movimiento determina si la potencia de 10 es *positiva* o *negativa*. Si el punto decimal se desplaza a la izquierda, la potencia de 10 es positiva; si se mueve a la derecha, la potencia de 10 es negativa.

EJEMPLO 2.1

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Un número que es mayor a 1 siempre tiene un exponente positivo cuando se escribe en notación científica.

Notación científica: potencias de 10 (positivas)

Represente los siguientes números en notación científica.

- a) 238,000
b) 1,500,000

SOLUCIÓN

- a) Primero se mueve el punto decimal hasta que se tenga un número entre 1 y 10, en este caso 2.38.

$$\begin{array}{ccccccc} 2 & 3 & 8 & 0 & 0 & 0 & \\ & \underbrace{} & & & & & \\ & 5 & 4 & 3 & 2 & 1 & \end{array}$$

El punto decimal se movió cinco posiciones a la izquierda.

Debido a que el punto decimal se movió cinco posiciones a la izquierda, la potencia de 10 es 5 positivo. Por tanto, $238,000 = 2.38 \times 10^5$.

- b) $1 \underbrace{500000}_{6 \ 5 \ 4 \ 3 \ 2 \ 1}$ El punto decimal se movió seis posiciones a la izquierda, por lo que la potencia de 10 es 6.

Por tanto, $1,500,000 = 1.5 \times 10^6$. ■

EJEMPLO 2.2

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Un número que es menor a 1 siempre tiene un exponente negativo cuando se escribe en notación científica.

Notación científica: potencias de 10 (negativas)

Represente los siguientes números en notación científica.

- a) 0.00043
b) 0.089

SOLUCIÓN

- a) Primero se mueve el punto decimal hasta que se tenga un número entre 1 y 10, en este caso 4.3.

$$\begin{array}{ccccccc} 0 & . & 0 & 0 & 0 & 4 & 3 \\ & & \underbrace{} & & & & \\ & & 1 & 2 & 3 & 4 & \end{array}$$

El punto decimal se movió cuatro posiciones a la derecha.

Debido a que el punto decimal se desplazó cuatro posiciones a la derecha, la potencia de 10 es 4 negativo. Por tanto, $0.00043 = 4.3 \times 10^{-4}$.

$$b) \quad 0.089$$

La potencia de 10 es 2 negativo debido a que el punto decimal se movió dos posiciones a la derecha.

Por tanto, $0.089 = 8.9 \times 10^{-2}$.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.1 Escriba los números 357 y 0.0055 en notación científica. Si está teniendo dificultades con la notación científica en este momento, vuelva a leer el apéndice.

Vea los problemas 2.5 al 2.14. ■

2.2 Unidades

OBJETIVO Aprender los sistemas de medición inglés, métrico y del SI.

La parte de las **unidades** de una medición indica qué *escala* o *estándar* se está utilizando para representar los resultados de la medición. Desde los primeros días de la civilización, el comercio ha requerido unidades comunes. Por ejemplo, si un granjero de una región deseaba comerciar parte de sus granos por el oro de un minero que vivía en otra región, las dos personas tenían que tener estándares (unidades) comunes para medir la cantidad de los granos y el peso del oro.

La necesidad de unidades comunes también se aplica a los científicos, quienes miden cantidades como masa, longitud, tiempo y temperatura. Si cada científico tuviese su conjunto personal de unidades, daría por resultado un caos total. Desafortunadamente, aunque surgieron sistemas de unidades estándares, se adoptaron diferentes sistemas en las distintas regiones del mundo. Los dos más utilizados son el **sistema inglés**, de uso común en Estados Unidos, y el **sistema métrico** empleado en la mayor parte del resto del mundo industrializado.

El sistema métrico ha sido el preferido desde hace tiempo para realizar la mayor parte del trabajo científico. En 1960, un acuerdo internacional estableció un sistema de unidades comprensible llamado **sistema internacional** (*le Système Internationale* en francés), o **SI**. Las unidades del SI se basan en el sistema métrico y en las unidades derivadas de este sistema. En la tabla 2.1 se listan las unidades fundamentales más importantes del SI. Más adelante en este capítulo se explicará cómo manipular algunas de estas unidades.

Debido a que las unidades fundamentales no siempre son de un tamaño conveniente, el sistema SI emplea prefijos para cambiar este tamaño. En la tabla 2.2 se listan los prefijos más comúnmente utilizados. Aunque la unidad fundamental para la longitud es el metro (m), también se puede utilizar el decímetro (dm), el cual representa una décima (0.1) de un metro; el centímetro (cm), que representa una centésima (0.01) de un metro; el milímetro (mm), que equivale a una milésima (0.001) de un metro, y así sucesivamente. Por ejemplo, es mucho más conveniente especificar el diámetro de cierto lente de contacto como de 1.0 cm que de 1.0×10^{-2} m.

Tabla 2.1 Algunas unidades fundamentales del SI

Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
masa	kilogramo	kg
longitud	metro	m
tiempo	segundo	s
temperatura	kelvin	K

¡Unidades críticas!

¿Qué tan importantes son las conversiones de una unidad a otra? Si le pregunta a la National Aeronautics and Space Administration (NASA), dirá ¡muy importantes! En 1999 la NASA perdió un orbitador climatológico marciano de 125 millones de dólares debido a una falla derivada de convertir unidades inglesas a métricas.

El problema surgió porque dos equipos que trabajaban en la misión a Marte estaban utilizando conjuntos de unidades distintos. Los científicos de la NASA en el laboratorio de propulsión a chorro en Pasadena, California, supusieron que la información del empuje para los cohetes en el orbitador que recibieron del Lockheed Martin Astronautics en Denver, el cual construyó el transbordador espacial, estaba en unidades métricas. En realidad, eran inglesas. Como resultado, el orbitador descendió 100 kilómetros más debajo de lo planeado en la atmósfera de Marte y la fricción de ésta ocasionó que el transbordador se quemara.

El error de la NASA volvió a encender la controversia sobre si el Congreso debe requerir que Estados Unidos cambie al sistema métrico. Alrededor

de 95% del mundo utiliza actualmente este sistema, y Estados Unidos está cambiando poco a poco del inglés al métrico. Por ejemplo, la industria del automóvil ha adoptado ajustadores métricos y usted compra su refresco en botellas de 2 litros.

Las unidades pueden ser muy importantes. De hecho, pueden significar la diferencia entre la vida y la muerte en algunas ocasiones. Por ejemplo, en 1983 un avión comercial canadiense casi se quedó sin combustible cuando alguien bombeó 22 300 libras de gasolina en el avión en vez de 22 300 kilogramos. ¡Recuerde estar al pendiente de sus unidades!



NASA

Concepción artística del orbitador climatológico marciano perdido.

Tabla 2.2 Prefijos comúnmente utilizados en el sistema métrico

Prefijo	Símbolo	Significado	Potencia de 10 para la notación científica
mega	M	1,000,000	10^6
kilo	k	1,000	10^3
deci	d	0.1	10^{-1}
centi	c	0.01	10^{-2}
mili	m	0.001	10^{-3}
micro	μ	0.000001	10^{-6}
nano	n	0.000000001	10^{-9}

Las mediciones consisten de un número y una unidad, y ambos son cruciales. Tal como no reportaría una medición sin un valor numérico, no reportaría una medición sin una unidad. Usted ya utiliza unidades en su vida diaria, ya sea que le diga a alguien, “Nos vemos en una hora” (*hora* es la unidad) o si usted y su amigo ordenan 2 pizzas para cenar (*pizza* es la unidad).

2.3 Mediciones de longitud, volumen y masa

OBJETIVO Comprender el sistema métrico para la medición de la longitud, el volumen y la masa.

La unidad fundamental del SI para la longitud es el **metro**, el cual es un poco más largo que una yarda (1 metro = 39.37 pulgadas). En el sistema métrico las fracciones de un metro o sus múltiplos pueden expresarse por potencias de 10, como se resume en la tabla 2.3.

Los sistemas inglés y métrico se comparan en la regla mostrada en la figura 2.1. Observe que

$$1 \text{ pulgada} = 2.54 \text{ centímetros}$$

En la sección 2.6 se presentan otras equivalencias inglesas-métricas.

El **volumen** es la cantidad del espacio tridimensional ocupado por una sustancia. La unidad fundamental del volumen en el SI se basa en el volumen de un cubo, que mide 1 metro en cada una de las tres direcciones. Es decir, la arista del cubo es de 1 metro de longitud. El volumen de este cubo es

$$1 \text{ m} \times 1 \text{ m} \times 1 \text{ m} = (1 \text{ m})^3 = 1 \text{ m}^3$$

o, expresado en palabras, un metro cúbico.

En la figura 2.2 se divide este cubo en 1000 cubos más pequeños. Cada uno de estos cubos pequeños representa un volumen de 1 dm^3 , al cual se le llama de manera común **litro** (rima con “metro” y es ligeramente mayor a un cuarto) y se abrevia L.

El metro se definía originalmente, en el siglo XVIII, como una diez millonésima de la distancia del ecuador al polo Norte, y después, a finales del siglo XIX, como la distancia entre dos marcas paralelas en una barra de metal especial almacenada en una bóveda en París. Más recientemente, por exactitud y conveniencia, se ha adoptado una definición expresada en términos de las ondas de la luz.

Tabla 2.3 Sistema métrico para la medición de la longitud

Unidad	Símbolo	Equivalente en metros
kilómetro	km	1000 m o 10^3 m
metro	m	1 m
decímetro	dm	0.1 m o 10^{-1} m
centímetro	cm	0.01 m o 10^{-2} m
milímetro	mm	0.001 m o 10^{-3} m
micrómetro	μm	0.000001 m o 10^{-6} m
nanómetro	nm	0.000000001 m o 10^{-9} m

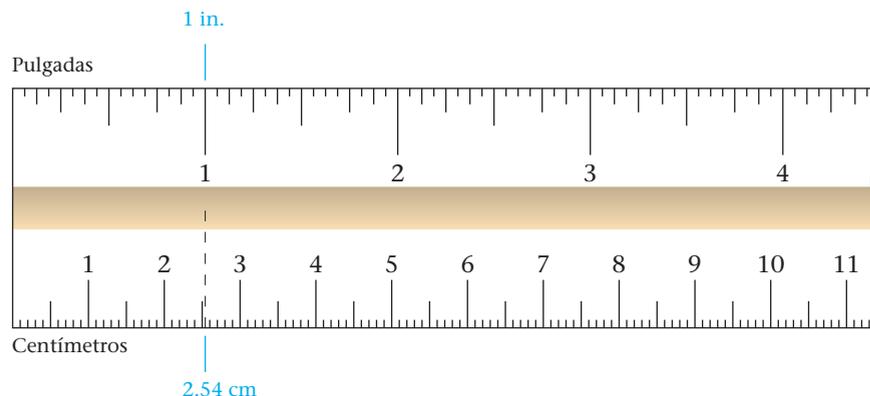


Figura 2.1

Comparación en una regla de las unidades inglesas y métricas para la longitud.

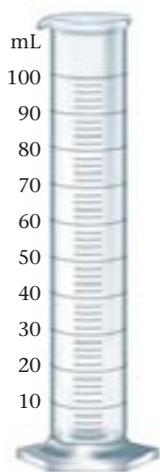
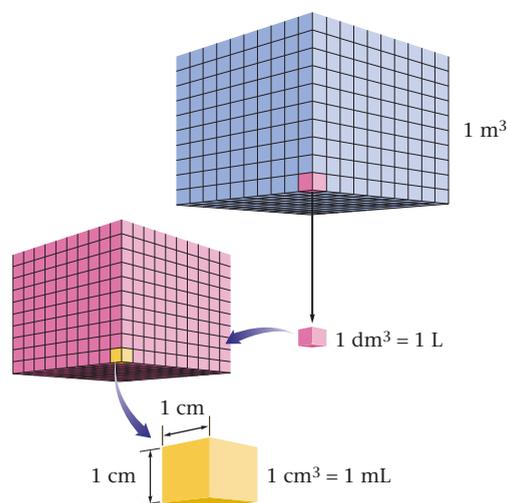


Figura 2.3
Probeta graduada de 100 mL.

Figura 2.2

El dibujo más grande representa un cubo que tiene lados de 1 m de longitud y un volumen de 1 m^3 . El cubo mediano tiene lados de 1 dm de longitud y un volumen de 1 dm^3 o 1 L. El cubo más pequeño tiene lados de 1 cm de longitud y un volumen de 1 cm^3 o 1 mL.



El cubo con un volumen de 1 dm^3 (1 litro) puede a su vez dividirse en 1000 cubos más pequeños, cada uno representando un volumen de 1 cm^3 . Esto significa que cada litro contiene 1000 cm^3 . A un centímetro cúbico se le llama **mililitro** (mL), una unidad de volumen empleada de manera común en la química. En la tabla 2.4 se resume esta relación.

La *probeta* (vea la figura 2.3), utilizada usualmente en los laboratorios químicos para la medición de los volúmenes de líquidos, se marca en unidades de volumen convenientes (por lo regular mililitros). La probeta se llena al volumen deseado con el líquido, el cual puede después verterse.

Otra cantidad medible importante es la **masa**, que puede definirse como la cantidad de materia presente en un objeto. La unidad fundamental del SI de la masa es el **kilogramo**. Debido a que el sistema métrico, el cual existía antes del SI, empleaba el gramo como la unidad fundamental, los prefijos para las diversas unidades de masa se basan en el **gramo**, como se muestra en la tabla 2.5.

En el laboratorio se determina la masa de un objeto utilizando una balanza. Ésta compara la masa del objeto con un conjunto de masas estándar (“pesos”). Por ejemplo, la masa de un objeto puede determinarse utilizando una balanza monoplato (figura 2.4).

Para ayudarlo a familiarizarse con las unidades básicas de longitud, volumen y masa, en la tabla 2.6 se describen algunos objetos comunes.

Tabla 2.4 Relación del litro y del mililitro

Unidad	Símbolo	Equivalencia
litro	L	$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$
mililitro	mL	$\frac{1}{1000} \text{ L} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ mL}$

Tabla 2.5 Unidades métricas más comúnmente utilizadas para la masa

Unidad	Símbolo	Equivalencia en gramos
kilogramo	kg	$1000 \text{ g} = 10^3 \text{ g} = 1 \text{ kg}$
gramo	g	1 g
miligramo	mg	$0.001 \text{ g} = 10^{-3} \text{ g} = 1 \text{ mg}$



Cortesía, Mettler-Toledo

Figura 2.4
Balanza analítica electrónica empleada en los laboratorios químicos.

Medición: pasado, presente y futuro

La medición se encuentra en el centro del quehacer científico. La información se obtiene formulando leyes, comprobando teorías y realizando mediciones. Las mediciones también tienen una importancia muy práctica; nos indican si el consumo de agua es seguro, si alguien está anémico, y la cantidad exacta de combustible puesta en los automóviles en la estación de gasolina.

Aunque los dispositivos de medición fundamentales que se consideran en este capítulo se siguen utilizando en gran medida, cada día se están desarrollando nuevas técnicas para estar acorde con los retos de nuestro mundo cada vez más sofisticado. Por ejemplo, los motores en los automóviles modernos analizan el contenido de oxígeno en los gases del escape. Esta información es enviada a la computadora que controla las funciones del motor para que puedan hacerse ajustes instantáneos en los tiempos de encendido y en las mezclas de aire-combustible para proveer una potencia eficiente con el mínimo de contaminación del aire.

Como otro ejemplo, considere la seguridad en las aerolíneas: ¿qué tan rápido, conveniente y preciso se determina si una pieza dada de equipaje contiene un dispositivo explosivo? Una búsqueda exhaustiva de cada pieza de equipaje está fuera de duda. Los científicos están actualmente creando un procedimiento de proyección que bombardea el equi-

paje con partículas de alta energía que ocasionan que cualquier sustancia presente emita la radiación característica de la sustancia. Esta radiación se monitorea para identificar el equipaje con cantidad inusualmente grande de nitrógeno, debido a que la mayor parte de los explosivos químicos se basan en compuestos que contienen nitrógeno.

Los científicos también están examinando el mundo natural para encontrar detectores supersensibles debido a que varios organismos son sensibles a cantidades pequeñas de sustancias químicas en su ambiente. Por ejemplo, recuerde las narices sensibles de los sabuesos. Uno de estos dispositivos de medición naturales utiliza los cabellos sensoriales del cangrejo nadador rojo de Hawai, los cuales se conectan a analizadores eléctricos y se emplean para detectar hormonas a niveles de 10^{-8} g/L. De igual manera, los tejidos del corazón de la piña pueden utilizarse para detectar cantidades pequeñas de peróxido de hidrógeno.

Estos tipos de avances en los dispositivos de medición han conducido a un problema inesperado: la detección de todo tipo de sustancias en nuestros alimentos y agua potable nos asusta. Aunque estas sustancias siempre estuvieron ahí, no nos preocupaban mucho cuando no podíamos detectarlas. Ahora que sabemos que están presentes, ¿qué debemos hacer acerca de ellas? ¿Cómo podemos evaluar si estas sustancias son dañinas o benignas? Las evaluaciones de riesgo se han vuelto mucho más complicadas a medida que se ha incrementado la sofisticación en la toma de mediciones.



© Photodisc/Shutterstock

Un técnico toma muestras de agua de un río para medir los distintos químicos presentes.

Tabla 2.6 Algunos ejemplos de las unidades utilizadas de manera común

longitud	Una moneda de 10 centavos tiene un grosor de 1 mm. Una moneda de 25 centavos tiene un diámetro de 2.5 cm. La altura promedio de un adulto varón es de 1.8 m.
masa	Una moneda de 5 centavos tiene una masa de alrededor de 5 g. Una mujer de 120 lb tiene una masa de alrededor de 55 kg.
volumen	Una lata de refresco de 12 onzas tiene un volumen de alrededor de 360 mL. Medio galón de leche es igual a alrededor de 2 L de leche.

2.4

Incertidumbre en las mediciones

OBJETIVOS

Comprender cómo surge la incertidumbre en una medición. • Aprender a indicar una incertidumbre en una medición utilizando cifras significativas.

Cuando usted mide la cantidad de algo contándolo, la medición es exacta. Por ejemplo, si le pide a su amiga que compre cuatro manzanas en una tienda y ella regresa con cinco manzanas, se sorprendería. Sin embargo, las mediciones no siempre son exactas. Por ejemplo, cuando se realiza una medición con un dispositivo como una regla o una probeta, se requiere un estimado. Esto se puede ilustrar midiendo el alfiler mostrado en la figura 2.5a. Se puede ver a partir de la regla que el alfiler es un poco más largo que 2.8 cm y un poco más corto que 2.9 cm. Debido a que no hay una graduación en la regla entre 2.8 y 2.9, se debe estimar la longitud del alfiler entre 2.8 y 2.9 cm. Esto se hace *imaginando* que la distancia entre ambas medidas se divide en 10 divisiones iguales (figura 2.5b) y estimando que la división alcanza el extremo del alfiler. Este extremo parece llegar a alrededor de la mitad entre 2.8 y 2.9, lo cual corresponde a 5 de las 10 divisiones imaginarias. Por tanto, se estima que la longitud del alfiler es de 2.85 cm. El resultado de esta medición indica que el alfiler es de aproximadamente 2.85 cm de largo, pero se ha dependido de un estimado visual, por lo que en realidad podría ser de 2.84 o 2.86 cm.

Debido a que el último número se basa en un estimado visual, puede ser diferente cuando otra persona realiza la misma medición. Por ejemplo, si cinco personas distintas miden el alfiler, los resultados podrían ser los siguientes.

Persona	Resultado de la medición
1	2.85 cm
2	2.84 cm
3	2.86 cm
4	2.85 cm
5	2.86 cm

Observe que los primeros dos dígitos en cada medición son iguales independientemente de quién realizó la medición; a éstos se les llama números *ciertos* de la medición. Sin embargo, el tercer dígito es estimado y puede variar; se le denomina número *incierto*. Cuando se está haciendo una medición, lo común es registrar todos los números ciertos más el *primer* número incierto. No tendría sentido tratar de medir el alfiler al tercer decimal (milésimas de un centímetro), debido a que la regla requiere un estimado de incluso el segundo decimal (cientos de un centímetro).

Es muy importante darse cuenta de que *una medición siempre tiene algún grado de incertidumbre*. Esta incertidumbre depende del dispositivo de medición. Por ejemplo,



Un estudiante realiza un análisis volumétrico en el laboratorio.

© Laurence Gough/Shutterstock

Toda medición tiene algún grado de incertidumbre.

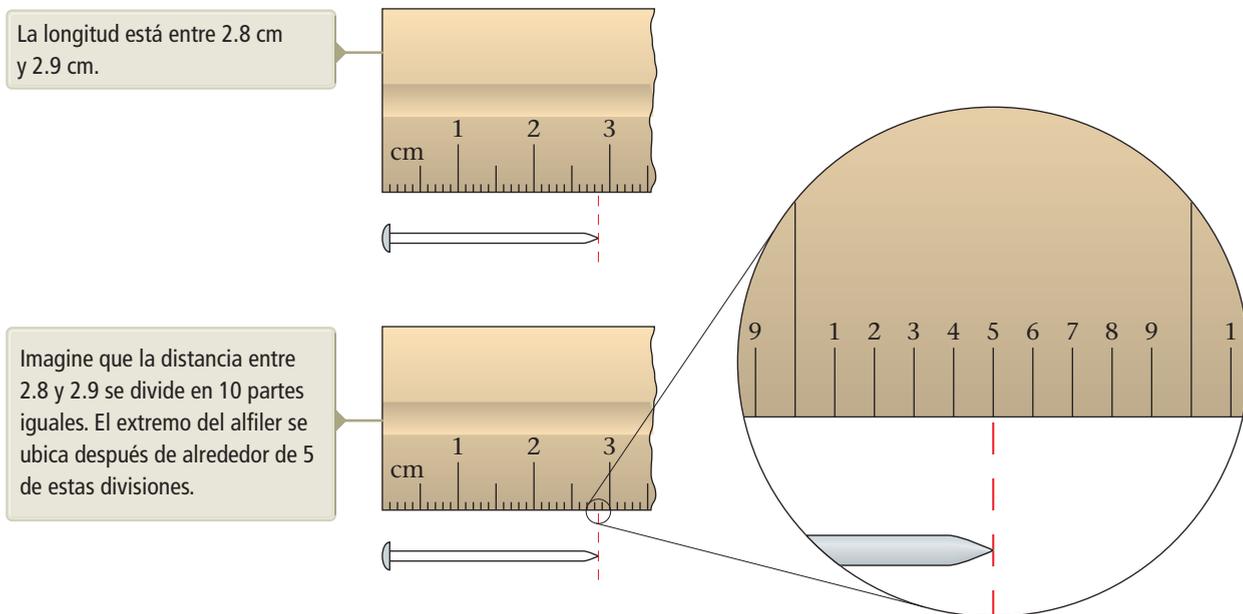


Figura 2.5

Medición de un alfiler.

si la regla en la figura 2.5 tuviera marcas que indicaran las centésimas de un centímetro, la incertidumbre en la medición del alfiler se registraría en milésimas en vez de en centésimas, pero la incertidumbre siempre existiría.

A los números registrados en una medición (todos los números ciertos más el primer número incierto) se les llaman **cifras significativas**. El número de cifras significativas para una medición dada está determinado por la incertidumbre inherente al dispositivo de medición. Por ejemplo, la regla utilizada para medir el alfiler puede dar resultados sólo a centésimas de un centímetro. Por tanto, cuando se registran las cifras significativas para una medición, automáticamente se da la información acerca de la incertidumbre. La incertidumbre en el último número (el estimado) por lo regular se supone de ± 1 , a menos que se indique lo contrario. Por ejemplo, la medición de 1.86 kilogramos puede interpretarse como 1.86 ± 0.01 kilogramos, donde el símbolo \pm significa más o menos. Es decir, podría ser $1.86 \text{ kg} - 0.01 \text{ kg} = 1.85 \text{ kg}$, o $1.86 \text{ kg} + 0.01 \text{ kg} = 1.87 \text{ kg}$.

2.5

Cifras significativas

OBJETIVO Aprender a determinar el número de cifras significativas en un resultado calculado.

Se ha visto que cualquier medición involucra un estimado y por tanto es incierta en alguna extensión. Se denota el grado de certidumbre para una medición en particular por medio del número de cifras significativas que se registran.

Debido a que el quehacer químico requiere varios tipos de cálculos, se debe considerar lo que sucede cuando se realiza la aritmética con números que contienen incertidumbres. Es importante que se conozca el grado de incertidumbre en el resultado final. Aunque no se explicará el proceso aquí, los matemáticos han estudiado cómo se acumula la incertidumbre y han diseñado un conjunto de reglas para

determinar cuántas cifras significativas debe tener el resultado de un cálculo. Debe seguir estas reglas siempre que realice un cálculo. Lo primero que necesita es aprender cómo contar las cifras significativas en un número dado. Para esto se utilizan las siguientes reglas.

Reglas para el conteo de cifras significativas

1. *Enteros distintos a cero.* Los enteros distintos a cero *siempre* cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, el número 1 457 tiene cuatro enteros distintos a cero, los cuales se cuentan como cifras significativas.
2. *Ceros.* Existen tres clases:
 - a) Los *ceros a la izquierda* son aquellos que *preceden* a todos los dígitos distintos de cero. *Nunca* se cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, en el número 0.0025, los tres ceros simplemente indican la posición del punto decimal. El número sólo tiene dos cifras significativas: el 2 y el 5.
 - b) Los *ceros cautivos* son aquellos que caen *entre* dígitos distintos de cero. *Siempre* se cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, el número 1.008 tiene cuatro cifras significativas.
 - c) Los *ceros al final* son ceros en el *extremo derecho* del número. Son cifras significativas si el número se escribe con un punto decimal. El número cien escrito como 100 sólo tiene una cifra significativa, pero escrito como 100. tiene tres cifras significativas.
3. *Números exactos.* Con frecuencia los cálculos involucran números que no se obtuvieron utilizando dispositivos de medición, sino que se determinaron por conteo: 10 experimentos, 3 manzanas, 8 moléculas. A tales números se les llama *números exactos*. Pueden asumirse como si tuviesen un número ilimitado de cifras significativas. Los números exactos también pueden surgir de las definiciones. Por ejemplo, 1 pulgada se define *exactamente* como 2.54 centímetros. Por tanto, en el enunciado 1 in. = 2.54 cm, ni 2.54 ni el 1 limitan el número de cifras significativas cuando se usan en un cálculo.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Los ceros a la izquierda nunca son cifras significativas.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Los ceros cautivos siempre son cifras significativas.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Los ceros al final en ocasiones son cifras significativas.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Los números exactos nunca limitan el número de cifras significativas en un cálculo.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Las cifras significativas son fáciles de indicar por medio de la notación científica.

Las reglas para el conteo de las cifras significativas también se aplican a los números escritos en notación científica. Por ejemplo, el número 100. también puede escribirse como 1.00×10^2 y ambas versiones tienen tres cifras significativas. La notación científica ofrece dos ventajas principales: el número de cifras significativas puede indicarse de manera sencilla, y se necesitan menos cifras para escribir un número muy grande o muy pequeño. Por ejemplo, el número 0.000060 se representa de manera mucho más conveniente como 6.0×10^{-5} , y el número tiene dos cifras significativas escrito en cualquier forma.

EJEMPLO 2.3

Conteo de cifras significativas

Proporcione el número de cifras significativas para cada una de las siguientes mediciones.

- a) Una muestra de jugo de naranja contiene 0.0108 g de vitamina C.
- b) En un laboratorio contra el crimen un químico forense pesa un solo cabello y registra su masa como de 0.0050060 g.
- c) Se encontró que la distancia entre dos puntos es de 5.030×10^3 ft.
- d) En una carrera de bicicletas celebrada ayer, 110 ciclistas iniciaron pero sólo 60 llegaron a la recta final.

SOLUCIÓN

- a) El número contiene tres cifras significativas. Los ceros a la izquierda del 1 son ceros a la izquierda y no son significativos, pero el cero restante (un cero cautivo) sí es significativo.
- b) El número contiene cinco cifras significativas. Los ceros a la izquierda (del 5) no son significativos. Los ceros cautivos entre el 5 y el 6 son significativos y el cero al final a la derecha del 6 es significativo debido a que la cifra contiene un punto decimal.
- c) El número tiene cuatro cifras significativas. Ambos ceros en 5.030 son significativos.
- d) Ambos números son exactos (se obtuvieron contando a los ciclistas). Por tanto, tienen un número ilimitado de cifras significativas.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.2 Proporcione el número de cifras significativas para cada una de las siguientes mediciones.

- a) 0.00100 m
- b) 2.0800×10^2 L
- c) 480 corvettes

Vea los problemas 2.33 y 2.34. ■

► **Redondeo de números**

Cuando realice una operación en su calculadora, el número de dígitos desplegado por lo regular es mayor que el número de cifras significativas que el resultado debe poseer. Debe “redondear” el número (reducirlo a menos dígitos). A continuación se indican las reglas para el **redondeo**.

Estas reglas reflejan la manera en que redondean las calculadoras.

Reglas para el redondeo

1. Si el dígito a eliminar
 - a) Es menor que 5, el dígito precedente sigue siendo el mismo. Por ejemplo, 1.33 se redondea a 1.3.
 - b) Es igual o mayor que 5, el dígito precedente se incrementa en 1. Por ejemplo, 1.36 se redondea a 1.4, y 3.15 se redondea a 3.2.
2. En una serie de cálculos, acarree los dígitos extras al resultado final y *después* redondee.* Esto significa que debe acarrear todos los dígitos que muestra su calculadora hasta llegar a un número final (la respuesta) y después redondee utilizando los procedimientos indicados en la regla 1.

Se necesita recalcar un punto más acerca del redondeo al número correcto de cifras significativas. Suponga que la cifra 4.348 debe redondearse dos cifras significa-

* Esta práctica no se seguirá en los ejemplos resueltos en el texto, debido a que se desea mostrar el número correcto de cifras significativas en cada etapa del ejemplo.

tivas. Al efectuar esta operación, sólo se ve el *primer número* a la derecha del 3:

4.348



Vea este número que será redondeado a dos cifras significativas.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

No redondee de manera secuencial. El número 6.8347 redondeado a tres cifras significativas es 6.83, no 6.84.

El número se redondea a 4.3 debido a que 4 es menor que 5. Es incorrecto redondear de manera secuencial. Por ejemplo, *no* redondee 4 a 5 para obtener 4.35 y después 3 a 4 para obtener 4.4.

Cuando redondee, use sólo el *primer número a la derecha de la cifra significativa previa*.

► Determinación de cifras significativas en los cálculos

A continuación aprenderá a determinar el número correcto de cifras significativas en el resultado de un cálculo. Para esto se utilizarán las siguientes reglas.

Reglas para el uso de cifras significativas en los cálculos

1. Para la *multiplicación* o la *división*, el número de cifras significativas en el resultado es el mismo que en la medición con el *número menor* de cifras significativas. Se dice que esta medición es *limitante*, debido a que restringe el número de cifras significativas en el resultado. Por ejemplo, considere este cálculo.

$$\begin{array}{ccccccc}
 4.56 & \times & 1.4 & = & 6.384 & \xrightarrow{\text{Redondear}} & 6.4 \\
 \text{Tres cifras} & & \text{Limitante} & & & & \text{Dos cifras} \\
 \text{significativas} & & \text{(dos cifras} & & & & \text{significativas)} \\
 & & \text{significativas)} & & & &
 \end{array}$$

Debido a que 1.4 sólo tiene dos cifras significativas, limita el resultado a dos cifras significativas. Por tanto, el producto se escribe de manera correcta como 6.4, el cual tiene dos cifras significativas. Considere otro ejemplo. En la división $\frac{8.315}{298}$, ¿cuántas cifras significativas deben aparecer en la respuesta? Debido a que 8.315 tiene cuatro, el número 298 (con tres cifras significativas) limita el resultado. El cálculo se representa de manera correcta como

$$\begin{array}{ccccccc}
 \text{Cuatro} & & & & & & \\
 \text{cifras} & & & & & & \\
 \text{significativas} & & & & & & \\
 \frac{8.315}{298} & = & 0.0279027 & \xrightarrow{\text{Redondear}} & 2.79 \times 10^{-2} \\
 \text{Limitante} & & \text{Resultado} & & \text{Tres} \\
 \text{(tres cifras} & & \text{mostrado en una} & & \text{cifras} \\
 \text{significativas)} & & \text{calculadora} & & \text{significativas)}
 \end{array}$$

(continúa)

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Si necesita ayuda para el uso de su calculadora, vea el apéndice.

2. Para la *suma* o la *resta*, el término limitante es el que tiene el menor número de posiciones decimales. Por ejemplo, considere la siguiente suma:

$$\begin{array}{r}
 12.11 \\
 18.0 \\
 \hline
 1.013 \\
 31.123
 \end{array}$$

Término limitante (tiene una posición decimal)

Redondear

→

31.1
↑
 Una posición decimal

¿Por qué está limitada la respuesta por el término con el menor número de posiciones decimales? Recuerde que el último dígito reportado en una medición es en realidad un número incierto. Aunque 18, 18.0 y 18.00 son tratados como la misma cantidad por su calculadora, para un científico son diferentes. El problema de arriba puede pensarse como se indica a continuación:

$$\begin{array}{r}
 12.11? \text{ mL} \\
 18.0?? \text{ mL} \\
 \hline
 1.013 \text{ mL} \\
 31.1?? \text{ mL}
 \end{array}$$

Debido a que el término 18.0 sólo se reporta a decimales, la respuesta debe reportarse también de esta manera.

El resultado correcto es 31.1 (está limitado a una posición decimal debido a que 18.0 sólo tiene un decimal). Considere otro ejemplo:

$$\begin{array}{r}
 0.6875 \\
 -0.1 \\
 \hline
 0.5875
 \end{array}$$

Término limitante (una posición decimal)

Redondear

→

0.6

Observe que *para la multiplicación y la división se cuentan las cifras significativas. Para la suma y la resta se cuentan las posiciones decimales.*

Ahora se integrará lo que ha aprendido acerca de las cifras significativas considerando algunas operaciones matemáticas en los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 2.4**Conteo de cifras significativas en los cálculos**

Sin realizar los cálculos, indique cuántas cifras significativas debe contener cada respuesta.

- a) 5.19
1.9
+0.842
- b) $1081 - 7.25$
- c) 2.3×3.14
- d) El costo total de 3 cajas de dulces a \$2.50 por caja

SOLUCIÓN

- a) La respuesta tendrá un dígito después de la posición decimal. El número limitante es 1.9, el cual tiene una posición decimal, por lo que la respuesta tiene dos cifras significativas.
- b) La respuesta no tendrá dígitos después del punto decimal. El número 1081 no tiene dígitos a la derecha del punto decimal y limita el resultado, por lo que la respuesta tiene cuatro cifras significativas.

- c) La respuesta tendrá dos cifras significativas debido a que el número 2.3 sólo tiene dos cifras significativas (3.14 tiene tres).
- d) La respuesta tendrá tres cifras significativas. El factor limitante es 2.50 debido a que 3 (cajas de dulces) es un número exacto. ■

EJEMPLO 2.5**Cálculos utilizando cifras significativas**

Realice las siguientes operaciones matemáticas y proporcione cada resultado al número correcto de cifras significativas.

- a) 5.18×0.0208 d) $116.8 - 0.33$
 b) $(3.60 \times 10^{-3}) \times (8.123) \div 4.3$ e) $(1.33 \times 2.8) + 8.41$
 c) $21 + 13.8 + 130.36$

SOLUCIÓN

Términos limitantes Redondear a este dígito

a) $5.18 \times 0.0208 = 0.107744 \Rightarrow 0.108$

La respuesta debe contener tres cifras significativas debido a que cada número que se está multiplicando tiene tres cifras significativas (regla 1). El 7 se redondea a 8 debido a que el siguiente dígito es mayor que 5.

b) $\frac{(3.60 \times 10^{-3})(8.123)}{4.3} = 6.8006 \times 10^{-3} \Rightarrow 6.8 \times 10^{-3}$

↑
Término limitante

Debido a que 4.3 tiene el número menor de cifras significativas (dos), el resultado debe tener dos cifras significativas (regla 1).

c)
$$\begin{array}{r} 21 \\ 13.8 \\ + 130.36 \\ \hline 165.16 \end{array} \Rightarrow 165$$

En este caso 21 es el limitante (no hay dígitos después del punto decimal). Por tanto la respuesta no debe tener dígitos después del punto decimal, de acuerdo con la regla para la suma (regla 2).

d)
$$\begin{array}{r} 116.8 \\ - 0.33 \\ \hline 116.47 \end{array} \Rightarrow 116.5$$

Debido a que 116.8 sólo tiene una posición decimal, la respuesta sólo debe tener una posición decimal (regla 2). El 4 se redondea a 5 debido a que el dígito a su derecha (7) es mayor que 5.

e) $1.33 \times 2.8 = 3.724 \Rightarrow 3.7$ $3.7 \leftarrow \text{Término limitante}$

$$\begin{array}{r} 3.7 \\ + 8.41 \\ \hline 12.11 \end{array} \Rightarrow 12.1$$

Observe que en este caso se multiplicó y después se redondeó el resultado al número correcto de cifras significativas antes de hacer la suma para que se conozca el número correcto de posiciones decimales.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Cuando se multiplica y divide en un problema, se realizan todos los cálculos antes de redondear la respuesta al número correcto de cifras significativas.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Cuando se multiplica (o divide) y después se suma (o resta) en un problema, se redondea la primera respuesta de la primera operación (en este caso multiplicación), antes de realizar la siguiente (en este caso suma). Se necesita conocer el número correcto de posiciones decimales.

Autocomprobación**EJERCICIO 2.3**

Proporcione la respuesta para cada cálculo al número correcto de cifras significativas.

- a) 12.6×0.53
 b) $(12.6 \times 0.53) - 4.59$
 c) $(25.36 - 4.15) \div 2.317$

Veá los problemas 2.47 al 2.52. ■

2.6 Resolución de problemas y análisis dimensional

OBJETIVO Aprender a utilizar el análisis dimensional para resolver varios tipos de problemas.

Suponga que el jefe de la tienda donde trabaja los fines de semana le pide que recoja 2 docenas de donas en el camino al trabajo. Sin embargo, encuentra que la tienda de donas las vende por unidad. ¿Cuántas donas necesita?

Este “problema” es un ejemplo de algo con lo que se encuentra todo el tiempo: convertir de una unidad de medición a otra. Ejemplos de esto ocurren en la cocina (la receta requiere 3 tazas de crema, la cual se vende en pintas; ¿cuántas pintas comprar?); al viajar (el bolso cuesta 250 pesos; ¿cuánto representa en dólares?); deportes (una competencia de ciclismo llamada Tour de France reciente fue de 3 215 kilómetros de largo, ¿cuántas millas representa esto?) y en muchas otras áreas.

¿Cómo se convierte de una unidad de medición a otra? Se explica este proceso utilizando el problema de las donas.

$$2 \text{ docenas de donas} = ? \text{ donas individuales}$$

? representa un número que no conoce aún. La información esencial que debe tener es la definición de una docena:

$$1 \text{ docena} = 12$$

Puede utilizar esta información para hacer la conversión necesaria como se indica a continuación:

$$2 \text{ docenas de donas} \times \frac{12}{1 \text{ docena}} = 24 \text{ donas}$$

Necesita comprar 24 donas.

Observe dos cosas importantes acerca de este proceso.

1. $\frac{12}{1 \text{ docena}}$ es un factor de conversión basado en la definición del término *docena*. Este factor es una razón de las dos partes de la definición de una docena establecida arriba.
2. La unidad “docena” se cancela a sí misma.

Ahora se generaliza un poco. Para cambiar de una unidad a otra se utilizará un factor de conversión.

$$\text{unidad}_1 \times \text{factor de conversión} = \text{unidad}_2$$

El **factor de conversión** es una razón de las dos partes del enunciado que relaciona las dos unidades. Se verá con más detalle en las páginas siguientes.

Antes en este capítulo se consideró un alfiler que medía 2.85 cm de longitud. ¿Cuál es la longitud del alfiler en pulgadas? Se puede representar este problema como

$$2.85 \text{ cm} \rightarrow ? \text{ in.}$$

El símbolo de interrogación representa el número que desea encontrar. Para resolver este problema se debe conocer la relación entre pulgadas y centímetros. En la tabla 2.7, la cual proporciona varios equivalentes entre los sistemas inglés y métrico, se encuentra la relación

$$2.54 \text{ cm} = 1 \text{ in.}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Dado que 1 docena = 12, cuando se multiplica por $\frac{12}{1 \text{ docena}}$, se está multiplicando por 1. La unidad “docena” se cancela.

Tabla 2.7 Equivalentes ingleses-métricos e ingleses-ingleses

Longitud	1 m = 1.094 yd
	2.54 cm = 1 in.
	1 mi = 5 280. ft
	1 mi = 1 760. yd
Masa	1 kg = 2.205 lb
	453.6 g = 1 lb
Volumen	1 L = 1.06 qt
	1 ft ³ = 28.32 L

A esto se le llama **enunciado de equivalencia**. En otras palabras, 2.54 cm y 1 in. representan *exactamente la misma distancia*. (Vea la figura 2.1.) Los números respectivos son distintos debido a que se refieren a *escalas (unidades)* de distancia diferentes.

El enunciado de equivalencia $2.54 \text{ cm} = 1 \text{ in.}$ puede conducir a dos factores de conversión:

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}} \text{ o } \frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}}$$

Observe que estos *factores de conversión* son las *razones de las dos partes del enunciado de equivalencia* que relacionan las dos unidades. ¿Cuál de los dos factores de conversión posibles necesitamos? Recuerde el problema:

$$2.85 \text{ cm} = ? \text{ in.}$$

Es decir, se desea convertir de unidades de centímetros a pulgadas:

$$2.85 \text{ cm} \times \text{factor de conversión} = ? \text{ in.}$$

Se elige un *factor de conversión* que *cancela las unidades que se desea descartar y se dejan las unidades que se desean en el resultado*. Por tanto, se hace la conversión como se indica a continuación.

$$2.85 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}} = \frac{2.85 \text{ in.}}{2.54} = 1.12 \text{ in.}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Las unidades se cancelan al igual que los números.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Cuando termine un cálculo, siempre compruébelo para asegurarse de que la respuesta tiene sentido.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Cuando se utilizan números exactos en un cálculo, nunca limitan el número de dígitos significativos.

Observe dos hechos importantes acerca de esta conversión:

1. Las unidades de centímetros se cancelan a fin de obtener pulgadas para el resultado. Esto es exactamente lo que se ha deseado lograr. El uso del otro factor de conversión $\left(2.85 \text{ cm} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}}\right)$ no funcionaría debido a que las unidades no se cancelarían para obtener pulgadas en el resultado.
2. Como las unidades cambiaron de centímetros a pulgadas, el número cambió de 2.85 a 1.12. Por tanto, 2.85 cm tiene exactamente el mismo valor (es la misma longitud) que 1.12 in. Observe que en esta conversión el número disminuyó de 2.85 a 1.12. Esto tiene sentido debido a que la pulgada es una unidad mayor que el centímetro. Es decir, se requieren menos pulgadas para obtener la misma longitud en centímetros.

El resultado en la conversión anterior tiene tres cifras significativas como se requería. *Cuidado*. Al observar que el término 1 aparece en la conversión, podría pensar que debido a que este número parece tener sólo una cifra significativa, el resultado sólo debe tener una cifra significativa. Es decir, la respuesta debe darse como 1 in. en vez de como 1.12 in. Sin embargo, en el enunciado de equivalencia $1 \text{ in.} = 2.54 \text{ cm}$, el 1 es un número exacto (por definición). En otras palabras, 1 in. es exactamente igual a 2.54 cm. Por tanto, el 1 no limita el número de dígitos significativos en el resultado.

Se ha visto cómo convertir de centímetros a pulgadas. ¿Qué hay acerca de la conversión inversa? Por ejemplo, si un lápiz mide 7.00 in. de largo, ¿cuál es su longitud en centímetros? En este caso, la conversión que se desea hacer es

$$7.00 \text{ in.} \rightarrow ? \text{ cm}$$

¿Qué factor de conversión se necesita para realizar esta operación?

Recuerde que se pueden derivar dos factores de conversión a partir de cada enunciado de equivalencia. En este caso, el enunciado de equivalencia $2.54 \text{ cm} = 1 \text{ in.}$ proporciona

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}} \text{ o } \frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}}$$

Considere la dirección de cambio requerida para seleccionar el factor de conversión correcto.

De nuevo, se elige cuál factor utilizar viendo la *dirección* del cambio requerido. Para cambiar de pulgadas a centímetros, las pulgadas deben cancelarse. Por tanto, se utiliza el factor

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}}$$

y la conversión se realiza como se muestra a continuación.

$$7.00 \text{ in.} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}} = (7.00)(2.54) \text{ cm} = 17.8 \text{ cm}$$

Aquí se cancelan las unidades de pulgadas, dejando los centímetros como se requería.

Observe que en esta conversión el número aumentó (de 7.00 a 17.8). Esto tiene sentido debido a que el centímetro es una unidad de longitud más pequeña que la pulgada. Es decir, se requieren más centímetros para lograr la misma longitud en pulgadas. *Siempre tome un momento para pensar acerca de si su respuesta tiene sentido.* Esto le ayudará a evitar errores.

Al hecho de cambiar de una unidad a otra por medio de factores de conversión (con base en los enunciados de equivalencia entre las unidades) con frecuencia se le llama **análisis dimensional**. Se utilizará este método a lo largo del estudio de la química. Ahora se pueden enunciar algunos pasos generales para realizar conversiones por medio del análisis dimensional.

Convertir de una unidad a otra

- Paso 1** Para convertir de una unidad a otra, use el enunciado de equivalencia que relaciona las dos unidades. El factor de conversión necesario es una razón de las dos partes del enunciado de equivalencia.
- Paso 2** Elija el factor de conversión apropiado viendo la dirección del cambio requerido (asegúrese de que se cancelen las unidades no deseadas).
- Paso 3** Multiplique la cantidad a convertir por el factor de conversión para obtener la cantidad con las unidades deseadas.
- Paso 4** Compruebe que tiene el número correcto de cifras significativas.
- Paso 5** Pregúntese si su respuesta tiene sentido.

En el ejemplo 2.6 se ilustrará este procedimiento.

EJEMPLO 2.6

Factores de conversión: problemas de un paso

Una bicicleta italiana tiene su tamaño del marco de 62 cm. ¿Cuál es el tamaño del marco en pulgadas?

SOLUCIÓN

Se puede representar el problema como

$$62 \text{ cm} = ? \text{ in.}$$

En este problema se desea convertir de centímetros a pulgadas.

$$62 \text{ cm} \times \text{factor de conversión} = ? \text{ in.}$$

Paso 1 Para convertir de centímetros a pulgadas se necesita el enunciado de equivalencia 1 in. = 2.54 cm. Esto conduce a dos factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}} \text{ y } \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}}$$

Paso 2 En este caso, la dirección que se desea es

centímetros \rightarrow pulgadas

por lo que se necesita el factor de conversión $\frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}}$. Se sabe que es el que se desea debido que utilizarlo hará que las unidades de centímetros se cancelen, dejando las unidades en pulgadas.

Paso 3 La conversión se realiza como se muestra a continuación.

$$62 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}} = 24 \text{ in.}$$

Paso 4 El resultado está limitado a dos cifras significativas por el número 62. Los centímetros se cancelan, dejando las pulgadas como se requirió.

Paso 5 Observe que el número disminuyó en esta conversión. Esto tiene sentido: la pulgada es una unidad de longitud mayor que el centímetro.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.4 El vino con frecuencia se embotella en contenedores de 0.75 L. Utilice el enunciado de equivalencia apropiado de la tabla 2.7 y calcule el volumen de la botella de vino en cuartos de galón.

Vea los problemas 2.59 y 2.60. ■

A continuación se considerará una conversión que requiere varios pasos.

EJEMPLO 2.7

Factores de conversión: problemas de pasos múltiples

La longitud de una carrera de maratón es de aproximadamente 26.2 mi. ¿Cuál es la distancia en kilómetros?

SOLUCIÓN

El problema puede representarse como se indica a continuación.

$$26.2 \text{ mi} = ? \text{ km}$$

Esta conversión podría efectuarse de varias maneras diferentes, pero debido a que la tabla 2.7 establece los enunciados de equivalencia $1 \text{ mi} = 1760 \text{ yd}$ y $1 \text{ m} = 1.094 \text{ yd}$, se procederá como se indica a continuación.

millas \rightarrow yardas \rightarrow metros \rightarrow kilómetros

Este proceso se realizará en una conversión cada vez para asegurarse de que todo quede claro.

MILLAS \rightarrow YARDAS. Se convierte de millas a yardas utilizando el factor de conversión

$$\frac{1760 \text{ yd}}{1 \text{ mi}}$$

$$26.2 \text{ mi} \times \frac{1760 \text{ yd}}{1 \text{ mi}} = 46,112 \text{ yd}$$

Resultado mostrado
en la calculadora

$$46,112 \text{ yd} \xrightarrow{\text{Redondear}} 46,100 \text{ yd} = 4.61 \times 10^4 \text{ yd}$$

YARDAS → METROS. El factor de conversión utilizado para convertir de yardas a metros es $\frac{1 \text{ m}}{1.094 \text{ yd}}$.

$$4.61 \times 10^4 \text{ yd} \times \frac{1 \text{ m}}{1.094 \text{ yd}} = 4.213894 \times 10^4 \text{ m}$$

Resultado mostrado
en la calculadora

$$4.213894 \times 10^4 \text{ m} \xrightarrow{\text{Redondear}} 4.21 \times 10^4 \text{ m}$$

METROS → KILÓMETROS. Debido a que $1000 \text{ m} = 1 \text{ km}$, o $10^3 \text{ m} = 1 \text{ km}$, se convierte de metros a kilómetros como se indica a continuación.

$$\begin{aligned} 4.21 \times 10^4 \text{ m} \times \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} &= 4.21 \times 10^1 \text{ km} \\ &= 42.1 \text{ km} \end{aligned}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Recuerde que se redondea al final de cada paso para mostrar el número correcto de cifras significativas. Sin embargo, al hacer un cálculo con pasos *múltiples debe* conservar los números extra que se muestran en su calculadora y redondear sólo al final del cálculo.

Por tanto la maratón (26.2 mi) es de 42.1 km.

Una vez que se sienta cómodo con el proceso de conversión, puede combinar los pasos. Para la conversión anterior, la expresión combinada es

millas → yardas → metros → kilómetros

$$26.2 \text{ mi} \times \frac{1760 \text{ yd}}{1 \text{ mi}} \times \frac{1 \text{ m}}{1.094 \text{ yd}} \times \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} = 42.1 \text{ km}$$

Observe que las unidades se cancelan para obtener los kilómetros requeridos y que el resultado tiene tres cifras significativas.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.5

Los autos de carreras en el Indianápolis Motor Speedway actualmente circulan de manera rutinaria alrededor de la pista a una velocidad promedio de 225 mi/h. ¿Cuál es esta velocidad en kilómetros por hora?

Vea los problemas 2.65 y 2.66. ■

La unidades proveen una comprobación muy valiosa en la validez de su solución. Siempre utilícelas.

Recapitulación. Cuando resuelva problemas, recuerde los siguientes puntos:

1. Siempre incluya las unidades (una medición siempre tiene dos partes: un número y una unidad).
2. Cancele unidades a medida que realice los cálculos.
3. Compruebe que su respuesta final tiene las unidades correctas. Si no es así, ha hecho algo incorrecto.
4. Compruebe que su respuesta final tiene el número correcto de cifras significativas.
5. Piense acerca de si su respuesta tiene sentido.

2.7

Conversiones de temperatura: método para la resolución de problemas

OBJETIVOS

Aprender las tres escalas de temperatura. • Aprender a convertir de una escala a otra. • Continuar desarrollando las habilidades para la resolución de problemas.

Cuando el doctor le dice que su temperatura es de 102 grados y la persona que anuncia el clima en la TV dice que estará a 75 grados mañana, están utilizando la **escala Fahrenheit**. El agua hierve a 212 °F y se congela a 32 °F, y la temperatura normal del cuerpo es de 98.6 °F (donde °F significa “grados Fahrenheit”). Esta escala de temperatura se utiliza de manera amplia en Estados Unidos y Gran Bretaña, y es la escala empleada en la mayoría de las ciencias de ingeniería. Otra escala de temperatura, utilizada en Canadá y Europa y en las ciencias físicas y de la vida en la mayoría de los países, es la **escala Celsius**. De acuerdo con el sistema métrico, el cual se basa en potencias de 10, los puntos de congelación y ebullición del agua en la escala Celsius se asignan como 0 °C y 100 °C, respectivamente. En las escalas Fahrenheit y Celsius, a la unidad de la temperatura se le llama *grado*, y su símbolo está seguido por la letra mayúscula que representa la escala en la que se miden las unidades: °C o °F.

Aunque con frecuencia 373 K se enuncia como 373 grados Kelvin, es más correcto decir 373 kelvin.

Otra escala de temperatura utilizada en las ciencias es la **escala absoluta** o **Kelvin**. En ésta el agua se congela a 273 K y hierve a 373 K. En la escala Kelvin, a la unidad de temperatura se le llama *kelvin* y se simboliza por medio de K. Por tanto, en las tres escalas el punto de ebullición del agua se enuncia como 212 grados Fahrenheit (212 °F), 100 grados Celsius (100 °C) y 373 kelvin (373 K).

En las figuras 2.6 y 2.7 se comparan las tres escalas de temperatura. Existen varios hechos importantes que debe observar.

1. El tamaño de cada unidad de temperatura (cada grado) es el mismo para las escalas Celsius y Kelvin. Esto surge a partir del hecho de que la *diferencia* entre los puntos de ebullición y congelación del agua es de 100 unidades en ambas escalas.
2. El grado Fahrenheit es menor que las unidades Celsius y Kelvin. Observe que en la primera escala hay 180 grados Fahrenheit entre los puntos de ebullición y congelación del agua, en comparación con las 100 unidades en las otras dos escalas.
3. Los puntos cero son diferentes en las tres escalas.

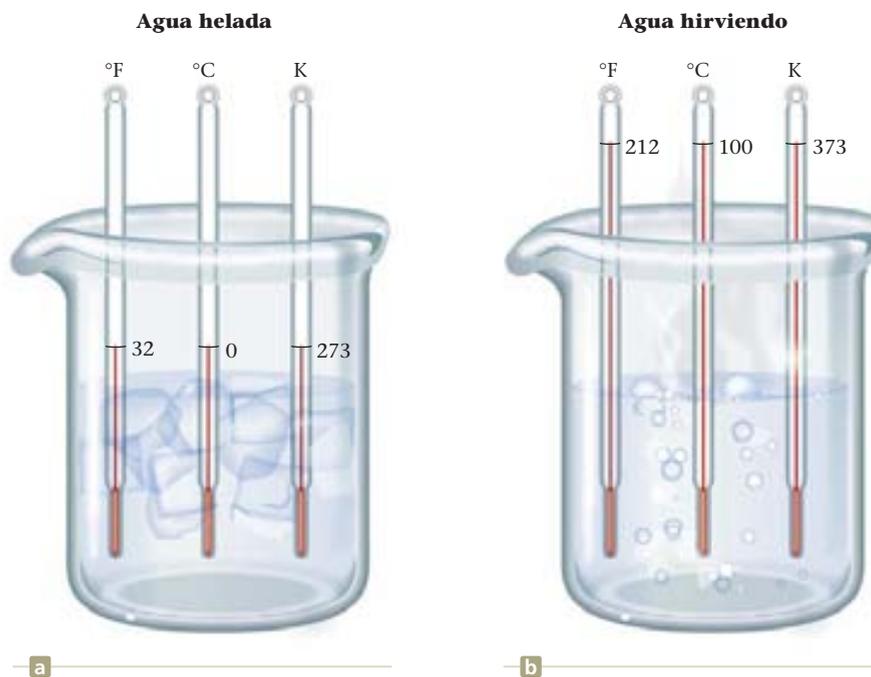


Figura 2.6

Termómetros basados en las tres escalas de temperatura en el **a** agua helada y en el **b** agua hirviendo.

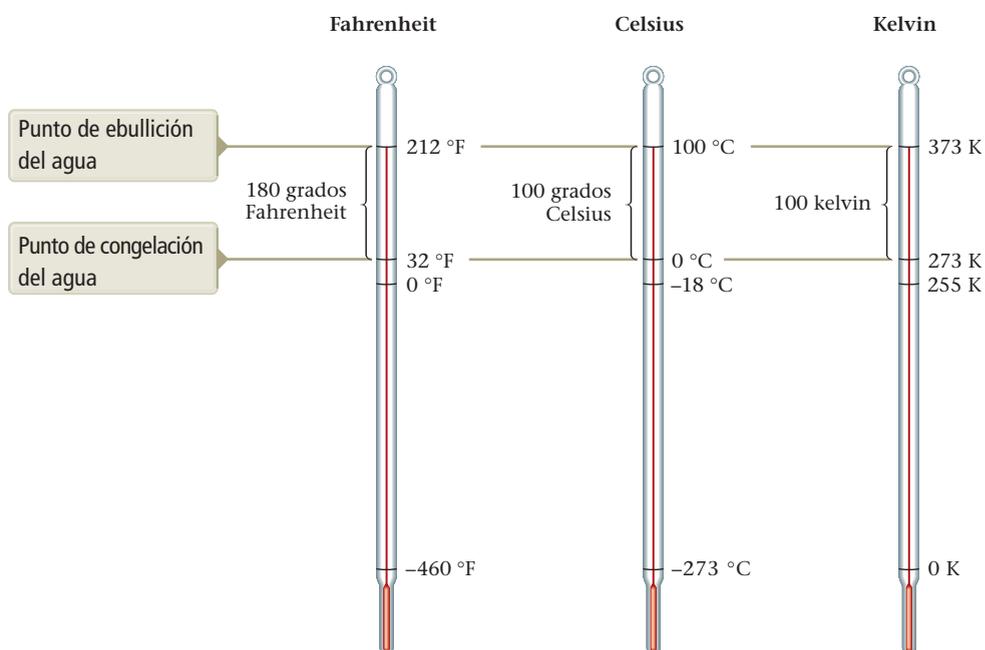


Figura 2.7

Las tres escalas de temperatura principales.

En su estudio de la química en ocasiones necesitará convertir de una escala de temperatura a otra. Se considerará con cierto detalle cómo efectuarlo. Además de aprender a cambiar de escalas de temperatura, también debe utilizar esta sección como una oportunidad para desarrollar sus habilidades en la resolución de problemas.

► Conversión entre las escalas Kelvin y Celsius

Es relativamente sencillo convertir entre las escalas Celsius y Kelvin debido a que la unidad de temperatura es del mismo tamaño; sólo los puntos cero son diferentes. Debido a que 0 °C corresponde a 273 K, convertir de Celsius a Kelvin requiere que se le sumen 273 a la temperatura en Celsius. En el ejemplo 2.8 se ilustra este procedimiento.

EJEMPLO 2.8

Conversión de temperaturas: Celsius a Kelvin

Los puntos de ebullición se explicarán más adelante en el capítulo 14.

El punto de ebullición del agua en la cima del monte Everest es de 70. °C. Convierta esta temperatura a la escala Kelvin. (El punto decimal después de la lectura de la temperatura indica que el cero final es significativo.)

SOLUCIÓN

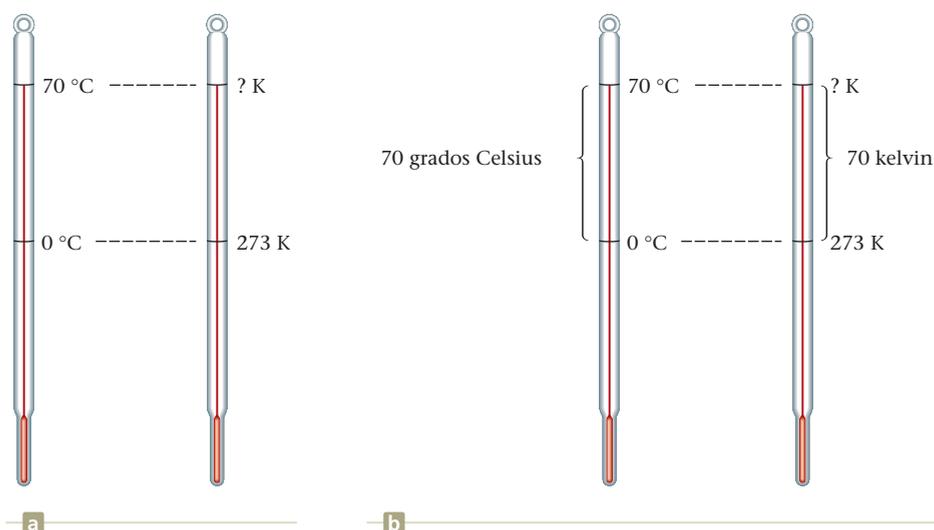
Este problema pide que se encuentre 70. °C en unidades kelvin. Se puede representar este problema de manera sencilla como

$$70. \text{ } ^\circ\text{C} = ? \text{ K}$$

En la resolución de problemas, con frecuencia es útil dibujar un diagrama que represente lo que las palabras indican.

En la resolución de problemas, con frecuencia es útil dibujar un diagrama en el que se representen las palabras del problema con una imagen. Éste puede diagramarse como se muestra en la figura 2.8a.

En esta imagen se debe mostrar qué se desea encontrar: “¿Qué temperatura (en kelvin) es la misma que 70.0 °C?” También se sabe a partir de la figura 2.7 que 0 °C representa la misma temperatura que 273 K. ¿A cuántos grados sobre 0 °C está 70. °C? Por supuesto, la respuesta es 70. Por tanto, se debe sumar 70. a 0 °C para alcanzar 70. °C. Debido a que los grados son del *mismo tamaño* en la escala Celsius que en la

**Figura 2.8**

Conversión de 70. °C a unidades medidas en la escala Kelvin.

Se sabe que $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$. Se desea conocer $70.\text{ }^{\circ}\text{C} = ?\text{ K}$.

Hay 70 grados en la escala Celsius entre $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $70.\text{ }^{\circ}\text{C}$. Debido a que las unidades en estas escalas son del mismo tamaño, también hay 70 kelvin en esta misma distancia en la escala Kelvin.

escala Kelvin (vea la figura 2.8b), también se debe sumar 70. a 273 K (misma temperatura que $0\text{ }^{\circ}\text{C}$) para alcanzar ? K. Es decir,

$$? \text{ K} = 273 + 70. = 343 \text{ K}$$

Por tanto, $70.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ corresponde a 343 K.

Observe que al convertir de la escala Celsius a la escala Kelvin simplemente se suma la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ a 273. Es decir,

$$T_{\text{C}} + 273 = T_{\text{K}}$$

Temperatura en grados Celsius
Temperatura en kelvin

Al utilizar esta fórmula para resolver el presente problema se obtiene

$$70. + 273 = 343$$

(con unidades kelvin, K), lo cual es la respuesta correcta. ■

Se puede resumir lo que se aprendió en el ejemplo 2.8 como se indica a continuación: para convertir de la escala Celsius a la Kelvin se puede utilizar la fórmula

$$T_{\text{C}} + 273 = T_{\text{K}}$$

Temperatura en grados Celsius
Temperatura en kelvin

EJEMPLO 2.9**Conversión de temperaturas: Kelvin a Celsius**

El nitrógeno líquido hierve a 77 K. ¿Cuál es su punto de ebullición en la escala Celsius?

SOLUCIÓN

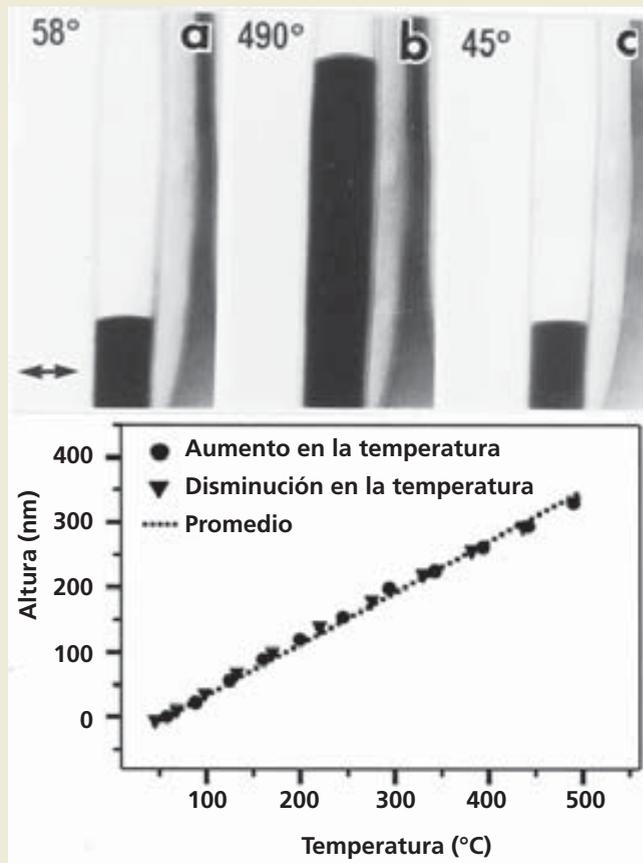
El problema a resolver aquí es $77\text{ K} = ?\text{ }^{\circ}\text{C}$. Se explora esta pregunta examinando la imagen en la siguiente página que representa las dos escalas de temperatura. Un

Termómetros diminutos

¿Puede imaginarse un termómetro que tenga un diámetro igual a una centésima de un cabello humano? Tal dispositivo en realidad ha sido producido por los científicos Yihica Gao y Yoshio Bando, del Instituto Nacional para la Ciencia de Materiales en Tsukuba, Japón. El termómetro que construyeron es tan diminuto que debe leerse utilizando un microscopio electrónico poderoso.

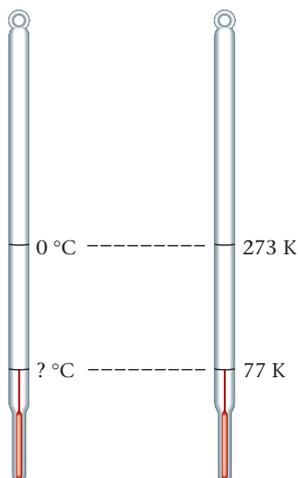
Resulta que los termómetros diminutos fueron producidos por accidente. Los científicos japoneses en realidad estaban tratando de fabricar alambres diminutos (nanoescala) de nitruro de galio. Sin embargo, cuando examinaron los resultados de su experimento, descubrieron tubos diminutos de átomos de carbono que se habían llenado con galio elemental. Debido a que el galio es líquido en un intervalo de temperatura inusualmente grande, constituye un líquido que trabaja perfecto en un termómetro. Tal como ocurre en los termómetros de mercurio, los cuales en su mayoría han sido retirados debido a la toxicidad del mercurio, el galio se expande a medida que la temperatura aumenta. Por tanto, se mueve hacia arriba del tubo conforme la temperatura se incrementa.

Estos termómetros minúsculos no son útiles en el mundo macroscópico normal, e incluso no pueden ser vistos a simple vista. Sin embargo deben ser valiosos para el monitoreo de temperaturas de 50 °C a 500 °C en los materiales del mundo a nanoescala.



El galio líquido se expande dentro de un nanotubo de carbono a medida que la temperatura aumenta (izquierda a derecha).

Dr. Yoshio Bando/Instituto Nacional para la Ciencia de Materiales



punto clave es reconocer que $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$. También observe que la diferencia entre 273 K y 77 K es 196 kelvin ($273 - 77 = 196$). Es decir, 77 K está 196 kelvin debajo de 273 K. El tamaño del grado es el mismo en estas dos escalas de temperatura, por lo que 77 K debe corresponder a 196 grados Celsius debajo del cero, o $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$. Por tanto, $77\text{ K} = ?\text{ }^{\circ}\text{C} = -196\text{ }^{\circ}\text{C}$.

También se puede resolver este problema utilizando la fórmula

$$T_{\text{C}} + 273 = T_{\text{K}}$$

Sin embargo, en este caso se desea resolver para la temperatura en Celsius, T_{C} . Es decir, se desea aislar T_{C} en un lado del signo igual. Para realizar este procedimiento se utiliza un principio general importante: hacer *la misma operación en ambos lados del signo igual* preserva la igualdad. En otras palabras, siempre está bien realizar la misma operación en ambos lados del signo igual.

Para aislar T_{C} se necesita restar 273 en ambos lados:

$$T_{\text{C}} + 273 - 273 = T_{\text{K}} - 273$$



La suma es cero

a efecto de obtener

$$T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273$$

Al utilizar esta ecuación para resolver el problema se tiene

$$T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273 = 77 - 273 = -196$$

Por lo que, como vimos anteriormente, se ha mostrado que

$$77 \text{ K} = -196 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 2.6 ¿Cuál temperatura es más fría: 172 K o $-75 \text{ }^{\circ}\text{C}$?

Vea los problemas 2.73 al 2.74. ■

En resumen, debido a que las escalas Kelvin y Celsius tienen la unidad del mismo tamaño, para cambiar de una escala a otra simplemente se deben tomar en cuenta los puntos cero distintos. Se debe sumar 273 a la temperatura Celsius para obtener la temperatura en la escala Kelvin:

$$T_{\text{K}} = T_{\text{C}} + 273$$

Para convertir de la escala Kelvin a la escala Celsius se debe restar 273 de la temperatura Kelvin:

$$T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273$$

► Conversión entre las escalas Fahrenheit y Celsius

La conversión entre las escalas de temperatura Fahrenheit y Celsius requiere dos ajustes:

1. Para las unidades de tamaño diferente
2. Para los puntos cero distintos

Con el fin de ver cómo ajustar para los tamaños de unidades diferentes, considere el diagrama de la figura 2.9. Observe que debido a que $212 \text{ }^{\circ}\text{F} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$ y $32 \text{ }^{\circ}\text{F} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

$$212 - 32 = 180 \text{ grados Fahrenheit} = 100 - 0 = 100 \text{ grados Celsius}$$

Por tanto,

$$180. \text{ grados Fahrenheit} = 100. \text{ grados Celsius}$$

Al dividir ambos lados de esta ecuación entre 100. se obtiene

$$\frac{180.}{100.} \text{ grados Fahrenheit} = \frac{100.}{100.} \text{ grados Celsius}$$

o

$$1.80 \text{ grados Fahrenheit} = 1.00 \text{ grado Celsius}$$

El factor 1.80 se utiliza para convertir de un tamaño de un grado al otro.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Recuerde, está bien realizar el mismo procedimiento en ambos lados de la ecuación.

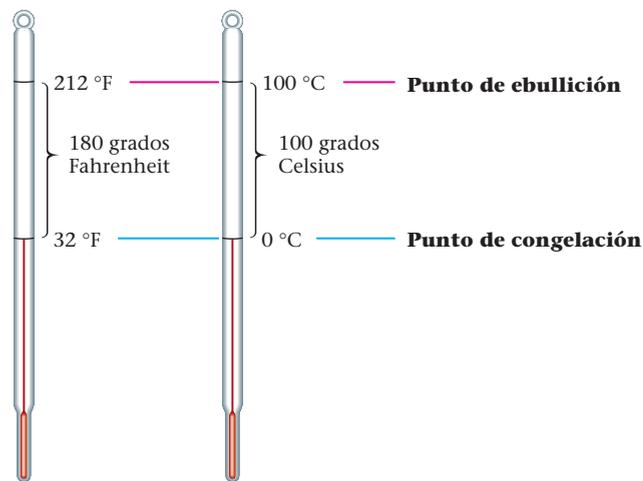


Figura 2.9

Comparación de las escalas Celsius y Fahrenheit.

Después se tiene que tomar en cuenta el hecho de que $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ *no* es lo mismo que $0\text{ }^{\circ}\text{F}$. De hecho, $32\text{ }^{\circ}\text{F} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Aunque no se mostrará cómo derivarla, la ecuación para convertir una temperatura en grados Celsius a la escala Fahrenheit es

$$T_{\text{°F}} = 1.80(T_{\text{°C}}) + 32$$

Temperatura en °F
Temperatura en °C

En esta ecuación el término $1.80(T_{\text{°C}})$ ajusta la diferencia en el tamaño del grado entre las dos escalas. El 32 en la ecuación toma en cuenta los puntos cero distintos. Ahora se mostrará cómo utilizar esta ecuación.

EJEMPLO 2.10

Conversión de temperaturas: Celsius a Fahrenheit

En un día de verano la temperatura en el laboratorio, medida en un termómetro de laboratorio, es de $28\text{ }^{\circ}\text{C}$. Exprese esta temperatura en la escala Fahrenheit.

SOLUCIÓN

Este problema puede representarse como $28\text{ }^{\circ}\text{C} = ?\text{ }^{\circ}\text{F}$. Se resolverá utilizando la fórmula

$$T_{\text{°F}} = 1.80(T_{\text{°C}}) + 32$$

En este caso

$$\begin{aligned}
 T_{\text{°F}} = ?\text{ }^{\circ}\text{F} &= 1.80(\overset{T_{\text{°C}}}{28}) + 32 = 50.4 + 32 \\
 &= 50. + 32 = 82
 \end{aligned}$$

Redondear a 50

Observe que $28\text{ }^{\circ}\text{C}$ es aproximadamente igual a $82\text{ }^{\circ}\text{F}$. Debido a que los números sólo se invierten, este es un punto de referencia sencillo para recordar las dos escalas.

Por tanto, $28\text{ }^{\circ}\text{C} = 82\text{ }^{\circ}\text{F}$. ■

EJEMPLO 2.11**Conversión de temperaturas: Celsius a Fahrenheit**

Expresar la temperatura $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ en la escala Fahrenheit.

SOLUCIÓN

Se puede expresar este problema como $-40\text{ }^{\circ}\text{C} = ?\text{ }^{\circ}\text{F}$. Para resolverlo se utilizará la fórmula

$$T_{\text{F}} = 1.80(T_{\text{C}}) + 32$$

En este caso,

$$T_{\text{F}} = ?\text{ }^{\circ}\text{F} = 1.80(\overset{T_{\text{C}}}{\downarrow} -40.) + 32 \\ = -72 + 32 = -40$$

Por lo que $-40\text{ }^{\circ}\text{C} = -40\text{ }^{\circ}\text{F}$. Este es un resultado muy interesante y es otro punto de referencia útil.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.7 Las bañeras de hidromasaje con frecuencia se mantienen a $41\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál es esta temperatura en grados Fahrenheit?

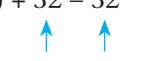
Vea los problemas 2.75 al 2.78. ■

Para convertir grados Celsius a Fahrenheit se ha utilizado la ecuación

$$T_{\text{F}} = 1.80(T_{\text{C}}) + 32$$

Para convertir una temperatura en Fahrenheit a Celsius se necesita reordenar esta ecuación para aislar los grados Celsius (T_{C}). Recuerde que siempre se puede realizar la misma operación en ambos lados de la ecuación. Primero reste 32 de cada lado:

$$T_{\text{F}} - 32 = 1.80(T_{\text{C}}) + 32 - 32$$



La suma es cero

para obtener

$$T_{\text{F}} - 32 = 1.80(T_{\text{C}})$$

Después divide cada lado entre 1.80

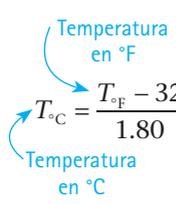
$$\frac{T_{\text{F}} - 32}{1.80} = \frac{1.80(T_{\text{C}})}{1.80}$$

para obtener

$$\frac{T_{\text{F}} - 32}{1.80} = T_{\text{C}}$$

o

$$T_{\text{C}} = \frac{T_{\text{F}} - 32}{1.80}$$



Temperatura en $^{\circ}\text{C}$

 $T_{\text{C}} = \frac{T_{\text{F}} - 32}{1.80}$

EJEMPLO 2.12**Conversión de temperaturas: Fahrenheit a Celsius**

Una de las respuestas del cuerpo a una infección o a una lesión es elevar su temperatura. Cierta persona víctima de la gripa tiene una temperatura corporal de 101 °F. ¿Cuál es esta temperatura en la escala Celsius?

SOLUCIÓN

El problema es 101 °F = ? °C. Al utilizar la fórmula

$$T_{\text{°C}} = \frac{T_{\text{°F}} - 32}{1.80}$$

da como resultado

$$T_{\text{°C}} = ? \text{ °C} = \frac{101 - 32}{1.80} = \frac{69}{1.80} = 38$$

Es decir, 101 °F = 38 °C.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.8 Una disolución anticongelante en el radiador de un automóvil hierve a 239 °F. ¿Cuál es esta temperatura en la escala Celsius?

Vea los problemas 2.75 al 2.78. ■

Al hacer conversiones de temperatura necesitará las siguientes fórmulas.

Fórmulas para la conversión de temperaturas

- Celsius a Kelvin $T_{\text{k}} = T_{\text{°C}} + 273$
- Kelvin a Celsius $T_{\text{°C}} = T_{\text{k}} - 273$
- Celsius a Fahrenheit $T_{\text{°F}} = 180(T_{\text{°C}}) + 32$
- Fahrenheit a Celsius $T_{\text{°C}} = \frac{T_{\text{°F}} - 32}{1.80}$

2.8 Densidad

OBJETIVO Definir la densidad y sus unidades.

El plomo tiene una densidad mayor que las plumas.

Cuando estaba en primaria, puede haberse avergonzado por su respuesta a la pregunta “¿Cuál es más pesado: una libra de plomo o una libra de plumas?” Si dijo que el plomo, sin duda estaba pensando acerca de la densidad, no de la masa. La **densidad** puede definirse como la cantidad de materia presente *en un volumen dado* de una sustancia. Es decir, la densidad es la masa por unidad de volumen, la razón de la masa de un objeto a su volumen:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Se requiere un volumen mucho mayor para formar una libra de plumas que para formar una libra de plomo. Esto se debe a que el plomo tiene una masa mucho mayor por unidad de volumen, una densidad mayor.

La densidad de un líquido puede determinarse con facilidad pesando un volumen conocido de la sustancia como se ilustra en el ejemplo 2.13.

EJEMPLO 2.13**Cálculo de la densidad**

Suponga que un estudiante encuentra que 23.50 mL de cierto líquido pesa 35.062 g. ¿Cuál es la densidad de este líquido?

SOLUCIÓN

Se puede calcular la densidad del líquido simplemente aplicando la definición

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{35.062 \text{ g}}{23.50 \text{ mL}} = 1.492 \text{ g/mL}$$

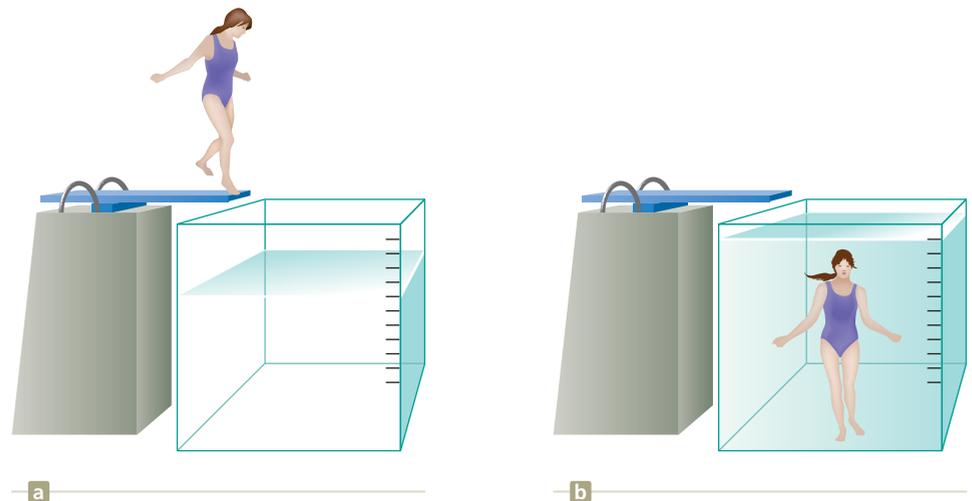
Este resultado podría expresarse como 1.492 g/cm³ debido a que 1 mL = 1 cm³. ■

El volumen de un objeto sólido con frecuencia se determina de manera indirecta sumergiéndolo en agua y midiendo el volumen del agua desplazada. De hecho, este es el método más preciso para la medición del porcentaje de grasa corporal de una persona. Ésta se sumerge de manera momentánea en un tanque de agua y se mide el aumento del volumen (vea la figura 2.10). Es posible calcular la densidad del cuerpo utilizando el peso (masa) y el volumen del cuerpo de la persona determinados por la inmersión. La grasa, los músculos y los huesos tienen densidades diferentes (por ejemplo, la grasa es menos densa que el tejido muscular), por lo que puede calcularse la fracción del cuerpo de una persona que corresponde a la grasa. Mientras más músculo y menos grasa tenga, mayor es su densidad corporal. Por ejemplo, una persona musculosa que pesa 150 lb tiene un volumen corporal menor (y por tanto una densidad mayor) que un sujeto obeso que pesa 150 lb.

EJEMPLO 2.14**Determinación de la densidad**

Las unidades más comunes para la densidad son g/mL = g/cm³.

En una casa de empeño local una estudiante encuentra un medallón que el propietario de la tienda insiste en que es de platino puro. Sin embargo, la estudiante sospecha que el medallón puede ser en realidad de plata y por tanto mucho menos valioso. La estudiante compra el medallón sólo después de que el propietario de la tienda acuerda reembolsar el precio si el objeto es regresado dentro de dos días. La

**Figura 2.10**

Tanque de agua

Persona sumergida en el tanque, lo que eleva el nivel del agua

estudiante, con especialidad en química, lleva el medallón a su laboratorio y mide su densidad como a continuación se explica. Primero lo pesa y encuentra que su masa es de 55.64 g. Después coloca algo de agua en una probeta y lee su volumen de 75.2 mL. Luego deja caer el medallón en la probeta y lee el nuevo volumen como 77.8 mL. ¿El medallón es de platino (densidad = 21.4 g/cm³) o de plata (densidad = 10.5 g/cm³)?

SOLUCIÓN

Las densidades del platino y de la plata difieren tanto que la densidad medida del medallón mostrará qué metal está presente. Debido a que por la definición

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

para calcular la densidad del medallón se necesita conocer su masa y su volumen. Su masa es de 55.64 g. Su volumen puede obtenerse tomando la diferencia entre las lecturas de los volúmenes del agua en la probeta antes y después de que se añade el medallón.

$$\text{volumen del medallón} = 77.8 \text{ mL} - 75.2 \text{ mL} = 2.6 \text{ mL}$$

El volumen parece incrementarse en 2.6 mL cuando se añade el medallón, por lo que 2.6 mL representa su volumen. Ahora se puede utilizar la masa y el volumen del medallón medidos para determinar su densidad:

$$\begin{aligned} \text{densidad del medallón} &= \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{55.64 \text{ g}}{2.6 \text{ mL}} = 21 \text{ g/mL} \\ &\text{o} \\ &= 21 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

El medallón es realmente de platino.

Autocomprobación

EJERCICIO 2.9 Un estudiante desea identificar el componente principal de un limpiador líquido comercial. Encuentra que 35.8 mL del limpiador pesan 28.1 g. De las siguientes posibilidades, ¿cuál es el componente principal del limpiador?

Sustancia	Densidad, g/cm ³
cloroformo	1.483
éter dietílico	0.714
alcohol isopropílico	0.785
tolueno	0.867

Vea los problemas 2.89 y 2.90. ■

EJEMPLO 2.15

Uso de la densidad en los cálculos

El mercurio tiene una densidad de 13.6 g/mL. ¿Qué volumen de mercurio debe tomarse para obtener 225 g del metal?

SOLUCIÓN

Para resolver este problema, comience con la definición de la densidad,

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

y después reordene esta ecuación para aislar la cantidad requerida. En este caso se desea encontrar el volumen. Recuerde que se mantiene una igualdad cuando se hace



© Veminy/Shutterstock

Gotas esféricas de mercurio, un líquido muy denso.

el mismo procedimiento en ambos lados. Por ejemplo, si se multiplican *ambos lados* de la definición de la densidad por el volumen,

$$\text{volumen} \times \text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \times \text{volumen}$$

el volumen se cancela en el lado derecho, dejando

$$\text{volumen} \times \text{densidad} = \text{masa}$$

Se desea el volumen, por lo que ahora se dividen ambos lados entre la densidad,

$$\frac{\text{volumen} \times \text{densidad}}{\text{densidad}} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$$

para obtener

$$\text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$$

Ahora se puede resolver el problema sustituyendo los números dados:

$$\text{volumen} = \frac{225 \text{ g}}{13.6 \text{ g/mL}} = 16.5 \text{ mL}$$

Se deben tomar 16.5 mL de mercurio para obtener una cantidad que tenga una masa de 225 g. ■

En la tabla 2.8 se proporcionan las densidades de varias sustancias comunes.

Además de ser una herramienta para la identificación de sustancias, la densidad tiene diversos usos. Por ejemplo, el líquido en el acumulador de plomo de su automóvil (una disolución de ácido sulfúrico) cambia de densidad debido a que el ácido sulfúrico se consume a medida que la batería se descarga. En una batería cargada por completo la densidad de la disolución es de alrededor de 1.30 g/cm^3 . Cuando la densidad cae por debajo de 1.20 g/cm^3 , la batería tiene que ser recargada. La medición de la densidad también se utiliza para determinar la cantidad de anticongelante, y por tanto el nivel de protección contra el congelamiento, en el sistema de enfriamiento de un automóvil. El agua y el anticongelante tienen densidades diferentes, por lo que la medida de la densidad de la mezcla indica cuánto está presente de cada uno. En la figura 2.11 se muestra el dispositivo utilizado para probar la densidad de la disolución: un hidrómetro.

Tabla 2.8 Densidades de varias sustancias comunes a 20°C

Sustancia	Estado físico	Densidad (g/cm^3)
oxígeno	gas	0.00133*
hidrógeno	gas	0.000084*
etanol	líquido	0.785
benceno	líquido	0.880
agua	líquido	1.000
magnesio	sólido	1.74
sal (cloruro de sodio)	sólido	2.16
aluminio	sólido	2.70
hierro	sólido	7.87
cobre	sólido	8.96
plata	sólido	10.5
plomo	sólido	11.34
mercurio	líquido	13.6
oro	sólido	19.32

*A 1 atmósfera de presión



© Mikus, Jo/Shutterstock

Figura 2.11

Un hidrómetro es utilizado para determinar la densidad de la disolución de anticongelante en el radiador de un automóvil.

En ciertas situaciones se utiliza el término *gravedad específica* para describir la densidad de un líquido. La **gravedad específica** se define como la razón de la densidad de un líquido dado a la densidad del agua a 4 °C. Debido a que es una razón de densidades, la gravedad específica no tiene unidades.

CAPÍTULO 2 REPASO

Términos clave

medición (p. 15)	factor de conversión (2.6)
notación científica (2.1)	enunciado de equivalencia (2.6)
unidades (2.2)	análisis dimensional (2.6)
sistema inglés (2.2)	escala Fahrenheit (2.7)
sistema métrico (2.2)	escala Celsius (2.7)
unidades SI (2.2)	escala Kelvin (absoluta) (2.7)
volumen (2.3)	densidad (2.8)
masa (2.3)	gravedad específica (2.8)
cifras significativas (2.4)	
redondeo (2.5)	

Resumen

1. A una observación cuantitativa se le llama *medición* y siempre consiste de un número y una unidad.
2. Se pueden expresar de manera conveniente números muy grandes o muy pequeños utilizando la notación científica, la cual representa la cifra como un número entre 1 y 10 multiplicado por 10 a una potencia.
3. Las unidades proporcionan una escala en la que se representan los resultados de una medición. Los tres sistemas explicados son los sistemas inglés, métrico y SI. Los sistemas métricos y SI utilizan prefijos (tabla 2.2) para cambiar el tamaño de las unidades.
4. La masa de un objeto representa la cantidad de materia en ese objeto.
5. Todas las mediciones tienen un grado de incertidumbre, el cual se refleja en el número de cifras significativas utilizadas para expresarlas. Se utilizan varias reglas para redondear el número correcto de cifras significativas en un resultado calculado.
6. Se puede convertir de un sistema de unidades a otro por medio de un método llamado *análisis dimensional*, en el que se utilizan factores de conversión.
7. La temperatura puede medirse en tres escalas diferentes: Fahrenheit, Celsius y Kelvin. Se puede convertir con facilidad entre estas escalas.
8. La densidad es la cantidad de materia presente en un volumen dado (masa por unidad de volumen). Es decir,

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcio-

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

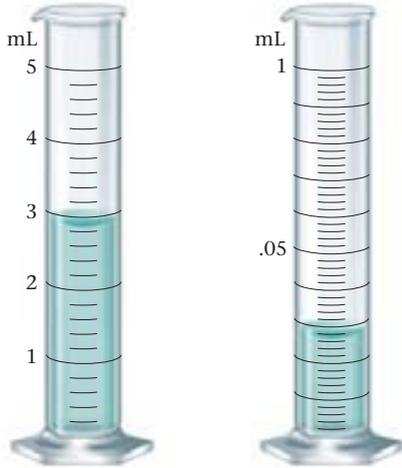
nan bien para la introducción de un tema en particular en la clase.

1. a) Hay 365 días por año, 24 horas por día, 12 meses por año y 60 minutos por hora. ¿Cuántos minutos hay en un mes?
b) Hay 24 horas por día, 60 minutos por hora, 7 días por semana y 4 semanas por mes. ¿Cuántos minutos hay en un mes?
c) ¿Por qué son diferentes estas respuestas? ¿Cuál (si la hay) es más correcta y por qué?
2. Va a una tienda de abarrotes a comprar dulces y encuentra al vendedor bastante raro. Le permite comprar piezas sólo en múltiplos de cuatro, y para comprar cuatro, necesita 0.23 dólares. Sólo le permite utilizar 3 monedas de 1 centavo y 2 monedas de 10 centavos. Tiene varias monedas de 1 centavo y de 10 centavos, y en vez de contarlas, decide pesarlas. Tiene 636.3 g de monedas de 1 centavo y cada una de ellas pesa en promedio 3.03 g. Cada moneda de 10 centavos pesa un promedio de 2.29 g. Cada pieza de dulce pesa un promedio de 10.23 g.
a) ¿Cuántas monedas de 1 centavo tiene?
b) ¿Cuántas monedas de 10 centavos necesita para comprar tanto dulce como sea posible?
c) ¿Cuánto pesarían todas sus monedas de 10 centavos?
d) ¿Cuántas piezas de dulce podría comprar [con base en el número de monedas de 10 centavos del inciso b)]?
e) ¿Cuánto pesaría este dulce?
f) ¿Cuántas piezas de dulce podría comprar con el doble de monedas de 10 centavos?
3. Cuando se deja caer una canica en un vaso de precipitados con agua, se hunde al fondo. ¿Cuál de las siguientes es la mejor explicación?
a) El área de superficie de la canica no es lo suficientemente grande para que la canica sea mantenida arriba por la tensión superficial del agua.
b) La masa de la canica es mayor que la del agua.

- c) La canica pesa más que un volumen equivalente del agua.
- d) La fuerza al dejar caer la canica rompe la tensión superficial del agua.
- e) La canica tiene una masa y un volumen mayores que la del agua.

Explique cada elección. Es decir, para escoger la correcta no debe seleccionarla, sino explicar por qué piensa que las demás están mal y justificar su elección.

4. Considere el agua en cada probeta como se muestra.

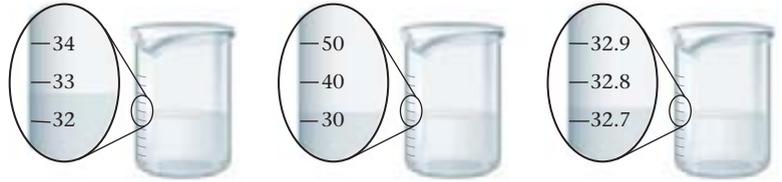


Añada ambas muestras de agua en un vaso de precipitados. ¿Cómo escribiría el número que describe el volumen total? ¿Qué limita la precisión de este número?

- 5. ¿Cuál es el valor numérico de un factor de conversión? ¿Por qué debe ser esto verdadero?
- 6. Para cada uno de los siguientes números, indique cuáles ceros son significativos y explique. No sólo cite la regla que aplica, sino explíquela.
 - a) 10.020 b) 0.002050 c) 190 d) 270
- 7. Considere la suma de "15.4" a "28.". ¿Cuál diría que es la respuesta de un matemático? ¿Cuál sería la de un científico? Justifique la respuesta del científico. No sólo cite la regla, sino explíquela.
- 8. Considere la multiplicación de "26.2" por "16.43.". ¿Cuál diría que es la respuesta de un matemático? ¿Cómo sería la de un científico? Justifique la respuesta del científico. No sólo cite la regla, sino explíquela.
- 9. En el laboratorio se reporta un volumen medido de 128.7 mL de agua. Utilizando cifras significativas como una medida del error, ¿qué intervalo de respuestas implica su volumen reportado? Explique.
- 10. Dibuje dos piezas de cristalería: una que pueda medir el volumen a la posición de las milésimas y una que pueda medir el volumen sólo a una posición.
- 11. El aceite flota en el agua pero es "más denso" que el agua. ¿Por qué piensa que este hecho es verdadero?

- 12. Muestre cómo el convertir números a notación científica puede ayudarle a decidir cuáles dígitos son significativos.
- 13. Está conduciendo a 65 mph y aparta sus ojos del camino "sólo por un segundo". ¿Cuántos pies recorre en este tiempo?
- 14. Tiene una muestra de 1.0 cm³ de plomo y una muestra de 1.0 cm³ de vidrio. Deja caer cada una en vasos de precipitados con agua por separado. ¿Cómo se comparan los volúmenes del agua que son desplazados por las muestras? Explique.

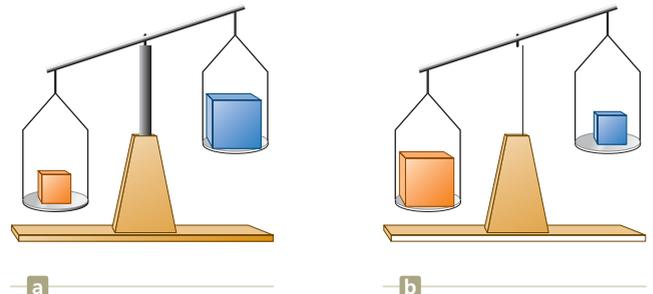
- VP** 15. Los vasos de precipitados mostrados abajo tienen tres precisiones.



- a) Etiquete la cantidad de agua en cada uno de los vasos de precipitados al número correcto de cifras significativas.
- b) ¿Es posible que cada uno de los tres vasos de precipitados contenga la misma cantidad exacta de agua? Si no es así, ¿por qué? Si es sí, ¿reporta los volúmenes al igual que en el inciso a)? Explique.
- c) Suponga que vierte el agua de estos tres vasos de precipitados en un contenedor. ¿Cuál debe ser el volumen en el contenedor reportado al número correcto de cifras significativas?
- 16. ¿Falso o verdadero? Para cualquier operación matemática desarrollada en dos mediciones, el número de cifras significativas en la respuesta es el mismo que el número menor de cifras significativas en cualquiera de las mediciones. Explique la respuesta.
- 17. Complete los siguientes enunciados y explique cada uno con sus propias palabras: los ceros a la izquierda (nunca/en ocasiones/siempre) son significativos; los ceros cautivos (nunca/en ocasiones/siempre) son significativos; y los ceros al final (nunca/en ocasiones/siempre) son significativos.

Para cualquier aseveración con una respuesta de "en ocasiones", proporcione ejemplos de cuándo el cero es significativo y cuándo no lo es, y explique.

- VP** 18. Para cada una de las siguientes figuras, de a) a d), decida cuál bloque es más denso: el bloque naranja, el bloque azul, o no puede determinarse. Explique sus respuestas.



8. Reescriba cada uno de los siguientes como un número decimal “ordinario”.

- a) 2.789×10^3
 b) 2.789×10^{-3}
 c) 9.3×10^7
 d) 4.289×10^1
 e) 9.999×10^4
 f) 9.999×10^{-5}

9. ¿Cuántas posiciones debe moverse el punto decimal y en qué dirección para convertir cada uno de los siguientes a números decimales “ordinarios”?

- a) 4.311×10^6 d) 4.995×10^0
 b) 7.895×10^{-5} e) 2.331×10^{18}
 c) 8.712×10^1 f) 1.997×10^{-16}

10. ¿Cuántas posiciones debe moverse el punto decimal y en qué dirección para convertir cada uno de los siguientes números a notación científica estándar?

- a) 5993 d) 62.357
 b) -72.14 e) 0.01014
 c) 0.00008291 f) 324.9

11. Escriba cada uno de los siguientes números en notación científica *estándar*.

- a) 97,820 d) 0.0003914
 b) 42.14×10^3 e) 927.1
 c) 0.08214×10^{-3} f) $4.781 \times 10^2 \times 10^{-3}$

12. Escriba cada uno de los siguientes números como números decimales “ordinarios”.

- a) 6.244×10^3 d) 1.771×10^{-4}
 b) 9.117×10^{-2} e) 5.451×10^2
 c) 8.299×10^1 f) 2.934×10^{-5}

13. Escriba cada uno de los siguientes números en notación científica *estándar*.

- a) 1/1033 e) 1/3,093,000
 b) $1/10^5$ f) $1/10^{-4}$
 c) $1/10^{-7}$ g) $1/10^9$
 d) 1/0.0002 h) 1/0.000015

14. Escriba cada uno de los siguientes números en notación científica *estándar*.

- a) 1/0.00032 e) $(10^5)(10^4)(10^{-4})/(10^{-2})$
 b) $10^3/10^{-3}$ f) $43.2/(4.32 \times 10^{-5})$
 c) $10^3/10^3$ g) $(4.32 \times 10^{-5})/432$
 d) 1/55,000 h) $1/(10^5)(10^{-6})$

2.2 Unidades

PREGUNTAS

15. ¿Cuáles son las unidades fundamentales de la masa, longitud y temperatura en el sistema métrico?
16. Proporcione varios ejemplos de cómo se utilizan los *prefijos* en el sistema métrico para indicar cantidades que son múltiplos o divisiones de las unidades fundamentales del sistema métrico.

2.3 Mediciones de longitud, volumen y masa

PREGUNTAS

Con frecuencia los estudiantes tienen problemas para relacionar las mediciones en el sistema métrico con el sistema inglés con el que han crecido. Proporcione los equivalentes en el sistema inglés para cada una de las siguientes descripciones del sistema métrico en los ejercicios 17-20.

17. El nuevo piso de mi cocina requerirá 25 metros cuadrados de linóleo.
18. Mi receta para chili requiere una lata de 125 g de pasta de tomate.
19. El tanque de gasolina en mi nuevo automóvil tiene capacidad para 48 litros.
20. Necesito clavos de 2.5 cm de largo para colgar este cuadro.
21. La señal de tráfico que acabo de pasar dice “Ciudad de Nueva York a 100 km”, lo cual representa alrededor de _____ mi.
22. ¿Cuál contiene más refresco: una botella de 2 litros o una botella de 2 cuartos de galón?
23. El mantel en mi comedor es de 2 m de largo, lo cual es _____ cm, o alrededor de _____ in.
24. ¿Quién es más alto: un hombre que mide 1.62 m o una mujer que mide 5 ft 6 in?
25. La unidad si fundamental de la longitud es el metro. Sin embargo, con frecuencia se trata con longitudes o distancias mayores o menores para los cuales son más útiles múltiplos o fracciones de la unidad fundamental. Para cada una de las siguientes situaciones, sugiera cuál fracción o múltiplo del metro podría ser la medición más apropiada.
- a) La distancia entre Chicago y San Luis.
 b) El tamaño de su habitación
 c) Las dimensiones de este libro de texto
 d) El grosor de un cabello
26. ¿Cuál unidad métrica de longitud o distancia es la más comparable en escala con cada una de las siguientes unidades del sistema inglés para la realización de mediciones?
- a) Una pulgada
 b) Una yarda
 c) Una milla
27. La unidad del volumen en el sistema métrico es el litro, el cual consiste en 1000 mililitros. ¿A cuántos litros o mililitros es aproximadamente equivalente cada una de las siguientes mediciones en el sistema inglés?
- a) Un galón de gasolina
 b) Una pinta de leche
 c) Una taza de agua
28. ¿Cuál unidad del sistema métrico es la más apropiada para la medición de la distancia entre dos ciudades?
- a) Metros c) Centímetros
 b) Milímetros d) Kilómetros

48. Evalúe las siguientes expresiones e indique la respuesta al número correcto de dígitos significativos.
- $(4.771 + 2.3)/3.1$
 - $5.02 \times 10^2 + 4.1 \times 10^2$
 - $1.091 \times 10^3 + 2.21 \times 10^2 + 1.14 \times 10^1$
 - $(2.7991 \times 10^{-6})/(4.22 \times 10^6)$
49. Sin realizar los cálculos indicados, señale a cuántos dígitos significativos debe expresarse la respuesta al cálculo.
- $(0.196)(0.08215)(295)/(1.1)$
 - $(4.215 + 3.991 + 2.442)/(0.22)$
 - $(7.881)(4.224)(0.00033)/(2.997)$
 - $(6.219 + 2.03)/(3.1159)$
50. Sin realizar los cálculos indicados, señale a cuántos dígitos significativos debe expresarse la respuesta al cálculo.
- $\frac{(9.7871)(2)}{(0.00182)(43.21)}$
 - $(67.41 + 0.32 + 1.98)/(18.225)$
 - $(2.001 \times 10^{-3})(4.7 \times 10^{-6})(68.224 \times 10^{-2})$
 - $(72.15)(63.9)[1.98 + 4.8981]$
51. ¿Cuántos dígitos significativos deben considerarse en la respuesta a los siguientes cálculos? No realice los cálculos.
- $(2.7518 + 9.01 + 3.3349)/(2.1)$
 - $(2.7751 \times 1.95)/(0.98)$
 - $12.0078/3.014$
 - $(0.997 \times 4.011 + 3.876)/(1.86 + 10^{-3})$
52. Evalúe los siguientes términos y escriba la respuesta al número apropiado de cifras significativas.
- $(2.0944 + 0.0003233 + 12.22)/(7.001)$
 - $(1.42 \times 10^2 + 1.021 \times 10^3)/(3.1 \times 10^{-1})$
 - $(9.762 \times 10^{-3})/(1.43 \times 10^2 + 4.51 \times 10^1)$
 - $(6.1982 \times 10^{-4})^2$

2.6 Resolución de problemas y análisis dimensional

PREGUNTAS

53. Un _____ representa una razón basada en el enunciado de equivalencia entre dos mediciones.
54. ¿Cuántas cifras significativas se comprenden para los números en la siguiente definición: 1 mi = 5 280 ft?
55. Dado que 1 mi = 1 760 yd, determine qué factor de conversión es el apropiado para convertir 1 849 yd a millas y para convertir 2.781 millas a yardas.
56. Dado que 1 in. = 2.54 cm de manera exacta, indique qué factor de conversión es apropiado para convertir 12.3 in. a centímetros y 63.52 cm a pulgadas.
- Para los ejercicios 57 y 58, las manzanas cuestan 0.79 dólares por libra.
57. ¿Qué factor de conversión es apropiado para expresar el costo de 5.3 lb de manzanas?
58. ¿Qué factor de conversión es útil para determinar cuántas libras de manzanas podrían comprarse con 2.00 dólares?

PROBLEMAS

Nota. Vea en la cubierta posterior de este libro los enunciados de equivalencia apropiados para varias unidades.

59. Realice las siguientes conversiones asegurándose de designar el factor de conversión apropiado.
- 12.5 in. a centímetros
 - 12.5 cm a pulgadas
 - 2 513 ft a millas
 - 4.53 ft a metros
 - 6.52 min a segundos
 - 52.3 cm a metros
 - 4.21 m a yardas
 - 8.02 oz a libras
60. Realice las siguientes conversiones asegurándose de designar el factor de conversión apropiado.
- 4.21 ft a pulgadas
 - 37.3 in. a pies
 - 45.2 cm a milímetros
 - 761.2 mm a centímetros
 - 1.25 L a cuartos de galón
 - 4.21 qt a pintas
 - 6.21 kg a libras
 - 1.75 lb a onzas
61. Realice las siguientes conversiones asegurándose de designar el factor de conversión apropiado.
- 1.75 mi a kilómetros
 - 2.63 gal a cuartos de galón
 - 4.675 calorías a joules
 - 756.2 mm de Hg a atmósferas
 - 36.3 unidades de masa atómica a kilogramos
 - 46.2 in. a centímetros
 - 2.75 qt a onzas líquidas
 - 3.51 yd a metros
62. Realice las siguientes conversiones asegurándose de designar el factor de conversión apropiado.
- 104.971 kilopascales a atmósferas
 - 6.25 pt a cuartos de galón
 - 18.0 oz a kilogramos
 - 4.213 joules a calorías
 - 1.632 mi a pies
 - 4.52 qt a pintas
 - 9.25 oz a gramos
 - 56.2 onzas líquidas a cuartos de galón
63. 12.01 g de carbono contienen 6.02×10^{23} átomos de carbono. ¿Cuál es la masa en gramos de 1.89×10^{25} átomos de carbono?
64. Los Ángeles y Honolulu están a 2 558 mi (millas) de distancia. ¿Cuál es esta distancia en kilómetros?
65. Estados Unidos tiene trenes de alta velocidad capaces de alcanzar velocidades de hasta 160 mi/h que viajan entre Boston y Nueva York. ¿Éstos son más rápidos o más lentos que los trenes rápidos de Reino Unido, los cuales alcanzan velocidades de 225 km/h?
66. El radio de un átomo está en el orden de 10^{-10} m. ¿Cuál es este radio en centímetros?, ¿en pulgadas?, ¿en nanómetros?

2.7 Conversiones de temperatura

PREGUNTAS

67. La escala de temperatura utilizada en la mayor parte del mundo excepto en Estados Unidos es _____.
68. El punto de _____ del agua es a 32° en la escala de temperatura Fahrenheit.
69. El punto de ebullición normal del agua es a _____ $^\circ\text{F}$, o a _____ $^\circ\text{C}$.
70. El punto de congelación del agua es a _____ K.
71. En las escalas de temperatura Kelvin y Celsius hay _____ grados entre los puntos de congelación y ebullición del agua.
72. ¿En cuál escala ($^\circ\text{F}$, $^\circ\text{C}$ o K) 1 grado representa el cambio más pequeño en la temperatura?

PROBLEMAS

73. Realice las siguientes conversiones de temperatura.
 - a) 44.2°C a kelvin
 - b) 891 K a $^\circ\text{C}$
 - c) -20°C a kelvin
 - d) 273.1 K a $^\circ\text{C}$
74. Realice las siguientes conversiones de temperatura.
 - a) -78.1°C a kelvin
 - b) 775 K a $^\circ\text{C}$
 - c) 489 K a $^\circ\text{C}$
 - d) 24.3°C a kelvin
75. Convierta las siguientes temperaturas Fahrenheit a grados Celsius.
 - a) Una mañana fría en otoño, 45°F
 - b) Un día caliente y seco en el desierto de Arizona, 115°F
 - c) La temperatura en invierno cuando mi automóvil no arranca, -10°F
 - d) La superficie de una estrella, $10,000^\circ\text{F}$
76. Convierta las siguientes temperaturas en Celsius a grados Fahrenheit.
 - a) La temperatura de ebullición del alcohol etílico, 78.1°C
 - b) Un día caliente en la playa en una isla griega, 40°C
 - c) La temperatura más baja posible, -273°C
 - d) La temperatura corporal de una persona con hipotermia, 32°C
- F** 77. La sección de "Química en enfoque" *Termómetros diminutos* enuncia que el intervalo de temperatura para los termómetros de galio en nanotubos de carbono es de 50°C a 500°C .
 - a) ¿Qué propiedades del galio lo hacen útil en un termómetro?
 - b) Determine el intervalo de temperatura útil para el termómetro de galio en unidades Fahrenheit.
78. Realice las conversiones de temperatura indicadas.
 - a) 275 K a $^\circ\text{C}$
 - b) 82°F a $^\circ\text{C}$
 - c) -21°C a $^\circ\text{F}$
 - d) -40°F a $^\circ\text{C}$ (¿Ve algo inusual en su respuesta?)

2.8 Densidad

PREGUNTAS

79. ¿Qué representa la *densidad* de una sustancia?
80. Las unidades más comunes para la densidad son _____.
81. Un kilogramo de plomo ocupa un volumen mucho menor que un kilogramo de agua debido a que el _____ tiene una densidad mucho mayor.
82. Si se coloca un bloque sólido de vidrio con un volumen de exactamente 100 in.^3 en una palangana de agua que está llena hasta el borde, entonces la _____ del agua se desbordará de la palangana.
83. ¿Es probable que la densidad de una sustancia gaseosa sea mayor o menor que la de una sustancia líquida o sólida a la misma temperatura? ¿Por qué?
84. ¿Qué propiedad de la densidad la hace útil como una ayuda para la identificación de sustancias?
85. ¿Cuál sustancia listada en la tabla 2.8 es la más densa? ¿Cuál es la menos densa? En las dos sustancias que ha identificado, ¿para cuál una muestra de 1.00 g ocuparía el mayor volumen?
86. Con base en la tabla 2.8, determine si el cobre, la plata, el plomo o el mercurio es el menos denso.

PREGUNTAS

87. Para las masas y los volúmenes indicados, calcule la densidad en gramos por centímetro cúbico.
 - a) masa = 452.1 g ; volumen = 292 cm^3
 - b) masa = 0.14 lb ; volumen = 125 mL
 - c) masa = 1.01 kg ; volumen = 1000 cm^3
 - d) masa = 225 mg ; volumen = 2.51 mL
88. Para las masas y los volúmenes indicados, calcule la densidad en gramos por centímetro cúbico.
 - a) masa = 122.4 g ; volumen = 5.5 cm^3
 - b) masa = $19,302\text{ g}$; volumen = 0.57 m^3
 - c) masa = 0.0175 kg ; volumen = 18.2 mL
 - d) masa = 2.49 g ; volumen = 0.12 m^3
89. El elemento bromo a temperatura ambiente es un líquido con una densidad de 3.12 g/mL . Calcule la masa de 125 mL de bromo. ¿Qué volumen ocupan 85.0 g de bromo?
90. El alcohol isopropílico (alcohol tópico) tiene una densidad de 0.785 g/mL . ¿Cuál es la masa de 3.75 L de alcohol isopropílico? ¿Qué volumen ocuparían 125 g del mismo alcohol?
91. Si $1000.\text{ mL}$ de aceite de linaza tienen una masa de 929 g , calcule la densidad del aceite de linaza.
92. Un material flotará en la superficie de un líquido si tiene una densidad menor a la del líquido. Dado que la densidad del agua es de aproximadamente 1.0 g/mL bajo varias condiciones, ¿flotará o se hundirá en un depósito de agua un bloque de un material que tiene un volumen de $1.2 \times 10^4\text{ in.}^3$ y pesa 3.5 lb ?

93. El hierro tiene una densidad de 7.87 g/cm^3 . Se añaden 52.4 g de hierro a 75.0 mL de agua en una probeta, ¿a qué lectura de volumen se elevará el nivel del agua en la probeta?
94. La densidad de la plata pura es de 10.5 g/cm^3 a 20°C . Si se añaden 5.25 g de gránulos de plata pura a una probeta que contiene 11.2 mL de agua, ¿a qué nivel de volumen se elevará el agua en la probeta?
95. Use la información de la tabla 2.8 para calcular el volumen de 50.0 g de cada una de las siguientes sustancias.
- a) Cloruro de sodio c) Benceno
b) Mercurio d) Plata
96. Use la información de la tabla 2.8 para calcular la masa de 50.0 cm^3 de cada una de las siguientes sustancias.
- a) Oro c) Plomo
b) Hierro d) Aluminio

Problemas adicionales

97. Indique el número de dígitos significativos en la respuesta cuando se evalúa cada una de las siguientes expresiones (*no* tiene que evaluar la expresión).
- a) $(6.25)/(74.1143)$
b) $(1.45)(0.08431)(6.022 \times 10^{23})$
c) $(4.75512)(9.74441)/(3.14)$
98. Exprese cada uno de los siguientes términos como un número decimal "ordinario".
- a) 3.011×10^{23} e) 4.32002×10^{-4}
b) 5.091×10^9 f) 3.001×10^{-2}
c) 7.2×10^2 g) 2.9901×10^{-7}
d) 1.234×10^5 h) 4.2×10^{-1}
99. Escriba los siguientes números en notación científica estándar. Redondee a tres dígitos significativos.
- a) 424.6174 c) 26,755 e) 72.5654
b) 0.00078145 d) 0.0006535
100. ¿Cuál unidad de longitud del sistema métrico sería la más apropiada en tamaño para la medición de cada uno de los siguientes objetos?
- a) Las dimensiones de esta página
b) El tamaño de la habitación en la que está sentado
c) La distancia de Nueva York a Londres
d) El diámetro de una pelota de beisbol
e) El diámetro de un alfiler común
101. Realice las siguientes conversiones.
- a) 1.25 in. a pies y a centímetros
b) 2.12 qt a galones y a litros
c) 2640 ft a millas y a kilómetros
d) 1.254 kg de plomo a su volumen en centímetros cúbicos
e) 250. mL de etanol a su masa en gramos
f) 3.5 in.^3 de mercurio a su volumen en mililitros y su masa en kilogramos
102. En el planeta Xgnu, las unidades de longitud más comunes son el blim (para distancias largas) y el kryll (para distancias más cortas). Debido a que el Xgnuese tiene 14 dedos, quizás no es sorprendente que $1400 \text{ kryll} = 1 \text{ blim}$.
- a) Dos ciudades en Xgnu están a 36.2 blim. ¿Cuál es esta distancia en kryll?
b) El Xgnuese promedio es de 170 kryll de alto. ¿Cuál es esta altura en blims?
c) Este libro está siendo presentado en este momento en la Universidad de Xgnu. El área de la cubierta del tomo es de 72.5 krylls^2 cuadrados. ¿Cuál es su área en blims cuadrados?
103. Pasa por una señal de tráfico que indica "Nueva York a 110 km". Si conduce a una velocidad constante de 100. km/h, ¿cuánto le debe tomar llegar a Nueva York?
104. En el centro comercial, decide probarse un par de jeans franceses. Desde luego, el tamaño de la cintura de los jeans está dado en centímetros. ¿A qué medición de cintura en pulgadas corresponden 52 cm?
105. Suponga que su auto está tasado a 45 mi/gal para uso en carretera y a 38 mi/gal para la conducción en la ciudad. Si desea escribirle a su amigo en España acerca del kilometraje de su automóvil, ¿qué tasas en kilómetros por litro reportaría?
106. Está en París y desea comprar algunos duraznos para almorzar. El letrero en el puesto de frutas indica que el durazno cuesta 2.45 euros por kilogramo. Dado que 1 euro equivale a aproximadamente 1.20 dólares, calcule cuánto costará en dólares una libra de duraznos.
107. Para un farmacéutico que proporciona píldoras o cápsulas, con frecuencia es más sencillo pesar el medicamento a proporcionar que contar las píldoras individuales. Si una sola cápsula de antibiótico pesa 0.65 g y un farmacéutico pesa 15.6 g de cápsulas, ¿cuántas cápsulas ha proporcionado?
108. En el planeta Xgnu, los nativos tienen 14 dedos. En la escala de temperatura oficial Xgnuese ($^\circ\text{X}$), el punto de ebullición del agua (bajo una presión atmosférica similar a la de la Tierra) es de 140°X , mientras que el agua se congela a 14°X . Derive la relación entre $^\circ\text{X}$ y $^\circ\text{C}$.
109. Para que flote en la superficie del agua, un material debe tener una densidad menor a la del agua (1.0 g/mL) y no debe reaccionar con el agua o disolverse en ella. Una pelota esférica tiene un radio de 0.50 cm y pesa 2.0 g. ¿Esta pelota flotará o se hundirá cuando se coloca en agua? (*Nota.* Volumen de una esfera = $\frac{4}{3}\pi r^3$)
110. Un cilindro con gas que tiene un volumen de 10.5 L contiene 36.8 g del gas. ¿Cuál es la densidad del gas?
111. Utilizando la tabla 2.8, calcule el volumen de 25.0 g de cada una de las siguientes sustancias.
- a) Gas hidrógeno (a 1 atmósfera de presión)
b) Mercurio
c) Plomo
d) Agua
112. El etanol y el benceno se disuelven entre sí. Cuando se disuelven 100. mL de etanol en 1.00 L de benceno, ¿cuál es la masa de la mezcla? (Vea la tabla 2.8.)
113. Cuando se escribe 2891 en notación científica, el exponente que indica la potencia de 10 es _____.

114. Para cada uno de los siguientes números, si se reescriben en notación científica, ¿el exponente de la potencia de 10 será positivo, negativo o cero?
- a) $1/10^3$ d) 7.21
 b) 0.00045 e) 13
 c) 52.550
115. Para cada uno de los siguientes números, si se reescriben en notación científica, ¿el exponente de la potencia de 10 será positivo, negativo o cero?
- a) 4915442 c) 0.001
 b) 1/1000 d) 3.75
116. Para cada uno de los siguientes números, ¿cuántas posiciones tiene que moverse el punto decimal para expresar el número en notación científica estándar? En cada caso, ¿el exponente es positivo o negativo?
- a) 102 e) 398000
 b) 0.00000000003489 f) 1
 c) 2500 g) 0.3489
 d) 0.00003489 h) 0.0000003489
117. En los siguientes números, ¿cuántas posiciones debe moverse el punto decimal para expresar el número en notación científica estándar? En cada caso, ¿el exponente será positivo, negativo o cero?
- a) 55 651 d) 883 541
 b) 0.000008991 e) 0.09814
 c) 2.04
118. Para cada uno de los siguientes números, ¿cuántas posiciones debe moverse el punto decimal para expresar el número en notación científica estándar? En cada caso, ¿el exponente será positivo, negativo o cero?
- a) 72.471 d) 6519
 b) 0.008941 e) 0.000000008715
 c) 9.9914
119. Expresa cada uno de los siguientes números en notación científica (exponencial).
- a) 529 e) 0.0003442
 b) 240000000 f) 0.000000000902
 c) 301000000000000000 g) 0.043
 d) 78,444 h) 0.0821
120. Expresa cada uno de los siguientes términos como un número decimal "ordinario".
- a) 2.98×10^{-5} g) 9.87×10^7
 b) 4.358×10^9 h) 3.7899×10^2
 c) 1.9928×10^{-6} i) 1.093×10^{-1}
 d) 6.02×10^{23} j) 2.9004×10^0
 e) 1.01×10^{-1} k) 3.9×10^{-4}
 f) 7.87×10^{-3} l) 1.904×10^{-8}
121. Escriba cada uno de los siguientes números en notación científica *estándar*.
- a) 102.3×10^{-5} e) 5993.3×10^3
 b) 32.03×10^{-3} f) 2054×10^{-1}
 c) 59933×10^2 g) 32000000×10^{-6}
 d) 599.33×10^4 h) 59.933×10^5
122. Escriba cada uno de los siguientes números en notación científica *estándar*. Vea el apéndice si necesita ayuda para la multiplicación o división de números con exponentes.
- a) $1/10^2$ e) $(10^6)^{1/2}$
 b) $1/10^{-2}$ f) $(10^6)(10^4)/(10^2)$
 c) $55/10^3$ g) $1/0.0034$
 d) $(3.1 \times 10^6)/10^{-3}$ h) $3.453/10^{-4}$
123. La unidad fundamental de longitud o distancia en el sistema métrico es el _____.
124. La unidad SI de la temperatura es el _____.
125. ¿Cuál distancia es mayor, 100 km o 50 mi?
126. A la unidad de volumen que corresponde a 1/1000 de un litro se le refiere como 1 mililitro o 1 _____ cúbico.
127. El volumen 0.250 L podría expresarse también como _____ mL.
128. La distancia 10.5 cm podría expresarse también como _____ m.
129. ¿Un automóvil que se mueve a una velocidad constante de 100 km/h violaría un límite de velocidad de 65 mph?
130. ¿Cuál pesa más, 100 g de agua o 1 kg de agua?
131. ¿Cuál pesa más, 4.25 g de oro o 425 mg de oro?
132. La longitud de 100 mm también puede expresarse como _____ cm.
133. Cuando se realiza una medición, a los números ciertos más el primer número incierto se les llama las _____ de la medición.
134. En la medición de la longitud de un alfiler indicada en la figura 2.5, ¿cuáles son los números *ciertos* en la medición mostrada?
135. Indique el número de cifras significativas en cada uno de los siguientes enunciados.
- a) Este libro contiene más de 500 páginas.
 b) Una milla es poco más de 5000 ft.
 c) Un litro es equivalente a 1.059 qt.
 d) La población de Estados Unidos es de aproximadamente 250 millones de personas.
 e) Un kilogramo son 1000 g.
 f) El Boeing 747 viaja a alrededor de 600 mph.
136. Redondee cada uno de los siguientes números a tres dígitos significativos.
- a) 0.00042557 d) 5991556
 b) 4.0235×10^{-5} e) 399.85
 c) 0.0059998
137. Redondee cada uno de los siguientes números al número indicado de dígitos significativos.
- a) 0.7555 a cuatro dígitos c) 17.005 a cuatro dígitos
 b) 292.5 a tres dígitos d) 432.965 a cinco dígitos
138. Evalúe las siguientes expresiones y escriba la respuesta al número apropiado de cifras significativas.
- a) $149.2 + 0.034 + 2000.34$
 b) $1.0322 \times 10^3 + 4.34 \times 10^3$

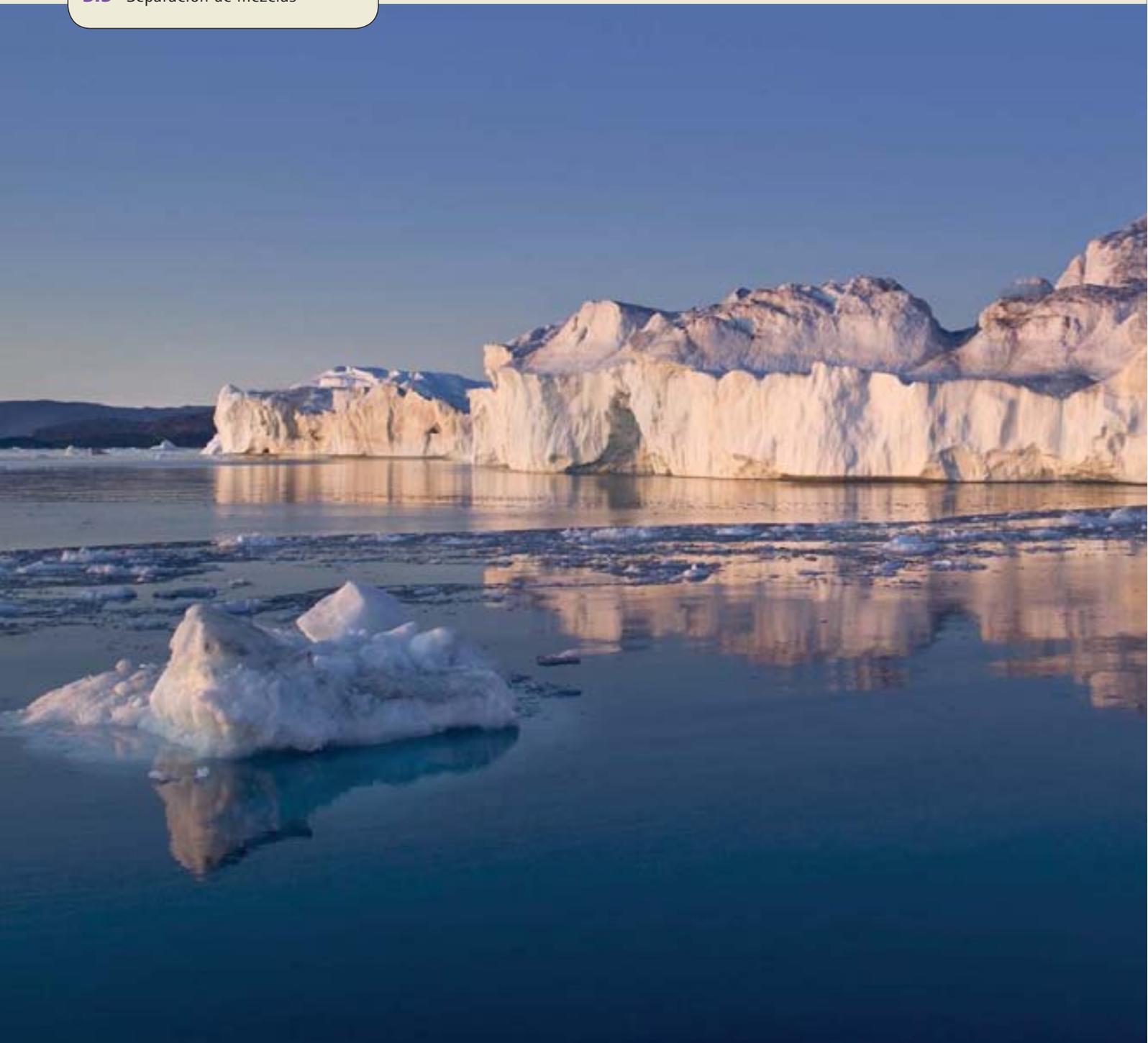
- c) $4.03 \times 10^{-2} - 2.044 \times 10^{-3}$
 d) $2.094 \times 10^5 - 1.073 \times 10^6$
139. Evalúe los siguientes términos y escriba la respuesta al número apropiado de cifras significativas.
 a) $(0.0432)(2.909)(4.43 \times 10^8)$
 b) $(0.8922)/[(0.00932)(4.03 \times 10^2)]$
 c) $(3.923 \times 10^2)(2.94)(4.093 \times 10^{-3})$
 d) $(4.9211)(0.04434)/[(0.000934)(2.892 \times 10^{-7})]$
140. Evalúe los siguientes términos y escriba la respuesta al número apropiado de cifras significativas.
 a) $(2.9932 \times 10^4)[2.4443 \times 10^2 + 1.0032 \times 10^1]$
 b) $[2.34 \times 10^2 + 2.443 \times 10^{-1}]/(0.0323)$
 c) $(4.38 \times 10^{-3})^2$
 d) $(5.9938 \times 10^{-6})^{1/2}$
141. Dado que $1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$, determine qué factor de conversión es el apropiado para convertir 350 cm^3 a litros, y 0.200 L a centímetros cúbicos.
142. Dado que $12 \text{ meses} = 1 \text{ año}$, determine qué factor de conversión es el apropiado para convertir 72 meses a años, y 3.5 años a meses.
143. Realice las siguientes conversiones asegurándose de designar el factor de conversión apropiado en cada caso.
 a) 8.43 cm a milímetros
 b) $2.41 \times 10^2 \text{ cm}$ a metros
 c) 294.5 nm a centímetros
 d) 404.5 m a kilómetros
 e) $1.445 \times 10^4 \text{ m}$ a kilómetros
 f) 42.2 mm a centímetros
 g) 235.3 m a milímetros
 h) 903.3 nm a micrómetros
144. Realice cada una de las siguientes conversiones asegurándose de designar de manera clara el(los) factor(es) de conversión apropiado(s) en cada caso
 a) 908 oz a kilogramos d) 2.89 gal a mililitros
 b) 12.8 L a galones e) 4.48 lb a gramos
 c) 125 mL a cuartos de galón f) 550 mL a cuartos de galón
145. La distancia media de la Tierra al Sol es de $9.3 \times 10^7 \text{ mi}$. ¿Cuál es esta distancia en kilómetros?, ¿en centímetros?
146. Dado que dos gruesas = 144 objetos, ¿cuántos lápices hay en 6 gruesas?
147. Convierta las siguientes temperaturas a kelvin.
 a) $0 \text{ }^\circ\text{C}$ c) $37 \text{ }^\circ\text{C}$ e) $-175 \text{ }^\circ\text{C}$
 b) $25 \text{ }^\circ\text{C}$ d) $100 \text{ }^\circ\text{C}$ f) $212 \text{ }^\circ\text{C}$
148. Realice las conversiones de temperatura indicadas.
 a) $175 \text{ }^\circ\text{F}$ a kelvin
 b) 255 K a grados Celsius
 c) $-45 \text{ }^\circ\text{F}$ a grados Celsius
 d) $125 \text{ }^\circ\text{C}$ a grados Fahrenheit
149. Para las masas y los volúmenes indicados, calcule la densidad en gramos por centímetro cúbico.
 a) masa = 234 g ; volumen = 2.2 cm^3
 b) masa = 2.34 kg ; volumen = 2.2 m^3
 c) masa = 1.2 lb ; volumen = 2.1 ft^3
 d) masa = 4.3 ton ; volumen = 54.2 yd^3
150. Una muestra de un disolvente líquido tiene una densidad de 0.915 g/mL . ¿Cuál es la masa de 85.5 mL del líquido?
151. Un disolvente orgánico tiene una densidad de 1.31 g/mL . ¿Cuál es el volumen ocupado por 50.0 g del líquido?
152. Una esfera metálica sólida tiene un volumen de 4.2 ft^3 . Su masa es de 155 lb . Encuentre la densidad de la esfera metálica en gramos por centímetros cúbicos.
153. Una muestra que contiene 33.42 g de granulos de plata se vierte en una probeta que contiene 12.7 mL de agua, ocasionando que el nivel del agua en la probeta se eleve a 21.6 mL . Calcule la densidad del metal.
154. Convierta las siguientes temperaturas a grados Fahrenheit.
 a) $-5 \text{ }^\circ\text{C}$ d) 0 K
 b) 273 K e) $86 \text{ }^\circ\text{C}$
 c) $-196 \text{ }^\circ\text{C}$ f) $-273 \text{ }^\circ\text{C}$
155. En las siguientes descripciones, identifique la potencia de 10 que está indicada por el *prefijo* en la medición.
 a) La señal en la autopista interestatal indica que sintonice mi radio AM a 450 kilohertz para la información del tráfico.
 b) Mi nueva cámara digital tiene una tarjeta de memoria de 2 gigabytes .
 c) La playera que compré para mi papá en mis vacaciones en Europa muestra la longitud de la manga en *centímetros*.
 d) La cámara de video de mi hermano graba en cintas de 8 milímetros .
- F** 156. La sección de "Química en enfoque" *¡Unidades críticas!* explica la importancia de las conversiones de unidades. Lea el segmento y realice las conversiones apropiadas para responder las siguientes preguntas.
 a) El orbitador climatológico marciano se quemó debido a que entró en la atmósfera marciana más abajo de lo planeado. ¿A cuántas millas más debajo de lo planeado entró?
 b) A un avión comercial canadiense casi se le acabó el combustible debido a que alguien bombeó menos combustible en la aeronave de lo que se pensaba. ¿Cuántas libras más de combustible debieron haberse bombeado en el avión?
- F** 157. Lea la sección de "Química en enfoque" *Medición: pasado, presente y futuro* y responda las siguientes preguntas.
 a) Proporcione tres ejemplos de cómo el desarrollo de dispositivos de medición sofisticados es de utilidad en nuestra sociedad.
 b) Explique cómo pueden representar un problema los avances en las habilidades de medición.
- F** 158. La sección de "Química en enfoque" *Medición: pasado, presente y futuro* enuncia que pueden detectarse hormonas a un nivel de 10^{-8} g/L . Convierta este nivel en unidades de libras por galón.

3

Materia

- 3.1** Materia
- 3.2** Propiedades y cambios físicos y químicos
- 3.3** Elementos y compuestos
- 3.4** Mezclas y sustancias puras
- 3.5** Separación de mezclas

- Un témpano de hielo en Groenlandia.
(© Denis Burdin/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

A medida que observa a su alrededor, debe preguntarse acerca de las propiedades de la materia. ¿Cómo crecen las plantas y por qué son verdes? ¿Por qué el Sol está caliente? ¿Por qué un hot dog se calienta en un horno de microondas? ¿Por qué la madera se quema mientras que las rocas no? ¿Qué es una flama? ¿Cómo funciona el jabón? ¿Por qué el refresco burbujea cuando destapa la botella? Cuando se oxida el hierro, ¿qué está sucediendo? ¿Y por qué el aluminio no se oxida? ¿Cómo es que una compresa fría para una lesión atlética, la cual se almacena por semanas o meses a temperatura ambiente, se enfría de repente cuando lo necesita? ¿Cómo funciona una permanente del cabello?

Las respuestas a estas y a un sinnúmero de otras preguntas se encuentran en el dominio de la química. En este capítulo se comienza a explorar la naturaleza de la materia: cómo está organizada y cómo y por qué cambia.



¿Por qué el refresco burbujea cuando destapa la botella?

3.1

Materia

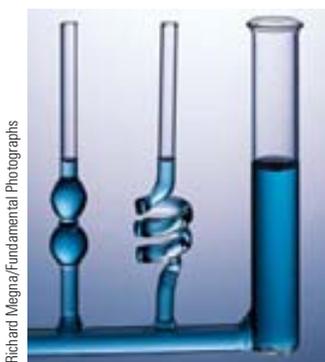
OBJETIVO

Aprender acerca de la materia y sus tres estados.

La **materia**, la “cosa” de la que está compuesto el universo, tiene dos características: posee masa y ocupa espacio. La materia viene en una gran variedad de formas: las estrellas, el aire que está respirando, la gasolina que pone en su automóvil, la silla en la que está sentado, el pavo en el emparedado que pudo haber tenido para el almuerzo, los tejidos en su cerebro que le permiten leer y comprender este enunciado, y así sucesivamente.

Para tratar de comprender la naturaleza de la materia, ésta se clasifica de varias maneras. Por ejemplo, la madera, los huesos y el acero comparten ciertas características. Estas cosas son rígidas; tienen formas definitivas que son difíciles de cambiar. Por otro lado, el agua y la gasolina, por ejemplo, toman la forma de cualquier contenedor en el que se viertan (vea la figura 3.1). Aun así, 1 L de agua tiene un volumen de 1 L, ya sea que esté en una cubeta o en un vaso de precipitados. En cambio, el aire toma la forma de su contenedor y lo llena de manera uniforme.

Las sustancias recién descritas ilustran los tres **estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso**. Éstos se definen e ilustran en la tabla 3.1. El estado de una muestra de materia dada depende de la intensidad de las fuerzas entre las partículas contenidas en la materia; mientras más intensas sean estas fuerzas, más rígida es la materia. En la siguiente sección se explicará esto con mayor detalle.



Richard Megna/Fundamental Photographs

Figura 3.1

El agua líquida toma la forma de su contenedor.

Tabla 3.1 Los tres estados de la materia

Estado	Definición	Ejemplos
Sólido	Rígido; tiene forma y volumen fijo	Cubo de hielo, diamante, barra de hierro
Líquido	Tiene un volumen definido pero toma la forma de su contenedor	Gasolina, agua, alcohol, sangre
Gaseoso	No tiene volumen o forma fijos; toma la forma y el volumen de su contenedor	Aire, helio, oxígeno

3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos

OBJETIVOS

Aprender a distinguir entre propiedades físicas y químicas. • Aprender a distinguir entre cambios físicos y químicos.

Cuando ve a un amigo, responde de manera inmediata y lo llama por su nombre. Se puede reconocer a un amigo debido a que cada persona tiene características o propiedades únicas. La persona puede ser delgada y alta, puede tener cabello rubio y ojos azules, y así sucesivamente. Las características recién mencionadas son ejemplos de **propiedades físicas**. Las sustancias también las poseen. Las propiedades físicas comunes de una sustancia incluyen el olor, color, volumen, estado (gaseoso, líquido o sólido), densidad, punto de fusión y punto de ebullición. También se puede describir una sustancia pura en términos de sus **propiedades químicas**, las cuales se refieren a su capacidad para formar nuevas sustancias. Un ejemplo de un cambio químico es la madera quemándose en una chimenea, lo que genera calor y gases y deja un residuo de cenizas. En este proceso, la madera cambia a varias sustancias nuevas. Otros ejemplos de cambios químicos incluyen la oxidación del acero en los automóviles, la digestión de alimentos en nuestro estómago y el crecimiento del pasto en los jardines. En un cambio químico una sustancia dada cambia a otra u otras sustancias fundamentalmente distintas.



© szejfi/Shutterstock

¿Cómo crece esta vegetación frondosa en una selva tropical y por qué es verde?

EJEMPLO 3.1

Identificación de propiedades físicas y químicas

Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como una propiedad física o química.

- El punto de ebullición de cierto alcohol es de 78 °C.
- El diamante es muy duro.
- El azúcar se fermenta para formar un alcohol.
- Un alambre de metal conduce corriente eléctrica.

SOLUCIÓN

Los incisos *a*), *b*) y *d*) son propiedades físicas; describen características inherentes de cada sustancia y no suceden cambios en su composición. Un alambre de metal tiene la misma composición antes y después de que ha pasado una corriente eléctrica a través de él. El inciso *c*) es una propiedad química del azúcar. La fermentación de azúcares involucra la formación de una nueva sustancia (alcohol).

Auto comprobación

EJERCICIO 3.1 ¿Cuáles de los siguientes enunciados expresan propiedades físicas y cuáles indican propiedades químicas?

- El metal galio se derrite en su mano.
- El platino no reacciona con el oxígeno a temperatura ambiente.
- Esta página es blanca.
- Las hojas de cobre que forman la “piel” de la Estatua de la Libertad han adquirido un revestimiento verdoso con el paso del tiempo.

Veá los problemas 3.11 al 3.14. ■



© Cengage Learning

El metal galio tiene un punto de fusión tan bajo (30 °C) que se funde al contacto con la mano.

La materia puede experimentar cambios en sus propiedades físicas y químicas. Para ilustrar las diferencias fundamentales entre los cambios físicos y químicos, se considerará el agua. Como se verá con mayor detalle en capítulos posteriores, una muestra de agua contiene un número muy grande de unidades individuales (llamadas

Las letras indican los átomos y las líneas indican las uniones (enlaces) entre los átomos.

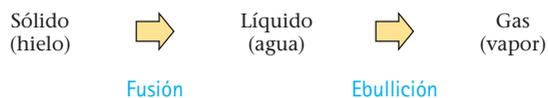
El propósito aquí es dar una visión general. No se preocupe por ahora acerca de las definiciones precisas de *átomo* y *molécula*. En el capítulo 4 se explorarán de manera más completa estos conceptos.

moléculas), cada una formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno: el familiar H_2O . Esta molécula puede representarse como



donde las letras representan los átomos y las líneas muestran las uniones (llamadas *enlaces*) entre los átomos, y el modelo molecular (a la derecha) representa el agua de una manera más tridimensional.

¿Qué está sucediendo en realidad cuando el agua experimenta los siguientes cambios?



En el capítulo 14 se describirán de manera precisa estos cambios de estado, pero ya conoce algo acerca de estos procesos debido a que los ha observado en varias ocasiones.

Cuando el hielo se derrite, el sólido rígido se vuelve un líquido móvil que toma la forma de su contenedor. El calentamiento continuo lleva el líquido a su ebullición, y el agua se convierte en un gas o vapor que parece desaparecer en el "aire". En la figura 3.2 se representan los cambios que ocurren a medida que la sustancia va de sólido a líquido a gas. En el hielo las moléculas de agua se encierran en posiciones fijas (aunque están vibrando). En el líquido las moléculas siguen estando muy cercanas entre sí, pero está ocurriendo algo de movimiento; las posiciones de las moléculas ya no son tan fijas como lo son en el hielo. En el estado gaseoso las moléculas están mucho más alejadas y se mueven de manera aleatoria, golpeándose entre sí y con las paredes del contenedor.



© Terry Davis

Un cristal de pirita de hierro (color dorado) en un cristal de cuarzo blanco.

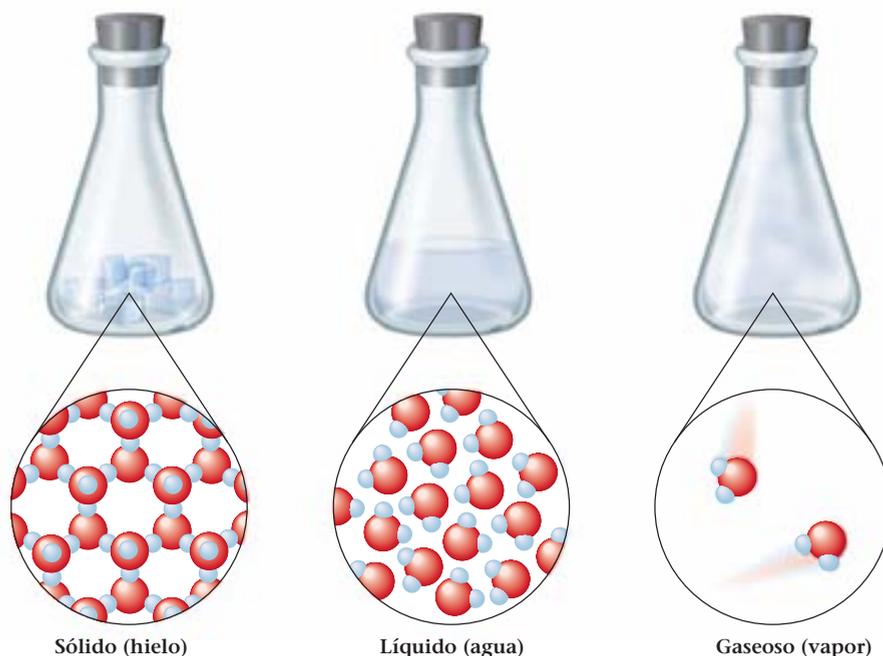


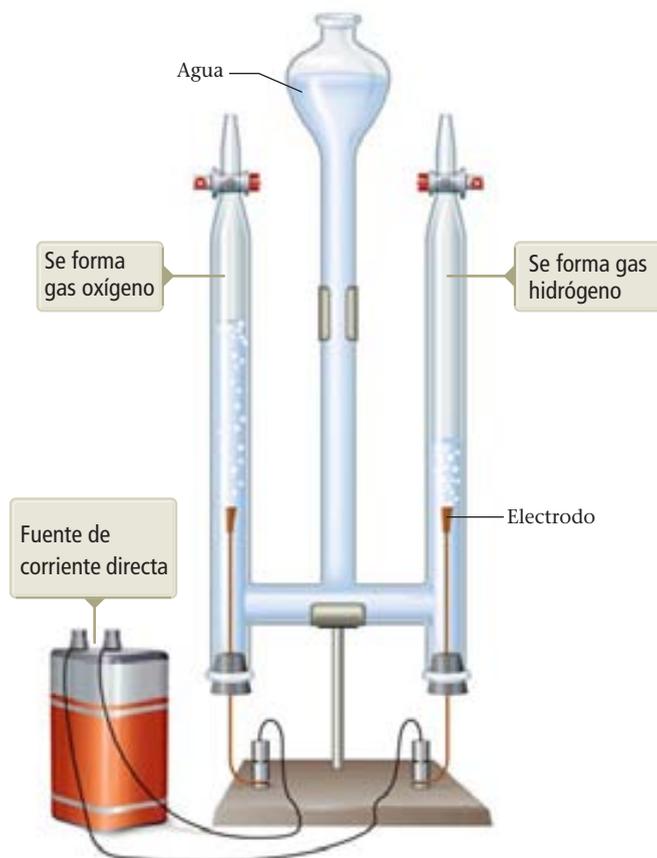
Figura 3.2

Los tres estados del agua (las esferas rojas representan los átomos de oxígeno y las esferas azules representan los átomos de hidrógeno).

a Sólido. Las moléculas de agua están cerradas en posiciones rígidas y están cercanas entre sí.

b Líquido. Las moléculas de agua siguen estando cercanas entre sí pero pueden moverse en alguna extensión a alrededor.

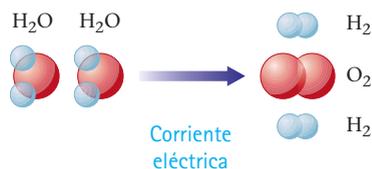
c Gaseoso. Las moléculas de agua están muy separadas y se mueven de manera aleatoria.

**Figura 3.3**

La electrólisis, la descomposición del agua por una corriente eléctrica, es un proceso químico.

Lo más importante acerca de todos estos cambios estriba en que las moléculas de agua siguen intactas. Los movimientos de las moléculas individuales y las distancias entre ellas cambian, pero *siguen estando presentes moléculas de H₂O*. Estos cambios de estado son **cambios físicos** debido a que no afectan la composición de la sustancia. En cada estado se sigue teniendo agua (H₂O), no alguna otra sustancia.

Ahora suponga que se le aplica una corriente eléctrica al agua, como se ilustra en la figura 3.3. Sucede algo muy diferente. El agua desaparece y es remplazada por dos sustancias gaseosas nuevas: hidrógeno y oxígeno. Una corriente eléctrica ocasiona en realidad que las moléculas de agua se separen, y ésta *se descompone* en hidrógeno y oxígeno. Se puede representar este proceso como se muestra a continuación.



Este es un **cambio químico** debido a que el agua (que consiste en moléculas de H₂O) ha cambiado a sustancias diferentes: hidrógeno (que contiene moléculas de H₂) y oxígeno (que contiene moléculas de O₂). Por tanto, en este proceso las moléculas de H₂O han sido remplazadas por moléculas de O₂ y H₂. Esto se resume en lo siguiente.

Cambios físicos y químicos

1. Un *cambio físico* involucra un cambio en una o más propiedades físicas, pero ninguno en los componentes fundamentales de la sustancia. Los cambios físicos más comunes son los cambios de estado:



2. Un *cambio químico* involucra una variación en los componentes fundamentales de la sustancia; una sustancia dada cambia en una u otras diferentes. A los cambios químicos se les llaman **reacciones**: la plata se deslustra por la reacción con las sustancias del aire; una planta forma una hoja combinando varias sustancias del aire y la tierra, y así sucesivamente.

EJEMPLO 3.2

Identificación de cambios físicos y químicos

Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como un cambio físico o químico.

- El metal hierro se funde.
- El hierro se combina con oxígeno para formar óxido.
- La madera se quema en el aire.
- Una roca se rompe en pedazos pequeños.

SOLUCIÓN

- El hierro fundido sólo es hierro líquido y pudiera enfriarse de nuevo al estado sólido. Este es un cambio físico.
- Cuando el hierro se combina con oxígeno, forma una sustancia distinta (óxido) que contiene hierro y oxígeno. Este es un cambio químico debido a que se forma una sustancia diferente.
- La madera se quema para formar sustancias diferentes (como se verá posteriormente) que incluyen el dióxido de carbono y el agua. Después del fuego, la madera ya no está en su forma original. Este es un cambio químico.
- Cuando la roca se rompe, todas las piezas pequeñas tienen la misma composición que la roca entera. Cada nueva pieza difiere de la original sólo en tamaño y forma. Este es un cambio físico.



© eans/Shutterstock

El oxígeno se combina con las sustancias químicas en la madera para producir flamas. ¿Se lleva a cabo un cambio físico o químico?

Autocomprobación

EJERCICIO 3.2 Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como un cambio químico, un cambio físico o una combinación de los dos.

- La leche se vuelve agria.
- La cera se derrite en una flama y después se prende en fuego y se quema.

Vea los problemas 3.17 y 3.18. ■

3.3

Elementos y compuestos

OBJETIVO

Comprender las definiciones de elementos y compuestos.

Elemento. Una sustancia que no puede descomponerse en otras sustancias por medio de métodos químicos.

A medida que se examinan los cambios químicos en la materia, se encuentra una serie de sustancias fundamentales llamadas **elementos**. Éstos no pueden descomponerse en otras sustancias por medios químicos. Ejemplos de elementos son el hie-

Compuesto. Sustancia formada por una combinación dada de elementos que puede descomponerse en esos elementos mediante métodos químicos.

ro, el aluminio, el oxígeno y el hidrógeno. Toda la materia en el mundo a nuestro alrededor contiene elementos, los cuales en ocasiones se encuentran en un estado aislado, pero con más frecuencia se combinan con otros elementos. La mayoría de las sustancias contiene varios elementos combinados entre sí.

Los átomos de ciertos elementos tienen afinidades particulares entre sí. Se unen de maneras especiales para formar **compuestos**, sustancias que tienen la misma composición sin importar dónde se encuentren. Debido a que los compuestos están formados por elementos, pueden descomponerse en éstos a través de cambios químicos:



El agua es un ejemplo de un compuesto. El agua pura siempre tiene la misma composición (las mismas cantidades relativas de hidrógeno y oxígeno) debido a que consiste de moléculas de H_2O . Puede descomponerse en los elementos hidrógeno y oxígeno por medios químicos, por ejemplo, a través de una corriente eléctrica (vea la figura 3.3).

Como se explicará con mayor detalle en el capítulo 4, cada elemento está conformado por un tipo particular de átomo: una muestra pura del elemento aluminio sólo contiene átomos de aluminio, el cobre elemental sólo contiene átomos de cobre, y así sucesivamente. Por tanto, un elemento sólo contiene un tipo de átomos; una muestra de hierro contiene muchos átomos, pero todos son de hierro. Las muestras de ciertos elementos puros contienen moléculas; por ejemplo, el gas hidrógeno contiene moléculas de $\text{H}-\text{H}$ (usualmente escritas como H_2) y el gas oxígeno contiene moléculas de $\text{O}-\text{O}$ (O_2). Sin embargo, cualquier muestra pura de un elemento sólo incluye átomos de ese elemento, *nunca* algún átomo de cualquier otro elemento.

Un compuesto *siempre* contiene átomos de *distintos* elementos. Por ejemplo, el agua contiene átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno, y siempre tiene exactamente el doble de átomos de hidrógeno que de oxígeno debido a que consiste de moléculas de $\text{H}-\text{O}-\text{H}$. Un compuesto diferente, el dióxido de carbono, está constituido de moléculas de CO_2 y contiene átomos de carbono y de oxígeno (siempre en la razón 1:2).

Un compuesto, aunque contiene más de un tipo de átomo, *siempre tiene la misma composición*, es decir, la misma combinación de átomos. Las propiedades de un compuesto por lo regular son muy diferentes a las de los elementos que contiene. Por ejemplo, las propiedades del agua son bastante distintas de las propiedades del hidrógeno puro y del oxígeno puro.

3.4 Mezclas y sustancias puras

OBJETIVO Aprender a distinguir entre mezclas y sustancias puras.

Virtualmente toda la materia a nuestro alrededor consiste de mezclas de sustancias. Por ejemplo, si observa de cerca una muestra de tierra, verá que tiene varios tipos de componentes, incluyendo granos de arena pequeños y remanentes de plantas. El aire que respira es una mezcla compleja de gases como el oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua. Incluso el agua brillante de una fuente potable contiene varias sustancias además del agua.

Una **mezcla** puede definirse como algo que tiene una composición variable. Por ejemplo, la madera es una mezcla (su composición varía en gran medida dependiendo del árbol a partir del cual se origina); el vino es una mezcla (puede ser rojo o amarillo pálido, dulce o seco); el café es una mezcla (puede ser fuerte, débil o amargo); y, aunque parece bastante pura, el agua bombeada desde la profundidad de la tierra es una mezcla (contiene minerales y gases disueltos).

Concreto: un material antiguo hecho actualmente con alta tecnología

El concreto, el cual fue inventado hace más de 2000 años por los antiguos romanos, se está transformando en un material de construcción de alta tecnología a través del uso del conocimiento de la química. Existe poca duda de que el concreto es el material más importante del mundo. Se utiliza para construir carreteras, puentes, edificios, pisos, mostradores y un incontable número de objetos. En su forma más sencilla consiste de alrededor de 70% de arena y grava, 15% de agua y 15% de cemento (una mezcla preparada que se produce al calentar y moler piedra caliza, arcilla, esquistos y yeso). Debido a que el concreto forma el esqueleto de gran parte de nuestra sociedad, las mejoras para hacerlo más duradero y que tenga un mejor desempeño son cruciales.

El ductal es un nuevo tipo de concreto, el cual fue creado por la compañía francesa Lafarge. A diferencia del concreto tradicional, el cual es quebradizo y puede romperse de repente bajo una carga pesada, el ductal puede doblarse. Aún mejor, es cinco veces más fuerte que el concreto tradicional. El secreto detrás de las propiedades casi mágicas del ductal se encuentra en la adición de fibras de acero o poliméricas pequeñas, las cuales se dispersan a lo largo de la estructura. Las fibras eliminan la necesidad de las barras de refuerzo de acero (ferralla) para estructuras como los puentes. Los puentes contruidos con ductal son más ligeros, más delgados y mucho más resistentes a la corrosión que los contruidos con concreto tradicional, que contienen barras de refuerzo.

En otra innovación, la compañía húngara Litracon ha creado un material de concreto translúcido

incorporando al concreto fibras ópticas de varios diámetros. Con este concreto transmisor de luz, los arquitectos pueden diseñar edificios con paredes translúcidas y pisos de concreto que pueden encenderse desde abajo.

Otro tipo de concreto que está siendo desarrollado por la compañía italiana Italcementi Group tiene una superficie de autolimpieza. Este nuevo material se forma mezclando en el concreto partículas de óxido de titanio. Este último puede absorber la luz ultravioleta y promover la descomposición de los contaminantes que de otra manera oscurecerían la superficie del edificio. Este material ya se ha empleado en varias construcciones en Italia. Una ventaja adicional del uso de este material para edificios y caminos en las ciudades radica en que en realidad puede actuar para reducir de manera significativa la contaminación del aire.

El concreto es un material antiguo, pero además está mostrando flexibilidad para convertirse en un material de alta tecnología. Su adaptabilidad asegurará que encuentre usos valiosos en el futuro.



Pared de concreto translúcido

© Litracon: BT/2001-2007

Por otro lado, una **sustancia pura** siempre tendrá la misma composición. Las sustancias puras son elementos o compuestos. Por ejemplo, el agua pura es un compuesto que contiene moléculas individuales de H_2O . Sin embargo, como se encuentra en la naturaleza, el agua líquida siempre contiene otras sustancias además de agua pura: es una mezcla. Esto es obvio a partir de los sabores, olores y colores diferentes de las muestras de agua obtenidas de varias localizaciones. Sin embargo, si se toman grandes molestias para purificar las muestras de agua a partir de varias fuentes (como los océanos, lagos, ríos y el interior de la Tierra), siempre se termina con la misma sustancia pura, el agua, la cual sólo está compuesta por moléculas de H_2O . Ésta siempre tiene las mismas propiedades físicas y químicas y siempre está confor-

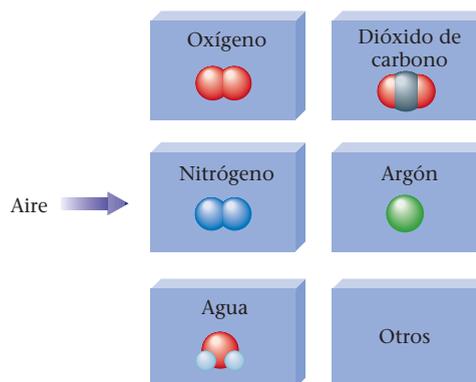
Aunque se dice que se pueden separar las mezclas en sustancias puras, es virtualmente imposible separarlas en sustancias por completo puras. No importa qué tanto lo intente, algunas impurezas (componentes de la mezcla original) permanecen en cada una de las "sustancias puras".

mada por moléculas que contienen hidrógeno y oxígeno en exactamente las mismas proporciones, sin importar la fuente original de donde proviene. Las propiedades de una sustancia pura hacen posible identificarla de manera concluyente.

Las mezclas pueden separarse en sustancias puras: elementos y(o) compuestos.

Mezclas \rightarrow Dos o más sustancias puras

Por ejemplo, la mezcla conocida como *aire* puede separarse en oxígeno (elemento), nitrógeno (elemento), agua (compuesto), dióxido de carbono (compuesto), argón (elemento) y otras sustancias puras.



Una disolución es una mezcla homogénea.

Las mezclas pueden clasificarse como homogéneas o heterogéneas. Una **mezcla homogénea** es *la misma por completo*. Por ejemplo, cuando se disuelve sal en agua y se agita bien, todas las regiones de la mezcla resultante tienen las mismas propiedades. A una mezcla homogénea también se le llama **disolución**. Por supuesto, pueden mezclarse diferentes cantidades de sal y agua para formar varias disoluciones, pero una mezcla homogénea (una disolución) no varía en composición de una región a otra (vea la figura 3.4).

Richard Megna/Fundamental Photographs

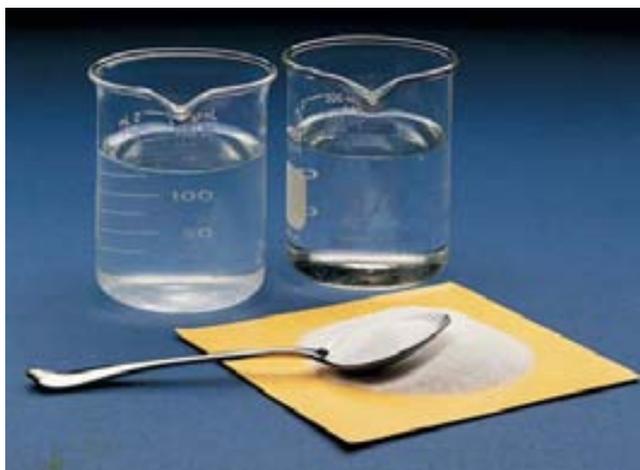


Figura 3.4

Cuando la sal de mesa se agita en el agua (*izquierda*), se forma una mezcla homogénea llamada *disolución* (*derecha*).

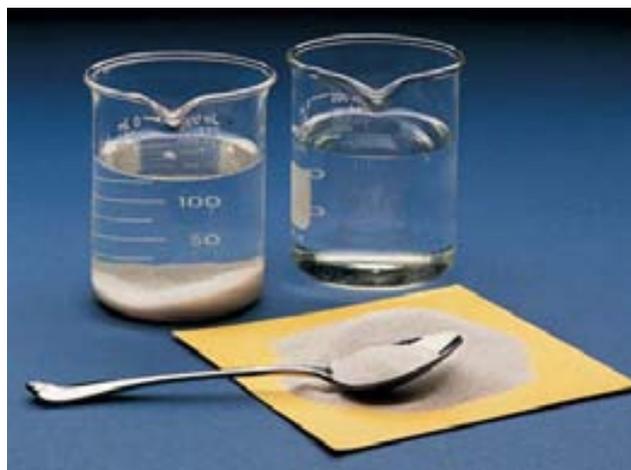


Figura 3.5

La arena y el agua no se combinan para formar una mezcla uniforme. Después de que se agita la mezcla, la arena se sedimenta en la parte inferior.

El café es una disolución con una composición variable. Puede ser fuerte o débil.

El aire a su alrededor constituye una disolución: es una mezcla homogénea de gases. También existen disoluciones sólidas. El latón es una mezcla homogénea de los metales cobre y zinc.

Una **mezcla heterogénea** contiene regiones que tienen diferentes propiedades que las de otras regiones. Por ejemplo, cuando se vierte arena en agua, la mezcla resultante tiene una región que contiene agua y otra región muy diferente que contiene principalmente arena (vea la figura 3.5).

EJEMPLO 3.3

Distinguir entre mezclas y sustancias puras

Identifique cada uno de los siguientes materiales como una sustancia pura, una mezcla homogénea o una mezcla heterogénea.

- | | |
|--|----------------|
| a) Gasolina | d) Latón |
| b) Una corriente con grava en el fondo | e) Metal cobre |
| c) Aire | |

SOLUCIÓN

- La gasolina es una mezcla homogénea que contiene varios compuestos.
- Una corriente con grava en el fondo es una mezcla heterogénea.
- El aire es una mezcla homogénea de elementos y compuestos.
- El latón es una mezcla homogénea que contiene los elementos cobre y zinc. El latón no es una sustancia pura debido a que las cantidades relativas del cobre y del zinc son diferentes en distintas muestras de latón.
- El metal cobre es una sustancia pura (un elemento).

Autocomprobación

EJERCICIO 3.3 Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como una sustancia pura, una mezcla homogénea o una mezcla heterogénea.

- Miel de maple
- El oxígeno y el helio en un tanque de buceo
- Aderezo para ensalada de aceite y vinagre
- Sal común (cloruro de sodio)

Vea los problemas 3.29 al 3.31. ■

3.5

Separación de mezclas

OBJETIVO

Aprender dos métodos para separar mezclas.

La separación de una mezcla en ocasiones ocurre en el ambiente natural y puede ser en nuestro beneficio (vea la página 66).

Se ha visto que la materia encontrada en la naturaleza por lo regular es una mezcla de sustancias puras. Por ejemplo, el agua de mar es agua que contiene minerales disueltos. Se puede separar el agua de los minerales hirviéndola, lo cual la cambia a vapor (agua gaseosa) y deja detrás los minerales como sólidos. Si se recolecta y enfría el vapor, se condensa a agua pura. En la figura 3.6 se muestra este proceso de separación, llamado **destilación**.

Cuando se realiza la destilación de agua salada, se cambia el agua del estado líquido al gaseoso y de regreso al estado líquido. Estas variaciones de estado son



a Cuando se hierve la disolución, se expulsa vapor (agua gaseosa). Si este vapor se recolecta y enfría, se condensa para formar agua pura, la cual cae en el matraz de recolección como se muestra.

b Después de que se ha hervido toda el agua, la sal permanece en el matraz original y el agua pasa al matraz recolector.

Figura 3.6

Destilación de una disolución que consiste en sal disuelta en agua.

ejemplos de cambios físicos. Se está separando una mezcla de sustancias, pero no se está modificando la composición de las sustancias individuales. Se puede representar esto como se ilustra en la figura 3.7.

Suponga que recoge algo de arena con la muestra de agua de mar. Esta muestra es una mezcla heterogénea debido a que contiene un sólido no disuelto, así como la disolución de agua salada. Se puede separar la arena por **filtración** sencilla. Se vierte la mezcla en un entramado, como un papel filtro, el cual permite que el líquido pase a través suyo y deja el sólido detrás (vea la figura 3.8). Después la sal puede separarse del agua por destilación. En la figura 3.9 se representa el proceso de separación total. Todos los cambios involucrados son físicos.

Se puede resumir la descripción de la materia expuesta en este capítulo con el diagrama mostrado en la figura 3.10. Observe que una muestra dada de materia puede ser una sustancia pura (un elemento o un compuesto) o, más por lo común, una mezcla (homogénea o heterogénea). Se ha visto que toda la materia existe como elemento o puede descomponerse en elementos, las sustancias más fundamentales con las que se ha encontrado hasta este punto. En el siguiente capítulo se tendrá más que decir acerca de la naturaleza de los elementos.



Figura 3.7

No ocurre algún cambio químico cuando se destila agua salada.



Figura 3.8

La filtración separa un líquido de un sólido. El líquido pasa a través del papel filtro, y las partículas sólidas quedan atrapadas.



Figura 3.9

Separación de una mezcla de arena-agua salada.

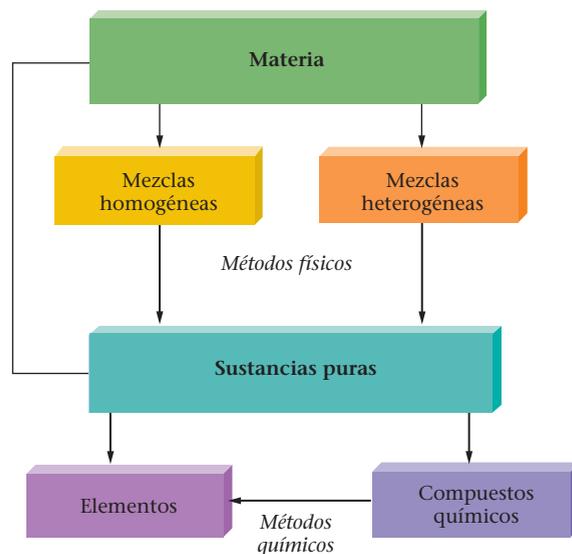


Figura 3.10

Organización de la materia.

CAPÍTULO 3 REPASO

Términos clave

materia (3.1)
 estados de la materia (3.1)
 sólido (3.1)
 líquido (3.1)
 gaseoso (3.1)

propiedades físicas (3.2)
 propiedades químicas (3.2)
 cambio físico (3.2)
 cambio químico (3.2)

reacción (3.2)
 elemento (3.3)
 compuesto (3.3)
 mezcla (3.4)
 sustancia pura (3.4)

mezcla homogénea (3.4)
 disolución (3.4)
 mezcla heterogénea (3.4)
 destilación (3.5)
 filtración (3.5)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

1. La materia puede existir en tres estados, sólido, líquido y gaseoso, que pueden describirse en términos de sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades químicas describen la capacidad de una sustancia para experimentar un cambio a una sustancia diferente. Las propiedades físicas son las características que exhibe una sustancia mientras no experimente un cambio químico.
2. Un cambio físico involucra una variación en una o más propiedades físicas, pero ningún cambio en la composición. Un cambio químico transforma una sustancia en otra u otras sustancias nuevas.
3. Una mezcla tiene una composición variable. Una mezcla homogénea tiene las mismas propiedades en toda ella; una mezcla heterogénea no. Una sustancia pura siempre tiene la misma composición. Se pueden separar de manera física mezclas de sustancias puras por destilación y filtración.
4. Las sustancias puras son de dos tipos: elementos, los cuales se descomponen de manera química en sustancias más sencillas, y compuestos, los cuales pueden descomponerse de manera química en elementos.

Preguntas de aprendizaje activo

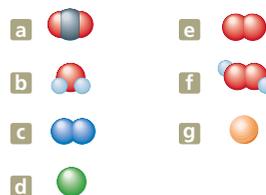
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

1. Cuando se hierve agua, puede ver burbujas que se elevan a la superficie del agua. ¿De qué están hechas estas burbujas?
 - a) Aire
 - b) Hidrógeno y gas oxígeno
 - c) Gas oxígeno
 - d) Vapor de agua
 - e) Gas dióxido de carbono
2. Si coloca una barra de vidrio sobre una vela encendida, el vidrio se oscurece. ¿Qué le sucede a cada uno de los siguientes materiales (cambio físico, cambio químico, ambos o ninguno) a medida que la vela se quema? Explique.
 - a) La cera
 - b) La mecha
 - c) La barra de vidrio
3. La ebullición del agua es un
 - a) Cambio físico, debido a que el agua desaparece.
 - b) Cambio físico, debido a que el agua gaseosa es químicamente la misma que la líquida.
 - c) Cambio químico, debido a que se necesita calor para que ocurra el proceso.
 - d) Cambio químico, debido a que se forman los gases hidrógeno y oxígeno a partir del agua.
 - e) Cambio químico y físico.

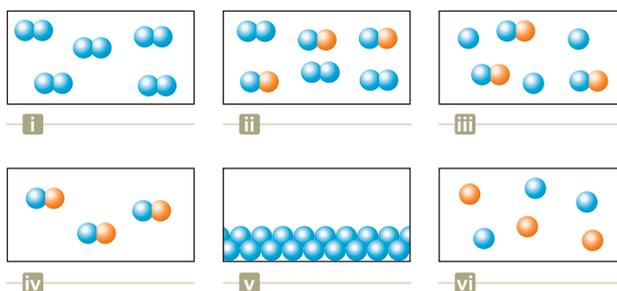
Explique su respuesta.

4. ¿Existe una diferencia entre una mezcla homogénea de hidrógeno y oxígeno en una razón 2:1, y una muestra de vapor de agua? Explique.
5. Dibuje una ampliación (que muestre átomos y(o) moléculas) de cada uno de los siguientes compuestos y explique por qué el tipo especificado de mezcla es
 - a) Una mezcla heterogénea de dos compuestos diferentes.
 - b) Una mezcla homogénea de un elemento y un compuesto.
6. ¿Todos los cambios físicos son acompañados por cambios químicos? ¿Todos los cambios químicos son acompañados por cambios físicos? Explique.
7. ¿Por qué un químico encuentra una falla en la frase “jugo de naranja puro”?
8. ¿Las separaciones de mezclas son cambios físicos o químicos? Explique.
9. Describa los términos *elemento*, *átomo* y *compuesto*. Provea un ejemplo y una representación microscópica de cada uno.
10. Las mezclas pueden clasificarse como homogéneas o heterogéneas. Los compuestos no pueden clasificarse de esta manera. ¿Por qué no? En su respuesta, explique a qué se refiere con heterogéneo y homogéneo.
11. Proporcione representaciones microscópicas para los átomos en la figura 3.10 de su texto.
12. Vea la tabla 2.8. ¿Cómo se comparan entre sí las densidades de los gases, líquidos y sólidos? Utilice representaciones microscópicas para explicar por qué es esto verdadero.

- VP** 13. Etiquete cada uno de las siguientes figuras como elemento atómico, elemento molecular o compuesto.



- VP** 14. Relacione cada descripción de los incisos con las representaciones microscópicas. Es posible que cada descripción esté relacionada con más de una representación, y ésta puede utilizarse más de una vez o no ser utilizada.



- a) Un compuesto gaseoso
- b) Una mezcla de dos elementos gaseosos
- c) Un elemento sólido
- d) Una mezcla de un elemento gaseoso y un compuesto gaseoso

Preguntas y problemas

3.1 Materia

PREGUNTAS

1. ¿Cuáles son las dos propiedades características de la *materia*?
2. ¿Cuál es el factor principal que determina el *estado físico* de una muestra de materia?
3. De los tres estados de la materia el _____ y el _____ no son muy compresibles.
4. Los gases y los _____ toman la forma del contenedor en el que se encuentran.
5. Compare y contraste la facilidad con la que las moléculas son capaces de moverse entre sí en los tres estados de la materia.
6. La materia en el estado _____ no tiene forma y llena por completo el contenedor donde se encuentra.
7. ¿Qué similitudes hay entre los estados líquido y gaseoso de la materia? ¿Qué diferencias hay entre ellos?
8. Una muestra de materia que es “rígida” tiene fuerzas (más intensas/más débiles) entre las partículas en la muestra que una que no es rígida.
9. Considere tres muestras de 10 g de agua: una como hielo, una como líquido y una como vapor. ¿Cómo se comparan entre sí los volúmenes de estas tres muestras? ¿Cómo se relaciona esta diferencia en volumen con el estado físico involucrado?
10. En una muestra de una sustancia gaseosa, más de 99% de su volumen total es espacio vacío. ¿Cómo se refleja este hecho en las propiedades de una sustancia gaseosa, en comparación con las propiedades de una sustancia líquida o sólida?

3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos

PREGUNTAS

11. El bromo elemental es un líquido denso de color rojo oscuro y con olor acre. ¿Estas características del bromo elemental son propiedades físicas o químicas?
 12. El bromo elemental reacciona de manera vigorosa con sodio elemental para formar un sólido blanco. ¿Esta característica del bromo elemental representa una propiedad física o química?
- (Para los ejercicios 13-14) El metal magnesio es muy maleable y es capaz de ser golpeado y estirado en “listones” largos, delgados y estrechos que se utilizan con frecuencia en el laboratorio de introducción a la química como una fuente del metal. Si una tira de listón de magnesio se enciende en un mechero de Bunsen, el magnesio se quema de manera brillante y produce una cantidad de polvo de óxido de magnesio blanco.
13. A partir de la información anterior, indique una propiedad *química* del metal magnesio.

14. Ahora indique una propiedad *física* del metal magnesio.
15. Elija una sustancia química con la que esté familiarizado y proporcione un ejemplo de un *cambio químico* que podría tener lugar para la sustancia.
16. ¿Cuál de los siguientes enunciados *no* representa una propiedad/cambio físico?
 - a) El azufre elemental hierve a 445 °C.
 - b) El azufre elemental es amarillo en su forma común.
 - c) El azufre elemental se quema con una flama azul oscuro en el aire para formar un material gaseoso.
 - d) El azufre elemental es rígido y duro.
17. Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como un(a) cambio o propiedad *físico(a)* o *químico(a)*.
 - a) Los limpiadores para hornos contienen hidróxido de sodio, el cual convierte las salpicaduras de grasa/aceite dentro del horno en materiales solubles en agua, los cuales pueden limpiarse.
 - b) Una liga se estira cuando tira de ella.
 - c) Un sartén de hierro fundido se oxidará si no se seca después de lavarlo.
 - d) El ácido clorhídrico concentrado tiene un olor acre asfixiante.
 - e) El ácido clorhídrico concentrado quemará y hará un agujero en los jeans de algodón debido a que el ácido rompe las fibras de celulosa del algodón.
 - f) Los compuestos de cobre forman cristales azules hermosos cuando se evapora de manera lenta una disolución de un compuesto de cobre dado.
 - g) El metal cobre se combina con sustancias en el aire para formar una “pátina” verdosa que protege el cobre de alguna reacción posterior.
 - h) El pan se vuelve marrón cuando se calienta en una tostadora.
 - i) Cuando utiliza el perfume que su novio le regaló en su cumpleaños, el líquido del perfume se evapora rápidamente de su piel.
 - j) Si deja un bistec en la parrilla de gas por mucho tiempo, se volverá negro y se carbonizará.
 - k) El peróxido de hidrógeno burbujea cuando se aplica a una cortada o laceración.
18. Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como un(a) cambio o propiedad *físico(a)* o *químico(a)*.
 - a) Un atizador de chimenea brilla con color rojo cuando lo calienta en el fuego.
 - b) Un malvavisco se vuelve negro cuando lo tuesta por mucho tiempo en una fogata.
 - c) Las tiras dentales con peróxido de hidrógeno harán más blancos sus dientes.
 - d) Si lava sus jeans con cloro, se desteñirán.
 - e) Si derrama un poco de quitaesmalte en su piel, se evaporará rápidamente.
 - f) Cuando se prepara helado en casa, se le añade sal para disminuir la temperatura del hielo que se está utilizando para congelar la mezcla.
 - g) Una obstrucción de cabellos en su lavabo de baño puede eliminarse con un limpiador de desagüe.

- h) El perfume que su novio le regaló en su cumpleaños huele a flores.
- i) Las bolas de naftalina pasan directamente al estado gaseoso en su armario sin fusionarse primero.
- j) Un tronco de madera se parte con un hacha en pedazos pequeños de madera.
- k) Un tronco de madera se quema en una fogata.

3.3 Elementos y compuestos

PREGUNTAS

19. Aunque algunos elementos se presentan en un estado aislado, la mayoría se encuentra combinado como _____ con otros elementos.
20. ¿Qué es un *compuesto*? ¿De qué está conformado? ¿Qué es cierto acerca de la composición de un compuesto, sin importar dónde se encuentre?
21. Ciertos elementos tienen afinidades especiales para otros elementos. Esto ocasiona que se unan entre sí de manera especial para formar _____.
22. Los _____ pueden descomponerse en los elementos componentes por medio de cambios químicos.
23. La composición de un compuesto puro dado siempre es _____ sin importar la fuente del compuesto.
24. ¿Cómo se comparan, en general, las propiedades de un compuesto con las propiedades de los elementos que lo constituyen? Proporcione un ejemplo de un compuesto común y los elementos de los que está conformado para ilustrar su respuesta.

3.4 Mezclas y sustancias puras

PREGUNTAS

25. Si se colocan limaduras de hierro con exceso de azufre en polvo en un vaso de precipitados, las limaduras de hierro siguen siendo atraídas por un imán y pudieran separarse del azufre con el imán. ¿Esta combinación de hierro y azufre representaría una *mezcla* o una *sustancia pura*?
26. Si la combinación de las limaduras de hierro y el azufre en la pregunta 25 se calienta en gran medida, el hierro reacciona con el azufre para formar un sólido que ya no es atraído por el imán. ¿Esta seguiría representando una *mezcla*? ¿Por qué sí o por qué no?
27. ¿A qué se refiere cuando se dice que una disolución es una *mezcla homogénea*?
28. Proporcione tres ejemplos de *mezclas* heterogéneas y tres ejemplos de *disoluciones* que podría utilizar en la vida diaria.
29. Clasifique los siguientes enunciados como *mezclas* o *sustancias puras*.
 - a) La sopa de vegetales que comió en el almuerzo.
 - b) El fertilizante que su padre dispersa en el césped del frente en la primavera.
 - c) La sal que rocía en sus papa fritas.
 - d) El peróxido de hidrógeno con el que limpió el corte en su dedo.

30. Clasifique los siguientes enunciados como *mezclas* o *sustancias puras*.

- a) El azúcar que acaba de adicionar en su café mientras estudia.
- b) El perfume que se roció antes de ir a una cita.
- c) La pimienta negra que molió en su ensalada en la cena.
- d) El agua destilada que utiliza en su plancha para que no se obstruya.

31. Clasifique las siguientes mezclas como *heterogéneas* u *homogéneas*.

- a) Suelo
- b) Mayonesa
- c) Aderezo para ensaladas italiano
- d) La madera de la cual está hecho el escritorio donde está estudiando
- e) La arena en la playa

F 32. Lea la sección de “Química en enfoque” *Concreto: un material antiguo hecho actualmente con alta tecnología* y clasifíquelo como un elemento, una mezcla o un compuesto. Defienda su respuesta.

3.5 Separación de mezclas

PREGUNTAS

33. Describa cómo podría utilizarse el proceso de *destilación* para separar una disolución en sus sustancias componentes. Proporcione un ejemplo.
34. Describa cómo podría utilizarse el proceso de *filtración* para separar una mezcla en sus componentes. Proporcione un ejemplo.
35. En un experimento de laboratorio común en la química general, se le pide a los estudiantes que determinen las cantidades relativas de ácido benzoico y carbón vegetal en una mezcla sólida. El ácido benzoico es relativamente soluble en agua caliente, pero el carbón vegetal no. Diseñe un método para separar los dos componentes de esta mezcla.
36. Durante un experimento de filtración o destilación se separa una mezcla en sus componentes individuales. ¿Las identidades químicas de los componentes de la mezcla cambian durante tal proceso? Explique.

Problemas adicionales

37. Si se vierte zinc elemental en polvo y azufre elemental en polvo en un vaso de precipitado metálico y después se calienta de manera intensa, se lleva a cabo una reacción química muy vigorosa y se forma el _____ sulfuro de zinc.
38. Se fusiona la sustancia X y el líquido se coloca en un aparato de electrólisis como el que se muestra en la figura 3.3. Cuando se pasa una corriente eléctrica a través del líquido se forma un sólido marrón en una cámara y un sólido blanco en la otra cámara. ¿La sustancia X es un compuesto o un elemento?

39. Se calienta de manera intensa en una flama una pieza de tiza blanca y dura para pizarrón. La masa de la pieza de tiza disminuirá y con el tiempo ésta se desmoronará en un polvo blanco fino. ¿Este cambio sugiere que la tiza está conformada por un elemento o por un compuesto?
40. Durante un invierno muy frío, la temperatura puede permanecer por debajo de la congelación por periodos extensos. Sin embargo, la nieve aún puede desaparecer, incluso cuando no suele derretirse. Esto es posible debido a que un sólido llega a vaporizarse de manera directa sin pasar a través del estado líquido. ¿Este proceso (sublimación) es un cambio físico o químico?
41. Explique las similitudes y las diferencias entre un líquido y un gas.
42. En las sustancias gaseosas, las moléculas individuales están relativamente (cerca/alejadas) y se mueven de manera libre, rápida y aleatoria.
43. El hecho de que las disoluciones de cromato de potasio sean de un color amarillo brillante es un ejemplo de una propiedad _____.
44. El hecho de que la sustancia sulfato de cobre (II) pentahidratado se combine con amoníaco en una disolución para formar un nuevo compuesto es un ejemplo de una propiedad _____.
- (Para los ejercicios 45-46) Las disoluciones que contienen ión níquel(II) por lo regular son de color verde brillante. Cuando se les adiciona hidróxido de potasio se forma un sólido esponjoso de color verde pálido y se sedimenta fuera de la disolución.
45. Si se lleva a cabo una reacción cuando se adiciona hidróxido de potasio a una disolución de iones níquel(II) es un ejemplo de una propiedad _____.
46. El hecho de que una disolución de ión níquel(II) sea de color verde brillante es un ejemplo de una propiedad _____.
47. El proceso de fusión y evaporación involucra cambios en la _____ de una sustancia.
48. La _____ es el proceso de hacer que se lleve a cabo una reacción química al pasar una corriente eléctrica a través de una sustancia o disolución.
49. Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como un(a) cambio o propiedad *físico(a)* o *químico(a)*.
- La leche se cuaja si se le adicionan unas cuantas gotas de jugo de limón.
 - La mantequilla se arranca si se deja expuesta a temperatura ambiente.
 - El aderezo salado se separa en capas después de asentarse.
 - La leche de magnesia neutraliza la acidez estomacal.
 - El acero en un automóvil tiene manchas de óxido.
 - Una persona se asfixia al respirar monóxido de carbono.
 - El ácido sulfúrico derramado en una página de un cuaderno de laboratorio ocasiona que el papel se carbonice y se desintegre.
 - El sudor enfría el cuerpo a medida que se evapora de la piel.
- La aspirina reduce la fiebre.
 - El aceite se siente resbaladizo.
 - El alcohol se quema, formando dióxido de carbono y agua.
50. Clasifique las siguientes mezclas como *homogéneas* o *heterogéneas*.
- La clase de primer año en su escuela
 - Salsa
 - Puré de papa
 - Crema de sopa de tomate
 - Crema de sopa de hongos
51. Clasifique las siguientes mezclas como *homogéneas* o *heterogéneas*.
- Tierra de abono
 - Vino blanco
 - Su cajón de calcetines
 - Ventana de vidrio
 - Granito
52. Las mezclas pueden ser heterogéneas u homogéneas. Proporcione dos ejemplos de cada tipo. Explique por qué clasificó cada ejemplo de esa forma.
53. Proporcione tres ejemplos de mezclas *heterogéneas* y tres de mezclas *homogéneas*.
54. El hecho de que el agua se congela a 0 °C es un ejemplo de una propiedad _____, mientras el hecho de que el agua puede ser descompuesta por la electricidad en gas hidrógeno y gas oxígeno es una propiedad _____.
55. Elija un elemento o un compuesto con el que esté familiarizado en la vida diaria. Proporcione dos propiedades *físicas* y dos propiedades *químicas* del mismo.
56. El oxígeno forma moléculas en las que hay dos átomos de oxígeno, O₂. El fósforo forma moléculas en las que hay cuatro átomos de fósforo, P₄. ¿Esto significa que el O₂ y el P₄ son “compuestos” porque contienen múltiples átomos? El O₂ y el P₄ reaccionan entre sí para formar pentóxido de difósforo, P₂O₅. ¿Este es un “compuesto”? ¿Por qué sí (o por qué no)?
57. Ejemplifique de cada uno de los siguientes conceptos.
- Una mezcla heterogénea
 - Una mezcla homogénea
 - Un elemento
 - Un compuesto
 - Una propiedad o un cambio físico(a)
 - Una propiedad o un cambio químico(a)
 - Una disolución
58. La destilación y la filtración son métodos importantes para separar los componentes de las mezclas. Suponga que se tuviese una mezcla de arena, sal y agua. Describa cómo podrían utilizarse la filtración y la destilación de manera secuencial para separar esta mezcla en los tres componentes separados.
59. Dibuje el aparato usado en general para la destilación simple en el laboratorio e identifique cada componente.
60. Las propiedades de un compuesto a menudo son muy distintas de las de los elementos que lo conforman. El agua es un ejemplo excelente de esta idea. Explique.

PREGUNTAS

- En los ejercicios del capítulo 1 de este texto se le pidió que diera su *propia* definición de lo que representa la química. Después de haber completado unos cuantos capítulos más en este libro, ¿ha cambiado su definición? ¿Tiene una mejor apreciación de qué hacen los químicos? Explique.
- Al inicio de este texto se presentaron algunos aspectos para un mejor aprendizaje de la química. Al *comienzo* de su estudio de la química, inicialmente pudo haberse acercado a esta ciencia como si fuera cualquiera de sus otras materias académicas (tomar notas en clase, leer el texto, memorizar hechos, etc.). Explique por qué la habilidad de ordenar y analizar hechos y de proponer y resolver problemas son mucho más importantes en el aprendizaje de la química.
- Ha aprendido la manera básica en la que los científicos analizan problemas, proponen modelos para explicar los sistemas bajo su consideración y después experimentan para probar sus modelos. Suponga que tiene una muestra de un material líquido. No está seguro de si éste es un *compuesto* puro (por ejemplo, agua o alcohol) o una *disolución*. ¿Cómo podría aplicar el método científico para estudiar el líquido y determinar qué tipo de material es?
- Varios estudiantes universitarios no elegirían tomar un curso de química si no fuera un requisito para su especialidad. ¿Tiene una mejor apreciación de por qué la química es un curso requerido para su elección particular de especialidad o carrera? Explique.
- En el capítulo 2 de este texto se introdujo el Sistema Internacional (SI) de mediciones. ¿Cuáles son las unidades básicas de este sistema para la masa, la distancia, el tiempo y la temperatura? ¿Cuáles son algunos de los prefijos utilizados para indicar los múltiplos y las subdivisiones comunes de estas unidades básicas? Proporcione tres ejemplos del *uso* de tales prefijos y explique por qué es apropiado para la cantidad o medición que está indicando.
- La mayoría de las persona piensa en la ciencia como si fuera una disciplina específica y estándar, con una respuesta “correcta” para cada problema. Sin embargo se le introdujo el concepto de *incertidumbre* en las mediciones científicas. ¿A qué se refiere la “incertidumbre”? ¿Cómo se introduce en las mediciones? ¿Cómo se *indica* la incertidumbre en las mediciones científicas? ¿Nunca puede eliminarse por completo en los experimentos? Explique.
- Después de estudiar unos cuantos capítulos de este texto, y quizás haber realizado unos cuantos experimentos en el laboratorio y tomado cuestionarios sobre química, probablemente está harto de escuchar el término *cifras significativas*. La mayoría de los profesores de química pone mucho énfasis al respecto. ¿Por qué reportar el número correcto de cifras significativas es tan importante en la ciencia? Resuma las reglas para decidir si una cifra en un cálculo es “signi-

ficativa”. Resuma las reglas para redondear números y para realizar aritmética con el número correcto de cifras significativas.

- Este curso de química pudo haber representado la primera vez en que se ha encontrado con el método de *análisis dimensional* para la resolución de problemas. Explique a qué se refiere con *factor de conversión* y *enunciado de equivalencia*. Proporcione un ejemplo de la vida diaria de cómo podría usar el análisis dimensional para resolver un problema sencillo.
- Hasta ahora ha aprendido acerca de varias escalas de temperatura en este texto. Describa las escalas Fahrenheit, Celsius y Kelvin. ¿Cómo se definen? ¿Por qué se definieron de esta manera? ¿Cuál de estas escalas de temperatura es la más fundamental? ¿Por qué?
- ¿Qué es la *materia*? ¿De qué está conformada? ¿Cuáles son algunos de los diferentes tipos de materia? ¿En qué difieren y en qué se parecen estos tipos de materia?
- Es importante ser capaz de distinguir entre las propiedades *físicas* y *químicas* de las sustancias químicas. Elija una sustancia química con la que esté familiarizado, después utilice Internet o una guía de información química para listar tres propiedades físicas y tres propiedades químicas de la sustancia.
- ¿Qué es un *elemento* y qué es un *compuesto*? Proporcione ejemplos de cada uno. ¿A qué se refiere cuando se dice que un compuesto tiene una *composición constante*? ¿Las muestras de un compuesto particular tendrían la misma composición y las mismas propiedades aquí y en otra parte del mundo?
- ¿Qué es una *mezcla*? ¿Qué es una *disolución*? ¿En qué difieren las mezclas de las sustancias puras? ¿Cuáles son algunas técnicas por medio de las cuales las mezclas pueden descomponerse en sus componentes?

PROBLEMAS

- Para cada uno de los siguientes enunciados, realice la conversión indicada.
 - 0.0008917 a notación científica estándar
 - 2.795×10^{-4} a notación decimal ordinaria
 - 4.913×10^3 a notación decimal ordinaria
 - 85,100,000 a notación científica estándar
 - $5.751 \times 10^5 \times 2.119 \times 10^{-4}$ a notación científica estándar
 - $\frac{2.791 \times 10^{-5}}{8.219 \times 10^3}$
- Para cada uno de los siguientes enunciados realice la conversión indicada mostrando de manera explícita el(los) factor(es) de conversión utilizado(s).
 - 493.2 g a kilogramos
 - 493.2 g a libras
 - 9.312 mi a kilómetros
 - 9.312 mi a pies

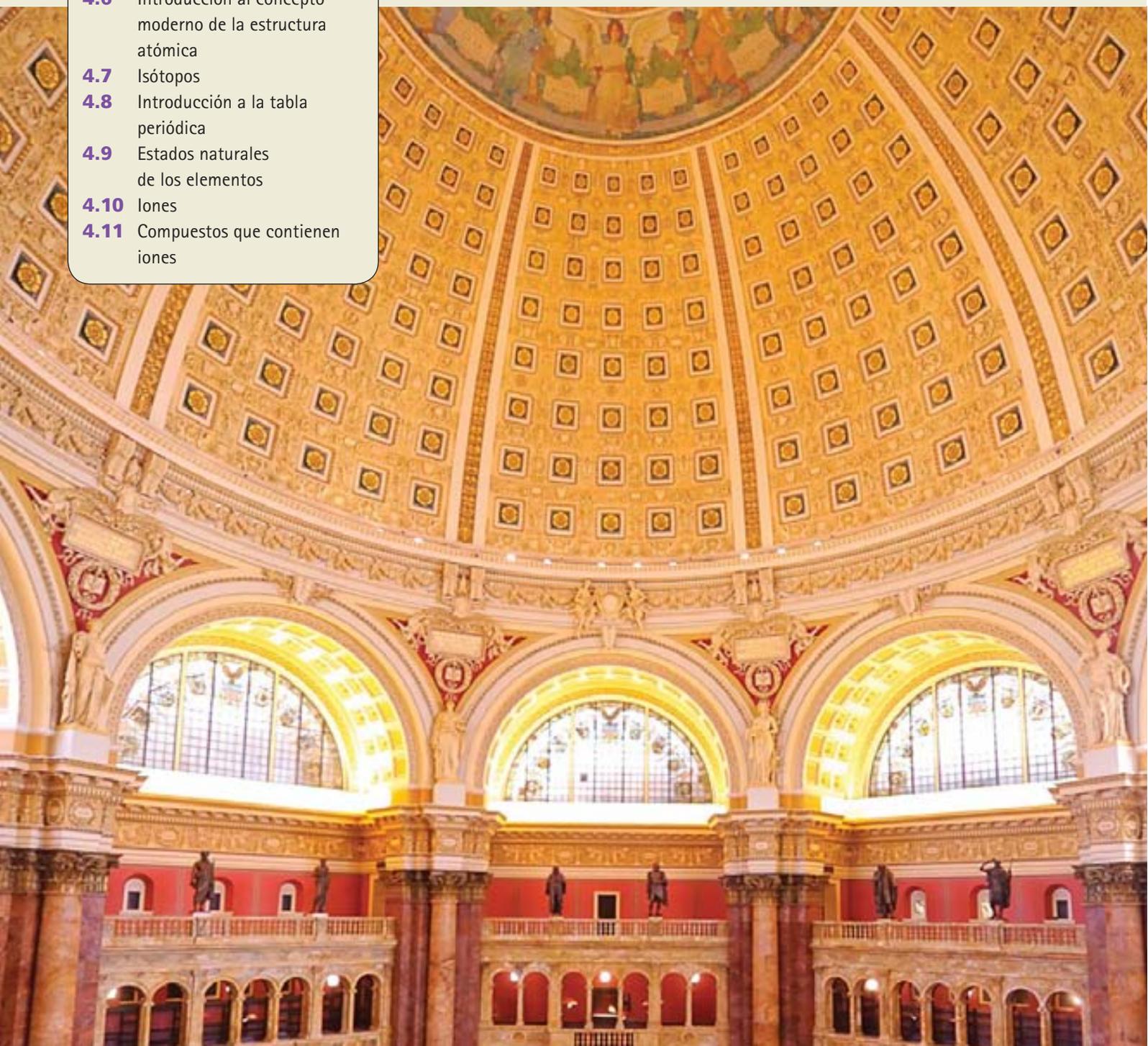
- e) 4.219 m a pies
 f) 4.219 m a centímetros
 g) 429.2 mL a litros
 h) 2.934 L a cuartos de galón
16. Sin realizar las operaciones, determine cuántas cifras significativas deben reportarse en los resultados de los siguientes cálculos.
- a) $\frac{(2.991)(4.3785)(1.97)}{(2.1)}$
 b) $\frac{(5.2)}{(1.9311 + 0.4297)}$
 c) $1.782 + 0.00035 + 2.11$
 d) $(6.521)(5.338 + 2.11)$
 e) $9 - 0.000017$
 f) $(4.2005 \times 2.7)(7.99118)$
 g) $(5.12941 \times 10^4)(4.91 \times 10^{-3})(0.15)$
 h) $97.215 + 42.1 - 56.3498$
17. El capítulo 2 introdujo las escalas de temperatura Kelvin y Celsius y las relacionó con la escala de temperatura Fahrenheit utilizada de manera común en Estados Unidos.
- a) ¿Cómo es el tamaño de la unidad de temperatura (grado) relacionada entre la escala Kelvin y Celsius?
 b) ¿Cómo se compara el tamaño de la unidad de temperatura (grado) en la escala Fahrenheit con la unidad de temperatura en la escala Celsius?
 c) ¿Cuál es el punto de congelación normal del agua en cada una de las tres escalas de temperatura?
- d) Convierta 27.5 °C a kelvin y a grados Fahrenheit.
 e) Convierta 298.1 K a grados Celsius y a grados Fahrenheit.
 f) Convierta 98.6 °F a kelvin y a grados Celsius.
18. a) Dado que 100. mL de alcohol etílico pesan 78.5 g, calcule su densidad.
 b) ¿Qué volumen ocuparían 1.59 kg de alcohol etílico?
 c) ¿Cuál es la masa de 1.35 L de alcohol etílico?
 d) Dado que el metal aluminio puro tiene una densidad de 2.70 g/cm³. Calcule el volumen de 25.2 g de aluminio puro.
 e) ¿Cuánto pesará un bloque rectangular de aluminio puro que tenga dimensiones de 12.0 cm × 2.5 cm × 2.5 cm?
19. ¿Cuáles de los siguientes enunciados representan propiedades o cambios físicos y cuáles representan propiedades o cambios químicos?
- a) Encrespa su pelo con una plancha para cabello.
 b) Encrespa su cabello haciéndose una “permanente” en el salón de belleza.
 c) El hielo en su acera se derrite cuando le pone sal.
 d) El agua en un vaso se evapora en la noche cuando se deja en la mesita de noche.
 e) Su bistec se carboniza si el sartén está muy caliente.
 f) El alcohol se siente frío cuando se derrama en la piel.
 g) El alcohol se enciende cuando se le acerca una flama.
 h) El polvo para hornear ocasiona que los bizcochos se esponjen hacia arriba.

4

Fundamentos químicos: elementos, átomos y iones

- 4.1 Los elementos
- 4.2 Símbolos para los elementos
- 4.3 Teoría atómica de Dalton
- 4.4 Fórmulas de los compuestos
- 4.5 Estructura del átomo
- 4.6 Introducción al concepto moderno de la estructura atómica
- 4.7 Isótopos
- 4.8 Introducción a la tabla periódica
- 4.9 Estados naturales de los elementos
- 4.10 Iones
- 4.11 Compuestos que contienen iones

- Intercalado de oro en el techo de la Biblioteca del Congreso en Washington, D. C.
(© Jerric Ramos/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde OWL, o adquiéralos en www.ichapters.com



© Cengage Learning

El litio se administra en forma de píldoras de carbonato de litio.



The Granger Collection, Nueva York

Robert Boyle, a los 62 años de edad.

Los elementos químicos son muy importantes para todos en la vida diaria. Aunque ciertos elementos están presentes en nuestro cuerpo en pequeñas cantidades, pueden tener un impacto profundo en nuestra salud y comportamiento. Como se verá en este capítulo, el litio puede representar un tratamiento milagroso para alguien con desorden bipolar, y nuestros niveles de cobalto pueden tener un gran impacto en nosotros haciendo que nos comportemos de manera violenta.

Desde tiempos antiguos los humanos han utilizado los cambios químicos en su beneficio. El procesamiento de minerales para producir metales como ornamento y herramientas, y el uso de líquidos de embalsamiento son dos aplicaciones de la química que se utilizaron antes del 1000 a.C.

Los griegos fueron los primeros en tratar de explicar por qué ocurren los cambios químicos. Alrededor del 400 a.C. habían propuesto que toda la materia estaba compuesta de cuatro sustancias fundamentales: fuego, tierra, agua y aire.

Los siguientes 2000 años de la historia química estuvieron dominados por la alquimia. Algunos alquimistas eran místicos y farsantes que se obsesionaron con la idea de convertir metales baratos en oro. Sin embargo, muchos fueron científicos honestos, y en este periodo se presenciaron eventos importantes: se descubrieron los elementos mercurio, azufre y antimonio, y los alquimistas aprendieron a preparar ácidos.

El primer científico en reconocer la importancia de las mediciones cuidadosas fue Robert Boyle (1627-1691), quien es mejor conocido por su trabajo pionero en las propiedades de los gases, pero su contribución más importante a la ciencia fue probablemente su insistencia en que ésta debe soportarse de manera firme en los experimentos. Por ejemplo, Boyle no sostenía nociones preconcebidas acerca de cuántos elementos podría haber. Su definición del término *elemento* se basaba en experimentos: una sustancia era un elemento a menos que pudiera descomponerse en dos o más sustancias más sencillas. Por ejemplo, el aire no podía ser un elemento como los griegos creían, debido a que podía descomponerse en varias sustancias puras.

Como la definición experimental de Boyle de un elemento se volvió aceptada de manera general, la lista de elementos conocidos creció y el sistema griego de cuatro elementos murió. Pero aunque Boyle fue un científico excelente, no siempre estaba en lo correcto. Por alguna razón ignoró su propia definición de un elemento y se adhirió a los puntos de vista de los alquimistas de que los metales no eran verdaderos elementos y que con el tiempo se encontraría una manera de cambiar un metal en otro.

4.1

Los elementos

OBJETIVOS

Aprender acerca de las abundancias relativas de los elementos. • Aprender los nombres de algunos elementos.

En el estudio de los materiales de la Tierra (y otras partes del universo), los científicos han encontrado que toda la materia puede descomponerse de manera química en alrededor de 100 elementos diferentes. A primera vista podría parecer asombroso que los millones de sustancias conocidas están compuestos de tan pocos elementos fundamentales. Por fortuna, para aquellos que tratan de comprenderla y sistematizarla, la naturaleza con frecuencia utiliza un número relativamente pequeño de unidades fundamentales para ensamblar incluso materiales en extremo complejos.

Por ejemplo, las proteínas, un grupo de sustancias que sirve en el cuerpo humano de maneras casi incontables, se forma enlazando una cuantas unidades fundamentales para constituir moléculas enormes. Un ejemplo no químico que ilustra este proceso es el lenguaje inglés, donde cientos de miles de palabras se construyen a partir de simplemente 26 letras. Si toma por separado las miles de palabras en un diccionario de inglés, sólo encontrará estos 26 componentes fundamentales. De manera muy similar, cuando se toman aparte todas las sustancias del mundo que nos rodea, se encuentran sólo alrededor de 100 bloques de construcción fundamentales: los elementos. Los compuestos se forman combinando átomos de los varios elementos, tal como las palabras se construyen a partir de las 26 letras del alfabeto. Y tal como ha aprendido el abecedario antes de aprender a leer y escribir, necesita aprender los nombres y los símbolos de los elementos químicos antes de que pueda leer y escribir la química.

En la actualidad se conocen alrededor de 116 elementos,* 88 de los cuales se encuentran de manera natural. (El resto se ha formado en los laboratorios.) Los elementos varían en relación con su abundancia. De hecho, sólo 9 conforman la mayoría de los compuestos encontrados en la corteza terrestre. En la tabla 4.1 se listan los elementos en orden por su abundancia (porcentaje en masa) en la corteza terrestre, los océanos y la atmósfera. Observe que casi la mitad de la masa está conformada sólo por el oxígeno. También observe que los 9 elementos más abundantes conforman más de 98% de la masa total.

El oxígeno, además de conformar alrededor de 20% de la atmósfera terrestre (donde aparece como moléculas de O_2), se encuentra en virtualmente todas las rocas, la arena y la tierra en la corteza terrestre. En estos últimos materiales está presente como moléculas de O_2 , pero existe en compuestos que por lo regular contienen átomos de silicio y aluminio. Las sustancias familiares del mundo geológico, como las rocas y la arena, contienen grupos grandes de silicio y oxígeno unidos entre sí para formar aglomerados enormes.

La lista de los elementos encontrados en la materia viva es muy diferente de la lista de los elementos hallados en la corteza terrestre. La tabla 4.2 muestra la distribución de los elementos en el cuerpo humano. El oxígeno, el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno forman la base de todas las moléculas biológicamente importantes. Algunos de ellos (llamados *elementos traza*) son cruciales para la vida aun cuando están presentes en cantidades relativamente pequeñas. Por ejemplo, el cromo ayuda al cuerpo a utilizar los azúcares para proveer energía.

Jeremy Woodhouse/PhotoDisc/Getty Images



Huellas en la arena del desierto del Namib en Namibia.

Tabla 4.1 Distribución (porcentaje en masa) de los 18 elementos más abundantes en la corteza terrestre, en los océanos y en la atmósfera

Elemento	Porcentaje en masa	Elemento	Porcentaje en masa
oxígeno	49.2	titanio	0.58
silicio	25.7	cloro	0.19
aluminio	7.50	fósforo	0.11
hierro	4.71	manganeso	0.09
calcio	3.39	carbono	0.08
sodio	2.63	azufre	0.06
potasio	2.40	bario	0.04
magnesio	1.93	nitrógeno	0.03
hidrógeno	0.87	flúor	0.03
		Todos los demás	0.49

* Este número cambia a medida que se forman nuevos elementos en los aceleradores de partículas.

Tabla 4.2 Abundancia de los elementos en el cuerpo humano

Elementos principales	Porcentaje en masa	Elementos traza (en orden alfabético)
oxígeno	65.0	arsénico
carbono	18.0	cobalto
hidrógeno	10.0	cobre
nitrógeno	3.0	cromo
calcio	1.4	flúor
fósforo	1.0	manganeso
magnesio	0.50	molibdeno
potasio	0.34	níquel
azufre	0.26	selenio
sodio	0.14	silicio
cloro	0.14	vanadio
hierro	0.004	yodo
zinc	0.003	

En este punto es importante un comentario más general. Como se ha visto, los elementos son fundamentales para la comprensión de la química. Sin embargo, los estudiantes con frecuencia se confunden por las distintas formas en que los químicos utilizan el término *elemento*. En ocasiones, cuando se dice *elemento*, se está hablando de un solo átomo de ese elemento. Se le podría llamar a esto la forma microscópica de un elemento. En otras ocasiones en que se emplea el término *elemento*, se quiere expresar una muestra del elemento lo suficientemente grande para pesarse en una balanza. Tal muestra contiene muchísimos átomos del elemento y se le podría llamar a ésta su forma macroscópica. Aun hay otra complicación. Como se verá con mayor detalle en la sección 4.9, las formas macroscópicas de varios elementos contienen moléculas en vez de átomos individuales como componentes fundamentales. Por ejemplo, los químicos saben que el gas oxígeno consiste de moléculas con dos átomos de oxígeno conectados entre sí (representados como O—O, o de manera más común como O₂). Por tanto, cuando se menciona al elemento oxígeno se podría referir a un solo átomo de oxígeno, a una sola molécula de O₂ o a una muestra macroscópica que contiene muchas moléculas de O₂. Por último, con frecuencia se utiliza el término *elemento* de manera genérica. Cuando se dice que el cuerpo humano contiene el elemento sodio o litio, no significa que está presente sodio o litio elemental libre. En su lugar, indica que los átomos de estos elementos están presentes en alguna forma. En este texto se tratará de dejar claro qué se quiere decir cuando se utiliza el término *elemento* en un caso particular.

4.2

Símbolos para los elementos

OBJETIVO Aprender los símbolos de algunos elementos.

Los nombres de algunos elementos provienen de diversas fuentes. Con frecuencia se derivan de una palabra en griego, latín o alemán que describe algunas de sus propiedades. Por ejemplo, al oro se le llamaba originalmente *aurum*, una palabra latina que significa “amanecer brillante”, y al plomo se le conocía como *plumbum*, que significa “pesado”. Los nombres para el cloro y el yodo provienen de las palabras griegas

Elementos traza: pequeños pero cruciales

Todos sabemos que ciertos elementos químicos, como el calcio, el carbono, el nitrógeno, el fósforo y el hierro, son esenciales para que los humanos vivan. Sin embargo, otros que están presentes en pequeñas cantidades en el cuerpo humano también son esenciales para la vida. Ejemplos son el cromo, el cobalto, el yodo, el manganeso y el cobre. El cromo ayuda en el metabolismo de los azúcares, el cobalto está presente en la vitamina B₁₂, el yodo es necesario para el funcionamiento apropiado de la glándula tiroides, el manganeso parece desempeñar una función en el mantenimiento de los niveles de calcio apropiados en los huesos y el cobre está involucrado en la producción de los glóbulos rojos.

Se está volviendo claro que ciertos elementos traza son muy importantes en la determinación del comportamiento humano. Por ejemplo, el litio (administrado como carbonato de litio) ha sido un fármaco milagroso para algunas personas afligidas por desorden bipolar, una enfermedad que produce un comportamiento oscilatorio entre "altas" inapropiadas y las depresiones más oscuras. Aunque su función exacta permanece desconocida, el litio parece moderar los niveles de los neurotransmisores (compuestos esenciales para la función nerviosa), y por tanto libera algunas emociones extremas en los pacientes con desorden bipolar.

Un químico llamado William Walsh ha realizado algunos estudios muy interesantes entre los reclusos

de la prisión de Stateville en Illinois. Al analizar los elementos traza en el cabello de los prisioneros, ha encontrado relaciones intrigantes entre su comportamiento y su perfil de elementos traza. Por ejemplo, Walsh identificó una relación inversa entre el nivel de cobalto en el cuerpo de un recluso y el grado de violencia en su conducta.

Además de los niveles de elementos traza en nuestro cuerpo, las diversas sustancias en el agua, los alimentos que consumimos y el aire que respiramos también son de gran importancia para nuestra salud. Por ejemplo, varios científicos están preocupados por nuestra exposición al aluminio que tiene lugar a través de los compuestos de aluminio utilizados en la purificación del agua, los productos de panadería y el queso (el fosfato de sodio y aluminio actúan como un agente nivelador y también se les adiciona al queso para hacerlo más suave y más fácil de derretir), así como el que se disuelve de nuestras cacerolas y utensilios de cocina. Los efectos de la exposición a niveles bajos de este elemento en los humanos no están claros en la actualidad, pero existen algunas indicaciones de que debe limitarse su insumo.

Otro ejemplo de una exposición de nivel bajo a un elemento es el fluoruro colocado en varios suministros de agua y pastas dentales para controlar la caries de los dientes haciendo que el esmalte sea más resistente a la descomposición. Sin embargo, la exposición de las personas al fluoruro es bastante controversial, y mucha gente piensa que es dañino.

La química de los elementos traza es fascinante e importante. Esté al pendiente de las noticias para desarrollos posteriores.

que describen sus colores y el del bromo deriva de un vocablo griego que significa "hedor". Además, es muy común que un elemento se nombre por el lugar donde fue descubierto. Puede suponer dónde se encontraron primero el francio, el germanio, el californio* y el americio*. Algunos de los elementos más pesados se nombran en honor a científicos famosos, por ejemplo, el einstenio* y el nobelio*.

Con frecuencia se utilizan abreviaturas para simplificar la palabra escrita. Por ejemplo, es mucho más fácil poner MA en un sobre que escribir Massachusetts, y con frecuencia se escribe EUA en vez de Estados Unidos de América. De manera similar, los químicos han inventado un conjunto de abreviaturas o **símbolos de elementos** para los elementos químicos. Estos símbolos por lo regular consisten de la primera o

* Estos elementos se forman de manera artificial. No se encuentran de manera natural.

dos primeras letras del nombre del elemento. La primera letra siempre es mayúscula y la segunda no. Los ejemplos incluyen:

flúor	F	neón	Ne
oxígeno	O	silicio	Si
carbono	C		

En el símbolo para un elemento, sólo la primera letra es mayúscula.

Sin embargo, en algunas ocasiones las dos letras empleadas no son las primeras dos del nombre. Por ejemplo,

zinc	Zn	cadmio	Cd
estaño	Sn	platino	Pt

Los símbolos para algunos elementos se basan en el nombre en latín o griego original.

Nombre actual	Nombre original	Símbolo
oro	aurum	Au
plomo	plumbum	Pb
sodio	natrium	Na
hierro	ferrum	Fe

En la tabla 4.3 se proporciona una lista de los elementos más comunes y sus símbolos. También puede ver los elementos representados en una tabla que se encuentra en el interior de la portada frontal de este texto. En capítulos posteriores se explicará su forma (a la cual se le llama *tabla periódica*).



Varias formas del elemento oro.

Tabla 4.3 Nombres y símbolos de los elementos más comunes

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
aluminio	Al	hierro (ferrum)	Fe
antimonio (stibium)*	Sb	litio	Li
argón	Ar	magnesio	Mg
arsénico	As	manganeso	Mn
azufre	S	mercurio (hydrargyrum)	Hg
bario	Ba	neón	Ne
bismuto	Bi	níquel	Ni
boro	B	nitrógeno	N
bromo	Br	oro (aurum)	Au
cadmio	Cd	oxígeno	O
calcio	Ca	plata (argentium)	Ag
carbono	C	platino	Pt
cloro	Cl	plomo (plumbum)	Pb
cobalto	Co	potasio (kalium)	K
cobre (cuprum)	Cu	radio	Ra
cromo	Cr	silicio	Si
estaño (stannum)	Sn	sodio (natrium)	Na
estroncio	Sr	titanio	Ti
flúor	F	tungsteno (wolframio)	W
fósforo	P	uranio	U
helio	He	yodo	I
hidrógeno	H	zinc	Zn

* Donde sea apropiado, el nombre original se muestra entre paréntesis, de tal manera que pueda ver de dónde provienen algunos de los símbolos.

4.3 Teoría atómica de Dalton

OBJETIVOS

Aprender acerca de la teoría de los átomos de Dalton. • Comprender e ilustrar la ley de la composición constante.



© Henry Roscoe (autor), William Henry Worthington (grabador) y Joseph Allen (pintor)

Figura 4.1

John Dalton (1766-1844) fue un científico inglés que se desempeñó como profesor en Manchester. Aunque es mejor conocido por su teoría atómica, realizó contribuciones en otras áreas, incluyendo la meteorología (registró a diario las condiciones climatológicas por 46 años, produciendo un total de 200,000 entradas de datos). Hombre bastante tímido, Dalton era daltónico al rojo (una discapacidad especial para un químico) y sufrió de envenenamiento por plomo contraído a partir del consumo de cerveza negra (una cerveza o ale fuerte) que había sido extraída a partir de tuberías de plomo.

A medida que los científicos del siglo XVIII estudiaban la naturaleza de los materiales, varias cosas se volvieron claras:

1. La mayoría de los materiales naturales es mezcla de sustancias puras.
2. Las sustancias puras son elementos o combinaciones de elementos llamadas *compuestos*.
3. Un compuesto dado siempre contiene las mismas proporciones (en masa) de los elementos. Por ejemplo, el agua *siempre* contiene 8 g de oxígeno por cada g de hidrógeno, y el dióxido de carbono *siempre* contiene 2.7 g de oxígeno por cada g de carbono. Este principio se conoce como **ley de la composición constante**. Significa que un compuesto dado siempre tiene la misma composición, sin importar de dónde provenga.

John Dalton (figura 4.1), científico y profesor inglés, estaba al tanto de estas observaciones, y en 1808 ofreció una explicación al respecto, a la que se le conoce como **teoría atómica de Dalton**. Las ideas principales de esta teoría (modelo) pueden enunciarse como se indica a continuación.

Teoría atómica de Dalton

1. Los elementos están conformados de partículas diminutas llamadas **átomos**.
2. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos.
3. Los átomos de un elemento dado son diferentes a los de cualquier otro elemento.
4. Los átomos de un elemento pueden combinarse con los átomos de otros elementos para formar compuestos. Un compuesto dado siempre tiene los mismos números relativos y tipos de átomos.
5. Los átomos son indivisibles en los procesos químicos. Es decir, no se crean o se destruyen en las reacciones químicas. Una reacción química simplemente cambia la manera en la que los átomos se agrupan entre sí.

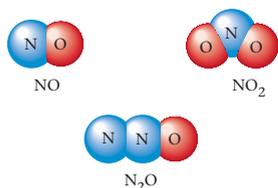


Figura 4.2

Dalton visualizó los compuestos como conjuntos de átomos. Aquí se representa el NO, el NO₂ y el N₂O. Observe que el número de átomos de cada tipo en una molécula está dado por un subíndice, con excepción de que el número 1 siempre se asume y nunca se escribe.

El modelo de Dalton explica de manera exitosa observaciones importantes, como la ley de la composición constante, que tiene sentido debido a que si un compuesto siempre contiene los mismos números relativos de átomos, siempre contendrá las mismas proporciones en masa de los varios elementos.

Como la mayoría de las ideas nuevas, el modelo de Dalton no fue aceptado de inmediato. Sin embargo, estaba convencido de estar en lo correcto y utilizó su modelo para predecir cómo podrían combinarse un par de elementos dados para formar más de un compuesto. Por ejemplo, el nitrógeno y el oxígeno podrían formar un compuesto que contenga un átomo de nitrógeno y un átomo de oxígeno (escrito como NO), un compuesto que contenga dos átomos de nitrógeno y un átomo de oxígeno (escrito como N₂O), un compuesto que contenga un átomo de nitrógeno y dos átomos de oxígeno (escrito como NO₂), etc. (figura 4.2). Cuando se verificó la existencia de estas sustancias, fue un triunfo para el modelo de Dalton. Debido a que era capaz de predecir de manera correcta la formación de múltiples compuestos entre dos elementos, esta teoría atómica se volvió ampliamente aceptada.

No es cosa de risa

En ocasiones la resolución de un problema conduce a otro. Uno de tales ejemplos involucra los convertidores catalíticos requeridos en todos los automóviles vendidos alrededor de la mayor parte del mundo. El propósito de estos convertidores es eliminar los contaminantes dañinos como el CO y NO₂ de los tubos de escape de los automóviles. La buena noticia es que estos dispositivos son bastante efectivos y han conducido a un aire mucho más limpio en áreas congestionadas. La mala noticia es que estos dispositivos producen cantidades significativas de óxido nitroso, N₂O, conocido de manera común como *gas de la risa* (hilarante) debido a que cuando se inhala produce relajación y embriaguez leve. Fue utilizado por los dentistas para hacer que sus pacientes fueran más tolerantes a algunos procedimientos dentales dolorosos.

El problema con el N₂O no es que sea un contaminante del aire, sino que es un "gas invernadero". Ciertas moléculas, como el CO₂, el CH₄, el N₂O y otras

absorben de manera intensa la luz infrarroja ("radiación por calor"), lo cual ocasiona que la atmósfera terrestre retenga más de su energía calorífica. Las actividades humanas han aumentado de manera significativa las concentraciones de estos gases en la atmósfera. Como resultado, la creciente evidencia sugiere que la Tierra se está calentando, lo que conduce a posibles cambios climáticos drásticos.

Un estudio reciente realizado por la Agencia de Protección Ambiental (EPA, por sus siglas en inglés) indica que en la actualidad el N₂O conforma más de 7% de los gases de invernadero en la atmósfera, y que los automóviles equipados con convertidores catalíticos producen casi la mitad de este N₂O. Irónicamente, el N₂O no está regulado, debido a que la Ley del Aire Limpio de 1970 de Estados Unidos se escribió para controlar el smog, no los gases invernadero. Estados Unidos y otras naciones industrializadas actualmente están negociando maneras para controlar el comportamiento global, pero no han llegado a un acuerdo.

La situación del N₂O ilustra qué tan complejos son los problemas ambientales. Limpio pero no necesariamente "verde".

4.4

Fórmulas de los compuestos

OBJETIVO

Aprender cómo una fórmula describe la composición de un compuesto.

Aquí, *relativos* se refiere a razones.

Un **compuesto** es una sustancia distinguible conformada por los átomos de dos o más elementos, y siempre contiene las mismas masas relativas de esos elementos. A la luz de la teoría atómica de Dalton, esto simplemente significa que un compuesto siempre contiene los mismos *números* relativos de átomos de cada elemento. Por ejemplo, el agua siempre contiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.

Los tipos de átomos y el número de cada tipo en cada unidad (moléculas) de un compuesto dado se expresan de manera conveniente por medio de una **fórmula química**. En ésta los átomos se indican por los símbolos de los elementos, y el número de cada tipo de átomo está indicado por un subíndice, un número que aparece a la derecha y abajo del símbolo para el elemento. La fórmula para el agua se escribe H₂O, lo que indica que cada molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (el subíndice 1 siempre se comprende pero no se escribe). A continuación se proporcionan algunas reglas para la escritura de fórmulas.

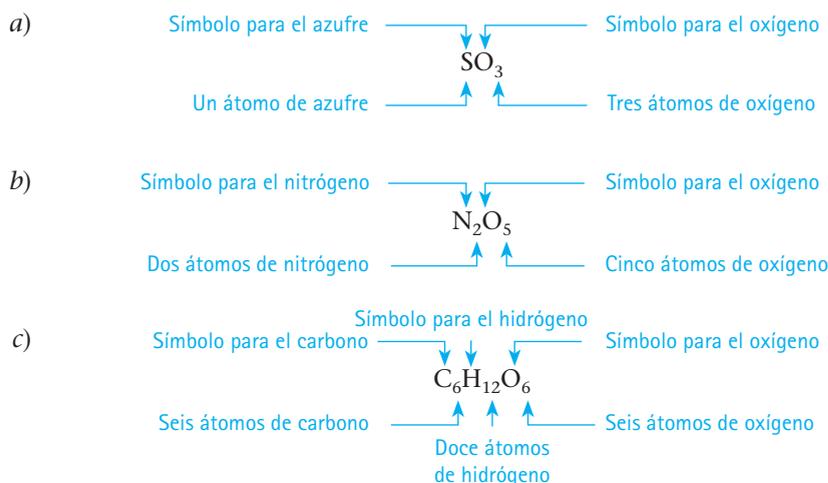
Reglas para la escritura de fórmulas

1. Cada átomo se representa por medio de su símbolo del elemento.
2. El número de cada tipo de átomo se indica por medio de un subíndice escrito a la derecha del símbolo del elemento.
3. Cuando sólo está presente un átomo de un tipo dado, el subíndice 1 no se escribe.

EJEMPLO 4.1**Escritura de las fórmulas de los compuestos**

Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos listando los elementos en el orden dado.

- Cada molécula de un compuesto que ha sido implicado en la formación de la lluvia ácida contiene un átomo de azufre y tres átomos de oxígeno.
- Cada molécula de cierto compuesto contiene dos átomos de nitrógeno y cinco átomos de oxígeno.
- Cada molécula de glucosa, un tipo de azúcar, contiene seis átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y seis átomos de oxígeno.

SOLUCIÓN**Autocomprobación**

EJERCICIO 4.1 Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos listando los elementos en el orden dado.

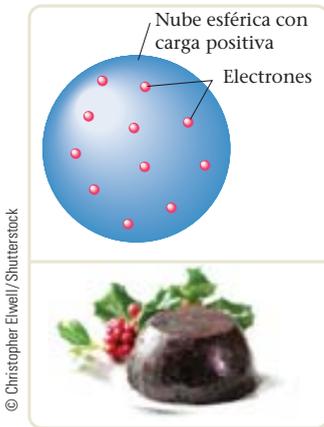
- Una molécula contiene cuatro átomos de fósforo y 10 átomos de oxígeno.
- Una molécula contiene un átomo de uranio y seis átomos de flúor.
- Una molécula contiene un átomo de aluminio y tres átomos de cloro.

Vea los problemas 4.19 y 4.20. ■

4.5**Estructura del átomo****OBJETIVOS**

Aprender acerca de las partes internas de un átomo. • Comprender el experimento de Rutherford para caracterizar la estructura de un átomo.

La teoría atómica de Dalton, propuesta en 1808, proveía una explicación convincente para la composición de los compuestos que se volvió aceptada de manera general. Los científicos llegaron a la creencia de que los *elementos consisten de átomos* y que los *compuestos constituyen un conjunto específico de átomos* enlazados entre sí de alguna manera. ¿Pero cómo es un átomo? Podría ser una bola diminuta de materia que es la misma por completo sin estructura interna, como un cojinete de bolas. O podría



© Christopher Elwell/Shutterstock

Figura 4.3

Uno de los primeros modelos del átomo fue el de pudín con pasas, en el que los electrones se representan como incrustados en una nube esférica con carga positiva, de manera muy similar a como están distribuidas las pasas en un pudín con pasas anticuado.

Algunos historiadores le dan el crédito a J. J. Thomson por el modelo de pudín con pasas.

estar compuesto de partes, de un número de partículas subatómicas. Pero si el átomo contiene partes, debe haber alguna manera de dividirlo en sus componentes.

Varios científicos reflexionaron en la naturaleza del átomo durante el siglo XIX, pero no fue sino en 1900 que se dispuso de evidencia convincente de que el átomo tiene varias partes diferentes.

En Inglaterra un físico llamado J. J. Thomson mostró a finales de la década de 1890 que puede hacerse que los átomos de cualquier elemento emitan partículas pequeñas negativas. (Sabía que las partículas tenían una carga negativa debido a que pudo mostrar que eran repelidas por la parte negativa de un campo eléctrico). Por tanto, concluyó que todos los tipos de átomos deben contener estas partículas negativas, a las cuales se les llama ahora **electrones**.

Con base en sus resultados, Thomson se preguntó cómo debe ser un átomo. Aunque sabía que contienen estas partículas negativas pequeñas, también sabía que los átomos como un todo no tienen carga positiva o negativa. Por tanto, concluyó que el átomo también debe contener partículas positivas que balancean de manera exacta la carga negativa transportada por los electrones, lo que le da una carga total de cero.

Otro científico que reflexionó sobre la estructura del átomo fue William Thomson (mejor conocido como Lord Kelvin y sin relación con J. J. Thomson). Lord Kelvin tuvo la idea (la cual podría habersele ocurrido durante la cena) de que el átomo podría ser parecido a un pudín con pasas (con pasas distribuidas de manera aleatoria a lo largo del pudín). Kelvin razonó que el átomo podría concebirse como un “pudín” uniforme de carga positiva como suficientes electrones negativos dispersados dentro de él para contrarrestar esa carga positiva (vea la figura 4.3). Por tanto, surgió el modelo del pudín con pasas del átomo.

Si hubiese tomado este curso en 1910, el modelo de pudín de pasas hubiese sido la única representación del átomo descrita. Sin embargo, las ideas acerca del átomo fueron cambiadas de manera drástica en 1911 por un físico llamado Ernest Rutherford (figura 4.4), quien aprendió física en el laboratorio de J. J. Thomson a finales de la década de 1890. En 1911 Rutherford se había convertido en un científico distinguido con varios descubrimientos importantes a su nombre. Una de sus áreas principales de investigación involucraba las partículas alfa (partículas α), que tienen carga positiva, con una masa de aproximadamente 7 500 veces la de un electrón. Al estudiar el vuelo de estas partículas a través del aire, Rutherford encontró que algunas eran desviadas por algo en el aire. Intrigado al respecto, diseñó un experimento que involucraba dirigir las partículas hacia una lámina metálica delgada. Alrededor de la lámina había un detector revestido con una sustancia que producía pequeños deste-

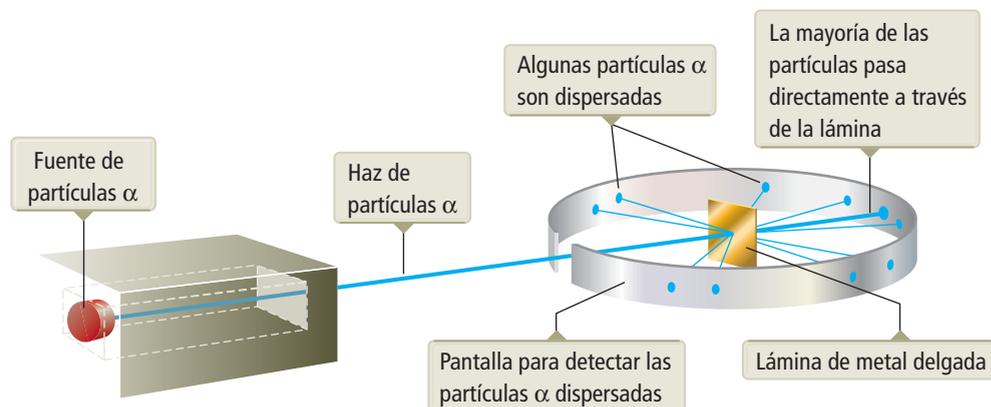
Figura 4.4

Ernest Rutherford (1871-1937) nació en una granja en Nueva Zelanda. En 1895 quedó en segundo lugar en una competencia para una beca que le permitiría asistir a la Universidad de Cambridge, pero se le concedió cuando el ganador decidió permanecer en su hogar y casarse. Rutherford era una persona tan intensa y difícil de tratar, que se convirtió en un maestro en el diseño del experimento correcto para probar una idea. Fue galardonado con el premio Nobel de Química en 1908.



Figura 4.5

Experimento de Rutherford sobre el bombardeo con partículas α de una lámina metálica.



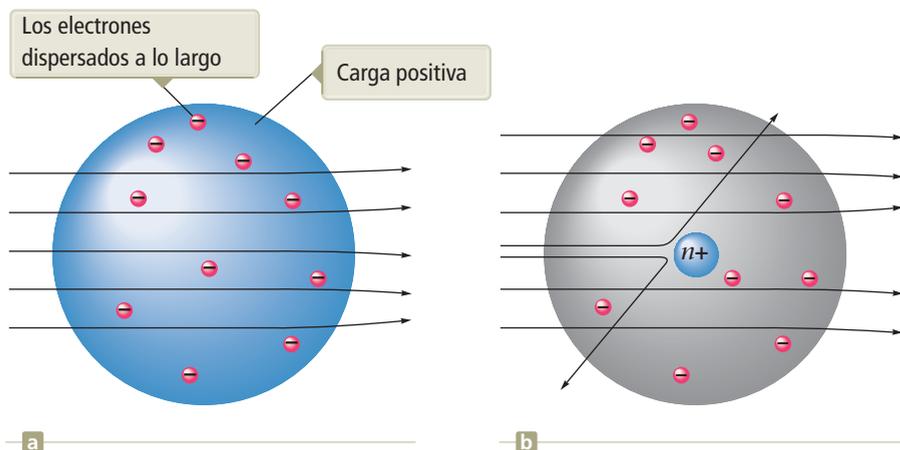
Los dondequiera que fuese golpeada por una partícula α (figura 4.5). Los resultados del experimento fueron muy diferentes a los que anticipaba Rutherford. Aunque la mayoría de las partículas α pasaba directamente a través de la lámina, algunas eran desviadas en ángulos grandes, como se muestra en la figura 4.5, y otras eran desviadas hacia atrás.

Este resultado sorprendió a Rutherford. (Lo describió como comparable a disparar con una pistola a una pieza de papel y que la bala regresara.) Rutherford sabía que si el modelo de pudín con pasas del átomo era correcto, las partículas α sólidas atravesarían la lámina delgada como las balas de cañón atravesarían un papel (como se muestra en la figura 4.6a), por lo que esperaba que las partículas α pasaran a través de la lámina experimentando, a lo mucho, desviaciones muy menores en sus trayectorias.

Rutherford concluyó a partir de estos resultados que el modelo de pudín con pasas para el átomo podría no ser correcto. Las grandes desviaciones de las partículas α sólo podrían ser ocasionadas por un centro de carga positiva concentrada que repelería las partículas α con carga positiva, como se ilustra en la figura 4.6b. La mayoría de las partículas α pasaba en forma directa a través de la lámina debido a que el átomo es principalmente espacio abierto. Las desviadas eran aquellas que tenían un "encuentro cercano" con el centro positivo del átomo y las pocas desviadas daban "directamente" con el centro positivo. En la mente de Rutherford estos resultados sólo podían ser explicados en términos de un **átomo nuclear**, un átomo con un centro denso con carga positiva (**núcleo**) alrededor del cual se mueven pequeños electrones en un espacio que de otra manera estaría vacío.

Concluyó que el núcleo debe tener una carga positiva para balancear la carga negativa de los electrones, y que debía ser pequeño y denso.

Uno de los colaboradores de Rutherford en este experimento fue un estudiante universitario llamado Ernest Marsden quien, como Rutherford, era de Nueva Zelanda.



Los resultados que el experimento con la lámina metálica habría producido si el modelo de pudín con pasas hubiese sido correcto.

Resultados reales del experimento de Rutherford.

Figura 4.6

Si se expandiera el átomo al tamaño de un estadio enorme, el núcleo sólo sería tan grande como una mosca en el centro.

¿De qué estaba hecho? En 1919 Rutherford concluyó que el núcleo de un átomo contenía lo que llamó protones. Un **protón** tiene la misma magnitud (tamaño) de carga que el electrón, pero su carga es *positiva*. Se dice que el protón tiene una carga de $1+$ y el electrón una carga de $1-$.

Rutherford razonó que el átomo de hidrógeno tiene un solo protón en su centro y un electrón que se mueve a través del espacio a una distancia relativamente grande del protón (el núcleo del hidrógeno). También razonó que otros átomos deben tener núcleos conformados por varios protones unidos entre sí de alguna manera. Además, Rutherford y un colaborador, James Chadwick, fueron capaces de mostrar en 1932 que la mayoría de los núcleos también contiene una partícula neutra, a la que nombraron **neutrón**. Un neutrón tiene ligeramente más masa que un protón, pero no tiene carga.

4.6

Introducción al concepto moderno de la estructura atómica

OBJETIVO

Comprender algunas características importantes de las partículas subatómicas.

En este modelo al átomo se le llama *átomo nuclear* debido a que la carga positiva se localiza en una estructura pequeña y compacta (núcleo) y no dispersada de manera uniforme, como en el punto de vista del pudín con pasas.

La *química* de un átomo surge de sus electrones.

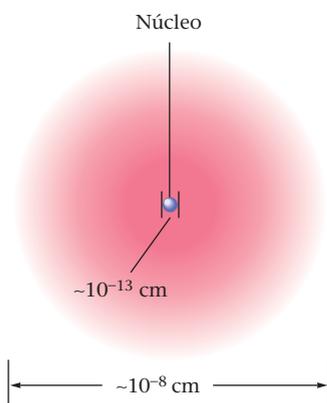


Figura 4.7

Un átomo nuclear visto en una sección transversal (el símbolo \sim significa aproximadamente.) Esta representación no muestra la escala real. En realidad el núcleo es *mucho más pequeño en comparación con el tamaño de un átomo*.

En los años posteriores a Thomson y Rutherford se ha aprendido mucho acerca de la estructura atómica. El punto de vista más sencillo del átomo es que consiste de un núcleo pequeño (de alrededor de 10^{-13} cm de diámetro) y los electrones se mueven alrededor del núcleo a una distancia promedio de 10^{-8} cm de él (figura 4.7). Para visualizar qué tan pequeño es el núcleo en comparación con el tamaño del átomo, considere que si éste fuera del tamaño de una uva, los electrones estarían alejados alrededor de una *milla* en promedio. El núcleo contiene protones, los cuales tienen carga positiva igual en magnitud a la carga negativa de los electrones, y neutrones, los cuales tienen casi la misma masa que un protón pero sin carga. La función de los neutrones en el núcleo no es obvia. Pueden ayudar a mantener juntos los protones (los cuales se repelen entre sí) para formar el núcleo, pero no se tratarán aquí. En la tabla 4.4 se muestran las masas relativas y las cargas del electrón, del protón y del neutrón.

En este punto surge una pregunta importante: “*Si todos los átomos están conformados por estos mismo componentes, ¿por qué los diferentes átomos tienen propiedades químicas distintas?*” La respuesta se encuentra en el número y arreglo de los electrones. El espacio en el que éstos se mueven conforma la mayor parte del volumen atómico. Los electrones son las partes de los átomos que se “entremezclan” cuando los átomos se combinan para formar moléculas. Por tanto, el número que posee un átomo dado afecta en gran medida la manera en que puede interactuar con otros átomos. Como resultado, los átomos de los diferentes elementos, los cuales tienen distintos números de electrones, muestran un comportamiento químico diferente. Aunque los átomos de los distintos elementos también difieren en sus números de protones, es el número de electrones el que en realidad determina su comportamiento químico. En capítulos posteriores se explicará cómo es este proceso.

Tabla 4.4 La masa y la carga del electrón, del protón y del neutrón

Partícula	Masa relativa*	Carga relativa
Electrón	1	$1-$
Protón	1836	$1+$
Neutrón	1839	ninguna

* Al electrón se le asigna de manera arbitraria una masa de 1 por comparación.

4.7 Isótopos

OBJETIVOS

Aprender acerca de los términos isótopo, número atómico y número de masa.

- Comprender el uso del símbolo A_ZX para describir un átomo dado.

Todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones (el número atómico del elemento) y de electrones.

En un átomo libre las cargas positiva y negativa siempre se balancean para dar una carga neta de cero.

Número atómico. El número de protones. **Número de masa.** La suma de protones y neutrones.

Se ha visto que un átomo tiene un núcleo con una carga positiva debido a sus protones y electrones en el espacio que rodea al núcleo a distancias relativamente grandes de él.

Como ejemplo, considere un átomo de sodio, el cual tiene 11 protones en su núcleo. Debido a que un átomo no tiene carga total, el número de electrones debe ser igual al número de protones. Por tanto, un átomo de sodio tiene 11 electrones en el espacio alrededor de su núcleo. Es cierto *siempre* que un átomo de sodio tiene 11 protones y 11 electrones. Sin embargo, cada átomo de sodio también tiene neutrones en su núcleo, y existen diferentes tipos de átomos de sodio que tienen números de neutrones distintos.

Cuando Dalton enunció su teoría atómica a inicios de la década de 1800, supuso que todos los átomos de un elemento dado eran idénticos. Esta idea persistió por más de 100 años, hasta que James Chadwick descubrió que los núcleos de la mayoría de los átomos contienen neutrones, al igual que protones. (Este es un buen ejemplo de cómo cambia una teoría a medida que se realizan nuevas observaciones.) Después del descubrimiento del neutrón, la aseveración de Dalton de que todos los átomos de un elemento dado eran idénticos tuvo que cambiarse a: "Todos los átomos del mismo elemento contienen el mismo número de protones y electrones, pero los átomos de un elemento dado pueden tener números de neutrones distintos."

Para ilustrar esta idea, considere los átomos de sodio representados en la figura 4.8. Estos átomos son **isótopos**, o átomos con el mismo número de protones pero distintos números de neutrones. Al número de protones en un núcleo se le llama **número atómico** del átomo. A la *suma* del número de neutrones y de protones en un núcleo dado se le llama **número de masa** del átomo. Para especificar de cuál de los isótopos de un elemento se está hablando, se utiliza el símbolo



donde

X = símbolo del elemento

A = número de masa (número de protones y neutrones)

Z = número atómico (número de protones)

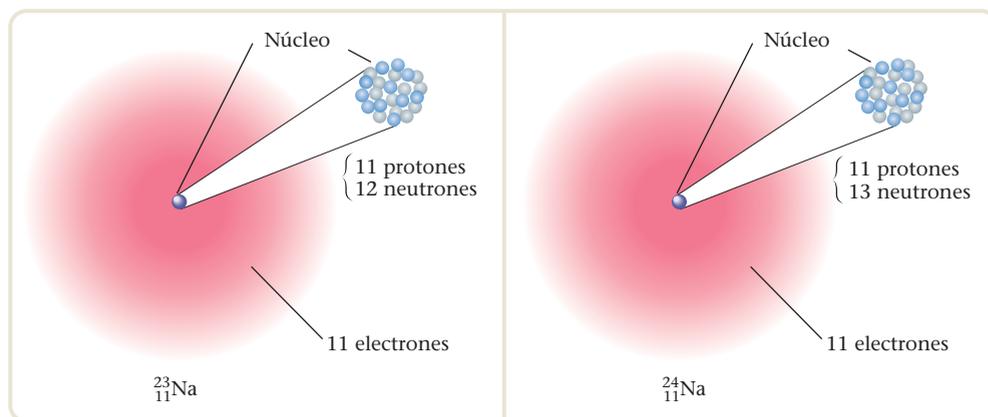


Figura 4.8

Dos isótopos del sodio. Ambos tienen 11 protones y 11 electrones, pero difieren en el número de neutrones en sus núcleos.

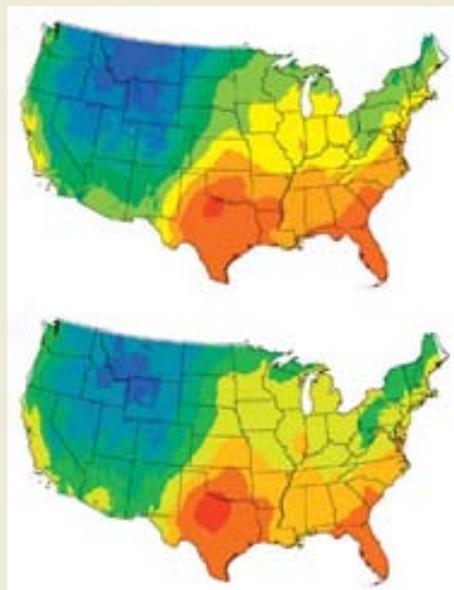
¿“En cuál cabello” vive?

Imagine una persona que ha sido víctima de un crimen en una ciudad grande en el este de Estados Unidos. Esta persona ha sido golpeada en la cabeza y, como resultado, tiene amnesia total. Su identificación ha sido robada, pero las autoridades sospechan que es posible que no sea del área local. ¿Existe alguna manera de saber de dónde podría venir la persona? La respuesta es sí. La investigación reciente indica que las cantidades relativas de los isótopos de hidrógeno y oxígeno en el cabello indica en qué parte de cierta localidad vive.

El sustento para esta idea proviene de un estudio reciente de James Ehleringer, químico de la Universidad de Utah en la ciudad de Salt Lake. Al observar que las concentraciones de hidrógeno 2 (deuterio) y de oxígeno 18 en el agua potable varían de manera significativa de una región a otra en Estados Unidos (vea la ilustración acompañante), Ehleringer y sus colegas recolectaron muestras de cabello de peluquerías en 65 ciudades y 18 estados. Sus análisis mostraron que 86% de las variaciones en los isótopos de hidrógeno y oxígeno en las muestras de cabello resultan de la composición isotópica del agua local. Con base en sus resultados, el grupo fue capaz de crear estimaciones de la señal isotópica del cabello de los residentes de varias regiones del país. Aunque este método no puede utilizarse para determinar con precisión el lugar de residencia de una persona, puede indicar una región general. Este método podría ser de utilidad para la víctima de amnesia descrita antes al mostrar dónde debe buscar a su familia. Su fotografía podría difundirse por televisión en la región indicada por el análisis de su cabello. Otro uso

posible de esta técnica es la identificación del país de origen de las víctimas de un desastre natural en una región turística con visitantes de todo el mundo. De hecho, una técnica similar fue utilizada para especificar los países de origen de las víctimas del tsunami que devastó el sur de Asia en diciembre de 2004.

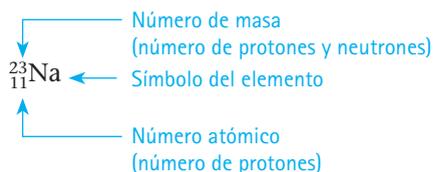
Una verificación interesante de esta técnica ocurrió cuando los investigadores examinaron una hebra de cabello de una persona que se había mudado recientemente de Beijing, China, a la ciudad de Salt Lake. El análisis de varias partes del cabello mostró un cambio distinguible en la distribución isotópica que corresponde a su cambio de residencia. Por tanto, los isótopos de los elementos pueden proveer información útil de maneras inesperadas.



© 2006 Academia Nacional de Ciencias, USA, Universidad de Utah

Mapas de las concentraciones predichas de hidrógeno 2 (superior) y oxígeno 18 (inferior). El rojo representa la concentración más alta y el azul la más baja de cada isótopo.

Por ejemplo, el símbolo para un tipo particular de átomo de sodio se escribe



Al átomo en particular representado aquí se le llama sodio 23, debido a que tiene un número de masa 23. Se especifica el número de cada tipo de partícula subatómica. A partir del número atómico 11 se sabe que el núcleo contiene 11 protones. Y debido a

que el número de electrones es igual al número de protones, se sabe que este átomo contiene 11 electrones. ¿Cuántos neutrones están presentes? Se puede calcular su número a partir de la definición del número de masa.

$$\text{Número de masa} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

o, en símbolos,

$$A = Z + \text{número de neutrones}$$

Se puede aislar (resolver para) el número de neutrones restando Z de ambos lados de la ecuación

$$A - Z = Z - Z + \text{número de neutrones}$$

$$A - Z = \text{número de neutrones}$$

Este es el resultado general. Siempre se determina el número de neutrones presentes en un átomo dado restando el número atómico del número de masa. En este caso ($^{23}_{11}\text{Na}$), se sabe que $A = 23$ y $Z = 11$. Por tanto

$$A - Z = 23 - 11 = 12 = \text{número de neutrones}$$

En resumen, el sodio-23 tiene 11 electrones, 11 protones y 12 neutrones.

EJEMPLO 4.2

Interpretación de los símbolos para los isótopos

En la naturaleza, por lo regular los elementos se encuentran como una mezcla de isótopos. Los tres isótopos del carbono elemental son $^{12}_6\text{C}$ (carbono 12), $^{13}_6\text{C}$ (carbono 13) y $^{14}_6\text{C}$ (carbono 14). Determine el número de cada uno de los tres tipos de partículas subatómicas en cada uno de estos átomos de carbono.

SOLUCIÓN

El número de protones y electrones es el mismo en cada uno de los isótopos y está dado por el número atómico del carbono, 6. El número de neutrones puede determinarse restando el número atómico (Z) del número de masa (A)

$$A - Z = \text{número de neutrones}$$

Los números de neutrones en los tres isótopos del carbono son

$$^{12}_6\text{C}: \text{número de neutrones} = A - Z = 12 - 6 = 6$$

$$^{13}_6\text{C}: \text{número de neutrones} = 13 - 6 = 7$$

$$^{14}_6\text{C}: \text{número de neutrones} = 14 - 6 = 8$$

En resumen

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
$^{12}_6\text{C}$	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	6	6	7
$^{14}_6\text{C}$	6	6	8

Autocomprobación

EJERCICIO 4.2

Proporcione el número de protones, neutrones y electrones en el átomo simbolizado por $^{90}_{38}\text{Sr}$. El estroncio 90 aparece en la lluvia radiactiva de pruebas nucleares. Puede acumularse en la médula ósea y ocasionar leucemia y cáncer óseo.

Vea los problemas 4.39 y 4.42. ■

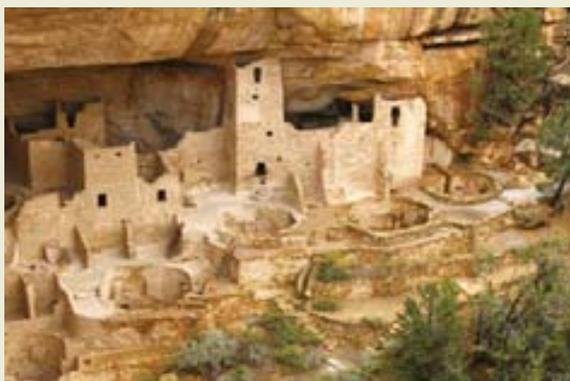
Historias de isótopos

Los átomos de un elemento dado por lo regular consisten de varios isótopos-átomos con el mismo número de protones pero distinto número de neutrones. Resulta que la relación de los isótopos encontrados en la naturaleza puede ser muy útil en el trabajo detectivesco natural. Una razón radica en que la relación de los isótopos de los elementos encontrados en los animales y en los humanos vivos refleja sus dietas. Por ejemplo, los elefantes africanos que se alimentan de pastizales tienen una relación $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ en sus tejidos distinta a la de los elefantes que se alimentan principalmente de hojas verdes. Esta diferencia surge debido a que los pastizales tienen un patrón de crecimiento distinto al de las hojas, lo que resulta en cantidades diferentes de ^{13}C y ^{12}C que se incorporan a partir del CO_2 en el aire. Dado que los elefantes que se alimentan de plantas y pastizales viven en distintas áreas de África, las diferencias observadas en las relaciones de los isótopos $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ en muestras de marfil de los paquidermos han permitido a las autoridades identificar las fuentes de las muestras ilegales de marfil.

Otro caso del trabajo detectivesco de los isótopos involucra la tumba del rey Midas, quien gobernó el reino de Frigia en el siglo VIII a.C. El análisis de los isótopos de nitrógeno del ataúd deteriorado del rey ha revelado detalles acerca de su dieta. Los científicos han aprendido que las relaciones $^{15}\text{N}/^{14}\text{N}$

de los carnívoros son mayores que las de los herbívoros, las cuales a su vez son mayores que las de las plantas. Resulta que el organismo responsable del deterioro del ataúd de madera del rey tiene un requerimiento inusualmente grande de nitrógeno. La fuente de este nitrógeno era el cuerpo del difunto rey. Debido a que el deterioro de la madera bajo su ahora descompuesto cuerpo mostró una relación $^{15}\text{N}/^{14}\text{N}$ alta, los investigadores están seguros de que su dieta era rica en carne.

Un tercer caso acerca del trabajo detectivesco histórico de los isótopos concierne a los antepasados del pueblo anasazi (comúnmente llamados los anasazi), quienes vivieron en lo que es ahora el noroeste de Nuevo México entre 900 y 1150 d.C. El centro de su civilización, el Cañón del Chaco, era un centro cultural próspero que se vanagloriaba de sus viviendas hechas de arenisca tallada a mano y con más de 200 000 troncos. Las fuentes de los troncos siempre han sido controvertidas. Se han generado varias teorías



Viviendas en los acantilados de los antiguos indios anasazi

que conciernen a las distancias sobre las que éstos se transportaron. La investigación de Nathan B. English, geoquímico de la Universidad de Arizona en Tucson, ha utilizado la distribución de los isótopos de estroncio para identificar las fuentes probables de los troncos. Este esfuerzo ha permitido que los científicos comprendan con mayor claridad las prácticas de construcción de los anasazi.

Estas historias ilustran cómo los isótopos pueden servir como fuentes valiosas de información biológica e histórica.

Auto comprobación

EJERCICIO 4.3 Proporcione el número de protones, neutrones y electrones en el átomo simbolizado por $^{201}_{80}\text{Hg}$.

Vea los problemas 4.39 y 4.42. ■

EJEMPLO 4.3

Escritura de los símbolos para los isótopos

Escriba el símbolo para el átomo de magnesio (número atómico 12) con un número de masa 24. ¿Cuántos electrones y neutrones tiene este átomo?



El magnesio se quema en el aire para formar una flama blanca brillante.

SOLUCIÓN

El número atómico 12 significa que el átomo tiene 12 protones. El elemento magnesio se simboliza como Mg. El átomo se representa como



y se le llama magnesio 24. Debido a que el átomo tiene 12 protones, también debe tener 12 electrones. El número de masa indica el número total de protones y neutrones, lo cual significa que este átomo tiene 12 neutrones ($24 - 12 = 12$). ■

EJEMPLO 4.4

Cálculo del número de masa

Escriba el símbolo para el átomo de plata ($Z = 47$), que tiene 61 neutrones.

SOLUCIÓN

El símbolo del elemento es ${}_{Z}^A\text{Ag}$, y se sabe que $Z = 47$. Se puede encontrar A a partir de su definición, $A = Z + \text{número de neutrones}$. En este caso,

$$A = 47 + 61 = 108$$

El símbolo completo para este átomo es ${}_{47}^{108}\text{Ag}$

Autocomprobación

EJERCICIO 4.4 Proporcione el símbolo para el átomo de fósforo ($Z = 15$), que contiene 17 neutrones.

Vea el problema 4.42. ■

4.8

Introducción a la tabla periódica

OBJETIVOS

Aprender diversas características de la tabla periódica. • Aprender algunas propiedades de los metales, los no metales y los metaloides.

En cualquier salón de clases donde se piense o practique la química, casi es seguro que encuentre un cuadro llamado **tabla periódica** colgando en la pared. Este cuadro muestra todos los elementos conocidos y proporciona bastante información acerca de cada uno. A medida que su estudio de la química progresa, la utilidad de la tabla periódica se volverá más obvia. Esta sección simplemente lo introducirá en su estudio.

En la figura 4.9 se muestra una versión sencilla. Observe que cada recuadro de esta tabla contiene un número escrito sobre una, dos o tres letras. Las letras son los símbolos para los elementos. La cifra mostrada arriba de cada símbolo es el número atómico (el número de protones y también de electrones) para ese elemento. Por ejemplo, el carbono (C) tiene el número atómico 6:



		Metales alcalinotérreos																Halógenos	Gases nobles	
		1 1A	2 2A	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
		1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
Metales alcalinos		3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
		11 Na	12 Mg																	
		19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
		37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
		55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
		87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup			118 Uuo	

Lantánidos	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actínidos	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Figura 4.9

La tabla periódica.

El plomo (Pb) tiene el número atómico 82:

82 Pb

Observe que los elementos 112 al 115 y 118 tienen designaciones inusuales de tres letras que comienzan con U. Estas son abreviaturas para los nombres sistemáticos de sus números atómicos. Los nombres “regulares” para designarlos serán elegidos con el tiempo por la comunidad científica.

Advierta que los elementos se listan en la tabla periódica en orden creciente de número atómico. También están ordenados en periodos (renglones horizontales) y grupos (columnas verticales) específicos. Los elementos fueron clasificados por primera vez de esta manera en 1869 por el científico ruso Dmitri Mendeleiev, quien los ordenó de esta manera debido a las similitudes en las propiedades químicas de varias “familias” de elementos. Por ejemplo, el flúor y el cloro son gases reactivos que forman compuestos similares. También se sabía que el sodio y el potasio se comportan de manera muy similar. Por tanto, el nombre *tabla periódica* se refiere al hecho de que a medida que aumentan los números atómicos, a veces se encuentra

Mendeleiev en realidad clasificó los elementos en orden creciente de masa atómica en vez de por número atómico.

un elemento con propiedades similares a las de otro previo (número atómico *más bajo*). Por ejemplo, los elementos

9
F
17
Cl
35
Br
53
I
85
At

A lo largo del texto se detallará la ubicación de varios elementos con la muestra de una versión pequeña de la tabla periódica.

Existe otra convención recomendada por la International Union of Pure and Applied Chemistry para las designaciones de los grupos, la cual utiliza los números 1 al 18 e incluye los metales de transición (vea la figura 4.9). No confunda ese sistema con el utilizado en este texto, donde sólo los elementos representativos tienen números de grupo (1 a 8).

Los no metales en ocasiones tienen una o más propiedades metálicas. Por ejemplo, el yodo sólido es brillante y el grafito (una forma del carbono puro) conduce electricidad.

muestran un comportamiento químico similar y por eso se listan de manera vertical, como una “familia” de elementos.

A estas familias de elementos con propiedades químicas similares que se encuentran en la misma columna vertical en la tabla periódica se les llama **grupos**. A los grupos con frecuencia se les refiere por medio del número sobre la columna (vea la figura 4.9). Observe que los números de los grupos están acompañados por la letra A en la tabla periódica en la figura 4.9 y en la que está en el interior de la portada del texto. Por simplicidad deberá borrar las A cuando se refiera a los grupos en este texto. Varios grupos tienen nombres especiales. Por ejemplo, la primera columna de elementos (grupo 1) tiene el nombre de **metales alcalinos**. A los del grupo 2 se les llama **metales alcalinotérreos**; los elementos del grupo 7 son los **halógenos**, y a los del grupo 8 se les llama **gases nobles**. Un gran conjunto de elementos que abarcan varias columnas verticales forman los **metales de transición**.

La mayoría de los elementos son **metales**. Los metales tienen las siguientes propiedades *físicas*.

Propiedades físicas de los metales

1. Conducción efectiva del calor y la electricidad.
2. Maleabilidad (pueden martillarse en hojas delgadas).
3. Ductilidad (pueden estirarse en alambres).
4. Una apariencia lustrosa (brillante).

Por ejemplo, el cobre es un metal común. Es lustroso (aunque se deslustra con facilidad), un excelente conductor de electricidad (se utiliza ampliamente en alambres eléctricos), y se transforma con facilidad en varias formas, como tuberías para sistemas de agua. El cobre es uno de los metales de transición mostrados en el centro de la tabla periódica. El hierro, el aluminio y el oro son otros elementos familiares que poseen propiedades metálicas. Todos aquellos mostrados a la izquierda y abajo de la línea negra gruesa “con forma de escalera” en la figura 4.9 se clasifican como metales, con excepción del hidrógeno (figura 4.10).

Al número relativamente pequeño de elementos que aparecen en la esquina superior derecha de la tabla periódica (a la derecha de la línea gruesa en las figuras 4.9 y 4.10) se les llama **no metales**. Por lo general éstos carecen de las propiedades que caracterizan a los metales y muestran una variación mucho mayor en sus propiedades. Mientras que casi todos los metales son sólidos a temperaturas normales, muchos no

Figura 4.10

Elementos clasificados como metales y no metales.

metales (como el nitrógeno, el oxígeno, el cloro y el neón) son gaseosos, y uno (el bromo) es líquido. Varios no metales (como el carbono, el fósforo y el azufre) también son sólidos.

Los elementos que se encuentran cerca de la línea “en forma de escalera” que se muestran en azul en la figura 4.10 con frecuencia muestran una mezcla de propiedades metálicas y no metálicas. Estos elementos, a los cuales se les llama **metaloides** o **semimetales**, incluyen el silicio, el germanio, el arsénico, el antimonio y el telurio.

A medida que se continúe con el estudio de la química se verá que la tabla periódica es una herramienta valiosa para organizar el conocimiento acumulado y por ende ayuda a predecir las propiedades que se espera que exhiba un elemento dado. También se desarrollará un modelo para la estructura atómica, el cual explicará por qué hay grupos de elementos con propiedades químicas similares.

EJEMPLO 4.5

Interpretación de la tabla periódica

Para cada uno de los siguientes elementos, use la tabla periódica que se encuentra al inicio del libro para obtener el símbolo y el número atómico y para especificar si el elemento es un metal o un no metal. También indique la familia mencionada a la que pertenece el elemento (si se indica).

- a) yodo b) magnesio c) oro d) litio

SOLUCIÓN

- a) El yodo (símbolo I) es el elemento 53 (su número atómico es 53). Se encuentra a la derecha de la línea en forma de escalera en la figura 4.10 y por tanto es un no metal. El yodo es un miembro del grupo 7, la familia de los halógenos.
- b) El magnesio (símbolo Mg) es el elemento 12 (número atómico 12). Es un metal y miembro de la familia de los metales alcalinotérreos (grupo 2).
- c) El oro (símbolo Au) es el elemento 79 (número atómico 79). Es un metal y no es miembro de una familia vertical mencionada. Se clasifica como un metal de transición.
- d) El litio (símbolo Li) es el elemento 3 (número atómico 3). Es un metal de la familia de los metales alcalinos (grupo 1).

Autocomprobación

EJERCICIO 4.5

Proporcione el símbolo y el número atómico para cada uno de los siguientes elementos. También indique si cada elemento es un metal o un no metal y si es un miembro de una familia mencionada.

- a) argón b) cloro c) bario d) cesio

Veá los problemas 4.53 y 4.54. ■



Los indonesios transportan trozos de azufre elemental en canastas.

Ponerle el alto al arsénico

La toxicidad del arsénico es bien conocida. De hecho, con frecuencia ha sido el veneno de elección en las obras de teatro y películas clásicas (vea *Arsenic and Old Lace*). Contrario a su tratamiento en esta película, el envenenamiento por arsénico es un problema serio contemporáneo. Por ejemplo, la Organización Mundial de la Salud estima que 77 millones de personas en Bangladesh están en riesgo de beber agua que contiene grandes cantidades de arsénico de manera natural. Recientemente, la Agencia de Protección Ambiental anunció estándares más estrictos para el arsénico en los suministros públicos de agua potable en Estados Unidos. Los estudios muestran que la exposición prolongada a la sustancia puede conducir a un riesgo mayor de cánceres de vejiga, pulmón y piel, al igual que de otras afecciones, aunque los niveles de arsénico que inducen estos síntomas permanecen en discusión en la comunidad científica.

La limpieza del suelo y del agua contaminados con arsénico entraña un problema significativo. Un método es encontrar plantas que filtren arsénico del suelo. Tal planta, el helecho culantrillo, recién

ha demostrado tener un apetito voraz por esta sustancia. La investigación conducida por Lenna Ma, química de la Universidad de Florida en Gainesville, ha mostrado que el helecho culantrillo acumula arsénico a una tasa de 200 veces la de una planta promedio. El arsénico, el cual se concentra en ramajes que crecen hasta 5 pies, puede cosecharse y retirarse con facilidad. Los científicos en la actualidad están investigando la mejor manera de disponer de las plantas para que el arsénico pueda aislarse. El helecho (*Pteris vittata*) parece prometedor para ponerle un alto a la contaminación con este veneno.



Tara Plascio/FAS, University of Florida

Lenna Ma y la *Pteris vittata*, llamada helecho culantrillo.

4.9

Estados naturales de los elementos

OBJETIVO

Aprender la naturaleza de los elementos comunes.

Una pepita de oro que pesa 13 lb, 7 oz, a la cual se le llama *Tom's Baby*, fue encontrada por Tom Grove cerca de Breckenridge, Colorado, el 23 de julio de 1887.

Como se ha observado, la materia a nuestro alrededor consiste principalmente de mezclas. En la mayoría de los casos estas mezclas contienen compuestos en los que se unen entre sí átomos de distintos elementos. La mayoría de los elementos son bastante reactivos: sus átomos tienden a combinarse con los de otros elementos para formar compuestos. Por tanto, con frecuencia los elementos en la naturaleza no se encuentran en forma pura: no combinados con otros elementos. Sin embargo, existen excepciones notables. Las pepitas de oro encontradas en Sutter's Mill en California, que iniciaron la fiebre del oro en 1849, son virtualmente oro elemental puro. Y el platino y la plata con frecuencia se encuentran en la misma forma.

El oro, la plata y el platino son miembros de una clase de metales llamados *metales nobles* debido a que son relativamente no reactivos. (El término *noble* implica una clase aparte.)

Otros elementos que aparecen en la naturaleza en estado no combinado son los elementos del grupo 8: el helio, el neón, el argón, el kriptón, el xenón y el radón. Debido a que los átomos de estos elementos no se combinan con facilidad con los de otros elementos, se les llaman *gases nobles*. Por ejemplo, el gas helio se encuentra en una forma no combinada en depósitos subterráneos con gas natural.

Recuerde que una molécula es un conjunto de átomos que se comportan como una unidad. Las moléculas siempre son eléctricamente neutras (carga de cero).

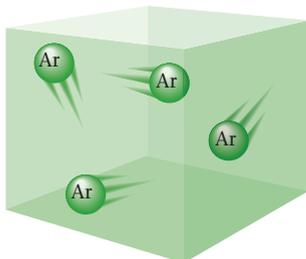


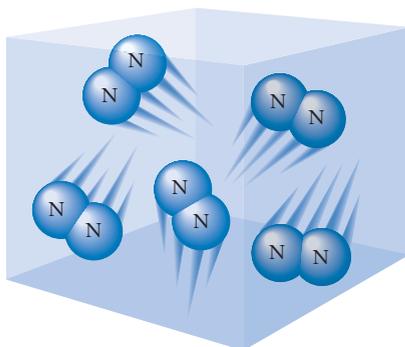
Figura 4.11

El gas argón consiste de un conjunto de átomos de argón separados.

Cuando se toma una muestra de aire (la mezcla de gases que constituyen la atmósfera terrestre) y se separa en sus componentes, se encuentran presentes varios elementos puros. Uno de éstos es el argón. El gas argón consiste en un conjunto de átomos de argón separados, como se muestra en la figura 4.11.

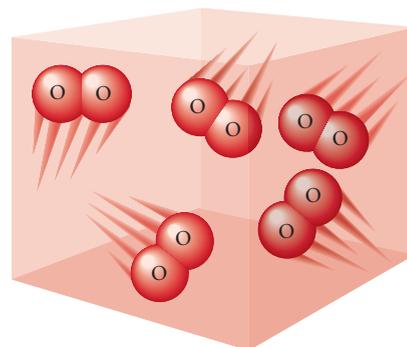
El aire también contiene gas nitrógeno y gas oxígeno. Sin embargo, cuando ambos se examinan, se encuentra que no constan de átomos solos, como en el argón, sino que contienen **moléculas diatómicas**: moléculas conformadas por *dos átomos*, como se representa en la figura 4.12. De hecho, cualquier muestra de gas oxígeno elemental a temperaturas normales contiene moléculas de O_2 . De manera similar, el gas nitrógeno contiene moléculas de N_2 .

El hidrógeno es otro elemento que forma moléculas diatómicas. Aunque virtualmente todo el encontrado en la Tierra está presente en compuestos con otros elementos (como con el oxígeno en el agua), cuando se prepara el hidrógeno como un elemento libre contiene moléculas diatómicas de H_2 . Por ejemplo, puede utilizarse una corriente eléctrica para descomponer el agua (figuras 4.13, y 3.3 en la p. 60) en hidrógeno y oxígeno elementales que contienen moléculas de H_2 y O_2 , respectivamente.



a

El gas nitrógeno contiene moléculas de N—N (N_2)



b

El gas oxígeno contiene moléculas de O—O (O_2)

Figura 4.12

El nitrógeno y el oxígeno gaseosos contienen moléculas diatómicas (con dos átomos).

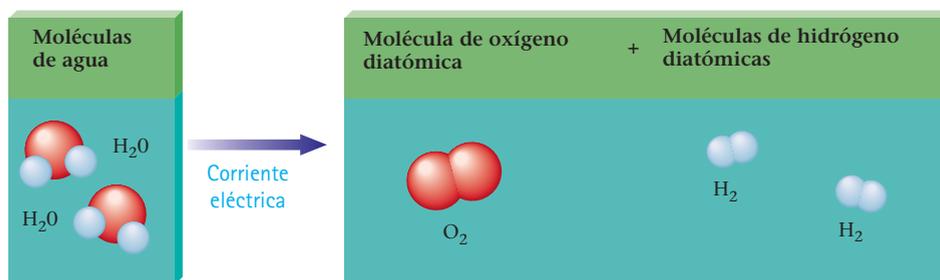


Figura 4.13

Descomposición de dos moléculas de agua (H_2O) para formar dos moléculas de hidrógeno (H_2) y una molécula de oxígeno (O_2). Observe que sólo cambia el agrupamiento de los átomos en este proceso; éstos no se crean ni se destruyen. Debe haber el mismo número de átomos de H y de átomos de O antes y después del proceso. Por tanto, la descomposición de dos moléculas de H_2O (que contienen cuatro átomos de H y dos de O) produce una molécula de O_2 (que contiene dos átomos de O) y dos moléculas de H_2 (que contienen un total de cuatro átomos de H).

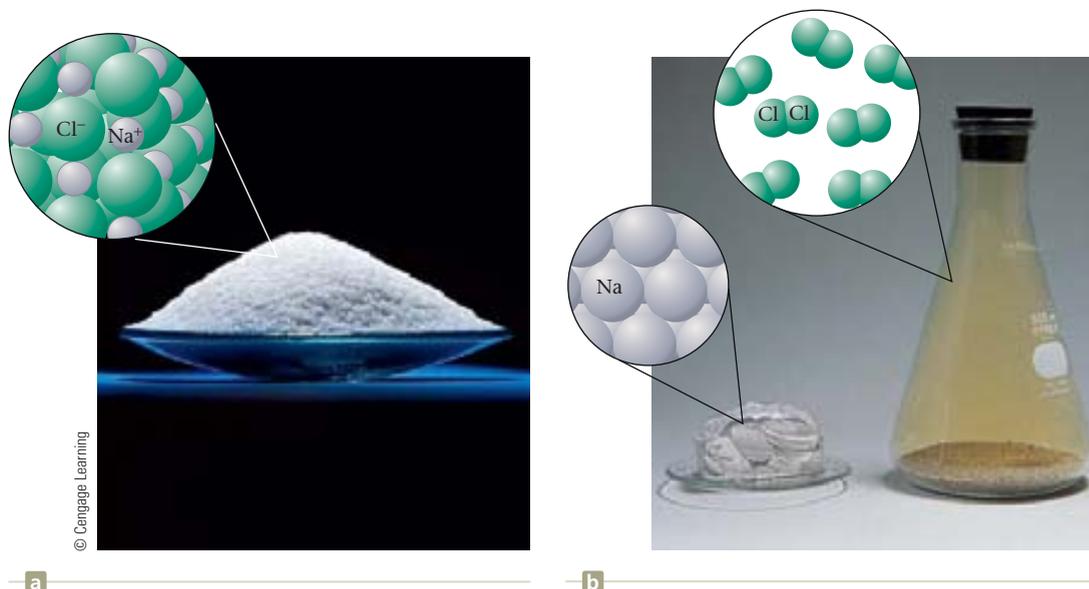


Figura 4.14

El cloruro de sodio (sal de mesa común) puede descomponerse en sus elementos.

Metal sodio (a la izquierda) y gas cloro.

El único hidrógeno elemental encontrado de manera natural en la Tierra se presenta en los gases de escape de los volcanes.

Varios elementos, además del hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, existen como moléculas diatómicas. Por ejemplo, cuando el cloruro de sodio se funde y se somete a una corriente eléctrica, se produce gas cloro (junto con metal sodio). En la figura 4.14 se representa este cambio químico. El gas cloro es de color verde pálido y contiene moléculas de Cl_2 .

El cloro es un miembro del grupo 7, la familia de los halógenos. Todas las formas básicas de los elementos del grupo 7 contienen moléculas diatómicas. El flúor es un gas de color amarillo pálido que contiene moléculas de F_2 . El bromo es un líquido marrón conformado por moléculas de Br_2 . El yodo es un sólido púrpura lustroso que contiene moléculas de I_2 .

La tabla 4.5 lista los elementos que contienen moléculas diatómicas en sus formas elementales puras.

Hasta ahora se ha visto que varios elementos son gaseosos en sus formas elementales a temperaturas normales ($-25\text{ }^\circ\text{C}$). Los gases nobles (del grupo 8) contienen átomos individuales, mientras que varios otros elementos gaseosos contienen moléculas diatómicas (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2).

Sólo dos elementos son líquidos en sus formas elementales a $25\text{ }^\circ\text{C}$: el no metal bromo (que contiene moléculas de Br_2) y el metal mercurio. Los metales galio y cesio casi califican en esta categoría; son sólidos a $25\text{ }^\circ\text{C}$, pero se fusionan a $-30\text{ }^\circ\text{C}$.

~ significa "aproximadamente".

Tabla 4.5 Elementos que existen como moléculas diatómicas en sus formas elementales

Elemento presente	Estado elemental a $25\text{ }^\circ\text{C}$	Molécula
hidrógeno	gas incoloro	H_2
nitrógeno	gas incoloro	N_2
oxígeno	gas color azul pálido	O_2
flúor	gas color amarillo pálido	F_2
cloro	gas color verde pálido	Cl_2
bromo	líquido marrón rojizo	Br_2
yodo	sólido púrpura oscuro, lustroso	I_2



El platino es un metal noble empleado en la joyería y en muchos procesos industriales.



© Cengage Learning

Bromo líquido en un matraz con vapor de bromo.



Steve Hamblin/Alamy

Diamante cortado, mantenido sobre carbón.

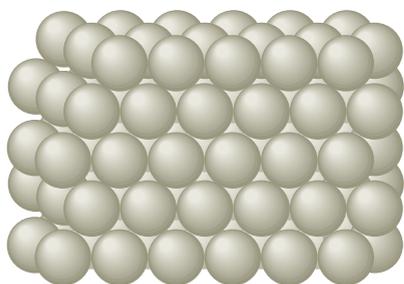
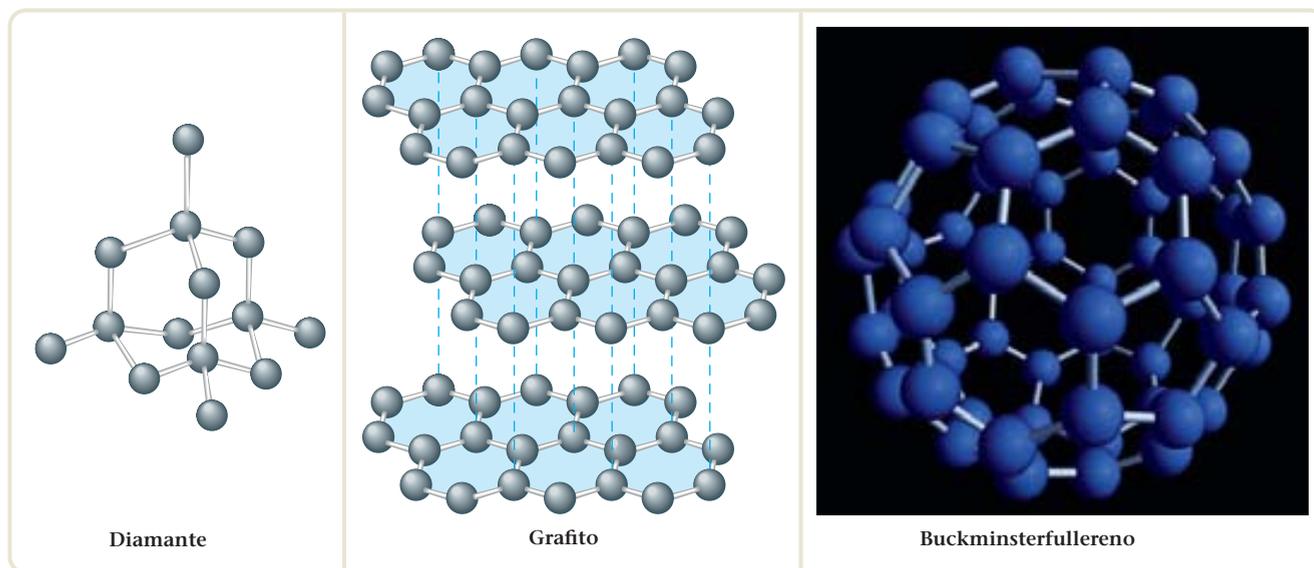


Figura 4.15

En los metales sólidos, los átomos esféricos se empaquetan entre sí.

Los demás elementos son sólidos en sus formas elementales a 25 °C. Para los metales, estos sólidos contienen números grandes de átomos empaquetados entre sí de manera muy similar a las canicas en una jarra (vea la figura 4.15).

Las estructuras de los elementos no metálicos son más variadas que las de los metales. De hecho, con frecuencia se presentan diferentes formas del mismo elemento. Por ejemplo, el carbono sólido tiene tres. A las distintas formas de un elemento dado se les llama *alótropos*. Los tres alótropos del carbono son las formas familiares del diamante, el grafito y otra que ha sido descubierta recientemente llamada *buckminsterfullereno*. Estas formas elementales tienen propiedades muy distintas debido a sus estructuras diferentes (vea la figura 4.16). El diamante es la sustancia natural más dura conocida y con frecuencia se utiliza para herramientas de corte industrial. Los diamantes también son valiosos como piedras preciosas. El grafito, por el contrario, es un material bastante suave, útil para la escritura (la “mina” del lápiz es en realidad grafito) y (como polvo) para lubricar cerrojos. El nombre bastante raro conferido al buckminsterfullereno proviene de la estructura de las moléculas de C_{60} que integran este alótropo. La estructura parecida a un balón de fútbol *soccer* contiene anillos con cinco y seis miembros reminiscentes de la estructura de domos geodésicos sugerida por el diseñador Buckminster Fuller. También se han descubierto otros “fullerenos” que contienen moléculas con más de 60 átomos de carbono, lo que conduce a una nueva área de la química.



Frank Cox

Figura 4.16

Tres formas elementales *sólidas* del carbono (alótropos): diamante, grafito y buckminsterfullereno. Las representaciones del diamante y el grafito son fragmentos de estructuras mucho más grandes que se extienden en todas las direcciones a partir de las partes mostradas aquí. El buckminsterfullereno contiene moléculas de C_{60} , de las cuales se muestra una.

4.10 Iones

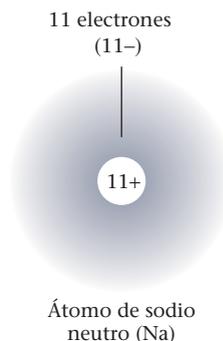
OBJETIVOS

Conocer las formaciones de iones a partir de sus átomos precursores y aprender a nombrarlos. • Aprender cómo la tabla periódica ayuda a predecir cuál ión forma un elemento dado.

go **Chemistry** El módulo 2, *Predicción de las cargas de los iones*, cubre los conceptos de esta sección.

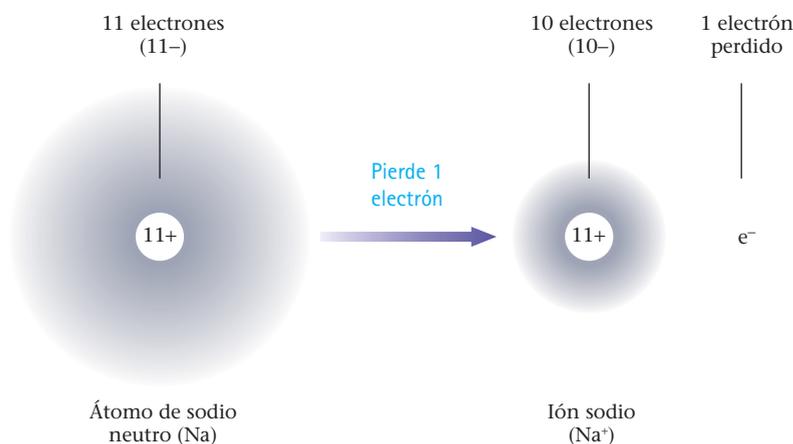
Se ha visto que un átomo tiene cierto número de protones en su núcleo e igual número de electrones en el espacio alrededor de éste. Esto resulta en un balance exacto de las cargas positivas y negativas. Se dice que un átomo es una entidad neutra: tiene una *carga neta de cero*.

Se puede producir una entidad cargada, llamada **ión**, tomando un átomo neutro y adicionándole o sustrayéndole uno o más electrones. Por ejemplo, un átomo de sodio ($Z = 11$) tiene 11 protones en su núcleo y 11 electrones fuera de él.



Un ión tiene una carga neta positiva o negativa.

Si se pierde (o cede) uno de los electrones, habrá 11 cargas positivas pero sólo 10 cargas negativas. Esto forma un ión con una carga neta positiva de uno (1+): $(11+) + (10-) = 1+$. Este proceso se puede representar como se observa a continuación.

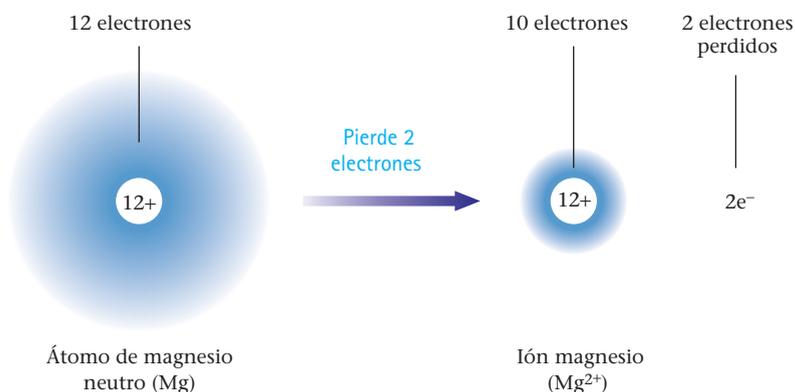


o, en forma abreviada,



donde Na representa el átomo de sodio neutro, Na⁺ el ión 1+ formado y e⁻ representa un electrón.

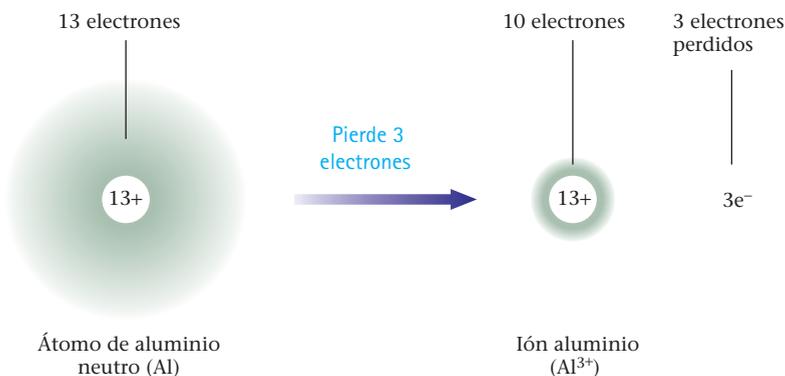
Se produce un ión positivo, llamado **catión**, cuando se *pierden* uno o más electrones de un átomo neutro. Se ha visto que el sodio pierde un electrón para volverse un catión 1+. Algunos átomos pierden más de un electrón. Por ejemplo, uno de magnesio por lo regular pierde dos electrones para formar un catión 2+.



Por lo regular este proceso se representa como se muestra enseguida.



El aluminio forma un catión 3+ al perder tres electrones:



Observe que el tamaño disminuye de manera considerable cuando un átomo pierde uno o más electrones para formar un ión positivo.

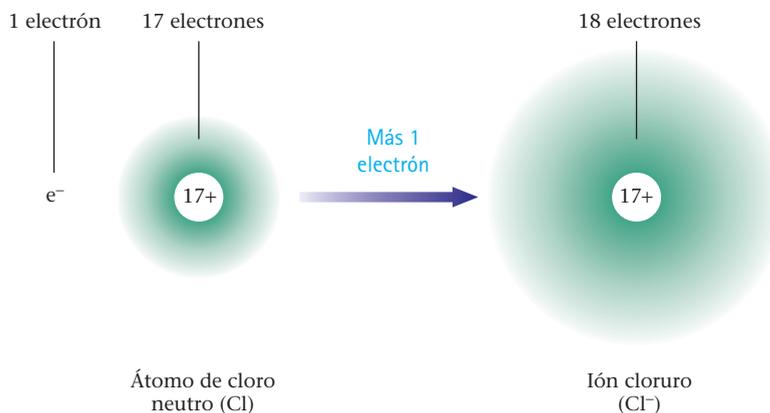
o



Un catión se nombra utilizando el nombre del átomo precursor. Por tanto, al Na⁺ se le llama *ión sodio* (o catión sodio), al Mg²⁺ se le denomina *ión magnesio* (o catión magnesio) y al Al³⁺ se le llama *ión aluminio* (o catión aluminio).

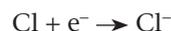
Cuando los electrones son *ganados* por un átomo neutro, se forma un ión con una carga negativa. A un ión con carga negativa se le llama **anión**. Un átomo que gana un electrón extra forma un anión con una carga de 1-. Un ejemplo de un

átomo que forma un anión 1⁻ es el átomo de cloro, el cual tiene 17 protones y 17 electrones.



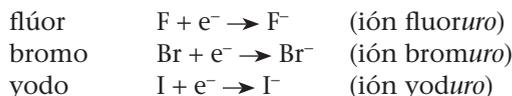
El tamaño aumenta de manera considerable cuando un átomo gana uno o más electrones para formar un ión negativo.

O



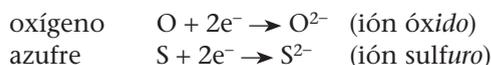
Note que el anión formado por el cloro tiene 18 electrones pero sólo 17 protones, por lo que la carga neta es $(18^-) + (17^+) = 1^-$. A diferencia de un catión, el cual es nombrado por el átomo precursor, un anión se denota tomando la raíz del nombre del átomo y cambiando la terminación. Por ejemplo, al anión Cl^- producido a partir del átomo de Cl (cloro) se le llama ión *cloruro* (o anión cloruro). Observe que la palabra *cloruro* se obtiene a partir de la raíz del nombre del átomo (*clor*⁻) más el sufijo *-uro*. Otros átomos que adicionan un electrón para formar iones 1⁻ incluyen:

El nombre de un anión se obtiene añadiendo *-uro* a la raíz del nombre del átomo.



Advierta que la denominación de cada uno de estos aniones se obtiene añadiendo *-uro* a la raíz del nombre del átomo.

Algunos átomos pueden adicionar dos electrones para formar aniones 2⁻. Los ejemplos incluyen



Observe que los nombres para estos aniones se derivan de la misma manera que los de los aniones 1⁻, con excepción del oxígeno, cuya terminación es *-ido*.

Es importante reconocer que los iones siempre se forman sustrayendo electrones de un átomo (para formar cationes) o adicionando electrones a un átomo (para formar aniones). *Los iones nunca se forman cambiando el número de protones en el núcleo de un átomo.*

Es esencial comprender que los átomos aislados no forman iones por su cuenta. Con mayor frecuencia se forman iones cuando se combinan elementos metálicos con elementos no metálicos. Como se explicará a detalle en el capítulo 7, cuando reaccionan metales y no metales, los átomos metálicos tienden a perder uno o más electrones, los cuales a su vez son ganados por los átomos del no metal. Por tanto, las reacciones entre ambos elementos tienden a formar compuestos que contienen cationes metálicos y aniones no metálicos. En la sección 4.11 se explicará más acerca de estos compuestos.

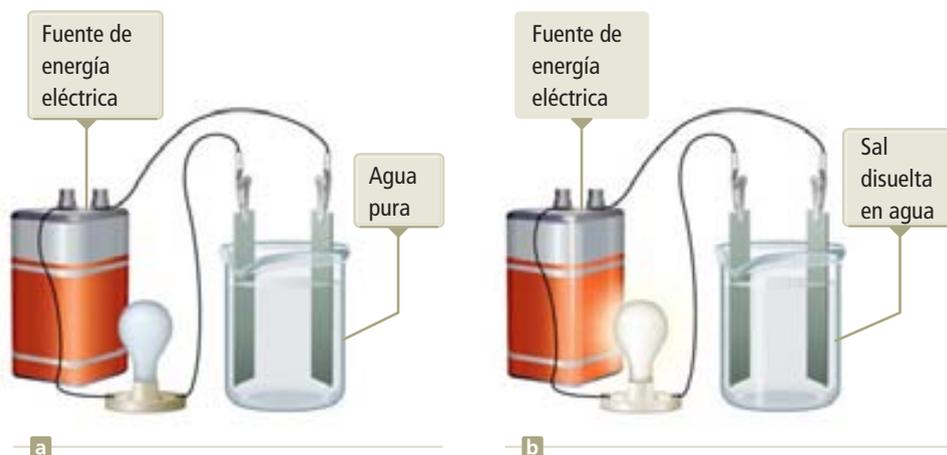


Figura 4.18

a El agua pura no conduce una corriente, por lo que el circuito no está completo y la bombilla no enciende.

b El agua que contiene sal disuelta conduce electricidad, y la bombilla se enciende.

Una sustancia que contiene iones que pueden moverse suele conducir una corriente eléctrica.

La disolución del NaCl ocasiona que los iones se dispersen de manera aleatoria en el agua, permitiendo que se muevan con libertad. La disolución no es lo mismo que la fusión, pero ambos procesos liberan los iones para que se desplacen.

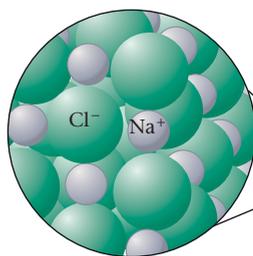
Un compuesto iónico no puede contener sólo aniones o sólo cationes, pues su carga neta debe ser cero.

puede viajar a lo largo de un alambre de metal debido a que *los electrones son libres de moverse* a través del alambre. En las sustancias iónicas los iones transportan la corriente. Por tanto, las sustancias que contienen iones conducen una corriente eléctrica *sólo si los iones pueden moverse*: la corriente viaja por medio del movimiento de los iones con carga. En el NaCl sólido los iones están muy juntos y no pueden moverse, pero cuando el sólido se funde y cambia a líquido, la estructura se desorganiza y los iones se liberan. Como resultado, una corriente eléctrica puede viajar a través de la sal fundida (o fundida).

El mismo razonamiento se aplica al NaCl disuelto en agua. Cuando el sólido se disuelve, los iones se dispersan y pueden moverse alrededor en el agua, permitiendo que ésta conduzca una corriente.

Por tanto, se reconocen las sustancias que contienen iones por sus propiedades características: con frecuencia tienen puntos de fusión más altos y conducen una corriente eléctrica cuando se funden o se disuelven en agua.

Muchas sustancias contienen iones. De hecho, siempre que se forma un compuesto entre un metal y un no metal puede esperarse que contenga iones. A estas sustancias se les llama **compuestos iónicos**.



© elena moiseeva/Shutterstock

Figura 4.19

a Arreglo de los iones sodio (Na^+) y de los iones cloruro (Cl^-) en el compuesto iónico cloruro de sodio.

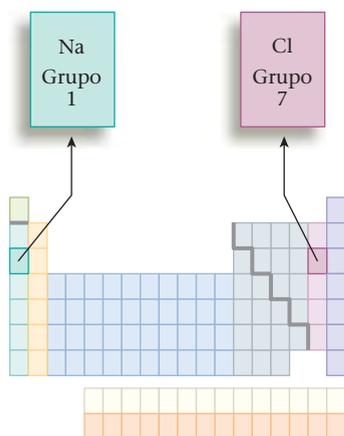
b Cloruro de sodio sólido muy amplificado.

La carga neta de un compuesto (cero) es la suma de las cargas positivas y negativas.

Un hecho muy importante a recordar es que *un compuesto químico debe tener una carga neta de cero*. Esto significa que si un compuesto contiene iones, entonces:

1. Deben estar presentes iones positivos (cationes) y iones negativos (aniones).
2. Los números de los cationes y aniones deben ser tales que la carga neta sea de cero.

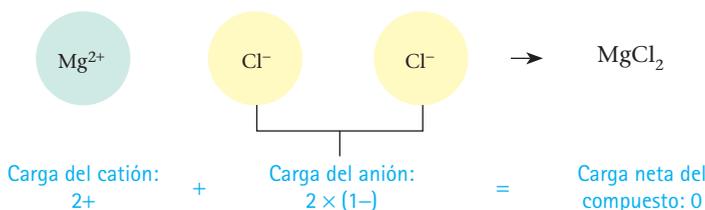
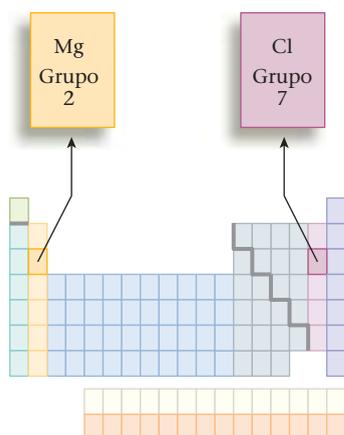
Por ejemplo, observe que la fórmula para el cloruro de sodio se escribe NaCl, indicando uno de cada tipo de estos elementos. Esto tiene sentido porque el cloruro de sodio contiene iones Na^+ y iones Cl^- . Cada ión sodio tiene una carga de $1+$, y cada ión cloruro tiene una carga de $1-$, por lo que deben presentarse en números iguales para dar una carga neta de cero.



Y para *cualquier* compuesto iónico,

$$\text{Carga total de los cationes} + \text{Carga total de los aniones} = \text{Carga neta de cero}$$

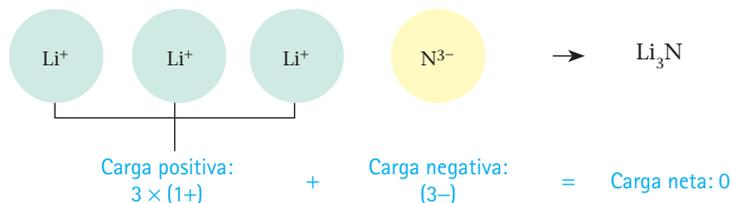
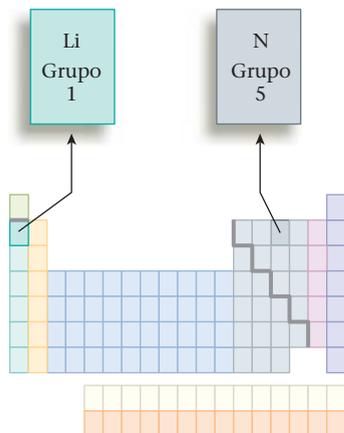
Considere un compuesto iónico que contiene los iones Mg^{2+} y Cl^- . ¿Qué combinación de estos iones dará una carga neta de cero? A efecto de balancear la carga de $2+$ en el Mg^{2+} se necesitarán dos iones Cl^- para obtener una carga neta de cero.



Esto significa que la fórmula del compuesto debe ser MgCl_2 . Recuerde que se utilizan subíndices para denotar los números relativos de los átomos (o iones).

Ahora considere un compuesto que contiene los iones Ba^{2+} y O^{2-} . ¿Cuál es la fórmula correcta? Estos iones tienen cargas del mismo tamaño (pero con signo opuesto), por lo que deben presentarse en números iguales para dar una carga neta de cero. La fórmula del compuesto es BaO, debido a que $(2+) + (2-) = 0$.

De manera similar, la fórmula de un compuesto que contiene los iones Li^+ y N^{3-} es Li_3N dado que se necesitan tres cationes Li^+ para balancear la carga del anión N^{3-} .



EJEMPLO 4.6**Escritura de las fórmulas para los compuestos iónicos**

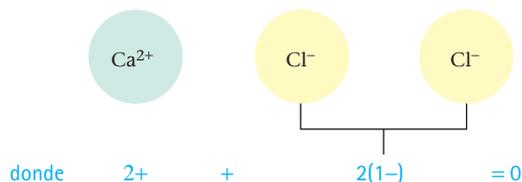
El subíndice 1 en una fórmula no se escribe.

Abajo se listan los pares de iones contenidos en varios compuestos iónicos. Proporcione la fórmula para cada compuesto.

- a) Ca^{2+} y Cl^- b) Na^+ y S^{2-} c) Ca^{2+} y P^{3-}

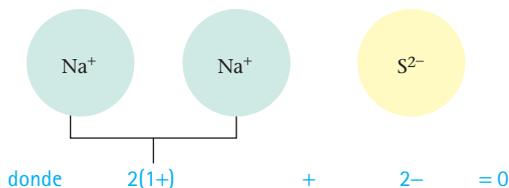
SOLUCIÓN

- a) El Ca^{2+} tiene una carga de $2+$, por lo que se necesitarán dos iones Cl^- (cada uno con una carga de $1-$)



La fórmula es CaCl_2 .

- b) En este caso el S^{2-} , con su carga de $2-$, requiere dos iones Na^+ para producir una carga neta de cero.

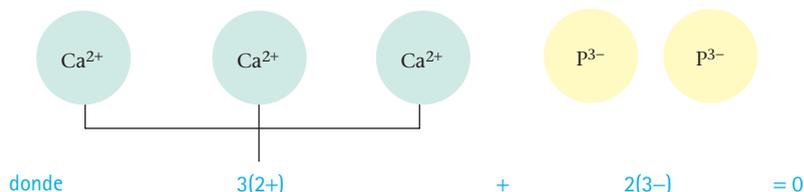


La fórmula es Na_2S .

- c) Se tienen los iones Ca^{2+} (carga de $2+$) y P^{3-} (carga de $3-$). Se debe calcular cuántos se necesitan de cada uno para balancear de manera exacta las cargas positivas y negativas. Se intenta con dos Ca^{2+} y un P^{3-} .



La carga neta resultante es $2(2+) + (3-) = (4+) + (3-) = 1-$. Esto no funciona debido a que la carga neta no es de cero. Se pueden obtener las mismas cargas positiva total y negativa total con tres iones Ca^{2+} y dos iones P^{3-} .



Por tanto, la fórmula debe ser Ca_3P_2 .

Autoevaluación

EJERCICIO 4.6 Provea las fórmulas para los compuestos que contienen los siguientes pares de iones.

- a) K^+ y I^- b) Mg^{2+} y N^{3-} c) Al^{3+} y O^{2-}

CAPÍTULO 4 REPASO

Términos clave

símbolos de elementos (4.2)	grupos (4.8)
ley de la composición constante (4.3)	metales alcalinos (4.8)
teoría atómica de Dalton (4.3)	metales alcalinotérreos (4.8)
átomo (4.3)	halógenos (4.8)
compuesto (4.4)	gases nobles (4.8)
fórmula química (4.4)	metales de transición (4.8)
electrón (4.5)	metales (4.8)
átomo nuclear (4.5)	no metales (4.8)
núcleo (4.5)	metalloides (semimetales) (4.8)
protón (4.5)	molécula diatómica (4.9)
neutrón (4.5)	ión (4.10)
isótopos (4.7)	catión (4.10)
número atómico, Z (4.7)	anión (4.10)
número de masa, A (4.7)	compuesto iónico (4.11)
tabla periódica (4.8)	

Resumen

- De los más de 100 elementos diferentes que se conocen actualmente, sólo nueve conforman alrededor de 98% de la masa total de la corteza terrestre, de los océanos y la atmósfera. En el cuerpo humano, el oxígeno, el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno son los elementos más abundantes.
- Los elementos se representan por medio de símbolos que por lo regular consisten de la primera o las primeras dos letras del nombre del elemento. Sin embargo, en algunas ocasiones el símbolo se toma de su nombre en latín o griego original.
- La ley de la composición constante enuncia que un compuesto dado siempre contiene las mismas proporciones en masa de los elementos que lo conforman.
- Dalton justificó esta ley con su teoría atómica. Postuló que todos los elementos están conformados por átomos; que todos los átomos de un elemento dado son idénticos, pero los átomos de elementos diferentes son distintos; que los compuestos químicos se forman cuando se combinan átomos y que éstos no se crean o destruyen en las reacciones químicas.
- Un compuesto puede representarse por medio de una fórmula química que utiliza el símbolo para cada tipo de átomo y provee el número de cada tipo de átomo que aparece en una molécula del compuesto.
- Los átomos consisten en un núcleo que contiene protones y neutrones, el cual está rodeado por electrones que ocupan un volumen mayor en relación con el tamaño del núcleo. Los electrones tienen una masa relativamente pequeña (1/1836 de la masa del protón) y una carga negativa. Los protones tienen una carga

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

positiva de magnitud igual (pero con signo opuesto) a la del electrón. Un neutrón tiene una masa ligeramente mayor que la del protón, pero sin carga.

- Los isótopos son átomos con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.
- La tabla periódica muestra los elementos en periodos y grupos en orden creciente de número atómico. Los elementos con propiedades químicas similares caen en columnas verticales llamadas *grupos*. La mayoría de los elementos son metales. Éstos aparecen en el lado izquierdo de la tabla periódica; los no metales aparecen en el lado derecho.
- Cada elemento químico está conformado por un tipo dado de átomo. Estos elementos pueden existir como átomos individuales o como grupos de átomos similares. Por ejemplo, los gases nobles contienen átomos solos separados. Sin embargo, los elementos como el oxígeno, el nitrógeno y el cloro existen como moléculas diatómicas (con dos átomos).
- Cuando un átomo pierde uno o más electrones, forma un ión positivo llamado *catión*. Este comportamiento es característico de los metales. Cuando un átomo gana uno o más electrones se convierte en un ión con carga negativa llamado *anión*. Este comportamiento es característico de los no metales. Los iones con carga opuesta forman compuestos iónicos. Un compuesto siempre es neutro: tiene una carga neta de cero.
- Los elementos en los grupos 1 y 2 de la tabla periódica forman cationes $1+$ y $2+$, respectivamente. Los átomos del grupo 7 pueden ganar un electrón para formar iones $1-$. Los del grupo 6 forman iones $2-$.

Preguntas de aprendizaje activo

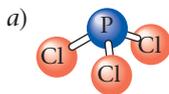
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase, y con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Si conoce el número de protones en el átomo de un elemento neutro, ¿de cuál de los siguientes enunciados puede determinar la respuesta?
 - El número de neutrones en el átomo del elemento neutro
 - El número de electrones en el átomo del elemento neutro
 - El nombre del elemento
 - Dos de las anteriores
 - Ninguna de las anteriores
 Explique.

2. La masa promedio de un átomo de carbono es 12.011. Suponiendo que pudiera tomar un átomo de carbono, ¿cuál es la probabilidad de que obtenga de manera aleatoria uno con una masa de 12.011?
- a) 0% d) 12.011%
 b) 0.011% e) Mayor a 50%
 c) Alrededor de 12% f) Ninguna de las anteriores
- Explique.
3. ¿Cómo se forma un ión?
- a) Adicionando o sustrayendo protones del átomo
 b) Adicionando o sustrayendo neutrones del átomo
 c) Adicionando o sustrayendo electrones del átomo
 d) Todas las anteriores
 e) Dos de las anteriores
- Explique.
4. ¿Cuál de los siguientes enunciados sugiere la fórmula del agua H_2O ?
- a) Hay el doble de la masa del hidrógeno que de la del oxígeno en cada molécula.
 b) Hay dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno por molécula de agua.
 c) Hay el doble de la masa del oxígeno que de la del hidrógeno en cada molécula.
 d) Hay dos átomos de oxígeno y un átomo de hidrógeno por moléculas de agua.
 e) Dos de las anteriores.
- Explique.
5. La vitamina niacina (ácido nicotínico, $C_6H_5NO_2$) puede aislarse a partir de una variedad de fuentes naturales, como el hígado, la levadura, la leche y el grano entero. También se puede sintetizar a partir de materiales disponibles de manera comercial. ¿Cuál fuente de ácido nicotínico, desde el punto de vista nutricional, es el mejor para el uso en una tableta multivitamínica? ¿Por qué?
6. Una de las mejores indicaciones de una teoría útil es el surgimiento de más preguntas para la experimentación de las que se respondían originalmente. ¿Cómo aplica esto a la teoría atómica de Dalton? Ejemplifique.
7. Dalton supuso que todos los átomos del mismo elemento son idénticos en todas sus propiedades. Explique por qué esta suposición no es válida.
8. ¿Cómo justifica la teoría atómica de Dalton la ley de la composición constante?
9. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero acerca del estado de un átomo individual?
- a) Un átomo individual debe considerarse como un sólido.
 b) Un átomo individual debe considerarse como un líquido.
 c) Un átomo individual debe considerarse como un gas.
 d) El estado del átomo depende de qué elemento se trate.
 e) Un átomo individual no puede considerarse como sólido, líquido o gas.
- Para las opciones que no eligió, explique qué cree que hay de incorrecto en ellas y justifique su elección.
10. Las siguientes preguntas tratan sobre el trabajo de J. J. Thomson.
- a) A partir del trabajo de Thomson, ¿cuáles partículas piensa que él consideraría que son las más importantes en la formación de compuestos (cambios químicos) y por qué?
 b) De las dos partículas subatómicas restantes, ¿cuál colocaría en segundo lugar en importancia para la formación de compuestos y por qué?
 c) Proponga tres modelos que expliquen los hallazgos de Thomson y evalúelos. Para que estén completos deben incluir esos hallazgos.
11. Se aplica calor a un cubo de hielo hasta que sólo está presente vapor. Dibuje un diagrama de este proceso suponiendo que puede verlo a un nivel de magnificación extremadamente alto. ¿Qué le sucede al tamaño de las moléculas? ¿Qué le ocurre a la masa total de la muestra?
12. ¿Qué hace a un átomo de carbono diferente de un átomo de nitrógeno? ¿En qué se parecen?
13. Hace cientos de años los alquimistas trataron de convertir plomo en oro. ¿Es posible esto? Si no, ¿por qué no? Si lo es, ¿cómo sería?
14. El cloro tiene dos isótopos prominentes, ^{37}Cl y ^{35}Cl . ¿Cuál es más abundante? ¿Cómo lo sabe?
15. Diferencie entre un elemento atómico y un elemento molecular. Provea un ejemplo y una representación microscópica de cada uno.
16. La ciencia con frecuencia se desarrolla utilizando las teorías conocidas y expandiendo, refinando y quizás cambiando estas teorías. Como se explicó en la sección 4.5, Rutherford utilizó las ideas de Thomson cuando pensó acerca de su modelo del átomo. ¿Qué hubiera pasado si no hubiese conocido el trabajo de Thomson? ¿Podría haber sido distinto el modelo del átomo de Rutherford?
17. Rutherford se sorprendió cuando algunas de las partículas α rebotaban de regreso debido a que estaba pensando en el modelo del átomo de Thomson. ¿Qué hubiese pasado si Rutherford hubiese creído que los átomos eran como los visualizaba Dalton? ¿Qué supone que habría esperado y qué le habría sorprendido?
18. Es una buena práctica leer de manera activa el libro de texto y, cuando pueda, tratar de verificar las aseveraciones formuladas. En su libro de texto se hace la siguiente aseveración: “si el núcleo tuviese el tamaño de una uva, los electrones estarían alejados a alrededor de una milla en promedio”.
- Proporcione el soporte matemático para este enunciado.
19. ¿Por qué el término “molécula de cloruro de sodio” es incorrecto, pero el término “molécula de dióxido de carbono” es correcto?
20. Existen elementos atómicos y elementos moleculares. ¿Tales entidades existen como compuestos atómicos y compuestos moleculares? Si es así, provea un ejemplo y una representación microscópica. Si no, explique por qué no.

21. Ahora que ha concluido el capítulo 4, regrese a la sección 4.3 y repase la teoría atómica de Dalton. ¿Cuáles de sus premisas ya no son aceptadas? Explique su respuesta.

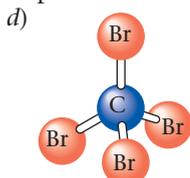
VP 22. Escriba la fórmula para cada una de las siguientes sustancias listando los elementos en el orden dado.



Liste el átomo de fósforo primero.

b) Una molécula que contiene dos átomos de boro y seis átomos de hidrógeno.

c) Un compuesto que contiene un átomo de calcio por cada dos átomos de cloro

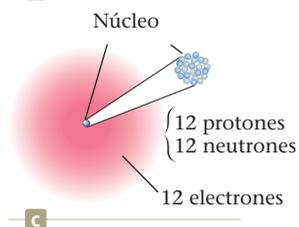
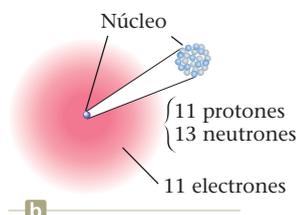
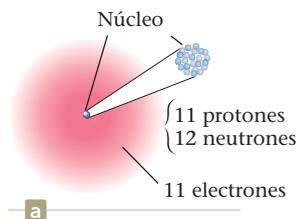


Liste el átomo de carbono primero.

e) Un compuesto que contiene dos átomos de hierro por cada tres átomos de oxígeno

f) Una molécula que contiene tres átomos de hidrógeno, un átomo de fósforo y cuatro átomos de oxígeno

VP 23. Identifique el elemento o ión en las figuras. Escriba su símbolo utilizando el formato A_ZX .



Preguntas y problemas

4.1 Los elementos

PREGUNTAS

1. ¿Cuáles son las cuatro sustancias fundamentales postuladas por los griegos?

2. ¿Quién fue el primer científico acreditado de manera general por poner el estudio de la química en una base firme experimental?

3. Además de su trabajo importante sobre las propiedades de los gases, ¿qué otras contribuciones valiosas hizo Robert Boyle al desarrollo del estudio de la química?

4. ¿Cuántos elementos se conocen actualmente? ¿Cuántos de estos elementos existen de manera natural y cuántos se sintetizan de manera artificial? ¿Cuáles son los elementos más comunes presentes en la Tierra?

5. ¿Cuáles son los cinco elementos más abundantes (en masa) en la corteza terrestre, los océanos y en la atmósfera?

F 6. Lea el segmento “Química en enfoque” *Elementos traza: pequeños pero cruciales* y responda las siguientes preguntas.

a) ¿A qué se refiere el término *elemento traza*?

b) Nombre dos elementos traza esenciales en el cuerpo y liste su(s) función(es).

4.2 Símbolos para los elementos

Nota. Remítase a las tablas que se encuentran en el interior de la portada frontal cuando sea apropiado.

PREGUNTAS

7. Las letras *C*, *S* y *T* han sido muy populares en la nomenclatura de los elementos y hay 10 o más cuyos nombres comienzan con cada una de estas letras. Sin buscar en su libro de texto, vea si puede listar el símbolo y el nombre de cinco elementos para cada letra.

8. Los símbolos para la mayoría de los elementos se basan en las primeras letras del nombre común en inglés del elemento respectivo. Sin embargo, en algunos casos el símbolo parece no tener relación con ese nombre común. Proporcione tres ejemplos de elementos cuyos símbolos no se derivan de manera directa de su nombre común en inglés.

9. Encuentre el símbolo en la columna 2 para cada nombre de la columna 1.

Columna 1	Columna 2
a) helio	1. Si
b) sodio	2. So
c) plata	3. S
d) azufre	4. He
e) bromo	5. C
f) potasio	6. Co
g) neón	7. Ba
h) bario	8. Br
i) cobalto	9. K
j) carbono	10. Po
	11. Na
	12. Ag
	13. Ne
	14. Ca

10. Encuentre el nombre en la columna 2 que corresponde a cada símbolo en la columna 1.

Columna 1	Columna 2
a) Si	1. azufre
b) O	2. cobre
c) Fe	3. molibdeno
d) W	4. estroncio
e) Ni	5. platino
f) Zn	6. oxígeno
g) Mo	7. protactinio
h) Pt	8. hierro
i) Sr	9. silicio
j) Cu	10. nitrógeno
	11. níquel
	12. tungsteno
	13. zinc
	14. oro

11. Use la tabla periódica de la cubierta frontal de este libro para encontrar el símbolo o el nombre de cada uno de los siguientes elementos.

Símbolo	Nombre
Co	_____
_____	rubidio
Rn	_____
_____	radio
U	_____

12. Use la tabla periódica de la cubierta frontal de este libro para encontrar el símbolo o el nombre de cada uno de los siguientes elementos.

Símbolo	Nombre
Zr	_____
_____	cesio
Se	_____
_____	oro
Ce	_____

13. Para cada uno de los siguientes símbolos, proporcione el nombre del elemento correspondiente.

a) K	e) N
b) Ge	f) Ne
c) P	g) Na
d) C	h) I

14. Numerosos elementos químicos tienen nombres en inglés que comienzan con las letras B, N, P o S. Para cada letra, liste los *nombres* en inglés de dos elementos cuya nomenclatura comience con esa letra y escriba los símbolos para los elementos que elija (no necesariamente necesitan comenzar con las mismas letras).

4.3 Teoría atómica de Dalton

PREGUNTAS

15. El segmento "Química en enfoque" *No es cosa de risa* termina con el enunciado "Limpio pero no necesariamente 'verde'". Lea este segmento y explique el enunciado.

16. Corrija cada una de las siguientes aseercciones erróneas de la teoría atómica de Dalton.

- Los elementos están conformados por partículas pequeñas llamadas *moléculas*.
- Todos los átomos de un elemento dado son muy similares.
- Los átomos de un elemento dado pueden ser iguales a los de otro elemento.
- Un compuesto determinado puede variar en el número relativo y tipos de átomos dependiendo de la fuente del compuesto.
- Una reacción química puede involucrar la ganancia o pérdida de átomos a medida que se lleva a cabo.

4.4 Fórmulas de los compuestos

PREGUNTAS

- ¿Qué es un compuesto?
- Un compuesto dado siempre contiene las mismas masas relativas de sus elementos constitutivos. ¿Cómo está relacionado esto con los números relativos de cada tipo de átomo presente?
- Con base en las siguientes descripciones, escriba la fórmula para cada una de las sustancias indicadas.
 - Un compuesto cuyas moléculas contienen cada una seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno
 - Un compuesto de aluminio en el que hay tres átomos de cloro por cada átomo de aluminio
 - Un compuesto en el que hay dos átomos de sodio por cada átomo de azufre
 - Un compuesto cuyas moléculas contienen cada una dos átomos de nitrógeno y cuatro átomos de oxígeno
 - Un compuesto en el que hay un número igual de átomos de sodio, hidrógeno y carbono pero hay tres veces tantos átomos de oxígeno como de los otros tres elementos
 - Un compuesto que tiene números iguales de átomos de potasio y yodo
- Con base en las siguientes descripciones, escriba la fórmula para cada una de las sustancias indicadas.
 - Un compuesto cuyas moléculas contienen el doble de átomos de oxígeno que de carbono
 - Un compuesto cuyas moléculas contienen un número igual de átomos de carbono y de oxígeno
 - Un compuesto en el que hay un número igual de átomos de calcio y carbono pero hay tres veces tantos átomos de oxígeno como de los otros dos elementos
 - Un compuesto cuyas moléculas contienen el doble de átomos de hidrógeno que de átomos de azufre y cuatro veces más átomos de oxígeno que de azufre
 - Un compuesto en el que hay el doble de átomos de cloro que de átomos de bario
 - Un compuesto en el que hay tres átomos de azufre por cada dos átomos de aluminio

4.5 Estructura del átomo

PREGUNTAS

21. Los científicos J. J. Thomson y William Thomson (lord Kelvin) hicieron numerosas contribuciones a la comprensión de la estructura del átomo.
 - a) ¿Cuál partícula subatómica descubrió J. J. Thomson y qué postuló acerca de la naturaleza del átomo?
 - b) William Thomson postuló lo que se conoce como el modelo del “puddín con pasas” de la estructura del átomo. ¿Qué sugería este modelo?
22. Indique si cada uno de los siguientes enunciados es falso o verdadero. Si es falso, corríjalo para que sea verdadero.
 - a) Los experimentos de Rutherford de bombardeo con láminas metálicas sugerían que las partículas α estaban siendo desviadas al acercarse a un núcleo atómico grande con carga negativa.
 - b) El protón y el electrón tienen masas similares pero cargas eléctricas opuestas.
 - c) La mayoría de los átomos también contiene neutrones, los cuales son ligeramente más pesados que los protones pero no portan carga.

4.6 Introducción al concepto moderno de la estructura atómica

PREGUNTAS

23. ¿Dónde se encuentran los neutrones en un átomo? ¿Tienen carga positiva, negativa o no tienen carga eléctrica?
24. ¿Cuáles dos tipos comunes de partículas se encuentran en el núcleo del átomo? ¿Cuáles son las cargas relativas de estas partículas? ¿Cuáles son sus masas relativas?
25. ¿El protón y el neutrón tienen exactamente la misma masa? ¿Cómo se comparan las masas del protón y del neutrón con la del electrón? ¿Cuáles partículas hacen la mayor contribución a la masa de un átomo? ¿Cuáles partículas hacen la mayor contribución a sus propiedades químicas?
26. El protón y el (electrón/neutrón) tienen masas casi iguales. El protón y el (electrón/neutrón) tienen cargas iguales en magnitud pero opuestas en naturaleza.
27. Un núcleo atómico promedio tiene un diámetro de _____ m.
28. ¿Cuáles partículas en un átomo son las más responsables de las propiedades químicas de éste? ¿Dónde se localizan estas partículas en el átomo?

4.7 Isótopos

PREGUNTAS

29. Explique a qué se refiere la aseveración de que un elemento en particular consiste de varios *isótopos*.

30. Imagine que está platicando con un amigo que nunca ha tomado un curso de ciencia. Explíquele qué se quiere decir con el *número atómico* y con el *número de masa* de un núcleo.

31. Para un átomo aislado, ¿por qué se espera que el número de electrones presentes sea *igual* al número de protones en el núcleo del átomo?

32. ¿Por qué no se espera que sea necesario que el número de neutrones en el núcleo de un átomo sea igual al número de protones?

33. La teoría atómica de Dalton original proponía que todos los átomos de un elemento dado son *idénticos*. ¿Esto resultó ser verdadero después de que se llevó a cabo más experimentación? Explique.

34. ¿Todos los átomos del mismo elemento son idénticos? Si no, ¿cómo se pueden diferenciar?

35. Para cada uno de los siguientes elementos, use la tabla periódica que se encuentra en la portada interior de este libro para escribir el número atómico, el símbolo o el nombre del elemento.

Número atómico	Símbolo	Nombre
8	_____	_____
_____	Cu	_____
78	_____	fósforo
_____	_____	_____
17	_____	_____
_____	Sn	_____
_____	_____	zinc

36. Para cada uno de los siguientes elementos, use la tabla periódica de la portada interior de este libro para escribir el número atómico, el símbolo o el nombre del elemento.

Número atómico	Símbolo	Nombre
14	Si	_____
_____	Xe	xenón
79	_____	oro
56	_____	bario
_____	I	yodo
_____	Sn	estaño
48	_____	cadmio

37. Escriba el símbolo atómico (A_ZX) para cada uno de los isótopos descritos enseguida.

- a) El isótopo del carbono con 7 neutrones
- b) El isótopo del carbono con 6 neutrones
- c) $Z = 6$, número de neutrones = 8
- d) Número atómico 5, número de masa 11
- e) Número de protones = 5, número de neutrones = 5
- f) El isótopo del boro con número de masa 10

38. Escriba el símbolo atómico (A_ZX) para cada uno de los isótopos descritos abajo.

- a) $Z = 26$, $A = 54$
- b) El isótopo del hierro con 30 neutrones
- c) Número de protones 26, número de neutrones 31
- d) El isótopo del nitrógeno con 7 neutrones
- e) $Z = 7$, $A = 15$
- f) Número atómico 7, número de neutrones 8

39. ¿Cuántos protones y neutrones están contenidos en el núcleo de cada uno de los siguientes átomos? Suponiendo que cada átomo no tiene carga, ¿cuántos electrones están presentes?
- a) $^{130}_{56}\text{Ba}$ c) $^{46}_{22}\text{Ti}$ e) ^6_3Li
 b) $^{136}_{56}\text{Ba}$ d) $^{48}_{22}\text{Ti}$ f) ^7_3Li
- F 40. Lea el segmento “Química en enfoque” *¿“En cuál cabello” vive?* ¿Cómo pueden utilizarse los isótopos para identificar la región general del lugar de residencia de una persona?
- F 41. Lea el segmento “Química en enfoque” *Historias de isótopos*. Defina el término *isótopo* y explique cómo puede utilizarse para responder preguntas científicas e históricas.

42. Complete la siguiente tabla.

Nombre	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de neutrones
_____	$^{17}_8\text{O}$	_____	_____	_____
_____	_____	8	_____	9
hierro	_____	10	20	_____
_____	$^{244}_{94}\text{Pu}$	_____	56	_____
_____	$^{202}_{80}\text{Hg}$	_____	_____	_____
cobalto	_____	_____	59	_____
_____	_____	28	56	_____
_____	$^{19}_9\text{F}$	_____	_____	_____
romo	_____	_____	_____	26

4.8 Introducción a la tabla periódica

PREGUNTAS

43. ¿Falso o verdadero? Los elementos se clasifican en la tabla periódica en orden creciente de la masa _____.
44. ¿En cuál dirección de la tabla periódica, horizontal o vertical, están alineados los elementos con propiedades químicas similares? ¿Cómo se le llama a las familias de elementos con propiedades químicas similares?
45. Liste las propiedades físicas características que distinguen los elementos metálicos de los elementos no metálicos.
46. ¿Dónde se encuentran los elementos metálicos en la tabla periódica? ¿Hay más elementos metálicos o más no metálicos?
47. La mayoría, pero no todos, de los elementos metálicos son sólidos bajo condiciones ordinarias en el laboratorio. ¿Cuáles elementos metálicos *no* son sólidos?
48. Liste cinco elementos no metálicos que existan como sustancias gaseosas bajo condiciones ordinarias. ¿Los metálicos aparecen de manera ordinaria como gases?
49. En condiciones ordinarias, sólo unos cuantos elementos puros aparecen como líquidos. Proporcione un ejemplo de un elemento metálico y de otro no metálico que aparezca de manera ordinaria como líquido.

50. ¿Qué es un *metaloide*? ¿Dónde se encuentran los metaloides en la tabla periódica?

51. Escriba el número y el nombre (si tiene) del grupo (familia) a la que pertenece cada uno de los siguientes elementos.

- a) cesio e) estroncio
 b) Ra f) Xe
 c) Rn g) Rb
 d) cloro

52. Sin ver su libro de texto o la tabla periódica, nombre tres elementos en cada uno de los siguientes grupos (familias).

- a) halógenos
 b) metales alcalinos
 c) metales alcalinotérreos
 d) gases nobles/inertes

53. Utilice las tablas que aparecen en la cubierta interior de este libro para proporcionar el símbolo químico, el número atómico y el número del grupo de los siguientes elementos y para especificar si es un metal, un no metal o un metaloide.

- a) estroncio c) silicio e) azufre
 b) yodo d) cesio

F 54. El segmento de “Química en enfoque” *Ponerle el alto al arsénico* explica los peligros de éste y una posible ayuda contra la contaminación con arsénico. ¿Se trata de un metal, un no metal o un metaloide? ¿Qué otros elementos están en el mismo grupo que el arsénico en la tabla periódica?

4.9 Estados naturales de los elementos

PREGUNTAS

55. La mayoría de las sustancias está conformada por _____ en vez de por sustancias elementales.
56. ¿La mayoría de los elementos químicos encontrados en la naturaleza está en forma elemental o combinada en compuestos? ¿Por qué?
57. El gas noble presente en concentraciones relativamente grandes en la atmósfera es el _____.
58. ¿Por qué a los elementos del grupo 8 se les refiere como elementos gaseosos nobles o inertes?
59. Se dice que las moléculas del gas nitrógeno y del gas oxígeno son _____, lo cual significa que consisten de pares de átomos.
60. Proporcione tres ejemplos de elementos gaseosos que existan como moléculas diatómicas y tres ejemplos de elementos gaseosos que existan como especies monoatómicas.
61. Una manera sencilla para generar gas hidrógeno elemental es pasar una _____ a través del agua.
62. Si se fusiona el cloruro de sodio (sal de mesa) y después se sujeta a una corriente eléctrica, se produce gas _____ elemental, junto con metal sodio.

63. La mayoría de los elementos son sólidos a temperatura ambiente. Proporcione tres ejemplos de elementos que son *líquidos* a temperatura ambiente y tres ejemplos de elementos que son *gases* a temperatura ambiente.
64. Las dos formas elementales más comunes del carbono son el grafito y el _____.

4.10 Iones

PREGUNTAS

65. Un átomo aislado tiene una carga neta de _____.
66. Se producen iones cuando un átomo gana o pierde _____.
67. Resulta un ión sencillo con una carga de $3+$ (por ejemplo, Al^{3+}) cuando un átomo (gana/pierde) _____ electrones.
68. Un ión que tiene tres protones más en el núcleo de lo que hay de electrones en el exterior del núcleo tendrá una carga de _____.
69. A los iones positivos se les llama _____, mientras que los iones negativos se denominan _____.
70. A los iones negativos sencillos formados a partir de átomos sólo se les atribuyen nombres que terminan en _____.
71. Con base en su ubicación en la tabla periódica, proporcione los símbolos para tres elementos que se esperaría que formen iones positivos en sus reacciones.
72. La tendencia a *ganar* electrones es una propiedad fundamental de los elementos _____.
73. ¿Cuántos electrones están presentes en cada uno de los siguientes iones?
- | | | |
|---------------------|---------------------|---------------------|
| a) Ba^{2+} | c) Mn^{2+} | e) Cs^+ |
| b) P^{3-} | d) Mg^{2+} | f) Pb^{2+} |
74. ¿Cuántos electrones están presentes en cada uno de los siguientes iones?
- | | | |
|---------------------|---------------------|---------------------|
| a) Se^{2-} | c) Cr^{3+} | e) Bi^{3+} |
| b) Br^- | d) Rb^+ | f) Cu^{2+} |
75. En los siguientes procesos que muestran la formación de iones, use la tabla periódica para indicar el número de electrones y protones presentes en el *ión* y en el átomo neutro a partir del cual se forma el ión.
- | |
|--|
| a) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$ |
| b) $\text{P} + 3e^- \rightarrow \text{P}^{3-}$ |
| c) $\text{Br} + e^- \rightarrow \text{Br}^-$ |
| d) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3e^-$ |
| e) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$ |
| f) $\text{N} + 3e^- \rightarrow \text{N}^{3-}$ |
76. En los siguientes iones, indique si deben *ganarse* o *perderse* electrones a partir del átomo neutro precursor y *cuántos* electrones deben ganarse o perderse.
- | | | |
|--------------------|---------------------|---------------------|
| a) O^{2-} | c) Cr^{3+} | e) Rb^+ |
| b) P^{3-} | d) Sn^{2+} | f) Pb^{2+} |

77. En cada uno de los siguientes números atómicos use la tabla periódica para escribir la fórmula (incluyendo la carga) para el *ión* sencillo que es más probable que forme el elemento.

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 53 | c) 55 | e) 9 |
| b) 38 | d) 88 | f) 13 |

78. Con base en la ubicación del elemento en la tabla periódica, indique cuál es el ión sencillo que es más probable que forme cada uno de los siguientes elementos.

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) P | c) At | e) Cs |
| b) Ra | d) Rn | f) Se |

4.11 Compuestos que contienen iones

PREGUNTAS

79. Liste algunas propiedades de una sustancia que le llevarían a creer que consta de iones. ¿En qué difieren estas propiedades de las de los compuestos no iónicos?
80. ¿Por qué una disolución de cloruro de sodio en agua conduce una corriente eléctrica, mientras que una disolución de azúcar en agua no?
81. ¿Por qué un compuesto iónico conduce una corriente eléctrica cuando el compuesto se fusiona pero no cuando está en estado sólido?
82. ¿Por qué el número total de cargas positivas en un compuesto iónico debe ser igual al número de cargas negativas?
83. Para cada uno de los siguientes iones positivos, considere el concepto de que un compuesto químico debe tener una carga neta de cero a efecto de predecir la fórmula de los compuestos sencillos que formarían los iones positivos con los iones Cl^- , S^{2-} y N^{3-} .
- | | | |
|---------------------|---------------------|------------------|
| a) K^+ | c) Al^{3+} | e) Li^+ |
| b) Mg^{2+} | d) Ca^{2+} | |
84. Para cada uno de los siguientes iones negativos, retome el concepto de que un compuesto químico debe tener una carga neta de cero a efecto de predecir la fórmula de los compuestos sencillos que formarían los iones negativos con los iones Cs^+ , Ba^{2+} y Al^{3+} .
- | | | |
|--------------------|---------------------|-----------------|
| a) I^- | c) P^{3-} | e) H^- |
| b) O^{2-} | d) Se^{2-} | |
- #### Problemas adicionales
85. Para cada uno de los siguientes elementos, proporcione el símbolo químico y el número atómico.
- | | |
|--------------|------------|
| a) astato | e) plomo |
| b) xenón | f) selenio |
| c) radio | g) argón |
| d) estroncio | h) cesio |
86. Proporcione el número del grupo (si tiene) en la tabla periódica para los elementos listados en el problema 85. Si el grupo tiene un nombre de familia, enuncíelo.

87. Liste los nombres, los símbolos y los números atómicos de los cuatro elementos superiores en los grupos 1, 2, 6 y 7.
88. Liste los nombres, los símbolos y los números atómicos de los cuatro elementos superiores en los grupos 3, 5 y 8.
89. ¿Cuál es la diferencia entre el número atómico y el número de masa de un elemento? ¿Los átomos de dos elementos diferentes pueden tener el mismo número atómico? Podrían tener el mismo número de masa? ¿Por qué sí o por qué no?
90. ¿Cuáles partículas subatómicas contribuyen más a la masa del átomo? ¿Cuáles determinan las propiedades químicas del átomo?
91. ¿Es posible que los mismos dos elementos formen más de un compuesto? ¿Es esto consistente con la teoría atómica de Dalton? Proporcione un ejemplo.
92. Originalmente se pensaba que los carbohidratos, una clase de compuestos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno elementales, incluían una molécula de agua (H_2O) por cada átomo de carbono presente. El carbohidrato glucosa contiene seis átomos de carbono. Escriba una forma general que muestre los números relativos de cada tipo de átomo presente en la glucosa.
93. Cuando el hierro se oxida en el aire, el producto por lo regular es una mezcla de dos compuestos de hierro-oxígeno. En un compuesto hay un número igual de átomos de ambos elementos. En el otro compuesto hay tres átomos de oxígeno por cada dos átomos de hierro. Escriba las fórmulas para los dos óxidos de hierro.
94. ¿Cuántos protones y neutrones están contenidos en el núcleo de cada uno de los siguientes átomos? Para un átomo del elemento, ¿cuántos electrones están presentes?
 a) ${}_{29}^{63}\text{Cu}$ b) ${}_{35}^{80}\text{Br}$ c) ${}_{12}^{24}\text{Mg}$
95. Aunque el isótopo común del aluminio tiene un número de masa 27, se han aislado (o preparado en reactores nucleares) isótopos del aluminio con números de masa 24, 25, 26, 28, 29 y 30. ¿Cuántos neutrones están presentes en cada uno de estos isótopos? ¿Por qué todos son considerados átomos de aluminio aun cuando difieren en gran medida en la masa? Escriba el símbolo atómico para cada isótopo.
96. El objetivo principal de los alquimistas era convertir metales comunes y baratos en oro. Considerando que el oro no tiene usos prácticos particulares (por ejemplo, era demasiado suave como para utilizarse en la fabricación de armas), ¿por qué piensa que las civilizaciones antiguas pusieron tal énfasis en su valor?
97. ¿Cómo definió Robert Boyle un elemento?
98. Proporcione el símbolo químico para cada uno de los siguientes elementos.
 a) yodo d) hierro
 b) silicio e) cobre
 c) tungsteno f) cobalto
99. Escriba el símbolo químico para cada uno de los siguientes elementos.
 a) bario d) plomo
 b) potasio e) platino
 c) cesio f) oro
100. Proporcione el símbolo químico para cada uno de los siguientes elementos.
 a) bromo d) vanadio
 b) bismuto e) flúor
 c) mercurio f) calcio
101. Escriba el símbolo químico para cada uno de los siguientes elementos.
 a) plata d) antimonio
 b) aluminio e) estaño
 c) cadmio f) arsénico
102. Para cada uno de los siguientes símbolos químicos, proporcione el nombre del elemento correspondiente.
 a) Os e) U
 b) Zr f) Mn
 c) Rb g) Ni
 d) Rn h) Br
103. Para cada uno de los siguientes símbolos químicos, escriba el nombre del elemento correspondiente.
 a) Te e) Cs
 b) Pd f) Bi
 c) Zn g) F
 d) Si h) Ti
104. Escriba la fórmula más sencilla para cada una de las siguientes sustancias listando los elementos en el orden dado.
 a) Una molécula que contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno
 b) Un compuesto que contiene un átomo de aluminio por cada tres átomos de cloro.
 c) El ácido perclórico, el cual contiene un átomo de hidrógeno, un átomo de cloro y cuatro átomos de oxígeno
 d) Una molécula que contiene un átomo de azufre y seis átomos de cloro
105. Para cada uno de los siguientes números atómicos, escriba el nombre y el símbolo químico del elemento correspondiente. (Remítase a la figura 4.11.)
 a) 7 e) 22
 b) 10 f) 18
 c) 11 g) 36
 d) 28 h) 54
106. Escriba el símbolo atómico (A_ZX) para cada uno de los isótopos descritos enseguida.
 a) $Z = 6$, número de neutrones = 7
 b) El isótopo del carbono con número de masa 13
 c) $Z = 6$, $A = 13$
 d) $Z = 19$, $A = 44$
 e) El isótopo del calcio con un número de masa 41
 f) El isótopo con 19 protones y 16 neutrones

107. ¿Cuántos protones y neutrones están contenidos en los núcleos de cada uno de los siguientes átomos? En un átomo de cada elemento, ¿cuántos electrones están presentes?

- a) ${}_{22}^{41}\text{Ti}$ d) ${}_{36}^{86}\text{Kr}$
 b) ${}_{30}^{64}\text{Zn}$ e) ${}_{33}^{75}\text{As}$
 c) ${}_{32}^{76}\text{Ge}$ f) ${}_{19}^{41}\text{K}$

108. Complete la siguiente tabla.

Símbolo	Protones	Neutrones	Número de masa
${}_{20}^{41}\text{Ti}$	25	30	
	47		109
${}_{21}^{45}\text{Sc}$			

109. Utilice la tabla que aparece en el interior de la portada frontal del libro para proporcionar el símbolo químico y el número atómico de cada uno de los siguientes elementos, y para especificar si es un metal o un no metal. También indique la familia mencionada a la que pertenece el elemento (si la hay).

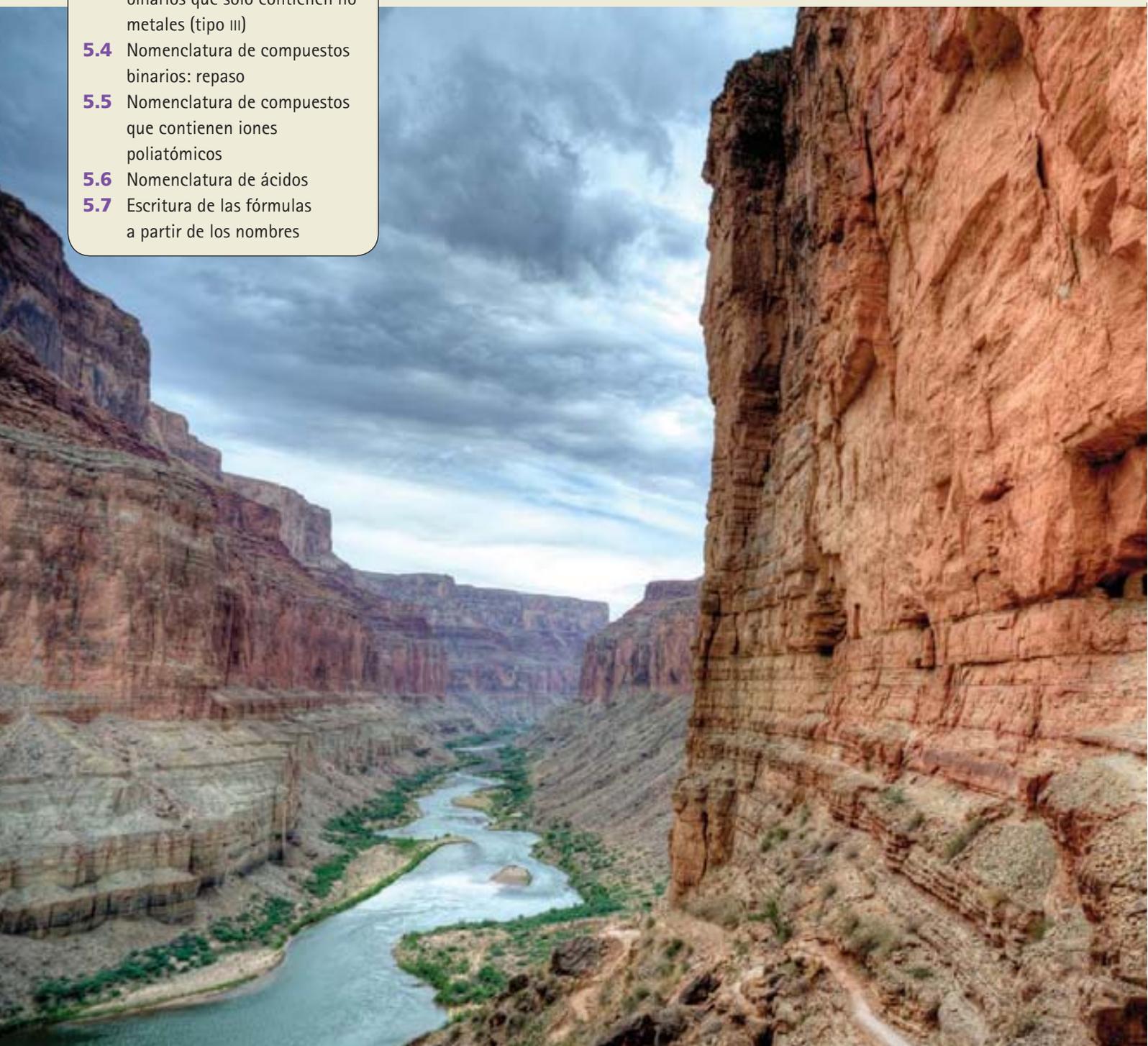
- a) carbono
 b) selenio
 c) radón
 d) berilio

5

Nomenclatura

- 5.1** Nomenclatura de compuestos
- 5.2** Nomenclatura de compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (tipos I y II)
- 5.3** Nomenclatura de compuestos binarios que sólo contienen no metales (tipo III)
- 5.4** Nomenclatura de compuestos binarios: repaso
- 5.5** Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos
- 5.6** Nomenclatura de ácidos
- 5.7** Escritura de las fórmulas a partir de los nombres

- Cielo nublado sobre el Gran Cañón del Colorado.
(© mundoview/Shutterstock)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com

Cuando la química era una ciencia naciente, no había un sistema para la nomenclatura de compuestos. Los nombres como azúcar de plomo, vitriolo azul, cal viva, sales de Epsom, leche de magnesia, yeso y gas hilarante fueron acuñados por los primeros químicos. A tales nombres se les llama *nombres comunes*. A medida que creció el conocimiento de la química se volvió claro que no era práctico el uso de nombres comunes para los compuestos. En la actualidad se conocen más de 4 millones de compuestos químicos. Memorizar los nombres comunes para todos ellos sería imposible.

Por supuesto, la solución es un *sistema* para la nomenclatura de compuestos en el cual el nombre indica algo acerca de su composición. Después de aprender el sistema, usted debe ser capaz de nombrar un compuesto cuando se le proporcione su fórmula. Y, de manera inversa, debe ser capaz de construir una fórmula química, dado su nombre. En las siguientes secciones se especificarán las reglas más importantes para la nomenclatura de compuestos distintos a los orgánicos (aquellos basados en cadenas de átomos de carbono).



Una artista trabajando en los últimos detalles de una escultura en yeso.

© Fotokostic/Shutterstock

5.1

Nomenclatura de compuestos

OBJETIVO

Comprender por qué es necesario contar con un sistema para la nomenclatura de compuestos.

Se comenzará explicando el sistema para la nomenclatura de **compuestos binarios**, que están conformados por dos elementos. Los compuestos binarios se pueden dividir en dos clases amplias:

1. Compuestos que contienen un metal y un no metal
2. Compuestos que contienen dos no metales

En varias de las siguientes secciones se describirá cómo nombrar compuestos en cada una de estas clases. Después, en las secciones subsiguientes se describirán los sistemas utilizados para la nomenclatura de compuestos más complejos.

Azúcar de plomo

En la antigua sociedad romana era común hervir vino en una vasija revestida con plomo con lo cual se eliminaba gran parte del agua para producir un jarabe viscoso muy dulce llamado *sapa*. Este jarabe se utilizaba de manera común como un edulcorante para varios tipos de alimentos y bebidas.

Ahora se sabe que un componente principal de este jarabe era el acetato de plomo, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$. Este compuesto tiene un sabor muy dulce, de ahí su nombre original: azúcar de plomo.

Varios historiadores creen que la caída del Imperio romano se debió al menos en parte al envenenamiento por plomo, el cual ocasiona desórdenes letárgicos y mentales. Una fuente principal de este plomo era el jarabe de sapa. Además, el sistema de ductos altamente avanzado de los romanos empleaba tuberías de plomo, las cuales permitían que éste se filtrara en su agua potable.

Lamentablemente esta historia es más relevante para la sociedad actual de lo que podría pensarse. La soldadura basada en plomo se utilizó de manera amplia por varios años para conectar las tuberías de

cobre en los sistemas de agua en los hogares y edificios comerciales. Existe evidencia de que pueden filtrarse en el agua potable cantidades peligrosas de plomo a partir de estas uniones soldadas. De hecho, se han encontrado grandes cantidades de este elemento en algunas fuentes de agua potable y dispensadores de enfriadores de agua. En respuesta a estos problemas, el Congreso de Estados Unidos aprobó una ley que prohíbe el plomo de las soldaduras utilizadas en los sistemas de tuberías para agua potable.



© Khirman Vladimir/Shutterstock

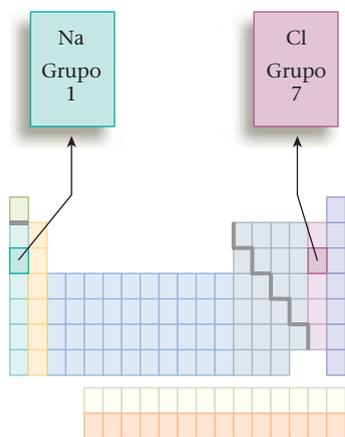
Antigua escultura romana que muestra a romanos bebiendo vino.

5.2

Nomenclatura de compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (tipos I y II)

OBJETIVO

Aprender a nombrar compuestos binarios de un metal y un no metal.



Como se vio en la sección 4.11, cuando un metal como el sodio se combina con un no metal como el cloro, el compuesto resultante contiene iones. El metal pierde uno o más electrones para convertirse en un catión y el no metal gana uno o más electrones para formar un anión. A la sustancia resultante se le llama **compuesto iónico binario**. Éste contiene un ión positivo (catión), el cual siempre se escribe primero en la fórmula, y un ión negativo (anión). *Para nombrar estos compuestos simplemente se nombran los iones.*

En esta sección se considerarán compuestos iónicos binarios de dos tipos con base en los cationes que contienen. Algunos átomos de metales sólo forman un catión. Por ejemplo, el átomo de Na siempre forma Na^+ , *nunca* Na^{2+} o Na^{3+} . De manera similar, el Cs siempre forma Cs^+ , el Ca siempre forma Ca^{2+} y el Al siempre forma Al^{3+} . A estos compuestos que contienen este tipo de átomo de metal se les llamará *compuestos binarios del tipo I* y a los cationes que contienen se les denominará cationes del tipo I. Ejemplos de estos últimos son el Na^+ , el Ca^{2+} , el Cs^+ y el Al^{3+} .

go Chemistry **Módulo 3. Nombres para las fórmulas de los compuestos iónicos** (cubre los conceptos en esta sección).

go Chemistry **Módulo 4. El mol** (cubre los conceptos en esta sección).

go Chemistry **Módulo 5. Predicción de la solubilidad en agua de los compuestos iónicos comunes** (cubre los conceptos en esta sección).

go Chemistry **Módulo 6. Escritura de ecuaciones iónicas netas** (cubre los conceptos en esta sección).

Tabla 5.1 Cationes y aniones sencillos comunes

Catión	Nombre	Anión	Nombre*
H ⁺	hidrógeno	H ⁻	hidru ro
Li ⁺	litio	F ⁻	fluor uro
Na ⁺	sodio	Cl ⁻	clor uro
K ⁺	potasio	Br ⁻	brom uro
Cs ⁺	cesio	I ⁻	yod uro
Be ²⁺	berilio	O ²⁻	óxido
Mg ²⁺	magnesio	S ²⁻	sulf uro
Ca ²⁺	calcio		
Ba ²⁺	bario		
Al ³⁺	aluminio		
Ag ⁺	plata		
Zn ²⁺ *	zinc		

* La raíz se muestra en color.

Otros átomos de metales pueden formar dos o más cationes. Por ejemplo, el Cr puede formar Cr²⁺ y Cr³⁺ y el Cu puede formar Cu⁺ y Cu²⁺. A tales iones se les llamarán cationes del tipo II y a sus compuestos se denominarán *compuestos binarios del tipo II*.

En resumen:

Compuestos del tipo I. El metal presente sólo forma un tipo de catión.

Compuestos del tipo II. El metal presente puede formar dos (o más) tipos de cationes que tienen cargas diferentes.

En la tabla 5.1 se listan algunos cationes y aniones comunes y sus nombres. Debe memorizarlos. Son una parte esencial de su vocabulario de la química.

► Compuestos iónicos binarios del tipo I

Las siguientes reglas se aplican a los compuestos iónicos del tipo I.

Reglas para la nomenclatura de compuestos iónicos del tipo I

1. El anión siempre se nombra primero y el catión después, con la palabra *de* en medio de los dos.
2. Un catión sencillo (obtenido a partir de un átomo solo) toma su nombre del elemento. Por ejemplo, al Na⁺ se le llama *sodio* en los nombres de los compuestos que contienen este ión.
3. Un anión sencillo (obtenido a partir de un átomo solo) se nombra tomando la primera parte del nombre del elemento (la raíz) y añadiendo *-uro* (a excepción del oxígeno, al que se le añade *-ido*). Por tanto, al ión Cl⁻ se le llama *cloruro*.

Un catión sencillo tiene el mismo nombre que su elemento precursor.

Estas reglas se ilustrarán nombrando unos cuantos compuestos. Por ejemplo, al compuesto NaI se le llama yoduro de sodio. Contiene Na⁺ (el catión sodio, nombrado por el metal precursor) y I⁻ (yoduro: la raíz del *yodo* más la terminación *-uro*). De manera similar, al compuesto CaO se le denomina óxido de calcio debido a que contiene Ca²⁺ (el catión calcio) y O²⁻ (el anión óxido).

Las reglas para la nomenclatura de los compuestos binarios también se ilustran por medio de los siguientes ejemplos:

Compuesto	Iones presentes	Nombre
NaCl	Na ⁺ , Cl ⁻	cloruro de sodio
KI	K ⁺ , I ⁻	yoduro de potasio
CaS	Ca ²⁺ , S ²⁻	sulfuro de calcio
CsBr	Cs ⁺ , Br ⁻	bromuro de cesio
MgO	Mg ²⁺ , O ²⁻	óxido de magnesio

Es importante observar que en las *fórmulas* de los compuestos iónicos, los iones sencillos se representan por medio del símbolo del elemento: Cl se refiere al Cl⁻, Na se refiere al Na⁺, y así sucesivamente. Sin embargo, cuando se muestran *iones individuales*, siempre se incluye la carga. Por tanto, la fórmula del bromuro de potasio se escribe KBr, pero cuando se muestran de manera individual los iones potasio y bromuro, se escriben K⁺ y Br⁻.

EJEMPLO 5.1

Nomenclatura de compuestos binarios del tipo I

Nombre cada compuesto binario.

- a) CsF b) AlCl₃ c) MgI₂

SOLUCIÓN

Estos compuestos se nombrarán de manera sistemática siguiendo las reglas establecidas antes.

- a) CsF

Paso 1 Identificar el catión y el anión. El Cs está en el grupo 1, por lo que se sabe que formará el ión 1 + Cs⁺. Debido a que el F está en el grupo 7, forma el ión 1 - F⁻.

Paso 2 Nombrar el anión. Al F⁻ se le llama fluoruro: se utiliza la raíz del nombre del elemento más *-uro*.

Paso 3 Nombrar el catión. Al Cs⁺ simplemente se le llama cesio, igual que el nombre del elemento.

Paso 4 Nombrar el compuesto combinando los nombres de los iones individuales con la palabra *de* en medio de los dos. El nombre del CsF es fluoruro de cesio. (Recuerde que el nombre del anión siempre se escribe primero seguido de la palabra *de*.)

b) Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
AlCl ₃	Al ³⁺	aluminio	El Al (grupo 3) siempre forma Al ³⁺ .
	Cl ⁻	cloruro	El Cl (grupo 7) siempre forma Cl ⁻ .

El nombre del AlCl₃ es cloruro de aluminio.

c) Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
MgI ₂	Mg ²⁺	magnesio	El Mg (grupo 2) siempre forma Mg ²⁺ .
	I ⁻	yoduro	El I (grupo 7) gana un electrón para formar I ⁻ .

El nombre del MgI₂ es yoduro de magnesio.

Autocomprobación

EJERCICIO 5.1 Nombre los siguientes compuestos.

- a) Rb_2O b) SrI_2 c) K_2S

Vea los problemas 5.9 y 5.10. ■

El ejemplo 5.1 recuerda tres fundamentos:

1. Los compuestos formados a partir de metales y no metales son iónicos.
2. En un compuesto iónico el anión siempre se nombra primero.
3. La carga *net*a en un compuesto iónico es siempre de cero. Por tanto, en el CsF se requiere uno de cada tipo de ión (Cs^+ y F^-): $1^+ + 1^- =$ carga de 0. Sin embargo, en el AlCl_3 se necesitan tres iones Cl^- para balancear la carga del Al^{3+} : $3^+ + 3 \cdot 1^- =$ carga de 0. En el MgI_2 , se necesitan dos iones I^- por cada ión Mg^{2+} : $2^+ + 2 \cdot 1^- =$ carga de 0.

► Compuestos iónicos binarios del tipo II

Hasta ahora se han considerado los compuestos iónicos binarios (tipo I) que contienen metales que siempre forman el mismo catión. Por ejemplo, el sodio siempre forma el ión Na^+ , el calcio el ión Ca^{2+} y el aluminio el ión Al^{3+} . Como se dijo en la sección anterior, se puede predecir con certeza que cada metal del grupo 1 formará un catión 1^+ y que cada metal del grupo 2 formará un catión 2^+ . El aluminio siempre forma Al^{3+} .

Sin embargo, diversos metales pueden formar más de un tipo de catión. Por ejemplo, el plomo (Pb) puede formar Pb^{2+} o Pb^{4+} en compuestos iónicos. También el hierro (Fe) puede producir Fe^{2+} o Fe^{3+} , el cromo (Cr) Cr^{2+} o Cr^{3+} , el oro (Au) Au^+ o Au^{3+} , etc. Esto significa que si se ve el nombre cloruro de oro, no se sabría si se refiere al compuesto AuCl (que contiene Au^+ y Cl^-) o al compuesto AuCl_3 (que contiene Au^{3+} y tres iones Cl^-). Por tanto, se necesita una manera de especificar cuál catión está presente en los compuestos que contienen metales que pueden formar más de un tipo de catión.

Los químicos han decidido resolver esta situación utilizando un número romano para especificar la carga en el catión. Para ver cómo funciona esto, considere el compuesto FeCl_2 . El hierro puede formar Fe^{2+} o Fe^{3+} , por lo que primero se debe decidir cuál de estos cationes está presente. Se puede determinar la carga en el catión hierro, debido a que se sabe que debe balancear la carga en los dos aniones 1^- (los iones cloruro). Por lo tanto se representan las cargas como:

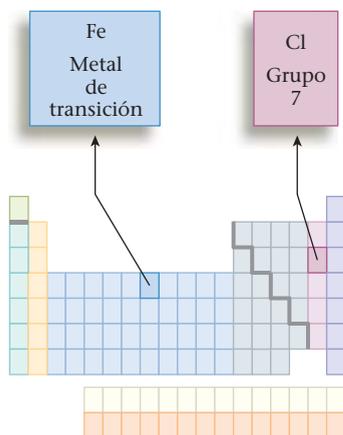


se sabe que “?” debe representar 2 debido a que

$$(2+) + 2(1-) = 0$$

Entonces, el compuesto FeCl_2 contiene un ión Fe^{2+} y dos iones Cl^- . Se le llama a este compuesto cloruro de hierro(II), donde el II indica la carga del catión hierro. Es decir, al Fe^{2+} se le llama hierro(II). De manera similar, al Fe^{3+} se le denomina hierro(III). Y al FeCl_3 , el cual contiene un ión Fe^{3+} y tres iones Cl^- , se le llama cloruro de hierro(III). Recuerde que el número romano indica la *carga* en el ión, no el número de iones presentes en el compuesto.

Los compuestos iónicos binarios del tipo II contienen un metal que puede formar más de un tipo de catión.



El FeCl_3 debe contener Fe^{3+} para balancear la carga de los tres iones Cl^- .



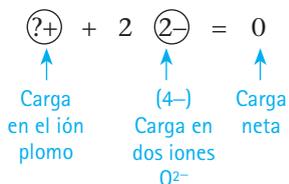
Cristales de sulfato de cobre(II)

Tabla 5.2 Cationes del tipo II comunes

ión	Nombre sistemático	Nombre antiguo
Fe ³⁺	hierro(III)	férrico
Fe ²⁺	hierro(II)	ferroso
Cu ²⁺	cobre(II)	cúprico
Cu ⁺	cobre(I)	cuproso
Co ³⁺	cobalto(III)	cobáltico
Co ²⁺	cobalto(II)	cobaltoso
Sn ⁴⁺	estaño(IV)	estánico
Sn ²⁺	estaño(II)	estansoso
Pb ⁴⁺	plomo(IV)	plúmbico
Pb ²⁺	plomo(II)	plumboso
Hg ²⁺	mercurio(II)	mercúrico
Hg ₂ ^{2+*}	mercurio(I)	mercurioso

* Los iones mercurio (I) siempre se unen entre sí en pares para formar Hg₂²⁺.

Observe que en los ejemplos anteriores el número romano para el catión resultó ser igual al subíndice necesario para el anión (para balancear la carga). Con frecuencia este no es el caso. Por ejemplo, considere el compuesto PbO₂. Dado que el ión óxido es O²⁻, para el PbO₂ se tiene



En consecuencia, la carga en el ión plomo debe ser de 4+ para balancear la carga de 4- de los dos iones óxido. El nombre del PbO₂ es por tanto óxido de plomo(IV), donde el IV indica la presencia del catión Pb⁴⁺.

Existe otro sistema para la nomenclatura de compuestos iónicos que contienen metales que forman dos cationes. *El ión con la carga más alta tiene un nombre que termina en -ico, y el que tiene la carga más baja tiene un nombre que termina en -oso.* Por ejemplo, en este sistema al Fe³⁺ se le llama ión férrico y al Fe²⁺ se le llama ión ferroso. En este sistema, los nombres para el FeCl₃ y para el FeCl₂ son cloruro férrico y cloruro ferroso, respectivamente (observe que se omite la palabra *de*). La tabla 5.2 proporciona los nombres para varios cationes del tipo II. En este texto se utilizará de manera exclusiva el sistema de números romanos; el otro sistema está cayendo en desuso.

Para distinguir entre los cationes del tipo I y del tipo II, recuerde que los metales de los grupos 1 y 2 siempre son del tipo I. Por otro lado, los metales de transición casi siempre son del tipo II.

Reglas para la nomenclatura de compuestos iónicos del tipo II

1. El anión siempre se nombra primero y el catión después, con la palabra *de* en medio de los dos.
2. Debido a que el catión puede asumir más de una carga, ésta se especifica por medio de un número romano entre paréntesis.

EJEMPLO 5.2

Nomenclatura de compuestos binarios del tipo II

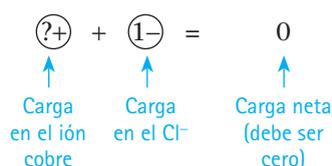
Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes compuestos.

- a) CuCl b) HgO c) Fe₂O₃ d) MnO₂ e) PbCl₄

SOLUCIÓN

Todos estos compuestos incluyen un metal que puede formar más de un tipo de catión; por tanto, se debe determinar primero la carga en cada catión. Se realiza esto reconociendo que un compuesto debe ser eléctricamente neutro; es decir, las cargas positivas y negativas deben balancearse de manera exacta. Se utilizará la carga conocida en el anión para determinar la del catión.

- a) En el CuCl se reconoce al anión como Cl⁻. Para determinar la carga en el catión cobre, se apela al principio del balance de las cargas.



En este caso, ?+ debe ser 1+ debido a que (1+) + (1-) = 0. Por tanto, el catión cobre debe ser Cu⁺. Ahora se puede nombrar el compuesto utilizando los pasos regulares.

Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
CuCl	Catión → Cu ⁺	cobre(I)	El cobre forma otros cationes (es un metal de transición), por lo que se debe incluir el I para especificar su carga.
	Anión → Cl ⁻	cloruro	

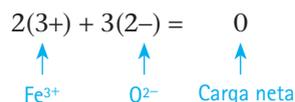
El nombre del CuCl es cloruro de cobre(I).

- b) En el HgO se reconoce el anión O²⁻. Para obtener una carga neta de cero, el catión debe ser Hg²⁺.

Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
HgO	Catión → Hg ²⁺	mercurio(II)	El II es necesario para especificar la carga
	Anión → O ²⁻	óxido	

El nombre del HgO es óxido de mercurio(II).

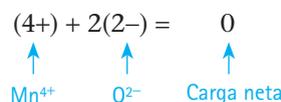
- c) Debido a que el Fe₂O₃ contiene tres aniones O²⁻, la carga en el catión hierro debe ser 3+.



Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
Fe ₂ O ₃	Catión → Fe ³⁺	hierro(III)	El hierro es un metal de transición y requiere un III para especificar la carga en el catión.
	Anión → O ²⁻	óxido	

El nombre del Fe₂O₃ es óxido de hierro(III).

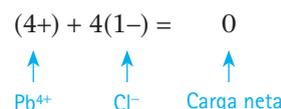
- d) El MnO_2 contiene dos aniones O^{2-} , por lo que la carga en el catión manganeso es $4+$.



Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
MnO_2	Catión Mn^{4+}	manganeso(IV)	El manganeso es un metal de transición y requiere un IV para especificar la carga en el catión.
	Anión O^{2-}	óxido	

El nombre del MnO_2 es óxido de manganeso(IV).

- e) Debido a que el PbCl_4 contiene cuatro aniones Cl^- , la carga en el catión plomo es $4+$.



Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Comentarios
PbCl_4	Catión Pb^{4+}	plomo(IV)	El plomo forma Pb^{2+} y Pb^{4+} , por lo que se requiere un número romano.
	Anión Cl^-	cloruro	

El nombre del PbCl_4 es cloruro de plomo(IV). ■

En ocasiones los metales de transición sólo forman un ión, como la plata, la cual forma Ag^+ ; el zinc, que forma Zn^{2+} ; y el cadmio, Cd^{2+} . En estos casos los químicos no utilizan números romanos, aunque no es "incorrecto" hacerlo.

El uso de números romanos en un nombre sistemático para un compuesto sólo se requiere en casos donde se forman más de un compuesto iónico entre un par de elementos dados. Esto ocurre con mayor frecuencia para los compuestos que contienen metales de transición, los cuales a menudo forman más de un catión. *Los metales que sólo forman un catión no necesitan identificarse por medio de un número romano.* Los metales comunes que no requieren números romanos son los elementos del grupo 1, los cuales sólo forman iones $1+$; los elementos del grupo 2, que sólo forman iones $2+$; y los metales del grupo 3, como el aluminio y el galio, los cuales sólo forman iones $3+$.

Como se mostró en el ejemplo 5.2, cuando está presente un ión metálico que forma más de un tipo de catión, debe determinarse la carga en el ión metálico balanceando las cargas positivas y negativas del compuesto. Para efectuarlo, usted debe ser capaz de reconocer los aniones comunes y conocer sus cargas (vea la tabla 5.1).

EJEMPLO 5.3

Nomenclatura de compuestos iónicos binarios: resumen

Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes compuestos.

- CoBr_2
- CaCl_2
- Al_2O_3
- CrCl_3

SOLUCIÓN

Compuesto	Iones y nombres	Nombre del compuesto	Comentarios
a) CoBr_2	Co^{2+} cobalto(II) Br^- bromuro	bromuro de cobalto(II)	El cobalto es un metal de transición; el nombre del compuesto debe tener un número romano. Los dos iones Br^- deben balancearse por medio de un catión Co^{2+} .
b) CaCl_2	Ca^{2+} calcio Cl^- cloruro	cloruro de calcio	El calcio, un metal del grupo 2, sólo forma el ión Ca^{2+} . No es necesario un número romano.
c) Al_2O_3	Al^{3+} aluminio O^{2-} óxido	óxido de aluminio	El aluminio sólo forma Al^{3+} . No es necesario un número romano.
d) CrCl_3	Cr^{3+} cromo (III) Cl^- cloruro	cloruro de cromo (III)	El cromo es un metal de transición. El nombre del compuesto debe tener un número romano. El CrCl_3 contiene Cr^{3+} .

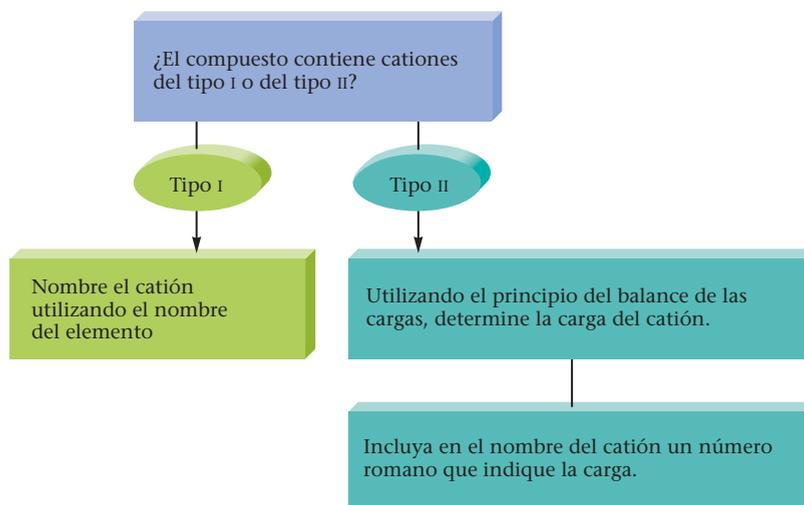
Autocomprobación

EJERCICIO 5.2 Proporcione los nombres de los siguientes compuestos.

- a) PbBr_2 y PbBr_4 b) FeS y Fe_2S_3 c) AlBr_3 d) Na_2S e) CoCl_3

Vea los problemas 5.9, 5.10 y 5.13 al 5.16. ■

El siguiente diagrama de flujo es de utilidad cuando se nombran compuestos iónicos binarios.



5.3

Nomenclatura de compuestos binarios que sólo contienen no metales (tipo III)

OBJETIVO

Aprender a nombrar compuestos binarios que sólo contienen no metales.

Tabla 5.3 Prefijos empleados para indicar números en los nombres químicos

Prefijo	Número indicado
<i>mono-</i>	1
<i>di-</i>	2
<i>tri-</i>	3
<i>tetra-</i>	4
<i>penta-</i>	5
<i>hexa-</i>	6
<i>hepta-</i>	7
<i>octa-</i>	8

Los compuestos binarios que sólo contienen no metales se nombran de acuerdo con un sistema similar en ciertas formas a las reglas para la nomenclatura de compuestos iónicos binarios, pero existen diferencias importantes. *Los compuestos binarios del tipo III sólo contienen no metales.* Las siguientes reglas cubren su nomenclatura.

Reglas para la nomenclatura de compuestos binarios del tipo III

1. El segundo elemento se nombra como si fuera un anión seguido de la palabra *de*.
2. Se nombra en segundo lugar el primer elemento en la fórmula y se utiliza el nombre completo del elemento.
3. Se utilizan prefijos para indicar los números de átomos presentes. En la tabla 5.3 se proporcionan estos prefijos.
4. El prefijo *mono-* nunca se utiliza para nombrar el segundo elemento. Por ejemplo, al CO se le llama monóxido de carbono, *no* monóxido de monocarbono.

En el ejemplo 5.4 se ilustra la aplicación de estas reglas.

EJEMPLO 5.4

Nomenclatura de compuestos binarios del tipo III

Nombre los siguientes compuestos binarios, los cuales contienen dos no metales (tipo III).

- a) BF_3 b) NO c) N_2O_5

SOLUCIÓN

- a) BF_3

Regla 1 Nombre el segundo elemento como si fuera un anión: fluoruro, seguido de la palabra *de*.

Regla 2 Nombre el primer elemento utilizando el nombre completo del elemento: boro.

Reglas 3 y 4 Use prefijos para indicar los números de átomos. Tres átomos de flúor: use el prefijo *tri-*. Un átomo de boro: no utilice *mono-* en la segunda posición.

El nombre del BF_3 es trifluoruro de boro.

- | b) Compuesto | Nombres individuales | Prefijos | Comentarios |
|--------------|----------------------|-------------------------|---|
| NO | nitrógeno
óxido | ninguno
<i>mono-</i> | Se utiliza <i>mono-</i> para el segundo elemento. |

El nombre para el NO es monóxido de nitrógeno. Observe que la segunda *o* en el *mono-* ha sido omitida para una pronunciación más sencilla. El nombre común para el NO, el cual es utilizado con frecuencia por los químicos, es óxido nítrico.

- | c) Compuesto | Nombres individuales | Prefijos | Comentarios |
|------------------------|----------------------|-----------------------------|--------------------------------------|
| N_2O_5 | nitrógeno
óxido | <i>di-</i>
<i>penta-</i> | dos átomos de N
cinco átomos de O |

El nombre para el N_2O_5 es pentóxido de dinitrógeno. La *a* en el *penta-* ha sido omitida para una pronunciación más sencilla.



© Cengage Learning



Una pieza de cobre a punto de colocarse en ácido nítrico (*izquierda*). El cobre reacciona con el ácido nítrico para producir NO incoloro, el cual reacciona de inmediato con el oxígeno del aire para formar gas NO_2 de color café-rojizo y iones Cu^{2+} en disolución (que produce el color verdoso) (*derecha*).

Autocomprobación

EJERCICIO 5.3

Nombre los siguientes compuestos.

- a) CCl_4 b) NO_2 c) IF_5

Vea los problemas 5.17 y 5.18. ■

Al agua y al amoníaco siempre se les refiere por medio de sus nombres comunes.

Los ejemplos anteriores ilustran que, para evitar la pronunciación complicada, con frecuencia se omite la *o* o la *a* final cuando el segundo elemento es el oxígeno. Por ejemplo, al N_2O_4 se le llama tetróxido de dinitrógeno, *no* tetraóxido de dinitrógeno, y al CO se le denomina monóxido de carbono, *no* monóxido de carbono.

A ciertos compuestos siempre se les refiere por medio de sus nombres comunes. Los dos mejores ejemplos son el agua y el amoníaco. Nunca se utilizan los nombres sistemáticos para el H_2O y el NH_3 .

Para asegurarse de que comprende los procedimientos sobre la nomenclatura de los compuestos no metálicos binarios (tipo III), estudie el ejemplo 5.5 y después resuelva el ejercicio de autocomprobación 5.4.

EJEMPLO 5.5

Nomenclatura de compuestos binarios del tipo III: resumen

Nombre cada uno de los siguientes compuestos.

- a) PCl_5 c) SF_6 e) SO_2
 b) P_4O_6 d) SO_3 f) N_2O_3

SOLUCIÓN

Compuesto	Nombre
a) PCl_5	pentacloruro de fósforo
b) P_4O_6	hexóxido de tetrafósforo
c) SF_6	hexafluoruro de azufre
d) SO_3	trioxido de azufre
e) SO_2	dióxido de azufre
f) N_2O_3	trioxido de dinitrógeno

Autocomprobación

EJERCICIO 5.4 Nombre los siguientes compuestos.

- a)
- SiO_2
- b)
- O_2F_2
- c)
- XeF_6

Vea los problemas 5.17 y 5.18. ■

5.4 Nomenclatura de compuestos binarios: repaso**OBJETIVO** Repasar la nomenclatura de los compuestos binarios de los tipos I, II y III.

Debido a que se aplican distintas reglas para la nomenclatura de varios tipos de compuestos binarios, se considerará una estrategia general a utilizar. Se han considerado tres tipos de compuestos binarios y la nomenclatura de cada uno de ellos requiere procedimientos diferentes.

Tipo I. Compuestos iónicos con metales que siempre forman un catión con la misma carga

Tipo II. Compuestos iónicos con metales (por lo regular metales de transición) que forman cationes con varias cargas

Tipo III. Compuestos que sólo contienen no metales

Al tratar de determinar qué tipo de compuesto está nombrando, use la tabla periódica para ayudarse a identificar los metales y los no metales, y determinar cuáles elementos son metales de transición.

El diagrama de flujo de la figura 5.1 debe ayudarle a nombrar compuestos binarios de los varios tipos.

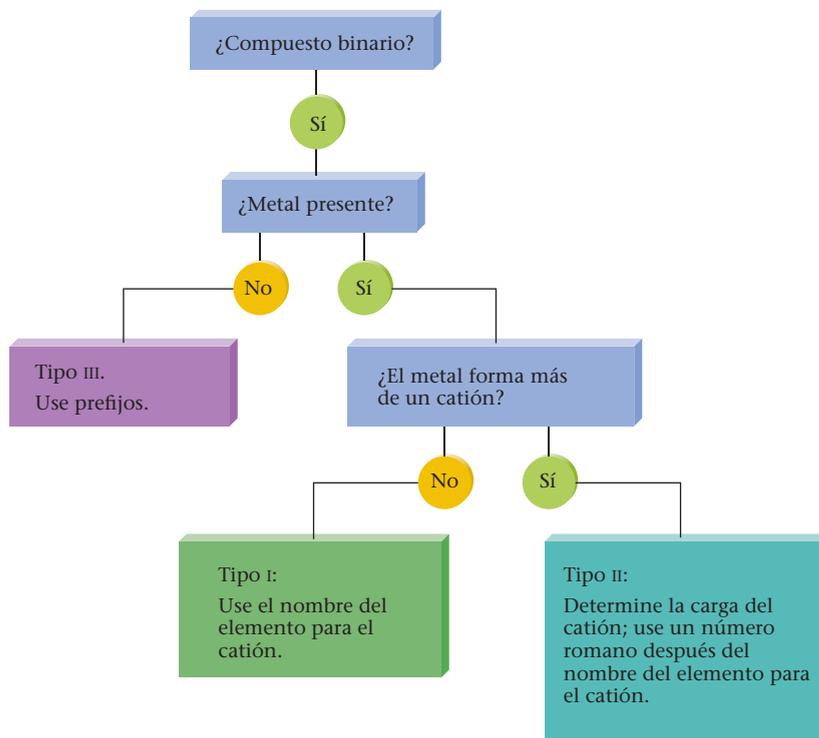
**Figura 5.1**

Diagrama de flujo para la nomenclatura de compuestos binarios.

Química a través de la filatelia

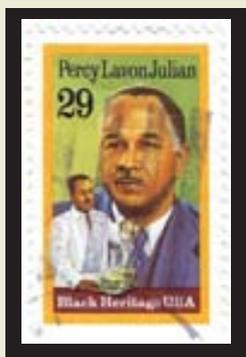
La filatelia es el estudio de los sellos postales. La química a través de la filatelia, término acuñado por el químico israelí Zvi Rappoport, se refiere al estudio de los sellos que tienen algún tipo de conexión con esta ciencia. Los coleccionistas estiman que se han impreso más de 2000 sellos relacionados con la química a lo largo del mundo. En Estados Unidos se han producido relativamente pocas estampillas. Un ejemplo es un sello de 29¢ en honor a los minerales que muestra una pepita de cobre.

Cortesía, Daniel Rabinovich



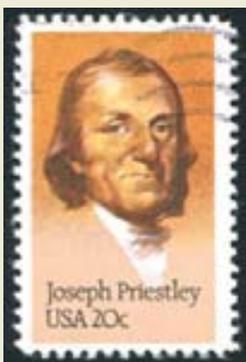
Los químicos también han sido homenajeados en los sellos postales de Estados Unidos. Un ejemplo es la estampa de 29¢ impresa en 1993 en honor de Percy L. Julian, químico afroestadounidense que fue nieto de esclavos. Julian se distinguió por su síntesis de esteroides utilizada para tratar el glaucoma y la artritis reumatoide. Como poseedor de más de 100 patentes, fue incorporado al Salón de la Fama Nacional de Inventores en 1990.

© akva/Shutterstock

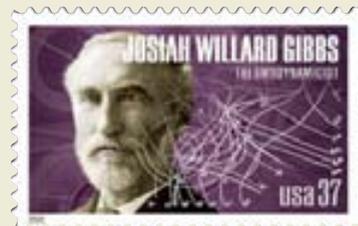


En 1983, Estados Unidos editó un sello en honor a Joseph Priestley, cuyos experimentos condujeron al descubrimiento del oxígeno.

© rook76/Shutterstock



Un sello de 2005 muestra una fotografía de J. Willard Gibbs, profesor de Yale que coadyuvó en el desarrollo de la termodinámica: el estudio de la energía y sus transformaciones.



En 2008 se editó una estampilla de 41¢ en honor a Linus C. Pauling, quien promovió el concepto de enlace químico. Pauling recibió dos premios Nobel: uno por su trabajo sobre enlaces químicos y el otro por su defensa de la paz mundial. Su sello incluye representaciones de glóbulos rojos para conmemorar su trabajo sobre el estudio de la hemoglobina, el cual condujo a la clasificación de la anemia de células falciformes como una enfermedad molecular.

Cortesía, Daniel Rabinovich



La química en postales también se muestra en los matasellos de los lugares de Estados Unidos con nombres químicos. Los ejemplos incluyen a Radium, KS, Neon, KY, Boron, Ca, Bromide, OK y Telluride, CO.



Cortesía, Daniel Rabinovich

Química a través de la filatelia: ¡otra prueba de que la química está en todas partes!

EJEMPLO 5.6

Nomenclatura de compuestos binarios: resumen

Nombre los siguientes compuestos binarios.

- a) CuO c) B₂O₃ e) K₂S g) NH₃
 b) SrO d) TiCl₄ f) OF₂

SOLUCIÓN

a)

CuO

¿Metal presente? Sí

¿El metal forma más de un catión? Sí

El cobre es un metal de transición.

Tipo II
Contiene Cu²⁺.

El nombre del CuO es óxido de cobre(II).

b)

SrO

¿Metal presente? Sí

¿El metal forma más de un catión? No

El Sr (grupo 2) sólo forma Sr²⁺.

Tipo I
El catión toma el nombre del elemento.

El nombre del SrO es óxido de estroncio.

c)

B₂O₃

¿Metal presente? No

Tipo III
Use prefijos.

El nombre del B₂O₃ es trióxido de diboro.

d)

TiCl₄

¿Metal presente? Sí

¿El metal forma más de un catión? Sí

El Ti es un metal de transición.

Tipo II
Contiene Ti⁴⁺.

El nombre del TiCl₄ es cloruro de titanio(IV).

e)

K₂S

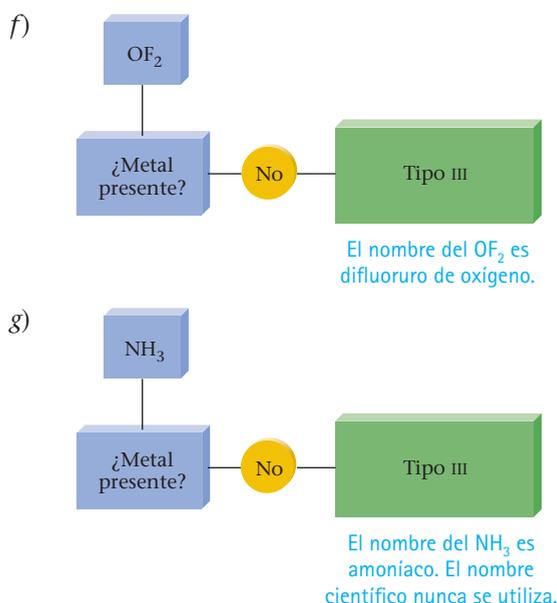
¿Metal presente? Sí

¿El metal forma más de un catión? No

El K (grupo 1) sólo forma K⁺.

Tipo I

El nombre del K₂S es sulfuro de potasio.



Autocomprobación

EJERCICIO 5.5 Nombre los siguientes compuestos binarios.

- | | |
|-------------------|-------------------------|
| a) ClF_3 | d) MnO_2 |
| b) VF_5 | e) MgO |
| c) CuCl | f) H_2O |

Vea los problemas 5.19 al 5.22. ■

5.5

Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos

OBJETIVO

Aprender los nombres de los iones poliatómicos comunes y cómo utilizarlos en la nomenclatura de compuestos.

Los compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos no son compuestos binarios, debido a que contienen más de dos elementos.

Los nombres y las cargas de los iones poliatómicos deben memorizarse. Son una parte importante del vocabulario de la química.

Un tipo especial de compuesto iónico que no ha sido considerado todavía se ejemplifica por medio del nitrato de amonio, NH_4NO_3 , el cual contiene los **iones poliatómicos** NH_4^+ y NO_3^- . Como su nombre sugiere, los iones poliatómicos son entidades con carga conformadas por varios átomos enlazados entre sí. A los iones poliatómicos se les asignan nombres especiales que *debe memorizar* para nombrar los compuestos que los contienen. En la tabla 5.4 se listan los más importantes y sus nombres.

Observe en la tabla 5.4 que existen varias series de aniones poliatómicos que contienen un átomo de un elemento dado y números diferentes de átomos de oxígeno. A éstos se les llaman **oxianiones**. Cuando hay dos miembros en tal serie, el nombre del que tiene el número menor de átomos de oxígeno termina en *-ito* y el nombre del que tiene el número mayor termina en *-ato*. Por ejemplo, el SO_3^{2-} es sulfito y el SO_4^{2-} es sulfato. Cuando más de dos oxianiones conforman una serie, se utilizan los prefijos *hipo-* (menos que) y *per-* (más que) para nombrar los miembros

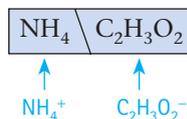
Tabla 5.4 Nombres de los iones poliatómicos comunes

ión	Nombre	ión	Nombre
NH_4^+	amonio	CO_3^{2-}	carbonato
NO_2^-	nitrito	HCO_3^-	hidrógeno carbonato (bicarbonato es un nombre común utilizado de manera amplia)
NO_3^-	nitrato	ClO^-	hipoclorito
SO_3^{2-}	sulfito	ClO_2^-	clorito
SO_4^{2-}	sulfato	ClO_3^-	clorato
HSO_4^-	hidrógeno sulfato (bisulfato es un nombre común utilizado de manera amplia)	ClO_4^-	perclorato
OH^-	hidróxido	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	acetato
CN^-	cianuro	MnO_4^-	permanganato
PO_4^{3-}	fosfato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dicromato
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato	CrO_4^{2-}	cromato
H_2PO_4^-	dihidrógeno fosfato	O_2^{2-}	peróxido

de la serie con el número menor y mayor de átomos de oxígeno, respectivamente. El mejor ejemplo involucra los oxianiones que contienen cloro:

ClO^-	<i>hipoclorito</i>
ClO_2^-	<i>clorito</i>
ClO_3^-	<i>clorato</i>
ClO_4^-	<i>perclorato</i>

La nomenclatura de compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos es muy similar a la de los compuestos iónicos binarios. Por ejemplo, al compuesto NaOH se le llama hidróxido de sodio, debido a que contiene el catión Na^+ (sodio) y el anión OH^- (hidróxido). Para nombrar estos compuestos, *debe aprender a reconocer los iones poliatómicos comunes*. Es decir, aprender la *composición* y la *carga* de cada uno de los iones en la tabla 5.4. Entonces, cuando vea la fórmula $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$, debe reconocer de inmediato sus dos “partes”:



El nombre correcto es acetato de amonio.

Recuerde que cuando está presente un metal que forma más de un catión, se requiere un número romano para especificar la carga en el catión, tal como en la nomenclatura de compuestos iónicos binarios del tipo II. Por ejemplo, al compuesto FeSO_4 se le llama sulfato de hierro(II), debido a que contiene Fe^{2+} (para balancear la carga de 2^- en el SO_4^{2-}). Observe que para determinar la carga en el catión hierro, debe saber que el sulfato tiene una carga de 2^- .

EJEMPLO 5.7**Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos**

Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes compuestos.

- | | | |
|-----------------------------|-------------------------------|------------------------------|
| a) Na_2SO_4 | c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | e) Na_2SO_3 |
| b) KH_2PO_4 | d) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ | f) NH_4ClO_3 |

SOLUCIÓN

Compuesto	Iones presentes	Nombres de los iones	Nombre del compuesto
a) Na_2SO_4	dos Na^+ SO_4^{2-}	sodio sulfato	sulfato de sodio
b) KH_2PO_4	K^+ H_2PO_4^-	potasio dihidrógeno fosfato	dihidrógeno fosfato de potasio
c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Fe^{3+} tres NO_3^-	hierro(III) nitrato	nitrato de hierro(III)
d) $\text{Mn}(\text{OH})_2$	Mn^{2+} dos OH^-	manganeso(II) hidróxido	hidróxido de manganeso (II)
e) Na_2SO_3	dos Na^+ SO_3^{2-}	sodio sulfito	sulfito de sodio
f) NH_4ClO_3	NH_4^+ ClO_3^-	amonio clorato	clorato de amonio

Autocomprobación

EJERCICIO 5.6 Nombre cada uno de los siguientes compuestos.

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ d) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ g) $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$
 b) Na_3PO_4 e) $\text{Co}(\text{ClO}_4)_2$
 c) KMnO_4 f) KClO_3

Vea los problemas 5.35 y 5.36. ■

El ejemplo 5.7 ilustra que cuando aparece más de un ión poliatómico en una fórmula química, se utilizan paréntesis para encerrar el ión y se escribe un subíndice después de cerrar los paréntesis. Otros ejemplos son el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ y el $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$.

En la nomenclatura de compuestos químicos, utilice la estrategia resumida en la figura 5.2. Si el compuesto que está considerando es binario, maneje el procedimiento resumido en la figura 5.1. Si tiene más de dos elementos, pregúntese si tiene algún ión poliatómico. Use la tabla 5.4 para ayudarse a reconocer estos iones hasta que los haya aprendido de memoria. Si está presente un ión poliatómico, nombre el compuesto utilizando procedimientos muy similares a los de la nomenclatura de compuestos iónicos binarios.

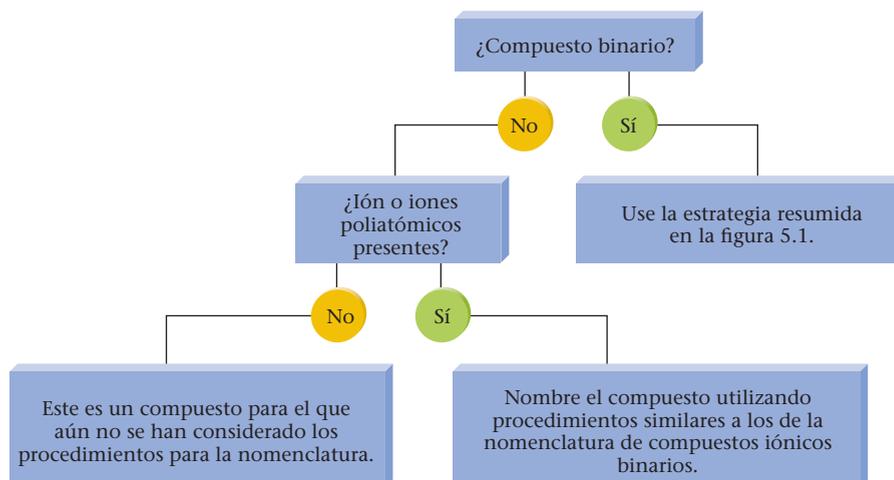


Figura 5.2

Estrategia general para la nomenclatura de compuestos químicos.

EJEMPLO 5.8**Resumen de la nomenclatura de compuestos binarios y de compuestos que contienen iones poliatómicos**

Nombre los siguientes compuestos.

- Na_2CO_3
- FeBr_3
- CsClO_4
- PCl_3
- CuSO_4

SOLUCIÓN

Compuesto	Nombre	Comentarios
a) Na_2CO_3	carbonato de sodio	Contiene 2Na^+ y CO_3^{2-} .
b) FeBr_3	bromuro de hierro(III)	Contiene Fe^{3+} y 3Br^- .
c) CsClO_4	perclorato de cesio	Contiene Cs^+ y ClO_4^- .
d) PCl_3	tricloruro de fósforo	Compuesto binario del tipo III (el P y el Cl son no metales)
e) CuSO_4	sulfato de cobre(II)	Contiene Cu^{2+} y SO_4^{2-} .

Autoevaluación

Aunque se ha enfatizado que se requiere un número romano en el nombre de un compuesto que contiene un ión de un metal de transición, ciertos metales de transición sólo forman un ión. Ejemplos comunes son el zinc (sólo forma Zn^{2+}) y la plata (sólo forma Ag^+). Para estos casos se omite el número romano del nombre.

EJERCICIO 5.7 Nombre los siguientes compuestos.

- NaHCO_3
- BaSO_4
- CsClO_4
- BrF_5
- NaBr
- KOCI
- $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$

Vea los problemas 5.29 al 5.36. ■

5.6**Nomenclatura de ácidos****OBJETIVOS**

Aprender cómo la composición de los aniones determina el nombre del ácido.

- Aprender los nombres de los ácidos comunes.

Cuando se disuelven en agua, ciertas moléculas producen iones H^+ (protones). Estas sustancias, a las cuales se les llaman **ácidos**, se reconocieron al principio por el sabor amargo de sus disoluciones. Por ejemplo, el ácido cítrico es responsable de la acritud de los limones y las limas. Los ácidos se explicarán a detalle más adelante. Aquí simplemente se presentan las reglas para su nomenclatura.

Un ácido puede verse como una molécula con uno o más iones H^+ unidos a un anión. Las reglas para la nomenclatura de los ácidos dependen de si el anión contiene oxígeno.

Reglas para la nomenclatura de los ácidos

1. Si el *anión no contiene oxígeno*, el ácido se nombra con el sufijo *-hídrico* unido al nombre raíz del elemento. Por ejemplo, cuando se disuelve en agua HCl (cloruro de hidrógeno) gaseoso, forma ácido clorhídrico. De manera similar, al cianuro de hidrógeno (HCN) y al sulfuro de dihidrógeno (H₂S) disueltos en agua se les llama ácido cianhídrico y ácido sulfhídrico, respectivamente.
2. Cuando el *anión contiene oxígeno*, el nombre del ácido se forma a partir del nombre raíz del elemento central del anión o del nombre del anión, con un sufijo *-ico* u *-oso*. Cuando el nombre del anión termina en *-ato*, se utiliza el sufijo *-ico*. Por ejemplo,

Ácido	Anión	Nombre
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻ (sulfato)	ácido sulfúrico
H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻ (fosfato)	ácido fosfórico
HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ (acetato)	ácido acético

Cuando el nombre del anión termina en *-ito*, se utiliza el sufijo *-oso* en el nombre del ácido. Por ejemplo,

Ácido	Anión	Nombre
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻ (sulfito)	ácido sulfuroso
HNO ₂	NO ₂ ⁻ (nitrito)	ácido nitroso

Tabla 5.5 Nombres de ácidos que no contienen oxígeno

Ácido	Nombre
HF	ácido fluorhídrico
HCl	ácido clorhídrico
HBr	ácido bromhídrico
HI	ácido yodhídrico
HCN	ácido cianhídrico
H ₂ S	ácido sulfhídrico

Las aplicaciones de la regla 2 pueden verse enseguida en los nombres de los ácidos de los oxianiones de cloro.

Ácido	Anión	Nombre
HCIO ₄	perclorato	ácido perclórico
HCIO ₃	clorato	ácido clórico
HCIO ₂	clorito	ácido cloroso
HCIO	hipoclorito	ácido hipocloroso

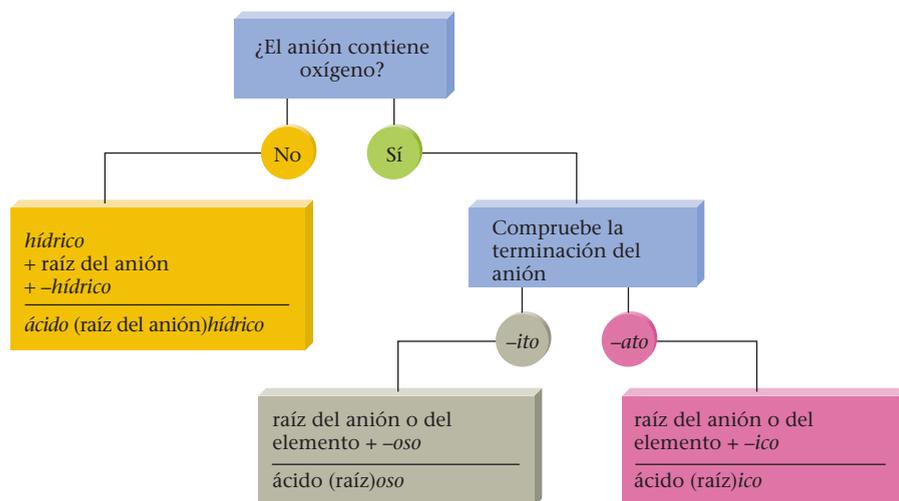
En la figura 5.3 se proporcionan de manera esquemática las reglas para la nomenclatura de los ácidos. En las tablas 5.5 y 5.6 se listan los nombres de los ácidos más importantes. Éstos deben memorizarse.

Tabla 5.6 Nombres de algunos ácidos que contienen oxígeno

Ácido	Nombre
HNO ₃	ácido nítrico
HNO ₂	ácido nitroso
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico
HC ₂ H ₃ O ₂	ácido acético

Figura 5.3

Diagrama de flujo para la nomenclatura de ácidos. El ácido se considera como uno o más iones H⁺ unidos a un anión.



5.7

Escritura de las fórmulas a partir de los nombres

OBJETIVO Aprender a escribir la fórmula de un compuesto, dado su nombre.

Hasta ahora se ha empezado con la fórmula química de un compuesto y decidido su nombre sistemático. El ser capaz de invertir el proceso también es importante. Con frecuencia un procedimiento de laboratorio describe un compuesto por medio de su nombre, pero la etiqueta en la botella del laboratorio sólo muestra la fórmula de la sustancia química que contiene. Es esencial que sea capaz de obtener la fórmula de un compuesto a partir de su nombre. De hecho, ya conoce lo suficiente acerca de los compuestos para hacerlo. Por ejemplo, dado el nombre hidróxido de calcio, puede escribir la fórmula como $\text{Ca}(\text{OH})_2$ porque sabe que el calcio sólo forma iones Ca^{2+} y que, dado que el hidróxido es OH^- , se requieren dos de estos aniones para obtener un compuesto neutro. De manera similar, el nombre óxido de hierro(II) implica la fórmula FeO debido a que el número romano II indica la presencia del catión Fe^{2+} y el ión óxido es O^{2-} .

Se enfatiza en este punto que es esencial aprender el nombre, la composición y la carga de cada uno de los aniones poliatómicos comunes (y del catión NH_4^+). Si no reconoce estos iones por medio de la fórmula y del nombre, no será capaz de nombrar el compuesto dada su fórmula o la fórmula del compuesto dado su nombre. También debe aprender los nombres de los ácidos comunes.

EJEMPLO 5.9

Escritura de las fórmulas a partir de los nombres

Proporcione la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos.

- | | |
|----------------------------|-----------------------------|
| a) hidróxido de potasio | e) cloruro de calcio |
| b) carbonato de sodio | f) óxido de plomo(IV) |
| c) ácido nítrico | g) pentóxido de dinitrógeno |
| d) nitrato de cobalto(III) | h) perclorato de amonio |

SOLUCIÓN

Nombre	Fórmula	Comentarios
a) hidróxido de potasio	KOH	Contiene K^+ y OH^- .
b) carbonato de sodio	Na_2CO_3	Se necesitan dos Na^+ para balancear el CO_3^{2-} .
c) ácido nítrico	HNO_3	Ácido fuerte común; memorizar.
d) nitrato de cobalto(III)	$\text{Co}(\text{NO}_3)_3$	Cobalto(III) significa Co^{3+} ; se necesitan tres NO_3^- para balancear el Co^{3+} .
e) cloruro de calcio	CaCl_2	Se necesitan dos Cl^- para balancear el Ca^{2+} ; el Ca (grupo 2) siempre forma Ca^{2+} .
f) óxido de plomo(IV)	PbO_2	Plomo(IV) significa Pb^{4+} ; se necesitan dos O^{2-} para balancear el Pb^{4+} .
g) pentóxido de dinitrógeno	N_2O_5	<i>Di-</i> significa dos; <i>pent(a)-</i> significa cinco.
h) perclorato de amonio	NH_4ClO_4	Contiene NH_4^+ y ClO_4^- .

Autocomprobación
EJERCICIO 5.8 Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos.

- sulfato de amonio
- fluoruro de vanadio(v)
- dicloruro de diazofre
- peróxido de rubidio
- óxido de aluminio

Veá los problemas 5.41 al 5.46. ■

C A P Í T U L O 5 REPASO
Términos clave

compuesto binario (5.1)	ión poliatómico (5.5)
compuesto binario iónico (5.2)	oxianión (5.5)
	ácido (5.6)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

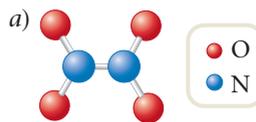
- Los compuestos binarios pueden nombrarse de manera sistemática siguiendo un conjunto de reglas relativamente sencillas. Para los compuestos que contienen un metal y un no metal, primero se escribe el nombre derivado de la raíz del nombre del no metal seguido por la palabra *de* y el nombre del metal. Para compuestos que contienen un metal que puede formar más de un catión (tipo II), se utiliza un número romano para especificar la carga del catión. En los compuestos binarios que sólo contienen no metales (tipo III), se utilizan prefijos para especificar el número de átomos.
- Los iones poliatómicos son entidades con carga conformadas por varios átomos enlazados entre sí. Éstos tienen nombres especiales que deben memorizarse. La nomenclatura de compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos es muy similar a la de compuestos iónicos binarios.
- Los nombres de los ácidos (moléculas con uno o más iones H^+ unidos a un anión) dependen de si el anión contiene oxígeno.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular en la clase.

- En algunos casos el número romano en un nombre es igual a un subíndice en la fórmula y en otros casos no. Proporcione un ejemplo (fórmula y nombre) para cada uno de estos casos. Explique por qué el número romano no es necesariamente igual al subíndice.
- Las fórmulas $CaCl_2$ y $CoCl_2$ parecen muy similares. ¿Cuál es el nombre de cada compuesto? ¿Por qué se nombran de manera diferente?

- Las fórmulas MgO y CO parecen muy similares. ¿Cuál es el nombre de cada compuesto? ¿Por qué se nombran de manera diferente?
- Explique cómo se usa la tabla periódica para determinar que hay dos iones cloruro por cada ión magnesio en el cloruro de magnesio y un ión cloruro por cada ión sodio en el cloruro de sodio. Después escriba las fórmulas para el óxido de calcio y el óxido de potasio y explique cómo las obtuvo.
- ¿Cuál es la fórmula general para un compuesto iónico formado por los elementos en los siguientes grupos? Explique su razonamiento y ejemplifique para cada uno (nombre y fórmula).
 - Grupo 1 con grupo 7
 - Grupo 2 con grupo 7
 - Grupo 1 con grupo 6
 - Grupo 2 con grupo 6
- Un elemento forma un compuesto iónico con el cloro, lo que conduce a un compuesto con la fórmula XCl_2 . El ión del elemento X tiene el número de masa 89 y 36 electrones. Identifique el elemento X, indique cuántos neutrones tiene y nombre el compuesto.

VP 7. Nombre cada uno de los siguientes compuestos.


- SO_5
- P_2S_5

- ¿Por qué al $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ se le llama nitrato de bario pero al $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ se le llama nitrato de hierro(II)?
- ¿Cuál es la diferencia entre el ácido sulfúrico y el ácido sulfhídrico?

Preguntas y problemas

5.1 Nomenclatura de compuestos

PREGUNTAS

- El segmento "Química en enfoque" *Azúcar de plomo* trata acerca del $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, al cual se le conocía originalmente como *azúcar de plomo*.
 - ¿Por qué se le llamaba azúcar de plomo?
 - ¿Cuál es el nombre sistemático del $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$?
 - ¿Por qué es necesario tener un *sistema* para la nomenclatura de compuestos químicos?
- ¿Qué es un compuesto químico *binario*? ¿Cuáles son los dos *tipos* principales de estos compuestos? Escriba tres ejemplos de cada tipo de compuesto binario.

5.2 Nomenclatura de compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (tipos I y II)

PREGUNTAS

- Los cationes son iones _____ y los aniones son iones _____.
- En la nomenclatura de compuestos iónicos, siempre se nombra primero el _____.
- En un compuesto iónico binario sencillo, ¿cuál ión (catión/anión) tiene el mismo nombre que su elemento precursor?
- Cuando se escribe la fórmula para un compuesto iónico, sólo se indican los números relativos de cada tipo de ión en el compuesto, *no* la presencia de las "moléculas" en el compuesto con la fórmula. Explique.
- Para un elemento metálico que forma dos cationes estables, se utiliza la terminación _____ para indicar el catión con carga más baja, y se usa la terminación _____ para indicar el catión con carga más alta.
- Se indica la carga de un elemento metálico que forma más de un catión añadiendo un _____ después del nombre del catión.
- Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios sencillos.

a) NaBr	d) SrBr_2
b) MgCl_2	e) AgI
c) AlP	f) K_2S
- Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios sencillos.

a) LiCl	d) AlI_3
b) BaF_2	e) MgS
c) CaO	f) Rb_2O

- En cada uno de los siguientes compuestos identifique cuáles nombres son incorrectos para las fórmulas dadas y proporcione el nombre correcto.
 - CaH_2 , hidruro de calcio
 - PbCl_2 , cloruro de plomo(IV)
 - CrI_3 , yoduro de cromo(III)
 - Na_2S , sulfuro de disodio
 - CuBr_2 , bromuro cúprico
- En cada uno de los siguientes compuestos identifique cuáles nombres son incorrectos para las fórmulas dadas y proporcione el nombre correcto.
 - MnCl_2 , cloruro de manganeso(II)
 - Cu_2O , óxido de cobre(II)
 - K_2O , óxido de potasio(I)
 - ZnS, sulfuro de zinc
 - Rb_2S , sulfuro de rubidio(I)
- Escriba el nombre de cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando el sistema que incluye un número romano para especificar la carga del catión.

a) SnCl_4	d) Cr_2S_3
b) Fe_2S_3	e) CuO
c) PbO_2	f) Cu_2O
- Nombre cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando el sistema que incluye un número romano para especificar la carga del catión.

a) CuCl_2	d) Hg_2O
b) Cr_2O_3	e) AuBr ₃
c) HgCl_2	f) MnO_2
- Escriba el nombre de cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando las terminaciones *-oso* o *-ico* para indicar la carga del catión.

a) CuCl	d) MnCl_2
b) Fe_2O_3	e) TiO_2
c) Hg_2Cl_2	f) PbO
- Nombre cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando las terminaciones *-oso* o *-ico* para indicar la carga del catión.

a) CoCl_3	d) SnCl_4
b) FeBr_2	e) HgI_2
c) PbO_2	f) FeS

5.3 Nomenclatura de compuestos binarios que sólo contienen no metales (tipo III)

PREGUNTAS

- Escriba el nombre de cada uno de los siguientes compuestos binarios de elementos no metálicos.
 - KrF_2
 - Se_2S_6
 - AsH_3
 - XeO_4
 - BrF_3
 - P_2S_5

18. Escriba el nombre de cada uno de los siguientes compuestos binarios de elementos no metálicos.

- | | |
|--------------------|----------------------------|
| a) ClF_5 | d) N_2O_3 |
| b) XeCl_2 | e) I_2Cl_6 |
| c) SeO_2 | f) CS_2 |

5.4 Nomenclatura de compuestos binarios: repaso

PREGUNTAS

19. Nombre los siguientes compuestos binarios utilizando la tabla periódica para determinar si es probable que el compuesto sea iónico (contiene un metal y un no metal) o no iónico (sólo contiene no metales).

- | | |
|----------------------------|------------------------------|
| a) Fe_3P_2 | d) PbCl_4 |
| b) CaBr_2 | e) S_2F_{10} |
| c) N_2O_5 | f) Cu_2O |

20. Nombre los siguientes compuestos binarios utilizando la tabla periódica para determinar si es probable que el compuesto sea iónico (contiene un metal y un no metal) o no iónico (sólo contiene no metales).

- | | |
|-------------------|----------------------------|
| a) PbS_2 | d) SnF_4 |
| b) PbS | e) Cl_2O_7 |
| c) SiO_2 | f) Co_2S_3 |

21. Nombre los siguientes compuestos binarios utilizando la tabla periódica para determinar si es probable que el compuesto sea iónico (contiene un metal y un no metal) o no iónico (sólo contiene no metales).

- | | |
|--------------------|------------------------------|
| a) MgS | d) ClBr |
| b) AlCl_3 | e) Li_2O |
| c) PH_3 | f) P_4O_{10} |

22. Nombre cada uno de los siguientes compuestos binarios utilizando la tabla periódica para determinar si es probable que el compuesto sea iónico (que contiene un metal y un no metal) o no iónico (que sólo contiene no metales).

- | | |
|-------------------------|----------------------------|
| a) BaF_2 | d) Rb_2O |
| b) RaO | e) As_2O_5 |
| c) N_2O | f) Ca_3N_2 |

5.5 Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos

PREGUNTAS

23. ¿Qué es un ión *poliatómico*? Proporcione ejemplos de cinco iones poliatómicos comunes.

24. ¿Qué es un *oxianión*? Liste las series de oxianiones que forman el cloro y el bromo y sus nombres.

25. Para los oxianiones de azufre se utiliza la terminación *-ito* para el SO_3^{2-} para indicar que contiene _____ que el SO_4^{2-} .

26. En la nomenclatura de oxianiones, cuando hay más de dos miembros en la serie para un elemento dado, ¿qué prefijos se utilizan para indicar los oxianiones en la serie con el *menor* y con el *mayor* número de átomos de oxígeno?

27. Resuelva la siguiente lista completando los nombres o las fórmulas faltantes de los oxianiones de cloro.

ClO_4^-	_____
_____	hipoclorito
ClO_3^-	_____
_____	clorito

28. También existe una serie de oxianiones de yodo comparable a la serie de cloro explicada en el texto. Escriba las fórmulas y los nombres para los oxianiones del yodo.

29. Escriba la fórmula para cada uno de los iones que contienen fósforo, incluyendo la carga total del ión.

- fosfuro
- fosfato
- fosfito
- hidrógeno fosfato

30. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes iones poliatómicos que contienen nitrógeno, incluyendo la carga total del ión.

- nitrato
- nitrito
- amonio
- cianuro

31. El cloro aparece en varios aniones poliatómicos comunes. Liste las fórmulas de tantos aniones como pueda, junto con sus nombres.

32. El carbono aparece en varios aniones poliatómicos comunes. Liste las fórmulas de tantos aniones como pueda, junto con sus nombres.

33. Dé el nombre de cada uno de los siguientes iones poliatómicos.

- | | |
|---------------------------------------|------------------------|
| a) HCO_3^- | d) OH^- |
| b) $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ | e) NO_2^- |
| c) CN^- | f) HPO_4^{2-} |

34. Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes iones poliatómicos.

- | | |
|------------------------------|---------------------|
| a) NH_4^+ | d) HSO_3^- |
| b) H_2PO_4^- | e) ClO_4^- |
| c) SO_4^{2-} | f) IO_3^- |

35. Nombre cada uno de los siguientes compuestos, los cuales contienen iones poliatómicos.

- | | |
|--------------------------------|--|
| a) NH_4NO_3 | d) Na_2HPO_4 |
| b) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | e) KClO_4 |
| c) MgSO_4 | f) $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ |

36. Nombre cada uno de los siguientes compuestos, los cuales contienen iones poliatómicos.

- | | |
|---------------------|------------------------------|
| a) NaMnO_4 | d) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ |
| b) AlPO_4 | e) BaCO_3 |
| c) CrCO_3 | f) CaCrO_4 |

5.6 Nomenclatura de ácidos

PREGUNTAS

37. Proporcione una definición sencilla de un ácido.
38. Muchos ácidos contienen el elemento _____ además de hidrógeno.
39. Nombre cada uno de los siguientes ácidos.
- | | |
|-----------------------------------|--|
| a) HCl | f) HClO ₃ |
| b) H ₂ SO ₄ | g) HBr |
| c) HNO ₃ | h) HF |
| d) HI | i) HC ₂ H ₃ O ₂ |
| e) HNO ₂ | |
40. Nombre cada uno de los siguientes ácidos.
- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) HOCl | e) HBrO ₄ |
| b) H ₂ SO ₃ | f) H ₂ S |
| c) HBrO ₃ | g) H ₂ Se |
| d) HOI | h) H ₃ PO ₃ |

5.7 Escritura de las fórmulas a partir de los nombres

PREGUNTAS

41. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios sencillos.
- | |
|---------------------------|
| a) cloruro de cobalto(II) |
| b) cloruro cobáltico |
| c) fosfuro de sodio |
| d) óxido de hierro(II) |
| e) hidruro de calcio |
| f) óxido de manganeso(IV) |
| g) yoduro de magnesio |
| h) sulfuro de cobre(I) |
42. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios sencillos.
- | |
|-------------------------|
| a) fluoruro de magnesio |
| b) yoduro férrico |
| c) sulfuro mercúrico |
| d) nitruro de bario |
| e) cloruro plumboso |
| f) fluoruro estánico |
| g) óxido de plata |
| h) seleniuro de potasio |
43. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos binarios de elementos no metálicos.
- | |
|----------------------------|
| a) disulfuro de carbono |
| b) agua |
| c) trióxido de dinitrógeno |
| d) heptóxido de dicloro |
| e) dióxido de carbono |
| f) amoníaco |
| g) tetrafluoruro de xenón |
44. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos binarios de elementos no metálicos.
- | |
|--|
| a) óxido de dinitrógeno |
| b) dióxido de nitrógeno |
| c) tetraóxido (tetróxido) de dinitrógeno |
| d) hexafluoruro de azufre |
| e) tribromuro de fósforo |
| f) tetrayoduro de carbono |
| g) dicloruro de oxígeno |
45. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos que contienen iones poliatómicos. Asegúrese de encerrar entre paréntesis el ión poliatómico si se necesita más de uno para balancear el(los) ión(es) con carga opuesta.
- | |
|-----------------------------------|
| a) nitrato de amonio |
| b) acetato de magnesio |
| c) peróxido de calcio |
| d) hidrógeno sulfato de potasio |
| e) sulfato de hierro(II) |
| f) hidrógeno carbonato de potasio |
| g) sulfato de cobalto(II) |
| h) perclorato de litio |
46. Escriba la fórmula para los siguientes compuestos que contienen iones poliatómicos. Asegúrese de encerrar entre paréntesis el ión poliatómico si se necesita más de uno para balancear los iones con carga opuesta.
- | |
|-----------------------------------|
| a) acetato de amonio |
| b) hidróxido ferroso |
| c) carbonato de cobalto(III) |
| d) dicromato de bario |
| e) sulfato de plomo(II) |
| f) dihidrógeno fosfato de potasio |
| g) peróxido de litio |
| h) clorato de zinc |
47. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes ácidos.
- | | |
|----------------------|-----------------------|
| a) ácido sulfhídrico | e) ácido cloroso |
| b) ácido perbrómico | f) ácido selenhídrico |
| c) ácido acético | g) ácido sulfuroso |
| d) ácido bromhídrico | h) ácido perclórico |
48. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes ácidos.
- | | |
|----------------------|-----------------------|
| a) ácido cianhídrico | e) ácido hipocloroso |
| b) ácido nítrico | f) ácido bromhídrico |
| c) ácido sulfúrico | g) ácido bromoso |
| d) ácido fosfórico | h) ácido fluorhídrico |
49. Escriba la fórmula para cada una de las siguientes sustancias.
- | |
|-------------------------|
| a) peróxido de sodio |
| b) clorato de calcio |
| c) hidróxido de rubidio |
| d) nitrato de zinc |
| e) dicromato de amonio |
| f) ácido sulfhídrico |
| g) bromuro de calcio |
| h) ácido hipocloroso |
| i) sulfato de potasio |
| j) ácido nítrico |
| k) acetato de bario |
| l) sulfito de litio |

50. Escriba la fórmula para cada una de las siguientes sustancias.
- hidrógeno sulfato de calcio
 - fosfato de zinc
 - perclorato de hierro(III)
 - hidróxido cobáltico
 - cromato de potasio
 - dihidrógeno fosfato de aluminio
 - bicarbonato de litio
 - acetato de manganeso(II)
 - hidrógeno fosfato de magnesio
 - clorito de cesio
 - peróxido de bario
 - carbonato níqueloso

Problemas adicionales

51. El hierro forma cationes 2+ y 3+. Escriba las fórmulas para el compuesto de óxido, sulfuro y cloruro de cada catión de hierro y nombre cada compuesto con el método de nomenclatura que utiliza números romanos para especificar la carga del catión y la notación *-oso/-ico*.
52. Antes de que se registre un electrocardiograma (ECG) de un paciente cardíaco, las minas del ECG por lo regular se revisten con una pasta húmeda que contiene cloruro de sodio. ¿De cuál propiedad de una sustancia iónica como el NaCl se está haciendo uso aquí?
53. El nitrógeno y el oxígeno forman compuestos binarios, incluyendo el NO, NO₂, N₂O₄, N₂O₅ y N₂O. Nombre cada uno de estos óxidos de nitrógeno.
54. En algunas tablas periódicas el hidrógeno se lista como un miembro del grupo 1 y como un miembro del grupo 7. Escriba una ecuación que muestre la formación del ión H⁺ y otra que muestre la formación del ión H⁻.
55. Liste los nombres y las fórmulas de cinco oxiácidos comunes.
56. En la siguiente lista complete el oxianión u oxiácido para cada par.
- | | |
|-------------------------------|-------------------|
| ClO ₄ ⁻ | _____ |
| _____ | HIO ₃ |
| ClO ⁻ | _____ |
| BrO ₂ ⁻ | _____ |
| _____ | HClO ₂ |
57. Nombre los siguientes compuestos.
- Ca(C₂H₃O₂)₂
 - PCl₃
 - Cu(MnO₄)₂
 - Fe₂(CO₃)₃
 - LiHCO₃
 - Cr₂S₃
 - Ca(CN)₂
58. Nombre los siguientes compuestos.
- AuBr₃
 - Co(CN)₃
 - MgHPO₄
 - B₂H₆
 - NH₃
 - Ag₂SO₄
 - Be(OH)₂
59. Nombre los siguientes compuestos.
- HClO₃
 - CoCl₃
 - B₂O₃
 - H₂O
 - HC₂H₃O₂
 - Fe(NO₃)₃
 - CuSO₄
60. Nombre los siguientes compuestos.
- (NH₄)₂CO₃
 - NH₄HCO₃
 - Ca₃(PO₄)₂
 - H₂SO₃
 - MnO₂
 - HIO₃
 - KH
61. La mayoría de los elementos metálicos forma *óxidos*, y con frecuencia el óxido es el compuesto más común del elemento que se encuentra en la corteza terrestre. Escriba las fórmulas para los óxidos de los siguientes elementos metálicos.
- potasio
 - magnesio
 - hierro(II)
 - hierro(III)
 - zinc
 - plomo(II)
 - aluminio
62. Considere un ión sencillo hipotético M⁺. Determine la fórmula del compuesto que formaría este ión con cada uno de los siguientes aniones.
- acetato
 - permanganato
 - óxido
 - hidrógeno fosfato
 - hidróxido
 - nitrito
63. Considere un elemento hipotético M, el cual es capaz de formar cationes sencillos estables que tienen cargas de 1+, 2+ y 3+, respectivamente. Escriba las fórmulas de los compuestos formados por los varios cationes M con cada uno de los siguientes aniones.
- cromato
 - dicromato
 - sulfuro
 - bromuro
 - bicarbonato
 - hidrógeno fosfato
64. Considere el elemento metálico M, el cual es capaz de formar cationes estables sencillos que tienen cargas de 1+, 2+ y 3+, respectivamente. También considere los elementos no metálicos D, E y F, los cuales forman aniones que tienen cargas de 1-, 2- y 3-, respectivamente. Escriba las fórmulas de todos los compuestos posibles entre el metal M y los no metales D, E y F.
65. Complete la tabla 5.A (página 140) escribiendo los nombres y las fórmulas para los compuestos iónicos formados cuando los cationes listados en el renglón superior se combinan con los aniones mostrados en la columna izquierda.
66. Complete la tabla 5.B (página 140) escribiendo las fórmulas para los compuestos iónicos formados cuando los aniones listados en el renglón superior se combinan con los cationes de la columna izquierda.
67. Los metales nobles oro, plata y platino se utilizan con frecuencia en el diseño de joyas debido a que son relativamente _____.
68. El gas noble _____ se encuentra con frecuencia en depósitos subterráneos de gas natural.
69. Los elementos del grupo 7 (flúor, cloro, bromo y yodo) consisten de moléculas que contienen _____ átomo(s).

Tabla 5.A

Iones	Fe ²⁺	Al ³⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺
CO ₃ ²⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
BrO ₃ ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
OH ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
HCO ₃ ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
PO ₄ ³⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
SO ₃ ²⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
ClO ₄ ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
SO ₄ ²⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
O ²⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____
Cl ⁻	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____	_____

Tabla 5.B

Iones	nitrato	sulfato	hidrógeno sulfato	dihidrógeno fosfato	óxido	cloruro
calcio	_____	_____	_____	_____	_____	_____
estroncio	_____	_____	_____	_____	_____	_____
amonio	_____	_____	_____	_____	_____	_____
aluminio	_____	_____	_____	_____	_____	_____
hierro(III)	_____	_____	_____	_____	_____	_____
níquel(II)	_____	_____	_____	_____	_____	_____
plata(I)	_____	_____	_____	_____	_____	_____
oro(III)	_____	_____	_____	_____	_____	_____
potasio	_____	_____	_____	_____	_____	_____
mercurio(II)	_____	_____	_____	_____	_____	_____
bario	_____	_____	_____	_____	_____	_____

70. ¿En qué estado físico existe a temperatura ambiente cada uno de los elementos halógeno?

71. Cuando un átomo gana dos electrones, el ión formado tiene una carga de _____.

72. Un ión con un electrón más que el número de protones que posee tiene una carga _____.

73. Un átomo que ha perdido tres electrones tendrá una carga de _____.

74. Un átomo que ha ganado un electrón tiene una carga de _____.

75. En cada uno de los iones negativos listados en la columna 1, use la tabla periódica para encontrar en la columna 2 el número total de electrones que contiene el ión. Una respuesta dada puede utilizarse más de una vez.

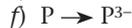
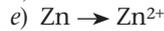
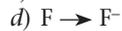
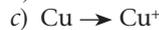
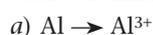
Columna 1

- Se²⁻
- S²⁻
- P³⁻
- O²⁻
- N³⁻
- I⁻
- F⁻
- Cl⁻
- Br⁻
- At⁻

Columna 2

- 18
- 35
- 52
- 34
- 36
- 54
- 10
- 9
- 53
- 86

76. En los siguientes procesos que muestran la formación de iones, indique el número de electrones que deben ganarse o perderse para formar el ión, y el número total de electrones en el ión y en el átomo a partir del cual se forma.



77. En cada uno de los siguientes números atómicos use la tabla periódica para escribir la fórmula (incluyendo la carga) para el ión sencillo que es más probable que forme el elemento.

a) 36

d) 81

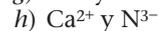
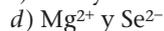
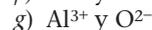
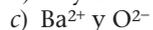
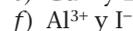
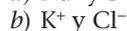
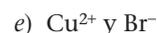
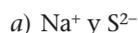
b) 31

e) 35

c) 52

f) 87

78. En los siguientes pares de iones, use el principio de neutralidad eléctrica para predecir la fórmula del compuesto binario que es más probable que formen los iones.



79. Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios sencillos.
- | | |
|-----------------------------------|----------------------|
| a) BeO | e) HCl |
| b) MgI ₂ | f) LiF |
| c) Na ₂ S | g) Ag ₂ S |
| d) Al ₂ O ₃ | h) CaH ₂ |
80. ¿En cuál de los siguientes pares es incorrecto el nombre? Proporcione el nombre correcto para las fórmulas indicadas.
- | |
|--|
| a) Ag ₂ O, monóxido de diplatá |
| b) N ₂ O, monóxido de dinitrógeno |
| c) Fe ₂ O ₃ , óxido de hierro(II) |
| d) PbO ₂ , óxido plumboso |
| e) Cr ₂ (SO ₄) ₃ , sulfato de cromo(III) |
81. Escriba el nombre de cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando el sistema que incluye un número romano para especificar la carga del catión.
- | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|
| a) FeBr ₂ | d) SnO ₂ |
| b) CoS | e) Hg ₂ Cl ₂ |
| c) Co ₂ S ₃ | f) HgCl ₂ |
82. Escriba el nombre de cada una de las siguientes sustancias iónicas utilizando las terminaciones *-oso* o *-ico* para indicar la carga del catión.
- | | |
|----------------------|-----------------------------------|
| a) SnCl ₂ | d) PbS |
| b) FeO | e) Co ₂ S ₃ |
| c) SnO ₂ | f) CrCl ₂ |
83. Nombre los siguientes compuestos binarios.
- | | |
|---------------------|----------------------------------|
| a) XeF ₆ | d) N ₂ O ₄ |
| b) OF ₂ | e) Cl ₂ O |
| c) AsI ₃ | f) SF ₆ |
84. Nombre los siguientes compuestos.
- | | |
|---|---------------------------------------|
| a) Fe(C ₂ H ₃ O ₂) ₃ | d) SiBr ₄ |
| b) BrF | e) Cu(MnO ₄) ₂ |
| c) K ₂ O ₂ | f) CaCrO ₄ |
85. ¿Cuál oxianión contiene un número mayor de átomos de oxígeno, el ión *nitrate* o el ión *nitrite*?
86. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes iones poliatómicos que contienen carbono, incluyendo la carga total del ión.
- | | |
|------------------------|------------|
| a) carbonato | c) acetato |
| b) hidrógeno carbonato | d) cianuro |
87. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes iones que contienen cromo, incluyendo la carga total del ión.
- | | |
|------------|--------------|
| a) cromoso | c) crómico |
| b) cromato | d) dicromato |
88. Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes aniones poliatómicos.
- | | |
|----------------------------------|----------------------------------|
| a) CO ₃ ²⁻ | d) PO ₄ ³⁻ |
| b) ClO ₃ ⁻ | e) ClO ₄ ⁻ |
| c) SO ₄ ²⁻ | f) MnO ₄ ⁻ |
89. Nombre cada uno de los siguientes compuestos, los cuales contienen iones poliatómicos.
- | | |
|--------------------------------------|--|
| a) LiH ₂ PO ₄ | d) Na ₂ HPO ₄ |
| b) Cu(CN) ₂ | e) NaClO ₂ |
| c) Pb(NO ₃) ₂ | f) Co ₂ (SO ₄) ₃ |
90. Elija cinco cationes sencillos y cinco aniones poliatómicos y escriba las fórmulas para todos los compuestos posibles entre los cationes y los aniones. Nombre cada compuesto.
91. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos binarios de elementos no metálicos.
- | |
|-----------------------------|
| a) dióxido de azufre |
| b) monóxido de dinitrógeno |
| c) tetrafluoruro de xenón |
| d) decóxido de tetrafósforo |
| e) pentacloruro de fósforo |
| f) hexafluoruro de azufre |
| g) dióxido de nitrógeno |
92. Escriba la fórmula de cada una de las siguientes sustancias iónicas.
- | |
|-------------------------------------|
| a) dihidrógeno fosfato de sodio |
| b) perclorato de litio |
| c) hidrógeno carbonato de cobre(II) |
| d) acetato de potasio |
| e) peróxido de bario |
| f) sulfito de cesio |
93. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos, los cuales contienen iones poliatómicos. Asegúrese de encerrar entre paréntesis el ión poliatómico si se necesita más de uno para balancear el(los) ión(es) con carga opuesta.
- | |
|--|
| a) perclorato de plata(I) (por lo regular llamado perclorato de plata) |
| b) hidróxido de cobalto(III) |
| c) hipoclorito de sodio |
| d) dicromato de potasio |
| e) nitrito de amonio |
| f) hidróxido férrico |
| g) hidrógeno carbonato de amonio |
| h) perbromato de potasio |

PREGUNTAS

- ¿Qué es un elemento? ¿Cuáles elementos son los más abundantes en la Tierra? ¿Cuáles son los más abundantes en el cuerpo humano?
- Sin consultar alguna referencia, escriba el nombre y el símbolo de tantos elementos como pueda. ¿Cuántos pudo nombrar? ¿Cuántos símbolos escribió de manera correcta?
- Los símbolos para los elementos plata (Ag), oro (Au) y tungsteno (W) parecen no tener relación con sus nombres en inglés y en español. Explique la razón y proporcione tres ejemplos adicionales.
- Sin consultar su libro de texto o notas, enuncia tantos puntos como pueda de la teoría atómica de Dalton. Explique con sus propias palabras cada punto de la teoría.
- ¿Qué es un compuesto? ¿Qué se entiende por *ley de la composición constante* para los compuestos y por qué esta ley es tan importante para el estudio de la química?
- ¿Qué se entiende por átomo nuclear? Describa los puntos del modelo de Rutherford para el átomo nuclear y cómo probó este modelo. Con base en sus experimentos, ¿cómo visualizó Rutherford la estructura del átomo? ¿En qué difiere su modelo de la estructura del átomo del modelo de Kelvin del "pudding con pasas"?
- Considere el neutrón, el protón y el electrón.
 - ¿Cuál(es) se encuentra(n) en el núcleo?
 - ¿Cuál tiene la masa relativa mayor?
 - ¿Cuál tiene la menor masa relativa?
 - ¿Cuál tiene carga negativa?
 - ¿Cuál es eléctricamente neutro?
- ¿Qué son los *isótopos*? ¿Qué significa *número atómico* y *número de masa* de un isótopo? ¿Cómo se indican de manera simbólica los isótopos específicos? (proporcione un ejemplo y explique). ¿Los isótopos de un elemento dado tienen las mismas propiedades químicas y físicas? Explique.
- Complete la siguiente tabla proporcionando el símbolo, el nombre, el número atómico y(o) el número del grupo (familia) según se requiera.

Símbolo	Nombre	Número atómico	Número de grupo
Ca	_____	_____	_____
I	_____	_____	_____
_____	cesio	_____	_____
_____	arsénico	16	_____
Sr	_____	_____	_____
_____	_____	14	_____
Rn	_____	_____	_____
_____	radio	_____	_____
Se	_____	_____	_____

- La mayoría de los elementos encontrados en la naturaleza está en forma elemental o combinada? ¿Por qué? Nombre varios elementos que por lo regular se encuentran en la forma elemental.

- ¿Qué son los *iones*? ¿Cómo se forman a partir de los átomos? ¿Los átomos aislados forman iones de manera espontánea? ¿A qué se refieren los términos *catión* y *anión*? En términos de las partículas subatómicas, ¿cómo está relacionado un ión con el átomo a partir del cual se forma? ¿El núcleo de un átomo cambia cuando éste se convierte en un ión? ¿Cómo puede utilizarse la tabla periódica para predecir qué ión formarán los átomos de un elemento?
- ¿Cuáles son algunas propiedades físicas generales de los compuestos iónicos como el cloruro de sodio? ¿Cómo se sabe que las sustancias como el cloruro de sodio consisten en partículas con cargas positivas y negativas? Dado que los compuestos iónicos están conformados por partículas con carga, ¿por qué tal compuesto no tiene una carga eléctrica total? ¿Puede un compuesto iónico sólo consistir de cationes o aniones (pero no ambos)? ¿Por qué no?
- ¿Qué principio se utiliza en la escritura de la fórmula de un compuesto iónico como el NaCl o el MgI₂? ¿Cómo se sabe que se necesitan *dos* iones yoduro por cada ión magnesio, mientras que sólo se requiere un ión cloruro por ión sodio?
- Cuando se escribe el nombre de un compuesto iónico, ¿cuál se nombra primero, el anión o el catión? Proporcione un ejemplo. ¿Qué terminación se añade a la raíz del nombre de un elemento para mostrar que es un anión sencillo en un compuesto iónico del tipo I? Ejemplifique. ¿Cuáles *dos* sistemas se utilizan para mostrar la carga del catión en un compuesto iónico del tipo II? Dé ejemplos de cada sistema para el mismo compuesto. ¿Qué tipo general de elemento está involucrado en los compuestos del tipo II?
- Describa el sistema utilizado para nombrar compuestos binarios del tipo III (de elementos no metálicos). Proporcione varios ejemplos que ilustren el método. ¿En qué difiere este sistema del utilizado para los compuestos iónicos? ¿En qué es similar el sistema para compuestos del tipo III de aquellos para los compuestos iónicos?
- ¿Qué es un ión *poliatómico*? Sin consultar una referencia, liste las fórmulas y los nombres de al menos 10 iones poliatómicos. Cuando se escribe la fórmula total de un compuesto iónico que involucra iones poliatómicos, ¿por qué se utilizan paréntesis alrededor de la fórmula de un ión poliatómico cuando está presente más de uno de tal ión? Proporcione un ejemplo.
- ¿Qué es un *oxianión*? ¿Qué sistema especial se utiliza en una serie de oxianiones relacionados que indica el número relativo de átomos de oxígeno en cada ión? Proporcione ejemplos.
- ¿Qué es un ácido? ¿Cómo se nombran los ácidos que *no* contienen oxígeno? Proporcione varios ejemplos. Describa el sistema de nomenclatura para los oxiácidos. Proporcione ejemplos de una serie de oxiácidos para ilustrar este sistema.

PROBLEMAS

19. Complete la siguiente tabla proporcionando el símbolo, el nombre, el número atómico y(o) el número del grupo (familia) según se requiera.

Símbolo	Nombre	Número atómico	Número de grupo
Al	_____	_____	_____
_____	radón	_____	_____
_____	azufre	_____	_____
_____	_____	38	_____
Br	_____	_____	_____
_____	carbono	_____	_____
Ba	_____	_____	_____
_____	_____	88	_____
_____	_____	11	_____
K	_____	_____	_____
_____	germanio	_____	_____
_____	_____	17	_____

20. Su texto indica que los elementos del grupo 1, del grupo 2, del grupo 7 y del grupo 8 tienen nombres de "familia" (metales alcalinos, metales alcalinotérreos, halógenos y gases nobles, respectivamente). Sin buscar en su libro de texto, nombre tantos elementos de cada familia como pueda. ¿Qué similitudes hay entre los miembros de una familia? ¿Por qué?

21. Utilizando la tabla periódica que se encuentra en el interior de la portada de este libro, para cada uno de los siguientes símbolos escriba el nombre del elemento y su número atómico.

a) Mg	j) Co	s) Se
b) Ga	k) Cu	t) W
c) Sn	l) Ag	u) Ra
d) Sb	m) U	v) Rn
e) Sr	n) As	w) Ce
f) Si	o) At	x) Zr
g) Cs	p) Ar	y) Al
h) Ca	q) Zn	z) Pd
i) Cr	r) Mn	

22. ¿Cuántos electrones, protones y neutrones se encuentran en los átomos aislados que tienen los siguientes símbolos atómicos?

a) $^{17}_8\text{O}$	e) ^4_2He
b) $^{235}_{92}\text{U}$	f) $^{119}_{50}\text{Sn}$
c) $^{37}_{17}\text{Cl}$	g) $^{124}_{54}\text{Xe}$
d) ^3_1H	h) $^{64}_{30}\text{Zn}$

23. ¿Qué ión sencillo forma más por lo común cada uno de los siguientes elementos?

a) Mg	f) Ba	j) Ca
b) F	g) Na	k) S
c) Ag	h) Br	l) Li
d) Al	i) K	m) Cl
e) O		

24. Para cada uno de los siguientes iones sencillos, indique el número de protones y electrones que contiene el ión.

a) Mg^{2+}	d) F^-	g) Co^{3+}	j) Rb^+
b) Fe^{2+}	e) Ni^{2+}	h) N^{3-}	k) Se^{2-}
c) Fe^{3+}	f) Zn^{2+}	i) S^{2-}	l) K^+

25. Utilizando los iones indicados en el problema 24, escriba las fórmulas y proporcione los nombres para todos los posibles compuestos iónicos sencillos que involucran estos iones.

26. Escriba la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos iónicos binarios.

- yoduro de cobre(I)
- cloruro cobaltoso
- sulfuro de plata
- bromuro mercurioso
- óxido mercúrico
- sulfuro de cromo(III)
- óxido plúmbico
- nitruro de potasio
- fluoruro estanoso
- óxido férrico

27. ¿Cuáles de los siguientes pares fórmula-nombre son incorrectos? Explique por qué en cada caso.

- | | |
|--------------------------------------|----------------------------|
| a) $\text{Ag}(\text{NO}_3)_2$ | nitrato de plata |
| b) Fe_2Cl | cloruro ferroso |
| c) NaH_2PO_4 | hidrógeno fosfato de sodio |
| d) NH_4S | sulfuro de amonio |
| e) $\text{KC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ | acetato de potasio |
| f) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ | perclorato de calcio |
| g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | dicromato de potasio |
| h) BaOH | hidróxido de bario |
| i) Na_2O_2 | peróxido de sodio |
| j) $\text{Ca}(\text{CO}_3)_2$ | carbonato de calcio |

28. Nombre cada uno de los siguientes iones poliatómicos.

a) NH_4^+	e) NO_2^-	h) ClO_4^-
b) SO_3^{2-}	f) CN^-	i) ClO^-
c) NO_3^-	g) OH^-	j) PO_4^{3-}
d) SO_4^{2-}		

29. Utilizando los iones poliatómicos negativos listados en la tabla 5.4, escriba las fórmulas para cada uno de sus compuestos con sodio y calcio.

30. Nombre cada uno de los siguientes compuestos.

a) XeO_2	e) OF_2
b) ICl_5	f) P_2O_5
c) PCl_3	g) AsI_3
d) CO	h) SO_3

31. Escriba las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.

a) cloruro mercurico	i) nitruro de potasio
b) óxido de hierro(III)	j) dióxido de nitrógeno
c) ácido sulfuroso	k) acetato de plata
d) hidruro de calcio	l) ácido acético
e) nitrato de potasio	m) cloruro de platino(IV)
f) fluoruro de aluminio	n) sulfuro de amonio
g) monóxido de dinitrógeno	o) bromuro de cobalto(III)
h) ácido sulfúrico	p) ácido fluorhídrico

6

Reacciones químicas: introducción

- 6.1 Evidencia de una reacción química
- 6.2 Ecuaciones químicas
- 6.3 Balanceo de ecuaciones químicas

- Tormenta eléctrica en Renens, Suiza.
(© Lazar Mihai-Bogdan)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

Go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com

La química se relaciona con el cambio. El pasto crece. El acero se oxida. El cabello se blanquea, tiñe, “se le hace una permanente” o se alisa. El gas natural se quema para calentar hogares. El nailon se produce para confeccionar chaquetas, trajes de baños y pantimedias. El agua se descompone en gas hidrógeno y gas oxígeno por medio de una corriente eléctrica. El jugo de uva se fermenta en la producción del vino. El escarabajo bombardero prepara un rocío tóxico para dispararlo a sus enemigos (vea “Química en enfoque”, p. 153).

Los anteriores son sólo algunos ejemplos de cambios químicos que afectan a cada uno de nosotros. Las reacciones químicas son el corazón y el alma de la química, y en este capítulo se explicarán las ideas fundamentales acerca de éstas.



© iStockphoto.com/ Jose Ignacio Soto

El nailon es un material fuerte que forma paracaídas resistentes.



© tezzstock/Shutterstock



© Cengage Learning

Botellas de plástico para envasar bebidas (izquierda). Extracción de nylon del borde entre dos soluciones de diferentes reactivos (derecha).

6.1 Evidencia de una reacción química

OBJETIVO Aprender las señales que muestran que ha ocurrido una reacción química.

En el capítulo 7 se explicarán con mayor detalle la energía y las reacciones químicas.

¿Cómo se sabe cuándo ha ocurrido una reacción química? Es decir, ¿cuáles son las pistas que indican que se ha llevado a cabo un cambio químico? Un nuevo vistazo a los procesos mencionados en la introducción sugiere que las *reacciones químicas con frecuencia dan una señal visual*. Cuando se oxida, el acero cambia de un material liso

Tabla 6.1 Algunas pistas de que ha ocurrido una reacción química

1. Los cambios de color.
2. Se forma un sólido.
3. Se forman burbujas.
4. Se genera calor y(o) una flama o se absorbe calor.

y brillante a una sustancia escamosa de color marrón rojizo. El cabello cambia de color cuando se blanquea. El nailon sólido se forma cuando se ponen en contacto dos disoluciones líquidas particulares. Aparece una flama azul cuando el gas natural reacciona con el oxígeno. Por tanto, las reacciones químicas con frecuencia emiten pistas *visuales*: un cambio de color, formación de un sólido, producción de burbujas (vea la figura 6.1), aparición de una flama, y así sucesivamente. Sin embargo, las reacciones no siempre son visibles. En ocasiones, la única señal de que está ocurriendo una reacción es un cambio en la temperatura a medida que se genera o absorbe calor (vea la figura 6.2).

La tabla 6.1 resume las pistas comunes a la ocurrencia de una reacción química, y la figura 6.3 presenta algunos ejemplos de las reacciones que arrojan esas pistas.

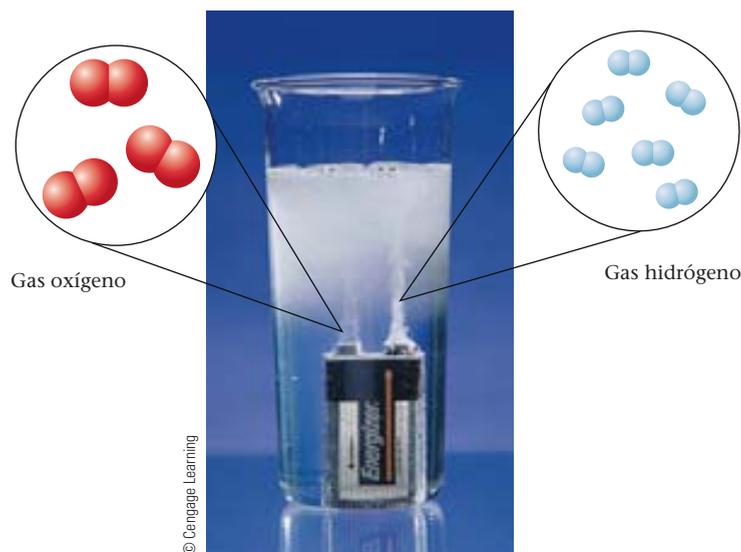


Figura 6.1

Se forman burbujas de gas hidrógeno y gas oxígeno cuando se utiliza una corriente eléctrica para descomponer el agua.



a Una persona lesionada utiliza una compresa fría para prevenir la inflamación. La compresa se activa rompiendo una ampolla; esto inicia una reacción química que absorbe calor con rapidez, disminuyendo la temperatura del área en la que se aplica la compresa.

b Una compresa caliente utilizada para calentar las manos y los pies en el invierno. Cuando se abre la compresa, el oxígeno del aire penetra en una bolsa que contiene sustancias químicas sólidas. La reacción resultante produce calor por varias horas.

Figura 6.2



© Cengage Learning

a

Cuando se adiciona ácido clorhídrico incoloro a una disolución rojiza de nitrato de cobalto(II), ésta se vuelve azul, una señal de que se ha llevado a cabo una reacción química.

b

Se forma un sólido cuando se adiciona una disolución de dicromato de sodio a una de nitrato de plomo.

c

Se forman burbujas de gas hidrógeno cuando el metal calcio reacciona con el agua.

d

El gas metano reacciona con el oxígeno para producir una flama en un mechero de Bunsen.

Figura 6.3

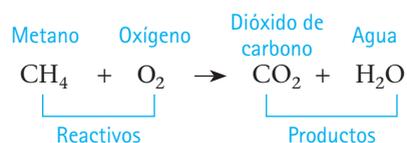
6.2 Ecuaciones químicas

OBJETIVO Aprender a identificar las características de una reacción química y la información proporcionada por una ecuación química.

Los químicos han aprendido que un cambio químico siempre involucra un reordenamiento de las formas en las que se agrupan los átomos. Por ejemplo, cuando el metano, CH_4 , en el gas natural se combina con el oxígeno, O_2 , del aire y se quema, se forma dióxido de carbono, CO_2 , y agua, H_2O . A un cambio químico como este se le llama **reacción química**. Ésta se representa escribiendo una **ecuación química** en la que las sustancias químicas presentes antes de la reacción (los **reactivos**) se muestran a la izquierda de una flecha y las sustancias químicas formadas por la reacción (los **productos**) se muestran a la derecha de la flecha. Ésta indica la dirección del cambio y se lee como “forma” o “produce”:

Reactivos \rightarrow Productos

Para la reacción de metano con oxígeno se tiene



Observe a partir de esta ecuación que los productos contienen los mismos átomos que los reactivos, pero los átomos están asociados de maneras diferentes. Es decir, una *reacción química involucra cambiar las formas en la que los átomos se agrupan*.

Es importante reconocer que **en una reacción química no se crean ni se destruyen átomos**. Todos los átomos presentes en los reactivos deben constituir los productos. En otras palabras, debe haber el mismo número de cada tipo de átomo en el lado de los productos que en el lado de los reactivos de la flecha. Al hecho de asegurarse de que la ecuación para una reacción obedezca esta regla se le llama **balanceo de la ecuación química** para una reacción.

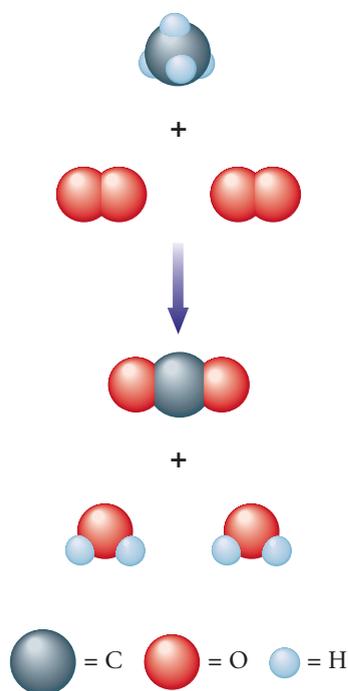
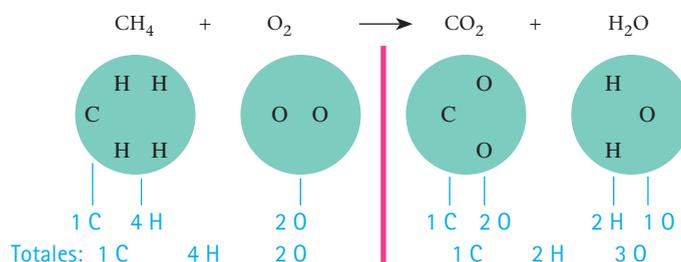


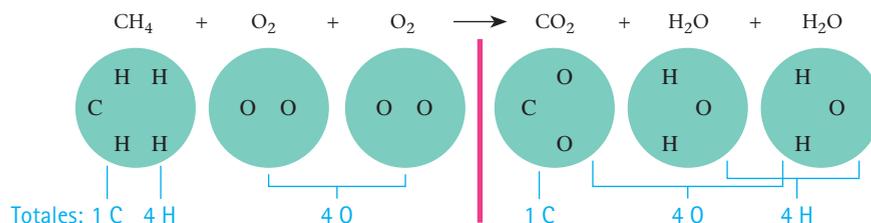
Figura 6.4

Reacción entre metano y oxígeno para formar agua y dióxido de carbono. Observe que hay cuatro átomos de oxígeno en los productos y en los reactivos: no se ha ganado ni perdido ninguno en la reacción. De manera similar, hay cuatro átomos de hidrógeno y un átomo de carbono en los reactivos y en los productos. La reacción simplemente cambia la manera en la que se agrupan los átomos.

La ecuación mostrada para la reacción entre el CH_4 y el O_2 no está balanceada. Se puede ver que no lo está tomando por separado los reactivos y los productos.

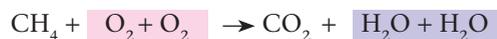


La reacción no puede suceder de esta manera debido a que, como está, la ecuación enuncia que se crea un átomo de oxígeno y se destruyen dos átomos de hidrógeno. Una reacción sólo reordena la manera en la que se agrupan los átomos; no los crea o los destruye. El número total de cada tipo de átomo debe ser el mismo en ambos lados de la flecha. Se puede arreglar el desequilibrio en esta ecuación involucrando una molécula más de O_2 a la izquierda y mostrando la producción de una molécula más de H_2O a la derecha.



Esta *ecuación química balanceada* muestra los números reales de las moléculas involucradas en esta reacción (vea la figura 6.4).

Cuando se escribe la ecuación balanceada para una reacción, las moléculas similares se agrupan juntas. Por tanto



escrita como



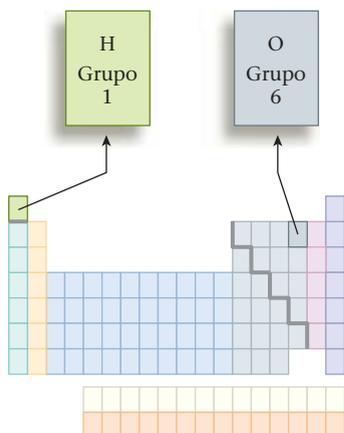
La ecuación química para una reacción provee dos tipos de información importante:

1. Las identidades de los reactivos y productos.
2. Los números relativos de cada uno.

► Estados físicos

Además de especificar los compuestos involucrados en la reacción, con frecuencia se indican en la ecuación los *estados físicos* de los reactivos y productos utilizando los siguientes símbolos.

Símbolo	Estado
(s)	sólido
(l)	líquido
(g)	gas
(ac)	disuelto en agua (en disolución acuosa)





a

Reactivo metal potasio (almacenado en aceite mineral para prevenir la oxidación).



b

Reactivo agua.



c

Reacción de potasio con agua. La flama ocurre debido a que el gas hidrógeno, $H_2(g)$, producido por la reacción se quema en el aire [reacciona con el $O_2(g)$] a las temperaturas altas ocasionadas por la reacción.

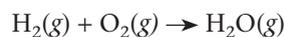
Figura 6.5

Por ejemplo, cuando el potasio sólido reacciona con agua líquida, los productos son gas hidrógeno e hidróxido de potasio; este último permanece disuelto en el agua. A partir de esta información acerca de los reactivos y productos se puede escribir la ecuación de la reacción. El potasio sólido se representa por medio de $K(s)$; el agua líquida se escribe como $H_2O(l)$; el gas hidrógeno contiene moléculas diatómicas y se representa por medio de $H_2(g)$, y el hidróxido de potasio disuelto en agua se escribe como $KOH(ac)$. Por tanto, la ecuación *no balanceada* para la reacción es



En la figura 6.5 se muestra esta reacción.

El gas hidrógeno producido reacciona posteriormente con el gas oxígeno en el aire, produciendo agua gaseosa y una flama. La ecuación *no balanceada* para esta reacción es



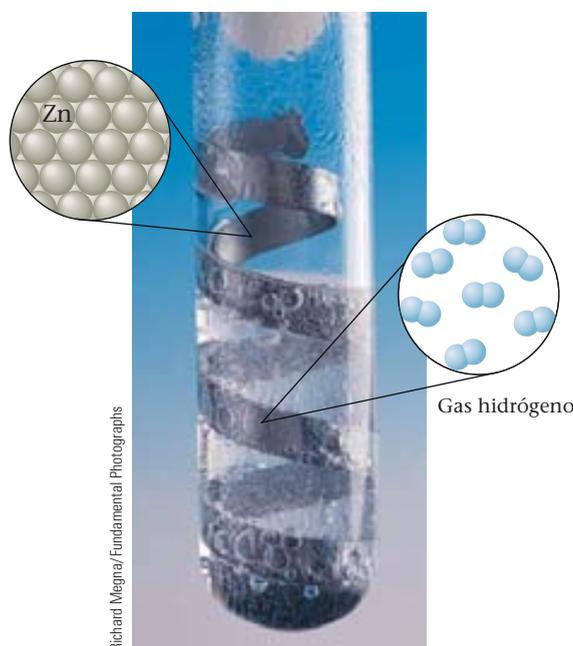
Ambas reacciones producen gran cantidad de calor. En el ejemplo 6.1 se practicará la escritura de ecuaciones no balanceadas para las reacciones. Después, en la siguiente sección se explicarán los procedimientos sistemáticos para el balanceo de ecuaciones.

EJEMPLO 6.1

Ecuaciones químicas: reconocimiento de reactivos y productos

Escriba la ecuación química *no balanceada* para cada una de las siguientes reacciones.

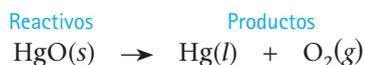
- El óxido de mercurio(II) sólido se descompone para producir metal mercurio sólido y oxígeno gaseoso.
- El carbono sólido reacciona con oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono gaseoso.
- Se adiciona zinc sólido a una disolución acuosa que contiene cloruro de hidrógeno disuelto para producir hidrógeno gaseoso que burbujea de la disolución y cloruro de zinc que permanece disuelto en el agua.



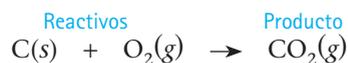
El metal zinc reacciona con ácido clorhídrico para producir burbujas de gas hidrógeno.

SOLUCIÓN

- a) En este caso sólo se tiene un reactivo, óxido de mercurio(II). El nombre óxido de mercurio(II) significa que está presente el catión Hg^{2+} , por lo que se requiere un ión O^{2-} para una carga neta de cero. Por tanto, la fórmula es HgO , la cual se escribe $\text{HgO}(s)$ en este caso debido a que está dado como un sólido. Los productos son mercurio líquido, que se escribe como $\text{Hg}(l)$ y oxígeno gaseoso, que se escribe como $\text{O}_2(g)$. (Recuerde que el oxígeno existe como una molécula diatómica en condiciones normales.) La ecuación no balanceada es



- b) En este caso, el carbono sólido, que se escribe como $\text{C}(s)$, reacciona con gas oxígeno, $\text{O}_2(g)$, para formar dióxido de carbono gaseoso, el cual se escribe como $\text{CO}_2(g)$. La ecuación (la cual resulta estar balanceada) es



- c) En esta reacción se adiciona zinc sólido, $\text{Zn}(s)$, a una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno, el cual se escribe como $\text{HCl}(ac)$ y se denomina *ácido clorhídrico*. Estos son los reactivos. Los productos de la reacción son hidrógeno gaseoso, $\text{H}_2(g)$, y cloruro de zinc acuoso. El nombre cloruro de zinc significa que está presente el ión Zn^{2+} , por lo que se necesitan dos iones Cl^- para lograr una carga neta de cero. Por tanto, el cloruro de zinc disuelto en agua se escribe como $\text{ZnCl}_2(ac)$. La ecuación no balanceada para la reacción es



Debido a que el Zn sólo forma el ión Zn^{2+} , por lo regular no se necesita un número romano. Por tanto al ZnCl_2 se le llama de manera común cloruro de zinc.

Autocomprobación

EJERCICIO 6.1 Identifique los reactivos y productos y escriba la ecuación *no balanceada* (incluyendo los símbolos para los estados) de cada una de las siguientes reacciones químicas.

- El metal magnesio sólido reacciona con agua líquida para formar hidróxido de magnesio sólido y gas hidrógeno.
- El dicromato de amonio sólido (revise la tabla 5.4 si el compuesto no le es familiar) se descompone a óxido de cromo(III) sólido, nitrógeno gaseoso y agua gaseosa.
- El amoníaco gaseoso reacciona con oxígeno gaseoso para formar monóxido de nitrógeno gaseoso y agua gaseosa.

Vea los problemas 6.13 al 6.34. ■

6.3

Balanceo de ecuaciones químicas

OBJETIVO

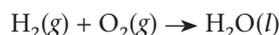
Aprender cómo escribir una ecuación balanceada para una reacción química.

La prueba y error se utiliza con frecuencia para la solución de problemas. Está bien incurrir en unos cuantos errores antes de obtener la respuesta correcta.

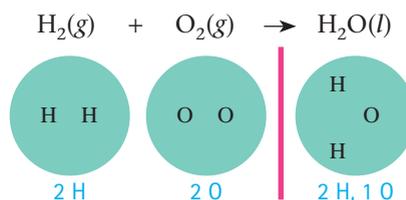
Como se vio en la sección anterior, una ecuación química no balanceada no es una representación precisa de la reacción que ocurre. Siempre que vea una ecuación para una reacción, debe preguntarse si está balanceada. El principio que subyace en el centro del proceso de balanceo indica que *en una reacción química los átomos se conservan*. Es decir, no se crean ni se destruyen. Sólo se agrupan de manera diferente. Se encuentra el mismo número de cada tipo de átomo entre los reactivos y entre los productos.

Los químicos determinan la identidad de los reactivos y productos de una reacción por medio de la observación experimental. Por ejemplo, cuando se quema metano (gas natural) en presencia de suficiente gas oxígeno, los productos siempre son dióxido de carbono y agua. **Las identidades (fórmulas) de los compuestos nunca deben cambiarse en el balanceo de una ecuación química.** En otras palabras, no pueden modificarse los subíndices en una fórmula, ni se pueden adicionar o sustraer átomos de la misma.

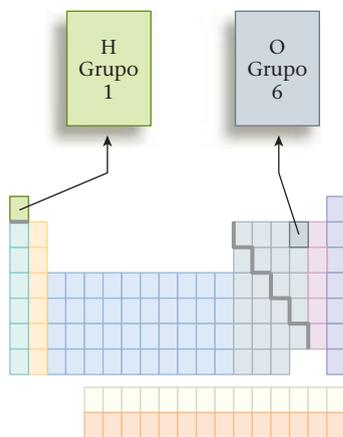
La mayoría de las ecuaciones químicas puede balancearse por prueba y error, es decir, por inspección. Siga tratando hasta que encuentre los números de reactivos y productos que proporcionen el mismo número de cada tipo de átomo en ambos lados de la flecha. Por ejemplo, considere la reacción de gas hidrógeno y gas oxígeno para formar agua líquida. Primero se escribe la ecuación no balanceada a partir de la descripción de la reacción.



Se puede ver que esta ecuación no está balanceada contando los átomos en ambos lados de la flecha.



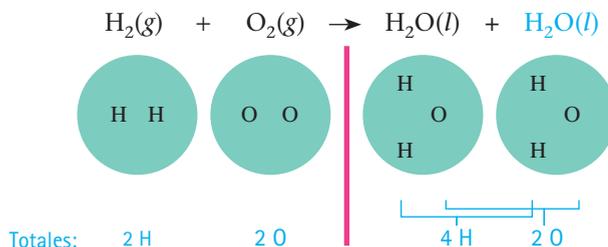
Se tiene un átomo de oxígeno más en los reactivos que en el producto. Dado que no pueden crearse o destruirse átomos y *no se puede cambiar las fórmulas* de los reactivos o productos, se debe balancear la ecuación adicionando más moléculas de los reactivos y/o productos. En este caso se necesita un átomo de oxígeno más a la derecha,



Reactivos	Productos
2 H	2 H
2 O	1 O

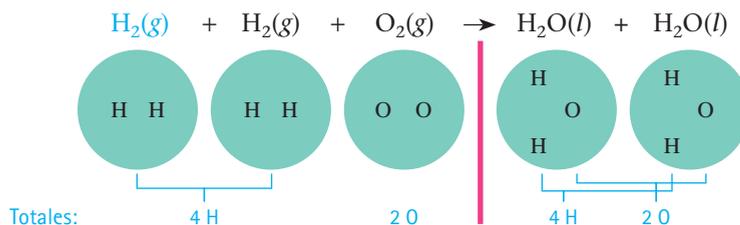
por lo que se adiciona otra molécula de agua (la cual contiene un átomo de O). Después se cuentan todos los átomos de nuevo.

Reactivos	Productos
2 H	4 H
2 O	2 O

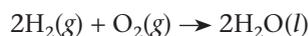


Se han balanceado los átomos de oxígeno, pero ahora los de hidrógeno se han vuelto no balanceados. Hay más átomos de hidrógeno a la derecha que a la izquierda. Se puede resolver este problema adicionando otra molécula de hidrógeno (H_2) al lado de los reactivos.

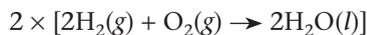
Reactivos	Productos
4 H	4 H
2 O	2 O



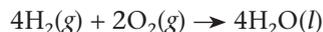
La ecuación ahora está balanceada. Se tienen los mismos números de átomos de hidrógeno y oxígeno representados en ambos lados de la flecha. Al agrupar moléculas similares, se escribe la ecuación balanceada como



A continuación considere qué sucede si se multiplica por 2 cada parte de esta ecuación balanceada:

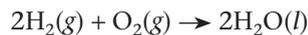


para obtener



Esta ecuación está balanceada (cuenta los átomos para verificarlo). De hecho, se puede multiplicar o dividir *todas las partes* de la ecuación balanceada original por/entre cualquier número para obtener una nueva ecuación balanceada. Por tanto, cada reacción química tiene varias ecuaciones balanceadas posibles. ¿Se prefiere sobre las demás una de las varias posibilidades? Sí.

La convención aceptada indica que la “mejor” ecuación balanceada es la que tiene los *enteros más pequeños (números enteros)*. A estos enteros se les llaman **coeficientes** para la ecuación balanceada. Por tanto, en la reacción de hidrógeno y oxígeno para formar agua la ecuación balanceada “correcta” es



Los coeficientes 2, 1 (nunca se escribe), y 2, respectivamente, son los *enteros más pequeños* que proporcionan una ecuación balanceada para esta reacción.

A continuación se balanceará la ecuación para la reacción de etanol líquido, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, con gas oxígeno para formar dióxido de carbono gaseoso y agua. Esta reacción, entre otras, ocurre en los motores que queman una mezcla de gasolina-etanol llamada gasohol.

El primer paso para obtener la ecuación balanceada de una reacción siempre es identificar los reactivos y productos a partir de la descripción dada para la reacción. En este caso se indicó que el etanol líquido, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, reacciona con oxígeno

El escarabajo que dispara en línea recta

Si alguien le dijera, “Nombre algo que se proteja a sí mismo rociando a sus enemigos”, su respuesta sería casi con certeza “un zorrillo”. Por supuesto, es correcto, pero existe otra respuesta correcta: el escarabajo bombardero. Cuando se le amenaza, éste dispara a sus enemigos una corriente hirviente de sustancias químicas tóxicas. ¿Cómo logra esto este escarabajo astuto? Obviamente, la mezcla hirviente no puede estar almacenada dentro del cuerpo del animal todo el tiempo. En su lugar, cuando se siente en peligro, el escarabajo mezcla las sustancias químicas que producen el rocío caliente. Las sustancias químicas involucradas están almacenadas en dos compartimientos. Uno contiene las sustancias químicas peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y metilhidroquinona ($C_7H_8O_2$). La reacción clave es la descomposición del peróxido de hidrógeno para formar gas oxígeno y agua:



El peróxido de hidrógeno también reacciona con las hidroquinonas para producir otros compuestos que se vuelven parte del rocío tóxico.

Sin embargo, ninguna de estas reacciones ocurre muy rápido a menos que ciertas enzimas estén

presentes. (Las enzimas son sustancias naturales que aceleran las reacciones biológicas por medios que no se explicarán aquí.) Cuando el escarabajo mezcla el peróxido de hidrógeno y las hidroquinonas con la enzima, ocurre con rapidez la descomposición del H_2O_2 , produciendo una mezcla caliente presurizada por la formación de gas oxígeno. Cuando la presión del gas se vuelve lo suficientemente alta, se eyecta el rocío caliente en una corriente larga o en ráfagas cortas. El escarabajo tiene una puntería muy precisa y puede disparar a varios atacantes con un lote de rocío.



© Geoffrey Kuchera/Shutterstock

El zorrillo y el escarabajo bombardero se defienden de sus enemigos rociándolos con sustancias tóxicas.

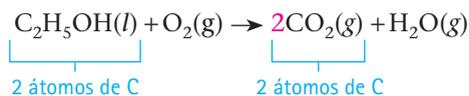
gaseoso, $O_2(g)$, para producir dióxido de carbono gaseoso, $CO_2(g)$ y agua gaseosa, $H_2O(g)$. Por tanto, la ecuación no balanceada es



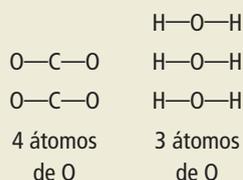
Al balancear ecuaciones, comience buscando la molécula más complicada.



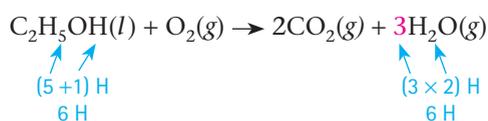
Cuando una molécula en una ecuación es más complicada (contiene más elementos) que las otras, es mejor comenzar con esa molécula. La más complicada aquí es el C_2H_5OH , por lo que se comienza considerando el producto que contiene los átomos en esta fórmula. Se inicia con el carbono. El único producto que contiene carbono es el CO_2 . Debido a que el C_2H_5OH contiene dos átomos de carbono, se coloca un 2 antes del CO_2 para balancear los átomos de carbono.



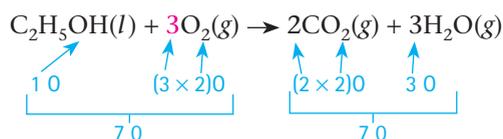
Recuerde, no se puede cambiar la fórmula de ningún reactivo o producto cuando se balancea la ecuación. Sólo se colocan coeficientes a un lado (o antes) de las fórmulas.



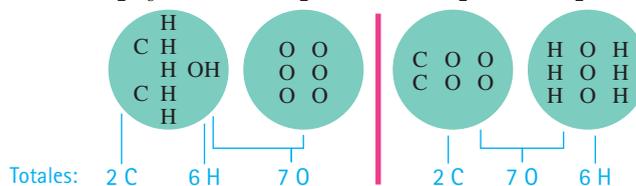
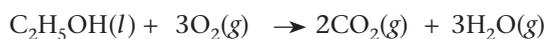
Después se considera el hidrógeno. El único producto que lo contiene es el H₂O. El C₂H₅OH contiene seis átomos de hidrógeno, por lo que se necesitan seis átomos de hidrógeno a la derecha. Debido a que cada H₂O contiene dos átomos de hidrógeno, se necesitan tres moléculas de H₂O para obtener los seis átomos, por lo que se coloca un 3 antes del H₂O.



Por último, se cuentan los átomos de oxígeno. A la izquierda se tienen tres átomos de oxígeno (uno en el C₂H₅OH y dos en el O₂) y a la derecha se tienen otros siete (cuatro en el 2CO₂ y tres en el 3H₂O). Se puede corregir este desequilibrio si se tienen tres moléculas de O₂ a la izquierda. Es decir, se coloca un coeficiente de 3 antes del O₂ para producir la ecuación balanceada.



En este punto, puede quizás preguntarse: ¿por qué se eligió el O₂ a la izquierda cuando se balancearon los átomos de oxígeno? ¿Por qué no se utilizó el C₂H₅OH, el cual tiene un átomo de oxígeno? La respuesta consiste en que si se hubiese cambiado el coeficiente a un lado del C₂H₅OH, se habrían desbalanceado los átomos de hidrógeno y carbono. Ahora se cuentan todos los átomos como comprobación para asegurar que la ecuación esté balanceada.



Reactivos	Productos
2 C	2 C
6 H	6 H
7 O	7 O

La ecuación ahora está balanceada. Se tienen los mismos números de todos los tipos de átomos en ambos lados de la flecha. Observe que estos coeficientes son los números enteros más pequeños que proporcionan una ecuación balanceada.

El proceso de escritura y balanceo de la ecuación para una reacción química consiste de los siguientes pasos.

Cómo escribir y balancear ecuaciones

- Paso 1** Lea la descripción de la reacción química. ¿Cuáles son los reactivos, los productos y sus estados? Escriba las fórmulas apropiadas.
- Paso 2** Escriba la ecuación *no balanceada* que resume la información del paso 1.
- Paso 3** Balancee la ecuación por inspección comenzando con la molécula más complicada. Proceda elemento por elemento para determinar qué coeficientes son necesarios para que aparezca el mismo número de cada tipo de átomo en el lado de los reactivos y en el lado de los productos. No cambie las identidades (fórmulas) de ningún reactivo o producto.

(continúa)

Paso 4 Compruebe que los coeficientes utilizados dan el mismo número de cada tipo de átomo en ambos lados de la flecha. (Observe que un "átomo" puede estar presente en un elemento, en un compuesto o en un ión.) También compruebe que los coeficientes utilizados son los enteros más pequeños que proporcionan la ecuación balanceada. Esto puede realizarse determinando si todos los coeficientes pueden dividirse entre el mismo entero para obtener un conjunto de coeficientes enteros más pequeños.

EJEMPLO 6.2

Balanceo de ecuaciones químicas I

Para la siguiente reacción, escriba la ecuación no balanceada y después balancéela: el potasio sólido reacciona con agua líquida para formar hidrógeno gaseoso e hidróxido de potasio que se disuelve en el agua.

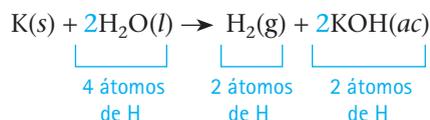
SOLUCIÓN

Paso 1 A partir de la descripción dada para la reacción, se sabe que los reactivos son potasio sólido, $K(s)$, y agua líquida, $H_2O(l)$. Los productos son hidrógeno gaseoso, $H_2(g)$, e hidróxido de potasio disuelto, $KOH(ac)$.

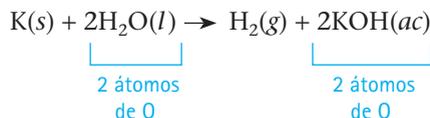
Paso 2 La ecuación no balanceada para la reacción es



Paso 3 Aunque ninguno de los reactivos o productos es muy complicado, se comenzará con el KOH debido a que contiene la mayoría de los elementos (tres). Se considerará primero de manera arbitraria el hidrógeno. Observe que en el lado de los reactivos de la ecuación en el paso 2, hay dos átomos de hidrógeno pero en el lado de los productos hay tres. Si se coloca un coeficiente 2 al lado del H_2O y del KOH , ahora se tienen cuatro átomos de H en cada lado.



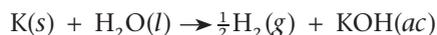
También observe que se balancean los átomos de oxígeno.



Sin embargo, los átomos de K no están balanceados: se tiene uno a la izquierda y dos a la derecha. Esto se puede resolver fácilmente colocando un coeficiente 2 frente a $K(s)$ para obtener la ecuación balanceada

**Paso 4**

COMPROBACIÓN. Hay 2 K, 4 H y 2 O en ambos lados de la flecha y los coeficientes son los enteros más pequeños que dan una ecuación balanceada. Se sabe esto porque no se puede dividir entre un entero dado para obtener un conjunto de coeficientes *enteros más pequeños*. Por ejemplo, si se dividen todos los coeficientes entre 2 se obtiene



Esto no es aceptable debido a que el coeficiente para el H_2 no es un entero. ■

Reactivos	Productos
2 K	2 K
4 H	4 H
2 O	2 O

EJEMPLO 6.3**Balanceo de ecuaciones químicas II**

En condiciones apropiadas a 1000 °C, el gas amoníaco reacciona con gas oxígeno para producir monóxido de nitrógeno gaseoso (nombre común, *óxido nítrico*) y agua gaseosa. Escriba las ecuaciones no balanceada y balanceada para esta reacción.

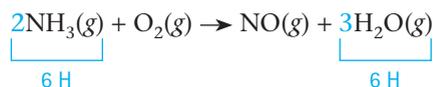
SOLUCIÓN

Paso 1 Los reactivos son amoníaco gaseoso, $\text{NH}_3(\text{g})$, y oxígeno gaseoso, $\text{O}_2(\text{g})$. Los productos son monóxido de nitrógeno, $\text{NO}(\text{g})$, y agua gaseosa, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

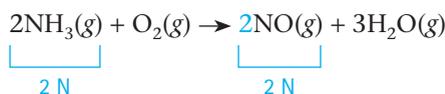
Paso 2 La ecuación no balanceada para la reacción es



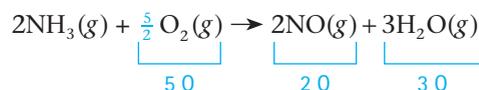
Paso 3 En esta ecuación no hay alguna molécula que sea de manera obvia la más complicada. Tres moléculas contienen dos elementos, por lo que se comienza de manera arbitraria con el NH_3 y luego con el hidrógeno. Un coeficiente 2 para el NH_3 y un coeficiente 3 para el H_2O dan seis átomos de hidrógeno en ambos lados.



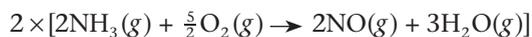
Se puede balancear el nitrógeno dándole al NO un coeficiente de 2.



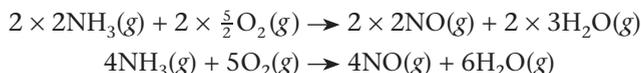
Por último, se observa que hay dos átomos de oxígeno a la izquierda y cinco a la derecha. El oxígeno puede balancearse con un coeficiente de $\frac{5}{2}$ para el O_2 debido a que $\frac{5}{2} \times \text{O}_2$ da cinco átomos de oxígeno.



Sin embargo, la convención es manejar coeficientes enteros, por lo que se multiplica por 2 toda la ecuación.



o

**Paso 4**

COMPROBACIÓN. Hay 4 N, 12 H y 10 átomos de O en ambos lados, por lo que la ecuación está balanceada. Estos coeficientes son los enteros más pequeños que la proporcionan. Es decir, no se puede dividir todos los coeficientes entre el mismo entero y obtener un conjunto de *enteros más pequeños*.

Reactivos	Productos
1 N	1 N
3 H	2 H
2 O	2 O

$\frac{5}{2} = 2\frac{1}{2}$	$2\frac{1}{2}\text{O}_2$	
$\text{O}-\text{O}$		contiene 5 átomos de O
$\text{O}-\text{O}$		
$\text{O}-\text{O}$		

Reactivos	Productos
4 N	4 N
12 H	12 H
10 O	10 O

Autoevaluación**EJERCICIO 6.2**

El propano, C_3H_8 , un líquido a 25 °C bajo una presión alta, con frecuencia se utiliza como combustible para parrillas de gas en áreas rurales donde no hay tubería de gas natural. Cuando el propano líquido se libera de su tanque de almacenamiento, cambia a gas propano que reacciona con gas oxígeno (se “quema”) para formar dióxido de carbono gaseoso y agua gaseosa. Escriba la ecuación balanceada para esta reacción.

SUGERENCIA. Esta descripción de un proceso químico contiene muchas palabras, algunas de las cuales son cruciales para resolver el problema y otras no lo son. Primero clasifique la información importante y use símbolos para representarla.

Vea los problemas 6.37 al 6.44. ■

EJEMPLO 6.4

Balanceo de ecuaciones químicas III



Richard Megna/Fundamental Photographs

Las decoraciones en el vidrio son producidas por el grabado al aguafuerte con ácido fluorhídrico.

El vidrio se decora en ocasiones grabando al aguafuerte patrones en su superficie. El grabado al aguafuerte ocurre cuando el ácido fluorhídrico (una disolución acuosa del HF) reacciona con el dióxido de silicio en el vidrio para formar tetrafluoruro de silicio gaseoso y agua líquida. Escriba y balancee la ecuación para esta reacción.

SOLUCIÓN

Paso 1 A partir de la descripción de la reacción se puede identificar los reactivos:



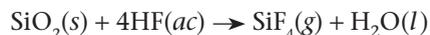
y los productos:



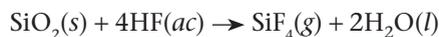
Paso 2 La ecuación no balanceada es



Paso 3 No hay una opción clara para la molécula más complicada. Se comienza de manera arbitraria con los elementos en el SiF₄. El silicio está balanceado (un átomo en cada lado), pero el flúor no. Para balancearlo se necesita un coeficiente de 4 antes de HF:



El hidrógeno y el oxígeno no están balanceados. Debido a que se tienen cuatro átomos de hidrógeno a la izquierda y dos a la derecha, se coloca un 2 antes del H₂O:



Esto balancea el hidrógeno y el oxígeno (dos átomos en cada lado).

Paso 4



Todos los átomos concuerdan, por lo que la ecuación está balanceada.

Autocomprobación

Si tiene problemas con la escritura de las fórmulas a partir de los nombres, repase las secciones apropiadas del capítulo 5. Es muy importante que sea capaz de hacerlo.

EJERCICIO 6.3 Proporcione la ecuación balanceada de las siguientes reacciones.

- Cuando se calienta el nitrito de amonio sólido, produce gas nitrógeno y vapor de agua.
- El monóxido de nitrógeno gaseoso (nombre común, óxido nítrico) se descompone para producir gas monóxido de dinitrógeno (nombre común, óxido nitroso) y gas dióxido de nitrógeno.
- El ácido nítrico líquido se descompone a gas dióxido de nitrógeno de color marrón rojizo, agua líquida y gas oxígeno. (Esta es la razón de por qué las botellas de ácido nítrico se vuelven de color amarillo al colocarlas paradas.)

Vea los problemas 6.37 al 6.44. ■

CAPÍTULO 6 REPASO

Términos clave

reacción química (6.2)	balanceo de la ecuación
ecuación química (6.2)	química (6.2)
reactivo (6.2)	coeficiente (6.3)
producto (6.2)	

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

- Las reacciones químicas por lo general dan algún tipo de señal visual: un cambio de color, formación de un sólido, de burbujas, generación de calor y(o) una flama.
- Una ecuación química representa una reacción química. Los reactivos se muestran en el lado izquierdo de una flecha y los productos a la derecha. En una reacción química no se crean ni se destruyen átomos, sólo se reordenan. Una ecuación química balanceada proporciona los números relativos de las moléculas de reactivos y productos.
- Una ecuación química para una reacción puede balancearse utilizando un método sistemático. Primero identifique los reactivos y productos y escriba las fórmulas. Después escriba la ecuación no balanceada. En seguida balancee por prueba y error comenzando con la(s) molécula(s) más complicada(s). Por último, compruebe para asegurarse de que la ecuación está balanceada.

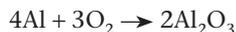
Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Los siguientes enunciados son las respuestas reales de estudiantes a la pregunta: ¿Por qué es necesario balancear las ecuaciones químicas?
 - Las sustancias químicas no reaccionarán hasta que se hayan adicionado las relaciones correctas.
 - No se formarán los productos correctos a menos que se hayan adicionado las cantidades correctas de los reactivos.
 - Cierto número de productos no pueden formarse sin un cierto número de reactivos.
 - La ecuación balanceada indica cuánto reactivo se necesita y permite predecir cuánto producto se formará.
 - Debe establecerse una relación para que la reacción ocurra como está escrita.

Justifique la mejor opción y para las que no escogió, explique qué hay de incorrecto en ellas.
- ¿Qué información se obtiene a partir de una fórmula? ¿A partir de una ecuación?
 - Dada la ecuación para la reacción $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, dibuje un diagrama molecular que la represente (asegúrese de que esté balanceada).
 - ¿Qué representan los subíndices en una fórmula química? ¿Qué representan los coeficientes en una ecuación química balanceada?
 - ¿Pueden los subíndices ser fracciones en una fórmula química? Explique.
 - ¿Pueden los coeficientes ser fracciones en una ecuación química balanceada? Explique.
 - Cambiar los subíndices de las sustancias químicas puede balancear de manera matemática las ecuaciones. ¿Por qué esto no es aceptable?
 - La tabla 6.1 lista algunas pistas de que ha ocurrido una reacción química. Sin embargo, estos eventos no necesariamente prueban la existencia de un cambio químico. Proporcione un ejemplo para cada una de las pistas que no sea reacción química sino un cambio físico.
 - Use representaciones a nivel molecular para mostrar la diferencia entre los cambios físicos y químicos.
 - En la sección 6.3 del texto se enuncia que para balancear ecuaciones por inspección comience “con la molécula más complicada”. ¿A qué se refiere esto? ¿Por qué es mejor hacerlo?
 - ¿Cuáles de los siguientes enunciados respecto de las ecuaciones químicas balanceadas son verdaderos? Puede haber más de uno.
 - No se crean ni se destruyen átomos.
 - Los coeficientes indican las razones de las masas de las sustancias utilizadas.
 - La suma de los coeficientes en el lado de los reactivos siempre es igual a la suma de los coeficientes en el lado de los productos.
 - Considere la ecuación química genérica $aA + bB \rightarrow cC + dD$ (donde a, b, c y d representan los coeficientes para las sustancias químicas A, B, C y D, respectivamente).
 - ¿Cuántos valores posibles hay para “c”? Explique su respuesta.
 - ¿Cuántos valores posibles hay para “c/d”? Explique su respuesta.

13. ¿Cómo se relaciona el balanceo de ecuaciones químicas con la ley de conservación de la masa?
14. ¿Cuál de los siguientes enunciados describe de manera correcta la ecuación química balanceada de abajo? Puede haber más de un enunciado verdadero. Si un enunciado es incorrecto, explique por qué.

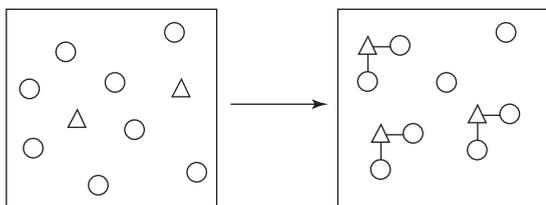


- a) Por cada 4 átomos de aluminio que reaccionan con 6 átomos de oxígeno se producen 2 moléculas de óxido de aluminio.
- b) Por cada 4 moles de aluminio que reaccionan con 3 moles de oxígeno se producen 2 moles de óxido de aluminio.
- c) Por cada 4 gramos de aluminio que reaccionan con 3 gramos de oxígeno se producen 2 gramos de óxido de aluminio.
15. ¿Cuál de los siguientes compuestos balancea de manera correcta la ecuación química de abajo? Puede haber más de una ecuación balanceada correcta. Si una ecuación balanceada es incorrecta, explique por qué.



- a) $\text{CaO}_2 + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}_2$
- b) $2\text{CaO} + 5\text{C} \rightarrow 2\text{CaC}_2 + \text{CO}_2$
- c) $\text{CaO} + 2\frac{1}{2}\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \frac{1}{2}\text{CO}_2$
- d) $4\text{CaO} + 10\text{C} \rightarrow 4\text{CaC}_2 + 2\text{CO}_2$

- VP** 16. En el siguiente diagrama se representa la reacción de un elemento X (Δ) con el elemento Y (O). ¿Cuáles elementos describen mejor esta reacción?



- a) $3\text{X} + 8\text{Y} \rightarrow \text{X}_3\text{Y}_8$
- b) $3\text{X} + 6\text{Y} \rightarrow \text{X}_3\text{Y}_6$
- c) $\text{X} + 2\text{Y} \rightarrow \text{XY}_2$
- d) $3\text{X} + 8\text{Y} \rightarrow 3\text{XY}_2 + 2\text{Y}$

Preguntas y problemas

6.1 Evidencia de una reacción química

PREGUNTAS

- ¿Cómo se *sabe* cuándo se está llevando a cabo una reacción química? ¿Puede pensar en un ejemplo de cómo podría utilizarse cada uno de los cinco sentidos (vista, oído, gusto, tacto y olfato) en la detección de cuándo se está efectuando una reacción química?
- En estos días están disponibles varios productos para blanquear los dientes en el hogar. Varios de estos productos contienen un peróxido que blanquea las man-

chas de los dientes. ¿Qué evidencia existe de que el proceso de blanqueo es una reacción química?

- Aunque varias personas poseen hornos con “autolimpieza”, si el suyo se pone realmente sucio puede tener que recurrir a las preparaciones limpiadoras para hornos en aerosol vendidas en los supermercados. ¿Qué evidencia existe de que tales limpiadores para hornos funcionan mediante una reacción química?
- Los cortes y abrasiones pequeños en la piel con frecuencia se limpian utilizando una disolución de peróxido de hidrógeno. ¿Qué evidencia existe de que el tratamiento de una herida con esa sustancia ocasiona una reacción química?
- Probablemente ha tenido la experiencia desagradable de descubrir que las baterías de una linterna se hicieron viejas y empezaron a gotear. ¿Existe evidencia de que este cambio se debe a una reacción química?
- Si alguna vez ha dejado el pan en una tostadora por mucho tiempo, sabe que con el tiempo éste se quema y se vuelve negro. ¿Qué evidencia existe de que esto representa un proceso químico?

6.2 Ecuaciones químicas

PREGUNTAS

- ¿Cómo se le llama a las sustancias que están a la izquierda de la flecha en una ecuación química? ¿A las de la derecha? ¿Qué significa la flecha?
- En una reacción química ordinaria no se crean ni se destruyen _____.
- En una reacción química el número total de átomos presentes después de que la reacción se completa es (mayor que/ menor que/ igual que) el número total de átomos presentes antes de que comience la reacción.
- ¿Qué se logra al “balancear” una ecuación?
- ¿Por qué con frecuencia se incluyen los *estados físicos* de los reactivos y productos cuando se escribe una ecuación química?
- Cuando se indica el estado físico de un reactivo o producto en una ecuación química, ¿cómo se indica que un reactivo es un sólido? ¿Un líquido? ¿Una sustancia gaseosa?

PROBLEMAS

Nota. En algunos de los siguientes problemas necesitará escribir una fórmula química a partir del nombre del compuesto. Repase el capítulo 5 si tiene problemas.

- Un experimento común para determinar la reactividad relativa de los elementos metálicos es colocar una muestra pura de un metal en una disolución acuosa de un compuesto de otro elemento metálico. Si el metal puro que está adicionando es más reactivo que el elemento metálico en el compuesto, entonces el metal puro *reemplazará* al elemento metálico. Por ejemplo, si coloca una pieza de metal de zinc puro en

una disolución de sulfato de cobre(II), el zinc se disolverá lentamente para producir una disolución de sulfato de zinc, y el ión cobre(II) del sulfato de cobre(II) se convertirá en cobre metálico. Escriba la ecuación no balanceada para este proceso.

14. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , se utiliza con frecuencia para limpiar heridas y por lo regular es estable en disolución diluida a temperatura ambiente, pero su descomposición en agua y gas oxígeno es catalizada por varias enzimas y iones metálicos (por ejemplo, el hierro contenido en la sangre). Es útil en el tratamiento de heridas debido a que el gas oxígeno producido ayuda a limpiar la herida y suprime el crecimiento de bacterias anaeróbicas. Escriba la ecuación no balanceada para la descomposición del peróxido de hidrógeno acuoso en agua y gas oxígeno.
15. Si enciende con mucho cuidado una muestra de gas hidrógeno puro, el hidrógeno se quema con suavidad, combinándose con el gas oxígeno del aire para formar vapor de agua. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
16. Se ha utilizado la hidracina líquida, N_2H_4 , como combustible para cohetes. Cuando se lanza el cohete, un catalizador ocasiona que la hidracina líquida se descomponga con rapidez en los gases elementales nitrógeno e hidrógeno. La rápida expansión de los gases producidos y el calor generado por la reacción proveen el empuje para el cohete. Escriba la ecuación no balanceada para la reacción de la hidracina para producir los gases nitrógeno e hidrógeno.
17. Si se pasa electricidad con el suficiente voltaje en una disolución de yoduro de potasio en agua, se lleva a cabo una reacción en la que se producen gas hidrógeno elemental y yodo elemental, dejando una disolución de hidróxido de potasio. Escriba la ecuación no balanceada para este proceso.
18. Su familia puede tener una “parrilla de gas” para cocinar al aire libre. Éstas por lo regular utilizan gas propano embotellado (C_3H_8), el cual se quema en el aire (oxígeno) para producir gas dióxido de carbono y vapor de agua. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso. Sin embargo, las parrillas de gas nunca deben utilizarse en interiores debido a que si se restringe el suministro de oxígeno, los productos de la reacción tienden a convertirse en vapor de agua y monóxido de carbono tóxico, en vez de dióxido de carbono no tóxico. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
19. El boro elemental se produce en un proceso industrial calentando trióxido de diboro con metal magnesio, y se genera también óxido de magnesio como subproducto. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
20. En la actualidad existen muchas pastillas antiácidas de venta libre formuladas utilizando carbonato de calcio como sustancia activa, lo cual permite que tales tabletas también sean usadas como suplementos dietéticos de calcio. Como antiácido para la hiperacidez gástrica, el carbonato de calcio reacciona en combinación con el ácido clorhídrico encontrado en el estómago para producir una disolución de cloruro de calcio, convirtiendo el ácido estomacal en agua y liberando gas dióxido de carbono (el cual la persona que sufre de problemas estomacales puede sentir como un “eructo”). Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
21. El tricloruro de fósforo se utiliza en la fabricación de ciertos pesticidas y puede sintetizarse mediante la combinación directa de sus elementos constitutivos. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
22. El silicio puro, el cual se necesita en la fabricación de componentes electrónicos, se prepara calentando dióxido de silicio (arena) con carbono a temperaturas altas, liberando gas monóxido de carbono. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
23. El gas óxido nitroso (nombre sistemático: monóxido de dinitrógeno) es utilizado como anestésico por algunos médicos dentales. El óxido nitroso (y vapor de agua como subproducto) puede producirse en pequeñas cantidades en el laboratorio calentando con cuidado el nitrato de amonio. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
24. Aunque existen varios procesos por medio de los cuales se corroen las sustancias metálicas puras, un proceso sencillo es la reacción del metal con la humedad (agua) para producir el óxido del metal y gas hidrógeno. Escriba una ecuación química no balanceada que muestre la reacción del metal hierro con agua para producir óxido de hierro(II) sólido y gas hidrógeno.
25. El gas acetileno (C_2H_2) es utilizado con frecuencia por los plomeros, soldadores y sopladores de vidrio debido a que se quema en el oxígeno con una flama intensamente caliente. Los productos de la combustión del acetileno son dióxido de carbono y vapor de agua. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
26. La combustión de combustibles altos en azufre ocasiona el fenómeno de la “lluvia ácida”. Cuando se quema un combustible alto en azufre, éste se convierte en dióxido de azufre (SO_2) y trióxido de azufre (SO_3). Si los gases dióxido de azufre y trióxido de azufre se disuelven en el agua en la atmósfera, se produce ácido sulfuroso y ácido sulfúrico. Escriba las ecuaciones químicas no balanceadas para las reacciones del dióxido de azufre y del trióxido de azufre con el agua.
27. Los metales del grupo 2 (Ba, Ca, Sr) pueden producirse en el estado elemental por medio de la reacción de sus óxidos con metal aluminio a temperaturas altas, produciendo también óxido de aluminio sólido como subproducto. Escriba las ecuaciones químicas no balanceadas para las reacciones del óxido de bario, del óxido de calcio y del óxido de estroncio con aluminio.
28. Existen temores de que la capa de ozono protectora alrededor de la Tierra se esté reduciendo. El ozono, O_3 , es producido por la interacción del gas oxígeno ordinario en la atmósfera con la luz ultravioleta y las descargas eléctricas. En particular, se sabe que los óxidos de ni-

trógeno (los cuales son comunes en los tubos de escape de los automóviles) descomponen el ozono. Por ejemplo, el óxido nítrico gaseoso (NO) reacciona con el gas ozono para producir gas dióxido de nitrógeno y gas oxígeno. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.

29. El tetracloruro de carbono se utilizó de manera amplia por varios años como disolvente hasta que sus propiedades dañinas fueron bien establecidas. Este compuesto puede prepararse por medio de la reacción del gas natural (metano, CH₄) y gas cloro elemental en la presencia de luz ultravioleta. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
30. Cuando el fósforo elemental, P₄, se quema en gas oxígeno, se produce una luz intensamente brillante, una gran cantidad de calor y grandes nubes del producto óxido de fósforo(v) blanco sólido (P₂O₅). Dadas estas propiedades, no es de sorprender que el fósforo haya sido utilizado para fabricar bombas incendiarias para la guerra. Escriba la ecuación no balanceada de la reacción del fósforo con gas oxígeno para producir óxido de fósforo(v).
31. En ocasiones el almacenamiento en el laboratorio de química del óxido de calcio es un gran reto. Este compuesto reacciona con la humedad del aire y se convierte en hidróxido de calcio. Si una botella de óxido de calcio se deja en el estante por mucho tiempo, absorbe de manera gradual la humedad en el laboratorio. Con el tiempo la botella se quiebra y derrama el hidróxido de calcio producido. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
32. Aunque antes se les llamaban *gases inertes*, los elementos más pesados del grupo 8 forman compuestos relativamente estables. Por ejemplo, a temperaturas altas en presencia de un catalizador apropiado, el gas xenón se combinará de manera directa con el gas flúor para producir tetrafluoruro de xenón sólido. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
33. El elemento estaño aparece en la naturaleza como el óxido SnO₂. Para producir metal estaño puro a partir de este tipo de mena de estaño, por lo regular se calienta la mena con carbón (carbono). Esto produce estaño fundido puro, con el carbono eliminado del sistema de reacción como el subproducto gaseoso monóxido de carbono. Escriba la ecuación no balanceada para este proceso.
34. El ácido nítrico, HNO₃, puede producirse reaccionando gas amoníaco a alta presión con gas oxígeno a alrededor de 750 °C en presencia de un catalizador de platino. El agua es un subproducto de la reacción. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.

6.3 Balanceo de ecuaciones químicas

PREGUNTAS

35. Cuando balancean ecuaciones químicas, con frecuencia al inicio los estudiantes se ven tentados a cambiar

los números *dentro* de una fórmula (los subíndices) para balancear la ecuación. ¿Por qué nunca se permite esto? ¿Qué efecto tiene cambiar un subíndice?

- F 36. La sección “Química en enfoque” analiza al *escarabajo bombardero* y la reacción química de la descomposición del peróxido de hidrógeno.



La ecuación balanceada establecida en la sección es



¿Por qué la ecuación no puede balancearse de este modo?



Utilice representaciones a nivel molecular como las de la sección 6.3 para sustentar su respuesta.

PREGUNTAS

37. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{FeCl}_3(ac) + \text{KOH}(ac) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(s) + \text{KCl}(ac)$
- $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(ac) + \text{KI}(ac) \rightarrow \text{PbI}_2(s) + \text{KC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$
- $\text{P}_4\text{O}_{10}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(ac)$
- $\text{Li}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{LiOH}(ac)$
- $\text{MnO}_2(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{Mn}(s) + \text{CO}_2(g)$
- $\text{Sb}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{SbCl}_3(s)$
- $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$
- $\text{FeS}(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{FeCl}_2(ac) + \text{H}_2\text{S}(g)$

38. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{Zn}(s) + \text{CuO}(s) \rightarrow \text{ZnO}(s) + \text{Cu}(l)$
- $\text{P}_4(s) + \text{F}_2(g) \rightarrow \text{PF}_3(g)$
- $\text{Xe}(g) + \text{F}_2(g) \rightarrow \text{XeF}_4(s)$
- $\text{NH}_4\text{Cl}(g) + \text{Mg}(\text{OH})_2(s) \rightarrow \text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(g) + \text{MgCl}_2(s)$
- $\text{SiO}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{SiCl}_4(l) + \text{O}_2(g)$
- $\text{Cs}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{CsOH}(ac)$
- $\text{N}_2\text{O}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{HNO}_2(ac)$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(l) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$

39. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{K}_2\text{SO}_4(ac) + \text{BaCl}_2(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{KCl}(ac)$
- $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{FeO}(s) + \text{H}_2(g)$
- $\text{NaOH}(ac) + \text{HClO}_4(ac) \rightarrow \text{NaClO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{Mg}(s) + \text{Mn}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{MgO}(s) + \text{Mn}(s)$
- $\text{KOH}(s) + \text{KH}_2\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{HNO}_3(ac)$
- $\text{BaO}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2(ac) + \text{O}_2(g)$
- $\text{NH}_3(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$

40. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + \text{CaCl}_2(ac) \rightarrow \text{CaSO}_4(s) + \text{NaCl}(ac)$
- $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(s) + \text{H}_2(g)$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2(ac) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{CaCl}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{Br}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{HBr}(aq) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac)$
- $\text{NaOH}(s) + \text{H}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{NaNO}_3(s) \rightarrow \text{NaNO}_2(s) + \text{O}_2(g)$
- $\text{Na}_2\text{O}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{NaOH}(ac) + \text{O}_2(g)$
- $\text{Si}(s) + \text{S}_8(s) \rightarrow \text{Si}_2\text{S}_4(s)$

41. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- a) $\text{Fe}_3\text{O}_4(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Fe}(l) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 b) $\text{K}_2\text{SO}_4(ac) + \text{BaCl}_2(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{KCl}(ac)$
 c) $\text{HCl}(ac) + \text{FeS}(s) \rightarrow \text{FeCl}_2(ac) + \text{H}_2\text{S}(g)$
 d) $\text{Br}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \text{ SO}_2(g) \rightarrow \text{HBr}(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac)$
 e) $\text{CS}_2(l) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CCl}_4(l) + \text{S}_2\text{Cl}_2(g)$
 f) $\text{Cl}_2\text{O}_7(g) + \text{Ca}(\text{OH})_2(ac) \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_4)_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 g) $\text{PBr}_3(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(ac) + \text{HBr}(g)$
 h) $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2(s) \rightarrow \text{BaCl}_2(s) + \text{O}_2(s)$

42. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- a) $\text{NaCl}(s) + \text{SO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(s) + \text{HCl}(g)$
 b) $\text{Br}_2(l) + \text{I}_2(s) \rightarrow \text{IBr}_3(s)$
 c) $\text{Ca}_3\text{N}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(ac) + \text{PH}_3(g)$
 d) $\text{BF}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3(s) + \text{HF}(g)$
 e) $\text{SO}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{SOCl}_2(l) + \text{Cl}_2\text{O}(g)$
 f) $\text{Li}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{LiOH}(ac)$
 g) $\text{Mg}(s) + \text{CuO}(s) \rightarrow \text{MgO}(s) + \text{Cu}(l)$
 h) $\text{Fe}_3\text{O}_4(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Fe}(l) + \text{H}_2\text{O}(g)$

43. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- a) $\text{KO}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{KOH}(ac) + \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}_2(ac)$
 b) $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + \text{HNO}_3(ac) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $\text{NH}_3(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 d) $\text{PCl}_5(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(ac) + \text{HCl}(g)$
 e) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 f) $\text{CaO}(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{CaC}_2(s) + \text{CO}_2(g)$
 g) $\text{MoS}_2(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{MoO}_3(s) + \text{SO}_2(g)$
 h) $\text{FeCO}_3(s) + \text{H}_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2(ac)$

44. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

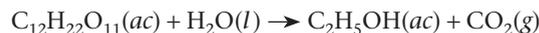
- a) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{Na}_2\text{CrO}_4(ac) \rightarrow \text{BaCrO}_4(s) + \text{NaNO}_3(ac)$
 b) $\text{PbCl}_2(ac) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + \text{KCl}(ac)$
 c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $\text{CaC}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(s) + \text{C}_2\text{H}_2(g)$
 e) $\text{Sr}(s) + \text{HNO}_3(ac) \rightarrow \text{Sr}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 f) $\text{BaO}_2(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}_2(ac)$
 g) $\text{AsI}_3(s) \rightarrow \text{As}(s) + \text{I}_2(s)$
 h) $\text{CuSO}_4(ac) + \text{KI}(s) \rightarrow \text{CuI}(s) + \text{I}_2(s) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac)$

Problemas adicionales

45. El gas acetileno, C_2H_2 , se utiliza en la soldadura debido a que genera una flama extremadamente caliente cuando se combina con el oxígeno. El calor generado es suficiente para fusionar los metales que se están soldando. El gas dióxido de carbono y el vapor de agua son los productos químicos de esta reacción. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción del acetileno con el oxígeno.
46. El sodio por lo general forma el peróxido, Na_2O_2 , cuando reacciona con oxígeno puro, en vez del óxido sencillo, Na_2O , como podría esperarse. El peróxido de sodio es bastante reactivo. Si se adiciona al agua, se genera gas oxígeno, dejando una disolución de hidróxido de sodio. Escriba las ecuaciones químicas no balanceadas para la reacción del sodio con oxígeno para formar peróxido de sodio y para la reacción del peróxido de sodio con agua.
47. Las pólvoras habituales con frecuencia contienen una mezcla de nitrato de potasio y carbón vegetal (carbono). Cuando se calienta tal mezcla hasta que ocurre una reacción, se produce un residuo sólido de car-

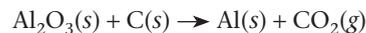
bonato de potasio. La fuerza explosiva de la pólvora proviene de que también se producen dos gases (monóxido de carbono y nitrógeno), los cuales aumentan en volumen con mayor fuerza y velocidad. Escriba la ecuación química no balanceada del proceso.

48. El azúcar sacarosa, la cual está presente en varias frutas y vegetales, reacciona en la presencia de ciertas enzimas de levadura para producir alcohol etílico (etanol) y gas dióxido de carbono. Balancee la siguiente ecuación para esta reacción de la sacarosa.

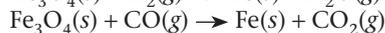
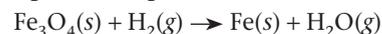


49. El metanol (alcohol metílico), CH_3OH , es una sustancia química industrial muy importante. Antiguamente, el metanol se preparaba calentando madera a temperaturas altas en ausencia de aire. Los compuestos complejos presentes en la madera se degradan por medio de este proceso en un residuo de carbón vegetal y en una porción volátil rica en metanol. En la actualidad el metanol se sintetiza a partir de monóxido de carbono e hidrógeno elemental. Escriba la ecuación química balanceada para este último proceso.

50. El proceso de Hall es un método importante por medio del cual se prepara aluminio puro a partir de su óxido (alúmina, Al_2O_3) por medio de la reacción indirecta con grafito (carbono). Balancee la siguiente ecuación, la cual es una representación simplificada de este proceso.



51. A las menas de óxido de hierro, por lo general una mezcla de FeO y Fe_2O_3 , se les da la fórmula general Fe_3O_4 . Forman hierro elemental cuando se calientan a una temperatura muy alta con monóxido de carbono o hidrógeno elemental. Balancee las siguientes ecuaciones para estos procesos.



52. Los elementos del grupo I reaccionan con el azufre para formar los sulfuros del metal. Escriba la ecuación química balanceada para las reacciones de los elementos de este grupo con el azufre.
53. Cuando la lana de acero (hierro) se calienta en gas oxígeno puro, se quema en una flama y se forma un polvo fino que consiste en una mezcla de óxidos de hierro (FeO y Fe_2O_3). Escriba las ecuaciones no balanceadas separadas para la reacción del hierro con oxígeno para formar cada uno de estos productos.
54. Un método para producir peróxido de hidrógeno es adicionar peróxido de bario al agua. Se forma un precipitado del óxido de bario, el cual puede filtrarse para dejar una disolución de peróxido de hidrógeno. Escriba la ecuación química balanceada para este proceso.
55. Cuando el boro elemental, B, se quema en gas oxígeno, el producto es el trióxido de diboro. Si el trióxido de diboro después reacciona con una cantidad medida de agua, reacciona con el agua para formar lo que comúnmente se conoce como ácido bórico, $\text{B}(\text{OH})_3$. Escriba una ecuación química balanceada para cada uno de estos procesos.

56. Un experimento común en los cursos de introducción a la química involucra el calentamiento de una mezcla pesada de clorato de potasio, KClO_3 , y cloruro de potasio. El clorato de potasio se descompone cuando se calienta, produciendo cloruro de potasio y generando gas oxígeno. Al medir el volumen del gas oxígeno producido en este experimento, los estudiantes pueden calcular los porcentajes relativos de KClO_3 y KCl en la mezcla original. Escriba la ecuación química balanceada para este proceso.
57. Una demostración común en los cursos de química involucra la adición de una pequeña cantidad de óxido de manganeso(IV) a una disolución concentrada de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . Éste es inestable y se descompone de manera espectacular bajo estas condiciones para producir gas oxígeno y vapor (de agua). El óxido de manganeso(IV) es un catalizador para la descomposición del peróxido de hidrógeno y no se consume en la reacción. Escriba la ecuación balanceada para la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno.
58. En varios laboratorios químicos universitarios los bancos con frecuencia están cubiertos por una película de polvo blanco. Esto puede deberse a la deficiente limpieza, pero el polvo por lo general es cloruro de amonio, producido por la reacción gaseosa del cloruro de hidrógeno y amoníaco; la mayoría de los laboratorios tiene disoluciones acuosas de estos reactivos comunes. Escriba la ecuación química balanceada para la reacción de amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno para formar cloruro de amonio sólido.
59. El vidrio es una mezcla de varios compuestos, pero el constituyente principal de la mayoría de los vidrios es silicato de calcio, CaSiO_3 . El vidrio puede grabarse al aguafuerte mediante tratamiento con fluoruro de hidrógeno: el HF ataca el silicato de calcio del vidrio y genera productos gaseosos y solubles en agua (los cuales pueden eliminarse lavando el vidrio). Por ejemplo, la cristalería volumétrica en los laboratorios de química con frecuencia se gradúa utilizando este proceso. Balancee la siguiente ecuación para la reacción de fluoruro de hidrógeno con silicato de calcio.
- $$\text{CaSiO}_3(s) + \text{HF}(g) \rightarrow \text{CaF}_2(ac) + \text{SiF}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$$
60. El pescado tiene un sabor y olor “maloliente” debido a la presencia de compuestos de nitrógeno llamados *aminas* en sus proteínas. Las aminas, como la metilamina, CH_3NH_2 , pueden pensarse como parientes cercanos del amoníaco, NH_3 , en el que el átomo de hidrógeno es remplazado por un grupo que contiene carbono. Cuando se sirve el pescado, con frecuencia es acompañado por limón (o vinagre en algunos países), lo cual reduce el olor y sabor maloliente. ¿Existe una evidencia de que la acción del jugo del limón o del vinagre representa una reacción química?
61. Si tuviese “acidez estomacal” podría tratarse con una pastilla de antiácido de venta libre para aliviar el problema. ¿Puede pensar en alguna evidencia de que la acción de tal antiácido es una reacción química?
62. Cuando se calienta un alambre de hierro en la presencia de azufre, el hierro pronto comienza a brillar, y se forma una masa robusta color azul muy oscuro de sulfuro de hierro(II). Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
63. Cuando se deja caer sodio sólido dividido de manera fina en un matraz que contiene gas cloro, ocurre una explosión y en las paredes del matraz se deposita un polvo fino de cloruro de sodio. Escriba la ecuación química no balanceada para este proceso.
64. Si se mezclan disoluciones acuosas de cromato de potasio y cloruro de bario, se forma y se sedimenta de la mezcla un sólido de color amarillo brillante (cromato de bario), dejando cloruro de potasio en la disolución. Escriba una ecuación química balanceada para este proceso.
65. Cuando se burbujea sulfuro de hidrógeno, H_2S , a través de una disolución de nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, se forma un precipitado negro de sulfuro de plomo(II), PbS , y se produce ácido nítrico, HNO_3 . Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
66. Si se pasa una corriente eléctrica a través de disoluciones acuosas de cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de sodio, se producen los halógenos elementales en un electrodo en cada caso, con gas hidrógeno formándose en el otro electrodo. Si el líquido se evapora de la mezcla, permanece un residuo de hidróxido de sodio. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para estas reacciones de electrólisis.
67. Cuando se calienta una tira de metal magnesio en oxígeno, se quema en una flama intensamente blanca y produce un polvo fino de óxido de magnesio. Escriba la ecuación no balanceada para este proceso.
68. Cuando se necesitan pequeñas cantidades de gas acetileno, un proceso común es reaccionar carburo de calcio con agua. El gas acetileno se genera con rapidez a partir de esta combinación incluso a temperatura ambiente, y deja un residuo de hidróxido de calcio. Escriba la ecuación química balanceada para este proceso.
69. Si se quema fósforo rojo sólido, P_4 , en el aire, el fósforo se combina con el oxígeno, produciendo una nube asfixiante de decóxido de tetrafósforo. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
70. Cuando se hierve óxido de cobre(II) en una disolución acuosa de ácido sulfúrico se forma una disolución sorprendentemente azul de sulfato de cobre(II) junto con agua adicional. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
71. Al calentar el sulfuro de plomo(II) a temperaturas altas en una corriente de gas oxígeno puro, se forma óxido de plomo(II) sólido con la liberación del dióxido de azufre gaseoso. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.
72. Cuando se hierve sulfito de sodio con azufre, los iones sulfito, SO_3^{2-} , se convierten en iones tiosulfato, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, lo que resulta en una disolución de tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Escriba la ecuación química no balanceada para esta reacción.

73. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KBr}(\text{ac}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + \text{KCl}(\text{ac})$
- $\text{Cr}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$
- $\text{P}_4(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PH}_3(\text{g})$
- $\text{Al}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{PCl}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac})$
- $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{g})$
- $\text{C}_7\text{H}_{16}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

74. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KI}(\text{ac}) \rightarrow \text{KCl}(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s})$
- $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- $\text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{HCl}(\text{g})$
- $\text{CaF}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s}) + \text{HF}(\text{g})$
- $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{K}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{BaO}(\text{s}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Ba}(\text{s})$
- $\text{Al}(\text{s}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{AlF}_3(\text{s})$
- $\text{CS}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g})$

75. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{SiCl}_4(\text{l}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Si}(\text{s}) + \text{MgCl}_2(\text{s})$
- $\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NOCl}(\text{g})$
- $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Mn}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- $\text{Cr}(\text{s}) + \text{S}_8(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3(\text{s})$
- $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{F}(\text{s}) + \text{NF}_3(\text{g})$
- $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$
- $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}_3(\text{g})$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{ac}) + \text{S}_8(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{ac})$

76. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.

- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{PbCrO}_4(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{ac})$
- $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{NaCl}(\text{ac})$
- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{S}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{ac})$
- $\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{CuSO}_4(\text{ac}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{KI}(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow$
 $\text{AsI}_3(\text{s}) + \text{KCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6(\text{ac}) + \text{NaI}(\text{ac})$

7

Reacciones en disoluciones acuosas

- 7.1** Predicción de si ocurrirá una reacción
- 7.2** Reacciones en las que se forma un sólido
- 7.3** Descripción de las reacciones en disoluciones acuosas
- 7.4** Reacciones que forman agua: ácidos y bases
- 7.5** Reacciones de metales con no metales (oxidación-reducción)
- 7.6** Formas de clasificar las reacciones
- 7.7** Otras formas de clasificar las reacciones

- Bióxido de carbono sólido produciendo vapores azules.
(© ggw1962/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde OWL, o adquiéralos en www.ichapters.com



Royalty-Free Corbis

Un cerillo que se quema involucra varias reacciones químicas.

Las reacciones químicas más importantes para nosotros ocurren en el agua, en disoluciones acuosas. Virtualmente todas las reacciones químicas que nos mantienen vivos y sanos se llevan a cabo en el medio acuoso presente en nuestro cuerpo. Por ejemplo, el oxígeno que usted respira se disuelve en su sangre, donde se asocia con la hemoglobina en los glóbulos rojos. Mientras está unido a la hemoglobina, es transportado a sus células, donde reacciona con un combustible (a partir de los alimentos que consume) con el fin de proveer energía para la vida. Sin embargo, la reacción entre el oxígeno y el combustible no es directa: las células no son hornos pequeños. En su lugar se transfieren electrones del combustible a una serie de moléculas que los pasan a lo largo (a esta se le llama *cadena respiratoria* o *de transporte de electrones*) hasta que con el tiempo alcanzan el oxígeno. Muchas otras reacciones también son cruciales en nuestra salud y bienestar. Observará varios ejemplos de éstas a medida que continúe su estudio de la química.

En este capítulo se estudiarán algunos tipos comunes de reacciones que se llevan a cabo en el agua, y se familiarizará con algunas fuerzas conductoras que hacen que ocurran estas reacciones. También aprenderá cómo predecir los productos de estas reacciones y cómo escribir varias ecuaciones para determinarlas.

7.1

Predicción de si ocurrirá una reacción

OBJETIVO

Aprender acerca de algunos factores que ocasionan que ocurran las reacciones.

En este texto ya se han visto varias reacciones químicas. Ahora se considera una pregunta importante: ¿Por qué ocurre una reacción química? ¿Qué ocasiona que los reactivos “busquen” formar productos? A medida que los químicos han estudiado las reacciones, han reconocido varias “tendencias” en los reactivos que los llevan a formar productos. Es decir, existen varias “fuerzas conductoras” que ocasionan que los reactivos formen los productos, cambios que tienden a hacer que las reacciones vayan en la dirección de la flecha. Las más comunes de estas fuerzas conductoras son:

1. La formación de un sólido
2. La formación de agua
3. La transferencia de electrones
4. La formación de un gas

Cuando se juntan dos o más sustancias químicas, si puede ocurrir cualquiera de estas cosas, es probable que se lleve a cabo un cambio químico (una reacción). De manera acorde, cuando se confronta un conjunto de reactivos y se desea predecir si ocurrirá una reacción y qué productos podrían formarse, se considerarán estas fuerzas conductoras. Éstas ayudarán a organizar nuestros pensamientos a medida que se encuentren nuevas reacciones.

7.2

Reacciones en las que se forma un sólido

OBJETIVO

Aprender a identificar el sólido que se forma en una reacción de precipitación.

Una fuerza conductora para una reacción química es la formación de un sólido, un proceso llamado **precipitación**. Al sólido que se forma se le llama **precipitado** y a la reacción se le conoce como **reacción de precipitación**. Por ejemplo, cuando se



Figura 7.1

Reacción de precipitación que ocurre cuando se mezcla cromato de potasio amarillo, $K_2CrO_4(ac)$, con una disolución incolora de nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2(ac)$.

adiciona una disolución acuosa (agua) de cromato de potasio, $K_2CrO_4(ac)$, la cual es de color amarillo, a una disolución acuosa incolora que contiene nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2(ac)$, se forma un sólido amarillo (vea la figura 7.1). El hecho de que se forme un sólido indica que ha ocurrido una reacción, un cambio químico. Es decir, se tiene una situación donde

Reactivos \rightarrow Productos

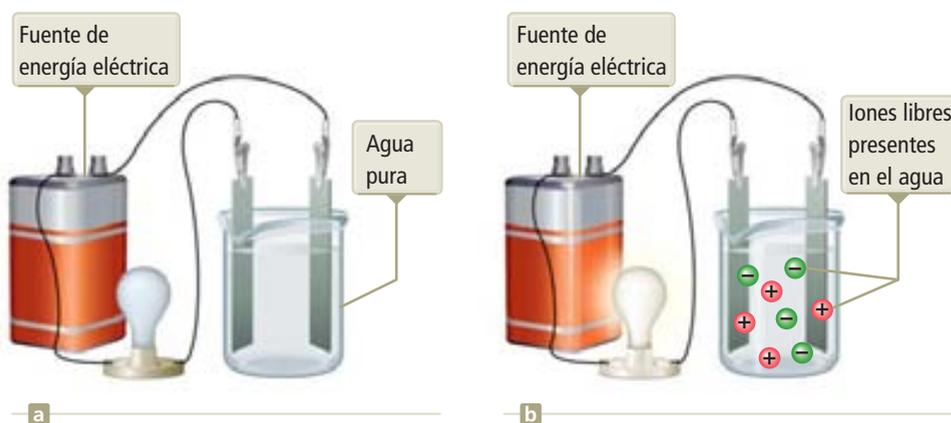
¿Cuál es la ecuación que describe este cambio químico? Para escribirla, se deben descifrar las identidades de los reactivos y productos. Ya se han descrito los reactivos: $K_2CrO_4(ac)$ y $Ba(NO_3)_2(ac)$. ¿Existe alguna forma en la que se pueda predecir las identidades de los productos? ¿Qué es el sólido amarillo? La mejor manera de predecir la identidad de este sólido es primero *considerar qué productos son posibles*. Para ello se necesita saber qué especies químicas están presentes en la disolución que resultan cuando se mezclan las disoluciones de los reactivos. Primero se piensa acerca de la naturaleza de cada reactivo en una disolución acuosa.

► ¿Qué sucede cuando un compuesto iónico se disuelve en agua?

La designación $Ba(NO_3)_2(ac)$ significa que el nitrato de bario (un sólido blanco) se ha disuelto en agua. Observe a partir de su fórmula que el nitrato de bario contiene los iones Ba^{2+} y NO_3^- . *En virtualmente todos los casos en que se disuelve en agua un sólido que contiene iones, los iones se separan* y se mueven alrededor de manera independiente. Es decir, el $Ba(NO_3)_2(ac)$ no contiene unidades de $Ba(NO_3)_2$. Más bien contiene iones Ba^{2+} y NO_3^- separados. En la disolución hay dos iones NO_3^- por cada ión Ba^{2+} . Los químicos saben que en esta disolución están presentes iones separados debido a que es un excelente conductor de la electricidad (vea la figura 7.2). El agua pura no conduce una corriente eléctrica. Deben estar presentes en ella iones para que esta corriente fluya.

Cuando cada unidad de una sustancia que se disuelve en agua produce iones separados, a la sustancia se le llama **electrolito fuerte**. El nitrato de bario es un electrolito fuerte en el agua, debido a que cada unidad de $Ba(NO_3)_2$ produce los iones separados (Ba^{2+} , NO_3^- , NO_3^-).

De manera similar, el K_2CrO_4 acuoso también se comporta como un electrolito fuerte. El cromato de potasio contiene los iones K^+ y CrO_4^{2-} , por lo que una disolu-



a El agua pura no conduce una corriente eléctrica. La lámpara no se enciende.

b Cuando se disuelve en agua un compuesto iónico, la corriente fluye y la lámpara se enciende. El resultado de este experimento es una evidencia poderosa de que los compuestos iónicos disueltos en agua existen en la forma de iones separados.

Figura 7.2

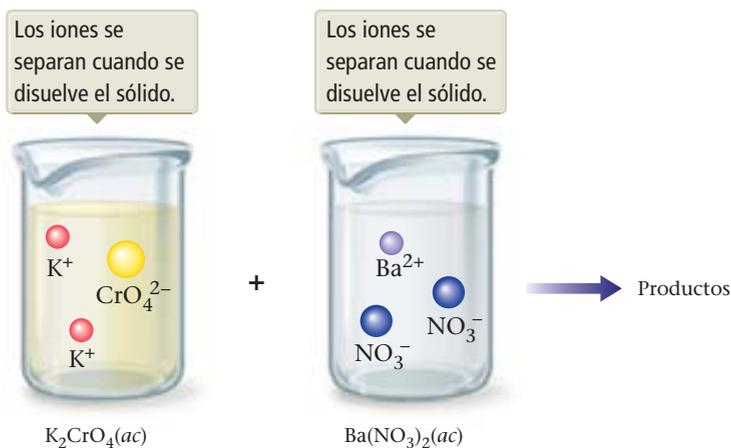
Conductividad eléctrica de disoluciones acuosas.

ción acuosa de cromato de potasio (la cual se prepara disolviendo en agua K_2CrO_4 sólido) contiene estos iones separados. Es decir, el $\text{K}_2\text{CrO}_4(ac)$ no contiene unidades de K_2CrO_4 sino cationes K^+ y aniones CrO_4^{2-} , los cuales se mueven alrededor de manera independiente. (Hay dos iones K^+ por cada ión CrO_4^{2-} .)

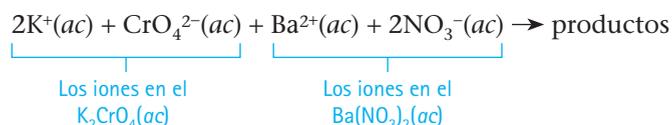
La idea introducida aquí es muy importante: cuando los compuestos iónicos se disuelven, la *disolución resultante contiene los iones separados*. Por tanto, se puede representar la mezcla de $\text{K}_2\text{CrO}_4(ac)$ y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac)$ de dos maneras. Por lo regular se escriben estos reactivos como



Sin embargo, una representación más precisa de la situación es la siguiente.



Se puede expresar esta información como una ecuación de la siguiente forma:



Por tanto, la *disolución mezclada* contiene cuatro tipos de iones: K^+ , CrO_4^{2-} , Ba^{2+} y NO_3^- . Ahora que se sabe cuáles son los reactivos, se pueden hacer conjeturas acerca de los productos posibles.

► Cómo decidir qué productos se forman

¿Cuáles de estos iones se combinan para formar el sólido amarillo observado cuando se mezclan las disoluciones originales? Esta no es una pregunta fácil de responder. Aun un químico experimentado no está seguro de lo que sucederá en una reacción nueva. El químico trata de pensar en varias posibilidades: considera la probabilidad de cada posibilidad y formula una predicción (una conjetura probable). Sólo después de identificar cada producto de manera experimental puede asegurar qué reacción se ha llevado a cabo en realidad. Sin embargo, una conjetura probable es de mucha utilidad debido a que indica qué tipo de productos es más factible que se formen. Es algo con qué empezar. Por ende, la mejor manera de proceder es pensar primero en las varias posibilidades y después decidir cuál de ellas es la más probable.

¿Cuáles son los productos posibles de la reacción entre $\text{K}_2\text{CrO}_4(ac)$ y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac)$ o, de manera más precisa, qué reacción puede ocurrir entre los iones K^+ , CrO_4^{2-} , Ba^{2+} y NO_3^- ? Ya se tienen algunos presupuestos que ayudarán a la decisión. Se sabe que

un compuesto sólido debe tener una carga neta de cero. Esto significa que el producto de la reacción debe contener *aniones y cationes* (iones negativos y positivos). Por ejemplo, el K^+ y el Ba^{2+} pudieran no combinarse para formar el sólido debido a que éste tendría una carga positiva. De manera similar, el CrO_4^{2-} y el NO_3^- pudieran no combinarse para formar un sólido porque éste tendría una carga negativa.

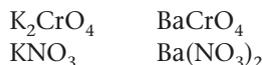
Algo más que ayudará es una observación que han hecho los químicos examinando varios compuestos: *la mayoría de los materiales iónicos sólo contiene dos tipos de iones*: un tipo de catión y un tipo de anión. Esta idea se ilustra con los siguientes compuestos (entre otros):

Compuesto	Catión	Anión
NaCl	Na^+	Cl^-
KOH	K^+	OH^-
Na_2SO_4	Na^+	SO_4^{2-}
NH_4Cl	NH_4^+	Cl^-
Na_2CO_3	Na^+	CO_3^{2-}

Abajo se muestran todas las combinaciones posibles de un catión y un anión para formar compuestos sin carga entre los iones K^+ , CrO_4^{2-} , Ba^{2+} y NO_3^- .

	NO_3^-	CrO_4^{2-}
K^+	KNO_3	K_2CrO_4
Ba^{2+}	$Ba(NO_3)_2$	$BaCrO_4$

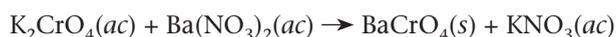
Por ende, los compuestos que *podrían* conformar el sólido son



¿Cuál de estas posibilidades es la más probable que represente el sólido amarillo? Se sabe que no es el K_2CrO_4 o el $Ba(NO_3)_2$. Estos son los reactivos: estaban presentes (disueltos) en las disoluciones separadas que se mezclaron inicialmente. Las únicas posibilidades reales son el KNO_3 y el $BaCrO_4$. Para decidir cuál de éstos es el más probable que represente el sólido amarillo, se necesitan más hechos. Por ejemplo, un químico experimentado sabe que el KNO_3 es un sólido blanco. Por otro lado, el ión CrO_4^{2-} es amarillo. Por tanto, lo más probable es que el sólido amarillo sea $BaCrO_4$.

Se ha determinado que un producto de la reacción entre el $K_2CrO_4(ac)$ y el $Ba(NO_3)_2(ac)$ es el $BaCrO_4(s)$, ¿pero qué le sucede a los iones K^+ y NO_3^- ? La respuesta es que estos iones siguen disueltos en la disolución. Es decir, el KNO_3 no forma un sólido cuando los iones K^+ y NO_3^- están presentes en el agua. En otras palabras, si se tomara el sólido blanco $KNO_3(s)$ y se pusiera en agua, se disolvería por completo (el sólido blanco “desaparecería” produciendo una disolución incolora). Así que cuando se mezcla $K_2CrO_4(ac)$ y $Ba(NO_3)_2(ac)$ se forma $BaCrO_4(s)$, pero el KNO_3 se queda atrás en la disolución [se escribe como $KNO_3(ac)$]. (Si se vertiera la mezcla a través de un filtro para eliminar el $BaCrO_4$ sólido y después se evaporara toda el agua, se obtendría el sólido blanco KNO_3 .)

Después de toda esta reflexión, por fin se puede escribir la ecuación no balanceada para la reacción de precipitación:



Se puede representar esta reacción como se indica a continuación.



Observe que los iones K^+ y NO_3^- no están involucrados en el cambio químico. Permanecen dispersos en el agua antes y después de la reacción.

► Uso de las reglas de solubilidad

En el ejemplo considerado arriba se fue capaz de identificar por último los productos de la reacción utilizando los siguientes dos tipos de conocimiento químico.

1. Conocimiento de los hechos
2. Conocimiento de los conceptos

Por ejemplo, conocer los colores de los diversos compuestos probaría ser muy útil. Esto representa un conocimiento de los hechos (o factual); el del concepto de que los sólidos siempre tienen una carga neta de cero también fue esencial. Estos dos tipos de conocimiento permitieron hacer una buena suposición acerca de la identidad del sólido que se forma. A medida que continúe el estudio de la química, verá que siempre se requiere un balance del conocimiento factual y conceptual. Es decir, debe *memorizar* hechos importantes y *comprender* conceptos cruciales para tener éxito.

En el presente caso se trata con una reacción en la que se forma un sólido iónico, es decir, un proceso en el que los iones que se disuelven en el agua se combinan para formar un sólido. Se sabe que para que éste se forme, los iones positivos y negativos deben estar presentes en números relativos que den una carga neta de cero. Sin embargo, los iones con carga opuesta en el agua no siempre reaccionan para formar un sólido, como se ha visto para el K^+ y el NO_3^- . Además, el Na^+ y el Cl^- pueden coexistir en el agua en números muy grandes sin formar $NaCl$ sólido. En otras palabras, cuando se coloca $NaCl$ sólido (sal común) en agua, se disuelve: el sólido blanco “desaparece” a medida que los iones Na^+ y Cl^- se dispersan en el agua. (Probablemente ha observado este fenómeno en la preparación de agua salada para cocinar alimentos). Entonces, los siguientes dos enunciados en realidad están indicando lo mismo.

1. El $NaCl$ sólido es muy soluble en agua.
2. No se forma $NaCl$ sólido cuando se mezcla una disolución que contiene Na^+ con otra disolución que contiene Cl^- .

Para predecir si un par dado de iones disueltos formará un sólido cuando se mezcle, se debe conocer algunos hechos acerca de las solubilidades de varios tipos de compuestos iónicos. En este texto se empleará el término **sólido soluble** para referirse a aquel que se disuelve con rapidez en el agua: el sólido “desaparece” a medida que los iones se dispersan en el agua. Los términos **sólido insoluble** y **sólido ligeramente soluble** se toman como si se refirieran a lo mismo: un sólido donde se disuelve una cantidad tan pequeña en el agua que no es detectable a simple vista. La información de la solubilidad acerca de los sólidos comunes que se resume en la tabla 7.1 se basa en las observaciones del comportamiento de varios compuestos. Esto es un conocimiento factual que necesitará para predecir qué sucederá en las reacciones químicas donde podría formarse un sólido. En la figura 7.3 se resume esta información.

Los sólidos deben contener aniones y cationes en los números relativos necesarios para producir una carga neta de cero.

Tabla 7.1 Reglas generales para la solubilidad de los compuestos iónicos (sales) en agua a 25 °C

1. La mayoría de las sales de nitrato (NO_3^-) es soluble.
2. La mayoría de las sales de Na^+ , K^+ y NH_4^+ es soluble.
3. La mayoría de las sales de cloruro es soluble. Excepciones notables son el AgCl , el PbCl_2 y el Hg_2Cl_2 .
4. La mayoría de las sales de sulfato es soluble. Excepciones notables son el BaSO_4 , el PbSO_4 y el CaSO_4 .
5. La mayoría de los compuestos hidróxido es ligeramente soluble.* Las excepciones importantes son el NaOH y el KOH . El $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sólo son moderadamente solubles.
6. La mayoría de las sales de sulfuro (S^{2-}), carbonato (CO_3^{2-}) y fosfato (PO_4^{3-}) es ligeramente soluble.*

* Los términos *insoluble* y *ligeramente soluble* en realidad se refieren a lo mismo: se disuelve una cantidad tan pequeña que no es posible detectarla a simple vista.

GO Chemistry El módulo 5, **Predicción de la solubilidad en agua de los compuestos iónicos comunes**, cubre los conceptos de esta sección.

Observe que en la tabla 7.1 y en la figura 7.3 se utiliza el término *sal* para referirse a un *compuesto iónico*. Varios químicos emplean los términos *sal* y *compuesto iónico* de manera intercambiable. En el ejemplo 7.1 se ilustrará cómo utilizar las reglas de solubilidad para predecir los productos de reacciones entre iones.

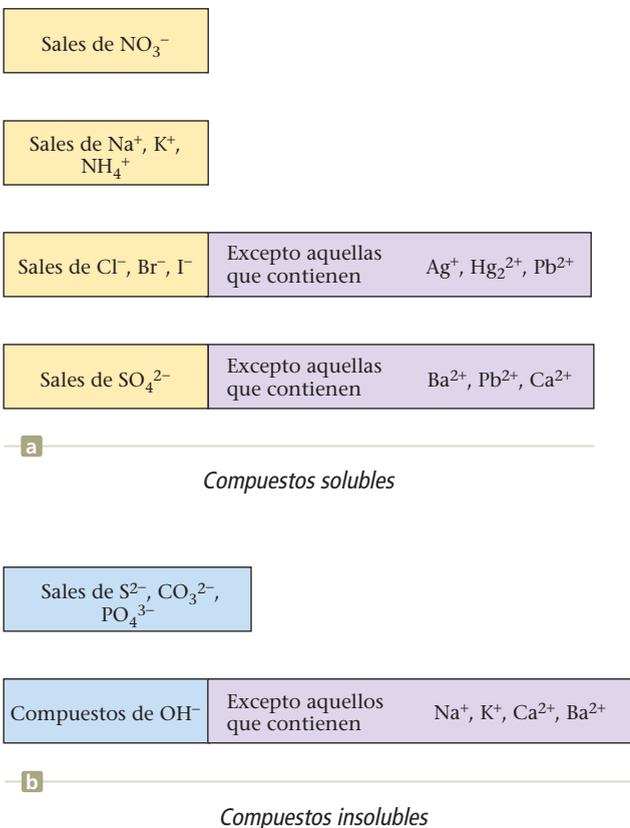
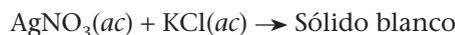
EJEMPLO 7.1**Identificación de precipitados en reacciones donde se forma un sólido**

Al AgNO_3 por lo regular se le llama nitrato de plata en vez de nitrato de plata(I) debido a que la plata sólo forma Ag^+ .

Cuando se adiciona una disolución acuosa de nitrato de plata a una disolución acuosa de cloruro de potasio, se forma un sólido blanco. Identifique este sólido y escriba la ecuación balanceada para la reacción que se lleva a cabo.

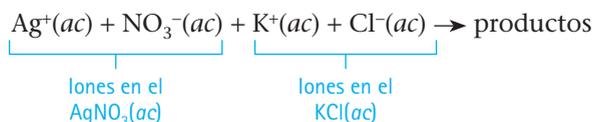
SOLUCIÓN

Primero se utiliza la descripción de la reacción para representar lo que se conoce:

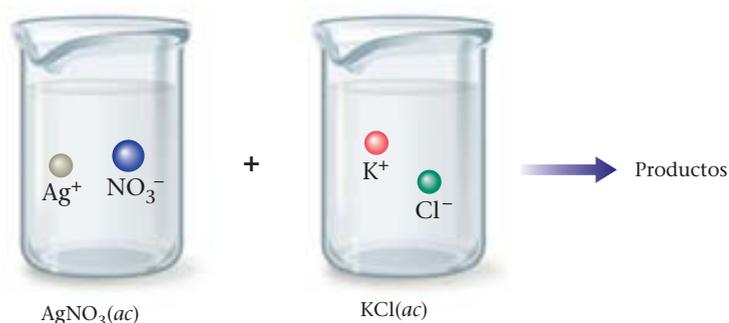
**Figura 7.3**

Solubilidades de los compuestos comunes.

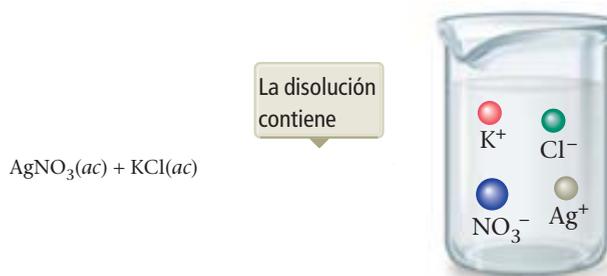
Recuerde, trate de determinar los hechos esenciales a partir de las palabras, y represente estos hechos por medio de símbolos o diagramas. Para responder la pregunta principal (¿Qué es el sólido blanco?), se debe establecer qué iones están presentes en la disolución mezclada. Es decir, hay que conocer cuáles son los reactivos realmente probables. Recuerde que *cuando se disuelven sustancias iónicas en agua, los iones se separan*. Por ende, se puede escribir la ecuación



o utilizar imágenes

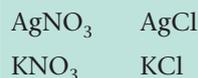


para representar los iones presentes en la disolución mezclada antes de que ocurra una reacción. En resumen:



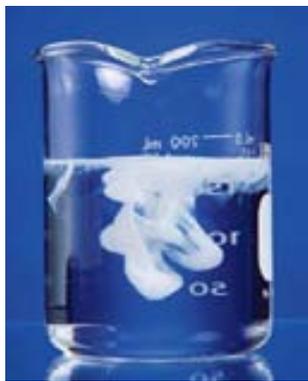
	NO_3^-	Cl^-
Ag^+	AgNO_3	AgCl
K^+	KNO_3	KCl

Ahora se considerarán qué sólidos *podrían* formarse a partir de este conjunto de iones. Debido a que el sólido debe contener iones positivos y negativos, los compuestos posibles que pueden formarse a partir de este conjunto de iones son



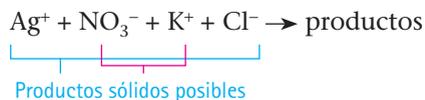
El AgNO_3 y el KCl son las sustancias ya disueltas en las disoluciones de los reactivos, por lo que se sabe que no representan el producto sólido blanco. Quedan dos posibilidades:



**Figura 7.4**

La precipitación del cloruro de plata ocurre cuando se mezclan las disoluciones de nitrato de plata y de cloruro de potasio. Los iones K^+ y NO_3^- permanecen en la disolución.

Otra manera de obtener estas dos posibilidades es por medio del *intercambio de iones*. Esto significa que en la reacción del $AgNO_3(ac)$ y del $KCl(ac)$ se toma el catión de un reactivo y se combina con el anión del otro reactivo.

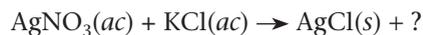


El intercambio de iones también conduce a los siguientes sólidos posibles:



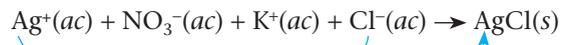
Para decidir si el $AgCl$ o el KNO_3 es el sólido blanco, se necesitan las reglas de solubilidad (tabla 7.1). La regla 2 enuncia que la mayoría de las sales que contienen K^+ es soluble en agua. La regla 1 indica que la mayoría de las sales de nitrato (aquellas que contienen NO_3^-) es soluble, por lo que la sal KNO_3 es soluble en agua. Es decir, cuando el K^+ y el NO_3^- se mezclan en el agua, *no* se forma un sólido (KNO_3).

Por otro lado, la regla 3 enuncia que aunque la mayoría de las sales de cloruro (sales que contienen Cl^-) es soluble, el $AgCl$ es una excepción. Es decir, el $AgCl(s)$ es insoluble en agua. Por tanto, el sólido blanco debe ser el $AgCl$. Ahora se puede escribir lo siguiente.

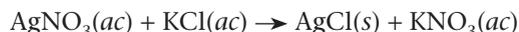


¿Cuál es el otro producto?

Para formar el $AgCl(s)$ se han utilizado los iones Ag^+ y Cl^- :



Esto deja los iones K^+ y NO_3^- . ¿Qué hacen ellos? Nada. Debido a que el KNO_3 es muy soluble en agua (reglas 1 y 2), los iones K^+ y NO_3^- permanecen separados en el agua, el KNO_3 se mantiene disuelto y se representa como $KNO_3(ac)$. Ahora se puede escribir la ecuación completa:



La figura 7.4 muestra la precipitación del $AgCl(s)$ que ocurre cuando esta reacción se lleva a cabo. En forma gráfica, la reacción es la siguiente.



La siguiente estrategia es útil para predecir qué ocurrirá cuando se mezclan dos disoluciones que contienen sales disueltas.

Cómo predecir los precipitados cuando se mezclan las disoluciones de dos compuestos iónicos

- Paso 1** Escriba los reactivos como existen en realidad antes de que ocurra la reacción. Recuerde que cuando se disuelve una sal, sus iones se separan.
- Paso 2** Considere los varios sólidos que pudieran formarse. Para hacerlo, simplemente *intercambie los aniones* de las sales adicionadas.
- Paso 3** Use las reglas de solubilidad (tabla 7.1) para decidir si se forma un sólido y, en caso de que así sea, predecir su identidad.

EJEMPLO 7.2

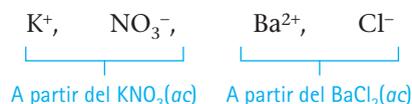
Uso de las reglas de solubilidad para predecir los productos de las reacciones

Utilizando las reglas de solubilidad de la tabla 7.1, prediga qué sucederá cuando se mezclen las siguientes disoluciones. Escriba la ecuación balanceada para cualquier reacción que ocurra.

- a) $\text{KNO}_3(ac)$ y $\text{BaCl}_2(ac)$
 b) $\text{Na}_2\text{SO}_4(ac)$ y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac)$
 c) $\text{KOH}(ac)$ y $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(ac)$

SOLUCIÓN a)

Paso 1 El $\text{KNO}_3(ac)$ representa una disolución acuosa obtenida disolviendo en agua KNO_3 para formar los iones $\text{K}^+(ac)$ y $\text{NO}_3^-(ac)$. De manera similar, el $\text{BaCl}_2(ac)$ es una disolución formada al disolver en agua BaCl_2 sólido para producir $\text{Ba}^{2+}(ac)$ y $\text{Cl}^-(ac)$. Cuando se mezclan estas dos disoluciones, estarán presentes los siguientes iones:



Paso 2 Para obtener los productos posibles, se intercambian los aniones.



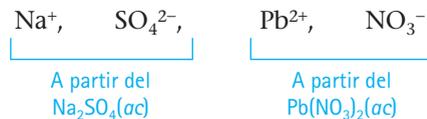
Esto genera las posibilidades KCl y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Son los sólidos que *podrían* formarse. Observe que se necesitan dos iones NO_3^- para balancear la carga de 2+ en el Ba^{2+} .

Paso 3 Las reglas listadas en la tabla 7.1 indican que el KCl y el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ son solubles en agua, por lo que no se forma un precipitado cuando se mezclan el $\text{KNO}_3(ac)$ y el $\text{BaCl}_2(ac)$. Todos los iones permanecen disueltos en la disolución. Esto significa que no se lleva a cabo una reacción. Es decir, no ocurre un cambio químico.



SOLUCIÓN b)

Paso 1 Los siguientes iones están presentes en la disolución mezclada antes de que ocurra alguna reacción:

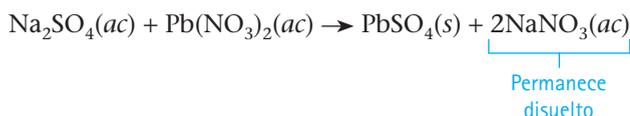


Paso 2 El intercambio de aniones



forma los productos sólidos posibles PbSO_4 y NaNO_3 .

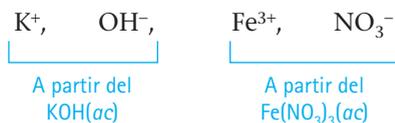
Paso 3 Utilizando la tabla 7.1 se ve que el NaNO_3 es soluble en agua (reglas 1 y 2), pero que el PbSO_4 sólo es ligeramente soluble (regla 4). Por tanto, cuando se mezclan estas disoluciones se forma PbSO_4 sólido. La reacción balanceada es



la cual puede representarse como

**SOLUCIÓN c)**

Paso 1 Los iones presentes en la disolución mezclada antes de que ocurra alguna reacción son:



Paso 2 El intercambio de aniones

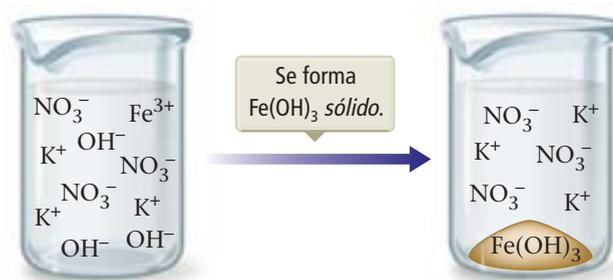


forma los productos posibles KNO_3 y $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Paso 3 Las reglas 1 y 2 (tabla 7.1) enuncian que el KNO_3 es soluble, mientras que el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sólo es ligeramente soluble (regla 5). Por tanto, cuando se mezclan estas disoluciones se forma $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sólido. La ecuación balanceada para la reacción es



la cual puede representarse como



Autocomprobación

EJERCICIO 7.1 Prediga si se formará un sólido cuando se mezclen los siguientes pares de disoluciones. Si se forma, identifique el sólido y escriba la ecuación balanceada para la reacción.

- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac)$ y $\text{NaCl}(ac)$
- $\text{Na}_2\text{S}(ac)$ y $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac)$
- $\text{NH}_4\text{Cl}(ac)$ y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac)$

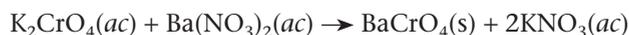
Vea los problemas 7.17 y 7.18. ■

7.3

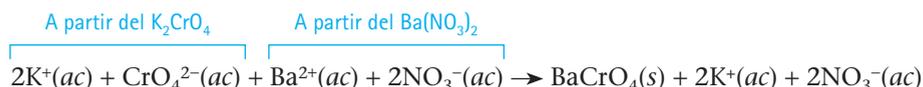
Descripción de las reacciones en disoluciones acuosas

OBJETIVO Aprender a describir las reacciones en disoluciones escribiendo las ecuaciones molecular, iónica completa e iónica neta.

Gran parte importante de la química, incluyendo virtualmente todas las reacciones que hacen posible la vida, ocurre en disoluciones acuosas. Se considerarán los tipos de ecuaciones utilizadas para representar las reacciones que se presentan en el agua. Por ejemplo, como se vio anteriormente, cuando se mezcla cromato de potasio acuoso con nitrato de bario acuoso, resulta una reacción para formar cromato de bario sólido y nitrato de potasio disuelto. Una manera de representar esta reacción es por medio de la ecuación



A ésta se le llama **ecuación molecular** para la reacción; muestra las fórmulas completas de todos los reactivos y productos. Sin embargo, aunque esta ecuación muestra los reactivos y productos de la reacción, no proporciona una imagen clara de qué ocurre en realidad en la disolución. Como se ha visto, las disoluciones acuosas del cromato de potasio, nitrato de bario y nitrato de potasio contienen los iones individuales, no moléculas, como se implica por la ecuación molecular. Por tanto, la **ecuación iónica completa**,



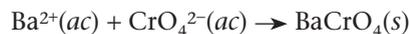
representa mejor las formas reales de los reactivos y productos en la disolución. *En una ecuación iónica completa, todas las sustancias que son electrolitos fuertes se representan como iones.* Observe que el BaCrO_4 no se escribe como los iones separados, debido a que está presente como un sólido; no está disuelto.

Un electrolito fuerte es una sustancia que se descompone por completo en iones cuando se disuelve en agua. La disolución resultante conduce con facilidad una corriente eléctrica.

 El módulo 6, **Escritura de ecuaciones iónicas netas**, cubre los conceptos de esta sección.

La ecuación iónica neta sólo incluye aquellos componentes que experimentan un cambio en la reacción.

La ecuación iónica completa revela que sólo algunos de los iones participan en la reacción. Observe que los iones K^+ y NO_3^- están presentes en la disolución antes y después de la reacción. A iones como éstos, los cuales no participan de manera directa en una reacción en una disolución, se les llaman **iones espectadores**. Los que participan en esta reacción son los iones Ba^{2+} y CrO_4^{2-} , los cuales se combinan para formar $BaCrO_4$ sólido:



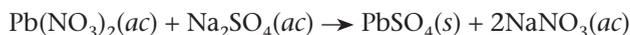
Esta ecuación, llamada **ecuación iónica neta**, sólo incluye aquellos componentes que están involucrados de manera directa en la reacción. Los químicos por lo regular escriben la ecuación iónica neta para una reacción en una disolución, debido a que proporciona las formas reales de los reactivos y productos y sólo incluye las especies que experimentan un cambio.

Tipos de ecuaciones para las reacciones en disoluciones acuosas

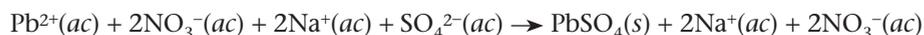
Se utilizan tres tipos de ecuaciones para describir las reacciones en disoluciones.

1. La *ecuación molecular* muestra la reacción general pero no necesariamente las formas reales de los reactivos y productos en la disolución.
2. La *ecuación iónica completa* representa como iones todos los reactivos y productos que son electrolitos fuertes. Se incluyen todos los reactivos y productos.
3. La *ecuación iónica neta* sólo incluye aquellos componentes que experimentan un cambio. No se incluyen los iones espectadores.

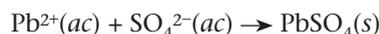
Para asegurar que estas ideas queden claras, se realizará otro ejemplo. En el ejemplo 7.2 se consideró la reacción entre las disoluciones acuosas del nitrato de plomo (II) y del sulfato de sodio. La ecuación molecular para esta reacción es



Debido a que cualquier compuesto iónico que se disuelve en agua está presente como iones separados, se puede escribir la ecuación iónica completa como se indica a continuación.



El $PbSO_4$ no se escribe como iones separados debido a que está presente como un sólido. Los iones que toman parte en el cambio químico son Pb^{2+} y SO_4^{2-} , los cuales se combinan para formar $PbSO_4$ sólido. Por tanto, la ecuación iónica neta es:



Los iones Na^+ y NO_3^- no experimentan algún cambio químico; son iones espectadores.

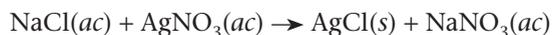
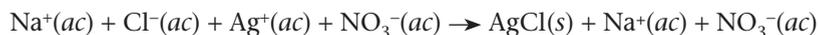
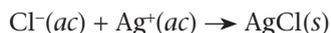
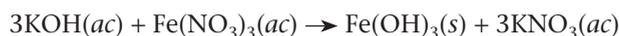
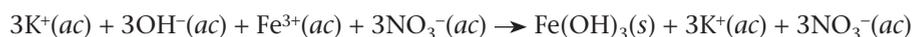
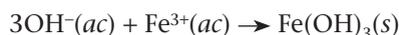
EJEMPLO 7.3

Escritura de ecuaciones para reacciones

Para cada una de las siguientes reacciones, escriba la ecuación molecular, la ecuación iónica completa y la ecuación iónica neta.

- a) Se adiciona cloruro de sodio acuoso a nitrato de plata acuoso para formar cloruro de plata sólido más nitrato de sodio acuoso.
- b) Se mezcla hidróxido de potasio acuoso con nitrato de hierro(III) acuoso para formar hidróxido de hierro(III) sólido y nitrato de potasio acuoso.

Debido a que la plata está presente como Ag^+ en todos sus compuestos iónicos comunes, por lo regular se borra el (l) cuando se nombran los compuestos de plata.

SOLUCIÓNa) *Ecuación molecular**Ecuación iónica completa**Ecuación iónica neta*b) *Ecuación molecular**Ecuación iónica completa**Ecuación iónica neta***Autocomprobación****EJERCICIO 7.2** Para cada una de las siguientes reacciones, escriba la ecuación molecular, la ecuación iónica completa y la ecuación iónica neta.

- Se mezcla sulfuro de sodio acuoso con nitrato de cobre(II) acuoso para producir sulfuro de cobre(II) sólido y nitrato de sodio acuoso.
- El cloruro de amonio acuoso y el nitrato de plomo(II) acuoso reaccionan para formar cloruro de plomo(II) sólido y nitrato de amonio acuoso.

Vea los problemas 7.25 al 7.30. ■

7.4**Reacciones que forman agua: ácidos y bases****OBJETIVO**

Aprender las características clave de las reacciones entre ácidos fuertes y bases fuertes.

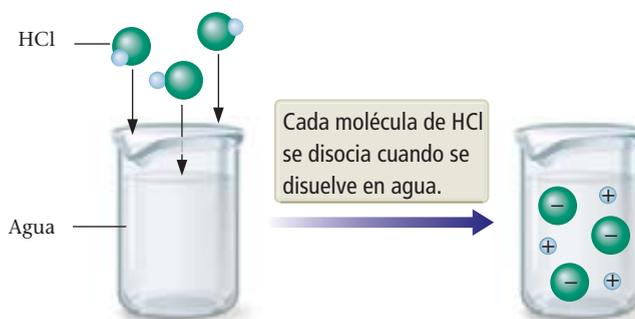
¡No deguste las sustancias químicas!

En esta sección se estudian dos clases muy importantes de compuestos: los ácidos y las bases. Los ácidos se asociaron primero con el sabor agrio de las frutas cítricas. De hecho, la palabra “ácido” proviene del latín *acidus*, el cual significa “agrio”. El vinagre sabe agrio debido a que es una disolución de ácido acético; el ácido cítrico es responsable del sabor del limón. Las bases, en ocasiones llamadas *álcalis*, se caracterizan por su sabor amargo y su tacto resbaladizo, como de jabón mojado. La mayoría de las preparaciones comerciales para desobstruir desagües es altamente básica.

Los ácidos se han conocido desde hace cientos de años. Por ejemplo, los ácidos minerales ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y ácido nítrico, HNO_3 , llamados así debido a que fueron obtenidos originalmente por medio del tratamiento de minerales, fueron descubiertos alrededor de 1300. Sin embargo, no fue hasta finales del siglo XIX que la naturaleza esencial de los ácidos fue descubierta por Svante Arrhenius, un físico sueco.

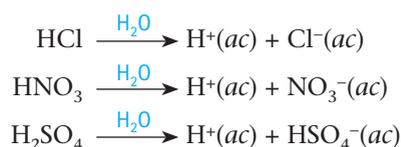
Figura 7.5

Cuando se disuelve en agua HCl gaseoso, cada molécula se disocia para producir los iones H^+ y Cl^- . Es decir, el HCl se comporta como un electrolito fuerte.



El premio Nobel de Química fue entregado a Arrhenius en 1903 por sus estudios de la conductividad en disoluciones.

Arrhenius, quien estaba tratando de descubrir por qué sólo ciertas disoluciones podían conducir una corriente eléctrica, encontró que la conductividad surgía de la presencia de iones. En sus estudios sobre las disoluciones, el sueco observó que cuando se disolvían en agua las sustancias HCl , HNO_3 y H_2SO_4 , se comportaban como electrolitos fuertes. Sugirió que esto era resultado de las reacciones de ionización en el agua.



Arrhenius propuso que un **ácido** es una sustancia que produce iones H^+ (protones) cuando se disuelve en agua.

Los estudios muestran que cuando se colocan en agua el HCl , el HNO_3 y el H_2SO_4 , *virtualmente cada molécula* se disocia para formar iones. Esto significa que cuando se disuelve en agua 100 moléculas de HCl , se producen 100 iones H^+ y 100 iones Cl^- . Virtualmente no existen moléculas de HCl en disolución acuosa (vea la figura 7.5). Debido a que estas sustancias son electrolitos fuertes que producen iones H^+ , se les llaman **ácidos fuertes**.

Definición de Arrhenius de un ácido fuerte: sustancia que produce iones H^+ en disolución acuosa.

Arrhenius también encontró que las *disoluciones acuosas que exhiben un comportamiento básico* siempre contienen iones hidróxido. Definió una **base** como una *sustancia que produce iones hidróxido (OH^-) en agua*. La base más comúnmente utilizada en el laboratorio de química es el hidróxido de sodio, $NaOH$, el cual contiene los iones Na^+ y OH^- y es muy soluble en agua. Éste, como todas las sustancias iónicas, produce cationes y aniones separados cuando se disuelve en agua.



Aunque el hidróxido de sodio disuelto por lo regular se representa como $NaOH(ac)$, debe recordar que la disolución en realidad contiene los iones separados Na^+ y OH^- . De hecho, por cada 100 unidades de $NaOH$ disueltas en agua, se producen 100 iones Na^+ y 100 iones OH^- .

El hidróxido de potasio (KOH) posee propiedades notablemente similares a las del hidróxido de sodio. Es muy soluble en agua y produce iones separados.



Debido a que estos compuestos hidróxido son electrolitos fuertes que contienen iones OH^- , se les llaman **bases fuertes**.

Cuando se mezclan ácidos fuertes y bases fuertes (hidróxidos), el cambio químico fundamental que siempre ocurre es que *los iones H^+ reaccionan con los iones OH^- para formar agua*.



El agua es un compuesto muy estable, como es evidente por su abundancia en la superficie terrestre. Por tanto, cuando se mezclan sustancias que pueden formar agua,

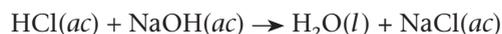


El botón de oro es una planta hermosa pero venenosa. Su toxicidad se debe de manera parcial a la presencia de ácido erúgico.

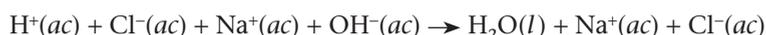
El ácido clorhídrico es una disolución acuosa que contiene cloruro de hidrógeno disuelto. Es un electrolito fuerte.

existe una fuerte tendencia a que ocurra la reacción. En particular, el ión hidróxido OH^- tiene una afinidad alta para los iones H^+ , debido a que se produce agua en la reacción entre estos iones.

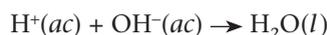
La tendencia a formar agua es la segunda de las fuerzas conductoras para las reacciones que se mencionaron en la sección 7.1. Cualquier compuesto que produce iones OH^- en el agua reacciona de manera vigorosa con cualquier compuesto que pueda proveer iones H^+ para formar H_2O . Por ejemplo, la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio acuoso se representa por medio de la siguiente ecuación molecular:



Debido a que el HCl, el NaOH y el NaCl existen completamente como iones separados en el agua, la ecuación iónica completa para esta reacción es la siguiente.



Observe que el Cl^- y el Na^+ son iones espectadores (no experimentan cambios), por lo que la ecuación iónica neta es



Por tanto, el único cambio químico que ocurre cuando se mezclan estas disoluciones es que se forma agua a partir de los iones H^+ y OH^- .

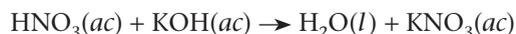
EJEMPLO 7.4

Escritura de ecuaciones para las reacciones ácido-base

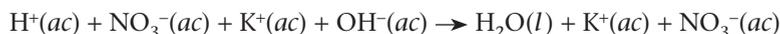
El ácido nítrico es un ácido fuerte. Escriba las ecuaciones molecular, iónica completa y iónica neta para la reacción de ácido nítrico acuoso e hidróxido de potasio acuoso.

SOLUCIÓN

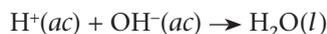
Ecuación molecular



Ecuación iónica completa



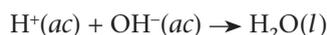
Ecuación iónica neta



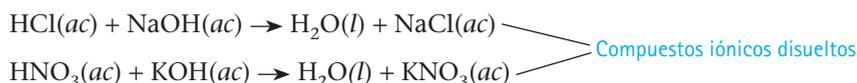
Observe que el K^+ y el NO_3^- son iones espectadores y que la formación del agua es la fuerza conductora para esta reacción. ■

Hay dos aspectos importantes a observar a medida que se examina la reacción de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio acuoso y la reacción de ácido nítrico con hidróxido de potasio acuoso.

1. La ecuación iónica neta es la misma; en ambos casos se forma agua.



2. Además del agua, la cual *siempre es un producto* de la reacción de un ácido con OH^- , el segundo producto es un compuesto iónico, el cual podría precipitarse o permanecer disuelto, dependiendo de su solubilidad.



A este compuesto iónico se le llama **sal**. En el primer caso, la sal es el cloruro de sodio y en el segundo caso es el nitrato de potasio. Se pueden obtener estas sales solubles en forma sólida (como sólidos blancos) evaporando el agua.

Los ácidos fuertes y las bases fuertes son electrolitos fuertes.



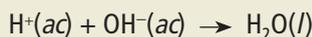
© Cengage Learning

El drano (destapacaños) contiene una base fuerte.

Resumen de los ácidos fuertes y de las bases fuertes

Los siguientes puntos acerca de los ácidos fuertes y las bases fuertes son particularmente importantes.

1. Los ácidos fuertes comunes son disoluciones acuosas de HCl, HNO₃ y H₂SO₄.
2. Un ácido fuerte es una sustancia que se disocia por completo (ioniza) en el agua. (Cada molécula se descompone en un ión H⁺ más un anión.)
3. Una base fuerte es un compuesto hidróxido de metal que es muy soluble en agua. Las bases fuertes más comunes son el NaOH y el KOH, las cuales se descomponen por completo en iones separados (Na⁺ y OH⁻ o K⁺ y OH⁻) cuando se disuelven en agua.
4. La ecuación iónica neta para la reacción de un ácido fuerte y una base fuerte (contiene OH⁻) siempre es la misma: muestra la producción de agua.



5. En la reacción de un ácido fuerte y una base fuerte, un producto siempre es el agua y el otro siempre es un compuesto iónico llamado *sal*, el cual permanece disuelto en el agua. Esta sal puede obtenerse como un sólido evaporando el agua.
6. A la reacción del H⁺ y del OH⁻ con frecuencia se le llama *reacción ácido-base*, donde el H⁺ es el ión ácido y el OH⁻ es el ión básico.

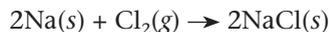
7.5

Reacciones de metales con no metales (oxidación-reducción)

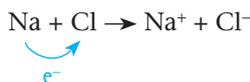
OBJETIVOS

Aprender las características generales de una reacción entre un metal y un no metal. • Comprender la transferencia de electrones como una fuerza conductora para una reacción química.

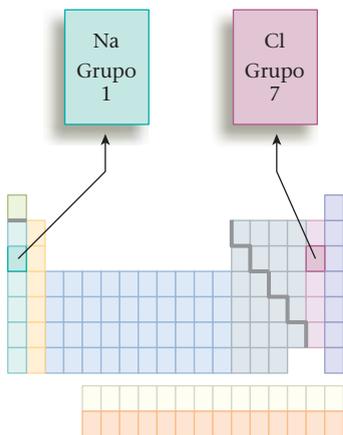
En el capítulo 4 se invirtió un tiempo considerable en la explicación de los compuestos iónicos —compuestos formados en la reacción de un metal y un no metal—. Un ejemplo común es el cloruro de sodio, creado por la reacción del metal sodio y del gas cloro:

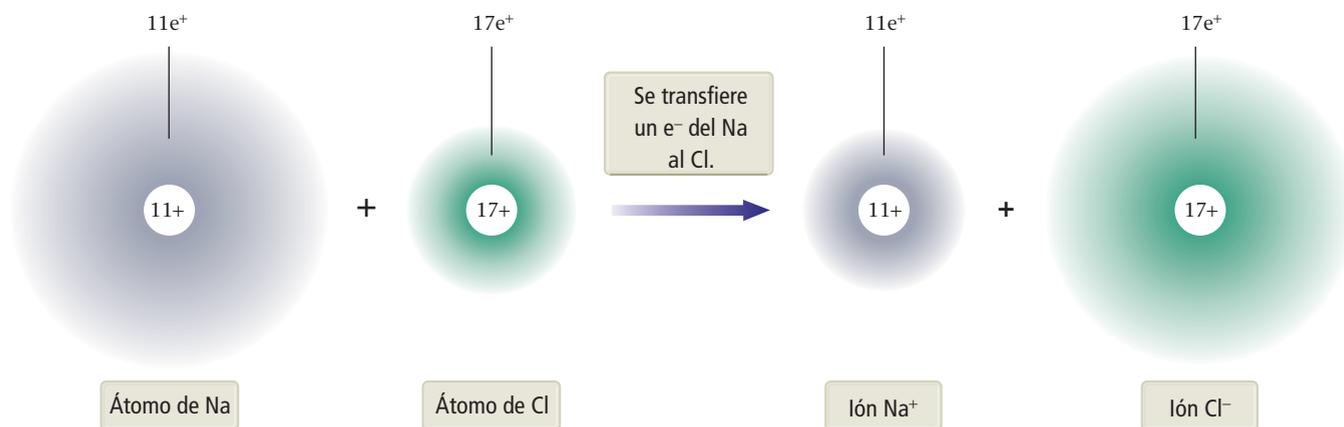


Se examina qué sucede en esta reacción. El metal sodio está compuesto por átomos de sodio, cada uno de los cuales tiene una carga neta de cero. (Las cargas positivas de los 11 protones en su núcleo son balanceadas de manera exacta por las cargas negativas en los 11 electrones). De manera similar, la molécula de cloro consiste en dos átomos de cloro sin carga (cada uno tiene 17 protones y 17 electrones). Sin embargo, en el producto (cloruro de sodio), el sodio está presente como Na⁺ y el cloro como Cl⁻. ¿Por medio de qué proceso los átomos neutros se convierten en iones? La respuesta es que se transfiere un electrón de cada átomo de sodio a cada átomo de cloro.



Después de la transferencia de electrones, cada sodio tiene 10 electrones y 11 protones (una carga neta de 1+) y cada cloro tiene 18 electrones y 17 protones (una carga neta de 1-).





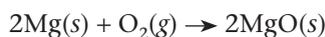
© Cengage Learning

Figura 7.6

La reacción de la termita genera tanto calor que el hierro formado se funde.

Por tanto, la reacción de un metal con un no metal para formar un compuesto iónico involucra la transferencia de uno o más electrones del metal (el cual forma un catión) al no metal (el cual forma un anión). Esta tendencia a transferir electrones de metales a no metales es la tercera fuerza conductora para las reacciones que se listó en la sección 7.1. A una reacción que *involucra una transferencia de electrones* se le llama **reacción de oxidación-reducción**.

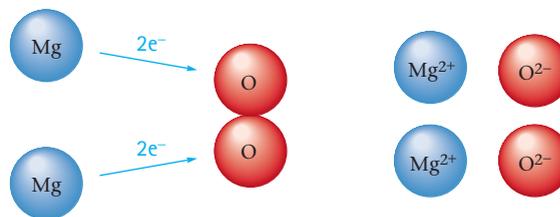
Existen varios ejemplos de reacciones de oxidación-reducción en las que un metal reacciona con un no metal para formar un compuesto iónico. Considere la del metal magnesio con el oxígeno,



la cual produce una luz blanca y brillante, útil en las unidades de flash de las cámaras. Observe que los reactivos contienen átomos sin carga, pero el producto contiene iones:



Por tanto, en esta reacción cada átomo de magnesio pierde dos electrones ($\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$) y cada átomo de oxígeno gana dos electrones ($\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$). Esta reacción podría representarse como se observa a continuación.



Otro ejemplo es



la cual es una reacción (llamada *reacción de la termita*) que produce tanta energía (calor) que el hierro se forma inicialmente como un líquido (vea la figura 7.6). En este caso el aluminio está presente originalmente como el metal elemental (el cual contiene átomos de Al sin carga) y termina en el Al_2O_3 , donde está presente como cationes Al^{3+} (los iones 2Al^{3+} balancean la carga de los iones 3O^{2-}). Por tanto, en la reacción cada átomo de aluminio pierde tres electrones.

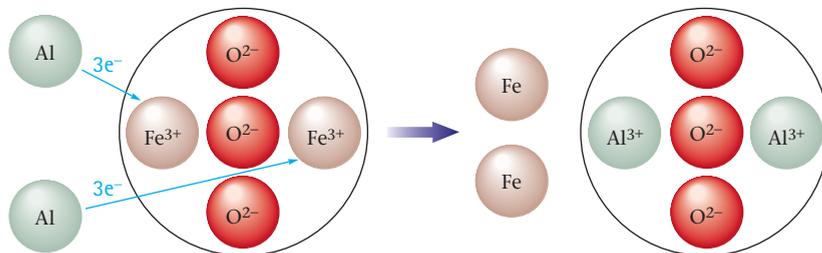


El proceso opuesto ocurre cuando el hierro, el cual está inicialmente presente como iones Fe^{3+} en el Fe_2O_3 , termina como átomos sin carga en el hierro elemental. Como resultado, cada catión hierro gana tres electrones para formar un átomo sin carga.



Esta ecuación se lee: "Un átomo de aluminio produce un ión aluminio con una carga de 3+ y tres electrones".

Esta reacción se puede representar de manera esquemática como se muestra a continuación.



EJEMPLO 7.5

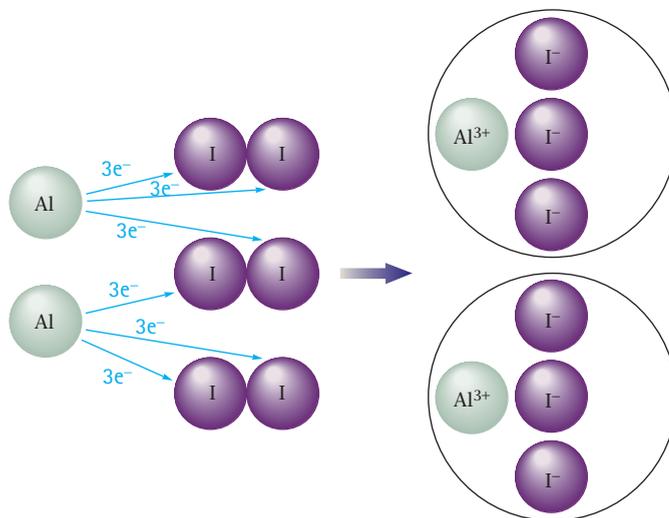
Identificación de la transferencia de electrones en las reacciones de oxidación-reducción

Para cada una de las siguientes reacciones, muestre cómo se ganan y pierden electrones.

- $2\text{Al}(s) + 3\text{I}_2(s) \rightarrow 2\text{AlI}_3(s)$ (En la figura 7.7 se muestra esta reacción. Observe el “humo” púrpura, el cual es el I_2 en exceso expulsado por el calor.)
- $2\text{Cs}(s) + \text{F}_2(g) \rightarrow 2\text{CsF}(s)$

SOLUCIÓN

- En el AlI_3 los iones son el Al^{3+} y el I^- (el aluminio siempre forma Al^{3+} y el yodo siempre forma I^-). En el $\text{Al}(s)$ el aluminio está presente como átomos sin carga. Por ende el aluminio pasa de Al a Al^{3+} perdiendo tres electrones ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$). En cada I_2 el átomo de yodo no tiene carga. Por tanto cada átomo de yodo pasa de I a I^- ganando un electrón ($\text{I} + e^- \rightarrow \text{I}^-$). Un esquema para esta reacción es



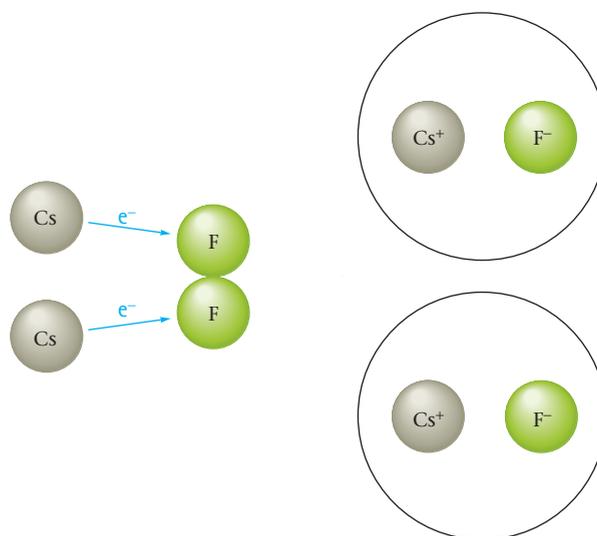
- En el CsF los iones presentes son el Cs^+ y el F^- . El metal cesio, $\text{Cs}(s)$, contiene átomos de cesio sin carga y el gas flúor, $\text{F}_2(g)$, contiene átomos de flúor sin carga. Por lo tanto, en la reacción cada átomo de cesio pierde un electrón ($\text{Cs} \rightarrow \text{Cs}^+ + e^-$) y cada átomo de flúor gana un electrón ($\text{F} + e^- \rightarrow \text{F}^-$). El esquema para la reacción se muestra a continuación.



© Cengage Learning

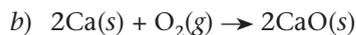
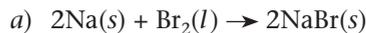
Figura 7.7

Cuando el aluminio y el yodo en polvo (mostrados en primer plano) se mezclan (y se adiciona un poco de agua), reaccionan de manera vigorosa.



Autocomprobación

EJERCICIO 7.3 Para cada reacción, muestre cómo se ganan y pierden electrones.

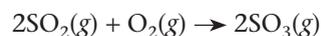


Vea los problemas 7.47 y 7.48. ■

Hasta ahora se ha hecho énfasis en las reacciones de transferencia de electrones (oxidación-reducción) que involucran un metal y un no metal. Las reacciones de transferencia de electrones también se llevan a cabo entre dos no metales. Aquí no se explicarán a detalle. Todo lo que se dirá en este momento es que una señal segura de una reacción de oxidación-reducción entre no metales es la presencia de oxígeno, $\text{O}_2(g)$, como reactivo o producto. De hecho, la oxidación obtiene su nombre del oxígeno. Por tanto, las reacciones



y



son de transferencia de electrones, aun cuando no sea obvio en este momento.

Se puede resumir lo que se ha aprendido acerca de las reacciones de oxidación-reducción como se enuncia a continuación.

Características de las reacciones de oxidación-reducción

1. Cuando un metal reacciona con un no metal, se forma un compuesto iónico. Los iones se forman cuando el metal transfiere uno o más electrones al no metal, el átomo del metal se convierte en un catión y el átomo del no metal se convierte en un anión. Por tanto, *una reacción metal-no metal siempre puede suponerse como una reacción de oxidación-reducción, la cual involucra una transferencia de electrones.*
2. Dos no metales también pueden experimentar una reacción de oxidación-reducción. En este momento se pueden reconocer estos casos sólo buscando el O_2 como reactivo o producto. Cuando dos no metales reaccionan, el compuesto formado no es iónico.

7.6 Formas de clasificar las reacciones

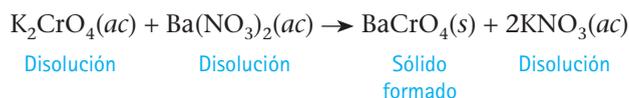
OBJETIVO Aprender varios esquemas de clasificación para las reacciones.

Hasta ahora en el estudio de la química se han visto muchas reacciones químicas, y sólo es el capítulo 7. En el mundo que nos rodea y en nuestro cuerpo, se están llevando a cabo literalmente millones de reacciones químicas. Obviamente, se necesita un sistema para presentar las reacciones en clases significativas que las hagan más fáciles de recordar y de comprender.

Hasta ahora en el capítulo 7 se han considerado las siguientes “fuerzas conductoras” para las reacciones químicas:

- Formación de un sólido
- Formación de agua
- Transferencia de electrones

Ahora se explicará cómo clasificar las reacciones que involucran estos procesos. Por ejemplo, en la reacción



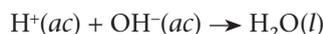
se forma BaCrO_4 sólido (un precipitado). Debido a que a la formación de un sólido cuando se mezclan dos disoluciones se le llama precipitación, a ésta se le llama **reacción de precipitación**.

Observe que en esta reacción simplemente se intercambian dos aniones (NO_3^- y CrO_4^{2-}). Observe que el CrO_4^{2-} estaba originalmente asociado con el K^+ en el K_2CrO_4 y que el NO_3^- estaba asociado con el Ba^{2+} en el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. En los productos se invierten estas asociaciones. Debido a este intercambio doble, en ocasiones a esta reacción se le llama reacción de intercambio doble o **reacción de desplazamiento doble**. Ésta se podría representar como

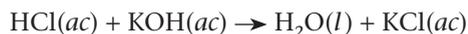


Por ende, se puede clasificar a una reacción como ésta como una reacción de precipitación o como una reacción de doble desplazamiento. Cualquier nombre es correcto, pero la anterior es la más comúnmente utilizada por los químicos.

En este capítulo se han considerado las reacciones en las que se forma agua cuando se mezcla un ácido fuerte con una base fuerte. Todas estas reacciones tienen la misma ecuación iónica neta:

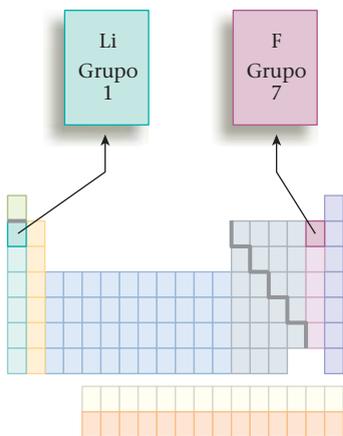
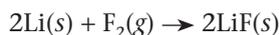


El ión H^+ proviene de un ácido fuerte, como el $\text{HCl}(ac)$ o el $\text{HNO}_3(ac)$, y el origen del ión OH^- es una base fuerte, como el $\text{NaOH}(ac)$ o el $\text{KOH}(ac)$. Un ejemplo es



Estas reacciones se clasifican como **reacciones ácido-base**. Puede reconocer esta como una reacción ácido-base debido a que involucra un ión H^+ que termina en el producto agua.

La tercera fuerza conductora es la transferencia de electrones. Se puede ver evidencia de esta fuerza conductora particularmente en la “tendencia” de un metal a donar electrones a no metales. Un ejemplo es

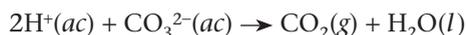


donde cada átomo de litio pierde un electrón para formar Li^+ y cada átomo de flúor gana un electrón para formar el ión F^- . Al proceso de transferencia de electrones también se le llama oxidación-reducción. Por tanto, la reacción anterior se clasifica como una **reacción de oxidación-reducción**.

Una fuerza conductora adicional para las reacciones químicas que aún no se ha explicado es la *formación de un gas*. Una reacción en disolución acuosa que forma un gas (el cual se escapa como burbujas) es llevada hacia los productos por este evento. Un ejemplo es la reacción



donde la ecuación iónica neta es



Observe que esta reacción forma gas dióxido de carbono al igual que agua, por lo que ilustra dos de las fuerzas conductoras que se han considerado. Debido a que esta reacción involucra el H^+ que termina en el producto agua, se clasifica como una reacción ácido-base.

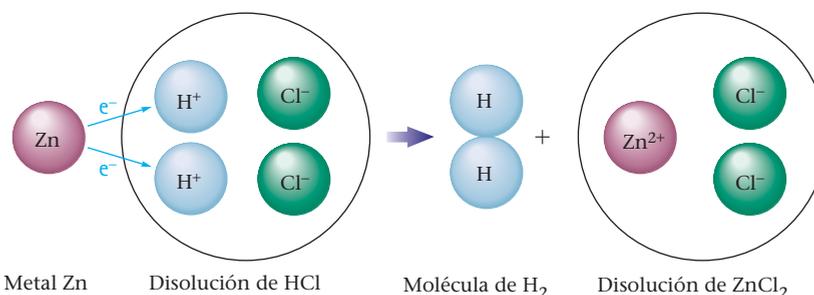
Considere otra reacción que forma un gas:



¿Cómo podría clasificarse esta reacción? Un vistazo cuidadoso en los reactivos y productos muestra lo siguiente:

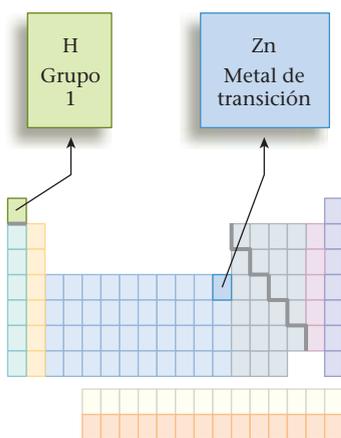


Observe que en el reactivo metal zinc, el Zn existe como átomos sin carga, mientras que en el producto existe como Zn^{2+} . Por tanto, cada átomo de Zn pierde dos electrones. ¿A dónde se han ido estos electrones? Han sido transferidos a dos iones H^+ para formar H_2 . El esquema para esta reacción es el siguiente.



Este es un proceso de transferencia de electrones, por lo que la reacción puede clasificarse como una reacción de oxidación-reducción.

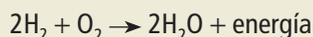
Otra manera en que se clasifica en ocasiones esta reacción se basa en el hecho de que se ha intercambiado un *solo* tipo de anión (Cl^-) entre el H^+ y el Zn^{2+} . Es decir, el Cl^- está originalmente asociado con el H^+ en el HCl y termina asociado con el Zn^{2+} en el producto ZnCl_2 . A ésta se le puede llamar *reacción de remplazamiento sencillo*, en contraste con las reacciones de desplazamiento doble, en las que se intercambian dos tipos de aniones. Se puede representar un remplazamiento sencillo como



Reacciones de oxidación-reducción. Lanzamiento del transbordador espacial

Lanzar al espacio un vehículo que pesa millones de libras requiere cantidades inimaginables de energía, toda provista por reacciones de oxidación-reducción.

Observe a partir de la figura 7.8 que hay tres objetos cilíndricos unidos al orbitador del transbordador. En el centro está un tanque de alrededor de 28 pies de diámetro y 154 pies de largo que contiene oxígeno e hidrógeno líquidos (en compartimientos separados). Estos combustibles son suministrados a los motores del cohete del transbordador, donde reaccionan para formar agua y liberar una enorme cantidad de energía.

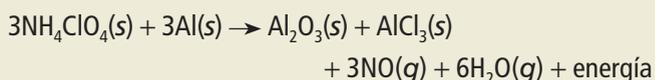


Observe que esta reacción se puede reconocer como una reacción de oxidación-reducción debido a que el O_2 es un reactivo.

También están unidos al orbitador dos cohetes con combustible sólido de 12 pies de diámetro y

150 pies de largo. Cada cohete contiene 1.1 millones de libras de combustible: perclorato de aluminio (NH_4ClO_4) y aluminio en polvo mezclados con un aglutinante ("pegamento"). Debido a que los cohetes son muy grandes, se construyen en segmentos y se ensamblan en el lugar del lanzamiento como se muestra en la figura 7.9. Cada segmento se llena con el propulsor almibarado (figura 7.10), el cual se solidifica a una consistencia muy parecida a la de una goma de borrar dura.

La reacción de oxidación-reducción entre el perclorato de amonio y el aluminio se representa como se observa a continuación.



Produce temperaturas de alrededor de 5700 °F y 3.3 millones de libras de empuje en cada cohete.

Por tanto, se puede ver que esa reacción de oxidación-reducción provee la energía para el lanzamiento del transbordador espacial.

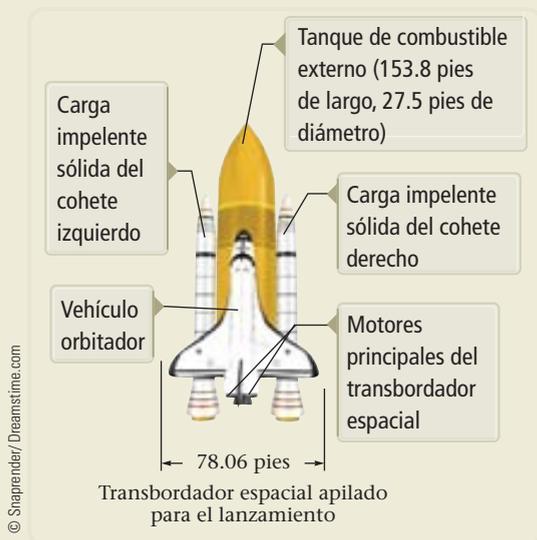


Figura 7.8

Para el lanzamiento, el orbitador del transbordador espacial se une a dos cohetes con combustible sólido (izquierda y derecha) y a un tanque de combustible (centro) que suministra hidrógeno y oxígeno a los motores del orbitador.



Figura 7.9

Los cohetes con combustible sólido se ensamblan en segmentos para hacer más conveniente la carga del combustible.

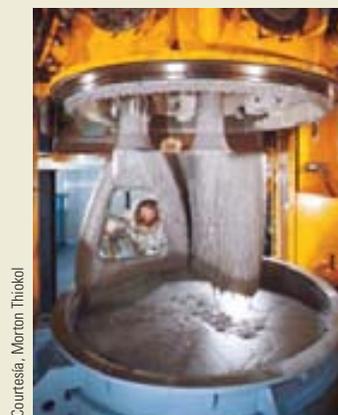


Figura 7.10

Un segmento del cohete que es llenado con la mezcla propulsora.

7.7

Otras formas de clasificar las reacciones

OBJETIVO Considerar las clases adicionales de las reacciones químicas

Hasta ahora en este capítulo se han clasificado las reacciones químicas de varias maneras. Las más comúnmente utilizadas de estas clasificaciones son las siguientes.

- Reacciones de precipitación
- Reacciones ácido-base
- Reacciones de oxidación-reducción

Sin embargo, existen otras maneras de clasificar las reacciones que puede encontrar en sus estudios futuros de la química. Se considerarán varias de ellas en esta sección.

► Reacciones de combustión

Diversas reacciones químicas que involucran el oxígeno producen energía (calor), por lo que resulta con facilidad una flama. A tales reacciones se les llaman **reacciones de combustión**. Anteriormente se han considerado algunas de estas reacciones. Por ejemplo, el metano en el gas natural reacciona con el oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



Esta reacción produce la flama del mechero común en el laboratorio y se utiliza para calentar la mayoría de los hogares en Estados Unidos. Recuerde que esta reacción se clasificó originalmente como de oxidación-reducción en la sección 7.5. Por tanto, se puede decir que la reacción del metano con el oxígeno es una reacción de oxidación-reducción y una reacción de combustión. De hecho, esta última es una clase especial de reacciones de oxidación-reducción (vea la figura 7.11).

Existen varias reacciones de combustión, la mayoría de las cuales se utiliza para proveer calor o electricidad a hogares o negocios, o para proveer energía al transporte. Algunos ejemplos son:

- La combustión del propano (utilizada para calentar algunos hogares rurales)

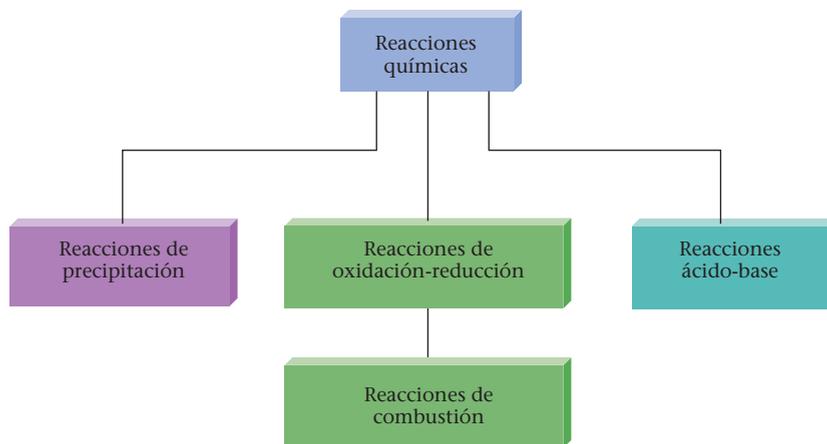
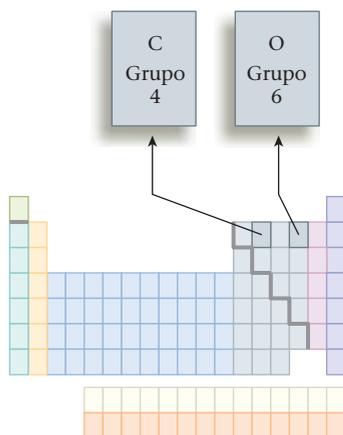
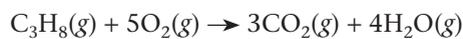


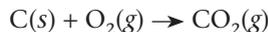
Figura 7.11

Clases de reacciones. Las de combustión son un tipo especial de reacción de oxidación-reducción.

- Combustión de la gasolina* (utilizada para energizar automóviles y camionetas)



- Combustión del carbón* (utilizada para generar electricidad)



► Reacciones de síntesis (combinación)

Una de las actividades más importantes en la química es la síntesis de nuevos compuestos. Nuestra vida personal ha sido afectada en gran medida por compuestos sintéticos como el plástico, el poliéster y la aspirina. Cuando se forma un compuesto dado a partir de materiales más sencillos, a esto se le llama **reacción de síntesis** (o **combinación**).

En muchos casos las reacciones de síntesis comienzan con elementos, como se muestra por medio de los siguientes ejemplos.

- Síntesis del agua $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$
- Síntesis de dióxido de carbono $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
- Síntesis del monóxido de nitrógeno $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}(g)$

Observe que estas reacciones involucran al oxígeno, por lo que cada una puede clasificarse como una reacción de oxidación-reducción. Las primeras dos reacciones también se llaman de manera común *reacciones de combustión* debido a que producen flamas. Entonces, la reacción del hidrógeno con el oxígeno para producir agua puede clasificarse de tres maneras: como una reacción de oxidación-reducción, como una reacción de combustión y como una reacción de síntesis.

También existen varias reacciones de síntesis que no involucran el oxígeno:

- Síntesis del cloruro de sodio $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s)$
- Síntesis del fluoruro de magnesio $\text{Mg}(s) + \text{F}_2(g) \rightarrow \text{MgF}_2(s)$

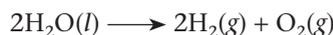
Anteriormente se ha explicado la formación de cloruro de sodio y se ha observado que es una reacción de oxidación-reducción; los átomos de sodio sin carga pierden electrones para formar iones Na^+ , y los átomos de cloro sin carga ganan electrones para formar iones Cl^- . La síntesis del fluoruro de magnesio también es una reacción de oxidación-reducción debido a que se producen los iones Mg^{2+} y F^- a partir de los átomos sin carga.

Se ha visto que las reacciones de síntesis en las que los reactivos son elementos también son reacciones de oxidación-reducción. De hecho, se puede pensar en estas reacciones de síntesis como otra subclase de la clase de reacciones de oxidación-reducción.

► Reacciones de descomposición

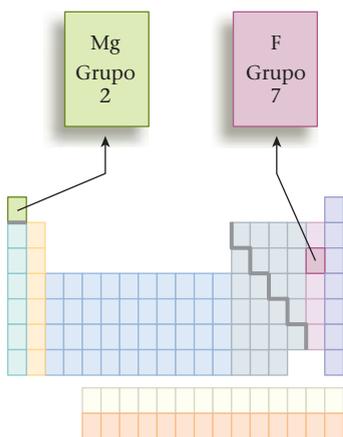
En muchos casos un compuesto puede descomponerse en compuestos más sencillos o totalmente en los elementos componentes. Esto se logra por lo regular por medio del calentamiento o de la aplicación de una corriente eléctrica. A tales reacciones se les llaman **reacciones de descomposición**. Anteriormente se han explicado las reacciones de descomposición, incluyendo

- Descomposición del agua



Corriente
eléctrica

* Esta sustancia en realidad es una mezcla de compuestos, pero la reacción mostrada es representativa de lo que se lleva a cabo.



La formación de los plásticos de colores utilizados en estos cierres es un ejemplo de una reacción sintética.

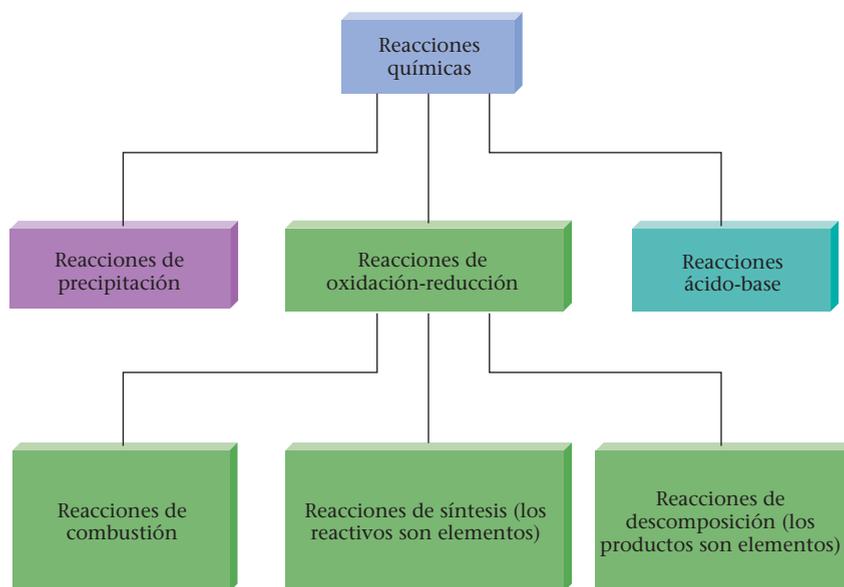
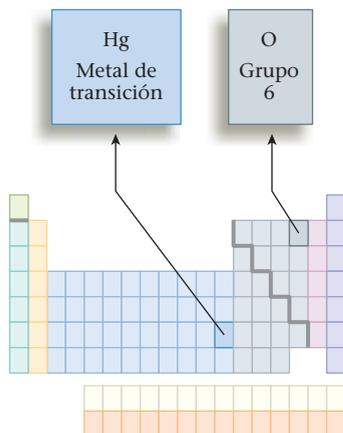
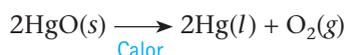


Figura 7.12

Resumen de las clases de reacciones.



- Descomposición del óxido de mercurio(II)



Debido a que el O_2 está involucrado en la primera reacción, se reconoce como una reacción de oxidación-reducción. En la segunda reacción, el HgO , el cual contiene los iones Hg^{2+} y O^{2-} , se descompone en los elementos, los cuales contienen átomos sin carga. En este proceso cada Hg^{2+} gana dos electrones y cada O^{2-} pierde dos electrones, por lo que esta es una reacción de descomposición y una reacción de oxidación-reducción.

Una reacción de descomposición, en la que un compuesto se descompone en sus elementos, es lo opuesto a la reacción de síntesis (combinación), en la que los elementos se combinan para formar el compuesto. Por ejemplo, recién se ha explicado la síntesis del cloruro de sodio a partir de sus elementos. El cloruro de sodio puede descomponerse en sus elementos fusionándolo y pasando una corriente eléctrica a través de él:



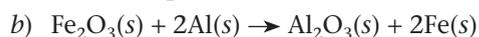
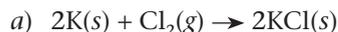
Existen otros esquemas para clasificar las reacciones que no se han considerado. Sin embargo, se han cubierto varias de las clasificaciones que son utilizadas de manera común por los químicos a medida que se dedican a su ciencia en los laboratorios y en las plantas industriales.

Debe ser evidente que varias reacciones importantes pueden clasificarse como reacciones de oxidación-reducción. Como se muestra en la figura 7.12, varios tipos de reacciones pueden verse como subclases de la categoría general de oxidación-reducción.

EJEMPLO 7.6

Clasificación de las reacciones

Clasifique cada una de las siguientes reacciones en tantas maneras como sea posible.



- c) $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$
 d) $\text{HNO}_3(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{NaNO}_3(ac)$
 e) $\text{KBr}(ac) + \text{AgNO}_3(ac) \rightarrow \text{AgBr}(s) + \text{KNO}_3(ac)$
 f) $\text{PbO}_2(s) \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{O}_2(g)$

SOLUCIÓN

- a) Es una reacción de síntesis (se combinan elementos para formar un compuesto) y una reacción de oxidación-reducción (los átomos de potasio y cloro sin carga se cambian a los iones K^+ y Cl^- en el KCl).
- b) Es una reacción de oxidación-reducción. El hierro está presente en el $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$ como iones Fe^{3+} y en el hierro elemental, $\text{Fe}(s)$, como átomos sin carga, por lo que cada Fe^{3+} debe ganar tres electrones para formar Fe . Lo inverso le sucede al aluminio, el cual está presente inicialmente como átomos de aluminio sin carga, cada uno de los cuales pierde tres electrones para formar iones Al^{3+} en el Al_2O_3 . Observe que esta reacción también podría llamarse *reacción de remplazamiento sencillo* debido a que el O se cambia del Fe al Al.
- c) Es una reacción de síntesis (se combinan elementos para formar un compuesto) y una reacción de oxidación-reducción (cada átomo de magnesio pierde dos electrones para formar iones Mg^{2+} en el MgO , y cada átomo de oxígeno gana dos electrones para formar el O^{2-} en el MgO).
- d) Es una reacción ácido-base. También podría llamarse *reacción de desplazamiento doble* debido a que el NO_3^- y el OH^- son “compañeros de intercambio”.
- e) Es una reacción de precipitación que también podría llamarse *reacción de desplazamiento doble* en la que se intercambian los aniones Br^- y NO_3^- .
- f) Es una reacción de descomposición (un compuesto se descompone en sus elementos). También es una reacción de oxidación-reducción, debido a que los iones en el PbO_2 (Pb^{4+} y O^{2-}) se cambian por átomos sin carga en los elementos $\text{Pb}(s)$ y $\text{O}_2(g)$. Es decir, se transfieren electrones del O^{2-} al Pb^{4+} en la reacción.

Autocomprobación

EJERCICIO 7.4 Clasifique cada una de las siguientes reacciones en tantas formas como sea posible.

- a) $4\text{NH}_3(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{NO}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$
 b) $\text{S}_8(s) + 8\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{SO}_2(g)$
 c) $2\text{Al}(s) + 3\text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(s)$
 d) $2\text{AlN}(s) \rightarrow 2\text{Al}(s) + \text{N}_2(g)$
 e) $\text{BaCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + 2\text{NaCl}(ac)$
 f) $2\text{Cs}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow 2\text{CsBr}(s)$
 g) $\text{KOH}(ac) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{KCl}(ac)$
 h) $2\text{C}_2\text{H}_2(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$

Vea los problemas 7.53 y 7.54. ■

CAPÍTULO 7 REPASO

Términos clave

precipitación (7.2)	ácido fuerte (7.4)
precipitado (7.2)	base (7.4)
reacción de precipitación (7.2, 7.6)	base fuerte (7.4)
electrolito fuerte (7.2)	sal (7.4)
sólido soluble (7.2)	reacción de oxidación-reducción (7.5, 7.6)
sólido insoluble y sólido ligeramente soluble (7.2)	reacción de desplazamiento doble (7.6)
ecuación molecular (7.3)	reacción ácido-base (7.6)
ecuación iónica completa (7.3)	reacción de combustión (7.7)
iones espectadores (7.3)	reacción de síntesis o combinación (7.7)
ecuación iónica neta (7.3)	reacción de descomposición (7.7)
ácido (7.4)	

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

involucran oxígeno y constituyen un subgrupo de las reacciones de oxidación-reducción.

6. Cuando se forma un compuesto dado a partir de materiales más sencillos, como elementos, a la reacción se le llama reacción de síntesis o combinación. Al proceso inverso, el cual ocurre cuando un compuesto se descompone en sus elementos componentes, se le llama reacción de descomposición. Estas reacciones también son un subgrupo de las reacciones de oxidación-reducción.

Resumen

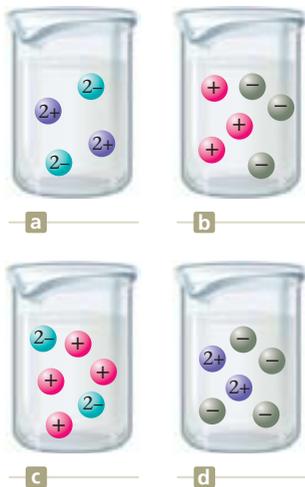
1. Cuatro fuerzas conductoras que favorecen un cambio químico (reacción química) son la formación de un sólido, la formación de agua, la transferencia de electrones y la formación de un gas.
2. A una reacción en la que se forma un sólido se le llama *reacción de precipitación*. Las reglas generales sobre la solubilidad ayudan a predecir si se formará un sólido (y qué sólido) cuando se mezclen dos disoluciones.
3. Se utilizan tres tipos de ecuaciones para describir las reacciones en una disolución: (1) la *ecuación molecular*, la cual muestra las fórmulas completas de todos los reactivos y productos; (2) la *ecuación iónica completa*, en la que todos los reactivos y productos que son electrolitos fuertes se muestran como iones, y (3) la *ecuación iónica neta*, la cual sólo incluye aquellos componentes de la disolución que experimentan un cambio. Los iones espectadores (aquellos que permanecen sin cambiar en la reacción) no se incluyen en una ecuación iónica neta.
4. Un ácido fuerte es un compuesto en el que virtualmente toda molécula se disocia en el agua para formar un ión H^+ y un anión. De manera similar, una base fuerte es un compuesto hidróxido de metal soluble en agua, formando iones OH^- y cationes. Los productos de la reacción de un ácido fuerte y una base fuerte son agua y una sal.
5. Las reacciones de metales y no metales involucran una transferencia de electrones y se les llaman *reacción de oxidación-reducción*. Una reacción entre un no metal y el oxígeno también es una reacción de oxidación-reducción. Las reacciones de combustión involucran oxígeno y constituyen un subgrupo de las reacciones de oxidación-reducción.
6. Considere la mezcla de las disoluciones acuosas de nitrato de plomo(II) y yoduro de sodio para formar un sólido.
 - a) Nombre los productos posibles y determine sus fórmulas.
 - b) ¿Cuál es el precipitado? ¿Cómo lo sabe?
 - c) ¿El subíndice para un ión en un reactivo debe ser igual al subíndice de ese ión en un producto? Explique su respuesta.
7. Asuma una vista altamente ampliada de una disolución de HCl que le permita “ver” el HCl. Dibuje esta vista ampliada. Si deja caer una pieza de magnesio, ésta desaparecerá y se generará gas hidrógeno. Represente este cambio utilizando símbolos para los elementos y escriba la ecuación balanceada.
8. ¿Por qué la formación de un sólido es una evidencia de una reacción química? Utilice representaciones a nivel molecular en su explicación.
9. Dibuje representaciones a nivel molecular para diferenciar entre dos compuestos solubles: uno que es un electrolito fuerte y otro que no es un electrolito.
10. Mezclar una disolución acuosa de nitrato de potasio con una disolución acuosa de cloruro de sodio da por resultado una reacción química. ¿Por qué?
11. ¿Por qué la formación de agua es una evidencia de una reacción química? Use una representación a nivel molecular en su explicación.
12. Utilice la definición de Arrhenius de los ácidos y bases para escribir la ecuación iónica neta de la reacción de un ácido con una base.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- ¿Por qué la transferencia de electrones es evidencia de una reacción química? Use una representación a nivel molecular en su explicación.
- ¿Por qué la formación de un gas es una evidencia de una reacción química? Use una representación a nivel molecular en su explicación.
- Etiquete cada uno de los siguientes enunciados como verdadero o falso. Explique sus respuestas y provea un ejemplo que soporte cada una de ellas.
 - Todos los no electrolitos son insolubles.
 - Todas las sustancias insolubles son no electrolitos.
 - Todos los electrolitos fuertes son solubles.
 - Todas las sustancias solubles son electrolitos fuertes.
- Vea la figura 7.2 en el texto. Es posible que la disolución de un electrolito débil ocasione que la bombilla brille con mayor intensidad que la de un electrolito fuerte. Explique por qué esto es posible.
- ¿Cuál es el propósito de los iones espectadores? Si no están presentes como parte de la reacción, ¿por qué aparecen?
- ¿Cuáles de los siguientes enunciados *deben* ser una reacción de oxidación-reducción? Explique su respuesta e incluya un ejemplo de una reacción de oxidación-reducción para todos los que correspondan.
 - Un metal reacciona con un no metal.
 - Una reacción de precipitación.
 - Una reacción ácido-base.
- Si un elemento es un reactivo o un producto en una reacción química, la reacción debe ser de oxidación-reducción. ¿Por qué es esto verdadero?

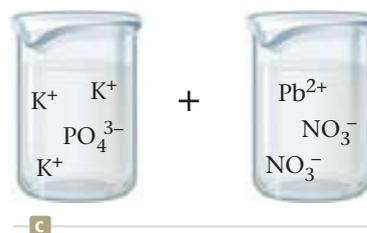
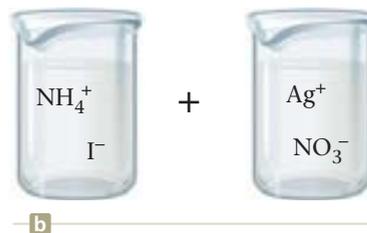
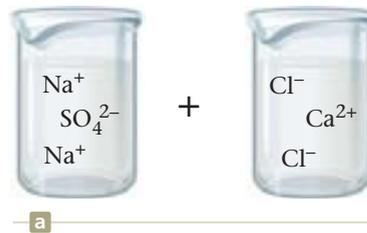
VP 15. Relacione cada nombre de las sustancias de los incisos con las siguientes imágenes microscópicas de ese compuesto en disolución acuosa.



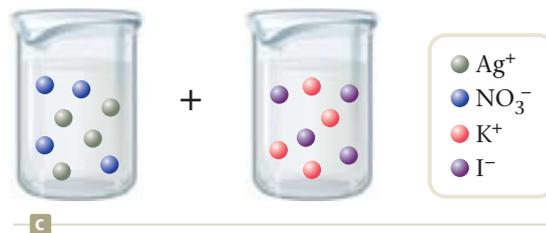
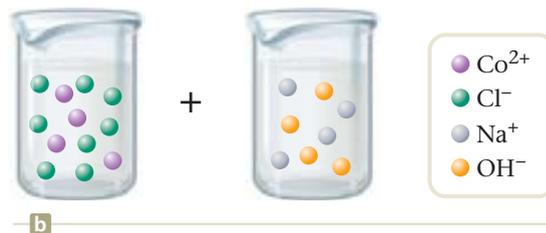
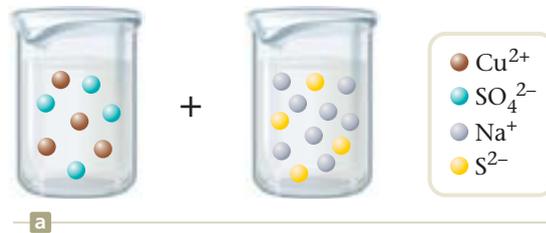
- a) nitrato de bario c) carbonato de potasio
 b) cloruro de sodio d) sulfato de magnesio

¿Cuál imagen representa el $\text{HNO}_3(ac)$? ¿Por qué ninguna de las imágenes es una buena representación del $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$?

VP 16. Con base en las reglas de solubilidad generales expuestas en la tabla 7.1, pronostique la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias. Si no es probable un precipitado, indique cuáles reglas se aplican.



VP 17. Escriba la fórmula balanceada y la ecuación iónica neta para la reacción que ocurre cuando los contenidos de los dos vasos de precipitado se adicionan entre sí. ¿Qué colores representan a los iones espectadores en cada reacción?



Preguntas y problemas

7.1 Predicción de si ocurrirá una reacción

PREGUNTAS

- ¿Por qué el agua es un disolvente importante? Aunque aún no ha estudiado a detalle el agua, ¿puede pensar en algunas de sus propiedades que la hacen tan importante?
- ¿Qué es una “fuerza conductora”? ¿Cuáles son algunas de las fuerzas conductoras explicadas en esta sección que tienden a hacer probable que ocurra una reacción? ¿Puede pensar en alguna otra fuerza conductora posible?

7.2 Reacciones en las que se forma un sólido

PREGUNTAS

- A una reacción en una disolución acuosa que resulta en la formación de un *sólido* se le llama reacción de _____.
- Cuando se escribe la ecuación química para una reacción, ¿cómo indica que un reactivo dado se disuelve en el agua? ¿De qué forma indica que se ha formado un precipitado como resultado de la reacción?
- Describa de manera breve qué sucede cuando se disuelve en agua una sustancia iónica.
- Cuando se disuelve en agua el soluto iónico MgCl_2 , ¿qué puede decir acerca del número de iones cloruro presentes en la disolución en comparación con el número de iones magnesio en la disolución?
- ¿Qué significa *electrolito fuerte*? Proporcione dos ejemplos de sustancias que se comportan en una disolución como electrolitos fuertes.
- ¿Cómo saben los químicos que los iones se comportan de manera independiente entre sí cuando se disuelve en agua un sólido iónico?
- Suponga que está tratando de ayudar a su amigo a comprender las reglas de solubilidad generales para las sustancias iónicas en agua. Explíquelo en términos generales a qué se refieren las reglas de solubilidad y proporcione un ejemplo de cómo podrían aplicarse en la determinación de la identidad del precipitado en una reacción entre las disoluciones de dos compuestos iónicos.
- Utilizando las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, escriba las fórmulas y los nombres de cinco sustancias iónicas que no esperaría que sean solubles en agua de manera apreciable. Indique *por qué* no esperaría que fueran solubles.
- Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, pronostique cuáles de las siguientes sustancias *no* es probable que sean solubles en agua. Indique cuál(es) regla(s) específica(s) lo condujo(eron) a su conclusión.

a) PbS	e) BaCO_3
b) Mg(OH)_2	f) AlPO_4
c) Na_2SO_4	g) PbCl_2
d) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	h) CaSO_4
- Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, pronostique cuáles de las siguientes sustancias es probable que sean solubles en agua. Indique cuál(es) regla(s) específica(s) lo condujo(eron) a su conclusión.

a) BaCl_2	e) K_2CO_3
b) $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$	f) $\text{Au(NO}_3)_3$
c) Na_2S	g) ZnSO_4
d) Fe(OH)_3	h) Fe_2S_3
- Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, para cada uno de los siguientes compuestos explique por qué esperaría que el compuesto sea soluble en agua de manera apreciable. Indique cuáles reglas de solubilidad cubren la situación particular de cada sustancia.

a) sulfuro de potasio
b) nitrato de cobalto(III)
c) fosfato de amonio
d) sulfato de cesio
e) cloruro de estroncio
- Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, para cada uno de los siguientes compuestos, explique por qué *no* esperaría que el compuesto sea soluble en agua de manera apreciable. Indique cuáles reglas de solubilidad cubren la situación particular de cada sustancia.

a) sulfuro de cobre(II)	d) cloruro de plomo(II)
b) carbonato de hierro(III)	e) sulfato de bario
c) fosfato de zinc	
- Con base en las reglas de solubilidad generales dadas de la tabla 7.1, pronostique la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias. Si no es probable que se forme un precipitado, indique cuáles reglas se aplican.

a) cloruro de cobre(II), CuCl_2 , y sulfuro de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
b) nitrato de bario, $\text{Ba(NO}_3)_2$, y fosfato de potasio, K_3PO_4
c) acetato de plata, $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, y cloruro de calcio, CaCl_2
d) carbonato de potasio, K_2CO_3 , y cloruro de cobalto(II), CoCl_2
e) ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y nitrato de calcio, $\text{Ca(NO}_3)_2$
f) acetato mercurioso, $\text{Hg}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, y ácido clorhídrico, HCl
- Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, pronostique la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias. Si no es probable que se forme un precipitado, indique cuáles reglas se aplican.

a) carbonato de sodio, Na_2CO_3 , y cloruro de manganeso(II), MnCl_2
b) sulfato de potasio, K_2SO_4 , y acetato de calcio, $\text{Ca(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$
c) acetato mercurioso, $\text{Hg}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, y ácido clorhídrico, HCl .
d) nitrato de sodio, NaNO_3 , y sulfato de litio, Li_2SO_4
e) hidróxido de potasio, KOH , y cloruro de níquel, NiCl_2
f) ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y cloruro de bario, BaCl_2

PROBLEMAS

17. Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, escriba una ecuación molecular balanceada para las reacciones de precipitación que se llevan a cabo cuando se mezclan las siguientes disoluciones acuosas. Subraye la fórmula del precipitado (sólido) que se forma. Si no es probable alguna reacción de precipitación para los reactivos dados, explique por qué.

- cloruro de amonio, NH_4Cl , y ácido sulfúrico, H_2SO_4
- carbonato de potasio, K_2CO_3 , y cloruro de estaño(IV), SnCl_4
- cloruro de amonio, NH_4Cl , y nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- sulfato de cobre(II), CuSO_4 , e hidróxido de potasio, KOH
- fosfato de sodio, Na_3PO_4 , y cloruro de cromo(III), CrCl_3
- sulfuro de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, y cloruro de hierro(II), FeCl_2

18. Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, escriba una ecuación molecular balanceada para las reacciones de precipitación que se llevan a cabo cuando se mezclan las siguientes disoluciones acuosas. Subraye la fórmula del precipitado (sólido) que se forma. Si no es probable alguna reacción de precipitación para los solutos dados, indíquelo.

- carbonato de sodio, Na_2CO_3 , y sulfato de cobre(II), CuSO_4
- ácido clorhídrico, HCl y acetato de plata, $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- cloruro de bario, BaCl_2 , y nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- sulfuro de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, y cloruro de hierro(III), FeCl_3
- ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- fosfato de potasio, K_3PO_4 , y cloruro de calcio, CaCl_2

19. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de precipitación.

- $\text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + \text{CaCl}_2(ac) \rightarrow \text{CaSO}_4(s) + \text{NaCl}(ac)$
- $\text{Co}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow$
 $\text{CoS}(s) + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$
- $\text{KOH}(ac) + \text{NiCl}_2(ac) \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(s) + \text{KCl}(ac)$

20. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de precipitación.

- $\text{CaCl}_2(ac) + \text{AgNO}_3(ac) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{AgCl}(s)$
- $\text{AgNO}_3(ac) + \text{K}_2\text{CrO}_4(ac) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(s) + \text{KNO}_3(ac)$
- $\text{BaCl}_2(ac) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{KCl}(ac)$

21. Para cada una de las siguientes reacciones de precipitación, complete y balancee la ecuación, indicando de manera clara cuál producto es el precipitado. Si no esperaría una reacción, indíquelo.

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(ac) + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac) \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{S}(ac) + \text{NiSO}_4(ac) \rightarrow$
- $\text{FeCl}_3(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow$

22. Para cada una de las siguientes reacciones de precipitación, complete y balancee la ecuación indicando

de manera clara cuál producto es el precipitado. Si no esperaría una reacción, indíquelo.

- $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow$
- $\text{CuCl}_2(ac) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow$
- $\text{K}_3\text{PO}_4(ac) + \text{AlCl}_3(ac) \rightarrow$

7.3 Descripción de las reacciones en disoluciones acuosas

PREGUNTAS

- ¿Qué es una ecuación iónica neta? ¿Qué especies se muestran en tal ecuación y cuáles no se muestran?
- ¿Qué son los *iones espectadores*? Escriba un ejemplo de una ecuación en la que estén presentes, e identifíquelos.

PROBLEMAS

25. Con base en las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, proponga cinco combinaciones de reactivos iónicos acuosos que probablemente formen un precipitado cuando se mezclen. Escriba la ecuación molecular completa balanceada y la ecuación iónica neta balanceada para cada una de sus elecciones.

26. Escriba las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren cuando se mezclan las siguientes disoluciones acuosas. Si no esperaría una reacción, indíquelo.

- nitrato de calcio y ácido sulfúrico
- nitrato de níquel(II) e hidróxido de sodio
- sulfuro de amonio y cloruro de hierro(III)

27. Muchas sales de cromato (CrO_4^{2-}) son insolubles y la mayoría tiene colores brillantes que han conducido a que sean utilizadas como pigmentos. Escriba las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones del Cu^{2+} , Co^{3+} , Ba^{2+} y Fe^{3+} con el ión cromato.

28. Los procedimientos y principios del análisis cualitativo se cubren en el laboratorio en varios cursos de introducción a la química. En el análisis cualitativo, los estudiantes aprenden a analizar mezclas de los iones positivos y negativos comunes, separando y confirmando la presencia de los iones particulares en la mezcla. Uno de los primeros pasos en tal análisis es tratar la mezcla con ácido clorhídrico, el cual precipita y elimina el ión plata, el ión plomo(II) y el ión mercurio(I) de la mezcla acuosa como las sales de cloruro insolubles. Escriba las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones de precipitación de estos tres cationes con el ión cloruro.

29. Muchas plantas son venenosas debido a que sus tallos y hojas contienen ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, u oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Cuando se ingieren, estas sustancias ocasionan la inflamación del tracto respiratorio y sofocación. Un análisis estándar para determinar la cantidad del ión oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, en una muestra es precipitar esta especie como oxalato de calcio, el cual es insoluble en agua. Escriba la ecuación iónica neta para la reacción entre el oxalato de sodio y el cloruro de calcio, CaCl_2 , en una disolución acuosa.

30. Otra etapa en el análisis cualitativo de los cationes (vea el ejercicio 28) involucra la precipitación de algunos iones metálicos, como los sulfuros insolubles (seguido por el tratamiento subsecuente del precipitado de sulfuro mezclado para separar los iones individuales). Escriba las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones de los iones Co(II) , Co(III) , Fe(II) y Fe(III) con el ión sulfuro, S^{2-} .

7.4 Reacciones que forman agua: ácidos y bases

PREGUNTAS

31. ¿A qué se refiere el término *ácido fuerte*? ¿Los ácidos fuertes también son *electrolitos* fuertes? Explique.
32. ¿A qué se refiere el término *base fuerte*? ¿Las bases fuertes también son *electrolitos* fuertes? Explique.
33. Se lleva a cabo el mismo proceso iónico cuando cualquier ácido fuerte reacciona con cualquier base fuerte. Escriba la ecuación para este proceso.
34. Escriba las fórmulas y los nombres de tres ácidos fuertes y tres bases fuertes comunes.
35. Si se disolvieran 1000 unidades de NaOH en una muestra de agua, el NaOH produciría _____ iones Na^+ y _____ iones OH^- .
36. ¿Qué es una *sal*? Proporcione dos ecuaciones químicas balanceadas que muestren cómo se forma una sal cuando un ácido reacciona con una base.

PROBLEMAS

37. Escriba ecuaciones balanceadas que muestren cómo se ionizan tres de los ácidos fuertes comunes para producir el ión hidrógeno.
38. Además de las bases fuertes NaOH y KOH explicadas en este capítulo, los compuestos hidróxido de otros elementos del grupo 1 se comportan como bases fuertes cuando se disuelven en agua. Escriba ecuaciones para el RbOH y el CsOH que muestren cuáles iones se forman cuando se disuelven en agua.
39. ¿Cuál sal se formaría cuando se lleva a cabo cada una de las siguientes reacciones ácido fuerte/base fuerte?
- $\text{HCl}(ac) + \text{KOH}(ac) \rightarrow$
 - $\text{RbOH}(ac) + \text{HNO}_3(ac) \rightarrow$
 - $\text{HClO}_4(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow$
 - $\text{HBr}(ac) + \text{CsOH}(ac) \rightarrow$
40. Complete las siguientes reacciones ácido-base indicando el ácido y la base que deben haber reaccionado en cada caso para producir la sal indicada.
- _____ + _____ $\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 - _____ + _____ $\rightarrow \text{NaNO}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 - _____ + _____ $\rightarrow \text{CaCl}_2(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 - _____ + _____ $\rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$

7.5 Reacciones de metales con no metales (oxidación-reducción)

PREGUNTAS

41. ¿Qué es una reacción de oxidación-reducción? ¿Qué se transfiere durante tal reacción?

42. Proporcione un ejemplo de una reacción química sencilla que involucre la *transferencia de electrones* de un elemento metálico a un elemento no metálico.
43. ¿A qué se refiere cuando se dice que la transferencia de electrones puede ser la “fuerza conductora” para una reacción? Proporcione un ejemplo de una reacción donde esto suceda.
44. Si los átomos de un elemento metálico (como el sodio) reaccionan con los átomos de un elemento no metálico (como el azufre), ¿cuál elemento pierde electrones y cuál los gana?
45. Si los átomos del metal calcio reaccionaran con moléculas del metal flúor, F_2 , ¿cuánto electrones perdería cada átomo de calcio? ¿Cuántos electrones ganaría cada átomo de flúor? ¿Cuántos átomos de calcio se necesitarían reaccionar con una molécula de flúor? ¿Qué cargas tendrían los iones calcio y flúor resultantes?
46. Si las moléculas de oxígeno, O_2 , reaccionaran con átomos de magnesio, ¿cuántos electrones perdería cada átomo de magnesio? ¿Cuántos electrones ganaría cada átomo de oxígeno? ¿Cuántos átomos de magnesio se necesitarían reaccionar con cada molécula de oxígeno? ¿Qué cargas tendrían los iones magnesio y oxígeno resultantes?

PROBLEMAS

47. Para la reacción $\text{Mg}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{MgCl}_2(s)$, ilustre cuántos electrones se ganan y se pierden durante la reacción.
48. Para la reacción $2\text{K}(s) + \text{S}(g) \rightarrow \text{K}_2\text{S}(s)$, ilustre cuántos electrones ganan y pierden los átomos.
49. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción. Para cada una, indique cuál sustancia se está oxidando y cuál se está reduciendo.
- $\text{Co}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{CoBr}_3(s)$
 - $\text{Al}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + \text{H}_2(g)$
 - $\text{Na}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{NaOH}(ac) + \text{H}_2(g)$
 - $\text{Cu}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}(s)$
50. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción.
- $\text{P}_4(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(s)$
 - $\text{MgO}(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{Mg}(s) + \text{CO}(g)$
 - $\text{Sr}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 - $\text{Co}(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{CoCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$

7.6 Formas de clasificar las reacciones

PREGUNTAS

51. a) Proporcione dos ejemplos de una reacción de desplazamiento sencillo y dos de una reacción de remplazamiento doble. ¿En qué son similares los dos tipos de reacción y en qué son diferentes?
- b) Proporcione dos ejemplos de una reacción en la que la formación de agua sea la fuerza conductora y dos en la que la formación de un gas sea la fuerza conductora.

- F 52.** La reacción entre perclorato de amonio y aluminio se explica en el segmento Química en enfoque *Reacciones de oxidación-reducción. Lanzamiento del transbordador espacial*. La reacción se etiqueta como una reacción de oxidación-reducción. Explique por qué es una reacción de este tipo y defienda su respuesta.
- 53.** Identifique cada una de las siguientes ecuaciones de las reacciones no balanceadas como perteneciente a una o más de las siguientes categorías: precipitación, ácido-base u oxidación-reducción.
- $K_2SO_4(ac) + Ba(NO_3)_2(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + KNO_3(ac)$
 - $HCl(ac) + Zn(s) \rightarrow H_2(g) + ZnCl_2(ac)$
 - $HCl(ac) + AgNO_3(ac) \rightarrow HNO_3(ac) + AgCl(s)$
 - $HCl(ac) + KOH(ac) \rightarrow H_2O(l) + KCl(ac)$
 - $Zn(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow ZnSO_4(ac) + Cu(s)$
 - $NaH_2PO_4(ac) + NaOH(ac) \rightarrow Na_3PO_4(ac) + H_2O(l)$
 - $Ca(OH)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(l)$
 - $ZnCl_2(ac) + Mg(s) \rightarrow Zn(s) + MgCl_2(ac)$
 - $BaCl_2(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + HCl(ac)$
- 54.** Identifique cada una de las siguientes ecuaciones de las reacciones no balanceadas como perteneciente a una o más de las siguientes categorías: precipitación, ácido-base u oxidación-reducción.
- $H_2O_2(ac) \rightarrow H_2O(l) + O_2(g)$
 - $H_2SO_4(ac) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$
 - $H_2SO_4(ac) + NaOH(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + H_2O(l)$
 - $H_2SO_4(ac) + Ba(OH)_2(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + H_2O(l)$
 - $AgNO_3(ac) + CuCl_2(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + AgCl(s)$
 - $KOH(ac) + CuSO_4(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + K_2SO_4(ac)$
 - $Cl_2(g) + F_2(g) \rightarrow ClF(g)$
 - $NO(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$
 - $Ca(OH)_2(s) + HNO_3(ac) \rightarrow Ca(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$

7.7 Otras formas de clasificar las reacciones

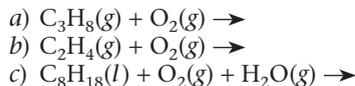
PREGUNTAS

- 55.** ¿Cómo se define una reacción de combustión? Además de los productos químicos, ¿qué otros productos generan las reacciones de combustión? Proporcione dos ejemplos de ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones de combustión.
- 56.** Las reacciones que involucran la combustión de sustancias combustibles constituyen una subclase de las reacciones _____.
- 57.** ¿Qué es una reacción de *síntesis* o *combinación*? Ejemplifique. ¿Tales reacciones también pueden clasificarse de otras maneras? Proporcione un ejemplo de una reacción de síntesis que también sea una reacción de *combustión*. Escriba un ejemplo de una reacción de *síntesis* que también sea una reacción de *oxidación-reducción*, pero que no involucre combustión.
- 58.** ¿Qué es una reacción de *descomposición*? Proporcione un ejemplo. ¿Puede clasificarse de otras maneras?

PROBLEMAS

- 59.** Complete y balancee estas reacciones de combustión.
- $C_6H_6(l) + O_2(g) \rightarrow$
 - $C_5H_{12}(l) + O_2(g) \rightarrow$
 - $C_2H_6O(l) + O_2(g) \rightarrow$

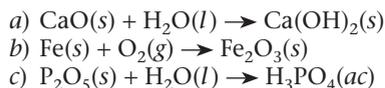
- 60.** Complete y balancee cada una de las siguientes reacciones de combustión.



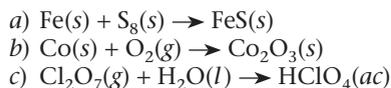
- 61.** Hasta ahora se ha familiarizado con suficientes compuestos químicos para comenzar a escribir sus propias ecuaciones de las reacciones químicas. Escriba dos ejemplos para expresar a qué se refiere una reacción de *combustión*.

- 62.** Hasta ahora se ha familiarizado con suficientes compuestos químicos para comenzar sus propias ecuaciones de las reacciones químicas. Escriba dos ejemplos para explicar a qué se refiere con una reacción de *síntesis* y dos respecto de una reacción de *descomposición*.

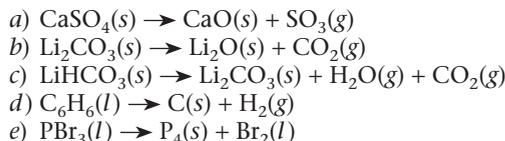
- 63.** Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de síntesis.



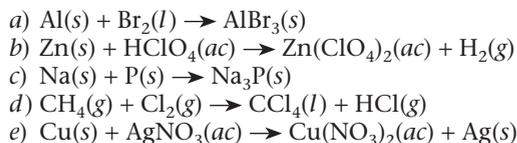
- 64.** Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de síntesis.



- 65.** Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de descomposición.



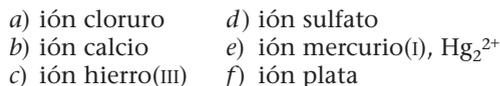
- 66.** Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de oxidación-reducción.



Problemas adicionales

- 67.** Distinga entre la ecuación *molecular*, la ecuación *iónica completa* y la ecuación *iónica neta* para una reacción en una disolución. ¿Cuál tipo de ecuación muestra de manera más clara las especies que en realidad reaccionan entre sí?

- 68.** Utilizando las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, nombre tres reactivos que formarían precipitados con cada uno de los siguientes iones en una disolución acuosa. Escriba la ecuación iónica neta para cada una de sus sugerencias.



69. Sin desarrollar primero una ecuación molecular o iónica completa, escriba las ecuaciones iónicas netas para cualquier reacción de precipitación que ocurra cuando se mezclan las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos. Si no ocurre alguna reacción, indíquelo.

- nitrato de hierro(III) y carbonato de sodio
- nitrato mercurioso y cloruro de sodio
- nitrato de sodio y nitrato de rutenio
- sulfato de cobre(II) y sulfuro de sodio
- cloruro de litio y nitrato de plomo(II)
- nitrato de calcio y carbonato de litio
- cloruro de oro(III) e hidróxido de sodio

70. Complete y balancee cada una de las siguientes ecuaciones moleculares para las reacciones ácido fuerte/base fuerte. Subraye la fórmula de la *sal* producida en cada reacción.

- $\text{HNO}_3(ac) + \text{KOH}(ac) \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4(ac) + \text{Ba}(\text{OH})_2(ac) \rightarrow$
- $\text{HClO}_4(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow$
- $\text{HCl}(ac) + \text{Ca}(\text{OH})_2(ac) \rightarrow$

71. Para los cationes listados en la columna de la izquierda, proporcione las fórmulas de los precipitados que formaría con cada uno de los aniones de la columna derecha. Si no se espera un precipitado para una combinación particular, indíquelo.

Cationes	Aniones
Ag^+	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
Ba^{2+}	Cl^-
Ca^{2+}	CO_3^{2-}
Fe^{3+}	NO_3^-
Hg_2^{2+}	OH^-
Na^+	PO_4^{3-}
Ni^{2+}	S^{2-}
Pb^{2+}	SO_4^{2-}

72. Con base en las reglas de solubilidades generales de la tabla 7.1, pronostique cuáles de las siguientes sustancias es probable que sean solubles en agua.

- hexacianoferrato(III) de potasio, $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$
- molibdato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$
- carbonato de osmio(II), OsCO_3
- fosfato de oro(III), AuPO_4
- hexanitrocobaltato(III) de sodio, $\text{Na}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$
- carbonato de bario, BaCO_3
- cloruro de hierro(III), FeCl_3

73. Con base en las reglas de solubilidades generales proporcionadas en la tabla 7.1, pronostique la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias. Si no es probable que se forme un precipitado, indique por qué (cuáles reglas se aplican).

- cloruro de hierro(III) e hidróxido de sodio
- nitrato de níquel(II) y sulfuro de amonio
- nitrato de plata y cloruro de potasio
- carbonato de sodio y nitrato de bario
- cloruro de potasio y nitrato de mercurio(I)
- nitrato de bario y ácido sulfúrico

74. Con base en las reglas de solubilidades generales de la tabla 7.1, escriba una ecuación molecular balanceada

para las reacciones de precipitación que se llevan a cabo cuando se mezclan las siguientes disoluciones acuosas. Subraye la fórmula del precipitado (sólido) que se forma. Si no es probable una reacción de precipitación para los reactivos dados, indíquelo.

- nitrato de plata y ácido clorhídrico
- sulfato de cobre(II) y carbonato de amonio
- sulfato de hierro(II) y carbonato de potasio
- nitrato de plata y nitrato de potasio
- nitrato de plomo(II) y carbonato de litio
- cloruro de estaño(IV) e hidróxido de sodio

75. Para cada una de las siguientes ecuaciones moleculares *no* balanceadas, escriba la *ecuación iónica neta balanceada* correspondiente para la reacción.

- $\text{HCl}(ac) + \text{AgNO}_3(ac) \rightarrow \text{AgCl}(s) + \text{HNO}_3(ac)$
- $\text{CaCl}_2(ac) + \text{Na}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s) + \text{NaCl}(ac)$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{BaCl}_2(ac) \rightarrow$
 $\text{PbCl}_2(s) + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac)$
- $\text{FeCl}_3(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(s) + \text{NaCl}(ac)$

76. La mayoría de los compuestos de los metales de transición es insoluble en el agua. Varios de estos sulfuros de metal tienen colores llamativos y característicos por medio de los cuales se pueden identificar. Por tanto, en los análisis de las mezclas de los iones metálicos es muy común que se precipiten los metálicos utilizando sulfuro de hidrógeno (comúnmente llamado *sulfuro de hidrógeno*), H_2S . Suponga que tenía una mezcla de Fe^{2+} , Cr^{3+} y Ni^{2+} . Escriba las ecuaciones iónicas netas para la precipitación de estos iones metálicos mediante el uso del H_2S .

77. ¿Qué ácido fuerte y qué base fuerte reaccionarían en una disolución acuosa para producir las siguientes sales?

- perclorato de potasio, KClO_4
- nitrato de cesio, CsNO_3
- cloruro de potasio, KCl
- sulfato de sodio, Na_2SO_4

78. Utilizando las reglas de solubilidad generales de la tabla 7.1, nombre tres reactivos que formarían precipitados con cada uno de los siguientes iones en disoluciones acuosas. Escriba la ecuación molecular balanceada para cada uno de sus reactivos sugeridos.

- ión sulfuro
- ión hidróxido
- ión carbonato
- ión fosfato

79. Para la reacción $16\text{Fe}(s) + 3\text{S}_8(s) \rightarrow 8\text{Fe}_2\text{S}_3(s)$, muestre cuántos electrones ganan y pierden los átomos.

80. Balancee la ecuación para cada una de las siguientes reacciones químicas de oxidación-reducción.

- $\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2(s)$
- $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{FeSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$
- $\text{Al}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}(s) + \text{O}_2(g)$
- $\text{Fe}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{FeBr}_3(s)$
- $\text{Zn}(s) + \text{HNO}_3(ac) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{H}_2(g)$

81. Identifique cada una de las siguientes ecuaciones de las reacciones no balanceadas como perteneciente a una o más de las siguientes categorías: precipitación, ácido-base u oxidación-reducción.

- $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2(ac) + \text{H}_2(g)$

- b) $\text{HClO}_4(ac) + \text{RbOH}(ac) \rightarrow \text{RbClO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $\text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CaO}(s)$
 d) $\text{H}_2\text{SO}_4(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 e) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{Na}_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow$
 $\text{PbCO}_3(s) + \text{NaNO}_3(ac)$
 f) $\text{K}_2\text{SO}_4(ac) + \text{CaCl}_2(ac) \rightarrow \text{KCl}(ac) + \text{CaSO}_4(s)$
 g) $\text{HNO}_3(ac) + \text{KOH}(ac) \rightarrow \text{KNO}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 h) $\text{Ni}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow$
 $\text{NiS}(s) + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$
 i) $\text{Ni}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NiCl}_2(s)$
82. Complete y balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de combustión.
 a) $\text{C}_4\text{H}_{10}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow$
 b) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow$
 c) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow$
83. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de síntesis.
 a) $\text{FeO}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(s)$
 b) $\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
 c) $\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{HCl}(g)$
 d) $\text{K}(s) + \text{S}_8(s) \rightarrow \text{K}_2\text{S}(s)$
 e) $\text{Na}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow \text{Na}_3\text{N}(s)$
84. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de descomposición.
 a) $\text{NaHCO}_3(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}_2(g)$
 b) $\text{NaClO}_3(s) \rightarrow \text{NaCl}(s) + \text{O}_2(g)$
 c) $\text{HgO}(s) \rightarrow \text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$
 d) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(s) \rightarrow \text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 e) $\text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
85. Escriba una ecuación de oxidación-reducción balanceada para la reacción de los metales en la columna izquierda con cada uno de los no metales en la columna derecha.
- | | |
|----|---------------|
| Ba | O_2 |
| K | S |
| Mg | Cl_2 |
| Rb | N_2 |
| Ca | Br_2 |
| Li | |
86. El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , oxida varios elementos metálicos. Uno de los efectos de la lluvia ácida es que produce ácido sulfúrico en la atmósfera, el cual reacciona con los metales empleados en la construcción. Escriba las ecuaciones de oxidación-reducción balanceadas para la reacción del ácido sulfúrico con Fe, Zn, Mg, Co y Ni.
87. Aunque los metales del grupo 2 de la tabla periódica no son tan reactivos como los del grupo 1, varios metales del grupo 2 se combinarán con los no metales comunes, especialmente a temperaturas elevadas. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones de Mg, Ca, Sr y Ba con Cl_2 , Br_2 y O_2 .
88. Para cada uno de los siguientes metales, ¿cuántos electrones perderán los átomos del metal cuando éste reacciona con un no metal?
 a) sodio d) bario
 b) potasio e) aluminio
 c) magnesio
89. Para cada uno de los siguientes no metales, ¿cuántos electrones ganará cada átomo del no metal al reaccionar con un metal?
 a) oxígeno d) cloro
 b) flúor e) azufre
 c) nitrógeno
90. Existe mucho traslape en los esquemas de clasificación para las reacciones explicadas en este capítulo. Proporcione un ejemplo de una reacción que sea, al mismo tiempo, una reacción de oxidación-reducción, una reacción de combustión y una reacción de síntesis.
91. Clasifique las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones no balanceadas por medio de tantos métodos como sea posible. Balancee las ecuaciones.
 a) $\text{I}_4\text{O}_9(s) \rightarrow \text{I}_2\text{O}_6(s) + \text{I}_2(s) + \text{O}_2(g)$
 b) $\text{Mg}(s) + \text{AgNO}_3(ac) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{Ag}(s)$
 c) $\text{SiCl}_4(l) + \text{Mg}(s) \rightarrow \text{MgCl}_2(s) + \text{Si}(s)$
 d) $\text{CuCl}_2(ac) + \text{AgNO}_3(ac) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{AgCl}(s)$
 e) $\text{Al}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{AlBr}_3(s)$
92. Clasifique las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones no balanceadas por medio de tantos métodos como sea posible. Balancee las ecuaciones.
 a) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 b) $\text{HCl}(ac) + \text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) \rightarrow \text{AgCl}(s) + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$
 c) $\text{HCl}(ac) + \text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightarrow \text{AlCl}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $\text{H}_2\text{O}_2(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
 e) $\text{N}_2\text{H}_4(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
93. La corrosión de los metales cuesta miles de millones de dólares al año porque destruye lentamente automóviles, puentes y edificios. La corrosión de un metal involucra su oxidación por efecto del oxígeno en el aire, por lo común en la presencia de humedad. Escriba una ecuación balanceada para la reacción de cada uno de los siguientes metales con el O_2 : Zn, Al, Fe, Cr y Ni.
94. El cloro elemental, Cl_2 , es muy reactivo, y se combina con la mayoría de las sustancias metálicas. Escriba una ecuación balanceada para la reacción de cada uno de los siguientes metales con el Cl_2 : Na, Al, Zn, Ca y Fe.
95. Proporcione una ecuación química molecular balanceada para ilustrar cada uno de los siguientes tipos de reacciones.
 a) Una reacción de síntesis (combinación)
 b) Una reacción de precipitación
 c) Una reacción de desplazamiento doble
 d) Una reacción ácido-base
 e) Una reacción de oxidación-reducción
 f) Una reacción de combustión

PREGUNTAS

- ¿Qué tipo de prueba *visual* indica que ha ocurrido una reacción química? Proporcione un ejemplo de cada tipo de prueba que haya mencionado. ¿Todas las reacciones generan una prueba visual de que se hayan llevado a cabo?
- En términos generales, ¿qué indica una ecuación química? ¿Cómo se le llama a las sustancias indicadas a la izquierda de la flecha en una ecuación química? ¿y a la derecha de la flecha?
- ¿Qué significa “balancear” una ecuación? ¿Por qué es tan importante que las ecuaciones estén balanceadas? ¿A qué se refiere cuando se dice que los átomos deben *conservarse* en una ecuación química balanceada? ¿Cómo se indican los estados físicos de los reactivos y productos cuando se escriben las ecuaciones químicas?
- Cuando se balancea una ecuación química, ¿por qué *no* es permisible ajustar los subíndices en las fórmulas de los reactivos y productos? ¿Qué pasaría si se cambian los subíndices dentro de una fórmula? ¿Qué representan los *coeficientes* en una ecuación química balanceada? ¿Por qué es aceptable ajustar el coeficiente de una sustancia pero no es permisible ajustar los subíndices dentro de la fórmula de la sustancia?
- ¿Qué significa *fuerza conductora* para una reacción? Aporte algunos ejemplos de fuerzas conductoras que hagan que los reactivos tiendan a formar productos. Escriba una ecuación química balanceada que ilustre cada tipo de fuerza conductora que ha nombrado.
- Explíquelo a su amigo a qué se refieren los químicos cuando mencionan reacción de *precipitación*. ¿Cuál es la fuerza conductora en una reacción de precipitación? Utilizando la información provista acerca de la solubilidad en estos capítulos, escriba las ecuaciones molecular y iónica neta balanceadas para cinco ejemplos de reacciones de precipitación.
- Defina el término *electrolito fuerte*. ¿Qué tipos de sustancias tienden a ser electrolitos fuertes? ¿Qué contiene una disolución de un electrolito fuerte? Sugiera una manera de determinar si una sustancia es de este tipo.
- Resuma las reglas de solubilidad sencillas para los compuestos iónicos. ¿Cómo se utilizan estas reglas en la determinación de la identidad del sólido formado en una reacción de precipitación? Proporcione ejemplos que incluyan ecuaciones iónicas completas y netas balanceadas.
- En términos generales, ¿cuáles son los *iones espectadores* en una reacción de precipitación? ¿Por qué no se incluyen al escribir la ecuación iónica neta para una reacción de precipitación? ¿Esto significa que los iones espectadores no tienen que estar presentes en la disolución?
- Describa algunas propiedades físicas y químicas de los *ácidos* y *bases*. ¿A qué se refiere el término ácido o base *fuerte*? ¿Los ácidos y bases fuertes son electrolitos fuertes? Proporcione varios ejemplos de ambos.
- ¿Qué es una *sal*? ¿Cómo se forman las sales por medio de las reacciones ácido-base? Escriba ecuaciones químicas que muestren la formación de tres sales diferentes. ¿Qué otro producto se forma cuando un ácido acuoso reacciona con una base acuosa? Escriba la ecuación iónica neta para la formación de esta sustancia.
- ¿Cómo se nombran las reacciones en las que se transfieren electrones entre átomos o iones? ¿Cómo se le llama a la *pérdida* de electrones por un átomo o ión? ¿Cómo se le llama cuando un átomo o ión *gana* electrones? ¿Se puede tener un proceso en el que una especie pierda electrones sin también haber un proceso en el que otra especie los gane? ¿Por qué? Proporcione tres ejemplos de ecuaciones en que haya una transferencia de electrones entre un elemento metálico y un elemento no metálico. En sus ejemplos, identifique cuál especie pierde electrones y cuál especie los gana.
- ¿Qué es una reacción de *combustión*? ¿Las reacciones de combustión son un tipo único de reacción o son un caso especial de un tipo más general de reacción? Escriba una ecuación que ilustre una reacción de combustión.
- Proporcione un ejemplo de una reacción de *síntesis* y de una reacción de *descomposición*. ¿Las reacciones de síntesis y de descomposición también son siempre reacciones de oxidación-reducción? Explique.
- Liste y defina todas las formas de clasificar las reacciones químicas que se han explicado en el texto. Proporcione una ecuación química balanceada como ejemplo de cada tipo de reacción y muestre de manera clara cómo se ajusta su ejemplo a la definición que ha dado.

PROBLEMAS

- El elemento carbono experimenta muchas reacciones inorgánicas, y es la base para el campo de la química orgánica. Escriba ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones del carbono descritas abajo.
 - El carbono se quema en exceso de oxígeno (por ejemplo, en el aire) para producir dióxido de carbono.
 - Si el suministro de oxígeno es limitado, el carbono se seguirá quemando, pero producirá monóxido de carbono en vez de dióxido de carbono.
 - Si el metal litio fundido se trata con carbono, se produce carburo de litio, Li_2C_2 .
 - El óxido de hierro(II) reacciona con el carbono por encima de temperaturas de alrededor de 700°C para producir gas monóxido de carbono y hierro elemental fundido.
 - El carbono reacciona con el gas flúor a temperaturas altas para formar tetrafluoruro de carbono.
- Balancee cada una de las siguientes ecuaciones químicas.
 - $\text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + \text{BaCl}_2(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{NaCl}(ac)$
 - $\text{Zn}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{ZnO}(s) + \text{H}_2(g)$
 - $\text{NaOH}(ac) + \text{H}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 - $\text{Al}(s) + \text{Mn}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + \text{Mn}(s)$
 - $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$

- f) $C_6H_{14}(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 g) $C_3H_8O(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 h) $Mg(s) + HClO_4(ac) \rightarrow Mg(ClO_4)_2(ac) + H_2(g)$
18. El estante de reactivos en un laboratorio de química general contiene disoluciones acuosas de las siguientes sustancias: nitrato de plata, cloruro de sodio, ácido acético, ácido nítrico, ácido sulfúrico, cromato de potasio, nitrato de bario, ácido fosfórico, ácido clorhídrico, nitrato de plomo (II), hidróxido de sodio y carbonato de sodio. Sugiera cómo podría preparar las siguientes sustancias puras utilizando estos reactivos y cualquier equipo normal en el laboratorio. Si *no* es posible preparar una sustancia utilizando estos reactivos, indique por qué.
- a) $BaCrO_4(s)$ d) $PbSO_4(s)$
 b) $NaC_2H_3O_2(s)$ e) $Na_2SO_4(s)$
 c) $AgCl(s)$ f) $BaCO_3(s)$
19. Los ácidos fuertes comunes son el HCl, el HNO_3 y el H_2SO_4 , mientras que el NaOH y el KOH son las bases fuertes comunes. Escriba las ecuaciones de las reacciones de neutralización para cada uno de estos ácidos fuertes con cada una de estas bases en una disolución acuosa.
20. Clasifique cada una de las siguientes ecuaciones químicas de *tantas* maneras como sea posible con base en lo que ha aprendido. Balancee cada ecuación.
- a) $FeO(s) + HNO_3(ac) \rightarrow Fe(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$
 b) $Mg(s) + CO_2(g) + O_2(g) \rightarrow MgCO_3(s)$
 c) $NaOH(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + Na_2SO_4(ac)$
 d) $HI(ac) + KOH(ac) \rightarrow KI(ac) + H_2O(l)$
 e) $C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 f) $Co(NH_3)_6Cl_2(s) \rightarrow CoCl_2(s) + NH_3(g)$
 g) $HCl(ac) + Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) \rightarrow$
 $H_2C_2H_3O_2(ac) + PbCl_2(s)$
 h) $C_{12}H_{22}O_{11}(s) \rightarrow C(s) + H_2O(g)$
 i) $Al(s) + HNO_3(ac) \rightarrow Al(NO_3)_3(ac) + H_2(g)$
 j) $B(s) + O_2(g) \rightarrow B_2O_3(s)$
21. En la columna 1 se enlistan algunos metales reactivos; en la columna 2 se enlistan algunos no metales. Escriba una ecuación química balanceada para las reacciones de combinación/síntesis de cada elemento en la columna 1 con cada elemento en la columna 2.
- | Columna 1 | Columna 2 |
|--------------|--------------------|
| sodio, Na | gas flúor, F_2 |
| calcio, Ca | gas oxígeno, O_2 |
| aluminio, Al | azufre, S |
| magnesio, Mg | gas cloro, Cl_2 |
22. Proporcione ecuaciones balanceadas para dos ejemplos de cada uno de los siguientes tipos de reacciones.
- a) precipitación
 b) desplazamiento sencillo
 c) combustión
 d) síntesis
 e) oxidación-reducción
 f) descomposición
 g) neutralización ácido-base
23. Utilizando las reglas de solubilidad generales explicadas en el capítulo 7, proporcione las fórmulas de cinco sustancias que esperaría que sean fácilmente solubles en el agua y con sustancias que esperaría que *no* sean muy solubles en el agua. Para cada una de las sustancias que escogió, indique la regla de solubilidad específica que aplicó para hacer su predicción.
24. Escriba la ecuación iónica neta balanceada para la reacción que se lleva a cabo cuando se mezclan las disoluciones acuosas de los siguientes solutos. Si no es probable la reacción, explique por qué no esperaría una reacción para esa combinación de solutos.
- a) nitrato de potasio y cloruro de sodio
 b) nitrato de calcio y ácido sulfúrico
 c) sulfuro de amonio y nitrato de plomo(II)
 d) carbonato de sodio y cloruro de hierro(III)
 e) nitrato mercurioso y cloruro de calcio
 f) acetato de plata y cloruro de potasio
 g) ácido fosfórico (H_3PO_4) y nitrato de calcio
 h) ácido sulfúrico y sulfato de níquel(II)
25. Complete y balancee las siguientes ecuaciones.
- a) $Pb(NO_3)_2(ac) + Na_2S(ac) \rightarrow$
 b) $AgNO_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow$
 c) $Mg(s) + O_2(g) \rightarrow$
 d) $H_2SO_4(ac) + KOH(ac) \rightarrow$
 e) $BaCl_2(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$
 f) $Mg(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$
 g) $Na_3PO_3(ac) + CaCl_2(ac) \rightarrow$
 h) $C_4H_{10}(l) + O_2(g) \rightarrow$

8

Composición química

- 8.1** Conteo por peso
- 8.2** Masas atómicas: conteo de átomos por peso
- 8.3** El mol
- 8.4** Aprendiendo a resolver problemas
- 8.5** Masa molar
- 8.6** Composición porcentual de los compuestos
- 8.7** Fórmulas de los compuestos
- 8.8** Cálculo de las fórmulas empíricas
- 8.9** Cálculo de las fórmulas moleculares

- Estas botellas de vidrio contienen dióxido de silicio.
(© Quayside/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

© Anatoliy Meshkov/Shutterstock



El Ferrari Enzo tiene una carrocería con materiales compuestos de fibra de carbono.

La síntesis de nuevas sustancias es una actividad química muy importante. El nailon, el edulcorante artificial aspartame (Nutra-Sweet®), el kevlar utilizado en los chalecos antibalas y en la carrocería de autos extravagantes, el cloruro de polivinilo (PVC) para tuberías de plástico, el teflón, el nitinol (la aleación que recuerda su forma aun después de distorsionarse de manera severa) y muchos otros materiales que hacen nuestra vida más sencilla: todos tienen su origen en el laboratorio de algún químico. Algunos materiales nuevos tienen propiedades verdaderamente sorprendentes, como el plástico que escucha y habla, descrito en el recuadro “Química en enfoque” en la página 206. Cuando un químico forma una sustancia nueva, el asunto de primer orden es identificarla. ¿Cuál es su composición? ¿Cuál es su fórmula química?

En este capítulo aprenderá a determinar la fórmula de un compuesto. Sin embargo, antes de hacerlo se necesita pensar acerca del conteo de átomos. ¿Cómo se determina el número de cada tipo de átomo en una sustancia para que se pueda escribir su fórmula? Por supuesto, los átomos son demasiado pequeños como para que puedan ser contados de manera individual. Como se verá en este capítulo, los átomos por lo regular se cuentan pesándolos, por lo que primero se considera el principio general del conteo por peso.

8.1 Conteo por peso

OBJETIVO Comprender el concepto de masa promedio y explorar cómo puede realizarse el conteo por peso.

Suponga que trabaja en una tienda de dulces que vende frijoles de jalea gourmet (caramelos de gelatina azucarada en forma de frijol). La gente entra y le pide 50 frijoles, 100 frijoles, 1000 frijoles, etc., y tiene que contarlos, un proceso tedioso en el mejor de los casos. Como un buen solucionador de problemas, trata de diseñar un sistema mejor. Se le ocurre que podría ser mucho más eficiente comprar una balanza y contar los frijoles de jalea por peso. ¿Cómo puede contarlos? ¿Qué información acerca de los frijoles individuales necesita conocer?

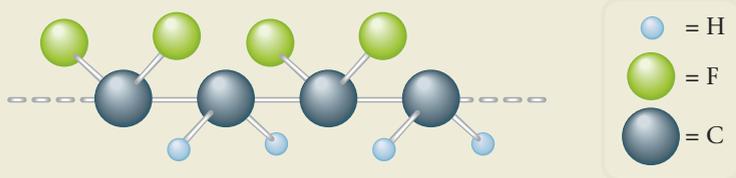
Suponga que todos los frijoles de jalea son idénticos y que cada uno tiene una masa de 5 g. Si un cliente le pide 1000 frijoles de jalea, ¿qué masa de frijoles de jalea requeriría? Cada frijol tiene una masa de 5 g, por lo que necesitaría $1000 \text{ frijoles} \times 5 \text{ g/frijol}$ o 5000 g (5 kg). Sólo se requieren unos cuantos segundos para pesar 5 kg de frijoles de jalea. Tomaría mucho más tiempo contar 1000 de ellos.

En realidad, los frijoles de jalea no son idénticos. Por ejemplo, suponga que pesa 10 de manera individual y obtiene los siguientes resultados.

Frijol	Masa
1	5.1 g
2	5.2 g
3	5.0 g
4	4.8 g
5	4.9 g
6	5.0 g
7	5.0 g
8	5.1 g
9	4.9 g
10	5.0 g

¡Plástico que habla y escucha!

Imagine un plástico tan “inteligente” que puede utilizarse para sentir la respiración de un bebé, medir la fuerza de un golpe de karate, sentir la presencia de una persona a 100 pies o hacer un globo que cante. Existe una película plástica capaz de hacer todas estas cosas. Se le llama **difluoruro de polivinilideno (PVDF)**, el cual tiene la siguiente estructura.



Cuando se procesa este polímero de una manera particular, se vuelve piezoeléctrico y piroeléctrico. Una sustancia *piezoeléctrica* produce una corriente eléctrica cuando se deforma de manera física o, de manera alterna, experimenta una deformación cuando se le aplica una corriente. Un material *piroeléctrico* es aquel que genera un potencial eléctrico en respuesta a un cambio en su temperatura.

Debido a que el PVDF es piezoeléctrico, puede utilizarse para construir un micrófono delgado como el papel: responde al sonido produciendo una corriente proporcional a la deformación ocasionada por las ondas del sonido. Un listón del plástico PVDF de un cuar-

to de pulgada de ancho podría extenderse en línea a lo largo de un pasillo y utilizarse para escuchar todas las conversaciones a medida que la persona camina a través de él. Por otro lado, pueden aplicarse pulsos eléctricos a la película de PVDF para producir una bocina. Una tira de esta película pegada al interior de un globo *canta* cualquier sonido almacenado en un microchip unido a la película; por tanto, un globo puede cantar el feliz cumpleaños en una fiesta. La película de PVDF también se emplea para construir un monitor para la apnea del sueño. Cuando se coloca dentro de la boca de un bebé dormido, encenderá una alarma si la respiración se detiene; por tanto, ayuda a prevenir el síndrome de muerte súbita infantil del lactante (SMSIL). El mismo tipo de película utiliza el equipo olímpico de karate de Estados Unidos para medir la fuerza de las patadas y golpes cuando entrena. También, al

pegar entre sí dos tiras de la película, se produce un material que se enrolla en respuesta a una corriente, creando un músculo artificial. Además, debido a que la película de PVDF es piroeléctrica, responde a la radiación infrarroja (calor) emitida por una persona a más de 100 pies, lo que lo hace útil para sistemas de alarmas contra robos. La formación del polímero PVDF piezoeléctrico y piroeléctrico requiere algún procesamiento muy especial, el cual lo hace costoso (10 dólares por pie cuadrado), pero esto parece un precio pequeño a pagar dadas sus propiedades casi mágicas.

¿Puede contar por peso estos frijoles no idénticos? Sí. La pieza clave de información que se necesita es la *masa promedio* de los frijoles de jalea. Se calcula la masa promedio para esta muestra de 10 frijoles.

$$\begin{aligned} \text{Masa promedio} &= \frac{\text{masa total de frijoles}}{\text{número de frijoles}} \\ &= \frac{5.1 \text{ g} + 5.2 \text{ g} + 5.0 \text{ g} + 4.8 \text{ g} + 4.9 \text{ g} + 5.0 \text{ g} + 5.0 \text{ g} + 5.1 \text{ g} + 4.9 \text{ g} + 5.0 \text{ g}}{10} \\ &= \frac{50.0}{10} = 5.0 \text{ g} \end{aligned}$$

La masa promedio de un frijol de jalea es de 5.0 g, por tanto, para contar 1000 frijoles se necesita pesar 5000 g de frijoles. Esta muestra, en la que los frijoles tienen una masa promedio de 5.0 g, puede ser tratada de manera exacta como una muestra donde todos los frijoles son idénticos. Los objetos no necesitan tener masas idénticas para ser contados por peso. Simplemente se necesita conocer su masa promedio. Para propósitos del conteo, los objetos *se comportan como si fueran idénticos*, como si cada uno en realidad tuviese la misma masa.

Suponga que un cliente entra en la tienda y dice: “Deseo comprar una bolsa de dulces para cada uno de mis hijos. Uno de ellos quiere frijoles de jalea y el otro quie-

re mentas. Por favor, ponga una palada de frijoles de jalea en una bolsa y una palada de mentas en la otra bolsa." Después el cliente se percata de un problema: "¡Espere! Mis hijos pelearán a menos que lleve a casa el mismo número de dulces para cada uno. Ambas bolsas deben tener el mismo número de piezas debido a que definitivamente las contarán y compararán. Pero en verdad tengo prisa, por lo que no tengo tiempo de contarlos aquí. ¿Existe alguna manera sencilla en la que pueda asegurar que las bolsas contendrá el mismo número de dulces?"

Necesita resolver este problema de manera rápida. Suponga que conoce las masas promedio de los dos tipos de dulce:

$$\begin{aligned}\text{Frijoles de jalea: } & \text{masa promedio} = 5 \text{ g} \\ \text{Mentas: } & \text{masa promedio} = 15 \text{ g}\end{aligned}$$

Llena una pala con frijoles de jalea y las pone en la balanza, en la cual lee 500 g. Ahora la pregunta clave es: ¿Qué masa de mentas necesita para obtener el mismo número que el de los frijoles de jalea en 500 g de estos últimos? Al comparar las masas promedios de los frijoles de jalea (5 g) y de las mentas (15 g), se da cuenta de que cada menta tiene tres veces la masa de cada frijol de jalea.

$$\frac{15 \text{ g}}{5 \text{ g}} = 3$$

Esto significa que debe pesar una cantidad de mentas que sea tres veces la masa de los frijoles de jalea:

$$3 \times 500 \text{ g} = 1500 \text{ g}$$

Pesa 1 500 g de mentas y las pone en una bolsa. El cliente se va con su garantía de que la bolsa que contiene 500 g de frijoles de jalea y la bolsa que contiene 1 500 g de mentas albergan el mismo número de dulces.

Al resolver este problema ha descubierto un principio muy importante en la química: dos muestras que contienen tipos distintos de compuestos, *A* y *B*, contienen el mismo número de componentes si la razón de las masas de las muestras es la misma que la razón de las masas de los componentes individuales de *A* y *B*.

Se ilustra este enunciado bastante intimidatorio utilizando el ejemplo recién expuesto. Los componentes individuales tienen las masas de 5 g (frijoles de jalea) y de 15 g (mentas). Considere varios casos.

- Cada muestra contiene 1 componente:

$$\begin{aligned}\text{Masa de la menta} &= 15 \text{ g} \\ \text{Masa del frijol de jalea} &= 5 \text{ g}\end{aligned}$$

- Cada muestra contiene 10 componentes:

$$\begin{aligned}10 \cancel{\text{mentas}} \times \frac{15 \text{ g}}{\cancel{\text{menta}}} &= 150 \text{ g de mentas} \\ 10 \cancel{\text{frijoles de jalea}} \times \frac{5 \text{ g}}{\cancel{\text{frijol de jalea}}} &= 50 \text{ g de frijoles de jalea}\end{aligned}$$

- Cada muestra contiene 100 componentes

$$\begin{aligned}100 \cancel{\text{mentas}} \times \frac{15 \text{ g}}{\cancel{\text{menta}}} &= 1500 \text{ g de mentas} \\ 100 \cancel{\text{frijoles de jalea}} \times \frac{5 \text{ g}}{\cancel{\text{frijol de jalea}}} &= 500 \text{ g de frijoles de jalea}\end{aligned}$$

Observe que en cada caso la razón de las masas siempre es de 3 a 1:

$$\frac{1500}{500} = \frac{150}{50} = \frac{15}{5} = \frac{3}{1}$$

Esta es la razón de las masas de los componentes individuales:

$$\frac{\text{Masa de la menta}}{\text{Masa del frijol de jalea}} = \frac{15}{5} = \frac{3}{1}$$

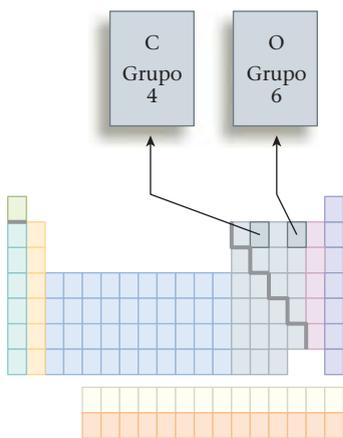
Dos muestras cualesquiera, una de mentas y una de frijoles de jalea, que tengan una *razón de masas* de $15/5 = 3/1$ contendrán el mismo número de componentes. Estas mismas ideas también se aplican a los átomos, como se verá en la siguiente sección.

8.2

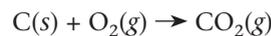
Masas atómicas: conteo de átomos por peso

OBJETIVO

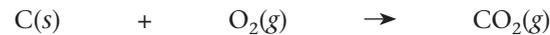
Comprender la masa atómica y su determinación experimental.



En el capítulo 6 se consideró la ecuación balanceada de la reacción del carbono sólido y del oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono gaseoso:



Ahora suponga que tiene un cúmulo pequeño de carbono sólido y desea saber cuántas moléculas de oxígeno se requieren para convertir todo este carbono en dióxido de carbono. La ecuación balanceada indica que se requiere una molécula de oxígeno por cada átomo de carbono.



1 átomo reacciona con una molécula para producir 1 molécula

Para determinar el número de moléculas de oxígeno requeridas, se debe conocer cuántos átomos de carbono están presentes en el cúmulo de carbono. Pero los átomos de carbono son tan pequeños como para verse. Se debe aprender a contar átomos pesando muestras que los contienen en números grandes.

En la última sección se vio que se pueden contar de manera sencilla cosas como frijoles de jalea y mentas pesándolas. Pueden aplicarse exactamente los mismos principios para contar átomos.

Debido a que los átomos son tan pequeños, las unidades de masa normales, el gramo y el kilogramo, son demasiado grandes como para ser convenientes. Por ejemplo, la masa de un solo átomo de carbono es de 1.99×10^{-23} g. Para evitar el uso de términos como 10^{-23} cuando se describe la masa de un átomo, los científicos han definido una unidad mucho más pequeña llamada **unidad de masa atómica**, la cual se abrevia **uma**. En términos de gramos,

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Ahora se regresa al problema del conteo de átomos de carbono. Para contarlos se necesita conocer la masa de los átomos individuales, tal como se necesitó conocer la de los frijoles de jalea individuales. Recuerde a partir del capítulo 4 que los átomos de un elemento dado existen como isótopos. Los isótopos del carbono son ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C . Cualquier muestra de carbono contiene una mezcla de estos isótopos, siempre en las mismas proporciones. Cada uno de estos isótopos tiene una masa ligeramente diferente. Por tanto, tal como con los frijoles de jalea no idénticos, se necesita utilizar una masa promedio para los átomos de carbono. La **masa atómica promedio** para éstos es de 12.01 uma. Esto significa que cualquier muestra de carbono de la naturaleza *puede tratarse como si estuviese conformada por átomos de carbono idénticos*, cada uno con una masa de 12.01 uma. Ahora que se conoce la masa promedio del átomo de carbono, se pueden contar éstos pesando las muestras del carbono natural. Por

ejemplo, ¿qué masa del carbono natural debe tomarse para tener presentes 1 000 átomos de carbono? Debido a que 12.01 uma es la masa promedio,

$$\begin{aligned} \text{Masa de los 1 000 átomos de carbono natural} &= (1\,000 \text{ átomos}) \left(12.01 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} \right) \\ &= 12,010 \text{ uma} = 12.01 \times 10^3 \text{ uma} \end{aligned}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Recuerde que 1 000 es un número exacto aquí.

Ahora se supone que cuando se pesa el cúmulo de carbono natural mencionado anteriormente, el resultado es 3.00×10^{20} uma. ¿Cuántos átomos de carbono están presentes en esta muestra? Se sabe que un átomo de carbono promedio tiene la masa 12.01 uma, por lo que se puede calcular su número utilizando el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ átomo de carbono} = 12.01 \text{ uma}$$

para construir el factor de conversión apropiado

$$\frac{1 \text{ átomo de carbono}}{12.01 \text{ uma}}$$

El cálculo se puede realizar como se indica a continuación.

$$3.00 \times 10^{20} \text{ ~~uma~~} \times \frac{1 \text{ átomo de carbono}}{12.01 \text{ ~~uma~~}} = 2.50 \times 10^{19} \text{ átomos de carbono}$$

Los principios que recién se han explicado para el carbono se aplican también a los demás elementos. Todos los elementos, tal como se encuentran en la naturaleza, por lo regular consisten en una mezcla de varios isótopos. Así, para contar por peso los átomos en una muestra de un elemento dado, se debe conocer la masa de la muestra y la masa promedio para ese elemento. En la tabla 8.1 se listan algunas masas promedio para elementos comunes.

Tabla 8.1 Valores de la masa atómica promedio para algunos elementos comunes

Elementos	Masa atómica promedio (uma)
Hidrógeno	1.008
Carbono	12.01
Nitrógeno	14.01
Oxígeno	16.00
Sodio	22.99
Aluminio	26.98

EJEMPLO 8.1

Cálculo de la masa utilizando unidades de masa atómica (uma)

Calcule la masa, en uma, de una muestra de aluminio que contiene 75 átomos.

SOLUCIÓN

Para resolver este problema se utiliza la masa promedio de un átomo de aluminio: 26.98 uma. Se estructura el enunciado de equivalencia:

$$1 \text{ átomo de Al} = 26.98 \text{ uma}$$

Proporciona el factor de conversión que se necesita:

$$75 \text{ ~~átomos de Al~~} \times \frac{26.98 \text{ uma}}{1 \text{ ~~átomo de Al~~}} = 2\,024 \text{ uma}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El 75 en este problema es un número exacto: el número de átomos.

Autocomprobación

EJERCICIO 8.1 Calcule la masa de una muestra que contiene 23 átomos de nitrógeno.

Ve los problemas 8.5 y 8.8. ■

También puede realizarse el cálculo opuesto. Es decir, si se conoce la masa de una muestra, se puede determinar el número de átomos presentes. En el ejemplo 8.2 se ilustra este procedimiento.

EJEMPLO 8.2**Cálculo del número de átomos a partir de la masa**

Calcule el número de átomos de sodio en una muestra que tiene una masa de 1172.49 uma.

SOLUCIÓN

Se puede resolver este problema utilizando la masa atómica promedio para el sodio (vea la tabla 8.1) de 22.99 uma. El enunciado de equivalencia apropiado es

$$1 \text{ átomo de Na} = 22.99 \text{ uma}$$

el cual proporciona el factor de conversión que se necesita:

$$1172.49 \text{ uma} \times \frac{1 \text{ átomo de Na}}{22.99 \text{ uma}} = 51.00 \text{ átomos de Na}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 8.2 Calcule el número de átomos de oxígeno en una muestra que tiene una masa de 288 uma.

Vea los problemas 8.6 y 8.7. ■

Para resumir, se ha visto que se pueden contar por peso los átomos si se conoce la masa atómica promedio para el tipo de átomo. Esta es una de las operaciones fundamentales en la química, como se verá en la siguiente sección.

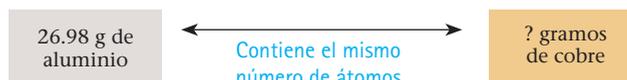
La masa atómica promedio para cada elemento se lista en las tablas encontradas en el interior de la portada frontal de este libro. Los químicos con frecuencia les llaman a estos valores *pesos atómicos* (o *masas atómicas*) para los elementos, aunque esta terminología está en desuso.

8.3**El mol****OBJETIVOS**

Comprender el concepto de mol y el número de Avogadro. • Aprender a convertir entre los moles, la masa y el número de átomos en una muestra dada.

En la sección anterior se utilizaron unidades de masa atómica para la masa, pero éstas son extremadamente pequeñas. En el laboratorio una unidad mucho más grande, el gramo, es la unidad conveniente para la masa. En esta sección aprenderá a contar los átomos en muestras con masas proporcionadas en gramos.

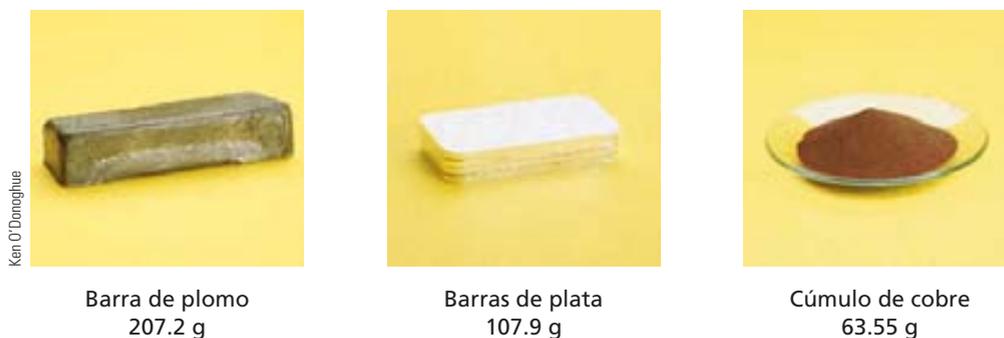
Se supone que se tiene una muestra de aluminio que tiene una masa de 26.98 g. ¿Qué masa de cobre contiene exactamente el mismo número de átomos que esta muestra de aluminio?



Para responder esta pregunta se necesita conocer las masas atómicas promedio para el aluminio (26.98 uma) y el cobre (63.55 uma). ¿Cuál átomo tiene la masa atómica mayor: el aluminio o el cobre? La respuesta es el cobre. Si se tienen 26.98 g de aluminio, ¿se necesitan más o menos 26.98 g de cobre para tener el mismo número de átomos de uno que de otro? Se necesitan más de 26.98 g de cobre debido a que cada uno de sus átomos tiene una masa mayor que cada átomo de aluminio. Por tanto, un número dado de átomos de cobre pesará más que un número igual de átomos de aluminio. ¿Cuánto cobre se necesita? Debido a que las masas promedio de los átomos de aluminio y cobre son 26.98 uma y 63.55 uma, respectivamente, 26.98 g de aluminio y 63.55 g de cobre contienen exactamente el mismo número de átomos.

Figura 8.1

Todas estas muestras de elementos puros contienen el mismo número (un mol) de átomos, 6.022×10^{23} átomos.



Por tanto, se necesitan 63.55 g de cobre. Como se vio en la primera sección cuando se explicaron los dulces, *las muestras en las que la razón de las masas es la misma que la razón de las masas de los átomos individuales, siempre contienen el mismo número de átomos.* En el caso recién considerado, las razones son

$$\frac{26.98 \text{ g}}{63.55 \text{ g}} = \frac{26.98 \text{ uma}}{63.55 \text{ uma}}$$

Razón de las masas de las muestras Razón de las masas atómicas

Por tanto, 26.98 g de aluminio contienen el mismo número de átomos de aluminio que lo que 63.55 g de cobre contienen de átomos de cobre.

Ahora compare el carbono (masa atómica promedio, 12.01 uma) y el helio (masa atómica promedio, 4.003 uma). Una muestra de 12.01 g de carbono contiene el mismo número de átomos que 4.003 g de helio. De hecho, si se pesan muestras de elementos como éstos, cada una tiene una masa igual a la masa atómica promedio en

gramos de ese elemento, y estas muestras contienen el mismo número de átomos (figura 8.1). Este número (el de átomos presentes en todas estas muestras) asume especial importancia en la química. Se le llama *mol*, la unidad que todos los químicos utilizan al describir números de átomos. El **mol** puede definirse como *el número igual al número de átomos de carbono en 12.01 gramos de carbono.* Se han utilizado técnicas a efecto de contar átomos de manera muy precisa para determinar este número como de 6.022×10^{23} , al cual se le llama **número de Avogadro**. *Un mol de algo consiste en 6.022×10^{23} unidades de esa sustancia.* Tal como una docena de huevos son 12 huevos, un mol de huevos son 6.022×10^{23} huevos. Un mol de agua contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2O .

La magnitud del número 6.022×10^{23} es muy difícil de imaginar. Para darle una idea, ¡1 mol de segundos representa un periodo 4 millones de veces tan largo como la Tierra ha existido! ¡Un mol de canicas es suficiente para cubrir todo el planeta a una profundidad de 50 millas! Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, un mol de átomos o moléculas es una cantidad perfectamente manejable para su uso en una reacción (figura 8.2).

¿Cómo se utiliza el mol en los cálculos químicos? Recuerde que el número de Avogadro se define de tal manera que una muestra de 12.01 g de carbono contiene 6.022×10^{23} átomos. Por la misma razón, debido a que la masa atómica promedio del hidrógeno es de 1.008 uma (tabla 8.1), 1.008 g de hidrógeno contienen 6.022×10^{23} átomos de hidrógeno. De manera similar, 26.98 g de aluminio contienen 6.022×10^{23} átomos de aluminio. El punto es que una muestra de *cualquier* elemento que pese un número de gramos igual a la masa atómica promedio de ese elemento contiene 6.022×10^{23} átomos (1 mol) de ese elemento.

La tabla 8.2 muestra las masas de varios elementos que contienen 1 mol de átomos.



Figura 8.2

Muestras de un mol de hierro (clavos), cristales de yodo, mercurio líquido y azufre en polvo.

Esta definición del mol es ligeramente distinta de la definición del SI, pero se utiliza debido a que es más fácil de comprender en este momento.

El número de Avogadro (a cuatro cifras significativas) es 6.022×10^{23} . Un mol de *cualquier cosa* son 6.022×10^{23} unidades de esa sustancia.

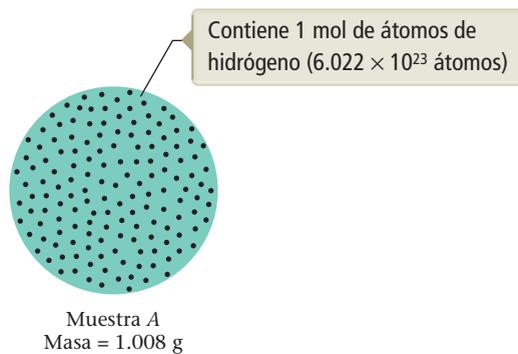
Tabla 8.2 Comparación de muestras de 1 mol de varios elementos

Elemento	Número de átomos presentes	Masa de la muestra (g)
Aluminio	6.022×10^{23}	26.98
Oro	6.022×10^{23}	196.97
Hierro	6.022×10^{23}	55.85
Azufre	6.022×10^{23}	32.07
Boro	6.022×10^{23}	10.81
Xenón	6.022×10^{23}	131.3

La masa de 1 mol de un elemento es igual a su masa atómica promedio en gramos.

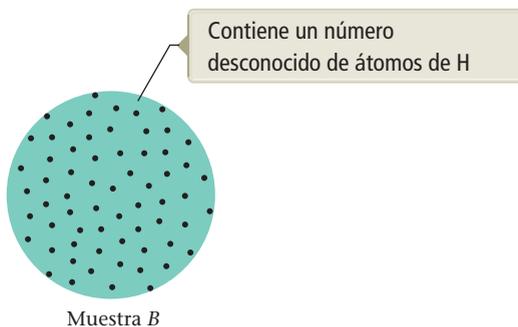
En resumen, *una muestra de un elemento con una masa igual a la masa atómica promedio de ese elemento expresada en gramos contiene 1 mol de átomos.*

Para realizar cálculos químicos, *debe* comprender qué significa el mol y cómo determinar el número de moles en una masa dada de una sustancia. Sin embargo, antes de efectuar algún cálculo, asegúrese de que el proceso de conteo por peso está claro. Considere la siguiente “bolsa” de átomos de H (simbolizados por los puntos), la cual contiene 1 mol (6.022×10^{23}) de átomos de H y tiene una masa de 1.008 g. Suponga que la bolsa por sí misma no tiene masa.



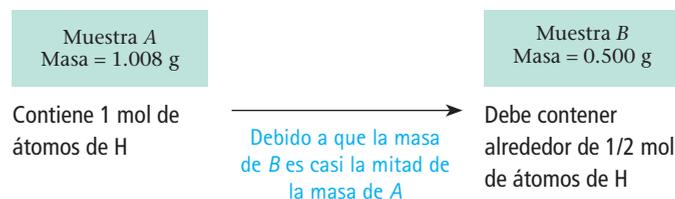
Una muestra de 1 mol de grafito (una forma del carbono) pesa 12.01 g.

Ahora considere otra “bolsa” de átomos de hidrógeno en la que se desconoce el número de átomos de hidrógeno.



Se desea encontrar cuántos átomos de H están presentes en la muestra (“bolsa”) B. ¿Cómo hacerlo? Pesando la muestra, se encuentra una masa de la muestra B de 0.500 g.

¿Cómo esta masa medida ayuda a determinar el número de átomos presentes en la muestra B? Se conoce que 1 mol de átomos de H tiene una masa de 1.008 g. La muestra B tiene una masa de 0.500 g, la cual es aproximadamente la mitad de la masa de un mol de átomos de H.



Se realiza el cálculo real utilizando el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol de átomos de H} = 1.008 \text{ g de H}$$

para construir el factor de conversión requerido

$$0.500 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 0.496 \text{ moles de H en la muestra B}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Para demostrar cómo resolver problemas que requieren más de un paso, con frecuencia se dividirá el problema en pasos más pequeños y se reportará la respuesta para cada uno en el número correcto de cifras significativas. Aunque esto puede no afectar siempre la respuesta final, es una idea mejor esperar hasta el último paso para redondear su respuesta al número correcto de cifras significativas.

En resumen. Se conoce la masa de 1 mol de átomos de H, por lo que se puede determinar el número de moles de átomos de H en cualquier otra muestra de hidrógeno puro pesando la muestra y *comparando* su masa con 1.008 g (la masa de 1 mol de átomos de H). Se sigue este mismo proceso para cualquier elemento, debido a que se conoce la masa de 1 mol para cada uno de los elementos.

Además, debido a que se sabe que 1 mol son 6.022×10^{23} unidades, una vez que se conocen los *moles* de átomos presentes se puede determinar con facilidad el *número* de átomos. En el caso considerado arriba, se tienen aproximadamente 0.5 moles de átomos de H en la muestra B. Esto significa que están presentes alrededor de $1/2$ de 6×10^{23} , o 3×10^{23} átomos de H. Se realiza el cálculo real utilizando el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$$

para determinar el factor de conversión que se necesita.

$$0.496 \text{ moles de átomos de H} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol de átomos de H}} = 2.99 \times 10^{23} \text{ átomos de H en la muestra B}$$

En el ejemplo 8.3 se ilustran estos procedimientos.

EJEMPLO 8.3

Cálculo de los moles y del número de átomos

El aluminio (Al), un metal con una razón de alta resistencia a peso y a la corrosión, se utiliza con frecuencia para estructuras como los marcos de bicicletas de alta calidad. Calcule el número de moles de átomos y el número de átomos en una muestra de 10.0 g de aluminio.

SOLUCIÓN

En este caso se desea cambiar la masa a moles de átomos:



La masa de 1 mol (6.022×10^{23} átomos) de aluminio es de 26.98 g. La muestra que se está considerando tiene una masa de 10.0 g. Como es menor a 26.98 g, esta muestra contiene menos de 1 mol de átomos de aluminio. Se calcula el número de moles de átomos de aluminio en 10.0 g utilizando el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol de Al} = 26.98 \text{ g de Al}$$



Una bicicleta con un marco de aluminio.

para construir el factor de conversión apropiado:

$$10.0 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{26.98 \text{ g de Al}} = 0.371 \text{ moles de Al}$$

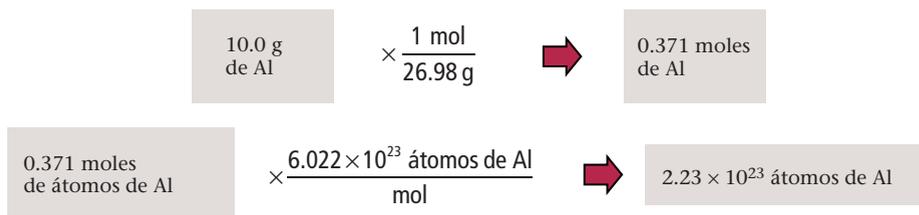
Después se convierten los moles de átomos al número de átomos utilizando el enunciado de equivalencia

$$6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Al} = 1 \text{ mol de átomos de Al}$$

Se tienen

$$0.371 \text{ moles de Al} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 2.23 \times 10^{23} \text{ átomos de Al}$$

Se puede resumir este cálculo como se indica a continuación.



EJEMPLO 8.4

Cálculo del número de átomos

Un chip de silicio utilizado en un circuito integrado de una microcomputadora tiene una masa de 5.68 mg. ¿Cuántos átomos de silicio (Si) están presentes en este chip? La masa atómica promedio para el silicio es de 28.09 uma.

SOLUCIÓN

La estrategia para resolver este problema es convertir de miligramos a gramos de silicio; después a moles de silicio, y por último a átomos de silicio.



donde cada flecha en el esquema representa un factor de conversión. Debido a que $1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$, se tiene

$$5.68 \text{ mg de Si} \times \frac{1 \text{ g de Si}}{1000 \text{ mg de Si}} = 5.68 \times 10^{-3} \text{ g de Si}$$

Después, como la masa promedio del silicio es de 28.09 uma, se sabe que 1 mol de átomos de Si pesa 28.09 g. Esto conduce al enunciado de equivalencia

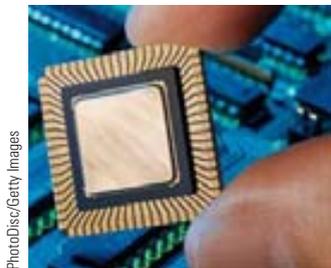
$$1 \text{ mol de átomos de Si} = 28.09 \text{ g de Si}$$

Por tanto,

$$5.68 \times 10^{-3} \text{ g de Si} \times \frac{1 \text{ mol de Si}}{28.09 \text{ g de Si}} = 2.02 \times 10^{-4} \text{ moles de Si}$$

Utilizando la definición de un mol ($1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$) se tiene

$$2.02 \times 10^{-4} \text{ moles de Si} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de Si}} = 1.22 \times 10^{20} \text{ átomos de Si}$$



Chip de silicio del tipo utilizado en equipos electrónicos.

Se puede resumir este cálculo como se indica a continuación.

$$\begin{array}{l}
 \boxed{5.68 \text{ mg de Si}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \rightarrow \boxed{5.68 \times 10^{-3} \text{ g de Si}} \\
 \boxed{5.68 \times 10^{-3} \text{ g de Si}} \times \frac{1 \text{ mol}}{28.09 \text{ g}} \rightarrow \boxed{2.02 \times 10^{-4} \text{ moles de Si}} \\
 \boxed{2.02 \times 10^{-4} \text{ moles de Si}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Si}}{\text{mol}} \rightarrow \boxed{1.22 \times 10^{20} \text{ átomos de Si}}
 \end{array}$$

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS: ¿LA RESPUESTA TIENE SENTIDO?

Cuando finalice un problema, siempre piense acerca de la “sensatez” de sus respuestas. En el ejemplo 8.4, advierta que 5.68 mg de silicio es claramente mucho menor que 1 mol de silicio (el cual tiene una masa de 28.09 g), por lo que la respuesta final de 1.22×10^{20} átomos (en comparación con los 6.022×10^{23} átomos en un mol) al menos se encuentra en la dirección correcta. Es decir, 1.22×10^{20} es un número menor que 6.022×10^{23} . Asimismo, siempre incluya las unidades a medida que desarrolle los cálculos y asegúrese de que al final se obtengan las unidades correctas. Poner una atención cuidadosa en las unidades y realizar este tipo de comprobación general puede ayudarle a detectar errores, como es el caso de un factor de conversión invertido o un número que se introdujo de manera incorrecta en su calculadora.

Como puede ver, los problemas se están volviendo más complicados de resolver. En la siguiente sección se explicarán estrategias que le ayudarán a convertirse en un mejor solucionador de problemas.

Autocomprobación

Los valores para las masas promedio de los átomos de los elementos se listan en la portada interior frontal de este libro.

EJERCICIO 8.3 El cromo (Cr) es un metal que se adiciona al acero para mejorar su resistencia a la corrosión (por ejemplo, para hacer acero inoxidable). Calcule el número de moles en una muestra de cromo que contiene 5.00×10^{20} átomos y la masa de la muestra.

Vea los problemas 8.19 al 8.24. ■

8.4

Aprendiendo a resolver problemas

OBJETIVO Comprender cómo resolver problemas indagando y respondiendo una serie de preguntas.

Imagine que hoy es el primer día de su nuevo trabajo. El problema es que no sabe cómo llegar allí. Sin embargo, la suerte quiso que un amigo conozca el camino y le ofrece llevarlo. ¿Qué debe hacer mientras está sentado en el asiento del pasajero? Si su objetivo es simplemente llegar al trabajo hoy, podría no poner atención a cómo llegar. Sin embargo, necesitará acudir allí por sí mismo mañana, por lo que debe poner atención a las distancias, señales y vueltas. La diferencia entre estas dos aproximaciones es la diferencia entre tomar un papel pasivo (como un paseo) y un papel activo (aprender cómo hacerlo por sí mismo). En esta sección se pondrá énfasis en que debe tomar un papel activo al leer el texto, especialmente en las soluciones para los problemas de práctica.

Una de las grandes recompensas del estudio de la química estriba en que lo convierte en un buen solucionador de problemas. Ser capaz de resolver problemas complejos es un talento que le servirá bien en todos los caminos de la vida. El propósito en este texto es ayudarle a aprender a solucionarlos de una manera flexible y creativa con base en la comprensión de las ideas fundamentales de la química.

A este método se le llama **resolución conceptual de problemas**. El objetivo final consiste en que sea capaz de resolver nuevos problemas (es decir, que no ha visto anteriormente) por sí mismo. En este texto se proveerán ejemplos, pero en vez de dar soluciones para que las memorice, se explicará cómo pensar acerca de las respuestas para los problemas. Aunque éstas son importantes, es aun más importante que comprenda el proceso: el pensamiento necesario para obtener la respuesta. Primero se resolverá el problema para usted (se le “conducirá”). Sin embargo, es importante que no tome un papel pasivo. Mientras estudia la solución, es crucial que interaccione, piense acerca del problema, es decir, tome un papel activo para que con el tiempo se pueda “conducir” por sí mismo. No se salte la explicación y vaya a la respuesta. Por lo regular, la solución involucra indagar una serie de preguntas. Asegúrese de que comprende cada paso en el proceso.

Aunque el estudio activo de las soluciones a los problemas es útil, en algún punto necesitará saber cómo pensar al respecto por su cuenta. Si se le ayudase demasiado a resolver problemas, en realidad no aprenderá de manera efectiva. Si siempre se le “conduce”, no interaccionará de manera significativa con el material. Con el tiempo necesitará aprender a conducir por sí mismo. Debido a esto, se proveerá más ayuda en los primeros problemas y menos a medida que proceda en capítulos posteriores. El objetivo estriba en que aprenda cómo resolver un problema debido a que comprende sus conceptos e ideas principales.

Por ejemplo, considere que ahora sabe cómo llegar de su casa al trabajo. ¿Esto significa que puede conducir del trabajo a su casa? No necesariamente, como probablemente sepa por experiencia. Si sólo ha memorizado las direcciones de la casa al trabajo y no comprende principios fundamentales como “Viajé al norte para llegar al lugar de trabajo, por lo que mi casa está al sur”, puede encontrarse varado. Parte de la resolución conceptual de problemas es la comprensión de estos principios fundamentales.

Por supuesto, existen varios lugares a dónde ir desde su casa al trabajo, y de regreso. En un ejemplo más complicado, suponga que sabe cómo llegar de su casa al trabajo (y de regreso) y de su casa a la librería (y de regreso). ¿Puede ir del trabajo a la librería sin tener que ir de regreso a la casa? Probablemente no, si sólo ha memorizado direcciones y no tiene un “cuadro general” de dónde están su domicilio, su lugar de trabajo y la librería uno respecto del otro. Obtener este cuadro general, una comprensión real de la situación, es otra parte de la resolución conceptual de problemas.

En la resolución conceptual de problemas se deja que el problema lo guíe a medida que se resuelve. Se le plantean una serie de preguntas a medida que se procede, y se utiliza el conocimiento de los principios fundamentales para responderlas. El aprendizaje de este método requiere algo de paciencia, pero la recompensa es que se convierte en un solucionador efectivo de cualquier nuevo problema que confronte en su vida diaria o en su trabajo en cualquier campo.

Para ayudarlo mientras se procede a resolver un problema, le serán útiles los siguientes principios organizativos.

1. Primero, se necesita leer el problema y decidir el objetivo final. Después se organizan todos los hechos dados, enfocándose en las palabras clave y con frecuencia dibujando un diagrama del problema. En esta parte del análisis se requiere enunciar el problema de manera tan sencilla como sea visualmente posible. Se puede resumir este proceso como **“A dónde se está yendo”**.
2. Se necesita trabajar hacia atrás desde el objetivo final para decidir cómo empezar. Por ejemplo, en un problema de estequiometría siempre se comienza con la reacción química. Después, a medida que se procede, se realiza una serie de preguntas, como: “¿Cuáles son los reactivos o productos?”, “¿Cuál es la ecuación balanceada?” y “¿Cuáles son las cantidades de los reactivos?” La comprensión de los principios fundamentales de la química permitirá responder cada una

de estas preguntas sencillas y con el tiempo conducirá a la solución final. Este proceso se puede resumir con la pregunta: **¿Cómo se llega allí?**

- Una vez que se obtiene la solución del problema, se pregunta: ¿Tiene sentido? Es decir, ¿la respuesta parece razonable? A esto se le llama **Comprobación de la realidad**. Siempre remunera la comprobación de su respuesta.

El uso de un método conceptual para la resolución de problemas le permitirá adquirir una confianza real como solucionador de los mismos. Ya no entrará en pánico cuando se enfrente a uno que es diferente de algunas maneras de aquellos que ha resuelto en el pasado. Aunque podría frustrarse en ocasiones a medida que aprende este método, se garantiza que siempre pagará dividendos después, y debe hacer que tenga tal experiencia positiva con la química, que lo prepare para cualquier carrera que elija.

Para resumir, un solucionador de problemas creativo tiene una comprensión de los principios fundamentales y un cuadro general de la situación. Uno de los objetivos principales de este texto es ayudarlo a convertirse en un solucionador de problemas creativo. Se hará esto proporcionándole primero mucha guía sobre cómo resolver problemas. Se le “conducirá”, pero se espera que ponga atención en vez de sólo “tomarlo como paseo”. A medida que avance, obtendrá de manera gradual más responsabilidad. Conforme obtenga confianza en dejar que el problema lo guíe, se sorprenderá en qué tan efectivo puede ser en la resolución de algunos problemas realmente complejos, justo como los que confrontará en el mundo real.

► Ejemplo de la resolución conceptual de problemas

Veamos cómo funciona en la práctica la resolución conceptual de problemas. Debido a que se utilizó anteriormente una analogía sobre conducir un auto, se considera un problema sobre lo siguiente.

Calcule la cantidad de dinero que gastaría en gasolina para conducir de Nueva York, a Los Ángeles, California.

¿A dónde se está yendo?

Lo primero que se necesita hacer es enunciar el problema en palabras o en un diagrama para comprenderlo.

En este caso se está tratando de calcular cuánto dinero se gastará en gasolina. ¿Cómo va a hacerlo? Necesita comprender qué factores ocasionan que se gaste más o menos dinero. Esto requiere preguntarse: “¿Qué información se necesita?” y “¿Qué se conoce?”

Considere que dos personas viajan en automóviles separados. ¿Por qué una persona podría gastar más dinero en gasolina que la otra? En otras palabras, si se le dijera que dos personas gastan cantidades diferentes de dinero en gasolina para un viaje, ¿cuáles son algunas razones que pudiera proporcionar? Considere esto y escriba algunas ideas antes de continuar leyendo.

Tres factores importantes en este caso son:

- El precio del galón de gasolina
- La distancia del viaje entre Nueva York y Los Ángeles
- El rendimiento de la gasolina promedio del carro que está conduciendo.

¿Qué se conoce o qué información se proporciona en el problema? En este caso no se le aporta ninguno de estos valores, pero se le pide que calcule el costo de la gasolina, por lo que necesita calcular la información requerida. Por ejemplo, la distancia entre Nueva York y Los Ángeles es de alrededor de 3000 millas. El costo de gasolina varía en el tiempo y en la localización, pero un estimado razonable es de 2.00 dólares por un galón. Su rendimiento también varía, pero se supondrá en alrededor de 30 millas por galón.

Ahora que se tiene la información necesaria, se resolverá el problema.

¿Cómo se llega allí?

Para llegar a la solución se necesita comprender cómo afecta la información la respuesta. Se considera la relación entre los tres factores identificados y la respuesta final.

- Precio de la gasolina: relacionado de manera directa. Mientras más cueste un galón de gasolina, más se gastará en total.
- Distancia: relacionada de manera directa. Mientras más se viaje, más se gastará en gasolina.
- Rendimiento de la gasolina: relacionado de manera inversa. Mientras mejor sea el rendimiento de la gasolina (mayor el número), menos se gastará en gasolina.

Entonces, debe tener sentido que se multiplique la distancia y el precio (debido a que están relacionados de manera directa) y que se divida entre el rendimiento de la gasolina (dado que está relacionado de manera inversa). Se empleará el análisis dimensional explicado en el capítulo 2. Primero se determina cuánta gasolina necesitará para el viaje.

$$3\,000 \cancel{\text{ millas}} \times \frac{1 \text{ gal}}{30 \cancel{\text{ millas}}} = 100 \text{ galones de gasolina}$$

Observe cómo la distancia está en el numerador y el rendimiento de la gasolina en el denominador. Tal como se determinó que debería estar cada uno. Por ende se necesitarán alrededor de 100 galones de gasolina. ¿Cuánto costará esta gasolina?

$$100 \cancel{\text{ galones}} \times \frac{\$2.00}{1 \cancel{\text{ galón}}} = \$200$$

Observe que el precio de un galón de gasolina está en el numerador, tal como se pronosticó. Por lo que, dada la información, se calcula que el costo total sea de 200 dólares. El último paso a considerar es si la respuesta es razonable.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD ¿La respuesta tiene sentido? Esta siempre es una buena pregunta a considerar, y la respuesta dependerá de la familiaridad con la situación. En ocasiones puede no tener una buena idea de cuál debe ser la respuesta, especialmente cuando se está aprendiendo un nuevo concepto. En otras ocasiones tendrá sólo una idea aproximada y será capaz de afirmar que la respuesta es razonable, aunque no podrá decir que es exactamente correcta. Este por lo regular será el caso, y es el caso aquí si está familiarizado con cuánto gasta en gasolina. Por ejemplo, el precio para llenar el tanque de un automóvil promedio (a 2.00 dólares por galón) es de alrededor de 20 a 40 dólares, por lo que, si su respuesta está debajo de 100 dólares, debe dudar. Una respuesta en miles de dólares es demasiado alta, por lo que en cientos de dólares parece razonable.

8.5**Masa molar****OBJETIVOS**

Comprender la definición de la masa molar. • Aprender a convertir entre los moles y la masa de una muestra dada de un compuesto químico.

Observe que cuando se dice 1 mol de metano, se refiere a 1 mol de *moléculas* de metano.

Un compuesto químico es, fundamentalmente, un conjunto de átomos. Por ejemplo, el metano (el componente principal del gas natural) consiste de moléculas que contienen cada una un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno (CH_4). ¿Cómo se puede calcular la masa de 1 mol de metano? Es decir, ¿cuál es la masa de 6.022×10^{23} moléculas de CH_4 ? Debido a que cada molécula de CH_4 contiene un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno, 1 mol de moléculas de CH_4 consiste

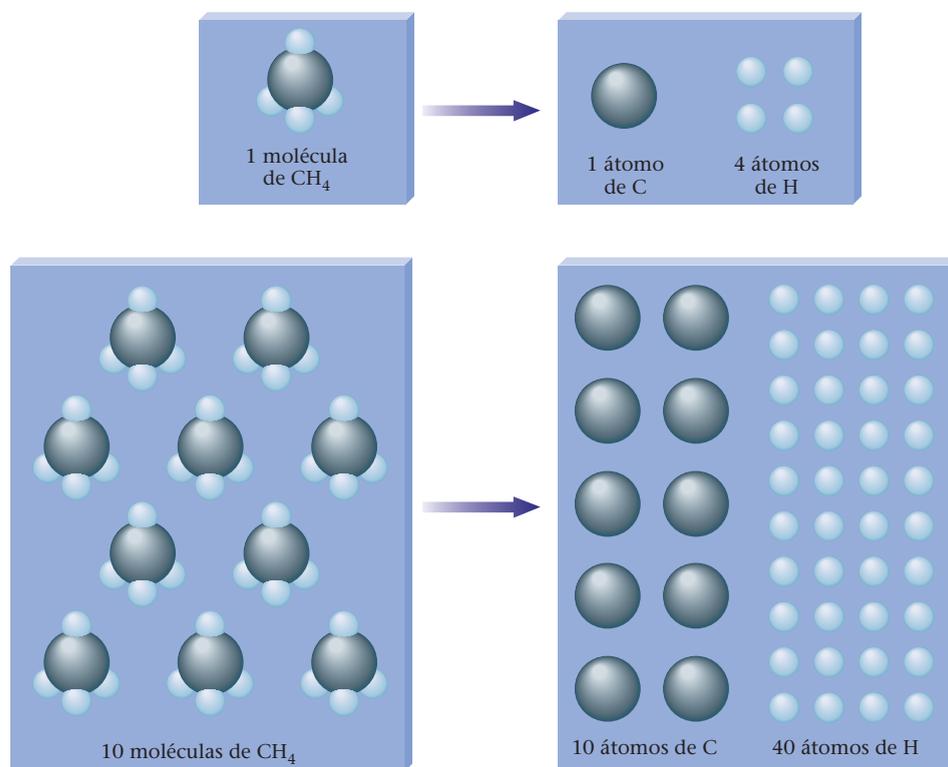
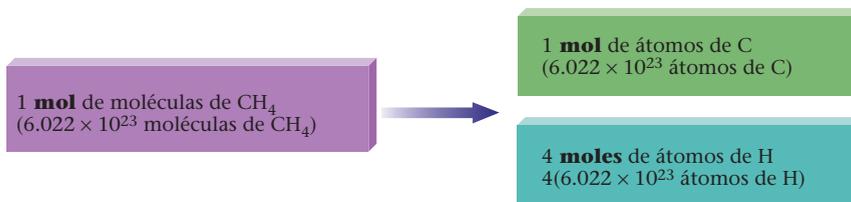


Figura 8.3

Varios números de moléculas de metano que muestran sus átomos constituyentes.



FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Recuerde que el último número de los decimales limita el número de cifras significativas en la suma.

La masa molar de una sustancia (en gramos) es la masa de 1 mol de esa sustancia.

en 1 mol de átomos de carbono y 4 moles de átomos de hidrógeno (figura 8.3). La masa de 1 mol de metano puede encontrarse sumando las masas del carbono y del hidrógeno presentes.

$$\begin{aligned} \text{Masa de 1 mol de C} &= 1 \times 12.01 \text{ g} = 12.01 \text{ g} \\ \text{Masa de 4 moles de H} &= 4 \times 1.008 \text{ g} = \underline{4.032 \text{ g}} \\ \text{Masa de 1 mol de CH}_4 &= 16.04 \text{ g} \end{aligned}$$

A la cantidad 16.04 g se le llama masa molar para el metano: la masa de 1 mol de moléculas de CH₄. La **masa molar*** de cualquier sustancia es la *masa (en gramos) de 1 mol de la sustancia*. Se obtiene sumando las masas de los átomos componentes.

EJEMPLO 8.5

Cálculo de la masa molar

Calcule la masa molar del dióxido de azufre, un gas producido cuando se queman combustibles que contienen azufre. A menos que se “elimine” del tubo de escape, el dióxido de azufre puede reaccionar con la humedad en la atmósfera para producir lluvia ácida.

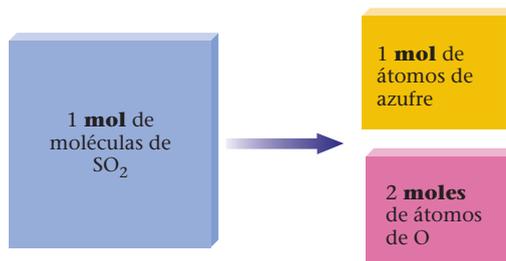
* El término *peso molecular* se utilizaba de manera tradicional en lugar de *masa molar*. Los términos *peso molecular* y *masa molar* significan exactamente lo mismo. Debido a que el término *masa molar* describe de manera más precisa el concepto, se utilizará en este texto

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa molar del dióxido de azufre en unidades de g/mol.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para el dióxido de azufre es SO_2 , lo cual significa que 1 mol de moléculas de SO_2 contiene 1 mol de átomos de azufre y 2 moles de átomos de oxígeno.



- Se conocen las masas atómicas del azufre (32.07 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).

¿Cómo se llega allí?

Se necesita encontrar la masa de 1 mol de moléculas de SO_2 , la cual es la masa molar del SO_2 .

$$\begin{aligned} \text{Masa de 1 mol de S} &= 1 \times 32.07 \text{ g} = 32.07 \text{ g} \\ \text{Masa de 2 moles de O} &= 2 \times 16.00 \text{ g} = 32.00 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de SO}_2 &= 64.07 \text{ g} = \text{masa molar} \end{aligned}$$

La masa molar del SO_2 es 64.07 g. Representa la masa de 1 mol de moléculas de SO_2 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD La respuesta es mayor que las masas atómicas del azufre y del oxígeno separadas. Las unidades (g/mol) son correctas y la respuesta se reporta al número correcto de cifras significativas (a dos decimales).

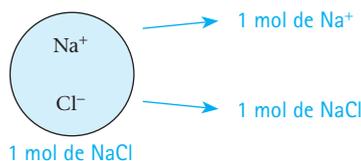
Auto comprobación**EJERCICIO 8.4**

El cloruro de polivinilo (PVC), el cual se utiliza de manera amplia en revestimientos para suelos ("vinilo") y para tuberías de plástico en sistemas de plomería, está conformado por una molécula con la fórmula $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$. Calcule la masa molar de la sustancia.

Vea los problemas 8.27 al 8.30. ■

Algunas sustancias existen como un conjunto de iones en vez de como moléculas separadas. Por ejemplo, la sal de mesa ordinaria, cloruro de sodio (NaCl), está compuesta por un arreglo de iones Na^+ y Cl^- . No hay moléculas de NaCl presentes. En algunos libros se utiliza el término **peso fórmula** en vez de masa molar para los compuestos iónicos. Sin embargo, en este libro se aplicará el término *masa molar* para las sustancias iónicas y moleculares.

Para calcular la masa molar del cloruro de sodio se debe notar que 1 mol de NaCl contiene 1 mol de iones Na^+ y 1 mol de iones Cl^- .



La masa de un electrón es tan pequeña que el Na^+ y el Na tienen la misma masa para estos propósitos, aun cuando el Na^+ tiene un electrón menos que el Na . También la masa del Cl es virtualmente igual a la del Cl^- aun cuando éste tiene un electrón más que el Cl .

Por tanto, la masa molar (en gramos) para el cloruro de sodio representa la suma de la masa de 1 mol de iones sodio y la masa de 1 mol de iones cloruro.

$$\begin{aligned} \text{Masa de 1 mol de } \text{Na}^+ &= 22.99 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de } \text{Cl}^- &= 35.45 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de } \text{NaCl} &= 58.44 \text{ g} = \text{masa molar} \end{aligned}$$

La masa molar del NaCl es 58.44 g. Representa la masa de 1 mol de cloruro de sodio.

EJEMPLO 8.6

Cálculo de la masa a partir de los moles

El carbonato de calcio, CaCO_3 (también llamado *calcita*), es el principal mineral encontrado en la piedra caliza, en el mármol, la tiza, las perlas y las conchas de los animales marinos como las almejas.

- Calcule la masa molar del carbonato de calcio.
- Cierta muestra de carbonato de calcio contiene 4.86 moles. ¿Cuál es la masa en gramos de esta muestra?

SOLUCIÓN

a) ¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la masa molar del carbonato de calcio en unidades de g/mol.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para el carbonato de calcio es CaCO_3 . Un mol de CaCO_3 contiene 1 mol de Ca , 1 mol de C y 3 moles de O .
- Se conocen las masas atómicas del calcio (40.08 g/mol), carbono (12.01 g/mol) y oxígeno (16.00 g/mol).

¿Cómo se llega allí?

El carbonato de calcio es un compuesto iónico conformado por iones Ca^{2+} y CO_3^{2-} . Un mol de carbonato de calcio contiene 1 mol de iones Ca^{2+} y 1 mol de iones CO_3^{2-} . Se calcula la masa molar sumando las masas de los componentes.

$$\begin{aligned} \text{Masa de 1 mol de } \text{Ca}^{2+} &= 1 \times 40.08 \text{ g} = 40.08 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de } \text{CO}_3^{2-} \text{ (contiene 1 mol de C y 3 moles de O):} & \\ \quad 1 \text{ mol de C} &= 1 \times 12.01 \text{ g} = 12.01 \text{ g} \\ \quad 3 \text{ moles de O} &= 3 \times 16.00 \text{ g} = 48.00 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de } \text{CaCO}_3 &= 100.09 \text{ g} = \text{masa molar} \end{aligned}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD La respuesta es mayor que las masas atómicas del calcio, carbono y oxígeno. Las unidades (g/mol) son correctas y la respuesta se reporta al número correcto de cifras significativas (a dos decimales).

b) ¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la masa de 4.86 moles de CaCO_3 .

¿Qué se conoce?

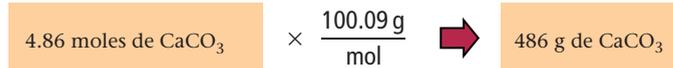
- A partir del inciso a) se conoce que la masa molar del CaCO_3 es 100.09 g/mol.
- Se tienen 4.86 moles de CaCO_3 .

¿Cómo se llega allí?

Se determina la masa de 4.86 moles de CaCO_3 utilizando la masa molar.

$$4.86 \text{ moles de } \text{CaCO}_3 \times \frac{100.09 \text{ g de } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3} = 486 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

Esto puede diagramarse como se indica a continuación.



COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Se tiene un poco menos de 5 moles de CaCO_3 , el cual tiene una masa de alrededor de 100 g/mol. Se debe esperar una respuesta un poco menor a 500, por lo que la respuesta tiene sentido. El número de cifras significativas en la respuesta (486 g) es de tres, como se requería por el número inicial de moles (4.86 moles).

Autocomprobación

Para las masas atómicas promedio, vea el interior de la portada frontal de este libro.

EJERCICIO 8.5

Calcule la masa molar del sulfato de sodio, Na_2SO_4 . ¿Qué número de moles de sulfato de sodio representa una muestra de sulfato de sodio con una masa de 300.0 g?

Vea los problemas 8.35 al 8.38. ■

En resumen, la masa molar de una sustancia puede obtenerse sumando las masas de los átomos componentes. La masa molar (en gramos) representa la masa de 1 mol de la sustancia. Una vez que se conoce la masa molar de un compuesto, se puede calcular el número de moles presentes en una muestra de masa conocida. Por supuesto, lo inverso también es verdadero, como se ilustra en el ejemplo 8.7.

EJEMPLO 8.7**Cálculo de los moles a partir de la masa**

La juglona, un colorante conocido desde hace siglos, se produce a partir de la cáscara de la nuez negra. También es un herbicida natural (matahierbas) que aniquila las plantas competitivas alrededor del árbol de la nuez negra pero no afecta el pasto y otras plantas no competitivas. La fórmula para la juglona es $\text{C}_{10}\text{H}_6\text{O}_3$.

- Calcule la masa molar de la juglona.
- Se extrajo una muestra de 1.56 g de juglona pura de la cáscara de la nuez negra. ¿Cuántos moles de juglona representa esta muestra?

SOLUCIÓN**a) ¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa molar de la juglona en unidades de g/mol.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para la juglona es $\text{C}_{10}\text{H}_6\text{O}_3$. Un mol de juglona contiene 10 moles de C, 6 moles de H y 3 moles de O.
- Se conocen las masas atómicas del carbono (12.01 g/mol), del hidrógeno (1.008 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).



Nueces negras con y sin sus cáscaras verdes.

FORJADOR DE HABILIDADES**MATEMÁTICAS**

El 120.1 limita la suma a un decimal.

¿Cómo se llega allí?

La masa molar se obtiene sumando las masas de los átomos componentes. En 1 mol de juglona hay 10 moles de átomos de carbono, 6 moles de átomos de hidrógeno y 3 moles de átomos de oxígeno.

$$\begin{aligned} \text{Masa de 10 moles de C} &= 10 \times 12.01 \text{ g} = 120.1 \text{ g} \\ \text{Masa de 6 moles de H} &= 6 \times 1.008 \text{ g} = 6.048 \text{ g} \\ \text{Masa de 3 moles de O} &= 3 \times 16.00 = 48.00 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de C}_{10}\text{H}_6\text{O}_3 &= 174.1 \text{ g} = \text{masa molar} \end{aligned}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Diez moles de carbono tendrían una masa de alrededor de 120 g y la respuesta es mayor. Las unidades (g/mol) son correctas y la respuesta se reporta al número correcto de cifras significativas (dos decimales).

b) ¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el número de moles de juglona en una muestra con una masa de 1.56 g.

¿Qué se conoce?

- A partir del inciso a) se conoce que la masa molar de la juglona es de 174.1 g/mol.
- Se tienen 1.56 g de juglona.

¿Cómo se llega allí?

La masa de 1 mol de este compuesto es de 174.1 g, por lo que 1.56 g es mucho menor que un mol. Se puede determinar la fracción exacta de un mol utilizando el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol} = 174.1 \text{ g de juglona}$$

para derivar el factor de conversión apropiado:

$$\begin{aligned} 1.56 \text{ g de juglona} \times \frac{1 \text{ mol de juglona}}{174.1 \text{ g de juglona}} &= 0.00896 \text{ moles de juglona} \\ &= 8.96 \times 10^{-3} \text{ moles de juglona} \end{aligned}$$

$$1.56 \text{ g de juglona} \times \frac{1 \text{ mol}}{174.1 \text{ g}} \rightarrow 8.96 \times 10^{-3} \text{ moles de juglona}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD La masa de 1 mol de juglona es de 174.1 g, por lo que 1.56 g es mucho menor que un mol. La respuesta tiene unidades de mol y el número de cifras significativas en la respuesta es de tres, como se requería por la masa inicial de 1.56 g. ■

EJEMPLO 8.8**Cálculo del número de moléculas**

El acetato de isopentilo, $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$, el compuesto responsable del aroma de los plátanos, puede producirse de manera comercial. Curiosamente, las abejas liberan alrededor de $1 \mu\text{g}$ (1×10^{-6} g) de este compuesto cuando pican. Esto atrae a otras abejas, las cuales se unen al ataque. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas de acetato de isopentilo se liberan en una picadura de abeja común?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el número de moles y el número de moléculas de acetato de isopentilo en una muestra con una masa de 1×10^{-6} g.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para el acetato de isopentilo es $C_7H_{14}O_2$.
- Se conocen las masas atómicas del carbono (12.01 g/mol), del hidrógeno (1.008 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).
- La masa del acetato de isopentilo es de 1×10^{-6} g.
- Hay 6.022×10^{23} moléculas en 1 mol.

¿Cómo se llega allí?

Se proporciona una masa de acetato de isopentilo y se desea conocer el número de moléculas, por lo que primero se debe calcular la masa molar.

$$7 \text{ moles de C} \times 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 84.07 \text{ g de C}$$

$$14 \text{ moles de H} \times 1.008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14.11 \text{ g de H}$$

$$2 \text{ moles de O} \times 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32.00 \text{ g de O}$$

$$\text{Masa molar} = \overline{130.18 \text{ g}}$$

Esto significa que 1 mol de acetato de isopentilo (6.022×10^{23} moléculas) tiene una masa de 130.18 g.

Después se determina el número de moles de acetato de isopentilo en $1 \mu\text{g}$, el cual es 1×10^{-6} g. Para hacerlo se utiliza el enunciado de equivalencia:

$$1 \text{ mol de acetato de isopentilo} = 130.18 \text{ g de acetato de isopentilo}$$

el cual proporciona el factor de conversión que se necesita:

$$1 \times 10^{-6} \text{ g de } C_7H_{14}O_2 \times \frac{1 \text{ mol de } C_7H_{14}O_2}{130.18 \text{ g de } C_7H_{14}O_2} = 8 \times 10^{-9} \text{ moles de } C_7H_{14}O_2$$

Utilizando el enunciado de equivalencia $1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$ unidades, se puede determinar el número de moléculas:

$$8 \times 10^{-9} \text{ moles de } C_7H_{14}O_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } C_7H_{14}O_2} = 5 \times 10^{15} \text{ moléculas}$$

Este cuantioso número de moléculas es liberado en cada picadura de abeja.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD La masa del acetato de isopentilo liberado en cada picadura (1×10^{-6} g) es mucho menor que la masa de 1 mol de $C_7H_{14}O_2$, por lo que el número de moles debe ser menor que 1 mol, y lo es (8×10^{-9} moles). El número de moléculas debe ser mucho menor que 6.022×10^{23} , y lo es (5×10^{15} moléculas).

Las respuestas tienen las unidades apropiadas y el número de cifras significativas en la respuesta total es de 1, como se requería por la masa inicial.

Autoevaluación**EJERCICIO 8.6**

La sustancia teflón, el revestimiento antiadherente de muchos sartenes, está conformada por la molécula de C_2F_4 . Calcule el número de unidades de C_2F_4 presentes en 135 g de teflón.

8.6

Composición porcentual de los compuestos

OBJETIVO Aprender a encontrar el porcentaje en masa de un elemento en un compuesto dado.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$\text{Porcentaje} = \frac{\text{parte}}{\text{todo}} \times 100\%$$

Hasta ahora se ha explicado la composición de los compuestos en términos de los números de sus átomos constitutivos. Con frecuencia es útil conocer su composición en términos de las *masas* de sus elementos. Esta información se puede obtener a partir de la fórmula del compuesto comparando la masa de cada elemento presente en 1 mol del compuesto con la masa total de 1 mol del compuesto. La fracción en masa para cada elemento se calcula como se indica a continuación.

$$\text{Fracción en masa para un elemento dado} = \frac{\text{masa del elemento presente en 1 mol del compuesto}}{\text{masa de 1 mol del compuesto}}$$

La fracción en masa se convierte en *porcentaje en masa* multiplicando por 100%.

Este concepto se ilustra utilizando el compuesto etanol, un alcohol que se obtiene fermentando el azúcar de las uvas, el maíz y otras frutas y granos. Con frecuencia se le adiciona etanol a la gasolina como un potenciador del octanaje para formar un combustible llamado *gasohol*. El etanol adicionado tiene el efecto de incrementar el octano de la gasolina y también disminuye el monóxido de carbono en el tubo de escape del automóvil.

Observe a partir de esta fórmula que cada molécula de etanol contiene dos átomos de carbono, seis átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Esto significa que cada mol de etanol incluye 2 moles de átomos de carbono, 6 moles de átomos de hidrógeno y 1 mol de átomos de oxígeno. Se calcula la masa de cada elemento presente y la masa molar para el etanol como se observa a continuación.

$$\text{Masa del C} = 2 \text{ moles} \times 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 24.02 \text{ g}$$

$$\text{Masa del H} = 6 \text{ moles} \times 1.008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6.048 \text{ g}$$

$$\text{Masa del O} = 1 \text{ mol} \times 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 16.00 \text{ g}$$

$$\text{Masa de 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46.07 \text{ g} = \text{masa molar}$$

El **porcentaje en masa** (en ocasiones llamado *porcentaje en peso*) del carbono en el etanol puede calcularse comparando la masa del carbono en 1 mol de etanol con la masa total de 1 mol de etanol y multiplicando el resultado por 100%.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa del C} &= \frac{\text{masa del C en 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{masa de 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times 100\% \\ &= \frac{24.02 \text{ g}}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\% \end{aligned}$$

Es decir, el etanol contiene 52.14% en masa de carbono. Los porcentajes en masa del hidrógeno y del oxígeno en el etanol se obtienen de manera similar.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa del H} &= \frac{\text{masa del H en 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{masa de 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times 100\% \\ &= \frac{6.048 \text{ g}}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa del O} &= \frac{\text{masa del O en 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{masa de 1 mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times 100\% \\ &= \frac{16.00 \text{ g}}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\% \end{aligned}$$

La fórmula para el etanol se escribe como $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, aunque podría esperar que simplemente se escriba como $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

En ocasiones, debido a los efectos del redondeo, la suma de los porcentajes en masa en un compuesto no es exactamente de 100%.

Los porcentajes en masa de todos los elementos en un compuesto suman 100%, aunque los efectos del redondeo pueden generar una pequeña desviación. La suma de los porcentajes es una buena manera de comprobar los cálculos. En este caso es $52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.00\%$.

EJEMPLO 8.9**Cálculo del porcentaje en masa**

La carvona es una sustancia que aparece en dos formas, las cuales tienen la misma fórmula molecular ($C_{10}H_{14}O$) y la misma masa molar. Un tipo de carvona le da a las semillas de alcaravea su aroma característico; el otro es responsable del aroma del aceite de hierbabuena. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en la carvona.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el porcentaje en masa de cada elemento de la carvona.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para la carvona es $C_{10}H_{14}O$.
- Se conocen las masas atómicas del carbono (12.01 g/mol), del hidrógeno (1.008 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).
- Existen 6.022×10^{23} moléculas en 1 mol.

¿Qué se necesita conocer?

- La masa de cada elemento (se utilizará 1 mol de carvona)
- La masa molar de la carvona.

¿Cómo se llega allí?

Debido a que la fórmula para la carvona es $C_{10}H_{14}O$, las masas de los diversos elementos en 1 mol de carvona son

$$\text{Masa del C en 1 mol} = 10 \text{ moles} \times 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 120.1 \text{ g}$$

$$\text{Masa del H en 1 mol} = 14 \text{ moles} \times 1.008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14.11 \text{ g}$$

$$\text{Masa del O en 1 mol} = 1 \text{ mol} \times 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 16.00 \text{ g}$$

$$\text{Masa de 1 mol de } C_{10}H_{14}O = \overline{150.21 \text{ g}}$$

$$\text{Masa molar} = 150.2 \text{ g}$$

(Redondeado al número correcto de cifras significativas)

Después se encuentra la fracción de la masa total aportada por cada elemento y se convierte a un porcentaje.

$$\text{Porcentaje en masa del C} = \frac{120.1 \text{ g de C}}{150.2 \text{ g de } C_{10}H_{14}O} \times 100\% = 79.96\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del H} = \frac{14.11 \text{ g de H}}{150.2 \text{ g de } C_{10}H_{14}O} \times 100\% = 9.394\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del O} = \frac{16.00 \text{ g de O}}{150.2 \text{ g de } C_{10}H_{14}O} \times 100\% = 10.65\%$$

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

El 120.1 limita la suma a un decimal.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Sume los valores del porcentaje en masa individuales: deben dar un total de 100% dentro de un intervalo pequeño debido al redondeo. En este caso, los porcentajes suman 100.00%.

Autocomprobación

EJERCICIO 8.7 La penicilina, un antibiótico importante (agente antibacteriano), fue descubierta accidentalmente por el bacteriólogo escocés Alexander Fleming en 1928, aunque nunca fue capaz de aislarla como un compuesto puro. Este y otros antibióticos similares han salvado millones de vidas que de otra manera se hubieran perdido por infecciones. La penicilina, como varias de las moléculas producidas por sistemas vivos, es una molécula grande que contiene varios átomos. Un tipo de penicilina, la penicilina F, tiene la fórmula $C_{14}H_{20}N_2SO_4$. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en el compuesto.

Vea los problemas 8.45 al 8.50. ■

8.7

Fórmulas de los compuestos

OBJETIVO Comprender el significado de las fórmulas empíricas de los compuestos.

Suponga que ha mezclado dos disoluciones y que se forma un producto sólido (un precipitado). ¿Cómo puede identificar qué sólido es? ¿Cuál es su fórmula? Existen varios métodos posibles que puede tomar para responder estas preguntas. Por ejemplo, en el capítulo 7 se vio que por lo regular se puede predecir la identidad de un precipitado formado cuando se mezclan dos disoluciones en una reacción de este tipo si se conocen algunos hechos acerca de las solubilidades de los compuestos iónicos.

Sin embargo, aunque un científico experimentado con frecuencia puede predecir el producto esperado en una reacción química, la única manera segura de identificarlo es realizando experimentos. Por lo regular se comparan las propiedades físicas del producto con las propiedades de compuestos conocidos.

En ocasiones una reacción química forma un producto que nunca antes se ha obtenido. En tal caso, un químico determina qué compuesto se ha formado determinando cuáles elementos están presentes y cuánta cantidad de cada uno. Esta información puede emplearse para obtener la fórmula del compuesto. En la sección 8.6 se utilizó la fórmula para determinar la masa de cada elemento presente en un mol del compuesto. Para obtener la fórmula de un compuesto desconocido se hace lo opuesto. Es decir, se utilizan las masas medidas de los elementos presentes para determinar la fórmula.

Recuerde que la fórmula de un compuesto representa los números relativos de los varios tipos de átomos presentes. Por ejemplo, la fórmula molecular del CO_2 indica que por cada átomo de carbono hay dos átomos de oxígeno en cada molécula de dióxido de carbono. Así que para determinar la fórmula de una sustancia se necesita contar los átomos. Como se ha visto en este capítulo, esto se puede hacer pesándolos. Suponga que sabe que un compuesto sólo contiene los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno y se pesa para el análisis una muestra de 0.2015 g. Utilizando métodos que no se explicarán aquí, se encuentra que esta muestra del compuesto contiene 0.0806 g de carbono, 0.01353 g de hidrógeno y 0.1074 g de oxígeno. Recién se ha aprendido cómo convertir estas masas a números de átomos utilizando la masa atómica de cada elemento. Se comienza convirtiendo a moles.

Carbono

$$(0.0806 \text{ g de C}) \times \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 0.00671 \text{ moles de átomos de C}$$

Hidrógeno

$$(0.01353 \text{ g de H}) \times \frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 0.01342 \text{ moles de átomos de H}$$

Oxígeno

$$(0.1074 \text{ g de O}) \times \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.006713 \text{ moles de átomos de O}$$

Se repasa lo que hemos establecido. Ahora se sabe que 0.2015 g del compuesto contiene 0.00671 moles de átomos de C, 0.01342 moles de átomos de H y 0.006713 moles de átomos de O. Debido a que un mol es 6.022×10^{23} , se pueden convertir estas cantidades en números reales de átomos.

Carbono

$$(0.00671 \text{ moles de átomos de C}) \frac{(6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C})}{1 \text{ mol de átomos de C}} = 4.04 \times 10^{21} \text{ átomos de C}$$

Hidrógeno

$$(0.01342 \text{ moles de átomos de H}) \frac{(6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H})}{1 \text{ mol de átomos de H}} = 8.08 \times 10^{21} \text{ átomos de H}$$

Oxígeno

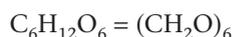
$$(0.006713 \text{ moles de átomos de O}) \frac{(6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de O})}{1 \text{ mol de átomos de O}} = 4.043 \times 10^{21} \text{ átomos de O}$$

Los anteriores son los números de los varios tipos de átomos presentes en 0.2015 g del compuesto. ¿Qué indican estos números acerca de su fórmula? Observe lo siguiente:

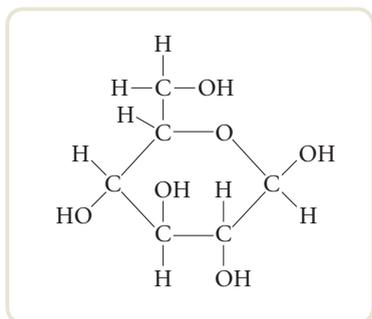
1. El compuesto contiene el mismo número de átomos de C y O.
2. Hay el doble de átomos de H que de átomos de C o de O.

Esta información puede representarse por medio de la fórmula CH_2O , la cual expresa los números *relativos* de átomos de C, H y O presentes en el compuesto. ¿Es esta la fórmula verdadera para el compuesto? En otras palabras, ¿está conformado por moléculas de CH_2O ? Puede ser. Sin embargo, también podría estar conformado por moléculas de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, por moléculas de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$, de $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$, de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, etc. Observe que cada una de estas moléculas tiene la razón requerida de 1:2:1 átomos de carbono a átomos de hidrógeno a átomos de oxígeno (la razón mostrada por el experimento que está presente en el compuesto).

Cuando se descompone un compuesto en sus elementos separados y se “cuentan” los átomos presentes, sólo se aprende la razón de los átomos: se obtienen los números *relativos* de éstos. A la fórmula de compuesto que expresa la razón de números enteros más pequeña de los átomos presentes se le llama **fórmula empírica** o **fórmula más sencilla**. Un compuesto que contiene las moléculas de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$ tiene la misma fórmula empírica que otro que contiene moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. La fórmula empírica para ambas es CH_2O . A la fórmula real de un compuesto, la que muestra la composición de las moléculas que están presentes, se le llama **fórmula molecular**. El azúcar llamado *glucosa* está conformada por moléculas con la fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (figura 8.4). Observe a partir de la fórmula molecular para la glucosa que la fórmula empírica es CH_2O . Se puede representar la fórmula molecular como un múltiplo (por 6) de la fórmula empírica:



En la siguiente sección se explorará con más detalle cómo calcular la fórmula empírica para un compuesto a partir de las masas relativas de los elementos presentes. Como se verá en las secciones 8.8 y 8.9, se debe conocer la masa molar de un compuesto para determinar su fórmula molecular.

**Figura 8.4**

Molécula de la glucosa. La fórmula molecular es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, como puede verificarse contando los átomos. La fórmula empírica para la glucosa es CH_2O .

EJEMPLO 8.10

Determinación de las fórmulas empíricas

En cada caso de los siguientes incisos se proporciona la fórmula molecular para un compuesto. Determine la fórmula empírica para cada compuesto.

- C_6H_6 . Esta es la fórmula molecular para el benceno, un líquido utilizado de manera común en la industria como materia prima para muchos productos importantes.
- $C_{12}H_4Cl_4O_2$. Esta es la fórmula molecular para una sustancia comúnmente llamada *dioxina*, un veneno poderoso que en ocasiones aparece como un subproducto en la producción de otros químicos.
- $C_6H_{16}N_2$. Esta es la fórmula de uno de los reactivos utilizados para producir nailon.

SOLUCIÓN

- $C_6H_6 = (CH)_6$; CH es la fórmula empírica. Cada subíndice en la fórmula empírica se multiplica por 6 para obtener la fórmula molecular.
- $C_{12}H_4Cl_4O_2$; $C_{12}H_4Cl_4O_2 = (C_6H_2Cl_2O)_2$; $C_6H_2Cl_2O$ es la fórmula empírica. Cada subíndice en la fórmula empírica se multiplica por 2 para obtener la fórmula molecular.
- $C_6H_{16}N_2 = (C_3H_8N)_2$; C_3H_8N es la fórmula empírica. Cada subíndice en la fórmula empírica se multiplica por 2 para obtener la fórmula molecular. ■

8.8

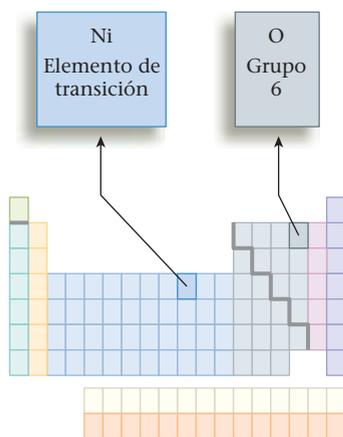
Cálculo de las fórmulas empíricas

OBJETIVO

Aprender a calcular las fórmulas empíricas.

Como vimos en la sección anterior, una de las cosas más importantes que se pueden aprender acerca de un compuesto nuevo es su fórmula química. Para calcular su fórmula empírica primero se determinan las masas relativas de los varios elementos que están presentes.

Una manera de hacerlo es medir las masas de los elementos que reaccionan para formar el compuesto. Por ejemplo, suponga que pesa 0.2636 g de metal níquel puro en un crisol y lo calienta en el aire para que pueda reaccionar con el oxígeno a efecto de formar un compuesto de óxido de níquel. Después de que se ha enfriado la muestra, se pesa de nuevo y se encuentra que su masa es de 0.3354 g. La ganancia en la masa se debe al oxígeno que reacciona con el níquel para formar el óxido. Por tanto, la masa del oxígeno presente en el compuesto es la masa total del producto menos la masa del níquel:



<div style="background-color: #fff9c4; padding: 5px; border: 1px solid #ccc;">Masa total del óxido de níquel</div>	$-$	<div style="background-color: #fff9c4; padding: 5px; border: 1px solid #ccc;">Masa del níquel presente originalmente</div>	$=$	<div style="background-color: #fff9c4; padding: 5px; border: 1px solid #ccc;">Masa del oxígeno que reaccionó con el níquel</div>
o 0.3354 g	$-$	0.2636 g	$=$	0.0718 g

Observe que la masa del níquel presente en el compuesto es el metal níquel pesado originalmente. Por ende, se conoce que el óxido de níquel contiene 0.2636 g de níquel y 0.0718 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?

Cuatro cifras significativas permitidas.

Tres cifras significativas permitidas.

Para responder esta pregunta se deben convertir las masas en números de átomos utilizando las masas atómicas.

$$0.2636 \text{ g de Ni} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Ni}}{58.69 \text{ g de Ni}} = 0.004491 \text{ moles de átomos de Ni}$$

$$0.0718 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.00449 \text{ moles de átomos de O}$$

Estas cantidades molares representan los números de los átomos (recuerde que un mol de átomos contiene 6.022×10^{23} átomos). Está claro a partir de los moles de átomos que el compuesto contiene un número igual de átomos de Ni y O, por lo que la fórmula es NiO. Esta es la *fórmula empírica*; expresa la razón de números enteros más pequeña de los átomos:

$$\frac{0.004491 \text{ moles de átomos de Ni}}{0.00449 \text{ moles de átomos de O}} = \frac{1 \text{ Ni}}{1 \text{ O}}$$

Es decir, este compuesto contiene números iguales de átomos de níquel y de átomos de oxígeno. Se dice que la razón de átomos de níquel a átomos de oxígeno es 1:1 (1 a 1).

EJEMPLO 8.11

Cálculo de las fórmulas empíricas

Se forma un óxido de aluminio por medio de la reacción de 4.151 g de aluminio con 3.692 g de oxígeno. Calcule la fórmula empírica para este compuesto.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la fórmula empírica para el óxido de aluminio, Al_xO_y . Es decir, se desea resolver x y y .

¿Qué se conoce?

- El compuesto contiene 4.151 g de aluminio y 3.692 g de oxígeno.
- Se conocen las masas atómicas del aluminio (26.98 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).

¿Qué se necesita conocer?

- x y y representan los moles de los átomos en 1 mol del compuesto, por lo que se requiere determinar el número relativo de moles de Al y O.

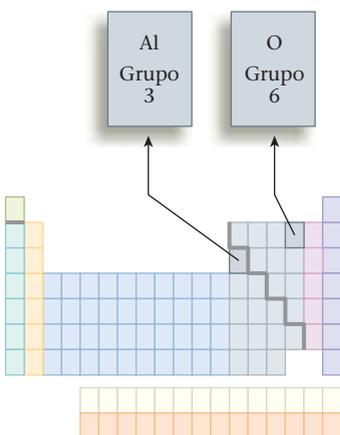
¿Cómo se llega allí?

Se necesitan conocer los números relativos de cada tipo de átomo para escribir las fórmulas, por lo que se deben convertir estas masas en moles de átomos para obtener la fórmula empírica. Se realiza la conversión utilizando las masas atómicas de los elementos.

$$4.151 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{26.98 \text{ g de Al}} = 0.1539 \text{ moles de átomos de Al}$$

$$3.692 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.2308 \text{ moles de átomos de O}$$

Debido a que en las fórmulas empíricas sólo se utilizan números enteros, después se encuentra la razón de números enteros de los átomos. Para hacerlo, se comienza dividiendo ambos números entre el más pequeño de los dos. Esto convierte el número más pequeño en 1.



$$\frac{0.1539 \text{ moles de Al}}{0.1539} = 1.000 \text{ mol de átomos de Al}$$

$$\frac{0.2308 \text{ moles de O}}{0.1539} = 1.500 \text{ moles de átomos de O}$$

Observe que dividiendo ambos números de moles de átomos entre el *mismo número*, *no cambian los números relativos* de los átomos de oxígeno y aluminio. Es decir,

$$\frac{0.2308 \text{ moles de O}}{0.1539 \text{ moles de Al}} = \frac{1.500 \text{ moles de O}}{1.000 \text{ mol de Al}}$$

Por tanto, se sabe que el compuesto contiene 1.500 moles de átomos de O por cada 1.000 mol de átomos de Al o, en términos de átomos individuales, se podría decir que el compuesto contiene 1.500 átomos de O por cada 1.000 átomo de Al. Sin embargo, debido a que sólo se combinan átomos *enteros* para formar compuestos, se debe encontrar un conjunto de *números enteros* para expresar la fórmula empírica. Cuando se multiplican 1.000 y 1.500 por 2, se obtienen los enteros que se necesitan.

$$1.500 \text{ O} \times 2 = 3.000 = 3 \text{ átomos de O}$$

$$1.000 \text{ Al} \times 2 = 2.000 = 2 \text{ átomos de Al}$$

Como resultado, este compuesto contiene dos átomos de Al por cada tres de O y su fórmula empírica es Al_2O_3 . Observe que la *razón* de los átomos en este compuesto está dada por cada una de las siguientes fracciones:

$$\frac{0.2308 \text{ O}}{0.1539 \text{ Al}} = \frac{1.500 \text{ O}}{1.000 \text{ Al}} = \frac{\frac{3}{2} \text{ O}}{1 \text{ Al}} = \frac{3 \text{ O}}{2 \text{ Al}}$$

La razón de números enteros más pequeña corresponde a los subíndices de la fórmula empírica, Al_2O_3 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Los valores para x y y son números enteros. ■

En ocasiones los números relativos de los moles que se obtienen cuando se calcula una fórmula empírica resultarán no ser enteros, como fue el caso en el ejemplo 8.11. Cuando esto sucede, debe convertir a los números enteros apropiados. Esto se realiza multiplicando todos los números por el mismo entero pequeño, el cual puede encontrarse por prueba y error. El multiplicador necesario casi siempre está entre 1 y 6. Ahora resumimos lo que se ha aprendido acerca del cálculo de las fórmulas empíricas.

Pasos para la determinación de la fórmula empírica de un compuesto

- Paso 1** Obtener la masa de cada elemento presente (en gramos).
- Paso 2** Determinar el número de moles de cada tipo de átomos presentes.
- Paso 3** Dividir el número de moles de cada elemento entre el número de moles más pequeño para convertir el número más pequeño en 1. Si todos los números así obtenidos son enteros, éstos son los subíndices en la fórmula empírica. Si uno o más de estos números no son enteros, vaya al paso 4.
- Paso 4** Multiplique los números derivados en el paso 3 por el entero más pequeño que los convertirá en números enteros. Este conjunto de números enteros representa el conjunto de los subíndices en la fórmula empírica.

Se podría expresar esta información como:



o



o



EJEMPLO 8.12**Cálculo de las fórmulas empíricas para los compuestos binarios**

Cuando una muestra de 0.3546 g de metal vanadio se calienta en el aire, reacciona con el oxígeno para alcanzar una masa final de 0.6330 g. Calcule la fórmula empírica de este óxido de vanadio.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la fórmula empírica del óxido de vanadio, V_xO_y . Es decir, se desea resolver x y y .

¿Qué se conoce?

- El compuesto contiene 0.3546 g de vanadio y tiene una masa total de 0.6330 g.
- Se conocen las masas atómicas del vanadio (50.94 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere conocer la masa del oxígeno en la muestra.
- x y y representan los moles de los átomos en 1 mol del compuesto, por lo que se deben determinar los números relativos de los moles de V y O.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 Todo el vanadio que estaba presente originalmente se encontrará en el compuesto final, por lo que se puede calcular la masa del oxígeno que reaccionó tomando la siguiente diferencia.

Masa total de compuesto	-	Masa del vanadio en el compuesto	=	Masa del oxígeno en el compuesto
0.6330 g	-	0.3546 g	=	0.2784 g

Paso 2 Utilizando las masas atómicas (50.94 para el V y 16.00 para el O), se obtiene:

$$0.3546 \text{ g de V} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de V}}{50.94 \text{ g de V}} = 0.006961 \text{ moles de átomos de V}$$

$$0.2784 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.01740 \text{ moles de átomos de O}$$

Paso 3 Después se dividen ambos números de moles entre el más pequeño, 0.006961.

$$\frac{0.006961 \text{ moles de átomos de V}}{0.006961} = 1.000 \text{ mol de átomos de V}$$

$$\frac{0.01740 \text{ moles de átomos de O}}{0.006961} = 2.500 \text{ moles de átomos de O}$$

Debido a que uno de estos números (2.500) no es un entero, se recurre al paso 4.

Paso 4 Se observa que $2 \times 2.500 = 5.000$ y que $2 \times 1.000 = 2.000$, por lo que se multiplican ambos números por 2 para obtener enteros.

$$2 \times 1.000 \text{ V} = 2.000 \text{ V} = 2 \text{ V}$$

$$2 \times 2.500 \text{ O} = 5.000 \text{ O} = 5 \text{ O}$$

Este compuesto contiene 2 átomos de V por cada 5 átomos de O y su fórmula empírica es V_2O_5 .

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$V_{1.000}O_{2.500}$ se vuelve V_2O_5 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Los valores para x y y son números enteros.

Autocomprobación

EJERCICIO 8.8 En un experimento en el laboratorio se observó que 0.6884 g de plomo se combinan con 0.2356 g de cloro para formar un compuesto binario. Calcule su fórmula empírica.

Vea los problemas 8.61, 8.63, 8.65 y 8.66. ■

Los mismos procedimientos que se han utilizado para los compuestos binarios también se aplican a los compuestos que contienen tres o más elementos, como ilustra el ejemplo 8.13.

EJEMPLO 8.13

Cálculo de las fórmulas empíricas para los compuestos que contienen tres o más elementos

Una muestra de arseniato de plomo (II), un insecticida utilizado contra el escarabajo de la papa, contiene 1.3813 g de plomo, 0.00672 g de hidrógeno, 0.4995 g de arsénico y 0.4267 g de oxígeno. Calcule la fórmula empírica para el arseniato de plomo (II).

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la fórmula empírica para el arseniato de plomo (II), $\text{Pb}_a\text{H}_b\text{As}_c\text{O}_d$. Es decir, se desea resolver a , b , c y d .

¿Qué se conoce?

- El compuesto contiene 1.3813 g de Pb, 0.00672 g de H, 0.4995 g de As y 0.4267 g de O.
- Se conocen las masas atómicas del plomo (207.2 g/mol), del hidrógeno (1.008 g/mol), del arsénico (74.92 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).

¿Qué se necesita conocer?

- a , b , c y d representan los moles de los átomos en 1 mol del compuesto, por lo que se necesita determinar el número relativo de moles del Pb, H, As y O.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 El compuesto contiene 1.3813 g de Pb, 0.00672 g de H, 0.4995 g de As y 0.4267 g de O.

Paso 2 Se utilizan las masas atómicas de los elementos presentes para calcular los moles de cada uno.

$$1.3813 \text{ g de Pb} \times \frac{1 \text{ mol de Pb}}{207.2 \text{ g de Pb}} = 0.006667 \text{ moles de Pb}$$

$$0.00672 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 0.00667 \text{ moles de H}$$

$$0.4995 \text{ g de As} \times \frac{1 \text{ mol de As}}{74.92 \text{ g de As}} = 0.006667 \text{ moles de As}$$

$$0.4267 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.02667 \text{ moles de O}$$

Paso 3 Ahora se divide entre el número de moles más pequeño.

$$\frac{0.006667 \text{ moles de Pb}}{0.006667} = 1.000 \text{ mol de Pb}$$

$$\frac{0.00667 \text{ moles de H}}{0.006667} = 1.00 \text{ mol de H}$$

$$\frac{0.006667 \text{ moles de As}}{0.006667} = 1.000 \text{ mol de As}$$

$$\frac{0.02667 \text{ moles de O}}{0.006667} = 4.000 \text{ mol de O}$$

Los números de moles son enteros, por lo que la fórmula empírica es PbHAsO_4 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Los valores para a , b , c y d son números enteros.

Autocomprobación

EJERCICIO 8.9

El Sevin, el nombre comercial de un insecticida utilizado para proteger cultivos como algodón, vegetales y frutas, se produce a partir de ácido carbámico. Un químico que analiza la muestra del ácido carbámico encuentra 0.8007 g de carbono, 0.9333 g de nitrógeno, 0.2016 g de hidrógeno y 2.133 g de oxígeno. Determine la fórmula empírica para el ácido carbámico.

Vea los problemas 8.57 y 8.59. ■

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El porcentaje en masa para un elemento dado se refiere a los gramos de ese elemento en 100 g del compuesto.

Cuando se analiza un compuesto para determinar las cantidades relativas de los elementos presentes, los resultados por lo general se proveen en términos de los porcentajes de masa de los diversos elementos. En la sección 8.6 se aprendió a calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula. Ahora se efectuará lo opuesto. Dada la composición porcentual, se calculará la fórmula empírica.

Para realizar este procedimiento, debe comprender el significado del término *porcentaje*. Recuerde que el porcentaje se refiere a las partes de un componente dado por 100 partes de la mezcla total. Por ejemplo, si un compuesto es 15% carbono (en masa), el componente contiene 15 g de carbono por 100 g de compuesto.

En el ejemplo 8.14 se ilustra el cálculo de la fórmula empírica de un compuesto cuando se proporciona su composición porcentual.

EJEMPLO 8.14

Cálculo de las fórmulas empíricas a partir de la composición porcentual

El cisplatino, el nombre común de un compuesto de platino que se utiliza para tratar tumores cancerosos, tiene la siguiente composición (porcentaje en masa): 65.02% platino, 9.34% nitrógeno, 2.02% hidrógeno y 23.63% cloro. Calcule la fórmula empírica para el cisplatino.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la fórmula empírica para el cisplatino, $\text{Pt}_a\text{N}_b\text{H}_c\text{Cl}_d$. Es decir, se desea resolver a , b , c y d .

¿Qué se conoce?

- El compuesto tiene la composición (porcentaje en masa): 65.02% Pt, 9.34% N, 2.02% H y 23.63% Cl.
- Se conocen las masas atómicas del platino (195.1 g/mol), del nitrógeno (14.01 g/mol), del hidrógeno (1.008 g/mol) y del cloro (35.45 g/mol).

¿Qué se necesita conocer?

- a , b , c y d representan los moles de los átomos de 1 mol del compuesto, por lo que se requiere determinar el número relativo de moles de Pt, N, H y Cl.
- Se tiene la información del porcentaje en masa, y para obtener el número de moles se necesita conocer la masa de cada elemento (g) en la muestra.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 Determinar cuántos gramos de cada elemento están presentes en 100 g del compuesto. El cisplatino es 65.02% platino (en masa), lo cual significa que hay 65.02 g de platino (Pt) por 100.00 g del compuesto. De manera similar, una muestra de 100.00 g de cisplatino contiene 9.34 g de nitrógeno (N), 2.02 g de hidrógeno (H) y 23.63 g de cloro (Cl).

Si se tiene una muestra de 100.00 g de cisplatino, se tienen 65.02 g de Pt, 9.34 g de N, 2.02 g de H y 23.63 g de Cl.

Paso 2 Determinar el número de moles de cada tipo de átomo. Se utilizan las masas atómicas para calcularlos.

$$65.02 \text{ g de Pt} \times \frac{1 \text{ mol de Pt}}{195.1 \text{ g de Pt}} = 0.3333 \text{ moles de Pt}$$

$$9.34 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14.01 \text{ g de N}} = 0.667 \text{ moles de N}$$

$$2.02 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 2.00 \text{ moles de H}$$

$$23.63 \text{ g de Cl} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35.45 \text{ g de Cl}} = 0.6666 \text{ moles de Cl}$$

Paso 3 Dividir entre el número de moles más pequeño.

$$\frac{0.3333 \text{ moles de Pt}}{0.3333} = 1.000 \text{ mol de Pt}$$

$$\frac{0.667 \text{ moles de N}}{0.3333} = 2.00 \text{ moles de N}$$

$$\frac{2.00 \text{ moles de H}}{0.3333} = 6.01 \text{ moles de H}$$

$$\frac{0.6666 \text{ moles de Cl}}{0.3333} = 2.000 \text{ moles de Cl}$$

La fórmula empírica para el cisplatino es $\text{PtN}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$. Observe que el número para el hidrógeno es ligeramente mayor que 6 debido a los efectos del redondeo.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Los valores para a , b , c y d son números enteros.

Autocomprobación

EJERCICIO 8.10 La forma más común del nailon (Nailon 6) es 63.68% carbono, 12.38% nitrógeno, 9.80% hidrógeno y 14.14% oxígeno. Calcule la fórmula empírica para el Nailon 6.

Ve los problemas 8.67 al 8.74. ■

Observe a partir del ejemplo 8.14 que una vez que se convierten los porcentajes en masas, este ejemplo es el mismo que los anteriores en los que se proporcionaban directamente las masas.

8.9

Cálculo de las fórmulas moleculares

OBJETIVO

Aprender a calcular la fórmula molecular de un compuesto, dadas su fórmula empírica y su masa molar.

Si se conoce la composición de un compuesto en términos de las masas (o porcentajes en masa) de los elementos presentes, se puede calcular la fórmula empírica pero no la fórmula molecular. Por razones que se volverán claras a medida que considere el ejemplo 8.15, tenemos que para obtener la fórmula molecular se debe conocer la masa molar. En esta sección se considerarán compuestos donde se conocen la composición porcentual y la masa molar.

EJEMPLO 8.15

Cálculo de las fórmulas moleculares

Se analiza un polvo blanco y se encuentra que tiene una fórmula empírica de P_2O_5 . El compuesto tiene una masa molar de 283.88 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la fórmula molecular (P_xO_y) para un compuesto. Es decir, se desea resolver x y y .

¿Qué se conoce?

- La fórmula empírica del compuesto es P_2O_5 .
- La masa molar del compuesto es de 283.88 g/mol.
- Se conocen las masas atómicas del fósforo (30.97 g/mol) y del oxígeno (16.00 g/mol).
- La fórmula molecular contiene un número entero de unidades de la fórmula empírica, por lo que la fórmula molecular será $P_{2x}O_{5y}$.

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere conocer la masa de la fórmula empírica.

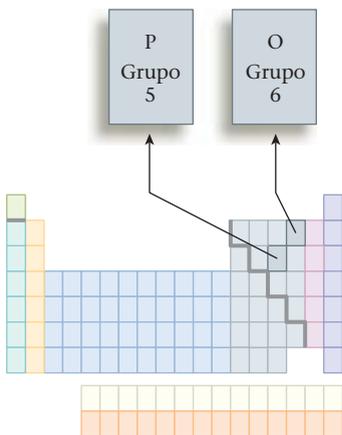
¿Cómo se llega allí?

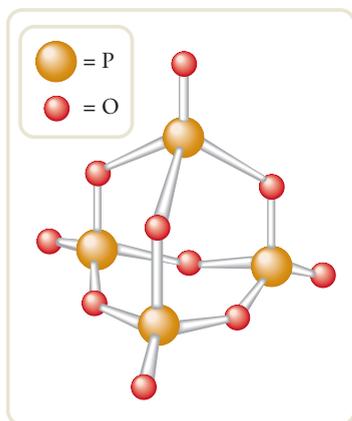
Para obtener la fórmula molecular se debe comparar la masa de la fórmula empírica con la masa molar. La masa de la fórmula empírica para el P_2O_5 es la masa de 1 mol de unidades de P_2O_5 .

$$\begin{array}{r}
 \text{Masa atómica} \\
 \text{del P} \\
 2 \text{ moles de P: } 2 \times 30.97 \text{ g} = 61.94 \text{ g} \\
 5 \text{ moles de O: } 5 \times 16.00 \text{ g} = 80.00 \text{ g} \\
 \hline
 \text{Masa atómica} \\
 \text{del O} \\
 141.94 \text{ g} \quad \text{Masa de 1 mol de unidades de } P_2O_5
 \end{array}$$

Recuerde que la fórmula molecular contiene un número entero de unidades de la fórmula empírica. Es decir:

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{fórmula empírica})_n$$



**Figura 8.5**

La estructura del P_4O_{10} como un modelo de "barras y esferas". Este compuesto tiene una gran afinidad con el agua y con frecuencia se utiliza como desecante o agente secador.

donde n es un número entero pequeño. Ahora, debido a que

$$\text{Fórmula molecular} = n \times \text{fórmula empírica}$$

entonces

$$\text{Masa molar} = n \times \text{masa de la fórmula empírica}$$

Al resolver n se obtiene

$$n = \frac{\text{masa molar}}{\text{masa de la fórmula empírica}}$$

Por tanto, para determinar la fórmula molecular primero se divide la masa molar entre la masa de la fórmula empírica. Esto nos indica cuántas masas de la fórmula empírica hay en una masa molar.

$$\frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa de la fórmula empírica}} = \frac{283.88 \text{ g}}{141.94 \text{ g}} = 2$$

Este resultado significa que $n = 2$ para este compuesto, por lo que la fórmula molecular consiste de dos unidades de la fórmula empírica y la fórmula molecular es $(P_2O_5)_2$ o P_4O_{10} . En la figura 8.5 se muestra la estructura de este interesante compuesto.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Los valores para x y y son números enteros. También la razón de P:O en la fórmula molecular (4:10) es 2:5.

Autocomprobación

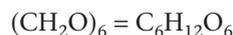
EJERCICIO 8.11 Un compuesto utilizado como aditivo para gasolina que ayuda a prevenir el golpeteo del motor muestra la siguiente composición porcentual.

$$71.65\% \text{ Cl} \quad 24.27\% \text{ C} \quad 4.07\% \text{ H}$$

La masa molar se conoce como de 98.96 g. Determine las fórmulas empírica y molecular para este compuesto.

Vea los problemas 8.81 y 8.82. ■

Es importante observar que la fórmula molecular siempre es un múltiplo entero de la empírica. Por ejemplo, el azúcar glucosa (vea la figura 8.4) tiene la fórmula empírica CH_2O y la fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$. En este caso hay seis unidades de la fórmula empírica en cada molécula de glucosa:



En general, se puede representar la fórmula molecular en términos de la empírica como se indica a continuación.

$$(\text{Fórmula empírica})_n = \text{fórmula molecular}$$

donde n es un entero. Si $n = 1$, la fórmula molecular es igual a la empírica. Por ejemplo, para el dióxido de carbono la fórmula empírica (CO_2) y la fórmula molecular (CO_2) son iguales, por lo que $n = 1$. Por otro lado, para el decóxido de tetrafósforo la fórmula empírica es P_2O_5 y la molecular es $P_4O_{10} = (P_2O_5)_2$. En este caso $n = 2$.

Términos clave

unidad de masa atómica (uma) (8.2)
 masa atómica promedio (8.2)
 mol (8.3)
 número de Avogadro (8.3)
 resolución conceptual de problemas (8.4)

masa molar (8.5)
 peso fórmula (8.5)
 porcentaje en masa (8.6)
 fórmula empírica (8.7)
 fórmula molecular (8.7)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

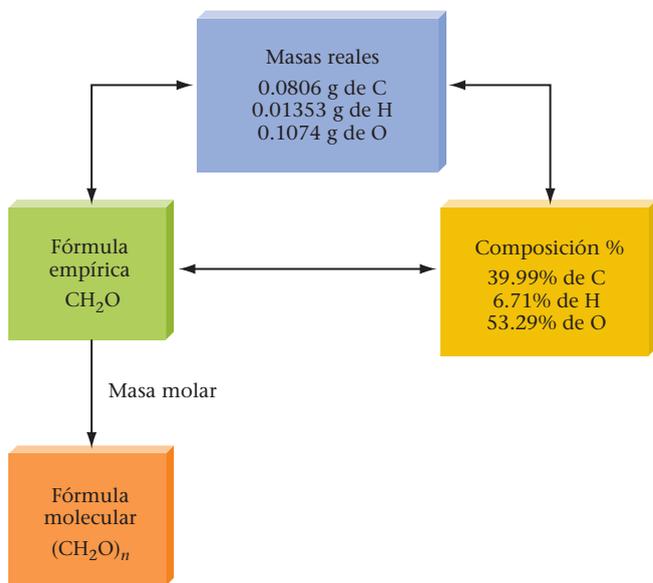
OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

- Se pueden contar por peso unidades individuales si se conoce su masa promedio. Por tanto, cuando se conoce la masa promedio de los átomos de un elemento como ese elemento tal como aparece en la naturaleza, se puede calcular el número de átomos en cualquier muestra dada de este elemento pesando la muestra.
- Un mol es una unidad de medida igual a 6.022×10^{23} , al cual se le llama *número de Avogadro*. Un mol de cualquier sustancia contiene 6.022×10^{23} unidades.
- Un mol de un elemento tiene una masa igual a la masa atómica del elemento expresada en gramos. La masa molar de cualquier compuesto es la masa (en gramos) de 1 mol del compuesto y es la suma de sus masas de los átomos componentes.
- La composición porcentual consiste en el porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de un elemento dado}}{\text{masa de 1 mol del compuesto}} \times 100\%$$

- La fórmula empírica de un compuesto es la razón de números enteros más sencilla de los átomos presen-



tes en él; puede derivarse a partir de la composición porcentual del compuesto. La fórmula molecular es la fórmula exacta de las moléculas presentes; siempre es un múltiplo entero de la fórmula empírica. El diagrama en la columna izquierda resume estas formas de expresar la misma información.

Preguntas de aprendizaje activo

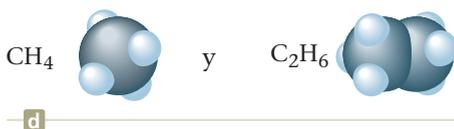
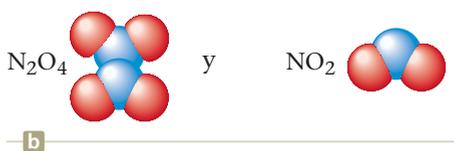
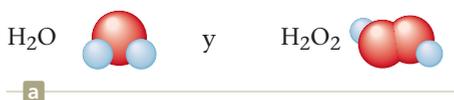
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- En la química, ¿a qué se refiere el término *mol*? ¿Cuál es la importancia del concepto?
- ¿Cuál es la diferencia entre las fórmulas empírica y molecular de un compuesto? ¿Pueden ser la misma? Explique.
- Una sustancia A_2B es 60% A en masa. Calcule el porcentaje de B (en masa) para AB_2 .
- Proporcione la fórmula para el fosfato de calcio y responda las siguientes preguntas.
 - Calcule la composición porcentual de cada uno de los elementos del compuesto.
 - Si supiera que hay 50.0 g de fósforo en su muestra, ¿cuántos gramos de fosfato de calcio tendría? ¿cuántos moles? ¿Cuántas unidades de la fórmula del fosfato de calcio?
- ¿Cómo encontraría el número de "moléculas de tiza" que se requieren para escribir su nombre en el pizarrón? Explique qué necesitaría hacer y provea un cálculo de muestra.
- Una muestra de 0.821 moles de una sustancia compuesta de moléculas diatómicas tiene una masa de 131.3 g. Identifique esta molécula.
- ¿Cuántas moléculas de agua hay en una muestra de 10.0 g de agua? ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en esta muestra?
- ¿Cuál es la masa (en gramos) de una molécula de amoníaco?
- Considere muestras separadas de 100.0 g de cada uno de los siguientes compuestos: NH_3 , N_2O , N_2H_4 , HCN , HNO_3 . Ordene estas muestras de la mayor a la menor masa del nitrógeno y proporcione y explique su orden.
- Una molécula tiene una masa de 4.65×10^{-23} g. Proporcione dos fórmulas químicas posibles para tal molécula.
- Diferencia entre los términos *masa atómica* y *masa molar*.

12. Considere la figura 4.19 del libro. ¿Por qué las fórmulas para los compuestos iónicos siempre son empíricas?
13. ¿Por qué se necesita contar por peso los átomos?
14. En este libro se hace la siguiente aseveración: 1 mol de canicas es suficiente para cubrir toda la Tierra a una profundidad de 50 millas. Proporcione el sustento matemático para esta aseveración. ¿Es razonablemente precisa?
15. Aproxime el tiempo que le tomaría contar el número de Avogadro. Proporcione el sustento matemático.
16. Suponga que el número de Avogadro fuera de 1000 en vez de 6.022×10^{23} . ¿Cómo, si lo hace, afectaría esto las masas relativas de la tabla periódica? ¿Cómo, si lo hace, afectaría las masas absolutas de los elementos?
17. Calcule el número de átomos en su cuerpo y proporcione el sustento matemático. Debido a que es un estimado, no necesita ser exacto, aunque debe elegir el número de manera sensata.
18. Considere muestras de masa igual en forma separada de magnesio, zinc y plata. Clasifíquelas del mayor al menor número de átomos y sustente su respuesta.
19. Tiene una muestra de 20.0 g de metal plata. Se le entregan 10.0 g de otro metal y se le dice que esta muestra contiene el doble del número de átomos que la muestra del metal plata. Identifique ese metal.
20. ¿Cómo encontraría el número de “moléculas de tinta” que se requieren para escribir su nombre con su pluma en una pieza de papel? Explique qué necesitaría hacer y proporcione un cálculo de la muestra.
21. Falso o verdadero. El átomo con el subíndice mayor en una fórmula es el átomo con el mayor porcentaje de masa en el compuesto.

Si es verdadero, explique por qué con un ejemplo. Si es falso, explique por qué y provea un contraejemplo. En cualquier caso, aporte el sustento matemático.

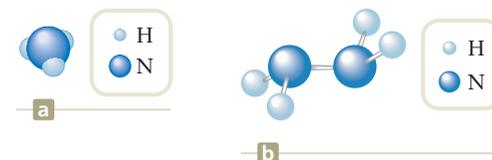
- VP 22. ¿Cuáles de los siguientes compuestos tienen la misma fórmula empírica?



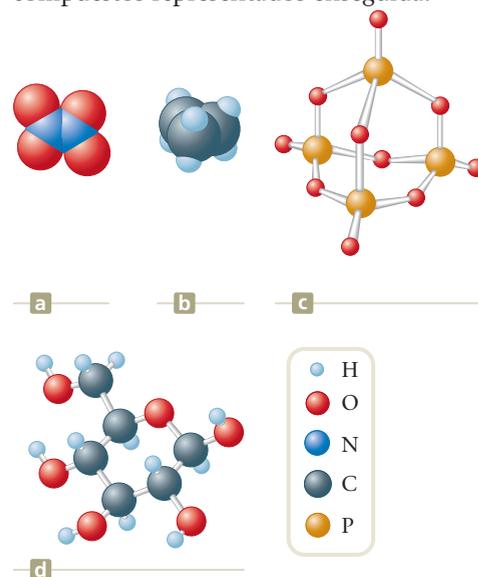
- VP 23. El porcentaje en masa del nitrógeno es de 46.7% para una especie que sólo contiene nitrógeno y oxígeno. ¿Cuáles de los siguientes pudiera ser esta especie?



- VP 24. Calcule la masa molar de las siguientes sustancias.



- VP 25. Proporcione la fórmula empírica para cada uno de los compuestos representados enseguida.



Preguntas y problemas*

8.1 Conteo por peso

PROBLEMAS

- Los comerciantes por lo regular venden tornillos, arandelas y pernos pequeños por peso (¡como los frijoles de jalea!) en vez de contarlos de manera individual. Suponga que un tipo particular de arandela pesa 0.110 g en promedio. ¿Cuánto pesarían 100 de esas arandelas? ¿Cuántas habría en 100. g de arandelas?
- El segmento “Química en enfoque” ¡Plástico que habla y escucha! trata sobre el difluoruro de polivinilideno (PVDF). ¿Cuál es la fórmula empírica del PVDF? Nota. Una fórmula empírica es la razón de números enteros más sencilla de los átomos presentes en un compuesto. Esta se explica a detalle en las secciones 8.7 y 8.8.

* Los símbolos de los elementos y las fórmulas se proporcionan en algunos problemas, pero no en otros para ayudarle a aprender este “vocabulario” necesario.

8.2 Masas atómicas: conteo de átomos por peso

PREGUNTAS

- Defina la *uma*. ¿A qué es equivalente una uma en gramos?
- ¿Qué significa masa atómica *promedio* de un elemento? ¿Qué se “promedia” para llegar a este número?

PROBLEMAS

- Utilizando las masas atómicas promedio de los elementos respectivos (vea la tabla que se encuentra en el interior de la portada de este libro), calcule la masa (en uma) de cada una de las siguientes muestras.
 - 125 átomos de carbono
 - 5 millones de átomos de potasio
 - 1.04×10^{22} átomos de litio
 - 1 átomo de magnesio
 - 3.011×10^{23} átomos de yodo
- Utilizando las masas atómicas promedio de los elementos respectivos (vea la tabla que se encuentra en el interior de la portada de este libro), calcule el número de átomos presentes en cada una de las siguientes muestras.
 - 40.08 uma de calcio
 - 919.5 uma de tungsteno
 - 549.4 uma de manganeso
 - 6345 uma de yodo
 - 2072 uma de plomo
- ¿Cuál es la masa atómica promedio (en uma) de los átomos de hierro? ¿Cuánto pesarían 299 átomos de hierro? ¿Cuántos átomos están presentes en una muestra de hierro que tiene una masa de 5529.2 uma?
- La masa atómica del estaño es 118.7 uma. ¿Cuál sería la masa de 35 átomos de estaño? ¿Cuántos átomos hay en una muestra de estaño que tiene una masa de 2967.5 uma?

8.3 El mol

PREGUNTAS

- Hay _____ átomos de hierro presentes en 55.85 g de hierro.
- Hay 6.022×10^{23} átomos de aluminio presentes en _____ g de aluminio.

PROBLEMAS

- Suponga que tiene una muestra de sodio que pesa 11.50 g. ¿Cuántos átomos de sodio están presentes en la muestra? ¿Qué masa de potasio necesitaría para tener el mismo número de átomos de potasio que de átomos de sodio en la muestra?
- Considere una muestra de gas neón que pesa 10.09 g. ¿Cuántos átomos de neón están presentes en la muestra? ¿Qué masa de gas helio necesitaría para que una muestra de helio contenga el mismo número de átomos que la muestra de neón?

- ¿Qué masa de hidrógeno contiene el mismo número de átomos que 7.00 g de nitrógeno?
- ¿Qué masa de cobalto contiene el mismo número de átomos que 57.00 g de flúor?
- Si un átomo de sodio promedio tiene una masa de 3.82×10^{-23} g, ¿cuál es la masa de un átomo de magnesio en gramos?
- Si un átomo de aluminio promedio tiene una masa de 4.48×10^{-23} g, ¿cuál es la masa promedio de un átomo de carbono en gramos?
- ¿Cuál tiene la menor masa: 1 mol de átomos de He o 4 moles de átomos de H?
- ¿Cuál pesa menos: 0.50 moles de átomos de neón o 1.0 mol de átomos de boro?
- Utilice las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro para calcular el número de *moles* del elemento presente en cada una de las siguientes muestras.
 - 4.95 g de neón
 - 72.5 g de níquel
 - 115 mg de plata
 - 6.22 μg de uranio (μ es una abreviación estándar que significa “micro”)
 - 135 g de yodo
- Utilice las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro para calcular el número de *moles* del elemento presente en cada una de las siguientes muestras.
 - 66.50 g de átomos de flúor
 - 401.2 mg de mercurio
 - 84.27 g de silicio
 - 48.78 g de platino
 - 2431 g de magnesio
 - 47.97 g de molibdeno
- Utilice las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro para calcular la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
 - 0.251 moles de litio
 - 1.51 moles de aluminio
 - 8.75×10^{-2} moles de plomo
 - 125 moles de cromo
 - 4.25×10^3 moles de hierro
 - 0.000105 moles de magnesio
- Con las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
 - 0.00552 moles de calcio
 - 6.25 mmol de boro (1 mmol = $1/1000$ mol)
 - 135 moles de aluminio
 - 1.34×10^{-7} moles de bario
 - 2.79 moles de fósforo
 - 0.0000997 moles de arsénico
- Utilizando las masas atómicas promedio aportadas en el interior de la portada de este libro, calcule el número de átomos presentes en cada una de las muestras que se indican enseguida.

- a) 1.50 g de plata, Ag
 b) 0.0015 moles de cobre, Cu
 c) 0.0015 g de cobre, Cu
 d) 2.00 kg de magnesio, Mg
 e) 2.34 oz de calcio, Ca
 f) 2.34 g de calcio, Ca
 g) 2.34 moles de calcio, Ca
24. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule las cantidades indicadas.
- a) La masa en gramos de 125 átomos de hierro
 b) La masa en una de 125 átomos de hierro
 c) El número de moles de átomos de hierro en 125 g de hierro
 d) La masa en gramos de 125 moles de hierro
 e) El número de átomos de hierro en 125 g del elemento
 f) El número de átomos de hierro en 125 moles de este elemento

8.5 Masa molar

PREGUNTAS

25. La _____ de una sustancia es la masa (en gramos) de 1 mol de la sustancia.
26. Describa con sus propias palabras cómo puede calcularse la *masa molar* de un compuesto.

PROBLEMAS

27. Escriba el nombre y calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- a) H_3PO_4
 b) Fe_2O_3
 c) NaClO_4
 d) PbCl_2
 e) HBr
 f) $\text{Al}(\text{OH})_3$
28. Proporcione el nombre y calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- a) KHCO_3
 b) Hg_2Cl_2
 c) H_2O_2
 d) BeCl_2
 e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 f) KClO_3
29. Escriba la fórmula y calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- a) cloruro de bario
 b) nitrato de aluminio
 c) cloruro de hierro(II)
 d) dióxido de azufre
 e) acetato de calcio
30. Escriba la fórmula y calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- a) perclorato de litio
 b) hidrógeno sulfato de sodio
 c) carbonato de magnesio
 d) bromuro de aluminio
 e) sulfuro de cromo(III)

31. Calcule el número de *moles* de la sustancia indicada presente en cada una de las siguientes muestras.
- a) 21.4 mg de dióxido de nitrógeno
 b) 1.56 g de nitrato de cobre(II)
 c) 2.47 g de disulfuro de carbono
 d) 5.04 g de sulfato de aluminio
 e) 2.99 g de cloruro de plomo(II)
 f) 62.4 g de carbonato de calcio
32. Calcule el número de *moles* de la sustancia indicada presente en cada una de las siguientes muestras.
- a) 47.2 g de óxido de aluminio
 b) 1.34 kg de bromuro de potasio
 c) 521 mg de germanio
 d) 56.2 μg de uranio
 e) 29.7 g de acetato de sodio
 f) 1.03 g de trióxido de azufre
33. Calcule el número de *moles* de las sustancias indicadas en cada una de las siguientes muestras.
- a) 41.5 g de MgCl_2
 b) 135 mg de Li_2O
 c) 1.21 kg de Cr
 d) 62.5 g de H_2SO_4
 e) 42.7 g de C_6H_6
 f) 135 g de H_2O_2
34. Calcule el número de moles de las sustancias indicadas presentes en cada una de las siguientes muestras.
- a) 1.95×10^{-3} g de carbonato de litio
 b) 4.23 kg de cloruro de calcio
 c) 1.23 mg de cloruro de estroncio
 d) 4.75 g de sulfato de calcio
 e) 96.2 mg de óxido de nitrógeno(IV)
 f) 12.7 g de cloruro de mercurio(I)
35. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- a) 1.25 moles de cloruro de aluminio
 b) 3.35 moles de hidrógeno carbonato de sodio
 c) 4.25 milimoles de bromuro de hidrógeno (1 milimol = $1/1000$ mol)
 d) 1.31×10^{-3} moles de uranio
 e) 0.00104 moles de dióxido de carbono
 f) 1.49×10^2 moles de hierro
36. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- a) 1.21 moles de sulfuro de hidrógeno
 b) 4.22×10^{-3} moles de sulfuro de litio
 c) 224 moles de cloruro férrico
 d) 7.29 mmol de carbonato de sodio (1 mmol = $1/1000$ mol)
 e) 8.14×10^3 moles de acetato de sodio
 f) 0.00793 moles de fosfina, PH_3
37. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- a) 0.251 moles de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
 b) 1.26 moles de dióxido de carbono
 c) 9.31×10^{-4} moles de cloruro de oro(III)

- d) 7.74 moles de nitrato de sodio
e) 0.000357 moles de hierro
38. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- 0.994 moles de benceno, C_6H_6
 - 4.21 moles de hidruro de calcio
 - 1.79×10^{-4} moles de peróxido de hidrógeno, H_2O_2
 - 1.22 mmol de glucosa, $C_6H_{12}O_6$ (1 mmol = $1/1000$ mol)
 - 10.6 moles de estaño
 - 0.000301 moles de fluoruro de estroncio
39. Calcule el número de *moléculas* presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 4.75 mmol de fosfina, PH_3
 - 4.75 g de fosfina, PH_3
 - 1.25×10^{-2} g de acetato de plomo(II), $Pb(CH_3CO_2)_2$
 - 1.25×10^{-2} moles de acetato de plomo(II), $Pb(CH_3CO_2)_2$
 - Una muestra de benceno, C_6H_6 , la cual contiene un total de 5.40 moles de carbono
40. Calcule el número de *moléculas* presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 6.37 moles de monóxido de carbono
 - 6.37 g de monóxido de carbono
 - 2.62×10^{-6} g de agua
 - 2.62×10^{-6} moles de agua
 - 5.23 g de benceno, C_6H_6
41. Calcule el número de *moles* de átomos de carbono presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 1.271 g de etanol, C_2H_5OH
 - 3.982 g de 1,4-diclorobenceno, $C_6H_4Cl_2$
 - 0.4438 g de subóxido de carbono, C_3O_2
 - 2.910 g de cloruro de metileno, CH_2Cl_2
42. Calcule el número de *moles* de átomos de sulfuro presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 2.01 g de sulfato de sodio
 - 2.01 g de sulfito de sodio
 - 2.01 g de sulfuro de sodio
 - 2.01 g de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$
43. La fracción en masa de un elemento presente en un compuesto puede obtenerse comparando la masa del elemento particular en 1 mol del compuesto con la masa _____ del compuesto.
44. El porcentaje en masa de un elemento dado en un compuesto siempre debe ser (mayor/menor) al 100%.
45. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en los siguientes compuestos.
- $HClO_3$
 - UF_4
 - CaH_2
 - Ag_2S
 - $NaHSO_3$
 - MnO_2
46. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en los siguientes compuestos.
- ZnO
 - Na_2S
 - $Mg(OH)_2$
 - H_2O_2
 - CaH_2
 - K_2O
47. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- metano, CH_4
 - nitrato de sodio, $NaNO_3$
 - monóxido de carbono, CO
 - dióxido de nitrógeno, NO_2
 - 1-octanol, $C_8H_{18}O$
 - fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$
 - 3-fenilfenol, $C_{12}H_{10}O$
 - acetato de aluminio, $Al(C_2H_3O_2)_3$
48. Determine el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- peróxido de bario, BaO_2
 - óxido de bario, BaO
 - bromuro de cobalto(II), $CoBr_2$
 - bromuro de cobalto(III), $CoBr_3$
 - cloruro de estaño(II) $SnCl_2$
 - cloruro de estaño(IV) $SnCl_4$
 - hidruro de litio, LiH
 - hidruro de aluminio, AlH_3
49. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- ácido adípico, $C_6H_{10}O_4$
 - nitrato de amonio, NH_4NO_3
 - cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$
 - dióxido de cloro, ClO_2
 - ciclohexanol, $C_6H_{11}OH$
 - dextrosa, $C_6H_{12}O_6$
 - eicosano, $C_{20}H_{42}$
 - etanol, C_2H_5OH
50. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- monocloruro de yodo, ICl
 - óxido de nitrógeno(I), N_2O
 - óxido de nitrógeno(II), NO
 - cloruro mercúrico, $HgCl_2$
 - cloruro mercurioso, Hg_2Cl_2
 - hexafluoruro de azufre, SF_6
 - difluoruro de xenón, XeF_2
 - óxido de manganeso(IV), MnO_2
51. Para cada una de las siguientes muestras de sustancias iónicas, determine el número de moles y la masa de los iones positivos presentes en cada muestra.
- 4.25 g de yoduro de amonio, NH_4I
 - 6.31 moles de sulfuro de amonio, $(NH_4)_2S$
 - 9.71 g de fosfuro de bario, Ba_3P_2
 - 7.63 moles de fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$

8.6 Composición porcentual de los compuestos

PREGUNTAS

43. La fracción en masa de un elemento presente en un compuesto puede obtenerse comparando la masa del elemento particular en 1 mol del compuesto con la masa _____ del compuesto.
44. El porcentaje en masa de un elemento dado en un compuesto siempre debe ser (mayor/menor) al 100%.

PROBLEMAS

45. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en los siguientes compuestos.
- $HClO_3$
 - UF_4
 - CaH_2
 - Ag_2S
 - $NaHSO_3$
 - MnO_2

46. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en los siguientes compuestos.
- ZnO
 - Na_2S
 - $Mg(OH)_2$
 - H_2O_2
 - CaH_2
 - K_2O

47. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- metano, CH_4
 - nitrato de sodio, $NaNO_3$
 - monóxido de carbono, CO
 - dióxido de nitrógeno, NO_2
 - 1-octanol, $C_8H_{18}O$
 - fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$
 - 3-fenilfenol, $C_{12}H_{10}O$
 - acetato de aluminio, $Al(C_2H_3O_2)_3$

48. Determine el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- peróxido de bario, BaO_2
 - óxido de bario, BaO
 - bromuro de cobalto(II), $CoBr_2$
 - bromuro de cobalto(III), $CoBr_3$
 - cloruro de estaño(II) $SnCl_2$
 - cloruro de estaño(IV) $SnCl_4$
 - hidruro de litio, LiH
 - hidruro de aluminio, AlH_3

49. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- ácido adípico, $C_6H_{10}O_4$
 - nitrato de amonio, NH_4NO_3
 - cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$
 - dióxido de cloro, ClO_2
 - ciclohexanol, $C_6H_{11}OH$
 - dextrosa, $C_6H_{12}O_6$
 - eicosano, $C_{20}H_{42}$
 - etanol, C_2H_5OH

50. Calcule el porcentaje en masa del elemento listado primero en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- monocloruro de yodo, ICl
 - óxido de nitrógeno(I), N_2O
 - óxido de nitrógeno(II), NO
 - cloruro mercúrico, $HgCl_2$
 - cloruro mercurioso, Hg_2Cl_2
 - hexafluoruro de azufre, SF_6
 - difluoruro de xenón, XeF_2
 - óxido de manganeso(IV), MnO_2

51. Para cada una de las siguientes muestras de sustancias iónicas, determine el número de moles y la masa de los iones positivos presentes en cada muestra.
- 4.25 g de yoduro de amonio, NH_4I
 - 6.31 moles de sulfuro de amonio, $(NH_4)_2S$
 - 9.71 g de fosfuro de bario, Ba_3P_2
 - 7.63 moles de fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$

52. Para cada una de las siguientes sustancias iónicas, calcule el porcentaje de la masa molar total del compuesto que está representado por los iones *negativos* en la sustancia.
- sulfuro de amonio
 - cloruro de calcio
 - óxido de bario
 - sulfato de níquel(II)

8.7 Fórmulas de los compuestos

PREGUNTAS

53. ¿Qué evidencia experimental acerca de un compuesto nuevo debe conocerse antes de que pueda determinarse su fórmula?
54. Explíquelo a un amigo que aun no ha tomado un curso de química qué significa la *fórmula empírica* de un compuesto.
55. Proporcione la fórmula empírica que corresponde a cada una de las siguientes fórmulas moleculares.
- peróxido de sodio, Na_2O_2
 - ácido tereftálico, $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_4$
 - fenobarbital, $\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_3$
 - 1,4-dicloro-2-buteno, $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}_2$
56. ¿Cuáles de los siguientes pares de compuestos tienen la misma fórmula *empírica*?
- acetileno, C_2H_2 , y benceno, C_6H_6
 - etano, C_2H_6 , y butano, C_4H_{10}
 - dióxido de nitrógeno, NO_2 , y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4
 - éter difenílico, $\text{C}_{12}\text{H}_{10}\text{O}$, y fenol, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

8.8 Cálculo de las fórmulas empíricas

PROBLEMAS

57. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes de los elementos en masa: bario, 89.56%; oxígeno, 10.44%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
58. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes de los elementos en masa: nitrógeno, 11.64%; cloro, 88.36%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
59. Se ha analizado una muestra de 0.5998 g de un compuesto nuevo y se encontró que contiene las siguientes masas de los elementos: carbono, 0.2322 g; hidrógeno, 0.05848 g; oxígeno, 0.3091 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto.
60. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes de los elementos en masa: boro, 78.14%; hidrógeno, 21.86%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
61. Si se calienta una muestra de 1.271 g de metal aluminio en una atmósfera de gas cloro, la masa del cloruro de aluminio producido es de 6.280 g. Calcule la fórmula empírica del cloruro de aluminio.
62. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes en masa de los elementos: estaño, 45.56%; cloro, 54.43%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
63. Cuando se calientan 3.269 g de zinc en oxígeno puro, la muestra gana 0.800 g de oxígeno en la formación del óxido. Calcule la fórmula empírica del óxido de zinc.
64. Si se mezcla el metal cobalto con abundante azufre y se calienta de manera intensa, se produce un sulfuro que contiene 55.06% cobalto en masa. Calcule la fórmula empírica del sulfuro.
65. Si se calientan 1.25 g de metal aluminio en una atmósfera de gas flúor, se producen 3.89 g de fluoruro de aluminio. Determine la fórmula empírica de este compuesto.
66. Si se calientan 2.50 g de metal aluminio en una corriente de gas flúor, se encuentra que 5.28 g de flúor se combinarán con el aluminio. Determine la fórmula empírica del compuesto producido.
67. Un compuesto utilizado en la industria nuclear tiene la siguiente composición: uranio, 67.61%; flúor, 32.39%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
68. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes de los elementos en masa: litio, 46.46%; oxígeno, 53.54%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
69. Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa: cobre, 33.88%; nitrógeno, 14.94%; oxígeno, 51.18%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
70. Cuando se calienta de manera intensa el metal litio en una atmósfera de nitrógeno puro, el producto contiene 59.78% Li y 40.22% N con base en la masa. Determine la fórmula empírica del compuesto.
71. Se ha analizado un compuesto y se ha encontrado que tiene la siguiente composición: cobre, 66.75%; fósforo, 10.84%; oxígeno, 22.41%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
72. Se analizó un compuesto y se encontró que contiene los siguientes porcentajes de los elementos en masa: cobalto, 71.06%; oxígeno, 28.94%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
73. Cuando reacciona 1.00 mg de metal litio con gas flúor (F_2), la sal fluoruro resultante tiene una masa de 3.73 mg. Calcule la fórmula empírica del fluoruro de litio.
74. El fósforo y el cloro forman dos compuestos binarios, en los que los porcentajes del fósforo son de 22.55% y de 14.87%, respectivamente. Calcule las fórmulas empíricas de los dos compuestos binarios fósforo-cloro.

8.9 Cálculo de las fórmulas moleculares

PREGUNTAS

75. ¿En qué difiere la fórmula *molecular* de un compuesto de la fórmula *empírica*? ¿Las fórmulas empírica y molecular de un compuesto pueden ser la misma? Explique.
76. ¿Qué información se necesita para determinar la fórmula molecular de un compuesto si sólo se conoce su fórmula empírica?

PROBLEMAS

77. Un compuesto binario de boro e hidrógeno tiene la siguiente composición porcentual: 78.14% boro y, 21.86% hidrógeno. Si la masa molar del compuesto se determina de manera experimental como de entre 27 y 28 g, ¿cuáles son sus fórmulas empírica y molecular?
78. Se encontró de manera experimental que un compuesto con fórmula empírica CH tiene una masa molar de aproximadamente 78 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
79. Se encontró que un compuesto con la fórmula empírica CH₂ tiene una masa molar de 84 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
80. En un experimento separado se encontró que un compuesto con la fórmula empírica C₂H₅O tiene una masa molar aproximada de 90 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
81. Un compuesto que tiene una masa molar aproximada de 165-170 g tiene la siguiente composición porcentual en masa: carbono, 42.87%; hidrógeno, 3.598%; oxígeno, 28.55%; nitrógeno, 25.00%. Determine las fórmulas empírica y molecular del compuesto.
82. El NO₂ (dióxido de nitrógeno) y el N₂O₄ (tetróxido de dinitrógeno) tienen la misma fórmula empírica, NO₂. Confirme esto calculando el porcentaje en masa de cada elemento presente en los dos compuestos.

Problemas adicionales

83. Use la tabla periódica que se encuentra en el interior de la portada de este texto para determinar la masa atómica (por mol) o la masa molar de cada una de las sustancias en la columna 1; encuentre esa masa en la columna 2.

Columna 1

- molibdeno
- lantano
- tetrabromuro de carbono
- óxido de mercurio(II)
- óxido de titanio(IV)
- cloruro de manganeso(II)
- fosfina PH₃
- fluoruro de estaño(II)
- sulfuro de plomo(II)
- óxido de cobre(II)

Columna 2

- 33.99 g
- 79.9 g
- 95.94 g
- 125.84 g
- 138.9 g
- 143.1 g
- 156.7 g
- 216.6 g
- 239.3 g
- 331.6 g

84. Complete la siguiente tabla.

Masa de la muestra	Moles de la muestra	Átomos en la muestra
5.00 g de Al	_____	_____
_____	0.00250 moles de Fe	_____
_____	_____	2.6×10^{24} átomos de Cu
0.00250 g de Mg	_____	_____
_____	2.7×10^{-3} moles de Na	_____
_____	_____	1.00×10^4 átomos de U

85. Complete la siguiente tabla

Masa de la muestra	Moles de la muestra	Moléculas en la muestra	Átomos en la muestra
4.24 g de C ₆ H ₆	_____	_____	_____
_____	0.224 moles de H ₂ O	_____	_____
_____	_____	2.71×10^{22} moléculas de CO ₂	_____
_____	1.26 moles de HCl	_____	_____
_____	_____	4.21×10^{24} moléculas de H ₂ O	_____
0.297 g de CH ₃ OH	_____	_____	_____

86. Considere un compuesto hipotético conformado por los elementos X, Y y Z con la fórmula empírica X₂YZ₃. Dado que las masas atómicas de X, Y y Z son 41.2, 57.7 y 63.9, respectivamente, calcule la composición porcentual en masa del compuesto. Si la fórmula molecular del compuesto se encuentra por medio de la determinación de masa molar como en realidad de X₄Y₂Z₆, ¿cuál es el porcentaje de cada elemento presente? Explique sus resultados.
87. Se analiza un compuesto binario de magnesio y nitrógeno y se encuentra que 1.2791 g del compuesto contienen 0.9240 g de magnesio. Cuando se trata una segunda muestra de este compuesto con agua y se calienta, el nitrógeno se extrae como amoníaco, dejando un compuesto que contiene 60.31% magnesio y 39.69% oxígeno en masa. Calcule las fórmulas empíricas de los dos compuestos de magnesio.
88. Cuando se calienta una muestra de 2.118 g de cobre en una atmósfera en la que la cantidad de oxígeno está restringida, la muestra gana 0.2666 g de oxígeno en la formación de un óxido de color marrón rojizo. Sin embargo, cuando se calientan 2.118 g de cobre en una corriente de oxígeno puro, la muestra gana 0.5332 g de oxígeno. Calcule las fórmulas empíricas de los dos óxidos de cobre.
89. El gas hidrógeno reacciona con cada uno de los elementos halógenos para formar los haluros de hidrógeno (HF, HCl, HBr, HI). Calcule el porcentaje en masa de hidrógeno en cada uno de estos compuestos.
90. Calcule el número de átomos de cada elemento presente en las siguientes muestras.
- 4.21 g de agua
 - 6.81 g de dióxido de carbono

- c) 0.000221 g de benceno, C_6H_6
 d) 2.26 moles de $C_{12}H_{22}O_{11}$
91. Determine la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
 a) 1000000000 moléculas de nitrógeno
 b) 2.49×10^{20} moléculas de dióxido de carbono
 c) 7.0983 moles de cloruro de sodio
 d) 9.012×10^{-6} moles de 1,2-dicloroetano, $C_2H_4Cl_2$
92. Calcule la masa del carbono en gramos, el porcentaje del carbono en masa y el número de átomos de carbono individuales presentes en cada una de las siguientes muestras.
 a) 7.819 g de subóxido de carbono, C_3O_2
 b) 1.53×10^{21} moléculas de monóxido de carbono
 c) 0.200 moles de fenol, C_6H_6O
93. Encuentre la opción en la columna 2 que explique mejor o complete el enunciado o pregunta de la columna 1.
- Columna 1**
- 1 uma
 - 1008 uma
 - La masa del átomo "promedio" de un elemento
 - El número de átomos de carbono en 12.01 g de carbono
 - 6.022×10^{23} moléculas
 - La masa total de todos los átomos en 1 mol de un compuesto
 - La razón de números enteros más pequeña de los átomos presentes en una molécula
 - La fórmula que muestra el número real de átomos presentes en una molécula
 - El producto formado cuando se quema en O_2 cualquier compuesto que contiene carbono
 - Tienen las mismas fórmulas empíricas, pero diferentes fórmulas moleculares
- Columna 2**
- 6.022×10^{23}
 - masa atómica
 - masa de 1000 átomos de hidrógeno
 - benceno, C_6H_6 , y acetileno, C_2H_2
 - dióxido de carbono
 - fórmula empírica
 - 1.66×10^{-24} g
 - fórmula molecular
 - masa molar
 - 1 mol
94. Calcule el número de gramos de hierro que contienen el mismo número de átomos que 2.24 g de cobalto.
95. Calcule el número de gramos de cobalto que contienen el mismo número de átomos que 2.24 g de hierro.
96. Determine el número de gramos de mercurio que contienen el mismo número de átomos que 5.00 g de telurio.
97. Calcule el número de gramos de litio que contienen el mismo número de átomos que 1.00 kg de zirconio.
98. Dado que la masa molar del tetracloruro de carbono, CCl_4 , es de 153.8 g, calcule la masa en gramos de 1 molécula de CCl_4 .
99. Calcule la masa en gramos del hidrógeno presente en 2.500 g de cada uno de los siguientes compuestos.
 a) benceno, C_6H_6
 b) hidruro de calcio, CaH_2
 c) alcohol etílico, C_2H_5OH
 d) serina, $C_3H_7O_3N$
100. Calcule la masa en gramos del nitrógeno presente en 5.000 g de cada uno de los siguientes compuestos.
 a) glicina, $C_2H_5O_2N$
 b) nitruro de magnesio, Mg_3N_2
 c) nitrato de calcio
 d) tetróxido de dinitrógeno
101. Un compuesto de cobre increíblemente hermoso con el nombre común "vitriolo azul" tiene la siguiente composición elemental: 25.45% Cu, 12.84% S, 4.036% H, 57.67% O. Determine la fórmula empírica del compuesto.
102. Una sal de magnesio tiene la siguiente composición elemental: 16.39% Mg, 18.89% N, 64.72% O. Determine la fórmula empírica de la sal.
103. La masa de 1.66×10^{-24} g es equivalente a 1 _____.
104. Aunque las masas isotópicas exactas se conocen con gran precisión para la mayoría de los elementos, se utiliza la masa *promedio* de los átomos de un elemento en la mayoría de los cálculos químicos. Explique.
105. Con las masas atómicas promedio de la tabla 8.1 calcule el número de átomos presentes en cada una de las siguientes muestras.
 a) 160000 uma de oxígeno
 b) 8139.81 uma de nitrógeno
 c) 13490 uma de aluminio
 d) 5040 uma de hidrógeno
 e) 367495.15 uma de sodio
106. Si un átomo de sodio promedio pesa 22.99 uma, ¿cuántos átomos están contenidos en 1.98×10^{13} uma de sodio? ¿Cuánto pesarán 3.01×10^{23} átomos de sodio?
107. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule cuántos *moles* de cada elemento representan las siguientes *masas*.
 a) 1.5 mg de cromo
 b) 2.0×10^{-3} g de estroncio
 c) 4.84×10^4 g de boro
 d) 3.6×10^{-6} μ g de californio
 e) 1.0 ton (2000 lb) de hierro
 f) 20.4 g de bario
 g) 62.8 g de cobalto
108. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule la *masa en gramos* de cada una de las siguientes muestras.
 a) 5.0 moles de potasio
 b) 0.000305 moles de mercurio
 c) 2.31×10^{-5} moles de manganeso
 d) 10.5 moles de fósforo
 e) 4.9×10^4 moles de hierro
 f) 125 moles de litio
 g) 0.01205 moles de flúor

109. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule el número de átomos presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 2.89 g de oro
 - 0.000259 moles de platino
 - 0.000259 g de platino
 - 2.0 lb de magnesio
 - 1.90 mL de mercurio líquido (densidad = 13.6 g/mL)
 - 4.30 moles de tungsteno
 - 4.30 g de tungsteno
110. Calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- sulfato ferroso
 - yoduro mercúrico
 - óxido estánico
 - cloruro cobaltoso
 - nitrato cúprico
111. Calcule la masa molar para cada una de las siguientes sustancias.
- ácido adípico, $C_6H_{10}O_4$
 - cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$
 - eicosano, $C_{20}H_{42}$
 - ciclohexanol, $C_6H_{11}OH$
 - acetato de vinilo, $C_4H_6O_2$
 - dextrosa, $C_6H_{12}O_6$
112. Determine el número de moles de la sustancia indicada presente en cada una de las siguientes muestras.
- 21.2 g de sulfuro de amonio
 - 44.3 g de nitrato de calcio
 - 4.35 g de monóxido de dicloro
 - 1.0 lb de cloruro férrico
 - 1.0 kg de cloruro férrico
113. Calcule el número de moles de la sustancia indicada presente en cada una de las siguientes muestras.
- 1.28 g de sulfato de hierro(II)
 - 5.14 mg de yoduro de mercurio(II)
 - 9.21 μ g de óxido de estaño(IV)
 - 1.26 lb de cloruro de cobalto(II)
 - 4.25 g de nitrato de cobre(II)
114. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- 2.6×10^{-2} moles de sulfato de cobre (II), $CuSO_4$
 - 3.05×10^3 moles de tetrafluoretileno, C_2F_4
 - 7.83 mmol (1 mmol = 0.001 moles) de 1,4-pentadieno, C_5H_8
 - 6.30 moles de tricloruro de bismuto, $BiCl_3$
 - 12.2 moles de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$
115. Calcule la masa en gramos de cada una de las siguientes muestras.
- 3.09 moles de carbonato de amonio
 - 4.01×10^{-6} moles de hidrógeno carbonato de sodio
 - 88.02 moles de dióxido de carbono
 - 1.29 mmol de nitrato de plata
 - 0.0024 moles de cloruro de cromo(III)
116. Calcule el número de moléculas presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 3.45 g de $C_6H_{12}O_6$
 - 3.45 moles de $C_6H_{12}O_6$
 - 12.0 g de ICl_5
 - 1.00 g de B_2H_6
 - 1.05 mmol de $Al(NO_3)_3$
117. Calcule el número de moles de átomos de hidrógeno presentes en cada una de las siguientes muestras.
- 2.71 g de amoníaco
 - 0.824 moles de agua
 - 6.25 mg de ácido sulfúrico
 - 451 g de carbonato de amonio
118. Calcule el porcentaje en masa de cada elemento en los siguientes compuestos
- fosfato de calcio
 - sulfato de cadmio
 - sulfato de hierro(III)
 - cloruro de manganeso(II)
 - carbonato de amonio
 - hidrógeno carbonato de sodio
 - dióxido de carbono
 - nitrato de plata(I)
119. Calcule el porcentaje en masa del primer elemento mencionado en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- azida de sodio, NaN_3
 - sulfato de cobre(II), $CuSO_4$
 - cloruro de oro(III), $AuCl_3$
 - nitrate de plata, $AgNO_3$
 - sulfato de rubidio, Rb_2SO_4
 - clorato de sodio, $NaClO_3$
 - triioduro de nitrógeno, NI_3
 - bromuro de cesio, $CsBr$
120. Calcule el porcentaje en masa del primer elemento mencionado en las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos.
- sulfato de hierro(II)
 - óxido de plata
 - cloruro de estroncio
 - acetato de vinilo, $C_4H_6O_2$
 - metanol, CH_3OH
 - óxido de aluminio
 - clorito de potasio
 - cloruro de potasio
121. Se ha analizado una muestra de 1.2569 g de un compuesto nuevo y se encontró que contiene las siguientes masas de los elementos: carbono, 0.7238 g; hidrógeno, 0.07088 g; nitrógeno, 0.1407 g; oxígeno, 0.3214 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto.
122. Se ha analizado una muestra de 0.7221 g de un compuesto nuevo y se encontró que contiene las siguientes masas de los elementos: carbono, 0.2990 g; hidrógeno, 0.05849 g; nitrógeno, 0.2318 g; oxígeno, 0.1328 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto.

123. Cuando se calientan 2.004 g de calcio en gas nitrógeno puro, la muestra gana 0.4670 g de nitrógeno. Calcule la fórmula empírica del nitruro de calcio formado.
124. Cuando se calientan de manera intensa 4.01 g de mercurio en el aire, el óxido resultante pesa 4.33 g. Calcule la fórmula empírica del óxido.
125. Cuando se calienta 1.00 g de cromo metálico con gas cloro elemental, se producen 3.045 g de una sal de cloruro de cromo. Calcule la fórmula empírica del compuesto.
126. Cuando se calienta el metal bario con gas cloro, se forma un compuesto binario que consiste de 65.95% Ba y 34.05% Cl en masa. Calcule la fórmula empírica del compuesto.

9

Cantidades químicas

- 9.1 Información proporcionada por las ecuaciones químicas
- 9.2 Relaciones mol-mol
- 9.3 Cálculo de las masas
- 9.4 Concepto del reactivo limitante
- 9.5 Cálculos que involucran un reactivo limitante
- 9.6 Rendimiento porcentual

- Un médico familiar administra una vacuna.
(© *lenetstan/Shutterstock*)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde OWL, o adquiéralos en www.ichapters.com

Más de 10 mil millones de libras de metanol se producen anualmente.

Suponga que trabaja para una organización defensora del consumidor y desea probar las aseveraciones publicitarias de una compañía acerca de la efectividad de su antiácido. La compañía afirma que su producto neutraliza 10 veces más el ácido estomacal por tableta que su competidor más cercano. ¿Cómo probaría la validez de esta aseveración?

O suponga que después de su graduación va a trabajar para una compañía química que produce metanol (alcohol metílico), una sustancia utilizada como materia prima en la fabricación de productos como anticongelantes y combustibles para la aviación. Está trabajando con un químico experimentado que trata de mejorar el proceso de la compañía para la preparación del metanol a partir de la reacción del hidrógeno gaseoso con gas monóxido de carbono. El primer día en el trabajo se le instruye que ordene suficiente hidrógeno y monóxido de carbono para producir 6.0 kg de metanol en un experimento. ¿Cómo determinaría cuánto monóxido de carbono e hidrógeno debe ordenar?

Después de que estudie este capítulo, será capaz de responder estas preguntas.

El metanol es la materia prima de algunos combustibles para jets.



Royalty-Free Corbis

9.1

Información proporcionada por las ecuaciones químicas

OBJETIVO

Comprender la información molecular y de masa proporcionada en una ecuación balanceada.

Las reacciones son lo que la química es realmente. Recuerde a partir del capítulo 6 que los cambios químicos constituyen en realidad reacomodos de agrupaciones de átomos que pueden describirse por medio de ecuaciones químicas. Estas ecuaciones indican las identidades (fórmulas) de los reactivos y productos, y también muestran cuánto de cada reactivo y producto participa en la reacción. Los números (coeficientes) en la ecuación química balanceada permiten determinar cuánto producto puede obtenerse a partir de una cantidad dada de reactivos. **Es importante reconocer que los coeficientes en una ecuación balanceada proporcionan los números relativos de las moléculas.** Es decir, estamos interesados en la *razón* de los coeficientes, no en los coeficientes individuales.

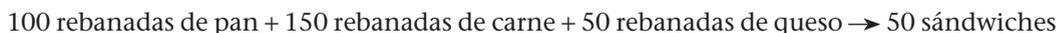
Para ilustrar esta idea, considere una analogía no química. Suponga que está a cargo de la preparación de los sándwiches en un restaurante de comida rápida. Un tipo particular de sándwich requiere 2 rebanadas de pan, 3 rebanadas de carne y 1 rebanada de queso. Se puede representar la preparación del sándwich con la siguiente ecuación:



Su jefe lo envía a la tienda a efecto de obtener los ingredientes suficientes para preparar 50 sándwiches. ¿Cómo determina cuánto comprar de cada ingrediente? Debido a que necesita lo suficiente para preparar 50 sándwiches, multiplique la ecuación anterior por 50.



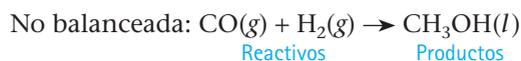
Es decir



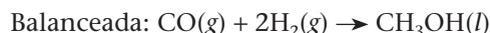
Observe que los números 100:150:50 corresponden a la razón 2:3:1, la cual representa los coeficientes en la “ecuación balanceada” de la preparación de un sándwich. Si se le pidiera preparar cualquier número de sándwiches, sería fácil utilizar la ecuación para el emparedado original a fin de determinar cuánto necesita de cada ingrediente.

La ecuación para una reacción química le proporciona el mismo tipo de información. Indica los números relativos de las moléculas de los reactivos y productos involucrados en la reacción. El uso de la ecuación permite determinar las cantidades de los reactivos necesarios para obtener una cierta cantidad del producto o predecir cuánto producto puede prepararse a partir de una cantidad dada de reactivos.

Para ilustrar cómo funciona esta idea con un ejemplo químico, considere la reacción entre monóxido de carbono e hidrógeno gaseosos para producir metanol líquido, $\text{CH}_3\text{OH}(l)$. Los reactivos y productos son

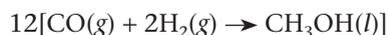


Debido a que los átomos sólo se reordenan (no se crean o se destruyen) en una reacción química, ésta siempre se debe balancear. Es decir, se deben elegir coeficientes que resulten en el mismo número de cada tipo de átomo en ambos lados. Al utilizar el conjunto de enteros más pequeño que satisface esta condición se obtiene la ecuación balanceada.

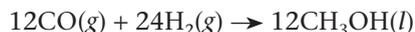


COMPROBACIÓN. Reactivos: 1 C, 1 O, 4 H; productos: 1 C, 1 O, 4 H

De nuevo, los coeficientes en una ecuación balanceada proporcionan los números *relativos* de las moléculas. Es decir, se podría multiplicar esta ecuación balanceada por cualquier número y se seguiría teniendo una ecuación balanceada. Por ejemplo, se podría multiplicar por 12:



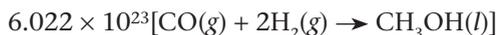
para obtener



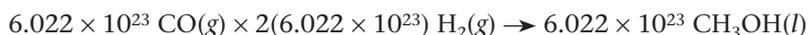
Esta sigue siendo una ecuación balanceada (compruébelo para asegurarse). Debido a que el 12 representa una docena, incluso se podría describir la reacción en términos de docenas.



También se podría multiplicar la ecuación original por un número muy grande, como 6.022×10^{23} .



lo cual conduce a la ecuación:



Tal como al 12 se le denomina *una docena*, los químicos le llaman *mol* al 6.022×10^{23} . Entonces, la ecuación puede escribirse en términos de moles:



En la tabla 9.1 se proporcionan diversas maneras de interpretar esta ecuación química balanceada.

 El módulo 7, **Estequiometría sencilla** cubre los conceptos de esta sección.

Un mol son 6.022×10^{23} unidades.

Tabla 9.1

Información transmitida por la ecuación balanceada para la producción del metanol

	$\text{CO}(g)$	+	$2\text{H}_2(g)$	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{OH}(l)$
	1 molécula de CO	+	2 moléculas de H_2	\rightarrow	1 molécula de CH_3OH
	1 docena de moléculas de CO	+	2 docenas de moléculas de H_2	\rightarrow	1 docena de moléculas de CH_3OH
	6.022×10^{23} moléculas de CO	+	$2(6.022 \times 10^{23})$ moléculas de H_2	\rightarrow	6.022×10^{23} moléculas de CH_3OH
	1 mol de moléculas de CO	+	2 moles de moléculas de H_2	\rightarrow	1 mol de moléculas de CH_3OH

EJEMPLO 9.1

Relación de los moles para las moléculas en las ecuaciones químicas



© Mariusz S. Jungiewicz/Shutterstock

El propano se utiliza con frecuencia como combustible para parrillas al aire libre.

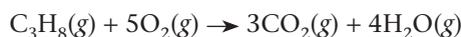
El propano, C_3H_8 , es un combustible utilizado de manera común para cocinar en parrillas de gas y para calentamiento en áreas rurales donde no se dispone de gas natural. El propano reacciona con el gas oxígeno para producir calor y los productos dióxido de carbono y agua. Esta reacción de combustión se representa por medio de la siguiente ecuación no balanceada.



Proporcione la ecuación balanceada para esta reacción y enuncie el significado de la ecuación en términos de los números y los moles de las moléculas.

SOLUCIÓN

Utilizando las técnicas explicadas en el capítulo 6, se puede balancear la ecuación.



COMPROBACIÓN



Esta ecuación puede interpretarse en términos de las moléculas como se indica a continuación.

1 molécula de C_3H_8 reacciona con 5 moléculas de O_2 para formar

3 moléculas de CO_2 más 4 moléculas de H_2O

o puede interpretarse en términos de los moles (de las moléculas):

1 mol de C_3H_8 reacciona con 5 moles de O_2 para formar 3 moles de

CO_2 más 4 moles de H_2O ■

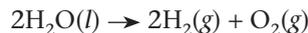
9.2

Relaciones mol-mol

OBJETIVO

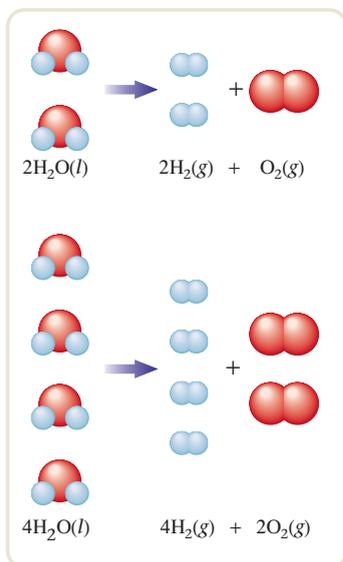
Aprender a utilizar una ecuación balanceada para determinar las relaciones entre los moles de los reactivos y los moles de los productos.

Ahora que se ha explicado el significado de una ecuación balanceada en términos de los moles de los reactivos y productos, se puede utilizar una ecuación para predecir los moles de los productos que formarán un número dado de moles de los reactivos. Por ejemplo, considere la descomposición del agua para formar hidrógeno y oxígeno, la cual se representa por medio de la siguiente ecuación balanceada.



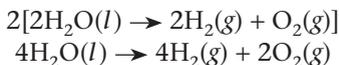
Esta ecuación indica que 2 moles de H_2O producen 2 moles de H_2 y 1 mol de O_2 .

Ahora suponga que se tienen 4 moles de agua. Si éstos se descomponen, ¿cuántos moles de los productos se obtienen?



Esta ecuación con coeficientes no enteros sólo tiene sentido si se refiere a los moles (de las moléculas) de los diversos reactivos y productos.

Una manera de responder esta pregunta es multiplicar toda la ecuación por 2 (lo cual dará 4 moles de H_2O)

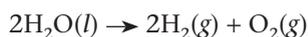


Ahora se puede enunciar que:

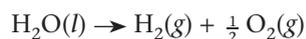
4 moles de H_2O producen 4 moles de H_2 más 2 moles de O_2

lo cual responde la pregunta de cuántos moles de los productos se obtienen con 4 moles de H_2O .

Después suponga que se descomponen 5.8 moles de agua. ¿Qué números de moles de los productos se forman en este proceso? Se podría responder esta pregunta volviendo a balancear la ecuación química como se muestra a continuación. Primero se dividen *todos los coeficientes* de la ecuación balanceada



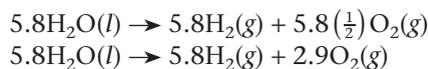
entre 2, para obtener



Ahora, debido a que se tienen 5.8 moles de H_2O , se multiplica esta ecuación por 5.8.



Esto da



(Verifique que ésta es una ecuación balanceada). Ahora se puede enunciar que:

5.8 moles de H_2O producen 5.8 moles de H_2 más 2.9 moles de O_2

Este procedimiento de volver a balancear la ecuación para obtener el número de moles involucrado en una situación particular siempre funciona. En el ejemplo 9.2 se desarrollará un procedimiento más conveniente, el cual utiliza factores de conversión, o **razones molares**, con base en la ecuación química balanceada.

EJEMPLO 9.2

Determinación de las razones molares

¿Qué número de moles de O_2 serán producidos por la descomposición de 5.8 moléculas de agua?

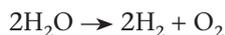
SOLUCIÓN

A dónde se está yendo?

Se desea determinar el número de moles de O_2 producido por la descomposición de 5.8 moles de H_2O .

¿Qué se conoce?

- La ecuación balanceada para la descomposición del agua es:



- Se comienza con 5.8 moles de H_2O .

¿Cómo se llega allí?

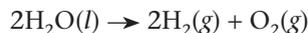
El problema puede diagramarse como se muestra a continuación.

5.8 moles de H_2O

producen

? moles de O_2

Para responder esta pregunta se necesita conocer la relación entre los moles de H_2O y los moles de O_2 en la ecuación balanceada (forma convencional).



A partir de esta ecuación se puede enunciar que



lo cual puede representarse por medio del siguiente enunciado de equivalencia:



Ahora se desea utilizar este enunciado de equivalencia para obtener el factor de conversión (razón molar) que se necesita. Debido a que se desea ir de moles de H_2O a moles de O_2 , se requiere la razón molar

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}$$

por lo que los moles de H_2O se cancelarán en la conversión de moles de H_2O a moles de O_2 .

$$5.8 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}} = 2.9 \text{ moles de } \text{O}_2$$

Por tanto, si descomponemos 5.8 moles de H_2O , obtenemos 2.9 moles de O_2 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Observe que esta es la misma respuesta que se obtuvo anteriormente cuando se volvió a balancear la ecuación para obtener



En el ejemplo 9.2 se vio que para determinar los moles de un producto que pueden formarse a partir de un número especificado de moles de un reactivo, se utiliza la ecuación balanceada para obtener la razón molar apropiada. Ahora se extenderán estas ideas en el ejemplo 9.3.

EJEMPLO 9.3

Uso de las razones molares en los cálculos

Calcule el número de moles de oxígeno requeridos para las reacciones de manera exacta con 4.30 moles de propano, C_3H_8 , en la reacción descrita por la siguiente ecuación balanceada.



SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el número de moles de O_2 requerido para reaccionar con 4.30 moles de C_3H_8 .

¿Qué se conoce?

- La ecuación balanceada para la reacción es:



- Se comienza con 4.30 moles de C_3H_8 .

¿Cómo se llega allí?

En este caso el problema puede enunciarse como se muestra a continuación.

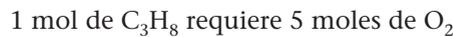


El enunciado 2 moles de $\text{H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de } \text{O}_2$ obviamente no es verdadero en un sentido literal, pero expresa de manera correcta la equivalencia química entre el H_2O y el O_2 .

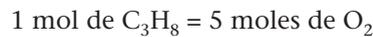
FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Para un repaso de los enunciados de equivalencia y del análisis dimensional, vea la sección 2.6.

Para resolver este problema se necesita considerar la relación entre los reactivos C_3H_8 y O_2 . Utilizando la ecuación balanceada se encuentra que



lo cual puede representarse por medio del enunciado de equivalencia



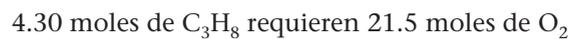
Este conduce a la razón molar requerida

$$\frac{5 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8}$$

para convertir de moles de C_3H_8 en moles de O_2 . Se construye la razón de conversión de esta manera para que los moles de C_3H_8 se cancelen.

$$4.30 \text{ moles de } C_3H_8 \times \frac{5 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 21.5 \text{ moles de } O_2$$

Ahora se puede responder la pregunta original:



COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD De acuerdo con la ecuación balanceada, se requiere más O_2 (por mol) que C_3H_8 por un factor de 5. Con alrededor de 4 moles de C_3H_8 se esperarían 20 moles de O_2 , lo cual es cercano a la respuesta.

Autocomprobación

EJERCICIO 9.1 Calcule los moles de CO_2 formados cuando 4.30 moles de C_3H_8 reaccionan con los 21.5 moles de O_2 requeridos.

SUGERENCIA. Use los moles de C_3H_8 y obtenga la razón molar entre el C_3H_8 y el CO_2 a partir de la ecuación balanceada.

Vea los problemas 9.15 y 9.16. ■

9.3

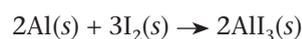
Cálculo de las masas

OBJETIVO

Aprender a relacionar las masas de los reactivos y productos en una reacción química.

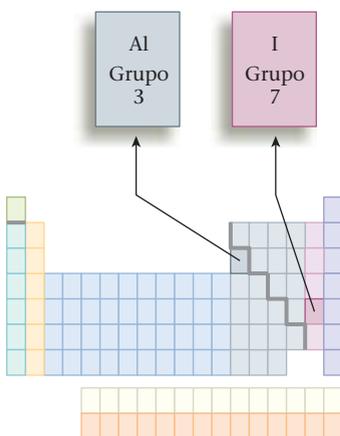
En la última sección se vio cómo utilizar la ecuación balanceada para una reacción a fin de calcular los números de los moles de los reactivos y productos para un caso particular. Sin embargo, los moles representan los números de las moléculas y éstas no se pueden contar de manera directa. En la química se cuentan por peso. Por tanto, en esta sección se repasarán los procedimientos para convertir entre moles y masas y se verá cómo se aplican estos procedimientos a los cálculos químicos.

Para desarrollar estos procedimientos se considerará la reacción entre el metal aluminio en polvo y el yodo finamente molido para producir yoduro de aluminio. La ecuación balanceada para esta reacción química vigorosa es la siguiente.



Suponga que tiene 35.0 g de aluminio. ¿Qué masa de I_2 debe pesarse para que reaccione de manera exacta con esta cantidad de aluminio?

Para responder esta pregunta se utiliza la estrategia de la resolución de problemas explicada en el capítulo 8.





© Cengage Learning



© Cengage Learning

El aluminio (*izquierda*) y el yodo (*derecha*), mostrados en la parte superior, reaccionan de manera vigorosa para formar yoduro de aluminio. La nube púrpura resulta del exceso de yodo vaporizado por el calor de la reacción.

¿A dónde se está yendo?

Se desea encontrar la masa del yodo (I_2) que reaccionará con 35.0 g de aluminio (Al). Se sabe a partir de la ecuación balanceada que:

2 moles de Al requieren 3 moles de I_2

Esto puede escribirse como la siguiente razón molar.

$$\frac{3 \text{ moles de } I_2}{2 \text{ moles de Al}}$$

Se puede utilizar esta razón para calcular los moles de I_2 necesarios a partir de los moles de Al presentes. Sin embargo, esto conduce a las siguientes dos preguntas.

1. ¿Cuántos moles de Al están presentes?
2. ¿Cómo se convierte de moles de I_2 a masa del I_2 como requiere el problema?

Se necesita ser capaz de convertir de gramos a moles y de moles a gramos.

¿Cómo se llega allí?

El problema enuncia que se tienen 35.0 g de aluminio, por lo que se debe convertir de gramos a moles de aluminio. Esto es algo que ya sabe cómo hacer. En la tabla de las masas atómicas promedio ubicada en el interior de la portada de este libro se encuentra que la masa atómica del aluminio es de 26.98. Esto significa que 1 mol de aluminio tiene una masa de 26.98 g. Se puede utilizar el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol Al} = 26.98 \text{ g}$$

para encontrar los moles de Al en 35.0 g:

$$35.0 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{26.98 \text{ g de Al}} = 1.30 \text{ moles de Al}$$

Ahora que se tienen los moles de Al, se pueden encontrar los moles de I_2 requeridos.

$$1.30 \text{ moles de Al} \times \frac{3 \text{ moles de } I_2}{2 \text{ moles de Al}} = 1.95 \text{ moles de } I_2$$

Ahora se conocen los *moles* de I_2 requeridos para reaccionar con los 1.30 moles de Al (35.0 g). El siguiente paso es convertir 1.95 moles de I_2 a gramos para conocer cuánto pesan. Se hace esto utilizando la masa molar del I_2 . La masa atómica del yodo es de 126.9 g (para 1 mol de átomos de I), por lo que la masa molar del I_2 es:

$$2 \times 126.9 \text{ g/mol} = 253.8 \text{ g/mol} = \text{masa de 1 mol de } I_2$$

Ahora se convierten los 1.95 moles de I_2 a gramos de I_2 .

$$1.95 \text{ moles de } I_2 \times \frac{253.8 \text{ g de } I_2}{\text{mol de } I_2} = 495 \text{ g de } I_2$$

Se ha resuelto el problema. Se necesitan pesar 495 g de yodo (contiene moléculas de I_2) para que reaccionen de manera exacta con los 35.0 g de aluminio. En el ejemplo 4 se pondrán en práctica otros procedimientos para tratar con las masas de los reactivos y productos.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Se ha determinado que se requieren 495 g de I_2 para que reaccionen con 35.0 g de Al. ¿Esta respuesta tiene sentido? Se conoce a partir de las masas molares del Al y del I_2 (26.98 g/mol y 253.8 g/mol) que la masa de 1 mol de I_2 es

casi 10 veces mayor que la de 1 mol de Al. También se sabe que se necesita un número mayor de moles de I_2 en comparación con el Al (por una razón de 3:2). Así, se debe esperar obtener una masa del I_2 que esté 10 veces por encima de 35.0 g, y se obtuvo.

EJEMPLO 9.4**Uso de las conversiones masa-mol con las razones molares**

Cuando el propano, C_3H_8 , se utiliza como combustible, reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada.



¿Qué masa del oxígeno se requerirá para que reaccione de manera exacta con 96.1 g de propano?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa del O_2 requerida para que reaccione de manera exacta con 96.1 g de C_3H_8 .

¿Qué se conoce?

- La ecuación no balanceada para la reacción es:



- Se comienza con 96.1 g moles de C_3H_8 .
- Se conocen las masas atómicas del carbono, hidrógeno y oxígeno a partir de la tabla periódica.

¿Qué se necesita conocer?

- Se necesita determinar la ecuación balanceada.
- Se requieren las masas molares del O_2 y del C_3H_8 .

¿Cómo se llega allí?

Para tratar con las cantidades de los reactivos y productos, primero se necesita la ecuación balanceada de la siguiente reacción.



Este problema, en forma esquemática, es

96.1 g
de propano

requieren

? gramos de O_2

Siempre balancee primero la ecuación para la reacción.

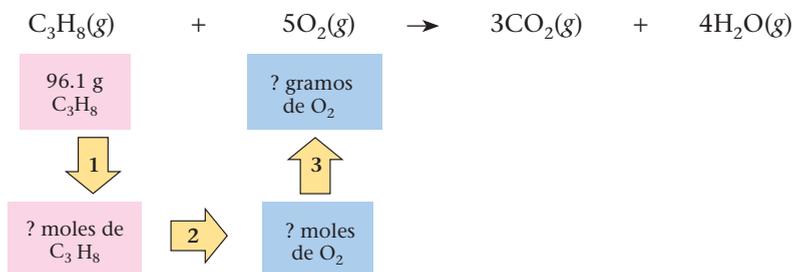
FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Recuerde que para mostrar el número correcto de cifras significativas en cada paso, se redondea después de cada cálculo. Al resolver problemas, debe acarrear los números extra, redondeando sólo al final.

Utilizando las ideas expuestas cuando se explicó la reacción de aluminio-yodo, se procederá como se indica a continuación.

1. Se proporciona el número de gramos del propano, por lo que se debe convertir a moles de propano (C_3H_8).
2. Después se pueden utilizar los coeficientes en la ecuación balanceada para determinar los moles de oxígeno (O_2) requeridos.
3. Por último, se utiliza la masa molar del O_2 para calcular los gramos de oxígeno.

Se puede representar esta estrategia como se muestra a continuación.



1 Por tanto, la primera pregunta que debe responderse es: *¿Cuántos moles de propano están presentes en 96.1 g de propano?* Su masa molar es de 44.09 g (3 × 12.01 + 8 × 1.008). Los moles de propano presentes pueden calcularse como se aprecia a continuación.

$$96.1 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8}{44.09 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8} = 2.18 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8$$

2 Después se reconoce que cada mol de propano reacciona con 5 moles de oxígeno. Esto da el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8 = 5 \text{ moles de } \text{O}_2$$

a partir del cual se construye la razón molar

$$\frac{5 \text{ moles de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8}$$

que se necesita para convertir de moles de moléculas de propano a moles de moléculas de oxígeno.

$$2.18 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{5 \text{ moles de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} = 10.9 \text{ moles de } \text{O}_2$$

Observe que la razón molar se establece de tal manera que los moles de C₃H₈ se cancelan y las unidades resultantes son los moles de O₂.

3 Debido a que la pregunta original pedía la *masa* del oxígeno necesaria para reaccionar con 96.1 g de propano, se deben convertir los 10.9 moles de O₂ a gramos utilizando la masa molar del O₂ (32.00 = 2 × 16.00).

$$10.9 \text{ moles de } \text{O}_2 \times \frac{32.0 \text{ g de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 349 \text{ g de } \text{O}_2$$

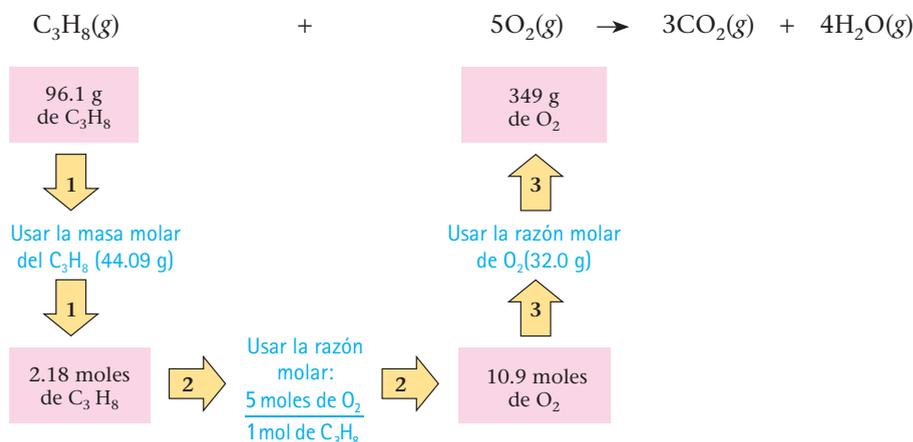
Por tanto, se requieren 349 g de oxígeno para quemar 96.1 g de propano. Se puede resumir este problema escribiendo una “cadena de conversiones” que muestre cómo se resolvió el problema.

$$96.1 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8}{44.09 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8} \times \frac{5 \text{ moles de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} \times \frac{32.0 \text{ g de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 349 \text{ g de } \text{O}_2$$

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Utilice las unidades como comprobación para verificar que haya utilizado los factores de conversión correctos (razones molares).

Esta es una manera conveniente de asegurar que las unidades finales son correctas. Abajo se resume el procedimiento que se ha seguido.



COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD De acuerdo con la ecuación balanceada, se requiere más O_2 (por moles) que C_3H_8 por un factor de 5. Debido a que la masa molar del C_3H_8 no es mucho mayor que la del O_2 , se debe esperar que se necesite una masa mayor de oxígeno, y la respuesta final confirma esto.

Autoevaluación

EJERCICIO 9.2 ¿Qué masa de dióxido de carbono se produce cuando 96.1 g de propano reaccionan con suficiente oxígeno?

Vea los problemas 9.23 al 9.26. ■

Autoevaluación

EJERCICIO 9.3 Calcule la masa del agua formada por la reacción completa de 96.1 g de propano con oxígeno.

Vea los problemas 9.23 al 9.26. ■

Hasta ahora en este capítulo se ha consumido una cantidad de tiempo considerable “pensando por completo” en los procedimientos para el cálculo de las masas de los reactivos y productos en las reacciones químicas. Estos procedimientos se pueden resumir en los siguientes pasos.

Pasos para calcular las masas de los reactivos y productos en las reacciones químicas

- Paso 1** Balancee la ecuación para la reacción.
- Paso 2** Convierta las masas de los reactivos o productos en moles.
- Paso 3** Use la ecuación balanceada para establecer la(s) razón(es) molar(es) apropiada(s).
- Paso 4** Use la(s) razón(es) molar(es) para calcular el número de moles de reactivo o producto deseado.
- Paso 5** Convierta de regreso de moles a masas.

Al proceso de utilizar una ecuación química para calcular las masas relativas de los reactivos y productos involucrados en una reacción se le llama **estequiometría**. Los químicos dicen que la ecuación balanceada para una reacción química describe la estequiometría de la reacción.

Ahora se considerarán unos cuantos ejemplos más que involucran la estequiometría química. Debido a que los ejemplos en el mundo real con frecuencia involucran masas muy grandes o muy pequeñas de las sustancias químicas que se expresan de manera más conveniente con notación científica, el ejemplo 9.5 tratará este caso.

EJEMPLO 9.5

Para repasar escritura de las fórmulas de los compuestos iónicos, vea el capítulo 5.

Cálculos estequiométricos: uso de la notación científica

El hidróxido de litio sólido se ha utilizado en los vehículos espaciales para eliminar el dióxido de carbono exhalado del entorno vivo. Los productos son carbonato de litio sólido y agua líquida. ¿Qué masa del dióxido de carbono gaseoso puede absorber 1.00×10^3 g de hidróxido de litio?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la masa del dióxido de carbono absorbido por 1.00×10^3 g de hidróxido de litio.

¿Qué se conoce?

- Los nombres de los reactivos y productos.
- Se comienza con 1.00×10^3 g de hidróxido de litio.
- Se pueden obtener las masas atómicas a partir de la tabla periódica.

¿Qué se necesita conocer?

- Se necesita conocer la ecuación balanceada para la reacción, pero primero se tienen que escribir las fórmulas para los reactivos y productos.
- Se necesitan las masas molares del hidróxido de litio y del dióxido de carbono.

¿Cómo se llega ahí?

Paso 1 Utilizando la descripción de la reacción se puede escribir la siguiente ecuación no balanceada.



La ecuación balanceada es:



Compruebe esto usted mismo.

Paso 2 Se convierte la masa dada del LiOH en moles utilizando su masa molar, la cual es de $6.941 \text{ g} + 16.00 \text{ g} + 1.008 \text{ g} = 23.95 \text{ g}$.

$$1.00 \times 10^3 \text{ g de LiOH} \times \frac{1 \text{ mol de LiOH}}{23.95 \text{ g de LiOH}} = 41.8 \text{ moles de LiOH}$$

Paso 3 La razón molar apropiada es

$$\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ moles de LiOH}}$$



El astronauta Sidney M. Gutierrez cambia los envases de hidróxido de litio en el transbordador espacial *Columbia*.

Paso 4 Utilizando esta masa molar se calculan los moles de CO_2 necesarios para reaccionar con la masa dada del LiOH .

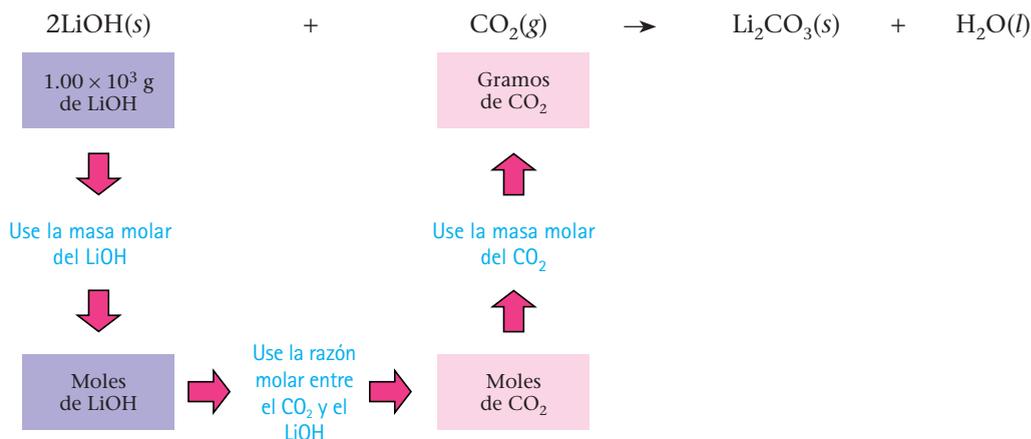
$$41.8 \frac{\text{moles de LiOH}}{\text{moles de LiOH}} \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ moles de LiOH}} = 20.9 \text{ moles de CO}_2$$

Paso 5 Se calcula la masa del CO_2 utilizando su masa molar (44.01 g).

$$20.9 \frac{\text{moles de CO}_2}{\text{moles de CO}_2} \times \frac{44.01 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 920. \text{ g de CO}_2 = 9.20 \times 10^2 \text{ g de CO}_2$$

Por tanto $1.00 \times 10^3 \text{ g}$ de $\text{LiOH}(s)$ pueden absorber 920.0 g de $\text{CO}_2(g)$.

Este problema se puede resumir como se indica a continuación.



La cadena de conversiones es

$$1.00 \times 10^3 \text{ g de LiOH} \times \frac{1 \text{ mol de LiOH}}{23.95 \text{ g de LiOH}} \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ moles de LiOH}} \times \frac{44.01 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 9.19 \times 10^2 \text{ g de CO}_2$$

FORJADOR DE HABILIDADES

MATEMÁTICAS

Acarrear las cifras significativas extra y redondear sólo al final da una respuesta de 919 g de CO_2 .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD De acuerdo con la ecuación balanceada, hay una razón molar de 2:1 del LiOH al CO_2 , y una razón de masa molar de alrededor de 1:2 de $\text{LiOH}:\text{CO}_2$ (23.95:44.01). Se debe esperar casi la misma masa de CO_2 que de LiOH y la respuesta lo confirma (1000 g en comparación con 920 g).

Autocomprobación

EJERCICIO 9.4

El ácido fluorhídrico, una disolución acuosa que contiene fluoruro de hidrógeno disuelto, se utiliza para grabar al aguafuerte el vidrio mediante reacción con la sílice, SiO_2 , en el vidrio para producir tetrafluoruro de silicio gaseoso y agua líquida. La ecuación no balanceada es la siguiente.



- Calcule la masa del fluoruro de hidrógeno necesaria para que reaccione con 5.68 g de sílice. *Sugerencia.* Piense con cuidado acerca del problema. ¿Cuál es la ecuación balanceada para la reacción? ¿Qué datos se proporcionan? ¿Qué necesita calcular? Dibuje un mapa del problema antes de realizar los cálculos.
- Calcule la masa del agua producida en la reacción descrita en el inciso a).

Vea los problemas 9.23 al 9.26. ■

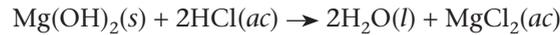
EJEMPLO 9.6

Cálculos estequiométricos: comparación de dos reacciones

El bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , se utiliza con frecuencia como antiácido. Neutraliza el exceso de ácido clorhídrico segregado por el estómago. La ecuación balanceada para la reacción es la siguiente.



La leche de magnesia, la cual es una suspensión acuosa de hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, también se utiliza como antiácido. La siguiente es la ecuación balanceada para la reacción.



¿Cuál antiácido consume más ácido estomacal: 1.00 g de NaHCO_3 o 1.00 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea comparar el poder de neutralización de dos antiácidos: NaHCO_3 y $\text{Mg}(\text{OH})_2$. En otras palabras, ¿cuántos moles de HCl reaccionarán con 1.00 g de cada antiácido?

¿Qué se conoce?

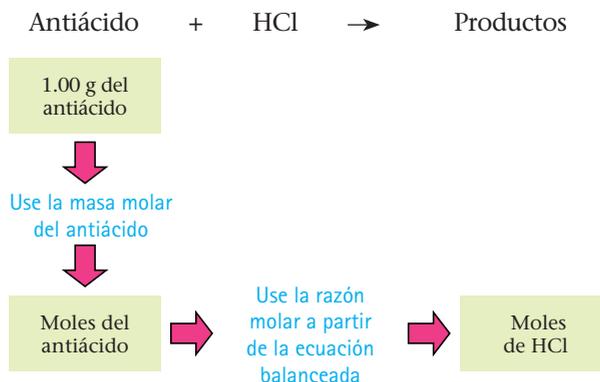
- La ecuación balanceada para las reacciones.
- Se comienza con 1.00 g de NaHCO_3 y de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- Se pueden obtener las masas atómicas a partir de la tabla periódica.

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere determinar las masas molares del NaHCO_3 y del $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

¿Cómo se llega allí?

El antiácido que reacciona con un número mayor de moles de HCl es el más efectivo debido a que neutralizará más moles del ácido. Un esquema para este procedimiento es:



Observe que en este caso no se necesita calcular cuántos gramos de HCl reaccionan; se puede responder la pregunta con los moles de HCl . Ahora se resolverá este problema para cada antiácido. Ambas ecuaciones están balanceadas, por lo que se procede con los cálculos.

Utilizando la masa molar del NaHCO_3 , la cual es de $22.99 \text{ g} + 1.008 \text{ g} + 12.01 \text{ g} + 3(16.00) \text{ g} = 84.01 \text{ g}$, se determinan los moles de NaHCO_3 en 1.00 g de NaHCO_3 .

Automóviles del futuro

Existe una gran preocupación acerca de cómo se está sosteniendo nuestro sistema de transporte individual frente a la amenaza de la escasez del petróleo (y los altos costos resultantes) y los retos del calentamiento global. La era de los grandes automóviles impulsados por gasolina como el medio de transporte principal en Estados Unidos parece que está llegando a su fin. El hecho de que los descubrimientos de petróleo no se estén equiparando con la demanda global en rápido incremento para este energético ha ocasionado que los precios se disparen hasta las nubes. Además, la combustión de la gasolina produce dióxido de carbono (alrededor de 1 lb de CO_2 por milla para muchos automóviles), lo cual se ha vinculado con el calentamiento global.

¿Así qué cómo será el automóvil del futuro en Estados Unidos? Parece que se está moviendo rápidamente hacia vehículos que tengan un componente eléctrico como parte del sistema de la unidad motriz. Los automóviles híbridos, los cuales utilizan un motor pequeño de gasolina en conjunto con una batería poderosa, han tenido bastante éxito. Al complementar el motor de gasolina pequeño, el cual sería inadecuado por sí mismo, con la potencia de la

batería, los automotores híbridos recorren de 40 a 50 millas por galón de gasolina. En este tipo de unidades se utilizan la batería y el motor para impulsar los neumáticos del automóvil a medida que se necesite.

Otro tipo de sistema que involucra un motor de gasolina y una batería es el llamado "automóvil híbrido enchufable". En éste la batería es la única fuente de energía para los neumáticos. El motor de gasolina sólo se emplea para cargar la batería a medida que se necesite. Un ejemplo de este tipo de vehículo es el Chevrolet Volt, el cual estaba programado para empezar a producirse en 2010. El Volt ha sido diseñado para recorrer alrededor de 40 millas por cada carga de batería. El automóvil se enchufaría en la noche a un tomacorriente casero normal para recargarla. Para viajes mayores de 40 millas, el motor de gasolina arrancararía para cargarla.

Otro tipo de "automóvil eléctrico" que se está probando es uno impulsado por una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno. Un ejemplo es el Clarity FCX de Honda, que almacena hidrógeno en un tanque con capacidad para 4.1 kg de H_2 , a una presión de 5000 lb por pulgada cuadrada. El H_2 es enviado a una celda de combustible, donde reacciona con el oxígeno del aire suministrado por un compresor de aire. Alrededor de 200 de estos automóviles se estarán probando al sur de California en los si-

$$1.00 \text{ g de NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84.01 \text{ g de NaHCO}_3} = 0.0119 \text{ moles de NaHCO}_3$$

$$= 1.19 \times 10^{-2} \text{ moles de NaHCO}_3$$

Después se determinan los moles de HCl utilizando la razón molar $\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de NaHCO}_3}$.

$$1.19 \times 10^{-2} \text{ moles de NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = 1.19 \times 10^{-2} \text{ moles de HCl}$$

Por tanto, 1.00 g de NaHCO_3 neutraliza 1.19×10^{-2} moles de HCl. Se necesita comparar este número de moles de HCl con el que neutraliza 1.00 g de Mg(OH)_2 .

Utilizando la masa molar del Mg(OH)_2 , la cual es de $24.31 \text{ g} + 2(16.00 \text{ g}) + 2(1.008 \text{ g}) = 58.33 \text{ g}$, se determinan los moles de Mg(OH)_2 en 1.00 g de Mg(OH)_2 .

$$1.00 \text{ g de Mg(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{58.33 \text{ g de Mg(OH)}_2} = 0.0171 \text{ moles de Mg(OH)}_2$$

$$= 1.71 \times 10^{-2} \text{ moles de Mg(OH)}_2$$

güentes tres años, arrendados a personas que vivan cerca de una de las tres estaciones de hidrógeno públicas de 24 horas. El Clarity recorre alrededor de 72 millas por kilogramo de hidrógeno. Una ventaja obvia de un automóvil impulsado por una celda de combustible de H_2/O_2 radica en que el producto de la combustión sólo es H_2O . Sin embargo, hay un problema (parece que siempre hay un problema). En la actualidad, 95% del hidrógeno producido se

obtiene por medio del gas natural (CH_4), y el CO_2 es un subproducto de este proceso. En la actualidad se está conduciendo una investigación intensa para encontrar maneras económicamente factibles de producir H_2 a partir del agua. Parece que los automóviles del futuro tendrán un componente motriz eléctrico. El que involucren una batería convencional o una celda de combustible dependerá de los desarrollos tecnológicos y de los costos.



Horizon Fuel Cell Technologies Pre., Ltd.

Aun los automóviles a escala se están volviendo "verdes". El H-racer de Horizon Fuel Cell Technologies utiliza una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno.



Cortesía de Honda Motors USA

El Honda FCX Clarity es impulsado por una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno.

Para determinar los moles de HCl que reaccionan con esta cantidad de $Mg(OH)_2$, se utiliza la razón molar $\frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2}$.

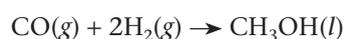
$$1.71 \times 10^{-2} \text{ mol de } Mg(OH)_2 \times \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2} = 3.42 \times 10^{-2} \text{ moles de HCl}$$

Por lo tanto, 1.00 g de $Mg(OH)_2$ neutralizan 3.42×10^{-2} moles de HCl. Ya se ha calculado que 1.00 g de $NaHCO_3$ sólo neutralizan 1.19×10^{-2} moles de HCl. Por lo tanto, el $Mg(OH)_2$ es un antiácido más efectivo que el $NaHCO_3$ con base en la masa.

Autocomprobación

EJERCICIO 9.5

En el ejemplo 9.6 se respondió una de las preguntas que se plantearon en la introducción para este capítulo. Ahora veamos si puede responder la otra pregunta planteada ahí. Determine qué masa del monóxido de carbono y qué masa del hidrógeno se requieren para formar 6.0 kg de metanol por medio de la reacción



Vea el problema 9.39. ■

9.4 Concepto del reactivo limitante

OBJETIVO Comprender qué significa el término "reactivo limitante".

Anteriormente en este capítulo se explicó la preparación de sándwiches. Recuerde que el proceso para prepararlos podría describirse como se indica a continuación.

2 rebanadas de pan + 3 rebanadas de carne + 1 rebanada de queso → 1 sándwich

En la explicación anterior siempre se adquirieron los ingredientes en las razones correctas para que se utilizaran todos los componentes, sin que sobrara nada.

Ahora suponga que un día llega al trabajo y encuentra las siguientes cantidades de ingredientes:

20 rebanadas de pan

24 rebanadas de carne

12 rebanadas de queso

¿Cuántos sándwiches puede preparar? ¿Qué sobraría?

Para resolver este problema se ve cuántos sándwiches se pueden preparar con cada componente.

$$\text{Pan} \quad 20 \text{ rebanadas de pan} \times \frac{1 \text{ sándwich}}{2 \text{ rebanadas de pan}} = 10 \text{ sándwiches}$$

$$\text{Carne} \quad 24 \text{ rebanadas de carne} \times \frac{1 \text{ sándwich}}{3 \text{ rebanadas de carne}} = 8 \text{ sándwiches}$$

$$\text{Queso} \quad 12 \text{ rebanadas de queso} \times \frac{1 \text{ sándwich}}{1 \text{ rebanada de queso}} = 12 \text{ sándwiches}$$

¿Cuántos sándwiches puede preparar? La respuesta es 8. Cuando se le acabe la carne, debe detener la preparación. La carne es el ingrediente limitante.

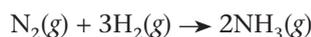
¿Qué sobraría? Preparar 8 sándwiches requiere 16 rebanadas de pan. Comienza con 20 rebanadas, por lo que le sobran 4. También utiliza 8 piezas de queso para los 8 sándwiches, por lo que le sobran $12 - 8 = 4$ rebanadas de queso.

En este ejemplo el ingrediente presente en mayor número (la carne) era en realidad el componente que limitaba el número de sándwiches que podía preparar. Esta situación se origina debido a que cada sándwich requiere 3 rebanadas de carne, más que la cantidad requerida de cualquier otro ingrediente.

Probablemente ha tratado con problemas de reactivo limitante la mayor parte de su vida. Por ejemplo, suponga que una receta para limonada requiere 1 taza de azúcar por cada 6 limones. Tiene 12 limones y 3 tazas de azúcar. ¿Cuál es el ingrediente limitante: los limones o el azúcar?*

► Un vistazo más cercano

Cuando las moléculas reaccionan entre sí para formar productos, surgen consideraciones muy similares a aquellas involucradas en la preparación de sándwiches. Estas ideas se pueden ilustrar con la reacción de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ para formar $\text{NH}_3(\text{g})$:



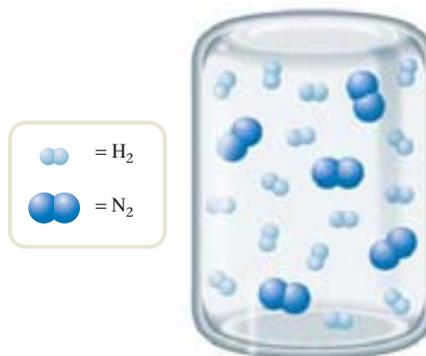
* La razón de los limones al azúcar que pide la receta es de 6 limones a 1 taza de azúcar. Se puede calcular el número de limones requeridos para "reaccionar con" 3 tazas de azúcar como se indica a continuación.

$$3 \text{ tazas de azúcar} \times \frac{6 \text{ limones}}{1 \text{ taza de azúcar}} = 18 \text{ limones}$$

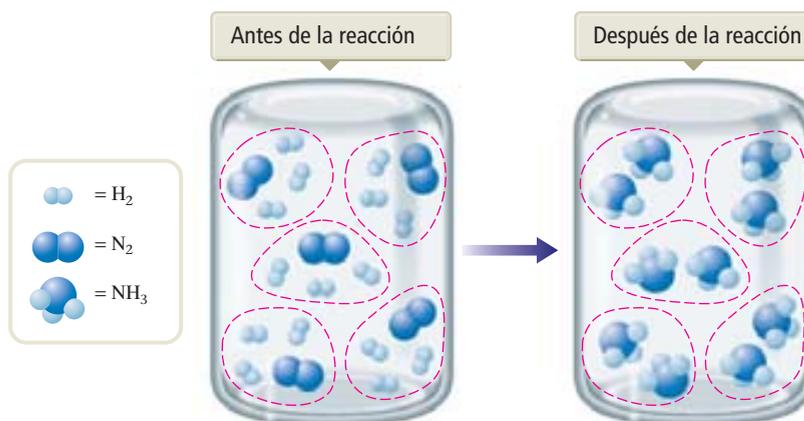
Por tanto, se requerirían 18 limones para emplear 3 tazas de azúcar. Sin embargo, sólo se tienen 12, por lo que los limones son los limitantes.

 El módulo 8a, **Estequiometría y reactivos limitantes (Pt. 1)**, cubre los conceptos de esta sección.

Considere el siguiente contenedor con $N_2(g)$ y $H_2(g)$:



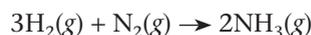
¿A qué se parecerá este contenedor si la reacción entre el N_2 y el H_2 procede hasta completarse? Para responder esta pregunta necesita recordar que cada N_2 requiere 3 moléculas de H_2 para formar 2 NH_3 . Para hacer las cosas más claras, se encerrarán en círculos los grupos de reactivos.



En este caso la mezcla de N_2 y H_2 contuvo exactamente el número de moléculas necesarias para formar NH_3 sin que sobre nada. Es decir, la razón del número de moléculas de H_2 a moléculas de N_2 era

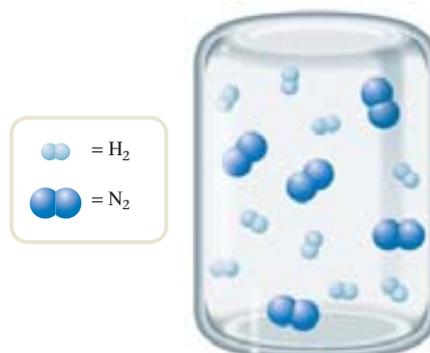
$$\frac{15 H_2}{5 N_2} = \frac{3 H_2}{1 N_2}$$

Esta razón coincide de manera exacta con los números en la ecuación balanceada

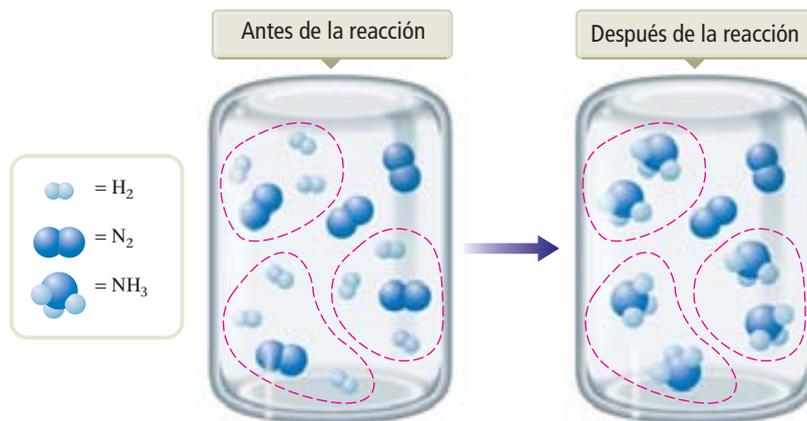


A este tipo de mezcla se le llama *mezcla estequiométrica*: una que contiene las cantidades relativas de los reactivos que coinciden con los números de la ecuación balanceada. En este caso se consumirán todos los reactivos para formar los productos.

Ahora considere otro contenedor con $N_2(g)$ y $H_2(g)$:



¿A qué se parecerá este contenedor si la reacción entre el $N_2(g)$ y el $H_2(g)$ procede hasta completarse? Recuerde que cada N_2 requiere 3 H_2 . Al encerrar en círculo los grupos de reactivos se tiene:



En este caso el hidrógeno (H_2) es el limitante. Es decir, las moléculas de H_2 se consumen antes de que lo hagan todas las moléculas de N_2 . En esta situación, la cantidad de hidrógeno limita la cantidad del producto (amoníaco) que puede formarse: el hidrógeno es el reactivo limitante. Sobran algunas moléculas de N_2 debido a que la reacción consume primero las moléculas de H_2 .

Para determinar cuánto producto puede formarse a partir de una mezcla dada de reactivos, se tiene que buscar el reactivo limitante: el que se consume primero y por tanto limita la cantidad del producto que se puede formar.

En algunos casos la mezcla de los reactivos podría ser estequiométrica, es decir, todos los reactivos se consumen al mismo tiempo. Sin embargo, en general no puede suponer que una mezcla dada de reactivos es estequiométrica, por lo que debe determinar si uno de los reactivos es limitante.

Al reactivo que se consume primero y por tanto limita las cantidades de los productos que pueden formarse se le llama **reactivo limitante**.

Hasta ahora se han considerado ejemplos donde los números de las moléculas de los reactivos podían contarse. En la “vida real” no puede contar las moléculas de manera directa, no puede verlas, e incluso si pudiera serían demasiadas como para contabilizarlas. En su lugar, debe contar por peso. Por tanto, se debe explorar cómo encontrar el reactivo limitante dadas las masas de los reactivos.

9.5

Cálculos que involucran un reactivo limitante

OBJETIVOS

Aprender a reconocer el reactivo limitante en una reacción. • Aprender a utilizar el reactivo limitante para realizar cálculos estequiométricos.

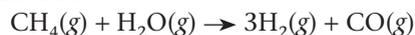
Los fabricantes de automóviles, bicicletas y electrodomésticos ordenan partes en la misma proporción en la que las utilizan en sus productos. Por ejemplo, un fabricante de automóviles ordena cuatro veces más neumáticos que motores y los de bicicletas ordenan el doble de pedales que de asientos. De manera similar, cuando se mezclan entre sí sustancias químicas de tal manera que puedan experimentar una reacción, con frecuencia se mezclan en cantidades estequiométricas, es decir, exactamente en las cantidades correctas para que todos los reactivos se “acaben”



© Chas/ Shutterstock

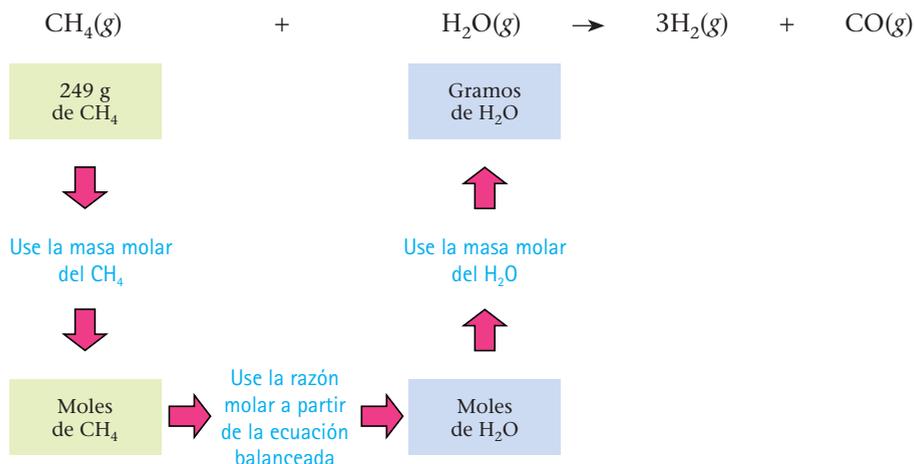
Un tractor remolca un tanque de amoníaco anhidro que se utiliza como fertilizante.

(consuman) al mismo tiempo. A efecto de clarificar este concepto, se considerará la producción de hidrógeno para su uso en la formación de amoníaco. Este último, un fertilizante muy importante por sí mismo y materia prima para otros fertilizantes, se forma combinando el nitrógeno del aire con hidrógeno. El hidrógeno para este proceso se produce por medio de la reacción del metano con agua de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada.



Se considera la pregunta: ¿Qué masa del agua se requiere para que reaccione de manera exacta con 249 g de metano? Es decir, ¿cuánta agua se consumirá por completo de los 249 g de metano sin que sobre metano o agua?

Este problema requiere las mismas estrategias que se desarrollaron en la sección anterior. De nuevo, es útil dibujar un mapa del problema.



go Chemistry El Módulo 8b, **Estequiometría y reactivos limitantes (Pt. 2)**, cubre los conceptos en esta sección.

Primero se convierte la masa del CH₄ a moles utilizando la masa molar del CH₄ (16.04 g/mol).

$$249 \text{ g de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16.04 \text{ g de CH}_4} = 15.5 \text{ moles de CH}_4$$

Debido a que en la ecuación balanceada 1 mol de CH₄ reacciona con 1 mol de H₂O, se tiene lo siguiente.

$$15.5 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4} = 15.5 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Por tanto, 15.5 moles de H₂O reaccionarán de manera exacta con la masa dada del CH₄. Al convertir 15.5 moles de H₂O a gramos (masa molar = 18.02 g/mol) se obtiene

$$15.5 \text{ moles de H}_2\text{O} \times \frac{18.02 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 279 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Este resultado significa que si se mezclan 249 g de metano con 279 g de agua, ambos reactivos “se acabarán” al mismo tiempo. Los reactivos se han mezclado en cantidades estequiométricas.

Por otro lado, si se mezclan 249 g de metano con 300 g de agua, el metano se consumirá antes de que se acabe el agua. El agua será *excesiva*. En este caso la cantidad de los productos formados estará determinada por la cantidad de metano presente. Una vez que éste se consume, no pueden formarse más productos aun cuando todavía quede algo de agua. En esta situación, la cantidad de metano *limita* la cantidad de los productos que puede formarse. Recuerde a partir de la sección 9.4 que a este reactivo se le llama *reactivo limitante*. En un problema estequiométrico donde los reactivos no se mezclan en cantidades estequiométricas es esencial determinar cuál reactivo es el

El reactivo que se consume primero limita las cantidades de los productos que pueden formarse.

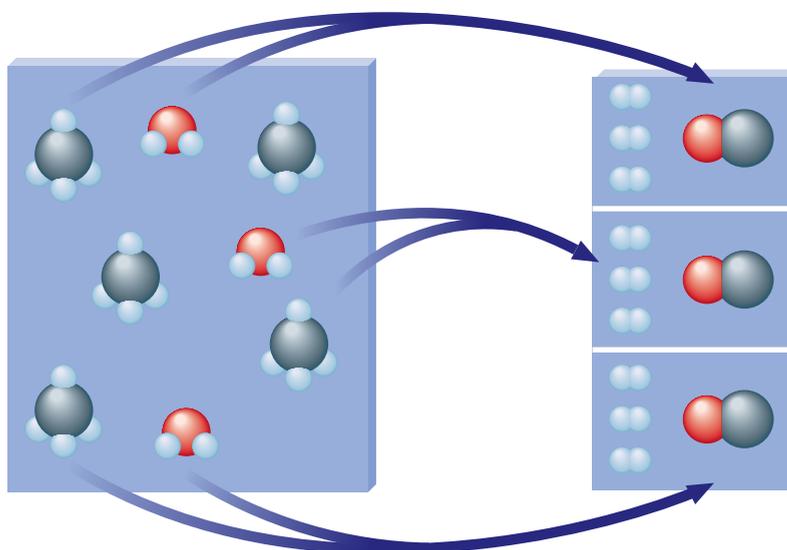


Figura 9.1

Una mezcla de 5CH_4 y $3\text{H}_2\text{O}$ experimenta la reacción $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow 3\text{H}_2(g) + \text{CO}(g)$. Observe que las moléculas de H_2O se acaban primero, dejando dos moléculas de CH_4 sin reaccionar.

limitante para calcular de manera correcta las cantidades de los productos que pueden formarse. En la figura 9.1 se ilustra este concepto. Observe a partir de esta figura que debido a que hay menos moléculas de agua que de CH_4 , el agua se consume primero. Después de que se acaban las moléculas de agua no pueden formarse más productos, por lo que en este caso el agua es el reactivo limitante.

EJEMPLO 9.7

Cálculos estequiométricos: identificación del reactivo limitante

Suponga que se mezclan 25.0 kg ($2.50 \times 10^4\text{ g}$) de gas nitrógeno con 5.00 kg ($5.00 \times 10^3\text{ g}$) de gas hidrógeno y reaccionan para formar amoníaco. Calcule la masa del amoníaco producido cuando esta reacción se completa.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

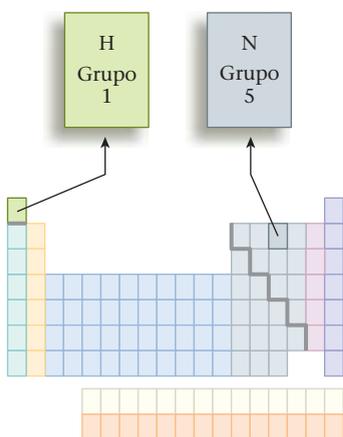
Se desea determinar la masa del amoníaco producido dadas las masas de ambos reactivos.

¿Qué se conoce?

- Los nombres de los reactivos y productos.
- Se comienza con $2.50 \times 10^4\text{ g}$ de gas nitrógeno y $5.00 \times 10^3\text{ g}$ de gas hidrógeno.
- Se pueden obtener las masas atómicas a partir de la tabla periódica.

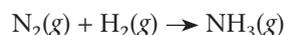
¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere conocer la ecuación balanceada para la reacción, pero primero se tienen que escribir las fórmulas para los reactivos y productos.
- Se necesitan las masas molares del gas nitrógeno, del gas hidrógeno y del amoníaco.
- Se requiere determinar el reactivo limitante.

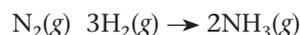


¿Cómo se llega allí?

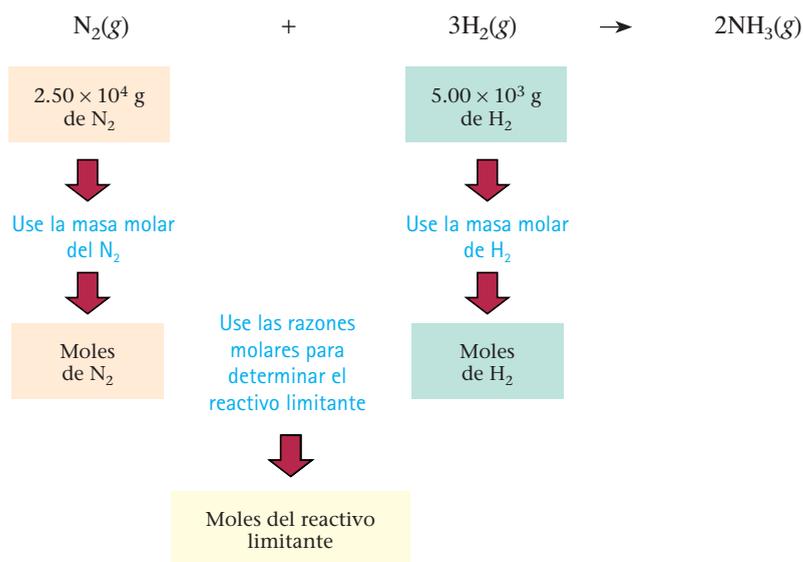
La ecuación no balanceada para la reacción es



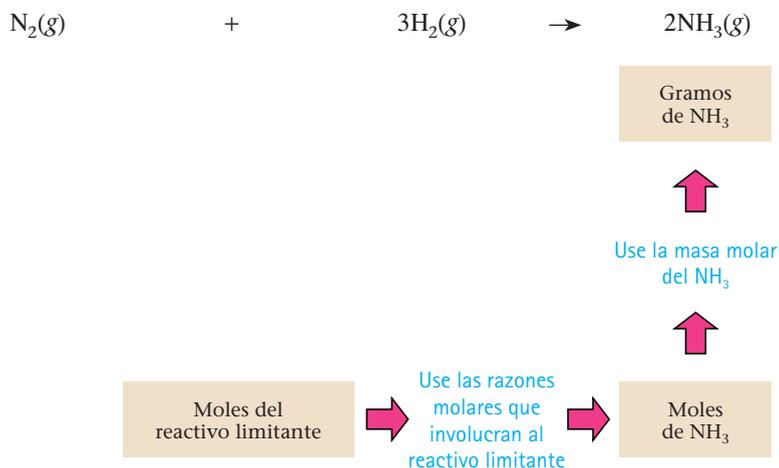
la cual conduce a la siguiente ecuación balanceada.



Este problema es diferente de los otros que se han resuelto hasta ahora, en que se mezclan entre sí *cantidades específicas de dos reactivos* juntos. Para saber cuánto producto se forma se debe determinar cuál reactivo se consume primero. Es decir, es preciso determinar cuál es el reactivo limitante en este experimento. Para esto se debe añadir un paso al procedimiento normal. Se puede mapear este proceso como se indica a continuación.



Ahora utilizaremos los moles del reactivo limitante para calcular los moles y luego los gramos del producto.

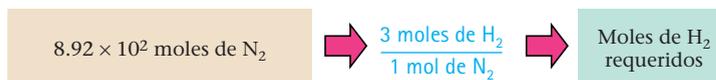


Primero se calculan los moles de los dos reactivos presentes.

$$2.50 \times 10^4 \text{ g de N}_2 \times \frac{1 \text{ mol de N}_2}{28.02 \text{ g de N}_2} = 8.92 \times 10^2 \text{ moles de N}_2$$

$$5.00 \times 10^3 \text{ g de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2.016 \text{ g de H}_2} = 2.48 \times 10^3 \text{ moles de H}_2$$

Ahora se determina cuál reactivo es el limitante (se consumirá primero). Se tienen 8.92×10^2 moles de N_2 . Se determinan *cuántos moles de H_2 se requieren para que reaccionen con esta cantidad de N_2* . Debido a que 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 , el número de moles de H_2 que se necesitan para que reaccionen por completo con 8.92×10^2 moles de N_2 se determina como se muestra a continuación.



$$8.92 \times 10^2 \text{ moles de } N_2 \times \frac{3 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol de } N_2} = 2.68 \times 10^3 \text{ moles de } H_2$$

¿Es el N_2 o el H_2 el reactivo limitante? La respuesta se deriva a partir de la comparación:

Moles de H_2 disponibles	menor que	Moles de H_2 requeridos
2.48×10^3		2.68×10^3

Se ve que 8.92×10^2 moles de N_2 requieren 2.68×10^3 moles de H_2 para reaccionar por completo. Sin embargo, sólo están presentes 2.48×10^3 moles de H_2 . Esto significa que el hidrógeno se consumirá antes que el nitrógeno se acabe, por lo que el hidrógeno es el *reactivo limitante* en esta situación particular.

Observe que en el esfuerzo por determinar el reactivo limitante, se podría haber empezado con la cantidad dada de hidrógeno y luego calculado los moles de nitrógeno requeridos.



$$2.48 \times 10^3 \text{ moles de } H_2 \times \frac{1 \text{ mol de } N_2}{3 \text{ moles de } H_2} = 8.27 \times 10^2 \text{ moles de } N_2$$

Por tanto, 2.48×10^3 moles de H_2 requieren 8.27×10^2 moles de N_2 . Debido a que en realidad están presentes 8.92×10^2 moles de N_2 , hay un exceso de nitrógeno.

Moles de N_2 disponibles	mayor que	Moles de N_2 requeridos
8.92×10^2		8.27×10^2

Siempre compruebe para ver, si lo hay, cuál reactivo es el limitante cuando se le proporcione las cantidades de dos o más reactivos.

Si el nitrógeno es excesivo, el hidrógeno se “acabará” primero; de nuevo se encuentra que el hidrógeno limita la cantidad de amoníaco formado.

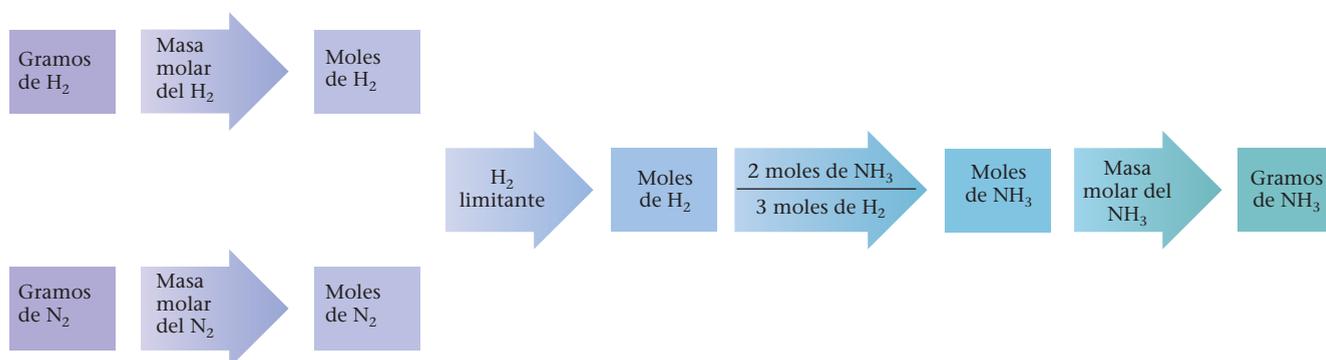
Debido a que los moles de H_2 presentes son el limitante, se debe utilizar esta cantidad para determinar los moles de NH_3 que pueden formarse.

$$2.48 \times 10^3 \text{ moles de } H_2 \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{3 \text{ moles de } H_2} = 1.65 \times 10^3 \text{ moles de } NH_3$$

Después se convierte de moles a masa de NH_3 .

$$1.65 \times 10^3 \text{ moles de } NH_3 \times \frac{17.03 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3} = 2.81 \times 10^4 \text{ g de } NH_3 = 28.1 \text{ kg de } NH_3$$

Por tanto, $25.0 \text{ kg de } N_2$ y $5.00 \text{ kg de } H_2$ pueden formar $28.1 \text{ kg de } NH_3$.

**Figura 9.2**

Mapa del procedimiento utilizado en el ejemplo 9.7.

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Si ningún reactivo fuera el limitante, se esperaría una respuesta de 30.0 kg de NH_3 debido a que la masa se conserva ($25.0 \text{ kg} + 5.0 \text{ kg} = 30.0 \text{ kg}$). Debido a que uno de los reactivos (H_2 en este caso) es el limitante, la respuesta debe ser menor que 30.0 kg, como de hecho es. ■

En la figura 9.2 se resume la estrategia utilizada en el ejemplo 9.7.

La siguiente lista resume los pasos a tomar en la resolución de problemas estequiométricos en los que se proporcionan las cantidades de dos (o más) reactivos.

Pasos para resolver problemas estequiométricos que involucran reactivos limitantes

- Paso 1** Escriba y balancee la ecuación para la reacción.
- Paso 2** Convierta las masas conocidas de los reactivos a moles.
- Paso 3** Utilizando los números de moles de los reactivos y las razones molares apropiadas, determine cuál reactivo es el limitante.
- Paso 4** Utilizando la cantidad del reactivo limitante y las razones molares apropiadas, calcule el número de moles del producto deseado.
- Paso 5** Convierta de moles de producto a gramos de producto utilizando la masa molar (si esto es requerido por el problema).

EJEMPLO 9.8

Cálculos estequiométricos: reacciones que involucran las masas de dos reactivos

El gas nitrógeno puede prepararse pasando amoníaco gaseoso sobre óxido de cobre(II) sólido a temperaturas altas. Los otros productos de la reacción son cobre sólido y vapor de agua. ¿Cuántos gramos de N_2 se forman cuando reaccionan 18.1 g de NH_3 con 90.4 g de CuO ?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la masa del nitrógeno producido dadas las masas de ambos reactivos.



El óxido de cobre(II) reacciona con amoníaco en un tubo calentado.

¿Qué se conoce?

- Los nombres o las fórmulas de los reactivos y productos.
- Se comienza con 18.1 g de NH_3 y 90.4 g de CuO .
- Se pueden obtener las masas atómicas a partir de la tabla periódica.

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere conocer la ecuación balanceada para la reacción, pero primero se tienen que escribir las fórmulas para los reactivos y productos.
- Se necesitan las masas molares del NH_3 , del CuO y del N_2 .
- Se debe determinar el reactivo limitante.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 A partir de la descripción del problema se obtiene la siguiente ecuación balanceada.



Paso 2 Después, a partir de las masas de los reactivos disponibles se deben calcular los moles de NH_3 (masa molar = 17.03 g) y de CuO (masa molar = 79.55 g).

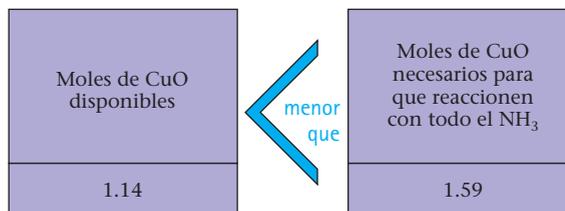
$$18.1 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_3}{17.03 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_3}} = 1.06 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

$$90.4 \text{ g de } \cancel{\text{CuO}} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CuO}}{79.55 \text{ g de } \cancel{\text{CuO}}} = 1.14 \text{ moles de } \text{CuO}$$

Paso 3 Para determinar cuál reactivo es el limitante, se utiliza la razón molar entre el CuO y el NH_3 .

$$1.06 \text{ moles de } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{3 \text{ moles de } \text{CuO}}{2 \text{ moles de } \cancel{\text{NH}_3}} = 1.59 \text{ moles de } \text{CuO}$$

Después se compara cuánto CuO se tiene con cuánto se necesita.



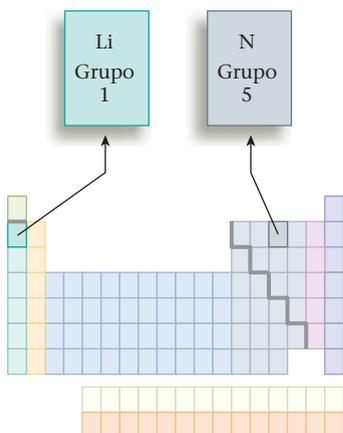
Por tanto, se requieren 1.59 moles de CuO para que reaccionen con 1.06 moles de NH_3 , pero en realidad sólo se tienen 1.14 moles de CuO . Como resultado, la cantidad de CuO es la limitante: se acabará antes que el NH_3 .

Paso 4 El CuO es el reactivo limitante, por lo que se debe utilizar la cantidad de éste en el cálculo de la cantidad de N_2 formado. Utilizando la razón molar entre el CuO y el N_2 a partir de la ecuación balanceada se tiene:

$$1.14 \text{ moles de } \cancel{\text{CuO}} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2}{3 \text{ moles de } \cancel{\text{CuO}}} = 0.380 \text{ moles de } \text{N}_2$$

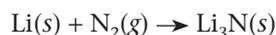
Paso 5 Utilizando la masa molar del N_2 (28.02), ahora se puede calcular la masa del N_2 producido.

$$0.380 \text{ moles de } \cancel{\text{N}_2} \times \frac{28.02 \text{ g de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{N}_2}} = 10.6 \text{ g de } \text{N}_2$$



Autocomprobación

EJERCICIO 9.6 El nitruro de litio, un compuesto iónico que contiene los iones Li^+ y N^{3-} , se prepara mediante la reacción del metal litio y el gas nitrógeno. Calcule la masa de nitruro de litio formado a partir de 56.0 g de gas nitrógeno y 56.0 g de litio en la reacción no balanceada



Vea los problemas 9.51 al 9.54. ■

9.6 Rendimiento porcentual

OBJETIVO Aprender a calcular el rendimiento real como un porcentaje del rendimiento teórico.

En la sección anterior se aprendió cómo calcular la cantidad de los productos formados cuando se mezclan entre sí cantidades específicas de reactivos. Al efectuar estos cálculos se considera el hecho de que la cantidad del producto está controlada por el reactivo limitante. Los productos paran de formarse cuando se acaba un reactivo.

A la cantidad del producto calculada de esta manera se le llama **rendimiento teórico** de ese producto; es decir, la cantidad de producto pronosticada a partir de las cantidades utilizadas de los reactivos. En el ejemplo 9.8, los 10.6 g de nitrógeno representan el rendimiento teórico. Este es la *cantidad máxima* de nitrógeno que puede producirse a partir de las cantidades de los reactivos utilizadas. Sin embargo, en realidad la cantidad del producto pronosticada (el rendimiento teórico) rara vez se obtiene. Esto se debe a la presencia de reacciones secundarias (otras reacciones que consumen uno o más de los reactivos o productos).

El *rendimiento real* del producto, el cual es la cantidad que *se obtiene en realidad*, con frecuencia se compara con el rendimiento teórico. A esta comparación, por lo regular expresada como un porcentaje, se le llama **rendimiento porcentual**.

El rendimiento porcentual es un indicador de la eficiencia de una reacción particular.

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\% = \text{rendimiento porcentual}$$

Por ejemplo, si la reacción considerada en el ejemplo 9.8 *en realidad* diera 6.63 g de nitrógeno en vez de los 10.6 g *pronosticados*, el rendimiento porcentual del nitrógeno sería:

$$\frac{6.63 \text{ g de } \text{N}_2}{10.6 \text{ g de } \text{N}_2} \times 100\% = 62.5\%$$

EJEMPLO 9.9

Cálculos estequiométricos: determinación del rendimiento porcentual

En la sección 9.1 se vio que el metanol puede producirse por medio de la reacción entre el monóxido de carbono y el hidrógeno. Se considera de nuevo este proceso. Suponga que reaccionan 68.5 kg (6.85×10^4 g) de $\text{CO}(g)$ con 8.60 kg (8.60×10^3 g) de $\text{H}_2(g)$.

- Calcule el rendimiento teórico del metanol.
- Si en realidad se producen 3.57×10^4 g de CH_3OH , ¿cuál es el rendimiento porcentual del metanol?

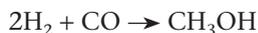
SOLUCIÓN a)

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el rendimiento teórico del metanol y el rendimiento porcentual dado un rendimiento real.

¿Qué se conoce?

- A partir de la sección 9.1 se conoce que la ecuación balanceada es:



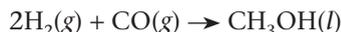
- Se comienza con 6.85×10^4 g de CO y 8.60×10^3 g de H_2 .
- Se pueden obtener las masas atómicas a partir de la tabla periódica.

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere determinar las masas molares del H_2 , del CO y del CH_3OH .
- Se necesita determinar el reactivo limitante.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 La ecuación balanceada es la siguiente.



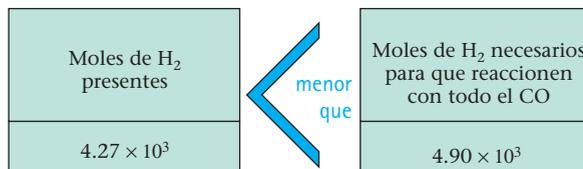
Paso 2 Después se calculan los moles de los reactivos.

$$6.85 \times 10^4 \text{ g de CO} \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{28.01 \text{ g de CO}} = 2.45 \times 10^3 \text{ moles de CO}$$

$$8.60 \times 10^3 \text{ g de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2.016 \text{ g de H}_2} = 4.27 \times 10^3 \text{ moles de H}_2$$

Paso 3 Ahora se determina cuál es el reactivo limitante. Utilizando la razón molar entre el CO y el H_2 a partir de la ecuación balanceada, se tiene lo siguiente.

$$2.45 \times 10^3 \text{ moles de CO} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de CO}} = 4.90 \times 10^3 \text{ moles de H}_2$$



Se ve que 2.45×10^3 moles de CO requieren 4.90×10^3 moles de H_2 . Debido a que en realidad sólo están presentes 4.27×10^3 moles de H_2 , *el H_2 es el limitante*.

Paso 4 Se considera la cantidad del H_2 y la razón molar entre el H_2 y el CH_3OH para determinar la cantidad máxima de metanol que puede producirse en la reacción.

$$4.27 \times 10^3 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{2 \text{ moles de H}_2} = 2.14 \times 10^3 \text{ moles de CH}_3\text{OH}$$

Esto representa el rendimiento teórico en moles.

Paso 5 Utilizando la masa molar del CH_3OH (32.04 g), se puede calcular el rendimiento teórico en gramos.

$$2.14 \times 10^3 \text{ moles de CH}_3\text{OH} \times \frac{32.04 \text{ g de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = 6.86 \times 10^4 \text{ g de CH}_3\text{OH}$$

Por tanto, a partir de las cantidades proporcionadas de los reactivos, la cantidad máxima de CH_3OH que puede formarse es 6.86×10^4 g. Este es el *rendimiento teórico*.

SOLUCIÓN b)

El rendimiento porcentual es

$$\frac{\text{Rendimiento real (gramos)}}{\text{Rendimiento teórico (gramos)}} \times 100\% = \frac{3.57 \times 10^4 \text{ g de CH}_3\text{OH}}{6.86 \times 10^4 \text{ g de CH}_3\text{OH}} \times 100\% = 52.0\%$$

Autocomprobación

EJERCICIO 9.7 El óxido de titanio(IV) es un compuesto blanco utilizado como pigmento colorante. De hecho, la página que está leyendo ahora es blanca debido a la presencia de este compuesto en el papel. El óxido de titanio (IV) sólido puede prepararse haciendo reaccionar cloruro de titanio(IV) gaseoso con gas oxígeno. Un segundo producto de esta reacción es el gas cloro.



- Suponga que reaccionan 6.71×10^3 g de cloruro de titanio(IV) con 2.45×10^3 g de oxígeno. Calcule la masa máxima del óxido de titanio(IV) que puede formarse.
- Si el rendimiento porcentual del TiO_2 es de 75%, ¿qué masa se forma en realidad?

Vea los problemas 9.63 y 9.64. ■

CAPÍTULO 9 REPASO

Términos clave

razón molar (9.2)
estequiometría (9.3)
reactivo limitante (9.4)

rendimiento teórico (9.6)
rendimiento porcentual (9.6)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

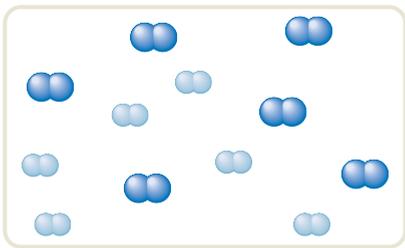
- Una ecuación balanceada relaciona los números de las moléculas de los reactivos y productos. También puede expresarse en términos de los números de moles de los reactivos y productos.
- Al proceso de utilizar la ecuación química para calcular las cantidades relativas de los reactivos y productos involucrados en una reacción se le llama *realización de cálculos estequiométricos*. Para convertir entre moles de reactivos y moles de productos se utilizan razones molares derivadas de la ecuación balanceada.
- Con frecuencia los reactivos no se mezclan en cantidades estequiométricas (no se “agotan” al mismo tiempo). En ese caso, se debe utilizar el reactivo limitante para calcular las cantidades de los productos formados.
- El rendimiento real de una reacción por lo general es menor que su rendimiento teórico y con frecuencia se expresa como un porcentaje del rendimiento teórico, al cual se le llama *rendimiento porcentual*.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Relacione la pregunta de aprendizaje activo 2 del capítulo 2 con los conceptos de la estequiometría química.
- Está preparando galletas y le falta un ingrediente clave: huevos. Tiene bastante de los otros ingredientes, excepto que sólo tiene 1.33 tazas de mantequilla y ningún huevo. Observa que la receta pide 2 tazas de mantequilla y 3 huevos (más los otros ingredientes) para preparar 6 docenas de galletas. Llama por teléfono a un amigo y le pide que le traiga algunos huevos.
 - ¿Cuántos huevos necesita?
 - Si utiliza toda la mantequilla (y obtiene los suficientes huevos), ¿cuántas galletas puede preparar? Desafortunadamente su amigo cuelga antes de que le diga cuántos huevos necesita. Cuando llega, le tiene una sorpresa: para ahorrar tiempo ha roto los huevos en un tazón para usted. Le pregunta cuántos trajo y le dice: “Todos, pero derramé un poco en el camino hasta aquí.” Pesa los huevos y encuentra que pesan 62.1 g. Suponiendo que un huevo promedio pesa 34.21 g:
 - ¿Cuánta mantequilla necesita para que reaccione con todos los huevos?
 - ¿Cuántas galletas puede preparar?
 - ¿Qué le sobraría: los huevos o la mantequilla?
 - ¿Cuánto le sobra?
 - Relacione esta pregunta con los conceptos de la estequiometría química.

- VP 3.** El nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) reaccionan para formar amoníaco (NH_3). Considere la mezcla de N_2 (●●) y H_2 (●●) en un contenedor cerrado como se ilustra abajo.

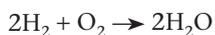


Suponiendo que las reacciones proceden hasta completarse, dibuje una representación de la mezcla producida. Explique cómo llegó a esta representación.

4. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción para la pregunta 3?
- $6N_2 + 6H_2 \rightarrow 4NH_3 + 4N_2$
 - $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
 - $N + 3H \rightarrow NH_3$
 - $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
 - $2N_2 + 6H_2 \rightarrow 4NH_3$

Para las opciones que no escogió, explique qué considera que esté incorrecto en ellas y justifique la opción que eligió.

5. Sabe que la sustancia química A reacciona con la sustancia química B. Hace reaccionar 10.0 g de A con 10.0 g de B. ¿Qué información necesita conocer para determinar la cantidad del producto que se formará? Explique.
6. Si reaccionan 10.0 g de gas de hidrógeno con 10.0 g de gas oxígeno de acuerdo con la ecuación



no se espera que se formen 20.0 g de agua. ¿Por qué no? ¿Qué masa del agua puede producirse con una reacción completa?

7. El reactivo limitante en una reacción:
- Tiene el coeficiente más bajo en una ecuación balanceada.
 - Es el reactivo para el que tiene el número menor de moles.
 - Tiene la razón más baja: moles disponibles/coeficiente en la ecuación balanceada.
 - Tiene la razón más baja: coeficiente en la ecuación balanceada/moles disponibles.
 - Ninguna de las anteriores.

Para las opciones que no escogió, explique qué considera que esté incorrecto en ellas y justifique la opción que eligió.

8. Dada la ecuación $3A + B \rightarrow C + D$, si reaccionan 4 moles de A con 2 moles de B, ¿cuál de los siguientes enunciados es verdadero?
- El reactivo limitante es el que tiene la masa molar más alta.
 - A es el reactivo limitante debido a que necesita 6 moles de A y tiene 4 moles.
 - B es el reactivo limitante debido a que tiene menos moles de B que de moles A.

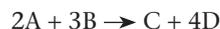
- B es el reactivo limitante debido a que tres moléculas de A reaccionan con cada molécula de B.
- Ningún reactivo es el limitante.

Para las opciones que no escogió, explique qué piensa que esté incorrecto en ellas y justifique la opción que eligió.

9. ¿Qué sucede al pesar una barra de hierro cuando se oxida?
- No hay cambio debido a que la masa siempre se conserva.
 - El peso aumenta.
 - El peso aumenta, pero si se raspa el óxido, la barra tiene el peso original.
 - El peso disminuye.

Justifique su elección y, para las opciones que no escogió, explique qué está incorrecto en ellas. Explique a qué se refiere algo que se oxida.

10. Considere la ecuación $2A + B \rightarrow A_2B$. Si mezclara 1.0 mol de A y 1.0 mol de B, ¿cuántos moles de A_2B pueden producirse?
11. ¿A qué se refiere el término *razón molar*? Proporcione un ejemplo de una razón molar y explique cómo se utiliza en la resolución de un problema de estequiometría.
12. ¿Cuál produciría un mayor número de moles del producto: una cantidad dada de gas hidrógeno que reacciona con un exceso de gas oxígeno para producir agua, o la misma cantidad de gas hidrógeno que reacciona con un exceso de gas nitrógeno para formar amoníaco? Sustente su respuesta.
13. Considere una reacción representada por la siguiente ecuación balanceada



Se encuentra con que requiere masas iguales de A y B para que no sobre ninguno de los reactivos. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero? Justifique su elección.

- La masa molar de A debe ser mayor que la masa molar de B.
 - La masa molar de A debe ser menor que la masa molar de B.
 - La masa molar de A debe ser igual a la masa molar de B.
14. Considere una ecuación química con dos reactivos que forma un producto. Si se conoce la masa de cada reactivo, ¿qué más necesita conocer para determinar la masa del producto? ¿Por qué ésta no es necesariamente la suma de las masas de los reactivos? Proporcione un ejemplo real de tal reacción y sustente su respuesta de manera matemática.
15. Considere la ecuación química balanceada



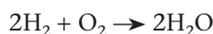
Cuando reaccionan masas iguales de A y B, ¿cuál es el limitante, A o B? Justifique su elección.

- Si la masa molar de A es mayor que la masa molar de B, entonces A debe ser el limitante.

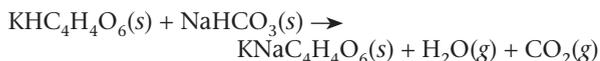
- b) Si la masa molar de A es menor que la masa molar de B, entonces A debe ser el limitante.
 c) Si la masa molar de A es mayor que la masa molar de B, entonces B debe ser el limitante.
 d) Si la masa molar de A es menor que la masa molar de B, entonces B debe ser el limitante.

16. ¿Cuál de las siguientes mezclas de reacción produciría la mayor cantidad de producto suponiendo que procede por completo? Justifique su elección.

Cada una involucra la reacción simbolizada por la ecuación



- a) 2 moles de H_2 y 2 moles de O_2 .
 b) 2 moles de H_2 y 3 moles de O_2 .
 c) 2 moles de H_2 y 1 mol de O_2 .
 d) 3 moles de H_2 y 1 mol de O_2 .
 e) Cada una produciría la misma cantidad de producto.
17. El polvo para hornear es una mezcla de crema de tártaro ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$) y bicarbonato de sodio (NaHCO_3). Cuando se coloca en un horno a temperaturas de cocción comunes (por ejemplo, como parte de un pastel), experimenta la siguiente reacción (el CO_2 hace que el pastel se eleve):



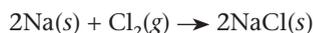
Un día decide preparar un pastel y la receta pide polvo para hornear, del cual desafortunadamente carece. Tiene crema de tártaro y bicarbonato de sodio, por lo que utiliza la estequiometría para encontrar cuánto mezclar de cada uno.

De las siguientes opciones, ¿cuál es la mejor manera de preparar polvo para hornear? Las cantidades en las opciones están dadas en cucharaditas (es decir, utilizará una cucharilla de té para medir el bicarbonato de sodio y la crema de tártaro). Justifique su elección.

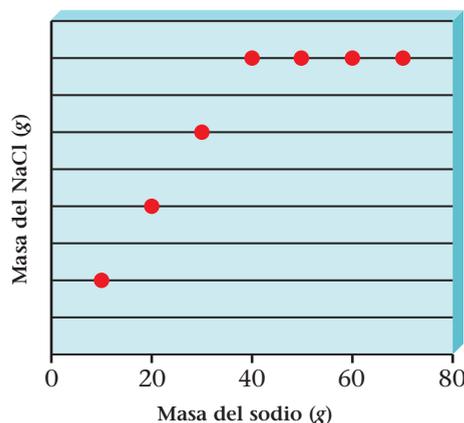
Suponga que una cucharadita de crema de tártaro tiene la misma masa que una cucharadita de bicarbonato de sodio.

- a) Adicionar cantidades iguales de bicarbonato de sodio y de crema de tártaro.
 b) Añadir un poco más del doble de crema de tártaro que de bicarbonato de sodio.
 c) Adicionar un poco más del doble de bicarbonato de sodio que de crema de tártaro.
 d) Añadir más crema de tártaro que bicarbonato de sodio, pero no tanto como el doble.
 e) Adicionar más bicarbonato de sodio que crema de tártaro, pero no tanto como el doble.

- VP** 18. Tiene siete contenedores cerrados cada uno con masas iguales de gas cloro (Cl_2). Adiciona 10.0 g de sodio a la primera muestra, 20.0 g de sodio a la segunda muestra y así sucesivamente (adicionando 70.0 g a la séptima muestra). El sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio de acuerdo con la ecuación



Después de que se completa cada reacción, recolecta y mide la cantidad del cloruro de sodio formado. A continuación se muestra una gráfica de sus resultados.



Responda las siguientes preguntas:

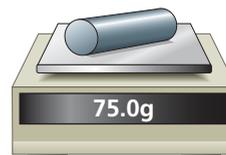
- a) Explique la forma de la gráfica.
 b) Calcule la masa del NaCl formado cuando se utilizan 20.0 g de sodio.
 c) Calcule la masa del Cl_2 en cada contenedor.
 d) Calcule la masa del NaCl formado cuando se utilizan 50.0 g de sodio.
 e) Identifique el reactivo sobrante y determine su masa para los incisos b y d.

- VP** 19. Tiene una sustancia química en un contenedor de vidrio sellado llenado con aire. El arreglo se coloca en una balanza como se muestra abajo. La sustancia química se enciende enfocando en el reactivo la luz solar con una lupa. Después que la sustancia química se ha quemado por completo, ¿cuál de los siguientes enunciados es verdadero? Explique su respuesta.



- a) La balanza leerá menos de 250.0 g.
 b) La balanza leerá 250.0 g.
 c) La balanza leerá más de 250.0 g.
 d) No puede determinarse sin conocer la identidad de la sustancia química.

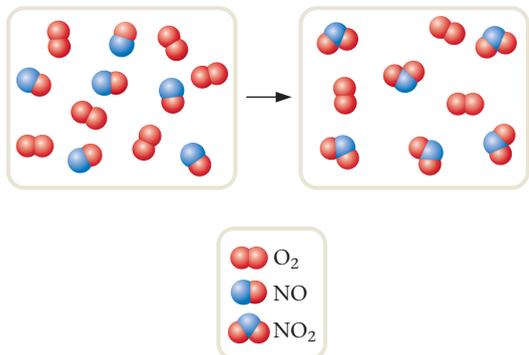
- VP** 20. Considere una barra de hierro en una balanza como se muestra.



A medida que la barra se oxida, ¿cuál de los siguientes enunciados es verdadero? Justifique su respuesta.

- a) La balanza leerá menos de 75.0 g.
 b) La balanza leerá 75.0 g.
 c) La balanza leerá más de 75.0 g.
 d) La balanza leerá más de 75.0 g, pero si se retira la barra, se le raspa el óxido y se vuelve a colocar en la balanza, leerá 75.0 g.

- VP 21.** Considere la reacción entre el $\text{NO}(\text{g})$ y el $\text{O}_2(\text{g})$ representada abajo.



¿Cuál es la ecuación balanceada para esta reacción y cuál es el reactivo limitante?

Preguntas y problemas

9.1 Información proporcionada por las ecuaciones químicas

PREGUNTAS

- ¿Qué indican los coeficientes de una ecuación química balanceada acerca de las proporciones en las que reaccionan los átomos y moléculas en una base individual (microscópica)?
- ¿Qué indican los coeficientes de una ecuación química balanceada acerca de las proporciones en las que reaccionan las sustancias en una base macroscópica (mol)?
- Aunque la *masa* es una propiedad de la materia que se puede medir de manera conveniente en el laboratorio, los coeficientes de una ecuación química balanceada *no* se interpretan de manera directa con base en la masa. Explique por qué.
- Para la ecuación química balanceada $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$, explique por qué *no* se espera que se produzcan 2 g de HBr si reacciona 1 g de H_2 con 1 g de Br_2 .

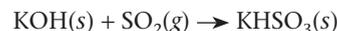
PROBLEMAS

- Para las siguientes reacciones, provea la ecuación balanceada de la reacción y enuncie el significado de la ecuación en términos de los números de las *moléculas individuales* y de los *moles de las moléculas*.
 - $\text{PCl}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{g})$
 - $\text{XeF}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Xe}(\text{g}) + \text{HF}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{S}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NO}_2(\text{g})$
 - $\text{NaHSO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Para cada una de las siguientes reacciones, balancee la ecuación química y enuncie el *significado* estequiométrico de la ecuación en términos de los números de las *moléculas individuales* que reaccionan y en término de los *moles de las moléculas* que reaccionan.
 - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $\text{Mg}(\text{s}) + \text{P}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2(\text{s})$
 - $\text{Si}(\text{s}) + \text{S}_8(\text{s}) \rightarrow \text{Si}_2\text{S}_4(\text{l})$
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

9.2 Relaciones mol-mol

PREGUNTAS

- Considere la reacción representada por la siguiente ecuación química.



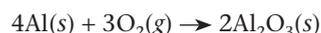
Dado que los coeficientes de la ecuación química balanceada son todos iguales a 1, se sabe que exactamente 1 g de KOH reaccionará exactamente con 1 g de SO_2 . ¿Falso o verdadero? Explique.

- Para la ecuación química balanceada en la descomposición de peróxido de hidrógeno



explique por qué se sabe que la descomposición de 2 g de peróxido de hidrógeno *no* producirá 2 g de agua y 1 g de gas oxígeno.

- Considere la ecuación química balanceada



¿Qué razón molar utilizaría para calcular cuántos moles de gas oxígeno se necesitarían para que reaccionen por completo con un número dado de moles del metal aluminio? ¿Cuál razón molar utilizaría para calcular el número de moles del producto que esperaría si un número dado de moles del metal aluminio reaccionan por completo?

- Considere la ecuación química balanceada



¿Cuál razón molar utilizaría para calcular el número de moles de ácido sulfúrico necesarios para que reaccionen por completo con un número dado de moles de óxido de hierro (III)? ¿Cuáles razones molares utilizaría para calcular el número de moles de cada producto que se producirían si un número dado de moles de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ reaccionan por completo?

PROBLEMAS

- Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas balanceadas, calcule cuántos *moles* del(de los) producto(s) resultarían si fueran a reaccionar por completo 0.500 moles del primer reactivo.
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + 2\text{AgNO}_3(\text{ac}) \rightarrow 2\text{AgCl}(\text{s}) + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
 - $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
 - $3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
- Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas balanceadas, calcule cuántos *moles* del(de los) producto(s) se generarían si fueran a reaccionar por completo 0.250 moles del primer reactivo.
 - $4\text{Bi}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Bi}_2\text{O}_3(\text{s})$
 - $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $\text{SiCl}_4(\text{l}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{SiO}_2(\text{s}) + 4\text{HCl}(\text{g})$
 - $2\text{N}_2(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 4\text{HNO}_3(\text{ac})$
- Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas balanceadas, calcule cuántos *gramos* del(de los)

producto(s) se generarían por medio de la reacción completa de 0.125 moles del primer reactivo.

- a) $\text{AgNO}_3(ac) + \text{LiOH}(ac) \rightarrow \text{AgOH}(s) + \text{LiNO}_3(ac)$
 b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + 3\text{CaCl}_2(ac) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(ac) + 3\text{CaSO}_4(s)$
 c) $\text{CaCO}_3(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{CaCl}_2(ac) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $2\text{C}_4\text{H}_{10}(g) + 13\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(g)$

14. Para las siguientes ecuaciones químicas balanceadas, calcule cuántos *gramos* del(de los) producto(s) se generarían por medio de la reacción completa de 0.750 moles del primer (o único) reactivo.

- a) $\text{C}_5\text{H}_{12}(l) + 8\text{O}_2(g) \rightarrow 5\text{CO}_2(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$
 b) $2\text{CH}_3\text{OH}(l) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{CO}_2(g)$
 c) $\text{Ba}(\text{OH})_2(ac) + \text{H}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{BaHPO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(ac) \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(ac) + 2\text{CO}_2(g)$

15. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, indique cuántos *moles* del *segundo reactivo* se requerirían para que reaccionen de manera exacta con *0.275 moles del primer reactivo*. Enuncie de manera clara la razón molar utilizada para la conversión.

- a) $\text{Cl}_2(g) + \text{KI}(ac) \rightarrow \text{I}_2(s) + \text{KCl}(ac)$
 b) $\text{Co}(s) + \text{P}_4(s) \rightarrow \text{Co}_3\text{P}_2(s)$
 c) $\text{Zn}(s) + \text{HNO}_3(ac) \rightarrow \text{ZnNO}_3(ac) + \text{H}_2(g)$
 d) $\text{C}_3\text{H}_{12}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$

16. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, indique cuántos *moles del primer producto* se generan si se forman *0.625 moles del segundo producto*. Enuncie de manera clara la razón molar utilizada para cada conversión.

- a) $\text{KO}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + \text{KOH}(s)$
 b) $\text{SeO}_2(g) + \text{H}_2\text{Se}(g) \rightarrow \text{Se}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + \text{Al}(s) \rightarrow \text{Fe}(l) + \text{Al}_2\text{O}_3(s)$

9.3 Cálculo de las masas

PREGUNTAS

17. ¿Qué cantidades sirven como el factor de conversión entre la masa de una muestra y cuántos moles contiene la muestra?
 18. ¿A qué se refiere la aseveración de que la ecuación química balanceada para una reacción describe la *estequiometría* de la reacción?

PROBLEMAS

19. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule cuántos *moles* de cada sustancia representan las siguientes masas.
 a) 4.15 g de silicio, Si
 b) 2.72 mg de cloruro de oro(III), AuCl_3
 c) 1.05 kg de azufre, S
 d) 0.000901 g de cloruro de hierro(III), FeCl_3
 e) 5.62×10^3 g de óxido de magnesio, MgO
 20. Utilizando las masas atómicas promedio proveídas en el interior de la portada frontal de este libro, calcule cuántos *moles* de cada sustancia representan las siguientes masas.

- a) 72.4 mg de argón, Ar
 b) 52.7 g de disulfuro de carbono, CS_2
 c) 784 kg de hierro, Fe
 d) 0.00104 g de cloruro de calcio, CaCl_2
 e) 1.26×10^3 g de sulfuro de níquel(II), NiS

21. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule la *masa en gramos* de cada una de las siguientes muestras.

- a) 2.17 moles de germanio, Ge
 b) 4.24 mmol de cloruro de plomo(II) (1 mmol = 1/1000 mol)
 c) 0.0971 moles de amoníaco, NH_3
 d) 4.26×10^3 moles de hexano, C_6H_{14}
 e) 1.71 moles de monocloruro de yodo, ICl

22. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule la *masa en gramos* de cada una de las siguientes muestras.

- a) 2.23 moles de propano, C_3H_8
 b) 9.03 mmol de argón, Ar (1 mmol = 1/1000 mol)
 c) 5.91×10^6 moles de dióxido de silicio, SiO_2
 d) 0.000104 moles de cloruro de cobre(II), CuCl_2
 e) 0.000104 moles de cloruro de cobre(I), CuCl

23. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, calcule cuántos *moles* del segundo reactivo se requerirían para que reaccionen por completo con *0.413 moles* del primer reactivo.

- a) $\text{Co}(s) + \text{F}_2(g) \rightarrow \text{CoF}_3(s)$
 b) $\text{Al}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + \text{H}_2(g)$
 c) $\text{K}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{KOH}(ac) + \text{H}_2(g)$
 d) $\text{Cu}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}(s)$

24. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, calcule cuántos *moles* del segundo reactivo se requerirían para que reaccionen por completo con *0.557 gramos* del primer reactivo.

- a) $\text{Al}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{AlBr}_3(s)$
 b) $\text{Hg}(s) + \text{HClO}_4(ac) \rightarrow \text{Hg}(\text{ClO}_4)_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 c) $\text{K}(s) + \text{P}(s) \rightarrow \text{K}_3\text{P}(s)$
 d) $\text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CCl}_4(l) + \text{HCl}(g)$

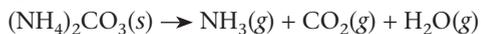
25. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, calcule cuántos *gramos de cada producto* se generarían por medio de la reacción completa de 12.5 g del reactivo indicado en **negritas**. Indique de manera clara la razón molar utilizada para la conversión.

- a) $\text{TiBr}_4(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Ti}(s) + \text{HBr}(g)$
 b) **$\text{SiH}_4(g)$** + $\text{NH}_3(g) \rightarrow \text{Si}_3\text{N}_4(s) + \text{H}_2(g)$
 c) $\text{NO}(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) **$\text{Cu}_2\text{S}(s)$** $\rightarrow \text{Cu}(s) + \text{S}(g)$

26. Para cada una de las siguientes ecuaciones *no balanceadas*, calcule cuántos *gramos de cada producto* se generarían por medio de la reacción completa de 15.0 g del reactivo indicado en **negritas**.

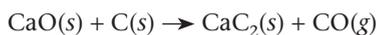
- a) **$2\text{BCl}_3(s)$** + $3\text{H}_2(g) \rightarrow 2\text{B}(s) + 6\text{HCl}(g)$
 b) **$2\text{Cu}_2\text{S}(s)$** + $3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}(s) + 2\text{SO}_2(g)$
 c) $2\text{Cu}_2\text{O}(s) + \text{Cu}_2\text{S}(s) \rightarrow 6\text{Cu}(s) + \text{SO}_2(g)$
 d) $\text{CaCO}_3(s) + \text{SiO}_2(s) \rightarrow \text{CaSiO}_3(s) + \text{CO}_2(g)$

27. Las “sales aromáticas”, que se utilizan para despertar a alguien que se ha desmayado, por lo regular contienen carbonato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, el cual se descompone rápidamente para formar amoníaco, dióxido de carbono y agua. El aroma fuerte del amoníaco por lo regular restablece la conciencia en la persona desmayada. La ecuación no balanceada es



Calcule la masa del gas amoníaco que se produce si se descomponen por completo 1.25 g de carbonato de amonio.

28. El carburo de calcio, CaC_2 , puede producirse en un horno eléctrico calentando de manera intensa el óxido de calcio (cal) con carbono. La ecuación no balanceada es

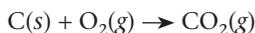


El carburo de calcio es útil debido a que reacciona rápidamente con el agua para formar el gas inflamable acetileno, C_2H_2 , el cual se utiliza en gran medida en la industria de la soldadura. La ecuación no balanceada es

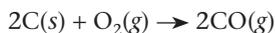


¿Qué masa del gas acetileno, C_2H_2 , se produciría por medio de la reacción completa de 3.75 g de carburo de calcio?

29. Cuando se quema el carbono elemental en la atmósfera abierta, con abundancia de gas oxígeno presente, el producto es el dióxido de carbono.



Sin embargo, cuando se restringe la cantidad de oxígeno presente durante la combustión del carbono, es más probable que se forme monóxido de carbono.



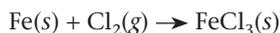
¿Qué masa de cada producto se espera cuando se quema una muestra de 5.00 g de carbono puro bajo cada una de estas condiciones?

30. Si el bicarbonato de sodio (hidrógeno carbonato de sodio) se calienta de manera intensa, ocurre la siguiente reacción:



Calcule la masa del carbonato de sodio que permanecerá si se calienta una muestra de 1.52 g de hidrógeno carbonato de sodio.

31. Aunque por lo regular se piensa que las sustancias sólo se “queman” en gas oxígeno, el proceso de oxidación rápida para producir una flama también puede llevarse a cabo con otros gases intensamente oxidantes. Por ejemplo, cuando se calienta el hierro y se coloca en gas cloro puro, el hierro se “quema” de acuerdo con la siguiente reacción (no balanceada):



¿Cuántos miligramos de cloruro de hierro (III) se producen cuando reaccionan 15.5 mg de hierro con un exceso de gas cloro?

32. Cuando se adiciona levadura a una disolución de glucosa o fructosa, se dice que los azúcares experimentan *fermentación* y se produce alcohol etílico.



La anterior es la reacción por medio de la cual se produce vino a partir del jugo de uva. Calcule la masa del alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, producido cuando 5.25 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, experimentan esta reacción.

33. El ácido sulfuroso es inestable en disolución acuosa y se descompone de manera gradual a agua y gas dióxido de azufre (lo cual explica el olor asfixiante asociado con las disoluciones del ácido sulfuroso).



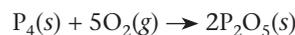
Si 4.25 g de ácido sulfuroso experimentan esta reacción, ¿qué masa de dióxido de azufre se libera?

34. Pueden generarse pequeñas cantidades de gas amoníaco en el laboratorio calentando sal de amonio con una base fuerte. Por ejemplo, el cloruro de amonio reacciona con el hidróxido de sodio de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada.



¿Qué masa del gas amoníaco se produce si reaccionan por completo 1.39 g de cloruro de amonio?

35. El fósforo elemental se quema en el oxígeno con una flama intensamente caliente, generando una luz brillante y nubes del producto óxido. Estas propiedades de la combustión del fósforo han conducido a que sea utilizado en bombas y dispositivos incendiarios para la guerra.



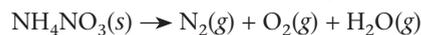
Si se queman 4.95 g de fósforo, ¿qué masa de oxígeno se combina con él?

36. Aunque se tiende a utilizar menos el mercurio en estos días debido a los problemas ambientales creados por su deposición inapropiada, sigue siendo un metal importante debido a su propiedad inusual de existir como líquido a temperatura ambiente. Un proceso por medio del cual se produce mercurio de manera industrial es a través del calentamiento de su mena común cinabrio (sulfuro mercuríco, HgS) con cal (óxido de calcio, CaO).



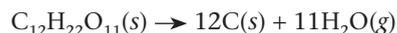
¿Qué masa de mercurio se produciría por medio de la reacción completa de 10.0 g de HgS ?

37. El nitrato de amonio se ha utilizado como un potente explosivo debido a que es inestable y se descompone en varias sustancias gaseosas. La expansión rápida de estas sustancias produce la fuerza explosiva.



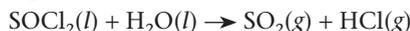
Calcule la masa de cada producto gaseoso si reaccionan 1.25 g de nitrato de amonio.

38. Si los azúcares comunes se calientan de manera muy intensa, se carbonizan a medida que se descomponen en carbono y vapor de agua. Por ejemplo, si se calienta la sacarosa (azúcar de mesa), la reacción es



¿Qué masa del carbono se produce si se descomponen por completo 1.19 g de sacarosa?

39. El cloruro de tionilo, SOCl_2 , se utiliza como un agente secador muy poderoso en varios experimentos químicos sintéticos en los que la presencia de incluso cantidades pequeñas de agua serían perjudiciales. La ecuación química no balanceada es



Calcule la masa del agua consumida por la reacción completa de 35.0 g de SOCl_2 .

- F** 40. En el segmento “Química en enfoque” *Automóviles del futuro*, se afirma que la combustión de la gasolina para algunos automóviles ocasiona que se produzca alrededor de 1 lb de CO_2 por cada milla recorrida.

Calcule el rendimiento de la gasolina de un automóvil que produce 1 lb de CO_2 por cada milla recorrida. Suponga que la gasolina tiene una densidad de 0.75 g/mL y es 100% octano (C_8H_{18}). Mientras esta última parte no es verdadera, es lo bastante cercana para una estimación. La reacción puede representarse por medio de la ecuación química *no* balanceada.



9.5 Cálculos que involucran un reactivo limitante

PREGUNTAS

41. Imagine que está chateando con una amiga que aún no ha tomado un curso de química. ¿Cómo le explicaría el concepto de *reactivo limitante*? Su libro de texto utiliza como ejemplo una analogía de un fabricante de automóviles que ordena cuatro neumáticos por cada motor ordenado. ¿Puede pensar en otra analogía que le permitiera a su amiga a comprender el concepto?
42. Explique cómo se determina cuál es el reactivo limitante en un proceso. ¿Esto sólo depende de las masas de los reactivos presentes? ¿Está involucrada la razón molar en la que se combinan los reactivos?
43. ¿Qué es el *rendimiento teórico* de una reacción y cómo depende esta cantidad del reactivo limitante?
44. ¿A qué se refiere la afirmación de que un reactivo está presente “en exceso” en un proceso? ¿El *reactivo limitante* puede estar en esta condición? ¿El exceso de un reactivo afecta la masa de los productos esperados para una reacción?

PROBLEMAS

45. Para cada una de las siguientes reacciones *no balanceadas* suponga que se toman exactamente 5.00 g de *cada reactivo*. Determine cuál es el reactivo limitante y qué masa del reactivo en exceso permanecerá después de que se consuma el reactivo limitante.
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3(s) + \text{Na}_2\text{SO}_4(ac)$
 - $\text{CaC}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(s) + \text{C}_2\text{H}_2(g)$
 - $\text{NaCl}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(l) \rightarrow \text{HCl}(g) + \text{Na}_2\text{SO}_4(s)$
 - $\text{SiO}_2(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{Si}(l) + \text{CO}(g)$
46. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas*, suponga que se toman exactamente 5.00 g de *cada* reactivo. Determine cuál es el reactivo

limitante y calcule qué masa de cada producto se espera (suponiendo que el reactivo limitante se consume por completo).

- $\text{S}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{SO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{MnO}_2(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(l) \rightarrow \text{Mn}(\text{SO}_4)_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{H}_2\text{S}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{AgNO}_3(ac) + \text{Al}(s) \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{Al}(\text{NO}_3)_3(ac)$

47. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas* suponga que se toman exactamente 10.00 g de *cada* reactivo. Muestre por medio del cálculo cuál es el reactivo limitante. Calcule la masa de cada producto esperado.

- $\text{C}_3\text{H}_8(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
- $\text{Al}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{AlCl}_3(s)$
- $\text{NaOH}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{NaHCO}_3(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{NaCl}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CO}_2(g)$

48. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas* suponga que se toma exactamente 1.00 g de *cada* reactivo. Determine cuál es el reactivo limitante y calcule qué masa de cada producto mostrado en negritas se espera (suponiendo que el reactivo limitante se consume por completo).

- $\text{CS}_2(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{SO}_2(g)$
- $\text{NH}_3(g) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{CN}_2\text{H}_4\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
- $\text{H}_2(g) + \text{MnO}_2(s) \rightarrow \text{MnO}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
- $\text{I}_2(l) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{ICl}(g)$

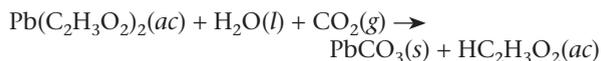
49. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas*, suponga que se toma exactamente 1.0 g de *cada* reactivo. Muestre por medio del cálculo cuál es el reactivo limitante. Calcule la masa de cada producto esperado.

- $\text{UO}_2(s) + \text{HF}(ac) \rightarrow \text{UF}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{NaNO}_3(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + \text{HNO}_3(ac)$
- $\text{Zn}(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{ZnCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$
- $\text{B}(\text{OH})_3(s) + \text{CH}_3\text{OH}(l) \rightarrow \text{B}(\text{OCH}_3)_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$

50. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas* suponga que se toman exactamente 10.00 mg de *cada* reactivo. Muestre por medio del cálculo cuál es el reactivo limitante. Calcule la masa de cada producto que se espera.

- $\text{CO}(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(l)$
- $\text{Al}(s) + \text{I}_2(s) \rightarrow \text{AlI}_3(s)$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2(ac) + \text{HBr}(ac) \rightarrow \text{CaBr}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{Cr}(s) + \text{H}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{CrPO}_4(s) + \text{H}_2(g)$

51. El carbonato de plomo(II), también llamado “plomo blanco”, se utilizaba antiguamente como un pigmento en las pinturas blancas. Sin embargo, debido a su toxicidad, ya no puede utilizarse en las pinturas para casas. El carbonato de plomo (II) se prepara de manera industrial por medio de la reacción de acetato de plomo(II) acuoso con gas dióxido de carbono. La ecuación no balanceada es



Suponga que una disolución acuosa que contiene 1.25 g de acetato de plomo (II) se trata con 5.95 g de dióxido de carbono. Calcule el rendimiento teórico del carbonato de plomo (II).

52. El sulfato de cobre (II) se ha utilizado de manera extensa como fungicida (mata los hongos) y herbicida (mata plantas). El sulfato de cobre (II) puede prepararse en el laboratorio por medio de la reacción de óxido de cobre (II) con ácido sulfúrico. La ecuación no balanceada es



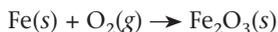
Si se tratan 2.49 g de óxido de cobre(II) con 5.05 g de ácido sulfúrico puro, ¿cuál reactivo limitaría la cantidad del sulfato de cobre(II) que podría producirse?

53. El óxido de plomo(II) de una mena se reduce a plomo elemental calentándolo en un horno con carbono.



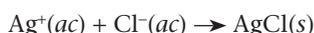
Calcule el rendimiento esperado del plomo si se calientan 50.0 kg de óxido de plomo(I) con 50.0 kg de carbono.

54. Si la lana de acero (hierro) se calienta hasta que brilla y se coloca en una botella que contiene oxígeno puro, el hierro reacciona de manera espectacular para producir óxido de hierro(III).



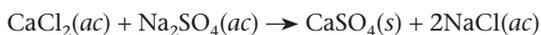
Si se calientan 1.25 g de hierro y se colocan en una botella que contiene 0.0204 moles de gas oxígeno, ¿qué masa de óxido de hierro(III) se produce?

55. Un método común para determinar cuánto ión cloruro está presente en una muestra consiste en precipitar el cloruro de una disolución acuosa de la muestra con una disolución de nitrato de plata y después pesar el cloruro de plata que se produce. La reacción iónica neta balanceada es



Suponga que disuelve en agua una muestra de 5.45 g de cloruro de sodio puro y la trata con una disolución que contiene 1.15 g de nitrato de plata. ¿Esta cantidad de nitrato de plata será capaz de precipitar *todo* el ión cloruro de la muestra?

56. Aunque muchas sales de sulfato son solubles en el agua, el sulfato de calcio no lo es (tabla 7.1). Por tanto, una disolución de cloruro de calcio reaccionará con una disolución de sulfato de sodio para producir un precipitado de sulfato de calcio. La ecuación balanceada es



Si se combina una disolución que contiene 5.21 g de cloruro de calcio con una disolución que contiene 4.95 g de sulfato de sodio, ¿cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál reactivo está presente en exceso?

57. El peróxido de hidrógeno se utiliza como agente limpiador en el tratamiento de cortes y abrasiones por varias razones. Es un agente oxidante que puede matar de manera directa varios microorganismos; se descompone al contacto con la sangre liberando gas oxígeno elemental (el cual inhibe el crecimiento de microorganismos anaeróbicos), y hace espuma al contacto con la sangre, lo cual provee una acción limpiadora. En el laboratorio pueden prepararse pequeñas cantidades de peróxido de hidrógeno por me-

dio de la acción de un ácido sobre un peróxido de metal alcalinotérreo, como el peróxido de bario.



¿Qué cantidad de peróxido de hidrógeno debe resultar cuando se tratan 1.50 g de peróxido de bario con 25.0 mL de una disolución de ácido clorhídrico que contiene 0.0272 g de HCl por mL?

58. El carburo de silicio, SiC, es uno de los materiales más duros conocidos. Superado en dureza sólo por el diamante, en ocasiones se conoce de manera comercial como carborundo. El carburo de silicio se utiliza principalmente como abrasivo para lija y se produce calentando arena común (dióxido de silicio, SiO₂) con carbono en un horno.



¿Qué masa de carburo de silicio resulta cuando se calienta 1.0 kg de arena pura con exceso de carbono?

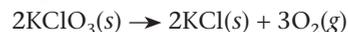
9.6 Rendimiento porcentual

PREGUNTAS

59. Su texto menciona varios tipos de “rendimientos” cuando se realizan experimentos en el laboratorio. Los estudiantes con frecuencia confunden estos términos. Defina, compare y contraste a qué se refiere el rendimiento *teórico*, el rendimiento *real* y el rendimiento *porcentual*.
60. El texto explica que las reacciones secundarias son una razón de por qué el rendimiento real para una reacción puede ser menor que el rendimiento teórico. Sugiera otras razones de por qué el rendimiento porcentual para una reacción podría no ser de 100%.

61. De acuerdo con sus cálculos del rendimiento teórico antes del laboratorio, el experimento de un estudiante debió haber producido 1.44 g de óxido de magnesio. Cuando se pesó este producto después de la reacción, sólo estaban presentes 1.23 g de óxido de magnesio. ¿Cuál es el rendimiento porcentual del estudiante?

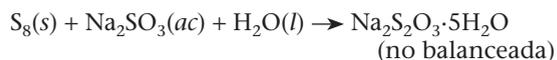
62. Pueden generarse en el laboratorio pequeñas cantidades de gas oxígeno calentando clorato de potasio.



Si se calientan 4.74 g de clorato de potasio, ¿Qué masa teórica del gas oxígeno debe producirse? Si en realidad sólo se obtienen 1.51 g de oxígeno, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

PROBLEMAS

63. El compuesto tiosulfato de sodio pentahidratado, Na₂S₂O₃·5H₂O es importante de manera comercial para el negocio de la fotografía (conocido como “hipo”), debido a que tiene la habilidad de disolver las sales de plata no reactivas de la película fotográfica durante el desarrollo. El tiosulfato de sodio pentahidratado puede producirse hirviendo azufre elemental en una disolución acuosa de sulfito de sodio.



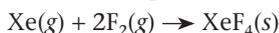
¿Cuál es el rendimiento teórico del tiosulfato de sodio pentahidratado cuando se hierven 3.25 g de azufre con 13.1 g de sulfito de sodio? El tiosulfato de sodio pentahidratado es muy soluble en el agua. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la síntesis si un estudiante que realiza este experimento sólo es capaz de aislar (recolectar) 5.26 g del producto?

64. Los hidróxidos de metales alcalinos en ocasiones se utilizan para “fregar” el exceso de dióxido de carbono del aire en espacios cerrados (como los submarinos y vehículos espaciales). Por ejemplo, el hidróxido de litio reacciona con dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación química no balanceada



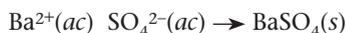
Suponga que un envase de hidróxido de litio contiene 155 g de $\text{LiOH}(s)$. ¿Qué masa de $\text{CO}_2(g)$ será capaz de absorber el envase? Si se encuentra que después de 24 horas de uso el envase ha absorbido 102 g de dióxido de carbono, ¿qué porcentaje de su capacidad se ha alcanzado?

65. Aunque anteriormente se les llamaba *gases inertes*, al menos los elementos más pesados del grupo 8 forman compuestos relativamente estables. Por ejemplo, el xenón se combina de manera directa con el flúor elemental a temperaturas elevadas en la presencia de un catalizador de níquel.



¿Cuál es la masa teórica del tetrafluoruro de xenón que debe formarse cuando reaccionan 130.0 g de xenón con 100. g de F_2 ? ¿Cuál es el rendimiento porcentual si en realidad sólo se aíslan 145 g de XeF_4 ?

66. Un análisis de laboratorio universitario común para conocer la cantidad del ión sulfato en una muestra desconocida es precipitar y pesar el ión sulfato como sulfato de bario.



Sin embargo, el precipitado producido está muy finamente dividido y con frecuencia se pierde parte durante la filtración antes de pesarlo. Si una muestra de 1.12 g de ión sulfato se trata con 5.02 g de cloruro de bario, ¿cuál es el rendimiento teórico del sulfato de bario que se espera? Si en realidad sólo se recolectan 20.2 g, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

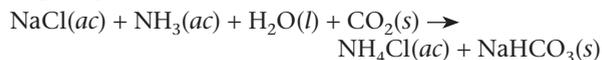
Problemas adicionales

67. El agua natural con frecuencia contiene niveles relativamente altos de ión calcio, Ca^{2+} , y de ión hidrógeno carbonato (bicarbonato), HCO_3^- , a partir de la lixiviación de minerales en el agua. Cuando esta agua se utiliza de manera comercial o en el hogar, su calentamiento conduce a la formación de carbonato de calcio sólido, CaCO_3 , el cual forma un depósito (“sarro”) en el interior de calentadores, tuberías y otras instalaciones de plomería.



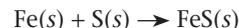
Si una muestra de agua de pozo contiene 2.0×10^{-3} mg de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ por mililitro, ¿qué masa de sarro de CaCO_3 sería capaz de depositar 1.0 mL de esta agua?

68. Un proceso para la producción comercial de bicarbonato de sodio (hidrógeno carbonato de sodio) involucra la siguiente reacción, en la que el dióxido de carbono se utiliza en su forma sólida (“hielo seco”) para servir como una fuente del reactivo y enfriar el sistema de reacción a una temperatura lo suficientemente baja para que el hidrógeno carbonato de sodio se precipite:



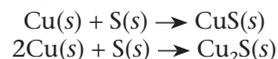
Como son relativamente baratos, el cloruro de sodio y el agua por lo regular están presentes en exceso. ¿Cuál es el rendimiento esperado del NaHCO_3 cuando se desarrolla tal síntesis utilizando 10.0 g de amoníaco y 15.0 g de hielo seco, con un exceso de NaCl y agua?

69. Una demostración favorita entre los instructores de química para mostrar que las propiedades de un compuesto difieren de las de sus elementos constitutivos, involucra limaduras de hierro y azufre en polvo. Si el instructor toma muestras del hierro y del azufre y sólo las mezcla entre sí, los dos elementos pueden separarse con un imán (el hierro es atraído por un imán, el azufre no). Si el instructor combina y *calienta* la mezcla de hierro y azufre, se lleva a cabo una reacción y los elementos se combinan para formar sulfuro de hierro(II) (el cual no es atraído por un imán).



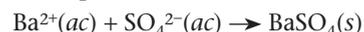
Suponga que se combinan 5.25 g de limaduras de hierro con 12.7 g de azufre. ¿Cuál es el rendimiento teórico del sulfuro de hierro(II)?

70. Cuando el azúcar glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se quema en el aire, se produce dióxido de carbono y vapor de agua. Escriba la ecuación química balanceada para este proceso y calcule el rendimiento teórico del dióxido de carbono cuando se quema por completo 1.00 g de glucosa.
71. Cuando el cobre elemental se calienta de manera intensa con azufre, se produce una mezcla de CuS y Cu_2S , con el CuS predominando.



¿Cuál es el rendimiento teórico del CuS cuando se calientan 31.8 g de $\text{Cu}(s)$ con 50.0 g de S ? (Suponga que sólo se produce CuS en la reacción.) ¿Cuál es el rendimiento porcentual del CuS si sólo se pueden aislar a partir de la mezcla 40.0 g?

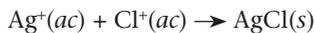
72. Las disoluciones de cloruro de bario se utilizan en el análisis químico para la precipitación cuantitativa del ión sulfato a partir de una disolución.



Suponga que se sabe que una disolución contiene aproximadamente 150 mg de ión sulfato. ¿Qué masa del cloruro de bario debe adicionarse para garantizar la precipitación de todo el ión sulfato?

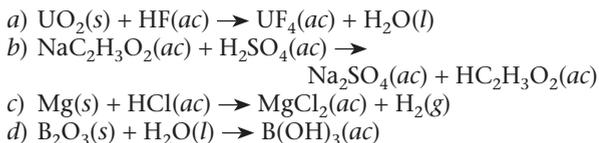
73. El método de análisis tradicional para la cantidad del ión cloruro presente en una muestra es disolver en agua la muestra y después adicionar de manera lenta una disolución de nitrato de plata. El cloruro de plata

es muy insoluble en el agua y al adicionar un ligero exceso de nitrato de plata, es posible sustraer de manera efectiva todos el ión cloruro de la muestra.

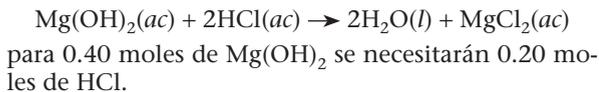


Suponga que se sabe que una muestra de 1.054 g contiene 10.3% de ión cloruro en masa. ¿Qué masa del nitrato de plata debe utilizarse para precipitar por completo el ión cloruro de la muestra? ¿Qué masa del cloruro de plata se obtendrá?

74. Para cada una de las siguientes reacciones, proporcione la ecuación balanceada de la reacción y enuncie el significado de la ecuación en términos de los números de las *moléculas individuales* y de los *moles* de las moléculas.



75. ¿Falso o verdadero? En la reacción representada por la ecuación química balanceada

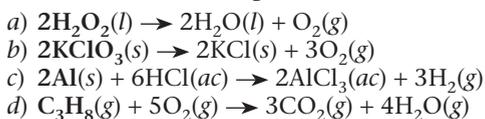


76. Considere la ecuación balanceada

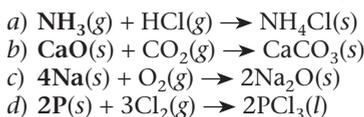


¿Cuál razón molar le permite calcular el número de los moles de oxígeno necesarios para que reaccionen de manera exacta con un número dado de moles de $\text{C}_3\text{H}_8(g)$? ¿Cuáles razones molares le permiten calcular cuántos moles de cada producto se forman a partir de un número dado de moles de C_3H_8 ?

77. Para las siguientes reacciones balanceadas, calcule cuántos *moles de cada producto* se producirían por medio de la conversión completa de *0.50 moles* del reactivo marcado en negritas. Indique de manera clara la razón molar utilizada para la conversión.



78. Para cada una de las siguientes ecuaciones balanceadas, indique cuántos *moles de producto* podrían producirse por medio de la reacción completa de *1.00 g* del reactivo marcado en negritas. Indique de manera clara la razón molar utilizada para la conversión.



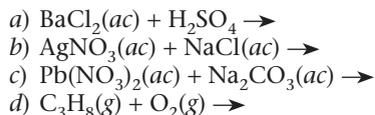
79. Utilizando las masas atómicas promedio proporcionadas en el interior de la portada de este libro, calcule cuántos *moles* de cada sustancia representan las siguientes masas.

- a) 4.21 g de sulfato de cobre(II)
 b) 7.94 g de nitrato de bario
 c) 1.24 mg de agua
 d) 9.79 g de tungsteno
 e) 1.45 lb de azufre
 f) 4.65 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 g) 12.01 g de carbono

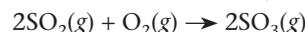
80. Utilizando las masas atómicas proporcionadas en el interior de la portada del libro, calcule la *masa en gramos* de cada una de las siguientes muestras.

- a) 5.0 moles de ácido nítrico
 b) 0.000305 moles de mercurio
 c) 2.31×10^{-5} moles de cromato de potasio
 d) 10.5 moles de cloruro de aluminio
 e) 4.9×10^4 moles de hexafluoruro de azufre
 f) 125 moles de amoníaco
 g) 0.01205 moles de peróxido de sodio

81. Para cada una de las siguientes ecuaciones *incompletas y no balanceadas*, indique cuántos *moles* del *segundo reactivo* se requerirían para que reaccionen por completo con *0.145 moles* del *primer reactivo*.



82. Una etapa en la producción comercial del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , involucra la conversión de dióxido de azufre, SO_2 , a trióxido de azufre, SO_3 .



Si 150 kg de SO_2 reaccionan por completo, ¿qué masa de SO_3 debe resultar?

83. Muchos metales aparecen de manera natural como compuestos sulfuro; los ejemplos incluyen el ZnS y el CoS. La contaminación del aire con frecuencia acompaña el procesamiento de estas menas debido a que se libera dióxido de azufre tóxico a medida que la mena se convierte del sulfuro al óxido por tostación (fundición). Por ejemplo, considere la ecuación no balanceada para la reacción de tostación para el zinc:



¿Cuántos kilogramos de dióxido de azufre se producen por la tostación de 1.0×10^2 kg de ZnS en oxígeno en exceso por medio de este proceso?

84. Si se le adiciona al agua peróxido de sodio, se genera gas oxígeno elemental.



Suponga que se le adicionan 3.25 g de peróxido de sodio a un gran exceso de agua. ¿Qué masa de gas oxígeno se producirá?

85. Cuando el cobre elemental se coloca en una disolución de nitrato de plata, se lleva a cabo la siguiente reacción de oxidación-reducción, para formar plata elemental:



¿Qué masa del cobre se requiere para remover toda la plata a partir de una disolución de nitrato de plata que contiene 1.95 mg de nitrato de plata?

86. Cuando se necesitan pequeñas cantidades de gas hidrógeno elemental para el trabajo en el laboratorio, el hidrógeno con frecuencia se genera por medio de la reacción química de un metal con un ácido. Por ejemplo, el zinc reacciona con el ácido clorhídrico liberando hidrógeno elemental gaseoso.



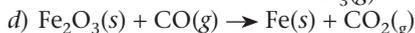
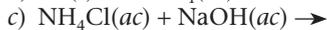
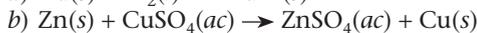
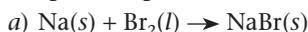
¿Qué masa del gas hidrógeno se produce cuando reaccionan 2.50 g de zinc con un exceso de ácido clorhídrico acuoso?

87. El hidrocarburo gaseoso acetileno, C_2H_2 , se utiliza en las antorchas para soldadura debido a la gran cantidad de calor generado cuando el acetileno se quema con el oxígeno.

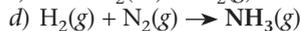
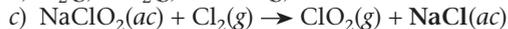
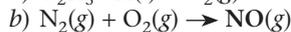
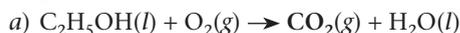


¿Cuántos gramos de gas oxígeno se necesitan para la combustión completa de 150 g de acetileno?

88. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas*, suponga que se toman exactamente 5.0 g de cada reactivo. Determine cuál es el reactivo limitante y calcule qué masa de cada producto se espera, suponiendo que el reactivo limitante se consume por completo.



89. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas *no balanceadas*, suponga que se toman exactamente 25.0 g de cada reactivo. Muestre por medio del cálculo cuál es el reactivo limitante. Determine el rendimiento teórico en gramos del producto resaltado en negritas.

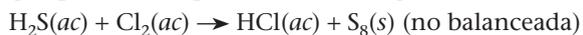


90. La hidracina, N_2H_4 , emite una gran cantidad de energía cuando reacciona con oxígeno, lo cual ha conducido a su uso como combustible para cohetes.



¿Cuántos moles de cada uno de los productos gaseosos se producen cuando se encienden 20.0 g de hidracina pura en presencia de 20.0 g de oxígeno puro? ¿Cuántos gramos de cada producto se generan?

91. Aunque el cloro elemental, Cl_2 , se adiciona a los suministros de agua potable principalmente para matar microorganismos, otra reacción benéfica que también produce es eliminar los sulfuros (los cuales le darían olores o sabores desagradables al agua). Por ejemplo, el sulfuro de hidrógeno de olor nocivo (su olor se parece al de huevos podridos) es eliminado del agua por el cloro por medio de la siguiente reacción.



¿Qué masa del azufre es eliminada del agua cuando 50.0 L de agua que contienen 1.5×10^{-5} g de H_2S por litro se tratan con 1.0 g de $\text{Cl}_2(g)$?

92. Antes de ir al laboratorio, un estudiante lee en su manual del laboratorio que el rendimiento porcentual para una reacción difícil a ser estudiada sería probablemente de sólo 40.% del rendimiento teórico. Los cálculos estequiométricos antes del laboratorio pronostican que el rendimiento teórico debe ser de 12.5 g. ¿Cuál es probable que sea el rendimiento real del estudiante?

PREGUNTAS

1. ¿Qué representa la *masa atómica* promedio de un elemento? ¿Qué unidad se utiliza para esta masa? Exprese en gramos la unidad de masa atómica. ¿Por qué por lo regular la masa atómica promedio para un elemento *no* es un número entero?
2. Quizás el concepto más importante en la introducción a la química concierne a qué representa un *mol* de una sustancia. Este concepto aparecerá una y otra vez en capítulos posteriores en este libro. ¿Qué representa un mol de una sustancia en una base atómica microscópica? ¿Qué representa un mol de una sustancia en una base macroscópica en masa? ¿Por qué los químicos definen el mol de esta manera?
3. ¿Cómo se sabe que 16.00 g de oxígeno contienen el mismo número de átomos que 12.01 g de carbono, y que 22.99 g de sodio contienen el mismo número de átomos que cada uno de aquéllos? ¿Cómo se sabe que 106.0 g de Na_2CO_3 contienen el mismo número de átomos de carbono que 12.01 g de carbono, pero tres veces los átomos de oxígeno contenidos en 16.00 g de oxígeno y el doble de átomos de sodio que en 22.99 g de sodio?
4. Defina la *masa molar*. Utilizando el H_3PO_4 como ejemplo, calcule la masa molar a partir de las masas atómicas de los elementos.
5. ¿Qué significa la *composición porcentual* en masa para un compuesto? Describa en términos generales cómo se obtiene mediante experimentación esta información para compuestos nuevos. ¿Cómo puede calcularse esta información para compuestos conocidos?
6. Defina, compare y contraste los conceptos de las fórmulas *empírica* y *molecular* para una sustancia. ¿Qué indica acerca de un compuesto cada una de estas fórmulas? ¿Qué información debe conocerse para un compuesto antes de que pueda determinarse la fórmula molecular? ¿Por qué ésta es un *múltiplo entero* de la fórmula empírica?
7. Cuando los profesores de química preparan una pregunta de examen sobre la determinación de la fórmula empírica de un compuesto, por lo regular toman un compuesto conocido y calculan su composición porcentual a partir de la fórmula. Después proporcionan a los estudiantes esta información sobre la composición porcentual y éstos tienen que calcular la fórmula original. Utilizando un compuesto de *su* elección, primero utilice la fórmula molecular del compuesto para calcular su composición porcentual. Después utilice esta información para calcular su fórmula empírica.
8. En vez de proporcionar a los estudiantes la información directa sobre la composición porcentual para la determinación de la fórmula empírica de un compuesto (vea la pregunta 7), en ocasiones los profesores de química tratan de enfatizar la naturaleza experimental de la determinación de la fórmula convirtiendo la información sobre la composición porcentual en las masas experimentales reales. Por ejemplo, el compuesto

CH_4 contiene 74.87% carbono en masa. En vez de proporcionarle a los estudiantes la información en esta forma, un profesor podría decir en su lugar: “Cuando se analizó 1.000 g de un compuesto, se encontró que contiene 0.7487 g de carbono y el resto consiste de hidrógeno.” Utilizando el compuesto que eligió para la pregunta 7 y la información sobre la composición porcentual que calculó, vuelva a redactar su información como se sugiere en este problema en términos de las masas “experimentales” reales. Después, a partir de estas masas, calcule la fórmula empírica de su compuesto.

9. Las ecuaciones químicas balanceadas proporcionan información en términos de las moléculas individuales que reaccionan en las proporciones indicadas por los coeficientes y también en términos de las cantidades macroscópicas (es decir, moles). Escriba una ecuación química balanceada de su elección e interprete en palabras el significado de la ecuación en los niveles molecular y macroscópico.
10. Considere la siguiente ecuación *no balanceada* para la combustión del propano.



Primero balancee la ecuación. Después, para una cantidad dada de propano, escriba las razones molares que le permitirían calcular el número de moles de cada producto al igual que el número de moles de O_2 que estaría involucrado en una reacción completa. Por último, muestre cómo se aplicarían estas razones molares si se quemaran 0.55 moles de propano.

11. En la práctica de la química uno de los cálculos más importantes concierne a las masas de los productos esperados cuando se utilizan masas particulares de los reactivos en un experimento. Por ejemplo, los químicos juzgan la practicidad y la eficiencia de una reacción observando qué tan cerca está en realidad la cantidad obtenida del producto de la cantidad esperada. Utilizando una ecuación química balanceada y una cantidad de materia prima de su elección, resuma e ilustre los pasos necesarios en tal cálculo para la cantidad esperada del producto.
12. ¿Qué se quiere decir con *reactivo limitante* en una reacción particular? ¿De qué manera se “limita” esta reacción? ¿A qué se refiere cuando se dice que uno o más de los reactivos están presentes *en exceso*? ¿Qué le sucede a una reacción cuando se consume el reactivo limitante?
13. Para una ecuación química balanceada de su elección y utilizando 25.0 g de cada uno de los reactivos en su fórmula, ilustre y explique cómo determinaría cuál es el reactivo limitante. Indique *de manera clara* en su explicación cómo surge de sus cálculos la elección del reactivo limitante.
14. ¿A qué se refiere el concepto *rendimiento teórico* para una reacción? ¿A qué se refiere el término *rendimiento real*? ¿Por qué el rendimiento real para un experimento podría ser *menor* que el rendimiento teórico? ¿Puede el primero ser *mayor* que el segundo?

PROBLEMAS

15. Considere muestras de 2.45 g de cada uno de los siguientes elementos o compuestos. Calcule el número de moles del elemento o compuesto presente en cada muestra.
- $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$
 - $\text{P}_4(s)$
 - $\text{Cl}_2(g)$
 - $\text{Hg}_2\text{O}(s)$
 - $\text{HgO}(s)$
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(s)$
 - $\text{C}_3\text{H}_8(g)$
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(s)$
16. Calcule el porcentaje en masa del elemento cuyo símbolo aparece *primero* en las siguientes fórmulas de los compuestos.
- $\text{C}_6\text{H}_6(l)$
 - $\text{Na}_2\text{SO}_4(s)$
 - $\text{CS}_2(l)$
 - $\text{AlCl}_3(s)$
 - $\text{Cu}_2\text{O}(s)$
 - $\text{CuO}(s)$
 - $\text{Co}_2\text{O}_3(s)$
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s)$
17. Se analizó un compuesto y se encontró que tiene la siguiente composición porcentual en masa: sodio, 43.38%; carbono, 11.33%; oxígeno, 45.29%. Determine la fórmula empírica del compuesto.
18. Para cada una de las siguientes ecuaciones balanceadas, calcule cuántos gramos de cada producto se formarían si reaccionan por completo 12.5 g del reactivo listado *primero* en la ecuación (hay un exceso del segundo reactivo).
- $\text{SiC}(s) + 2\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{SiCl}_4(l) + \text{C}(s)$
 - $\text{Li}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{LiOH}(ac)$
 - $2\text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 4\text{NaOH}(ac) + \text{O}_2(g)$
 - $\text{SnO}_2(s) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{Sn}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
19. Para las reacciones en la pregunta 18, suponga que en vez de un *exceso* del segundo reactivo, sólo se dispone de 5.00 g. Indique cuál sustancia es el reactivo limitante en cada reacción.
20. Dependiendo de la concentración del gas oxígeno presente cuando se quema el carbono, puede resultar cualquiera de los dos siguientes óxidos.
- $$2\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}(g)$$
- (cantidad restringida de oxígeno)
- $$\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$$
- (cantidad no restringida de oxígeno)
- Suponga que se realizan experimentos en los que se queman bajo ambas condiciones muestras duplicadas de 5.00 g de carbono. Calcule el rendimiento teórico del producto para cada experimento.
21. Un análisis tradicional para las muestras que contienen ión calcio consistía en precipitar el ión calcio con una disolución de oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) y después recolectar y pesar el oxalato de calcio o el óxido de calcio producido al calentar el precipitado de oxalato.
- $$\text{Ca}^{2+}(ac) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(ac) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(s)$$
- Suponga que una muestra contiene 0.1014 g de ión calcio. ¿Qué rendimiento teórico del oxalato de calcio esperaría? Si sólo se recolectaran 0.2995 g de oxalato de calcio, ¿qué porcentaje del rendimiento teórico representa esto?

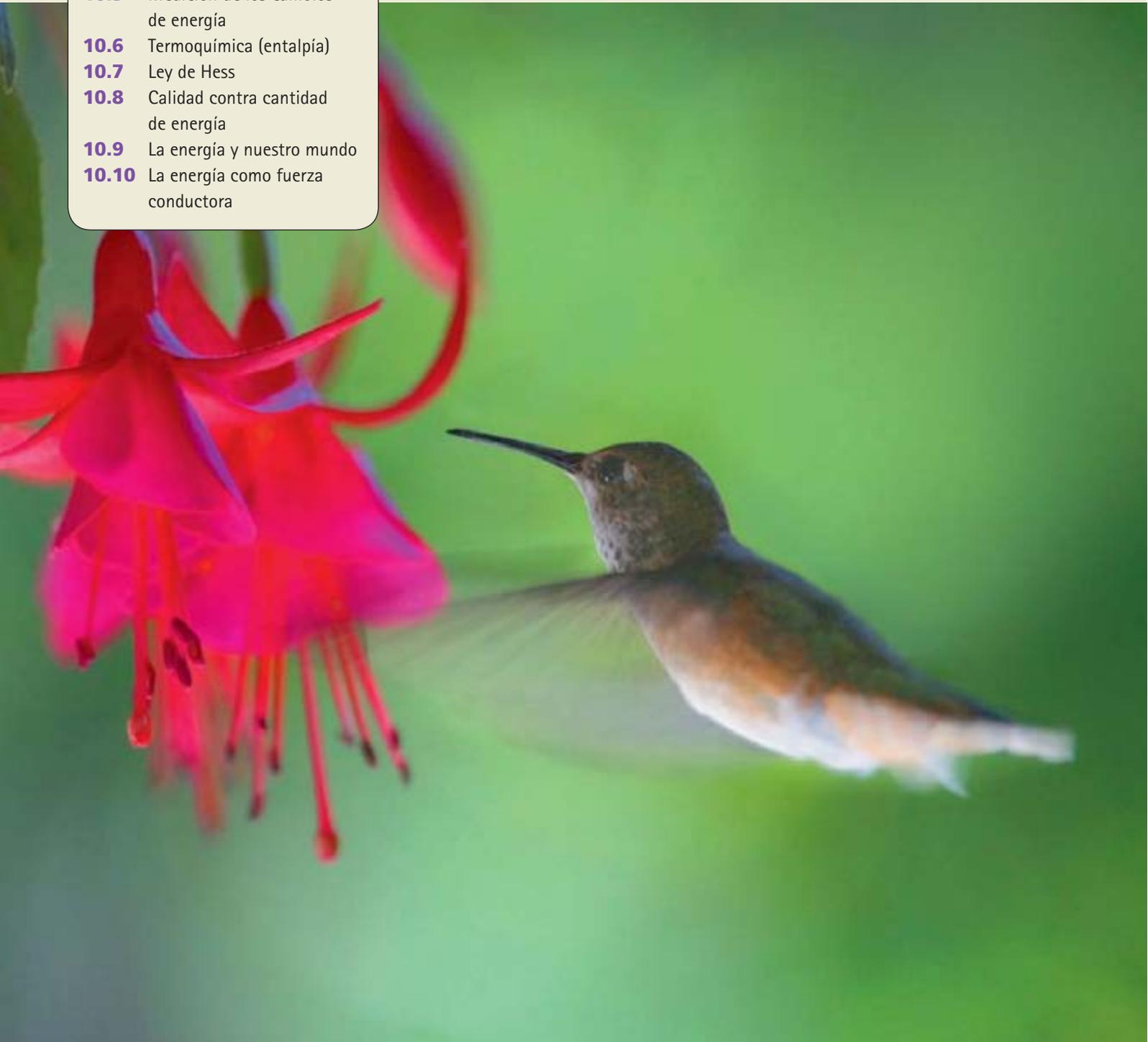
10

Energía

- 10.1** Naturaleza de la energía
- 10.2** Temperatura y calor
- 10.3** Procesos exotérmicos y endotérmicos
- 10.4** Termodinámica
- 10.5** Medición de los cambios de energía
- 10.6** Termoquímica (entalpía)
- 10.7** Ley de Hess
- 10.8** Calidad contra cantidad de energía
- 10.9** La energía y nuestro mundo
- 10.10** La energía como fuerza conductora

- Un colibrí ejerce una gran cantidad de energía para poder revolotear.

(Imagen de © Raven Regan/Design Pics/Corbis)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

La energía es el centro de toda nuestra existencia como individuos y como sociedad. Los alimentos que comemos proveen la energía para vivir, trabajar y jugar, tal como el carbón y el petróleo consumidos por los sistemas de fabricación y transporte impulsan nuestra civilización industrializada.

Se ha dispuesto de enormes cantidades de combustibles fósiles basados en el carbono para su aprovechamiento. Esta abundancia de combustibles ha conducido a una sociedad mundial con una enorme demanda de energía, que la llevan a consumir millones de barriles de petróleo cada día. Ahora somos peligrosamente dependientes de los cada vez menos suministros de petróleo, y esta dependencia es una fuente importante de tensión entre las naciones en el mundo actual. En un tiempo increíblemente corto nos hemos movido de un periodo de suministros de hidrocarburos abundantes y económicos, a uno de abasto de alto costo e incierto. Si se desea mantener el estándar de vida presente, se deben encontrar alternativas al petróleo. Para ello se necesita conocer la relación entre química y energía, la cual se explora en este capítulo.



La energía es un factor en toda actividad humana.

© Ustyurhanin Andrey / Shutterstock.com

10.1

Naturaleza de la energía

OBJETIVO Comprender las propiedades generales de la energía.

Aunque la energía es un concepto familiar, es difícil definirlo de manera precisa. Para propósitos de este libro se definirá la **energía** como *la habilidad para realizar trabajo o producir calor*. Enseguida se definirán estos términos.

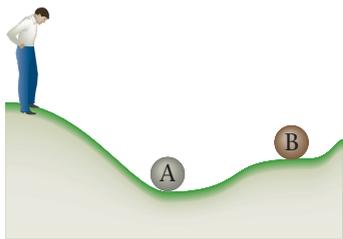
La energía puede clasificarse como potencial o cinética. La **energía potencial** es la energía debida a la posición o composición. Por ejemplo, el agua detrás de una presa tiene energía potencial que puede convertirse en trabajo cuando el agua fluye a través de las turbinas creando electricidad. Las fuerzas de atracción y repulsión también conducen a la energía potencial. La energía liberada cuando se quema la gasolina resulta de las diferencias en las fuerzas de atracción entre el núcleo y los electrones en los reactivos y productos. La **energía cinética** (EC) de un objeto es la energía debida al movimiento del objeto y depende de su masa m y de su velocidad v : $EC = \frac{1}{2}mv^2$.

Una de las características más importantes de la energía radica en que se conserva. La **ley de conservación de la energía** enuncia *que la energía puede convertirse de una forma en otra pero no puede ser creada ni destruida*. Es decir, la energía del universo es constante.

Aunque la energía del universo es constante, puede convertirse con facilidad de una forma en otra. Considere las dos pelotas en la figura 10.1a. La pelota A, debido a su posición inicialmente más alta, tiene más energía potencial que la pelota B. Cuando la pelota A se suelta, se mueve colina abajo y golpea la pelota B. Con el tiempo se alcanza el arreglo mostrado en la figura 10.1b. ¿Qué ha sucedido al pasar del arreglo inicial al arreglo final? La energía potencial de A ha decrecido debido a

**Inicial**

a
En las posiciones iniciales, la pelota A tiene una energía potencial mayor que la pelota B.

**Final**

b
Después de que A ha rodado colina abajo, la energía potencial perdida por A se ha convertido en movimientos aleatorios de los componentes de la colina (calentamiento por fricción) y en un incremento de la energía potencial de B.

Figura 10.1

que disminuyó su posición. Sin embargo, esta energía no puede desaparecer. ¿Dónde está la energía perdida por A?

Inicialmente la energía potencial de A se cambia en energía cinética a medida que la pelota rueda colina abajo. Parte de esta energía se transfiere a B, ocasionando que se eleve a una posición final más alta. Por tanto, se ha incrementado la energía potencial de B, lo que significa que se ha desarrollado **trabajo** (fuerza que actúa sobre una distancia) sobre B. Sin embargo, debido a que la posición final de B es más baja que la posición original de A, parte de la energía sigue sin justificarse. Ambas pelotas en sus posiciones finales están en reposo, por lo que la energía faltante no puede atribuirse a sus movimientos.

¿Qué le ha sucedido a la energía restante? La respuesta se encuentra en la interacción entre la superficie de la colina y la pelota. A medida que la pelota A rueda colina abajo, parte de su energía cinética se transfiere a la superficie de la colina como calor. A esta transferencia de energía se le llama *calentamiento por fricción*. La temperatura de la colina aumenta muy poco a medida que la pelota rueda hacia abajo. Por tanto, la energía almacenada en A en su posición original (energía potencial) se distribuye en B a través del trabajo y en la superficie de la colina por calor.

Imagine que se lleva a cabo el mismo experimento varias veces, variando la superficie de la colina desde muy lisa a muy rugosa. Al rodar a la parte inferior de la colina (vea la figura 10.1), A siempre pierde la misma cantidad de energía debido a que su posición siempre cambia por exactamente la misma cantidad. La manera en que esta energía se transfiere se divide entre trabajo y calor; sin embargo, depende de condiciones específicas: de la *ruta*. Por ejemplo, la superficie de la colina podría ser tan rugosa que la energía de A se consume por completo a través del calentamiento por fricción: A se está moviendo de manera tan lenta cuando golpea a B que no puede moverla al siguiente nivel. En este caso no se realiza trabajo. Sin importar la condición de la superficie de la colina, la *energía total* transferida será constante, aunque las cantidades de calor y trabajo diferirán. El cambio de energía es independiente de la ruta, mientras que el trabajo y el calor son dependientes de ésta.

Esto lleva a una idea muy importante: la función de estado. Una **función de estado** es una propiedad del sistema que cambia independientemente de su ruta. Se considera un ejemplo no químico. Suponga que está viajando de Chicago a Denver. ¿Cuáles de las siguientes son funciones de estado?

- Distancia recorrida
- Cambio en la elevación

Debido a que la distancia recorrida depende de la ruta tomada (es decir, la *ruta* entre Chicago y Denver), *no* es una función de estado. Por otro lado, el cambio en la elevación sólo depende de la diferencia entre la elevación de Denver (5 280 pies) y la de Chicago (580 pies). El cambio de elevación siempre es $5\,280 \text{ pies} - 580 \text{ pies} = 4\,700 \text{ pies}$; no depende de la ruta tomada entre las dos ciudades.

También se puede aprender acerca de las funciones de estado a partir del ejemplo ilustrado en la figura 10.1. Como la pelota A siempre procede de su posición inicial en la colina a la parte inferior de ésta, su cambio de energía siempre es el mismo, sin importar si la colina es lisa o accidentada. Esta energía es una función de estado: un cambio dado de energía es independiente de la ruta del proceso. En contraste, el trabajo y el calor *no* son funciones de estado. Para un cambio dado en la posición de A, una colina lisa produce más trabajo y menos calor que una rugosa. Es decir, para un cambio dado en la posición de A, el cambio en energía siempre es el mismo (función de estado), pero la manera en que la energía resultante se distribuye como calor o trabajo depende de la naturaleza de la superficie de la colina (el calor y el trabajo no son funciones de estado).

10.2 Temperatura y calor

OBJETIVO Comprender los conceptos de temperatura y calor.

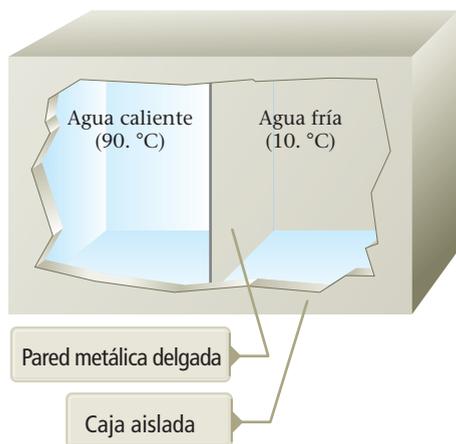


Figura 10.2

Masas iguales de agua caliente y fría separadas por una pared metálica delgada en una caja aislada.

¿Qué indica la temperatura de una sustancia acerca de esa sustancia? Puesto de otra manera, ¿en qué difiere el agua caliente del agua fría? La respuesta se encuentra en los movimientos de las moléculas del agua. La **temperatura** es una *medida de los movimientos aleatorios de los componentes de una sustancia*. Es decir, las moléculas de H₂O en el agua caliente se están moviendo alrededor de manera más rápida que las moléculas de H₂O en el agua fría.

Considere un experimento en el que se coloca 1.00 kg de agua caliente (90. °C) al lado de 1.00 kg de agua fría (10. °C) en una caja aislada. Las muestras de agua están separadas una de otra por una placa metálica delgada (vea la figura 10.2). Ya sabe lo que sucederá: el agua caliente se enfriará y el agua fría se calentará.

Suponiendo que no se pierde energía en el aire, ¿cómo se puede determinar la temperatura final de las dos muestras de agua? Considere qué pensar acerca de este problema.

Primero visualice qué está sucediendo. Recuerde que las moléculas de H₂O en el agua caliente se están moviendo más rápido que las del agua fría (vea la figura 10.3). Como resultado, se transferirá energía a través de la pared metálica del agua caliente al agua fría. Esta transferencia de energía ocasionará que las moléculas de H₂O en el agua caliente disminuyan su velocidad y que las de H₂O en el agua fría la aumenten.

Por tanto, se tiene una transferencia de energía del agua caliente al agua fría. A este flujo de energía se le llama calor. El **calor** puede definirse como un *flujo de energía debido a la diferencia de temperatura*. ¿Qué sucederá con el tiempo? Las dos muestras de agua alcanzarán la misma temperatura (figura 10.4). En este punto, ¿cómo se compara la energía perdida por el agua caliente con la energía ganada por el agua fría? Debe ser la misma (recuerde que la energía se conserva).

Se concluye que la temperatura final es el promedio de las temperaturas originales:

$$T_{\text{final}} = \frac{T_{\text{caliente inicial}} + T_{\text{fría inicial}}}{2} = \frac{90. \text{ °C} + 10. \text{ °C}}{2} = 50. \text{ °C}$$

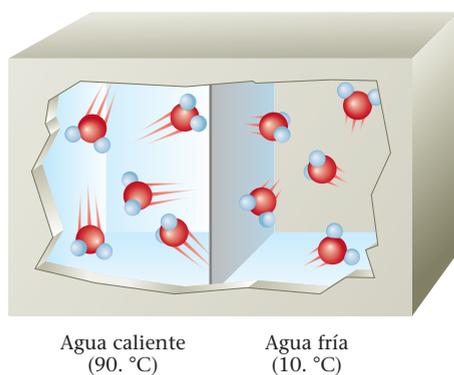


Figura 10.3

Las moléculas de H₂O en el agua caliente tienen mucho más movimientos aleatorios que las moléculas de H₂O en el agua fría.

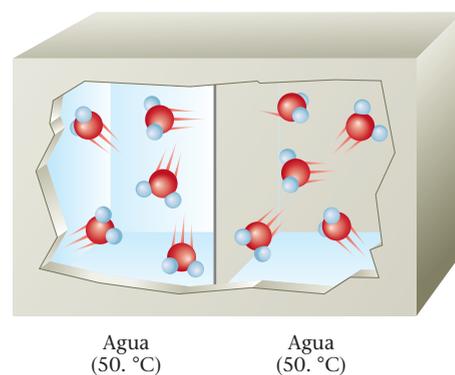


Figura 10.4

Las muestras de agua ahora tienen la misma temperatura (50. °C) y los mismos movimientos aleatorios.

Para el agua caliente, el cambio de temperatura es el siguiente.

$$\text{Cambio de temperatura (caliente)} = \Delta T_{\text{caliente}} = 90.^\circ\text{C} - 50.^\circ\text{C} = 40.^\circ\text{C}.$$

El cambio de temperatura para el agua fría es

$$\text{Cambio de temperatura (fría)} = \Delta T_{\text{fría}} = 50.^\circ\text{C} - 10.^\circ\text{C} = 40.^\circ\text{C}.$$

En este ejemplo las masas del agua caliente y del agua fría son iguales. Si no lo fueran, este problema sería más complicado.

Se resumen las ideas que se han introducido en esta sección. La temperatura es una medida de los movimientos aleatorios de los componentes de un objeto. El calor es un *flujo* de energía debido a una diferencia de temperatura. Se dice que los movimientos aleatorios de los componentes de un objeto constituyen la *energía térmica* de ese objeto. El flujo de energía llamado *calor* es la manera en la que se transfiere la energía térmica de un objeto caliente a un objeto más frío.

10.3 Procesos exotérmicos y endotérmicos

OBJETIVO Considerar la dirección del flujo de energía como calor.

En esta sección se considerarán los cambios de energía que acompañan las reacciones químicas. Para explorar esta idea, se considera el encendido y combustión de un cerillo. La energía se libera de manera clara a través del calor a medida que el cerillo se quema. Para explicar esta reacción se divide el universo en dos partes: el sistema y el entorno. El **sistema** es la parte del universo en la que se desea enfocar la atención; el **entorno** incluye todo lo demás en el universo. En este caso se define el sistema como los reactivos y productos de la reacción. El entorno consiste en el aire de la habitación y todo lo demás distinto a los reactivos y productos.

Cuando un proceso resulta en la generación de calor se dice que es **exotérmico** (*exo-* es un prefijo que significa “fuera de”); es decir, la energía fluye *hacia fuera del sistema*. Por ejemplo, en la combustión de un cerillo la energía fluye hacia fuera del sistema como calor. A los procesos que absorben energía del entorno se les llaman **endotérmicos**. Cuando el flujo de calor se mueve *hacia dentro de un sistema*, el proceso es endotérmico. La ebullición del agua para formar vapor es un proceso común de este tipo.

¿De dónde proviene la energía liberada como calor en una reacción exotérmica? La respuesta se encuentra en la diferencia de las energías potenciales entre los productos y reactivos. ¿Cuáles tienen la energía potencial menor: los reactivos o los productos? Se sabe que se conserva la energía total y que en una reacción exotérmica la energía fluye del sistema al entorno. Por tanto, *la energía ganada por el entorno debe ser igual a la energía perdida por el sistema*. En la combustión de un cerillo, el cerillo quemado ha perdido energía potencial (en este caso, almacenada en los enlaces de los reactivos), la cual fue transferida a través de calor al entorno (vea la figura 10.5). El flujo de calor al entorno resulta de una disminución de la energía potencial del sistema de la reacción. *En cualquier reacción exotérmica, parte de la energía potencial almacenada en los enlaces químicos se convierte en energía térmica (energía cinética aleatoria) por medio de calor.*



Un cerillo que se quema libera energía.

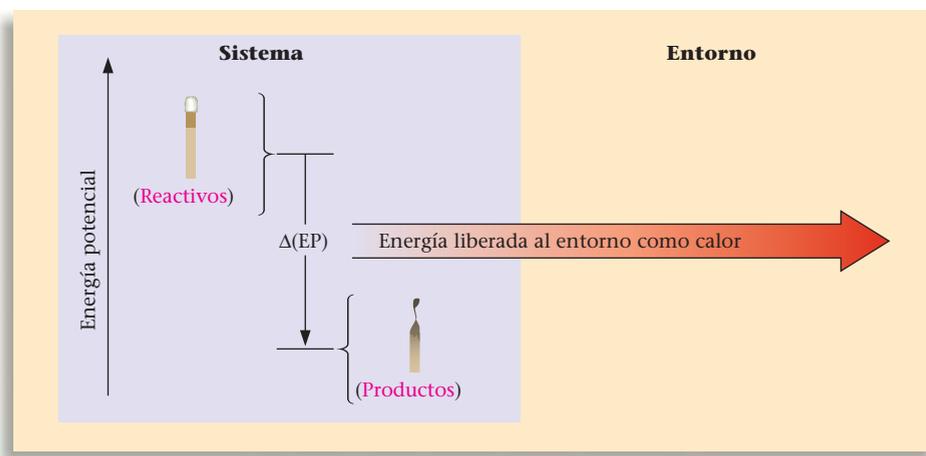


Figura 10.5

Cambios de energía que acompañan la combustión de un cerillo.

10.4

Termodinámica

OBJETIVO

Comprender cómo el flujo de energía afecta la energía interna.

Al estudio de la energía se le llama **termodinámica**. A la ley de conservación de la energía con frecuencia se le denomina **primera ley de la termodinámica**, y se enuncia del siguiente modo:

La energía del universo es constante.

La **energía interna**, E , de un sistema puede definirse de manera más precisa como la suma de las energías cinética y potencial de todas las “partículas” en el sistema. La energía interna de un sistema puede cambiarse por medio de un flujo de trabajo, calor o ambos. Es decir,

$$\Delta E = q + w$$

donde

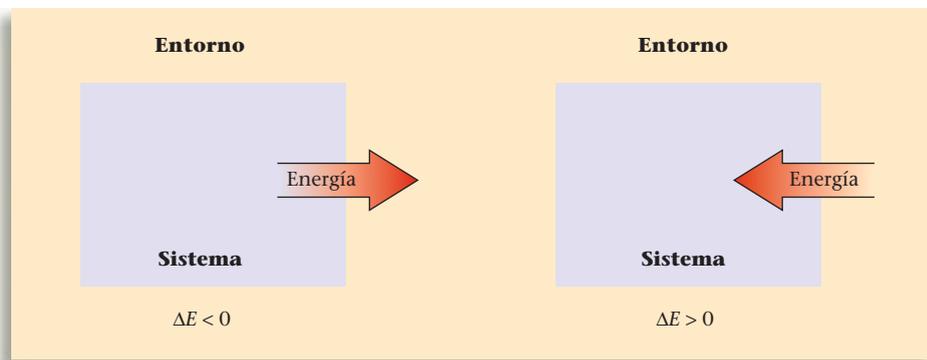
Δ (“delta”) significa un cambio en la función que le sigue

q representa el calor

w representa el trabajo

Las cantidades termodinámicas siempre consisten de dos partes: un *número*, que proporciona la magnitud del cambio, y un *signo*, que indica la dirección del flujo. *El signo refleja el punto de vista del sistema*. Por ejemplo, cuando una cantidad de energía fluye *al* sistema por medio de calor (un proceso endotérmico), q es igual a $+x$, donde el signo *positivo* indica que *se está incrementando la energía del sistema*. Por otro lado, cuando la energía fluye *hacia fuera* del sistema por medio de calor (un proceso exotérmico), q es igual a $-x$, donde el signo *negativo* indica que *está disminuyendo la energía del sistema*.

En este texto se aplican las mismas convenciones al flujo de trabajo. Si el sistema realiza trabajo sobre el entorno (la energía fluye hacia fuera del sistema), w es negativo. Si el entorno realiza trabajo sobre el sistema (la energía fluye al sistema), w es positivo. Se define el trabajo desde un punto de vista del sistema como consistente para todas las cantidades termodinámicas. Es decir, en esta convención los signos de q y w reflejan lo que le sucede al sistema; por tanto, se utiliza $\Delta E = q + w$.

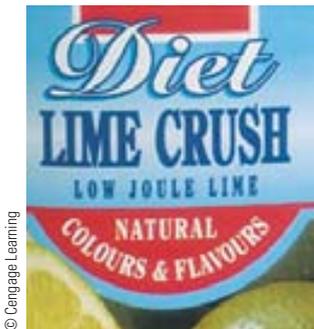


10.5

Medición de los cambios de energía

OBJETIVO

Comprender cómo se mide el calor.



Las bebidas dietéticas ahora se etiquetan como “bajas en joules” en vez de “bajas en calorías” en los países europeos.

Anteriormente en este capítulo se vio que al calentar una sustancia a una temperatura más alta se incrementan los movimientos de sus componentes; es decir, se incrementa la energía térmica de la sustancia. Diferentes materiales responden de manera distinta al ser calentados. Para explorar esta idea se necesitan introducir las unidades comunes de energía: la *caloría* y el *joule*.

En el sistema métrico la **caloría** se define como la cantidad de energía (calor) requerida para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius. La “caloría” con la cual probablemente esté familiarizado se utiliza para medir el contenido energético de los alimentos, y en realidad es una kilocaloría (1 000 calorías), escrita con *C* mayúscula (Caloría) para distinguirla de la caloría utilizada en la química. El **joule** (una unidad del SI) puede definirse de manera más conveniente en términos de la caloría:

$$1 \text{ caloría} = 4.184 \text{ joules}$$

o utilizando las abreviaturas normales

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

Necesita aprender a convertir entre calorías y joules. En el ejemplo 10.1 se considerará este proceso de conversión.

EJEMPLO 10.1

Conversión de calorías a joules

Expresa 60.1 calorías de energía en unidades de joules.

SOLUCIÓN

Por definición, $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$, por lo que el factor de conversión necesario es $\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}}$, y el resultado es

$$60.1 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 251 \text{ J}$$

Observe que el 1 en el denominador es un número exacto por definición, y por tanto no limita el número de cifras significativas.

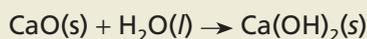
Autocomprobación

EJERCICIO 10.1 ¿Cuántas calorías de energía corresponden a 28.4 J?

Vea los problemas 10.25 al 10.30. ■

Café: caliente y rápido (con cal)

Conveniencia y rapidez son las consignas de nuestra sociedad moderna. Un producto nuevo que se ajusta a estos requerimientos es un contenedor de café que se calienta a sí mismo sin necesidad de baterías. Los consumidores ahora pueden comprar un contenedor de 10 onzas de latte gourmet Wolfgang Puck que se calienta a sí mismo a 145 °F en 6 minutos y permanece caliente durante 30 minutos. ¿Qué tipo de magia química hace que esto suceda?: presionar un simple botón en la parte inferior del contenedor. Esta acción permite que el agua se mezcle con óxido de calcio, o cal viva (vea la figura anexa). La reacción resultante



genera la energía suficiente como calor para llevar el café a una temperatura agradable para beber.

Otras compañías están experimentando con tecnología similar para calentar líquidos como té, chocolate y sopa.

Actualmente se está utilizando una reacción diferente para calentar comidas listas para comer (CLC) para los soldados en el campo de batalla. En este caso la energía que calienta las comidas es provista al mezclar óxido de hierro y magnesio con agua para producir una reacción exotérmica.

Evidentemente, la química es una "cosa caliente".



Ahora piense acerca de calentar una sustancia de una temperatura a otra. ¿Cómo afecta la cantidad de sustancia calentada la energía requerida? En 2 g de agua hay el doble de moléculas que en 1 g. Se requiere el doble de energía para modificar la temperatura de 2 g de agua en 1 °C debido a que se deben cambiar los movimientos del doble de moléculas en una muestra de 2 g que en una muestra de 1 g. También, como se esperaría, se requiere el doble de energía para elevar la temperatura de una muestra dada de agua en 2 grados que la que se requiere para elevar la temperatura en 1 grado.

EJEMPLO 10.2

Cálculo de requerimientos de energía

Determine la cantidad de energía (calor) en joules requerida para elevar la temperatura de 7.40 g de agua de 29.0 °C a 46.0 °C.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la cantidad de energía (calor en joules) necesaria para incrementar la temperatura de 7.40 g de agua de 29.0 °C a 46.0 °C.

¿Qué se conoce?

- La masa del agua es de 7.40 g y la temperatura se incrementa de 29.0 °C a 46.0 °C.

¿Qué se necesita conocer?

- La cantidad de calor necesaria para elevar en $1.00\text{ }^{\circ}\text{C}$ 1.00 g de agua. A partir del texto se ve que se requieren 4.184 J .

¿Cómo se llega allí?

En la resolución de cualquier tipo de problema, con frecuencia es útil dibujar un diagrama que represente la situación. En este caso se tienen 7.40 g de agua que se van a calentar de $29.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $46.0\text{ }^{\circ}\text{C}$.



La meta es determinar cuánta energía se requiere para lograr este objetivo.

A partir de la explicación en el texto, se conoce que se requieren 4.184 J para elevar la temperatura de *un* gramo de agua en *un* grado Celsius.



Debido a que en este caso se tienen 7.40 g de agua en vez de 1.00 g , se requerirán $7.40 \times 4.184\text{ J}$ para elevar la temperatura en un grado.



Sin embargo, se desea elevar la temperatura de la muestra de agua en más de $1\text{ }^{\circ}\text{C}$. De hecho, el cambio de temperatura requerido es de $29.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $46.0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Esto es un cambio de $17.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($46.0\text{ }^{\circ}\text{C} - 29.0\text{ }^{\circ}\text{C} = 17.0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Por tanto, se tendrá que suministrar 17.0 veces la energía necesaria para elevar en $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ la temperatura de 7.40 g de agua.



Este cálculo se resume como se indica a continuación.

$$4.184 \frac{\text{J}}{\text{g } ^{\circ}\text{C}} \times 7.40\text{ g} \times 17.0\text{ }^{\circ}\text{C} = 526\text{ J}$$

Energía por gramo de agua por grado de temperatura × Gramos reales de agua × Cambio de temperatura real = Energía requerida

Se ha mostrado que se requieren 526 J de energía (como calor) para elevar la temperatura de 7.40 g de agua de $29.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $46.0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Observe que debido a que se necesitan 4.184 J de energía para calentar 1 g de agua en $1\text{ }^{\circ}\text{C}$, las unidades son $\text{J/g } ^{\circ}\text{C}$ (joules por gramo por grado Celsius).

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Las unidades (J) son correctas y la respuesta está reportada al número correcto de cifras significativas (tres).

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El resultado que obtendrá en su calculadora es $4.184 \times 7.40 \times 17.0 = 526.3472$, el cual se redondea a 526 .

Autoevaluación

EJERCICIO 10.2 Calcule los joules de energía requeridos para calentar 454 g de agua de $5.4\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $98.6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Vea los problemas 10.31 al 10.36. ■

La naturaleza tiene plantas calientes

El lirio vudú (Titan Arum) es una planta bella y seductora. El lirio de apariencia exótica exhibe un mecanismo de reproducción elaborado: una espiga púrpura que puede alcanzar casi los 3 pies de longitud y que es ocultada por una hoja parecida a una capucha. Pero aproximarse a la planta revela malas noticias: ¡huele terrible!

A pesar de su olor antisocial, esta planta pútrida ha fascinado a los biólogos por muchos años debido a su habilidad para generar calor. En el pico de su actividad metabólica, las flores de la planta pueden estar hasta 15 °C arriba de la temperatura del entorno. Para generar este calor, ¡la tasa metabólica de la planta debe ser cercana a la de un colibrí volando!

¿Cuál es el propósito de esta producción intensa de calor? Para una planta que se enfrenta con los

suministros alimenticios limitados del clima tropical muy competitivo donde crece, la producción de calor parece ser un gran desperdicio de energía. La respuesta a este misterio radica en que el lirio vudú es polinizado principalmente por insectos amantes de la carroña. Por tanto, prepara una mezcla maloliente

de sustancias químicas características de la carne putrefacta, la cual se “cocina” en el aire del entorno para atraer escarabajos que se alimentan de carne y moscas. Después, una vez que los insectos entran en la cámara de polinización, las altas temperaturas que hay allí (tan altas como 110 °F) ocasionan que los insectos permanezcan muy activos para realizar mejor sus deberes de polinización.

El lirio vudú sólo es una de las varias plantas termogénicas (que producen calor), las cuales son de especial interés para los biólogos debido a que proveen oportunidades para el estudio de las reacciones metabólicas que son bastante sutiles en las plantas “normales”.



El Titan Arum es supuestamente la flor más grande en el mundo.

Tabla 10.1 Capacidades caloríficas específicas de algunas sustancias comunes

Sustancia	Capacidad calorífica específica (J/g °C)
agua (l)* (líquido)	4.184
agua (s) (hielo)	2.03
agua (g) (vapor)	2.0
aluminio (s)	0.89
hierro (s)	0.45
mercurio (l)	0.14
carbono (s)	0.71
plata (s)	0.24
oro (s)	0.13

* Los símbolos (s), (l) y (g) indican los estados sólido, líquido y gaseoso, respectivamente.

Hasta ahora se ha visto que la energía (calor) requerida para cambiar la temperatura de una sustancia depende de:

1. La cantidad de sustancia que se está calentando (número de gramos)
2. El cambio en la temperatura (número de grados)

Sin embargo, existe otro factor importante: la identidad de la sustancia.

Diferentes sustancias responden de manera distinta al ser calentadas. Se ha visto que 4.184 J de energía elevan la temperatura de 1 g de agua en 1 °C. En contraste, ¡esta misma cantidad de energía aplicada a 1 g de oro eleva su temperatura en aproximadamente 32 °C! El punto es que algunas sustancias requieren cantidades relativamente grandes de energía para cambiar sus temperaturas, mientras que otras las requieren en cantidades relativamente pequeñas. Los químicos describen esta diferencia indicando que las sustancias tienen capacidades caloríficas distintas. *A la cantidad de energía requerida para cambiar en un grado Celsius la temperatura de un gramo de una sustancia se le llama capacidad calorífica específica* o, de manera más común, *calor específico*. En la tabla 10.1 se listan las capacidades caloríficas específicas

de varias sustancias. A partir de la tabla puede ver que la capacidad calorífica específica del agua es muy alta en comparación con la de otras sustancias. Esta es la razón de por qué los lagos y los mares responden de manera mucho más lenta al enfriamiento o al calentamiento que las masas de tierra que los rodean.

EJEMPLO 10.3**Cálculos que involucran la capacidad calorífica específica**

- a) ¿Qué cantidad de energía (en joules) se requiere para calentar de 25 °C a 46 °C una pieza de hierro que pesa 1.3 g?
 b) ¿Cuál es la respuesta en calorías?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la energía (en unidades de joules y calorías) para incrementar la temperatura de 1.3 g de hierro de 25 °C a 46 °C.

¿Qué se conoce?

- La masa del hierro es de 1.3 g y la temperatura se incrementa de 25 °C a 46 °C.

¿Qué se necesita conocer?

- Se necesita la capacidad calorífica del hierro y el factor de conversión entre joules y calorías.

¿Cómo se llega allí?

- a) Es útil dibujar el siguiente diagrama para representar el problema.



A partir de la tabla 10.1 se ve que la capacidad calorífica específica del hierro es de 0.45 J/g °C. Es decir, se requieren 0.45 J para elevar la temperatura de una pieza de 1 g de hierro en 1 °C.

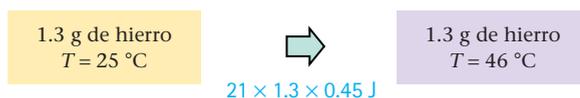


En este caso la muestra es de 1.3 g, por lo que se requieren 1.3×0.45 J por *cada* grado de incremento en la temperatura.



Debido a que el incremento en la temperatura es de 21 °C ($46 \text{ °C} - 25 \text{ °C} = 21 \text{ °C}$), la cantidad total de energía requerida es

$$0.45 \frac{\text{J}}{\text{g} \text{ °C}} \times 1.3 \text{ g} \times 21 \text{ °C} = 12 \text{ J}$$



Observe que las unidades finales son joules, como debe ser.

- b) A efecto de calcular esta energía en calorías se puede utilizar la definición 1 cal = 4.184 J para construir el factor de conversión apropiado. Se desea cambiar de joules a calorías, por lo que cal debe estar en el numerador y J en el denominador, donde se cancela.

$$12 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 2.9 \text{ cal}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El resultado que obtendrá en su calculadora es $0.45 \times 1.3 \times 21 = 12.285$, el cual se redondea a 12.

Recuerde que el 1 en este caso es un número exacto por definición, y por tanto no limita el número de cifras significativas (el número 12 es el limitante aquí).

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Las unidades (joules y calorías) son correctas y la respuesta está reportada al número adecuado de cifras significativas (dos).

Autocomprobación

EJERCICIO 10.3 Una muestra de 5.63 g de oro sólido se calienta de 21 °C a 32 °C. ¿Cuánta energía (en joules y en calorías) se requiere?

Vea los problemas 10.31 al 10.36. ■

Observe que en el ejemplo 10.3, para calcular la energía (calor) requerida se tomó el producto de la capacidad calorífica específica, el tamaño de la muestra en gramos y el cambio en temperatura en grados Celsius.

Energía (calor)
requerida (Q)

=

Capacidad calorífica
específica (s)

×

Masa (m) en
gramos de la
muestra

×

Cambio en la
temperatura (ΔT)
en °C

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El símbolo Δ (la letra griega delta) es la abreviatura para "cambio en"

Se puede representar lo anterior por medio de la siguiente ecuación:

$$Q = s \times m \times \Delta T$$

donde

Q = energía (calor) requerida

s = capacidad calorífica específica

m = masa de la muestra en gramos

ΔT = cambio en temperatura en grados Celsius

Esta ecuación siempre se aplica cuando se está calentando (o enfriando) una sustancia y no ocurre un cambio de estado. Sin embargo, antes de comenzar a utilizarla, asegúrese de que comprende lo que significa.

EJEMPLO 10.4

Cálculos de capacidades caloríficas específicas: uso de la ecuación

Una muestra de 1.6 g de un metal que tiene la apariencia del oro requiere 5.8 J de energía para cambiar su temperatura de 23 °C a 41 °C. ¿El metal es oro puro?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar si un metal es oro.

¿Qué se conoce?

- La masa del metal es de 1.6 g y se requieren 5.8 J de energía para incrementar su temperatura de 23 °C a 41 °C.

¿Qué se necesita conocer?

- Se requiere la capacidad calorífica específica del oro.

Caminar sobre fuego: ¿magia o ciencia?

Durante milenios la gente se ha asombrado de la habilidad mística de los orientales que caminan a través de camas de carbones calientes sin alguna incomodidad aparente. Incluso en Estados Unidos, miles de personas han desarrollado proezas de caminar sobre fuego como parte de seminarios motivacionales. ¿Cómo puede ser esto posible? ¿Los caminadores sobre fuego tienen poderes sobrenaturales?

En realidad, existen buenas explicaciones científicas de por qué es posible caminar sobre fuego. Primero, el tejido humano está compuesto sobre todo por agua, la cual tiene una capacidad calorífica específica relativamente grande. Esto significa que debe transferirse a partir de los carbones una gran cantidad de energía para cambiar de manera significativa la temperatura de los pies. Durante el breve contacto entre éstos y los carbones involucrados en la caminata sobre fuego, existe relativamente poco tiempo para que fluya la energía, por lo que los pies no alcanzan una temperatura lo suficientemente alta para ocasionar daño.

También, aunque la superficie de los carbones tiene una temperatura muy alta, la capa al rojo vivo es muy delgada. Por tanto, la cantidad de energía

disponible para calentar los pies es más pequeña de lo que podría esperarse.

En consecuencia, aunque caminar sobre fuego es impresionante, existen varias razones científicas de por qué cualquiera con el entrenamiento apropiado debe ser capaz de hacerlo en una cama de carbones apropiadamente preparada. (¡No lo intente por su cuenta!)



© Jan Cejlar/Shutterstock

Caminar sobre carbones es mucho menos peligroso de lo que parece a simple vista.

¿Cómo se llega allí?

Se puede representar la información proporcionada en este problema por medio del siguiente diagrama.

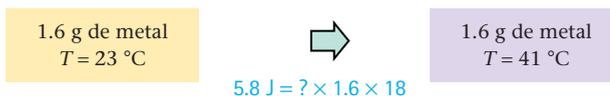


$$\Delta T = 41\text{ }^{\circ}\text{C} - 23\text{ }^{\circ}\text{C} = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Utilizando esta información se puede calcular el valor de la capacidad calorífica específica para el metal y comparar este valor con el del oro provisto en la tabla 10.1. Se sabe que

$$Q = s \times m \times \Delta T$$

o, de manera gráfica,



Cuando se dividen ambos lados de la ecuación

$$Q = s \times m \times \Delta T$$

entre $m \times \Delta T$, se obtiene

$$\frac{Q}{m \times \Delta T} = s$$

Por tanto, utilizando la información proporcionada se puede calcular el valor de s . En este caso,

$$\begin{aligned} Q &= \text{energía (calor) requerida} = 5.8 \text{ J} \\ m &= \text{masa de la muestra} = 1.6 \text{ g} \\ \Delta T &= \text{cambio de temperatura} = 18 \text{ }^\circ\text{C} \quad (41 \text{ }^\circ\text{C} - 23 \text{ }^\circ\text{C} = 18 \text{ }^\circ\text{C}) \end{aligned}$$

Por ende,

$$s = \frac{Q}{m \times \Delta T} = \frac{5.8 \text{ J}}{(1.6 \text{ g})(18 \text{ }^\circ\text{C})} = 0.20 \text{ J/g }^\circ\text{C}$$

De acuerdo con la tabla 10.1, la capacidad calorífica específica del oro es de $0.13 \text{ J/g }^\circ\text{C}$. Por tanto, el metal no es oro puro.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

El resultado que obtendrá en su calculadora es $5.8/(1.6 \times 18) = 0.2013889$, el cual se redondea a 0.20.

Autoevaluación

EJERCICIO 10.4 Una muestra de 2.8 g de un metal puro requiere 10.1 J de energía para cambiar su temperatura de $21 \text{ }^\circ\text{C}$ a $36 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es este metal? (Use la tabla 10.1.)

Vea los problemas 10.31 al 10.36. ■

10.6

Termoquímica (entalpía)

OBJETIVO

Considerar el calor (entalpía) de las reacciones químicas.

Se ha visto que algunas reacciones son exotérmicas (producen energía calorífica) y otras son endotérmicas (absorben energía calorífica). A los químicos también les gusta conocer de manera exacta cuánta energía es producida o absorbida por una reacción dada. Para hacer este proceso más conveniente, se ha inventado una función especial de la energía llamada **entalpía**, la cual se designa por medio de H . Para una reacción que ocurre bajo condiciones a presión constante, el cambio de entalpía (ΔH) es igual a la energía que fluye como calor. Es decir

$$\Delta H_p = \text{calor}$$

donde el subíndice “ p ” indica que el proceso ha ocurrido bajo condiciones de presión constante y Δ significa “un cambio en”. Por tanto, el cambio de entalpía para una reacción (que ocurre a presión constante) es igual al calor para esa reacción.

EJEMPLO 10.5

Entalpía

Cuando se quema 1 mol de metano (CH_4) a presión constante, se generan como calor 890 kJ de energía. Calcule el ΔH para un proceso en el que se quema una muestra de 5.8 g de metano a presión constante.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el ΔH para la reacción de 5.8 g de metano (CH_4) con oxígeno a presión constante.

¿Qué se conoce?

- Cuando se quema 1 mol de CH_4 , se generan 890 kJ de energía.
- Se tienen 5.8 g de CH_4 .

¿Qué se necesita conocer?

- La masa molar del metano, la cual puede obtenerse a partir de las masas atómicas del carbono (12.01 g/mol) y del hidrógeno (1.008 g/mol). La masa molar es de 16.0 g/mol.

¿Cómo se llega allí?

A presión constante, se producen como calor 890 kJ de energía por mol de CH_4 :

$$q_p = \Delta H = -890 \text{ kJ/mol de } \text{CH}_4$$

Observe que el signo menos indica un proceso exotérmico. En este caso se quema una muestra de 5.8 g de CH_4 (masa molar = 16.0 g/mol). Dado que esta cantidad es menor que 1 mol, se generarán como calor menos de 890 kJ. El valor real puede calcularse como se indica a continuación.

$$5.8 \text{ g de } \text{CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{16.0 \text{ g de } \text{CH}_4} = 0.36 \text{ moles de } \text{CH}_4$$

y

$$0.36 \text{ moles de } \text{CH}_4 \times \frac{-890 \text{ kJ}}{\text{mol de } \text{CH}_4} = -320 \text{ kJ}$$

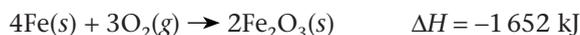
Por tanto, cuando se quema a presión constante una muestra de 5.8 g de CH_4 ,

$$\Delta H = \text{flujo de calor} = -320 \text{ kJ}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD La masa del metano quemado es menor que 1 mol, por lo que se generarán como calor menos de 890 kJ. La respuesta tiene dos cifras significativas como se requería por las cantidades aportadas.

Autocomprobación

EJERCICIO 10.5 La reacción que ocurre en las compresas calientes utilizadas para tratar lesiones deportivas es la siguiente.



¿Cuánto calor se genera cuando reacciona 1.00 g de $\text{Fe}(s)$ con un exceso de $\text{O}_2(g)$?

Ve a los problemas 10.40 y 10.41. ■

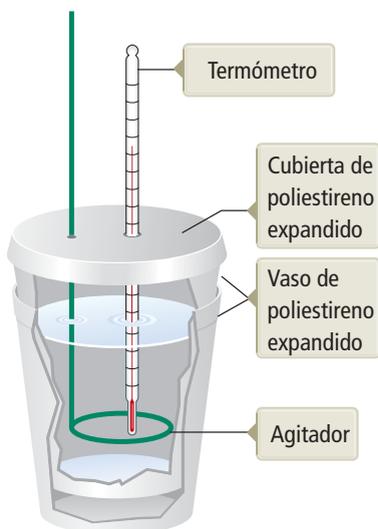
▶ Calorimetría

Un **calorímetro** (vea la figura 10.6) es un dispositivo utilizado para determinar el calor asociado con una reacción química. La reacción se realiza en el calorímetro y en éste se observa el cambio de temperatura. Conocer el cambio de temperatura que ocurre en el calorímetro y la capacidad calorífica de éste permite calcular la energía calorífica liberada (generada) o absorbida por la reacción. Por tanto, se puede determinar el ΔH para la reacción.

Una vez que se han medido los valores del ΔH de varias reacciones, se puede utilizar esta información para calcular los valores del ΔH para otras reacciones. En la siguiente sección se verá cómo realizar estos cálculos.

Figura 10.6

Calorímetro de vaso para café hecho de dos vasos de poliestireno expandido.



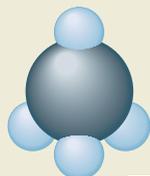
Metano: una importante fuente de energía

El metano es el componente principal del gas natural, un combustible fósil valioso. Es muy buen combustible debido a que la combustión del metano con oxígeno



produce 55 kJ de energía por gramo de metano. El gas natural, el cual está asociado con los depósitos de petróleo y contiene hasta 97% metano, se originó de la descomposición de las plantas en los bosques antiguos que fueron enterrados en los procesos geológicos naturales.

Aunque el metano en el gas natural representa una fuente de energía tremenda para nuestra civilización, en las profundidades del océano se encuentra una fuente aun más abundante. El estudio geológico de Estados Unidos estima que 320 000 millones de millones de pies cúbicos de metano están atrapados en el océano profundo cerca de su territorio. Esta cantidad es 200 veces la cantidad del metano contenido en los depósitos de gas natural del país. En el océano, el metano está atrapado en cavidades formadas por moléculas de agua que se ordenan de manera muy parecida a las moléculas de agua en el hielo. A estas estructuras se les llama



hidratos.

Aunque la extracción del metano del suelo del océano ofrece beneficios potenciales colosales, también acarrea riesgos. El metano es un "gas invernadero": su presencia en la atmósfera ayuda a atrapar el calor del Sol. Como resultado, cualquier liberación accidental del metano del océano podría producir un calentamiento serio del clima de la Tierra. Como es usual, los cambios en el ambiente acompañan las actividades humanas.



Piezas flameantes de hidrato de metano.

John Pinkston y Laura Stern/USGS/Menio Park

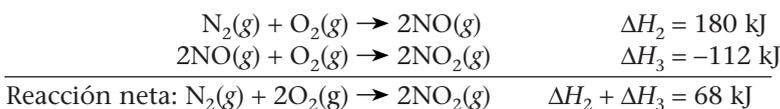
10.7 Ley de Hess

OBJETIVO Comprender la ley de Hess.

Una de las características más importantes de la entalpía radica en que es una función de estado. Es decir, el cambio de entalpía para un proceso dado es independiente de la ruta del proceso. En consecuencia, *al pasar de un conjunto particular de reactivos a un conjunto particular de productos, el cambio de entalpía es el mismo ya sea que la reacción se lleve a cabo en una etapa o en una serie de etapas*. Este principio, al cual se le conoce como **ley de Hess**, puede ilustrarse examinando la oxidación del nitrógeno para producir dióxido de nitrógeno. La reacción general puede escribirse en una etapa, donde el cambio de entalpía se representa por medio de ΔH_1 .



Esta reacción también puede realizarse en dos etapas distintas, con los cambios de entalpía designados como ΔH_2 y ΔH_3 :



Observe que la suma de las dos etapas proporciona la reacción neta, o general, y que

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = 68 \text{ kJ}$$

La importancia de la ley de Hess radica en que permite *calcular* los calores de la reacción que podrían ser difíciles o inconvenientes de medir de manera directa en un calorímetro.

► Características de los cambios de entalpía

A fin de utilizar la ley de Hess para calcular los cambios de entalpía en las reacciones, es importante comprender las siguientes dos características del ΔH para una reacción.

1. Si se invierte una reacción, también se invierte el signo del ΔH .
2. La magnitud del ΔH es directamente proporcional a las cantidades de los reactivos y productos en una reacción. Si los coeficientes en una reacción balanceada se multiplican por un entero, el valor del ΔH se multiplica por el mismo entero.

Estas reglas surgen de manera directa de las propiedades de los cambios de entalpía. La primera regla puede explicarse recordando que el *signo* del ΔH indica la *dirección* del flujo de calor a presión constante. Si se invierte la dirección de la reacción, también se invertirá la dirección del flujo de calor. Para ver esto, considere la preparación del tetrafluoruro de xenón, el cual fue el primer compuesto binario formado a partir de un gas noble:

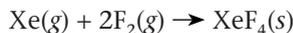


Esta reacción es exotérmica, y 251 kJ de energía fluyen al entorno como calor. Por otro lado, si los cristales incoloros de XeF_4 se descomponen en los elementos, de acuerdo con la ecuación

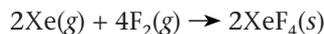


ocurre el flujo de energía opuesto debido a que deben adicionarse 251 kJ de energía al sistema para producir esta reacción endotérmica. Así que, para esta reacción, $\Delta H = +251 \text{ kJ}$.

La segunda regla surge del hecho de que el ΔH es una propiedad extensiva que depende de la cantidad de las sustancias que reaccionan. Por ejemplo, dado que se liberan 251 kJ de energía para la reacción

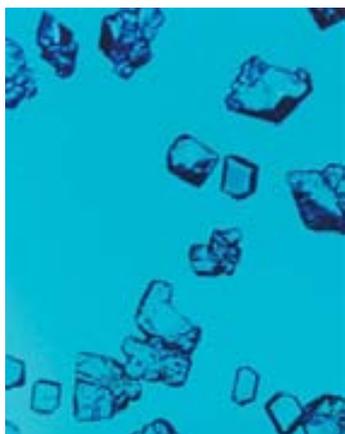


entonces para una preparación que involucra el doble de las cantidades de reactivos y productos, o



debe generarse el doble de calor:

$$\Delta H = 2(-251 \text{ kJ}) = -502 \text{ kJ}$$



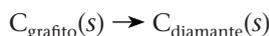
Laboratorio Nacional Argonne

Cristales de tetrafluoruro de xenón, el primer compuesto binario reportado que contiene un elemento de gas noble.

EJEMPLO 10.6

Ley de Hess

Dos formas del carbono son el *grafito*, el material blando, negro y resbaladizo utilizado en la “mina” de los lápices y como lubricante para cerraduras, y el *diamante*, la piedra preciosa brillante y dura. Utilizando las entalpías de combustión para el grafito (-394 kJ/mol) y el diamante (-396 kJ/mol), calcule el ΔH para la conversión de grafito a diamante:

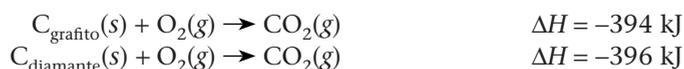


SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

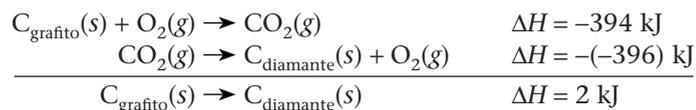
Se desea determinar el ΔH para la conversión de grafito a diamante.

¿Qué se conoce?

- Las reacciones de combustión son

**¿Cómo se llega allí?**

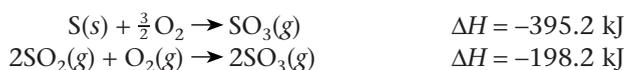
Observe que si se invierte la segunda reacción (lo cual significa que se debe cambiar el signo del ΔH) y se suman las dos reacciones, se obtiene la reacción deseada:



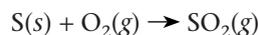
Por tanto, se requieren 2 kJ de energía para cambiar 1 mol de grafito a diamante. Este proceso es endotérmico.

Autocomprobación

EJERCICIO 10.6 A partir de la siguiente información,



calcule el ΔH para la reacción:

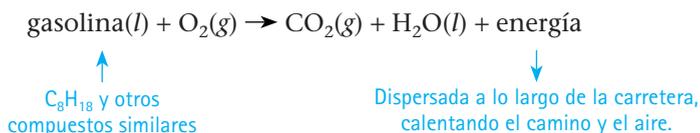


Vea los problemas 10.45 al 10.48. ■

10.8**Calidad contra cantidad de energía**

OBJETIVO Observar cómo cambia la calidad de la energía a medida que se usa.

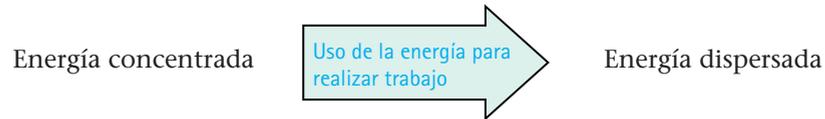
Una de las características más importantes de la energía es que se conserva. Por tanto, el contenido energético total del universo siempre será el que es ahora. Si este es el caso, ¿por qué existe preocupación con respecto a la energía? Por ejemplo, ¿por qué la humanidad debe preocuparse acerca de conservar el suministro de petróleo? De manera sorprendente, la "crisis energética" no es acerca de la *cantidad* de energía, sino acerca de su *calidad*. Para comprender esta idea, considere un viaje en automóvil de Chicago a Denver. A lo largo del camino le pondría gasolina al automóvil para llegar a su destino. ¿Qué le sucede a esta energía? La energía almacenada en los enlaces de la gasolina y del oxígeno que reacciona se cambia a energía térmica, la cual se dispersa a lo largo de la carretera a Denver. La cantidad total de energía sigue siendo la misma que antes del viaje, pero la energía concentrada en la gasolina se distribuye de manera amplia en el ambiente:



¿Cuál energía es más fácil de usar para realizar trabajo: la concentrada en la gasolina o la energía térmica dispersada de Chicago a Denver? Por supuesto, la energía concentrada en la gasolina es más conveniente para su uso.

Este ejemplo ilustra un principio general muy importante: cuando se utiliza energía para realizar trabajo, se degrada su utilidad. En otras palabras, después de su uso, la *calidad* de esa energía (su facilidad de uso) disminuye.

En resumen,



Puede haber escuchado a alguien mencionar la “muerte por calor” del universo. Con el tiempo (varios eones a partir de ahora) toda la energía se dispersará a lo largo del universo y todo estará a la misma temperatura. En ese momento ya no será posible realizar algún trabajo. El universo estará “muerto”.

Por supuesto, no tiene que preocuparse acerca de la muerte por calor del universo en ningún momento a corto plazo, pero sí necesita pensar acerca de conservar la “calidad” de los suministros de energía. La energía almacenada en las moléculas del petróleo llegó allí durante millones de años a través de las plantas y animales sencillos que absorbieron energía del Sol y la utilizaron para construir moléculas. A medida que estos organismos murieron y fueron enterrados, los procesos naturales los transformaron en los depósitos de crudo a los que ahora accedemos para nuestros suministros de gasolina y gas natural.

El petróleo es muy valioso debido a que provee una fuente de energía conveniente y concentrada. Desafortunadamente, se está utilizando este combustible a una velocidad mucho más rápida del que toman los procesos naturales que pueden remplazarlo, por lo que se busca nuevas fuentes de energía. La fuente más lógica es el Sol. La *energía solar* se refiere al uso directo de esta energía para realizar trabajo productivo en nuestra sociedad. En la siguiente sección se explicarán los suministros energéticos.

10.9

La energía y nuestro mundo

OBJETIVO Considerar las fuentes de energía de nuestro mundo.

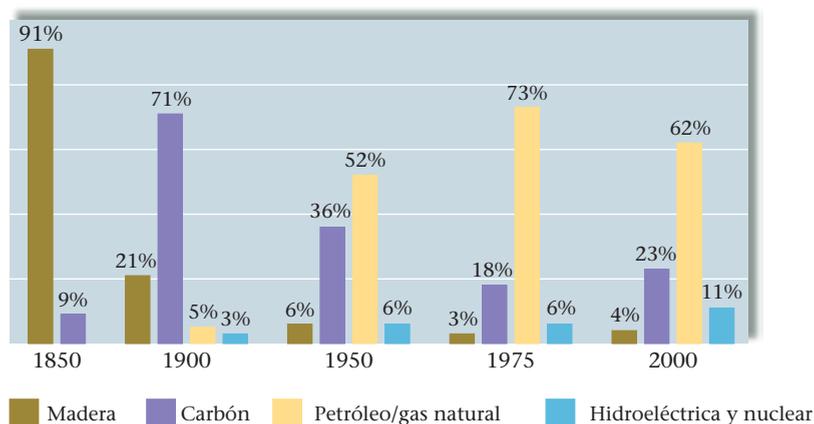
Las plantas leñosas, el carbón, el petróleo y el gas natural proveen una fuente de energía vasta que provino originalmente del Sol. Por medio del proceso de la fotosíntesis, las plantas almacenan energía que puede obtenerse quemando las plantas o por el decaimiento de los productos que se han convertido durante millones de años en **combustibles fósiles**. Aunque en la actualidad Estados Unidos depende en gran medida del petróleo para obtener energía, esta dependencia es un fenómeno relativamente reciente, como se muestra en la figura 10.7. En esta sección se explican algunas fuentes de energía y sus efectos sobre el ambiente.

► Petróleo y gas natural

Aunque no se comprende por completo cómo se produjeron, el petróleo y el gas natural quizás se formaron a partir de los restos de los organismos marinos que vivieron hace aproximadamente 500 millones de años. El **petróleo** es un líquido denso y oscuro constituido principalmente por compuestos llamados *hidrocarburos*, que contienen carbono e hidrógeno. (El carbono es único entre los elementos en la medida en que puede enlazarse a sí mismo para formar cadenas de varias longitudes.) La tabla 10.2 proporciona las fórmulas y los nombres de varios hidrocarburos comunes. El **gas natural**, por lo regular asociado con los depósitos de petróleo, con-

Figura 10.7

Fuentes de energía utilizadas en Estados Unidos.



siste principalmente de metano, pero también contiene cantidades significativas de etano, propano y butano.

La composición del petróleo varía un poco, pero incluye principalmente hidrocarburos con cadenas que contienen de 5 a más de 25 carbonos. Para utilizarse de manera eficiente, este energético debe separarse en fracciones por ebullición. Las moléculas más ligeras (que tienen los puntos de ebullición más bajos) pueden evaporarse, dejando las más pesadas atrás. En la tabla 10.3 se muestran los usos comerciales de varias fracciones del petróleo.

La era del petróleo comenzó cuando la demanda de lámparas de aceite durante la Revolución Industrial sobrepasó la de las fuentes tradicionales: las grasas de animales y el aceite de ballena. En respuesta a esta demanda creciente, Edwin Drake perforó el primer pozo de petróleo en 1859 en Titusville, Pennsylvania. El hidrocarburo de este pozo se refinó para producir *queroseno* (fracción C_{10} – C_{18}), el cual sirvió como una excelente lámpara de aceite. La *gasolina* (fracción C_5 – C_{10}) tenía uso limitado y con frecuencia se descartaba. Esta situación cambió pronto. El desarrollo de la luz eléctrica disminuyó la necesidad de queroseno, y la entrada de los “carruajes sin caballos” con su motor impulsado por gasolina señalaron el nacimiento de la era de este combustible.

A medida que la gasolina se volvió más importante, se buscaron nuevas maneras de aumentar el rendimiento de la obtenida a partir de cada barril de petróleo. William Burton inventó un proceso en la Standard Oil de Indiana llamado *rompimiento pirolítico* (*a temperatura alta*). En este proceso, las moléculas más pesadas de la fracción del queroseno se calientan a alrededor de $700\text{ }^{\circ}\text{C}$, ocasionando que se quiebran (rompan) en moléculas más pequeñas de hidrocarburos en la fracción de gasolina. A medida que los automóviles se volvieron más grandes, se diseñaron motores de combustión interna más eficientes. Debido a la combustión desigual de la gasolina

Tabla 10.2 Nombres y fórmulas para algunos hidrocarburos comunes

Fórmula	Nombre
CH_4	Metano
C_2H_6	Etano
C_3H_8	Propano
C_4H_{10}	Butano
C_5H_{12}	Pentano
C_6H_{14}	Hexano
C_7H_{16}	Heptano
C_8H_{18}	Octano

Tabla 10.3 Usos de las diversas fracciones del petróleo

Fracciones del petróleo en términos de los números de átomos de carbono	Usos principales
C_5 – C_{10}	Gasolina
C_{10} – C_{18}	Queroseno
	Combustible para jets
C_{15} – C_{25}	Combustible diesel
	Aceite de calefacción
	Aceite lubricante
$> \text{C}_{25}$	Asfalto

entonces disponible, estos motores “golpeteaban”, produciendo ruido no deseado e incluso ocasionando que el motor se dañara. La investigación intensiva para encontrar aditivos que promovieran una combustión más pareja produjo el tetraetil plomo, $(C_2H_5)_4Pb$, un agente “antigolpeteo” muy efectivo.

La adición de tetraetilo de plomo se convirtió en una práctica común, y en 1960 la gasolina contenía hasta 3 g de plomo por galón. Como se ha descubierto de manera muy frecuente en años recientes, los avances tecnológicos pueden producir problemas ambientales. Para prevenir la contaminación del aire a partir del tubo de escape de los automóviles, se han añadido convertidores catalíticos a estos sistemas. Sin embargo, la efectividad de estos convertidores es destruida por el plomo. El uso de gasolina enriquecida con este metal también incrementa en gran medida la cantidad de plomo en el ambiente, donde puede ser ingerido por los animales y los humanos. Por estas razones, su uso en la gasolina se ha reducido de manera progresiva, requiriendo modificaciones extensivas (y costosas) de los motores y de los procesos para su refinamiento.

► Carbón

El **carbón** se formó a partir de los restos de las plantas que fueron enterrados y sometidos a una presión alta y calor por largos periodos. Los materiales de las plantas tienen un contenido alto de celulosa, una molécula compleja cuya fórmula empírica es CH_2O pero cuya masa molar es de aproximadamente 500 000 g/mol. Después de que las plantas y los árboles que crecieron en la Tierra en diversos tiempos y lugares murieron y fueron enterrados, los cambios químicos disminuyeron de manera gradual el contenido de oxígeno e hidrógeno de las moléculas de celulosa. El carbono “madura” a través de cuatro etapas: lignito, subbituminoso, bituminoso y antracita. Cada etapa tiene una razón carbono a oxígeno y carbono a hidrógeno más alta; es decir, el contenido de carbono relativo aumenta de manera gradual. En la tabla 10.4 se listan las composiciones elementales comunes de los diversos carbones. La energía disponible de la combustión de una masa dada de carbón aumenta a medida que el contenido de carbono se incrementa. La antracita es el carbón más valioso y el lignito es el menos valioso.

El carbón es un combustible importante y abundante en Estados Unidos, y en la actualidad provee 20% de su energía. A medida que el suministro de petróleo disminuye, la porción de la energía suministrada a partir del carbón podría con el tiempo aumentar hasta 30%. Sin embargo, este recurso es costoso y peligroso de extraer bajo tierra, y la franja de minería de las tierras de cultivo fértiles en el medio oeste o de la tierra escénica en el oeste de Estados Unidos ocasiona problemas obvios. Además, la combustión de carbón, especialmente el de contenido alto en azufre, produce contaminantes del aire como dióxido de azufre, el cual, a su vez, puede conducir a la lluvia ácida. Sin embargo, aun si el carbón fuera carbono puro, el dióxido de carbono producido cuando se quema seguiría teniendo efectos significativos sobre el clima de la Tierra.



© cbpix/ Shutterstock

Tabla 10.4 Composición elemental de diversos tipos de carbón

Tipo de carbón	Porcentaje en masa de cada elemento				
	C	H	O	N	S
Lignito	71	4	23	1	1
Subbituminoso	77	5	16	1	1
Bituminoso	80	6	8	1	5
Antracita	92	3	3	1	1

► Efectos del dióxido de carbono sobre el clima

La Tierra recibe una cantidad tremenda de energía radiante del Sol, alrededor de 30% de la cual es reflejada de vuelta al espacio por la atmósfera terrestre. La energía restante pasa a través de la atmósfera a la superficie del planeta. Parte de esta energía es absorbida por las plantas para la fotosíntesis y parte por los océanos para evaporar agua, pero la mayor porción es absorbida por el suelo, las rocas y el agua, lo que incrementa la temperatura de la superficie terrestre. Esta energía es, a su vez, irradiada de la superficie calentada principalmente como *radiación infrarroja*, con frecuencia llamada *radiación de calor*.

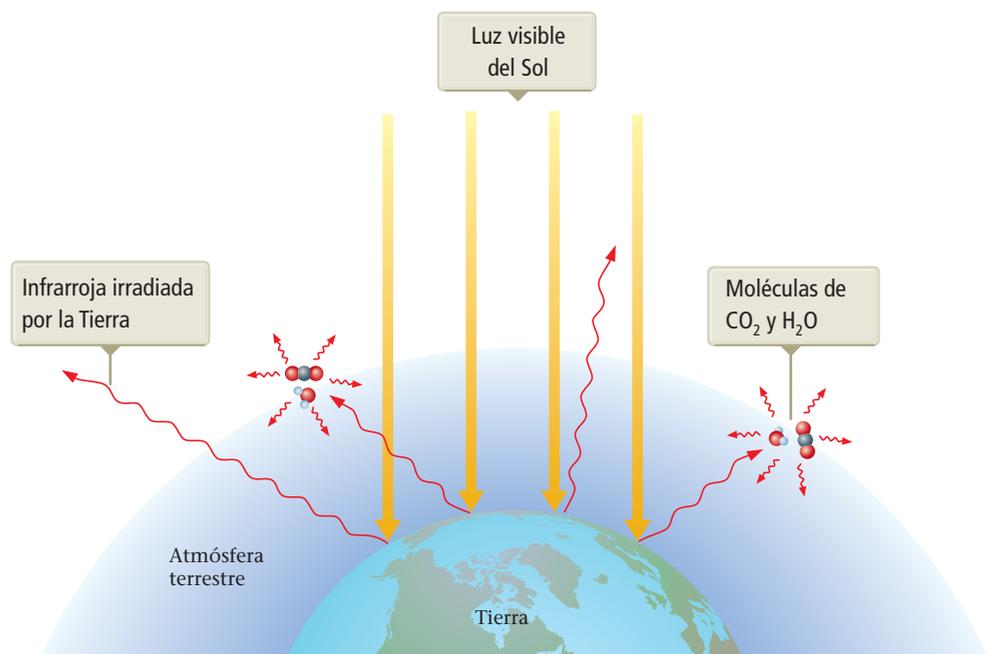
La atmósfera, como el vidrio de las ventanas, es transparente a la luz visible, pero no permite que toda la radiación infrarroja pase de vuelta al espacio. Las moléculas en la atmósfera, principalmente el H_2O y el O_2 , absorben de manera intensa la radiación infrarroja y la irradian de vuelta hacia la Tierra, como se muestra en la figura 10.8. Una cantidad neta de la energía térmica es retenida por la atmósfera terrestre, ocasionando que la Tierra esté más caliente de lo que lo estaría sin esta capa. De cierta manera, la atmósfera actúa como el vidrio de un invernadero, el cual es transparente a la luz visible pero absorbe radiación infrarroja y, por tanto, eleva la temperatura dentro del edificio. Este **efecto invernadero** se ve de manera aun más espectacular en Venus, donde se piensa que la atmósfera densa es responsable de la temperatura alta de la superficie de ese planeta.

Por ende, la temperatura de la superficie terrestre es controlada en una extensión significativa por el contenido de dióxido de carbono y agua de la atmósfera. El efecto de la humedad atmosférica es evidente en el medio oeste de Estados Unidos, por ejemplo. En el verano, cuando la humedad es alta, el calor del Sol se retiene bien en la noche, lo que genera temperaturas elevadas durante esta parte del día. En el invierno, las temperaturas más frías siempre ocurren en noches claras, cuando la humedad baja permite que la radiación eficiente de la energía regrese al espacio.

El contenido de agua de la atmósfera es controlado por el ciclo del agua (evaporación y precipitación), y su promedio ha permanecido constante por años. Sin embargo, a medida que los combustibles fósiles se han utilizado de manera más extensa, la concentración de dióxido de carbono ha aumentado: hasta 20% de 1880 al presente. Las proyecciones indican que el contenido de dióxido de carbono de la

Figura 10.8

La atmósfera de la Tierra es transparente a la luz visible del Sol. Esta luz visible golpea el planeta y una parte se cambia a radiación infrarroja. La radiación infrarroja de la superficie terrestre es absorbida de manera intensa por el CO_2 , el H_2O y otras moléculas presentes en la atmósfera en cantidades más pequeñas (por ejemplo, CH_4 y N_2O). En realidad, la atmósfera atrapa parte de la energía actuando como el vidrio en un invernadero y manteniendo la Tierra más caliente de lo que estaría de otra manera.



Ver la luz

Estamos a punto de vivir una revolución en el alumbrado. La bombilla de luz incandescente desarrollada por Thomas Edison a finales del siglo XIX sigue dominando los sistemas de alumbrado. Sin embargo, esto está a punto de cambiar debido a que la bombilla de luz de Edison es muy ineficiente: casi 95% de la energía genera calor en vez de luz. En Estados Unidos, 22% de la producción de electricidad total va para el alumbrado, a un costo de alrededor de 58 millones de dólares. De manera global, la iluminación consume alrededor de 19% de la electricidad y se espera que la demanda de luz crezca 60% en los siguientes 25 años. Dados los precios de la energía y los problemas asociados con el calentamiento global, se deben encontrar dispositivos de alumbrado más eficientes.

A corto plazo, la respuesta parece estar en las lámparas fluorescentes compactas (LFC). Estas lámparas, las cuales tienen una base tipo tornillo, consumen sólo alrededor de 20% la energía de las bombillas incandescentes para una cantidad comparable de producción de luz, y aunque cuestan cuatro veces más, duran 10 veces más. Las LFC producen luz a partir de un tipo de compuesto llamado *fósforo* que recubre las paredes internas de la lámpara. El fósforo se mezcla con una pequeña cantidad de mercurio (alrededor de 5 mg por lámpara). Cuando ésta se enciende, se produce un haz de electrones. Los electrones son absorbidos por los átomos de mercurio, a los cuales se les ocasiona que emitan luz ultravioleta (UV). Esta luz UV es absorbida por el fósforo, el cual entonces emite luz visible (un proceso llamado *fluorescencia*). Se estima que el remplazo de todas las bombillas incandescentes en los hogares por LFC reduciría la demanda eléctrica en Estados Unidos en un equivalente de la energía producida por 20 nuevas plantas de energía nuclear de 1000 MW. Estos son ahorros muy significativos.

Aunque la cantidad de mercurio en cada lámpara es pequeña (el rompimiento de una sola LFC no pondría en peligro a un adulto normal), el reciclaje de grandes cantidades de LFC presenta riesgos de contaminación potenciales. Actualmente se están realizando investigaciones para encontrar maneras

de atenuar este peligro. Por ejemplo, el profesor Robert Hurt y sus colegas de la Universidad Brown han encontrado que el selenio preparado como partículas pequeñas tiene una afinidad muy alta con el mercurio y puede utilizarse en operaciones de reciclaje para prevenir los peligros ocupacionales de la exposición al mercurio.

Otro tipo de dispositivo de alumbramiento que parece ser muy valioso en el futuro cercano es el diodo emisor de luz (LED por sus siglas en inglés). Un LED es un semiconductor de estado sólido diseñado para emitir luz visible cuando sus electrones caen a niveles de energía más bajos. La luz brillante pequeña que indica si un sistema de audio o televisión está encendido es un LED. En años recientes, éste se ha utilizado en semáforos, direccionales de automóviles, linternas y alumbrado público. El uso de los LED para las luces navideñas se ha incrementado rápidamente, y se estima que con el tiempo reducirán el consumo de energía en estos artículos en 90%. La producción de LED por cantidad de energía consumida ha aumentado de manera drástica en meses recientes y los costos están disminuyendo de manera constante. En la actualidad, las lámparas de LED son 10 veces más costosas que las LFC, pero duran más de 15 años. Por tanto, están ocurriendo cambios drásticos en los métodos para la iluminación y todos necesitamos hacer nuestra parte para hacer nuestra vida más energéticamente eficiente.



Una lámpara de luz fluorescente compacta (LFC).

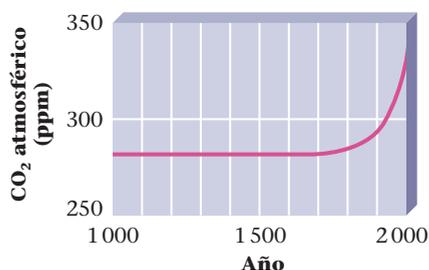


Figura 10.9

Concentración del CO_2 atmosférico durante los pasados 1000 años, con base en la información de muestras de hielo y lecturas directas (desde 1958). Observe el espectacular incremento en los últimos 100 años.

atmósfera puede ser el doble en el siglo XXI de lo que era en 1880. Esta tendencia *podría* incrementar la temperatura promedio de la Tierra hasta en 10°C , ocasionando cambios drásticos en el clima y afectando en gran medida el crecimiento de los cultivos de alimentos.

¿Cómo se pueden predecir los efectos a largo plazo del dióxido de carbono? Debido a que se ha estudiado el clima por un periodo que es minúsculo en comparación con la edad del planeta, los factores que controlan el clima terrestre a largo plazo no se comprenden de manera clara. Por ejemplo, no se entiende qué ocasiona las eras de hielo periódicas de la Tierra, por lo que es difícil estimar los efectos del incremento en los niveles de dióxido de carbono.

De hecho, la variación en la temperatura promedio de la Tierra en el siglo pasado es algo confusa. En las latitudes septentrionales, la temperatura promedio se elevó 0.8°C en un periodo de 60 años durante el siglo pasado; después se enfrió en 0.5°C durante los siguientes 25 años, y por último se calentó 0.2°C en los subsiguientes 15 años. Tales fluctuaciones no coinciden con el incremento estable en el dióxido de carbono. Sin embargo, en las latitudes meridionales y cerca del ecuador la temperatura promedio mostró un aumento estable totalizando 0.4°C . Esta cifra está en acuerdo razonable con el efecto pronosticado del incremento en la concentración del dióxido de carbono en ese periodo. Otro hecho significativo radica en que los últimos 10 años del siglo XX representan la década más caliente registrada.

Aunque la relación exacta entre la concentración del dióxido de carbono en la atmósfera y la temperatura de la Tierra se desconoce en el presente, una cosa es clara: el incremento en la concentración atmosférica del dióxido de carbono es bastante drástico (vea la figura 10.9). Se deben considerar las implicaciones de este aumento a medida que se consideran nuestras necesidades energéticas futuras.

► Nuevas fuentes de energía

A medida que se investigan las fuentes de energía del futuro, se necesita considerar los factores económicos, climáticos y de suministro. Existen varias fuentes de energía potenciales: el Sol (solar), procesos nucleares (fisión y fusión), biomasa (plantas) y combustibles sintéticos. El uso directo de la energía radiante del Sol para calentar hogares y hacer funcionar las fábricas y los sistemas de transporte parece ser un objetivo sensible a largo plazo. ¿Pero qué se hace ahora? La conservación de los combustibles fósiles es un paso obvio, pero también deben encontrarse sustitutos. Actualmente se está realizando bastante investigación para resolver este problema.

10.10

La energía como fuerza conductora

OBJETIVO

Comprender la energía como fuerza conductora para procesos naturales.

Un objetivo principal de la ciencia es comprender por qué las cosas suceden a medida que se presentan. En particular, interesan las fuerzas conductoras de la naturaleza. ¿Por qué las cosas ocurren en una dirección particular? Por ejemplo, considere un leño que se ha quemado en una chimenea produciendo cenizas y energía calorífica. Si estuviese sentado enfrente de la chimenea, se sorprendería si observara que las cenizas comienzan a absorber el calor del aire y se reconstruyen a sí mismas en el leño. Esto no sucede. Es decir, el proceso que siempre ocurre es

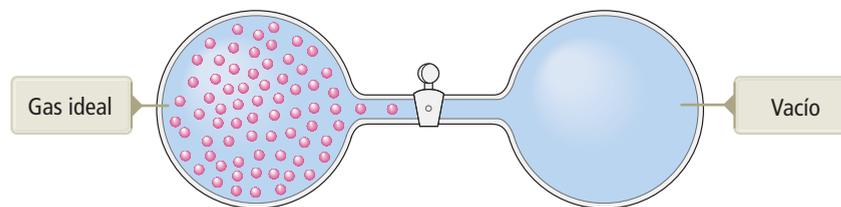


El inverso de este proceso

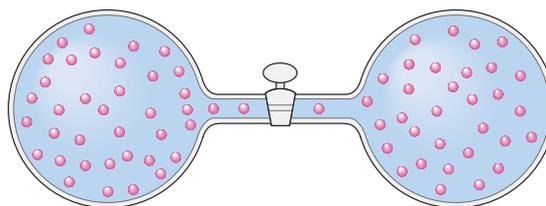


nunca sucede.

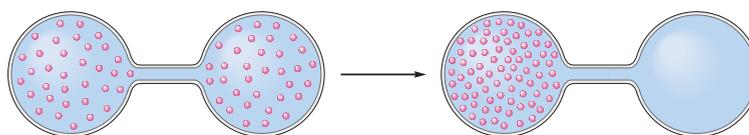
Considere otro ejemplo. Un gas está atrapado en un extremo de un recipiente como se muestra abajo.



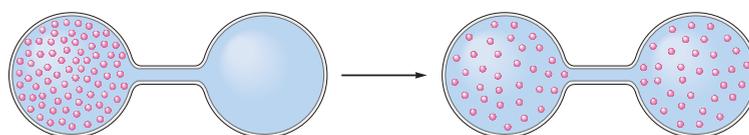
Cuando se abre la válvula, ¿qué sucede siempre? El gas se dispersa de manera uniforme a lo largo de todo el contenedor.



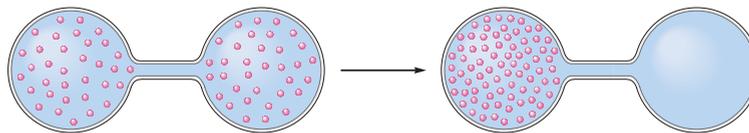
Se sorprendería si viera que el siguiente proceso ocurre de manera espontánea.



Entonces, ¿por qué este proceso



ocurre de manera espontánea, pero el proceso inverso



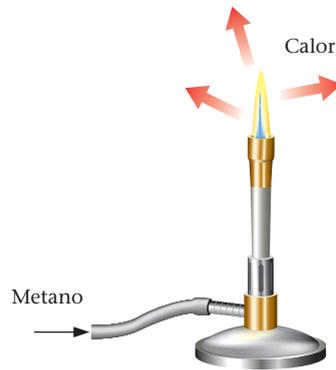
nunca ocurre?

En muchos años de análisis de estos y otros procesos, los científicos han descubierto dos fuerzas conductoras muy importantes.

- Dispersión de la energía
- Dispersión de la materia

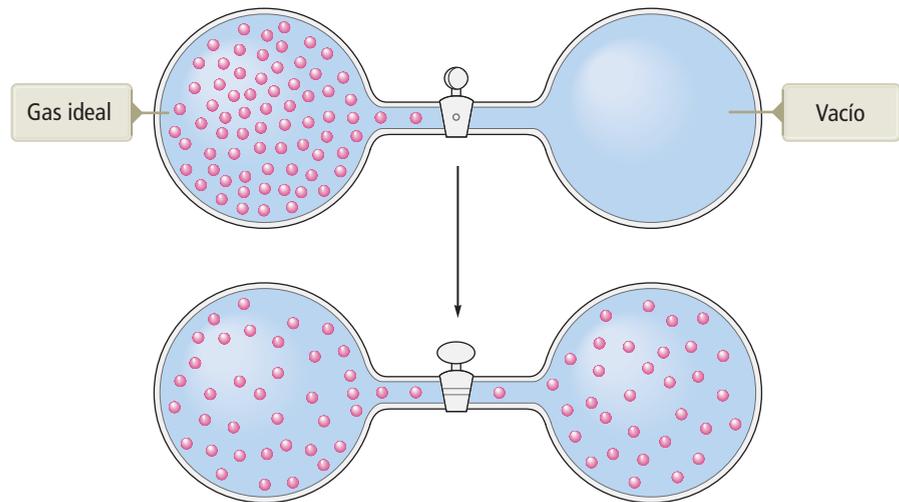
La **dispersión de la energía** significa que en un proceso dado la energía concentrada se dispersa de manera amplia. Esta distribución sucede cada vez que ocurre un proceso exotérmico. Por ejemplo, cuando un mechero de Bunsen se quema, la energía

almacenada en el combustible (gas natural, principalmente metano) se dispersa en el aire que lo rodea.



La energía que fluye a través del calor incrementa los movimientos térmicos de las moléculas en el entorno. En otras palabras, este proceso incrementa los movimientos aleatorios de las moléculas en el entorno. *Esto siempre sucede en todo proceso exotérmico.*

La **dispersión de la materia** significa exactamente lo que indica: las moléculas de una sustancia se dispersan y ocupan un volumen mayor.



Después de observar miles de procesos, los científicos han concluido que estos dos factores son fuerzas conductoras importantes que ocasionan que ocurran eventos. Es decir, los procesos se favorecen si involucran dispersión de la energía y dispersión de la materia.

¿Estas fuerzas conductoras alguna vez ocurren en oposición? Sí, lo hacen en muchos procesos.

Por ejemplo, considere la sal de mesa ordinaria disuelta en agua.

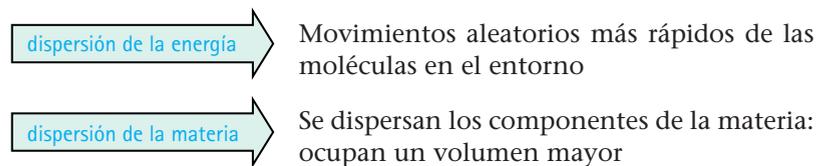


Este proceso ocurre de manera espontánea. Observa esto cada vez que adiciona sal al agua para cocinar papas o pasta. De manera sorprendente, la disolución de sal en agua es *endotérmica*. Este proceso parece proceder en la dirección equivocada: involucra concentración, no dispersión de la energía. ¿Por qué se disuelve la sal? Debido a la dispersión de la materia. Los Na^+ y Cl^- , que están muy compactos en el NaCl sólido, se dispersan alrededor de manera aleatoria en un volumen mucho mayor en la disolución resultante. La sal se disuelve en el agua debido a que la dispersión favorable de la materia supera un cambio de energía desfavorable.

► Entropía

La **entropía** es una función que se ha inventado para seguir la tendencia natural de los componentes del universo a desordenarse: la entropía (designada por medio de la letra S) es una medida del desorden o aleatoriedad. A medida que la aleatoriedad aumenta, S aumenta. ¿Cuál tiene una entropía más baja, el agua sólida (hielo) o el agua gaseosa (vapor)? Recuerde que el hielo contiene moléculas de H_2O compactadas y ordenadas, mientras que el vapor tiene moléculas de H_2O ampliamente dispersas que se mueven de manera aleatoria (vea la figura 10.10). Por tanto, el hielo tiene más orden y un valor de S más bajo.

¿Qué supone que le sucede al desorden del universo a medida que la dispersión de la energía y la dispersión de la materia ocurren durante un proceso?



Parece claro que tanto la dispersión de la energía como de la materia conducen a una entropía mayor (desorden mayor) en el universo. Esta idea conduce a una conclusión muy importante que se resume en la **segunda ley de la termodinámica**:

La entropía del universo siempre está incrementándose.

Un **proceso espontáneo** es aquel que ocurre en la naturaleza sin intervención externa: sucede “por sí mismo”. La segunda ley de la termodinámica ayuda a comprender

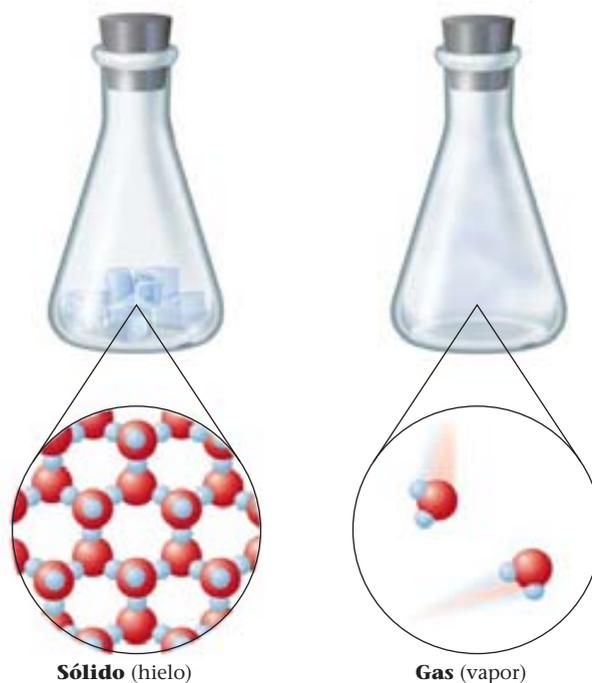


Figura 10.10

Comparación de las entropías del hielo y del vapor.

por qué ciertos procesos son espontáneos y otros no. También ayuda a comprender qué condiciones son necesarias para que ocurra esta espontaneidad. Por ejemplo, a 1 atm (1 atmósfera de presión) el hielo se derretirá de manera espontánea sobre una temperatura de 0 °C pero no por debajo de esta temperatura. Un proceso es espontáneo sólo si la entropía del universo aumenta como resultado. Es decir, todos los procesos que ocurren en el universo conducen a un incremento neto en el desorden del universo. A medida que éste “funciona”, siempre está dirigiéndose hacia más desorden. Nos estamos precipitando lentamente pero de manera inevitable hacia la aleatoriedad total: la muerte por calor del universo. Pero no desespere: no sucederá pronto.

CAPÍTULO 10 REPASO

Términos clave

energía (10.1)	capacidad calorífica
energía potencial (10.1)	específica (10.5)
energía cinética (10.1)	entalpía (10.6)
ley de conservación de la	calorímetro (10.6)
energía (10.1)	ley de Hess (10.7)
trabajo (10.1)	combustibles fósiles (10.9)
función de estado (10.1)	petróleo (10.9)
temperatura (10.2)	gas natural (10.9)
calor (10.2)	carbón (10.9)
sistema (10.3)	efecto invernadero (10.9)
entorno (10.3)	dispersión de la energía
exotérmico (10.3)	(10.10)
endotérmico (10.3)	dispersión de la materia
termodinámica (10.4)	(10.10)
primera ley de la	entropía (10.10)
termodinámica (10.4)	segunda ley de la
energía interna (10.4)	termodinámica (10.10)
caloría (10.5)	proceso espontáneo
joule (10.5)	(10.10)

Resumen

- Una de las características fundamentales de la energía radica en que se conserva. La energía cambia de forma, pero no se crea ni se consume en un proceso. La termodinámica es el estudio de la energía y sus cambios.
- En un proceso, algunas funciones, llamadas *funciones de estado*, sólo dependen de los estados iniciales y finales del sistema, no de la ruta específica seguida. La energía es una función de estado. Otras funciones, como el calor y el trabajo, dependen de la ruta específica seguida y no son funciones de estado.
- La temperatura de una sustancia indica el vigor de los movimientos aleatorios de sus componentes. La energía térmica de un objeto es el contenido energético del objeto a medida que es producido por sus movimientos aleatorios.

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl.

- El calor es un flujo de energía entre dos objetos debido a una diferencia de temperatura entre ambos. En una reacción exotérmica la energía como calor fluye hacia afuera del sistema a su entorno. En un proceso endotérmico la energía como calor fluye del entorno al sistema.
- La energía interna de un objeto es la suma de las energías cinética (debida al movimiento) y potencial (debida a la posición) del objeto. La energía interna puede cambiarse por medio de tipos de flujos de energía, calor (q) y trabajo (w): $\Delta E = q + w$.
- Se utiliza un calorímetro para medir los calores de las reacciones químicas. Las unidades comunes para el calor son los joules y las calorías.
- La capacidad calorífica específica de una sustancia (la energía requerida para cambiar la temperatura de un gramo de la sustancia en un grado Celsius) se utiliza para calcular los cambios de temperatura cuando ésta se calienta.
- El cambio de entalpía para un proceso es igual al calor para que ese proceso se efectúe a presión constante.
- La ley de Hess permite calcular el calor de una reacción dada a partir de los calores conocidos de las reacciones relacionadas.
- Aunque la energía se conserva en todo proceso, la calidad (utilidad) de la energía disminuye con cada uso.
- Nuestro mundo tiene varias fuentes de energía. El uso de estas fuentes afecta el ambiente de varias maneras.
- Los procesos naturales ocurren en la dirección que conduce a un aumento en el desorden (entropía) del universo. Las fuerzas conductoras principales para los procesos son la dispersión de la energía y la dispersión de la materia.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase, y con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

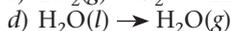
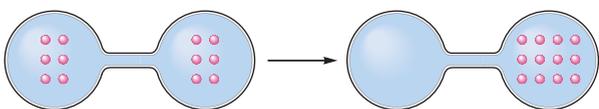
1. Vea la figura 10.1 en su texto. La pelota A ha dejado de moverse. Sin embargo, la energía debe conservarse. Entonces, ¿qué le sucede a la energía de la pelota A?
2. Un amigo suyo lee que el proceso de congelación del agua es exotérmico. Este amigo le dice que esto no puede ser cierto debido a que *exotérmico* implica “caliente”, y el hielo es frío. ¿El proceso de congelación del agua es exotérmico? Si lo es, explíquelo este proceso a su amigo de tal manera que pueda comprenderlo. Si no lo es, explíquelo por qué no.
3. Usted coloca un metal caliente en un vaso de precipitados con agua fría.
 - a) Con el tiempo, ¿qué es verdadero acerca de la temperatura del metal en comparación con la del agua? Explique por qué es verdadero.
 - b) Etiquete este proceso como endotérmico o exotérmico si se considere que el sistema es
 - i. El metal. Explique.
 - ii. El agua. Explique.
4. ¿Qué significa cuando el calor para un proceso se reporta con signo negativo?
5. Coloca 100.0 g de un metal caliente en 100.0 g de agua fría. ¿Cuál sustancia (el metal o el agua) experimenta un cambio de temperatura mayor? ¿Por qué ocurre esto?
6. Explique por qué las latas de aluminio son buenos contenedores de almacenamiento para refrescos y los vasos de poliestireno expandido pueden utilizarse para mantener el café caliente y la coca-cola fría. ¿Cómo es posible esto?
7. En la sección 10.7 se listan dos características de los cambios de entalpía para las reacciones. ¿Cuáles son estas características? Explique por qué son ciertas.
8. ¿Cuál es la diferencia entre *calidad* y *cantidad* de la energía? ¿Se conservan ambas? ¿Se conserva alguna?
9. ¿A qué se refiere el término *fuerzas conductoras*? ¿Por qué la *dispersión de la materia* y la *dispersión de la energía* se consideran fuerzas conductoras?
10. Proporcione un ejemplo de un proceso en el que la *dispersión de la materia* sea una fuerza conductora y un ejemplo en el que la *dispersión de la energía* sea una fuerza conductora; explique cada uno. Estos ejemplos deben ser diferentes a los aportados en el texto.
11. Explique con sus propias palabras a qué se refiere el término *entropía*. Describa cómo se relacionan la *dispersión de la materia* y la *dispersión de la energía* con el concepto de la entropía.
12. Considere los procesos

$$\text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$$

$$\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$$
 - a) ¿Cuál proceso es favorecido por la dispersión de la energía? Explique.
 - b) ¿Cuál proceso es favorecido por la dispersión de la materia? Explique.
 - c) Cuando afecta la temperatura, ¿cuál proceso se favorece? Explique.
13. ¿Qué pasaría si la energía no se conservara? ¿Cómo afectaría esto nuestra vida?
14. Se dice que la energía interna de un sistema es la suma de las energías cinética y potencial de todas las partículas en el sistema. La sección 10.1 explica la *energía potencial* y la *energía cinética* en términos de una pelota en una colina. Explique ambos tipos de energía para una reacción química.
15. El gas hidrógeno y el gas oxígeno reaccionan de manera violenta para formar agua.
 - a) ¿Cuál es menor en energía: una mezcla de gases de hidrógeno o el agua? Explique.
 - b) Dibuje un diagrama de los niveles de energía (como el de la figura 10.5) para esta reacción y explíquelo.
16. Considere cuatro muestras de 100.0 g de agua, cada una separada en un vaso de precipitados a 25.0 °C. En cada vaso deje caer 10.0 g de un metal de los que se listan enseguida, el cual se ha calentado a 95.0 °C. Suponiendo que no se pierde calor hacia el entorno, ¿cuál muestra de agua tendrá la temperatura final más alta? Explique su respuesta.
 - a) El agua a la que le ha adicionado aluminio ($c = 0.89 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$).
 - b) El agua a la que le ha adicionado hierro ($c = 0.45 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$).
 - c) El agua a la que le ha adicionado cobre ($c = 0.20 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$).
 - d) El agua a la que le ha adicionado plomo ($c = 0.14 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$).
 - e) Debido a que las masas de los metales son iguales, las temperaturas finales serían iguales.
17. Para cada una de las situaciones a)–c), use las siguientes opciones i–iii para completar el enunciado “la temperatura final del agua debe ser o estar”
 - i. Entre 50 °C y 90 °C
 - ii. 50 °C
 - iii. Entre 10 °C y 50 °C
 - a) A una muestra de 100.0 g de agua a 90 °C se le adiciona una muestra de 100.0 g de agua a 10°C.
 - b) A una muestra de 100.0 g de agua a 90 °C se le adiciona una muestra de 500.0 g de agua a 10°C.
 - c) Usted tiene un vaso de poliestireno expandido con 50.0 g de agua a 10 °C. Le adiciona al agua una pelota de hierro de 50.0 g a 90 °C.
18. ¿De qué manera la ley de Hess es un replanteamiento de la primera ley de la termodinámica?
19. ¿La entropía de un sistema aumenta o disminuye para cada uno de los siguientes enunciados? Explique.
 - a) La evaporación del alcohol
 - b) La congelación del agua
 - c) La disolución del NaCl en agua

- VP** 20. Pronostique el signo de ΔS° para cada uno de los siguientes cambios.

a)



Preguntas y problemas

10.1 Naturaleza de la energía

PREGUNTAS

- La _____ representa la habilidad para realizar trabajo o para producir calor.
- ¿A qué se refiere el concepto *energía potencial*? Proporcione un ejemplo de un objeto o material que posea energía potencial.
- ¿Cuál es la energía cinética de una partícula de masa m que se mueve a través del espacio con una velocidad v ?
- Explique a qué se refiere la *ley de conservación de la energía*.
- ¿Qué significa función de *estado*? Provea un ejemplo.
- En la figura 10.1, ¿qué tipo de energía posee inicialmente la pelota A cuando está en reposo en la parte superior de la colina? ¿Qué tipos de energías se involucran a medida que la pelota se mueve colina abajo? ¿Qué tipo de energía posee cuando alcanza la parte inferior de la colina y *para* de moverse después de golpear la pelota B? ¿De dónde provino la energía ganada por la pelota B que le permitió moverse colina arriba?

10.2 Temperatura y calor

PREGUNTAS

- Los estudiantes con frecuencia confunden *calor* y *temperatura*. Defina cada uno. ¿Cómo se relacionan los dos conceptos?
- Si derrama sobre usted una taza de té *caliente* recién preparada, se quemaría. Si derrama la misma cantidad de té *helado*, no se quemaría. Explique.
- ¿Qué representa la *energía térmica* de un objeto?
- ¿Cómo se relacionan la *temperatura* de un objeto y la *energía térmica* de un objeto?

10.3 Procesos exotérmicos y endotérmicos

PREGUNTAS

- En el estudio de los flujos de calor de los procesos químicos, ¿a qué se refieren los términos *sistema* y *entorno*?

- Cuando un sistema químico genera energía, ¿a dónde va ésta?

- La combustión del metano, CH_4 , es un proceso exotérmico. Por tanto, los productos de esta reacción deben poseer (mayor/menor) energía potencial total que los reactivos.

- En cualquier proceso la energía ganada por el entorno debe ser _____ a la energía perdida por el sistema.

10.4 Termodinámica

PREGUNTAS

- ¿A qué se refiere el término *termodinámica*? ¿Cuál es la *primera ley de la termodinámica*?
- La energía _____, E , de un sistema representa la suma de las energías cinética y potencial de todas las partículas dentro del sistema.
- Explique el significado de cada uno de los términos de la ecuación $\Delta E = q + w$.
- Si el q para un proceso es un número negativo, entonces el sistema está (ganando/perdiendo) energía.
- Para un proceso endotérmico, q tendrá un signo (positivo/negativo).
- Si el w para un proceso es un número positivo, entonces el sistema debe estar (ganando/perdiendo) energía del entorno.

10.5 Medición de los cambios de energía

PREGUNTAS

- ¿Cómo se define la *caloría*? ¿En qué difiere de una *Caloría* (con mayúscula)? ¿Cómo se relaciona el joule con la *caloría*?
- Escriba los factores de conversión que serían necesarios para desarrollar cada una de las siguientes conversiones.
 - Una energía dada en calorías a su equivalente en joules
 - Una energía dada en joules a su equivalente en calorías
 - Una energía dada en calorías a su equivalente en kilocalorías
 - Una energía dada en kilojoules a su equivalente en joules

PROBLEMAS

- Si se necesitan 8.40 kJ de calor para elevar la temperatura de una muestra de metal de 15°C a 20°C , ¿cuántos kilojoules de calor se requerirán para elevar la temperatura de la misma muestra de metal de 25°C a 40°C ?
- Si se requieren 654 J de energía para calentar una muestra de 5.51 g de agua, ¿cuánta energía se requeriría para calentar 55.1 g de agua por la misma cantidad?

25. Convierta los siguientes números de calorías o kilocalorías a joules y kilojoules. (Recuerde: *kilo* significa 1000.)
- a) 75.2 kcal c) 1.41×10^3 cal
b) 75.2 cal d) 1.41 kcal
26. Convierta los siguientes números de calorías a kilocalorías. (Recuerde: *kilo* significa 1000.)
- a) 8254 cal c) 8.231×10^3 cal
b) 41.5 cal d) 752 900 cal
27. Convierta los siguientes números de kilojoules a kilocalorías. (Recuerde: *kilo* significa 1000.)
- a) 652.1 kJ c) 4.184 kJ
b) 1.00 kJ d) 4.351×10^3 kJ
28. Convierta los siguientes números de joules a kilojoules. (Recuerde: *kilo* significa 1000.)
- a) 243 000 J c) 0.251 J
b) 4.184 J d) 450.3 J
29. Desarrolle las conversiones indicadas.
- a) 625.2 cal a kilojoules
b) 82.41 kJ a joules
c) 52.61 kcal a joules
d) 124.2 kJ a kilocalorías
30. Desarrolle las conversiones siguientes.
- a) 91.74 kcal a calorías
b) 1.781 kJ a calorías
c) 4.318×10^3 J a kilocalorías
d) 9.173×10^4 cal a kilojoules
31. Si se le aplican 69.5 kJ de calor a un bloque de 1012 g de metal, la temperatura de éste se incrementa en 11.4 °C. Calcule la capacidad calorífica específica del metal en J/g °C.
32. ¿Qué cantidad de energía debió haberse aplicado a un bloque de aluminio que pesa 42.7 g si la temperatura del bloque aumentó en 15.2 °C? (Vea la tabla 10.1.)
33. Si se aplican 125 J de energía calorífica a un bloque de plata que pesa 29.3 g, ¿en cuántos grados aumentará la temperatura de la plata? (Vea la tabla 10.1.)
34. Si se aplican 100. J de energía calorífica a una muestra de 25 g de mercurio, ¿en cuántos grados aumentará la temperatura del mercurio? (Vea la tabla 10.1.)
35. ¿Qué cantidad de calor se requiere para elevar la temperatura de 55.5 g de oro de 20 °C a 45 °C? (Vea la tabla 10.1.)
- F 36. El segmento “Química en enfoque” *Café: caliente y rápido (con cal)* trata sobre tazas de café que se auto-calientan utilizando la reacción química entre la cal viva, CaO(s), y el agua. ¿Esta reacción es endotérmica o exotérmica?
- F 37. El segmento “Química en enfoque” *La naturaleza tiene plantas calientes* trata sobre plantas termogénicas o productoras de calor. En algunas se genera el suficiente calor para elevar la temperatura de la flor

en 15 °C. ¿Alrededor de cuánto calor se requiere para incrementar la temperatura de 1 L de agua en 15 °C?

- F 38. En el segmento “Química en enfoque” *Caminar sobre fuego: ¿magia o ciencia?* se asevera que una razón de por qué la gente puede caminar sobre carbones calientes estriba en que el tejido humano está compuesto principalmente por agua. Debido a esto, debe transferirse una gran cantidad de calor de los carbones para cambiar de manera significativa la temperatura de los pies. ¿Cuánto calor debe transferirse para que 100.0 g de agua cambien su temperatura en 35 °C?

10.6 Termoquímica (entalpía)

PREGUNTAS

39. ¿A qué se refiere el *cambio de entalpía* para una reacción que ocurre a presión constante?
40. ¿Qué es un *calorímetro*?

PROBLEMAS

41. El cambio de entalpía para la reacción del gas hidrógeno con gas flúor para producir fluoruro de hidrógeno es de -542 kJ para la ecuación del *como está escrita*:

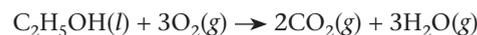


- a) ¿Cuál es el cambio de entalpía *por mol* del fluoruro de hidrógeno producido?
- b) ¿La reacción como está escrita es exotérmica o endotérmica?
- c) ¿Cuál sería el cambio de entalpía para el *inverso* de la ecuación dada (es decir, para la descomposición del HF en sus elementos constitutivos)?
42. Para la reacción $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$, $\Delta H = -296$ kJ por mol del SO_2 formado.
- a) Calcule la cantidad de calor generada cuando se quema 1.00 g de azufre en oxígeno.
- b) Calcule la cantidad de calor generada cuando se queman en el aire 0.501 moles de azufre.
- c) ¿Qué cantidad de energía se requiere para descomponer 1 mol de $\text{SO}_2(\text{g})$ en sus elementos constitutivos?

10.7 Ley de Hess

PREGUNTAS

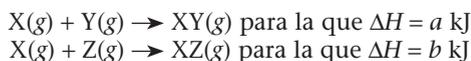
- F 43. El segmento “Química en enfoque” *Metano: una importante fuente de energía* trata acerca del metano como combustible. Determine el ΔH para el metano en términos de kJ/mol.
44. Cuando se quema etanol (alcohol de grano, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en oxígeno, se generan aproximadamente 1360 kJ de energía calorífica por mol de etanol.



- a) ¿Qué cantidad de calor es generada por cada *gramo* de etanol quemado?
- b) ¿Cuál es el ΔH para la reacción como está escrita?
- c) ¿Cuánto calor se libera cuando se quema el suficiente etanol para producir 1 mol de vapor de agua?

PROBLEMAS

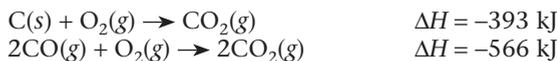
45. Dada la siguiente información hipotética:



Calcule el ΔH para la reacción

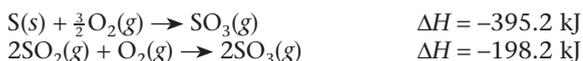


46. Dada la siguiente información:



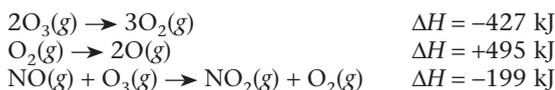
Calcule el ΔH para la reacción $2C(s) + O_2(g) \rightarrow 2CO(g)$.

47. Dada la siguiente información:

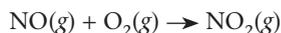


Calcule el ΔH para la reacción $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$.

48. Dada la siguiente información:



Calcule el ΔH para la reacción



10.8 Calidad contra cantidad de energía

PREGUNTAS

49. Considere la gasolina en el tanque de su automóvil. ¿Qué le sucede a la energía almacenada en la gasolina cuando lo conduce? Aunque la energía total en el universo permanece constante, ¿la energía almacenada en la gasolina puede reutilizarse una vez que se dispersa en el ambiente?
50. Aunque la energía total del universo permanecerá constante, ¿por qué la energía ya no será útil una vez que todo en el universo esté a la misma temperatura?
51. ¿Por qué los productos del petróleo son especialmente útiles como fuentes de energía?
52. ¿Por qué la "calidad" de la energía está disminuyendo en el universo?

10.9 La energía y nuestro mundo

PREGUNTAS

53. ¿De dónde provino originalmente la energía almacenada en la madera, el carbón, el petróleo y el gas natural?
54. ¿En qué consiste el petróleo? ¿Cuáles son algunas "fracciones" en las que se refina el petróleo? ¿Cómo se relacionan estas fracciones con el tamaño de las moléculas involucradas?
55. ¿En qué consiste el gas natural? ¿Dónde se encuentra de manera común?
56. ¿Para qué se utilizaba el tetraetil plomo en la industria del petróleo? ¿Por qué ya no se usa comúnmente?

57. ¿Cuáles son las cuatro "etapas" de la formación del carbón? ¿En qué difieren los cuatro tipos de carbón?
58. ¿Qué es el "efecto invernadero"? ¿Por qué es benéfico cierto nivel de gases invernadero, pero un nivel muy alto es peligroso para la vida en la Tierra? ¿Cuál es el gas invernadero más común?

10.10 La energía como fuerza conductora

PREGUNTAS

59. ¿A qué se refieren los químicos con la expresión "fuerza conductora"?
60. ¿A qué se refiere la aseveración de que la "dispersión de la energía" y la "dispersión de la materia" son fuerzas conductoras en las reacciones químicas?
61. Si una reacción ocurre con facilidad pero tiene un calor de reacción endotérmica, ¿cuál debe ser la fuerza conductora para la reacción?
62. ¿Una reacción de desplazamiento doble como

$$NaCl(ac) + AgNO_3(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$$
 da por resultado una dispersión o una concentración de la materia?
63. ¿Qué significa *entropía*? ¿Por qué la entropía del universo aumenta durante un proceso espontáneo?
64. Un pedazo de hielo a temperatura ambiente se derrite aun cuando el proceso es endotérmico. ¿Por qué?

Problemas adicionales

65. Considere una muestra de *vapor* (agua en estado gaseoso) a 150 °C. Describa qué le sucede a las moléculas a medida que la muestra se enfría lentamente hasta que se licua y después se solidifica.
66. Convierta los siguientes números de kilojoules a kilocalorías. (Recuerde: *kilo* significa 1000.)

a) 462.4 kJ	c) 1.014 kJ
b) 18.28 kJ	d) 190.5 kJ
67. Desarrolle las siguientes conversiones.

a) 85.21 cal a joules
b) 672.1 J a calorías
c) 8.921 kJ a joules
d) 556.3 cal a kilojoules
68. Calcule la cantidad de energía requerida (en calorías) para calentar 145 g de agua de 22.3 °C a 75.0 °C.
69. Se requieren 1.25 kJ de energía para calentar cierta muestra de plata pura de 12.0 °C a 15.2 °C. Calcule la masa de la muestra de plata.
70. ¿Qué cantidad de energía calorífica tendría que aplicarse a un bloque de 25.1 g de hierro para elevar la temperatura de la muestra de hierro en 17.5 °C? (Vea la tabla 10.1.)
71. Se tiene que la capacidad calorífica específica del oro es de 0.13 J/g °C. Calcule la capacidad calorífica específica del oro en cal/g °C.

72. Calcule la cantidad de energía requerida (en joules) para calentar 2.5 kg de agua de 18.5 °C a 55.0 °C.
73. Si se aplican 10. J a muestras de 5.0 g de cada una de las sustancias listadas en la tabla 10.1, ¿cuál sustancia aumenta más en temperatura? ¿Cuál sustancia aumenta menos?
74. Se vierte una muestra de 50.0 g de agua a 100. °C en una muestra de 50.0 g de agua a 25 °C. ¿Cuál será la temperatura final del agua?
75. Se deja caer una muestra de 25.0 g de hierro puro a 85 °C en 75 g a 20. °C. ¿Cuál es la temperatura final de la mezcla agua-hierro?
76. Si se requieren 4.5 J de energía para calentar 5.0 g de aluminio de 25 °C a cierta temperatura más alta, entonces se requieren _____ J para calentar 10. g de aluminio en el mismo intervalo de temperatura.
77. Para las sustancias listadas en la tabla 10.1, calcule la cantidad de calor requerida para calentar 150. g de la sustancia en 11.2 °C.
78. Suponga que tuviera muestras de 10.0 g de cada una de las sustancias listadas en la tabla 10.1 y que se les aplicara 1.00 kJ de calor a cada una. ¿Por qué cantidad se elevaría la temperatura de cada muestra?
79. Calcule el ΔE para cada una de las siguientes expresiones.
- $q = -47 \text{ kJ}$, $w = +88 \text{ kJ}$
 - $q = +82 \text{ kJ}$, $w = +47 \text{ kJ}$
 - $q = +47 \text{ kJ}$, $w = 0$
 - ¿En cuál de estos casos el entorno realiza trabajo sobre el sistema?
80. ¿Los siguientes procesos son exotérmicos o endotérmicos?
- La combustión de la gasolina en un motor de automóvil
 - Agua condensándose en una tubería fría
 - $\text{CO}_2(s) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
 - $\text{F}_2(g) \rightarrow 2\text{F}(g)$
81. La reacción general en las compresas calientes comerciales puede representarse como:
- $$4\text{Fe}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(s) \quad \Delta H = -1652 \text{ kJ}$$
- ¿Cuánto calor se libera cuando reaccionan 4.00 moles de hierro con un exceso de O_2 ?
 - ¿Cuánto calor se libera si se produce 1.00 mol de Fe_2O_3 ?
 - ¿Cuánto calor se libera cuando reacciona 1.00 g de hierro con un exceso de O_2 ?
 - ¿Cuánto calor se libera cuando reaccionan 10.0 g de Fe con 2.00 g de O_2 ?
82. Considere las siguientes ecuaciones:
- $$\begin{array}{ll} 3\text{A} + 6\text{B} \rightarrow 3\text{D} & \Delta H = -403 \text{ kJ/mol} \\ \text{E} + 2\text{F} \rightarrow \text{A} & \Delta H = -105.2 \text{ kJ/mol} \\ \text{C} \rightarrow \text{E} + 3\text{D} & \Delta H = +64.8 \text{ kJ/mol} \end{array}$$
- Suponga que se invierte la primera ecuación y se multiplica por $\frac{1}{6}$; la segunda y tercera ecuaciones se dividen entre 2, y se suman las tres ecuaciones ajustadas. ¿Cuál es la reacción neta y cuál es el calor total de esta reacción?
83. Se ha visto que el cuerpo puede generar 5 500 kJ de energía durante una hora de ejercicio vigoroso. La transpiración es el mecanismo del organismo para eliminar este calor. ¿Cuántos gramos y cuántos litros de agua tendrían que evaporarse a través de la respiración para librar al cuerpo del calor generado durante dos horas de ejercicio? (El calor de evaporación del agua es de 40.6 kJ/mol.)
84. ¡Una manera de perder peso es ejercitarse! Caminar de manera vigorosa a 4.0 millas por hora durante una hora consume alrededor de 400 kcal de energía. ¿Cuántas horas tendría que caminar a 4.0 millas por hora para perder una libra de grasa corporal? Un gramo de grasa corporal es equivalente a 7.7 kcal de energía. Hay 454 g en 1 lb.

11

Teoría atómica moderna

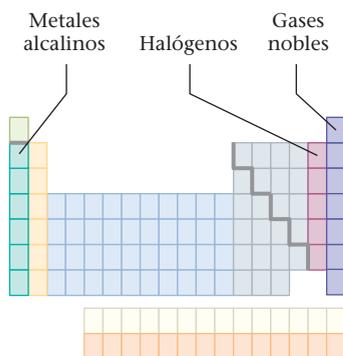
- 11.1** El átomo de Rutherford
- 11.2** Radiación electromagnética
- 11.3** Emisión de energía de los átomos
- 11.4** Niveles de energía del hidrógeno
- 11.5** Modelo de Bohr del átomo
- 11.6** Modelo mecánico ondulatorio del átomo
- 11.7** Orbitales del hidrógeno
- 11.8** Modelo mecánico ondulatorio: desarrollo complementario
- 11.9** Arreglos electrónicos en los primeros 18 átomos de la tabla periódica
- 11.10** Configuraciones electrónicas y la tabla periódica
- 11.11** Propiedades atómicas y la tabla periódica

- La aurora boreal vista desde el espacio.
(© Anteromite/Shutterstock)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com



El concepto de los átomos es de mucha utilidad. Explica varias observaciones importantes, como por qué los compuestos siempre tienen la misma conformación (un compuesto específico siempre contiene los mismos tipos y números de átomos) y cómo ocurren las reacciones químicas (involucran un reacomodo de los átomos).

Una vez que los químicos empezaron a “creer” en los átomos, surgió una pregunta lógica: ¿Cómo son los átomos? ¿Cuál es su estructura? En el capítulo 4 se aprendió a visualizar el átomo con un núcleo con carga positiva conformado por protones y neutrones en su centro, y electrones moviéndose alrededor del núcleo en un espacio muy grande en comparación con el tamaño del núcleo.

En este capítulo se verá la estructura atómica con más detalle. En particular, se desarrollará una visualización de los arreglos electrónicos en los átomos: una visualización que permite explicar la química de los diversos elementos. Recuerde a partir de la explicación de la tabla periódica en el capítulo 4 que, aunque los átomos exhiben una gran variedad de características, ciertos elementos pueden agruparse entre sí debido a que se comportan de manera similar. Por ejemplo, el flúor, el cloro, el bromo y el yodo (los halógenos) muestran grandes similitudes químicas. De igual manera, el litio, el sodio, el potasio, el rubidio y el cesio (los metales alcalinos) exhiben varias propiedades similares, y los gases nobles (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón) son muy no reactivos. Aunque los miembros de cada uno de estos grupos de elementos muestran gran similitud *dentro* del grupo, las diferencias en el comportamiento *entre* los grupos son impresionantes. En este capítulo se verá que la manera en la que se ordenan los electrones en varios átomos explica estos hechos.



© Neuwenhuisen/Shutterstock

Una señal de neón que conmemora la Ruta 66.

11.1

El átomo de Rutherford

OBJETIVO

Describir el modelo de Rutherford del átomo.

go Chemistry El módulo 11. **Tendencias periódicas**, cubre los conceptos de esta sección.

Recuerde que en el capítulo 4 se explicó la idea de que un átomo tiene un centro positivo (llamado *núcleo*) con electrones de carga negativa moviéndose alrededor del núcleo de alguna manera (figura 11.1). Este concepto de átomo nuclear resultó de los experimentos de Rutherford en los que bombardeó una lámina metálica con partículas α (vea la sección 4.5). Rutherford y sus colaboradores fueron capaces de mostrar que el núcleo del átomo está conformado por partículas con carga positiva llamadas *protones* y partículas neutras llamadas *neutrones*. También encontraron que el núcleo es aparentemente muy pequeño en comparación con el tamaño de todo el átomo. Los electrones justifican el resto del átomo.

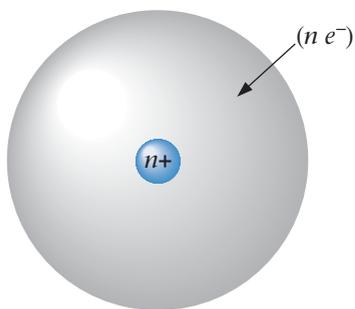


Figura 11.1

Átomo de Rutherford.

La carga nuclear ($n+$) es balanceada por la presencia de n electrones que se mueven de alguna manera alrededor del núcleo.

Una pregunta trascendental que dejó sin responder el trabajo de Rutherford fue: ¿qué están haciendo los electrones? Es decir, ¿cómo se ordenan y cómo se mueven? Rutherford sugirió que los electrones podrían girar alrededor del núcleo como los planetas giran alrededor del Sol en nuestro sistema solar. Sin embargo, no pudo explicar por qué los electrones negativos no eran atraídos hacia el núcleo positivo, ocasionando que el átomo colapsara.

En este punto es claro que se necesitaban más observaciones de las propiedades de los átomos para comprender de manera más completa su estructura. Para ayudar a comprender estas observaciones, se necesita explicar la naturaleza de la luz y cómo transmite energía.

11.2 Radiación electromagnética

OBJETIVO Explorar la naturaleza de la radiación electromagnética.

Si mantiene su mano a unas cuantas pulgadas de una bombilla incandescente que brilla intensamente, ¿qué siente? Su mano comienza a calentarse. La “luz” de la bombilla de alguna manera transmite energía a su mano. Lo mismo sucede si se acerca a los rescoldos brillantes de madera en una fogata: recibe energía que lo hace sentirse caliente. La energía que siente del Sol es un ejemplo similar.

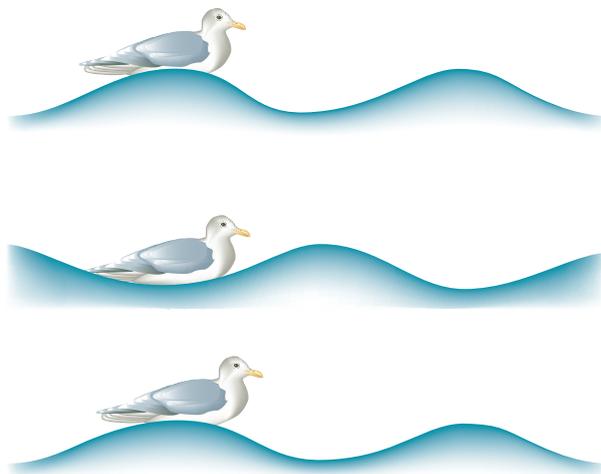


Figura 11.2

Una gaviota que flota en el océano se mueve hacia arriba y hacia abajo a medida que pasan las olas.

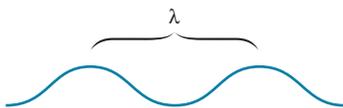


Figura 11.3

La longitud de onda de una onda es la distancia entre los picos.

En estos tres ejemplos se está transmitiendo energía de un lugar a otro por medio de la luz, llamada de manera más apropiada **radiación electromagnética**. Existen varios tipos de radiación electromagnética, incluyendo los rayos X utilizados para obtener imágenes de los huesos, la luz “blanca” de una bombilla incandescente, las microondas utilizadas para cocinar hot dogs y otros alimentos, y las ondas de radio que transmiten voces y música. ¿Cómo difieren entre sí estos diversos tipos de radiación electromagnética? Para responder esta pregunta se necesita hablar acerca de las ondas. Para explicar las características de las ondas, piense acerca de las olas en el océano. En la figura 11.2 se muestra una gaviota que flota en el océano,

subiendo y bajando por el movimiento de la superficie del agua a medida que las olas pasan. Observe que la gaviota sólo se mueve hacia arriba y hacia abajo a medida que las olas pasan, no se mueve hacia adelante. Una onda particular está caracterizada por tres propiedades: *longitud de onda*, *frecuencia* y *velocidad*.

La **longitud de onda** (simbolizada por medio de la letra griega lambda, λ) es la distancia entre dos picos de onda consecutivos (vea la figura 11.3). La **frecuencia** de la onda (simbolizada por medio de la letra griega nu, ν) indica cuántos picos de onda atraviesan cierto punto durante un periodo dado. Esta idea puede comprenderse mejor pensando acerca de cuántas veces la gaviota en la figura 11.2 sube y baja por minuto. La **velocidad** de la onda indica qué tan rápido viaja el pico a través del agua.

Aunque es más difícil de visualizar que las olas del agua, la luz (radiación electromagnética) también viaja como ondas. Los varios tipos de radiación electromagnética (rayos X, microondas, etc.) difieren en sus longitudes de onda. En la figura 11.4 se muestran las clases de radiación electromagnética que existen. Observe que los rayos X tienen longitudes de onda muy cortas, mientras que las ondas de radio tienen longitudes muy largas.

La luz como atrayente sexual

Los pericos, los cuales son conocidos por sus colores brillantes, aparentemente tienen un arma secreta que mejora su apariencia colorida: un fenómeno llamado *fluorescencia*, el cual ocurre cuando una sustancia absorbe luz ultravioleta (uv), que es invisible para el ojo humano, y la convierte en luz visible. Este fenómeno se emplea en gran medida en la iluminación de interiores, en la que tubos largos se recubren con una sustancia fluorescente. Este recubrimiento absorbe la luz uv (producida en el interior del tubo) y emite una luz blanca intensa, la cual consiste de todas las longitudes de onda de la luz visible.

Los científicos han mostrado de modo interesante que los pericos tienen plumas fluorescentes que utilizan para atraer al sexo opuesto. Observe en las fotografías anexas que un periquito australiano tiene ciertas plumas que producen fluorescencia.

Kathryn E. Arnold, de la Universidad de Glasgow en Escocia, examinó las plumas de 700 periquitos australianos de las colecciones de museos y encontró que las que mostraban fluorescencia siempre eran plumas de exhibición, las cuales habían sido esponjeadas o contoneadas durante el cortejo. Para probar su teoría de que la fluorescencia es un aspecto significativo del romance de los pericos, Arnold estudió su comportamiento hacia las aves del sexo opuesto. En algunos casos la pareja potencial tenía una sustancia aplicada a sus plumas que bloqueaba el uv, impidiendo su fluorescencia. El estudio de Arnold reveló que los pericos siempre preferían parejas que mostraban fluorescencia sobre aquellas en las que ésta estaba bloqueada. ¡Quizás en su siguiente cita podría considerar vestir una playera con alguna decoración fluorescente!

La parte trasera y frontal de un periquito australiano. En la fotografía de la derecha, el mismo periquito se ve bajo luz ultravioleta.



Andrey K. Geim/High Laboratoro de Campo Magnético/Universidad de Nijmegen

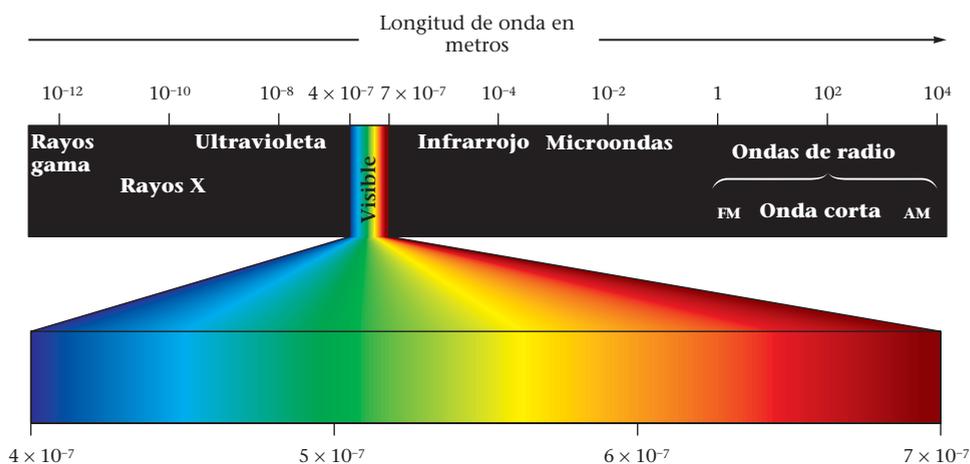


Figura 11.4

Las diferentes longitudes de onda de la radiación electromagnética.

Efectos atmosféricos

La atmósfera gaseosa de la Tierra es crucial para la vida de diferentes maneras. Una de sus características más importantes es la manera en que sus moléculas absorben la radiación del Sol.

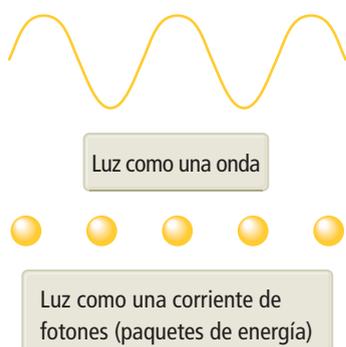
Si no fuera por la naturaleza protectora de la atmósfera, el Sol nos “freiría” con su radiación de energía alta. Estamos protegidos por la capa de ozono atmosférico, una forma de oxígeno que consiste en moléculas de O_3 , la cual absorbe la radiación de energía alta y por tanto previene que alcance la Tierra. Esto explica por qué hay tanta preocupación acerca de que las sustancias químicas liberadas en la atmósfera estén destruyendo este ozono en altitudes altas.

La atmósfera también desempeña una función central en el control de la temperatura del planeta, un fenómeno llamado *efecto invernadero*. Los gases atmosféricos CO_2 , H_2O , CH_4 , N_2O y otros no absorben la luz en la región visible. Por tanto, la luz visible del Sol pasa a través de esta capa para calentar la Tierra. A su vez, nuestro planeta irradia esta energía de vuelta hacia el espacio como radiación infrarroja. (Por ejemplo, piense en el calor irradiado del asfalto negro en un día de verano caliente.) Pero los gases antes listados son *ab-*

sorbentes intensos de ondas *infrarrojas* e irradian parte de esta energía de vuelta hacia a la Tierra, como se muestra en la figura 11.7. Por tanto, actúan como una manta aislante que mantiene nuestro mundo mucho más caliente de lo que estaría sin ella. (Si estos gases no estuviesen presentes, todo el calor que irradia la Tierra se perdería en el espacio.)

Sin embargo, existe un problema. Cuando se quemamos combustibles fósiles (carbón, petróleo y gas natural), uno de los productos es el CO_2 . Debido a que se utilizan cantidades enormes de combustibles fósiles, el contenido de CO_2 en la atmósfera está aumentando de manera gradual pero significativa. Esto debe ocasionar que la Tierra se vuelva más caliente con el tiempo, lo cual cambia los patrones climáticos en su superficie y derrite las capas de hielo polares, inundando, en consecuencia, varias áreas bajas.

Debido a que las fuerzas naturales que controlan la temperatura del planeta no son bien comprendidas en este momento, es difícil decidir si el calentamiento por el efecto invernadero ya ha comenzado. Varios científicos piensan que ya lo ha hecho. Por ejemplo, las décadas de 1980 y 1990 estuvieron entre los años más calientes que ha experimentado la Tierra desde que se empezaron a llevar registros. También los estudios en la Scripps Institution of Oceanography indican que las temperaturas promedio de las aguas superficiales en los océanos principales del mundo se han elevado



Luz como una onda

Luz como una corriente de fotones (paquetes de energía)

Figura 11.5

La radiación electromagnética (un haz de luz) puede visualizarse de dos maneras: como una onda y como una corriente de paquetes individuales de energía llamados *fotones*.

La radiación provee un medio importante de transferencia de energía. Por ejemplo, la energía del Sol alcanza la Tierra principalmente en las formas de radiación visible y ultravioleta. Los carbones al rojo vivo de una fogata transmiten energía calorífica por medio de radiación infrarroja. En un horno de microondas, las moléculas de agua en los alimentos absorben la radiación del microondas, la cual incrementa sus movimientos; esta energía se transfiere a otros tipos de moléculas por medio de colisiones, incrementando la temperatura de los alimentos.

Por ende, se visualiza la radiación electromagnética (“luz”) como una onda que transporta energía a través del espacio. Sin embargo, a veces la luz no se comporta como si fuera una onda. Es decir, la radiación electromagnética en ocasiones tiene propiedades que son características de las partículas. (Aprenderá más acerca de esta idea en cursos posteriores). Otra manera de pensar en un haz de luz que viaja a través del espacio, entonces, es una corriente de paquetes pequeños de energía llamados **fotones**.

¿Cuál es la naturaleza exacta de la luz? ¿Consiste en ondas o es una corriente de partículas de energía? Parece que es ambas (vea la figura 11.5). A esta situación con frecuencia se le refiere como la *naturaleza onda-partícula de la luz*.

Las diferentes longitudes de onda de la radiación electromagnética transportan cantidades distintas de energía. Por ejemplo, los fotones que corresponden a la luz roja transportan menos energía que los fotones que corresponden a la luz azul. En general, mientras más larga sea la longitud de onda de la luz, menor será la energía de sus fotones (vea la figura 11.6).

desde la década de 1960 en concordancia cercana con las predicciones de los modelos basados en el incremento de las concentraciones de CO_2 . Los estudios también muestran que el hielo del mar Ártico, la capa de hielo de Groenlandia y varios glaciares se están derritiendo mucho más rápido en años recientes. Estos cambios indican que está ocurriendo un calentamiento global.

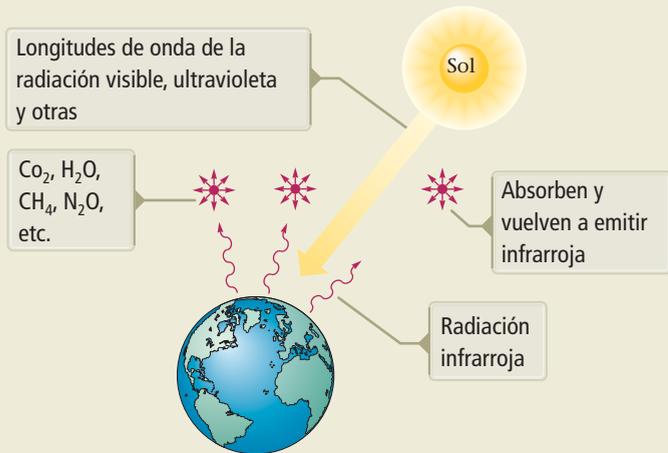


Figura 11.7

Ciertos gases en la atmósfera terrestre absorben y vuelven a emitir parte de la radiación infrarroja (calor) producida por la Tierra. Esto mantiene a nuestro planeta más caliente de lo que estaría de otra manera.

El efecto invernadero es algo que se debe vigilar de cerca. Controlarlo puede significar disminuir nuestra dependencia de los combustibles fósiles e incrementar nuestra confianza en las fuentes de energía nuclear, solar u otras. En años recientes la tendencia ha ido en la dirección opuesta.

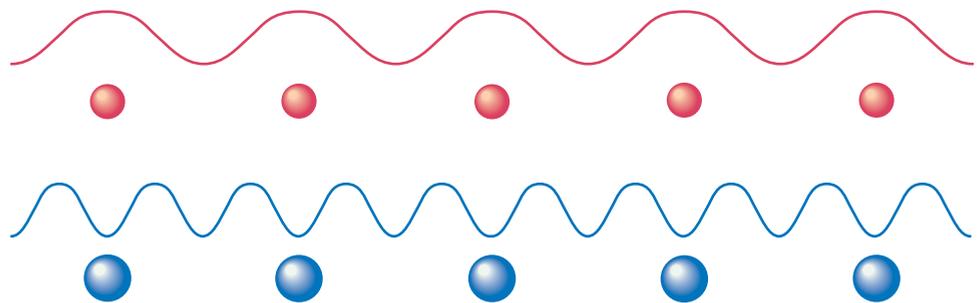


NASA

Una imagen de satélite compuesta de la biomasa de la Tierra construida a partir de la radiación emitida por la materia viva en un periodo multianual.

Figura 11.6

Un fotón de luz roja (longitud de onda relativamente larga) transporta menos energía que un fotón de luz azul (longitud de onda relativamente corta).



11.3

Emisión de energía de los átomos

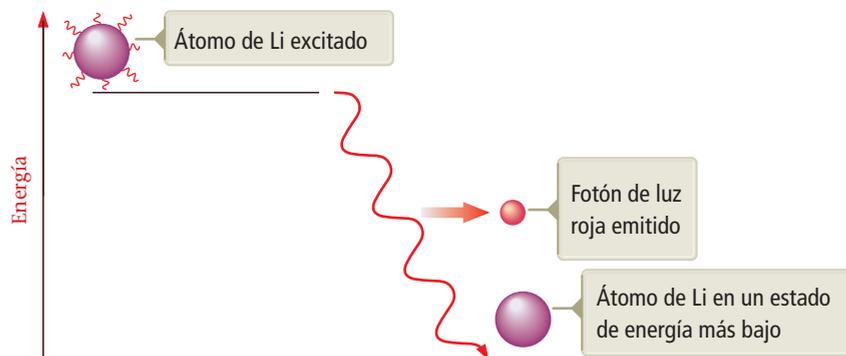
OBJETIVO

Identificar cómo los átomos emiten luz.

Considere los resultados del experimento mostrado en la página 328, el cual se lleva a cabo disolviendo compuestos que contienen el ión Li^+ , el ión Cu^{2+} y el ión Na^+ en platos separados que incluyen alcohol metílico (con un poco de agua adicionada para ayudar a disolver los compuestos). A las disoluciones se les prende fuego.

Figura 11.8

Un átomo de litio excitado emite un fotón de luz roja para caer en un estado de energía más bajo.



© Cengage Learning

Cuando las sales que contienen Li^+ , Cu^{2+} y Na^+ se disuelven en alcohol metílico y se les prende fuego, resultan colores brillantes: Li^+ , rojo; Cu^{2+} , verde, y Na^+ , amarillo.

Observe los colores brillantes que resultan. La disolución que contiene Li^+ da un rojo oscuro hermoso, mientras que la disolución con Cu^{2+} se quema emitiendo un color verde. Observe que la disolución de Na^+ se quema con un tono amarillo anaranjado, que debe parecerle familiar a las luces utilizadas en varios estacionamientos. El color de estas “luces de vapor de sodio” surge de la misma fuente (el átomo de sodio) que el color de la disolución quemándose que contiene iones Na^+ .

Como se verá con más detalle en la siguiente sección, los colores de las flamas resultan de los átomos de estas disoluciones que liberan energía emitiendo luz visible de longitudes de onda determinadas (es decir, colores específicos). El calor de la flama ocasiona que los átomos absorban energía: se dice que los átomos se *excitan*. Parte de este exceso de energía se libera en forma de luz. El átomo se mueve a un estado de energía más bajo a medida que emite un fotón de luz.

El litio emite luz roja debido a que su cambio de energía corresponde a fotones de luz roja (vea la figura 11.8). El cobre emite luz verde debido a que experimenta un cambio de energía diferente que el litio: este cambio corresponde a la energía de un fotón de luz verde. De manera similar, la variación de energía para el sodio corresponde a un fotón con un color amarillo anaranjado.

Para resumir, se tiene la siguiente situación. Cuando los átomos reciben energía a partir de una fuente —se excitan— pueden liberar esta energía emitiendo luz. La energía emitida es transportada por un fotón. Por tanto, la energía del fotón corresponde de manera exacta al cambio de energía experimentado por el átomo emisor. Los fotones de energía alta corresponden a la luz de longitud de onda corta y los fotones de energía baja, a la luz de longitud de onda larga. En consecuencia, los fotones de luz roja transportan menos energía que los de luz azul debido a que la luz roja tiene una longitud de onda más larga que la azul.

11.4

Niveles de energía del hidrógeno

OBJETIVO

Comprender cómo el espectro de emisión del hidrógeno demuestra la naturaleza cuantizada de la energía.

Un átomo pierde energía emitiendo un fotón.

Como se aprendió en la sección anterior, se dice que un átomo con exceso de energía está en un *estado excitado*. Un átomo excitado puede liberar parte o todo su exceso de energía emitiendo un fotón (una “partícula” de radiación electromagnética) y por tanto se mueve a un estado de energía más bajo. Al estado de energía más bajo posible de un átomo se le llama *estado basal* (o *fundamental*).

Se puede aprender bastante acerca de los estados de energía de los átomos de hidrógeno observando los fotones que emiten. Para comprender la importancia de esto necesita recordar que las *diferentes longitudes de onda de la luz transportan canti-*



Cada fotón de luz azul transporta una cantidad de energía mayor que un fotón de luz roja.

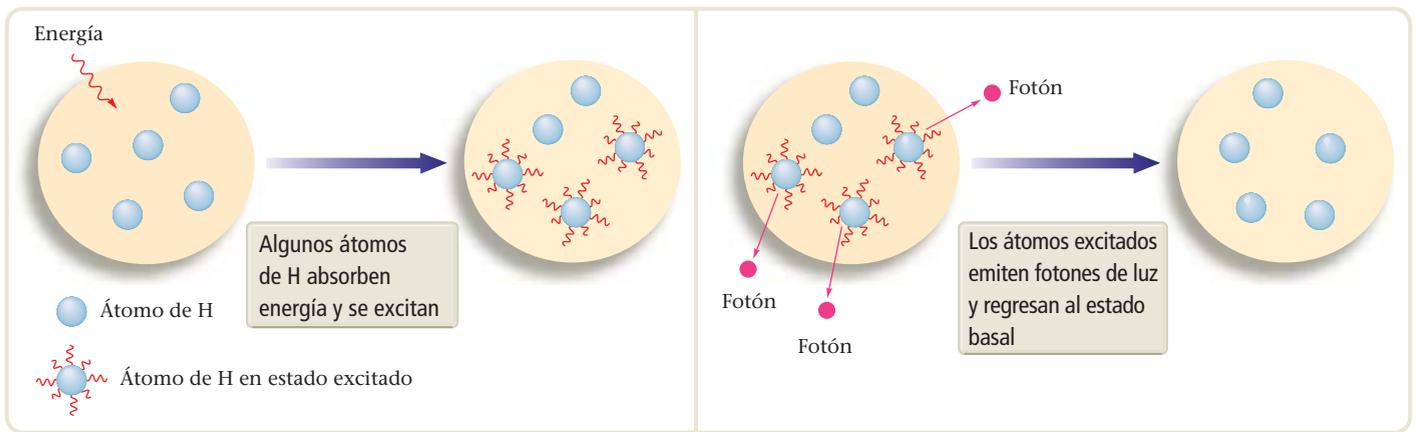


Un color particular (longitud de onda) de luz transporta una cantidad específica de energía por fotón.

dades distintas de energía por fotón. Recuerde que un haz de luz roja tiene fotones de energía más baja que un haz de luz azul.

Cuando un átomo de hidrógeno absorbe energía a partir de alguna fuente externa, utiliza esta energía para entrar en un estado excitado. Puede liberar este exceso de energía (regresar a un estado más bajo) emitiendo un fotón de luz (figura 11.9). Se puede visualizar este proceso en términos del diagrama de los niveles de energía mostrado en la figura 11.10. El punto importante aquí es que *la energía contenida en el fotón corresponde al cambio de energía que el átomo experimenta al pasar del estado excitado a un estado más bajo.*

Considere el siguiente experimento. Suponga que se toma una muestra de átomos de H y se le suministra bastante energía al sistema (como se representa en la figura 11.9). Cuando se estudian los fotones de luz visible emitidos, sólo se ven ciertos colores (figura 11.11). Es decir, *sólo se producen ciertos tipos de fotones.* No se ven todos los colores, los cuales se adhieren para formar “luz blanca”; sólo se ven colores seleccionados. Este es un resultado muy significativo. Se explica cuidadosamente lo que significa.



a Una muestra de átomos de H recibe energía a partir de una fuente externa, lo cual ocasiona que algunos átomos se exciten (poseen energía en exceso).

b Los átomos de H excitados pueden liberar el exceso de energía emitiendo fotones. La energía de cada fotón emitido corresponde de manera exacta a la energía perdida por cada átomo excitado.

Figura 11.9

Figura 11.10

Cuando un átomo de H excitado regresa a un nivel de energía más bajo, emite un fotón que contiene la energía liberada por el átomo. Por tanto, la energía del fotón corresponde a la diferencia de energía entre los dos estados.

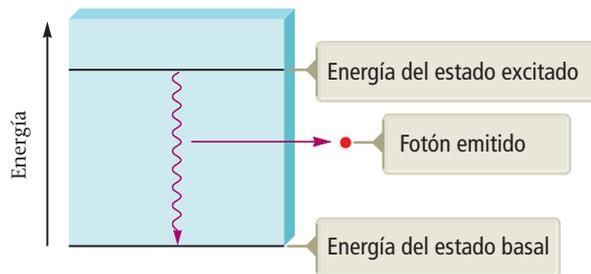


Figura 11.11

Cuando los átomos de hidrógeno excitados regresan a estados de energía más bajos, emiten fotones de ciertas energías y por tanto ciertos colores. Aquí se muestran los colores y las longitudes de onda (en nanómetros) de los fotones en la región visible que son emitidos por los átomos de hidrógeno excitados.



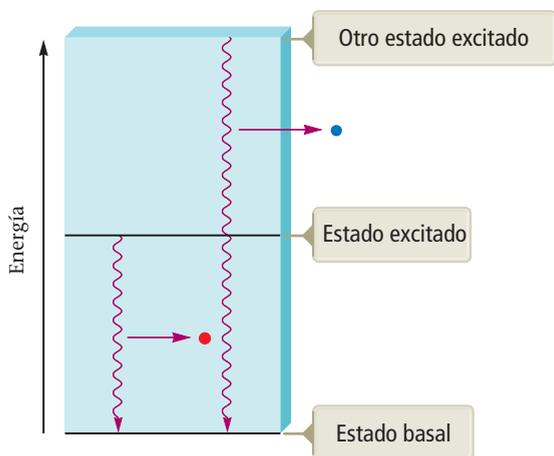


Figura 11.12

Los átomos de hidrógeno tienen diversos niveles de energía de estado excitado. El color del fotón emitido depende del cambio de energía que lo produce. Un cambio de energía mayor puede corresponder a un fotón azul, mientras que un cambio menor puede producir un fotón rojo.

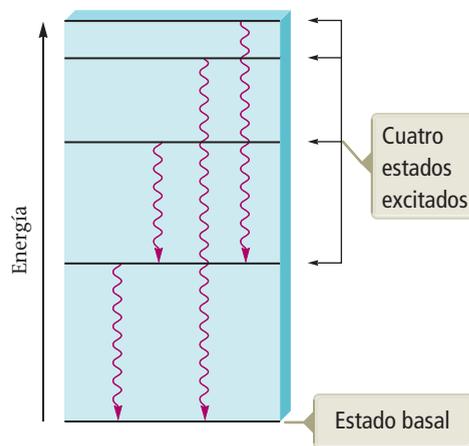


Figura 11.13

Cada fotón emitido por un átomo de hidrógeno excitado corresponde a un cambio de energía particular en el átomo de hidrógeno. En este diagrama, las líneas horizontales representan los niveles de energía discretos presentes en el átomo. Un átomo de H dado puede existir en cualquiera de estos estados de energía y experimentar cambios de energía al estado basal al igual que a otros estados excitados.

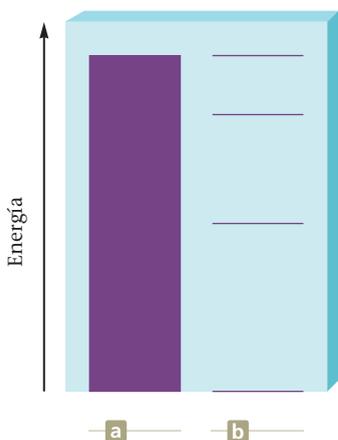


Figura 11.14

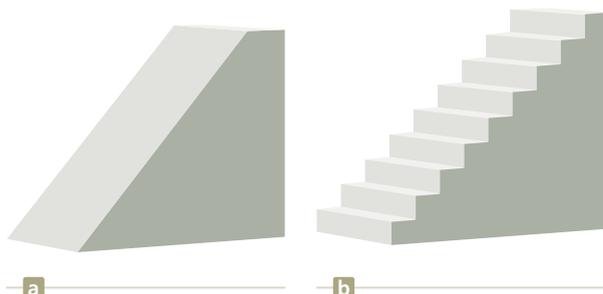
- a** Niveles de energía continuos. Se permite cualquier valor de energía.
- b** Niveles de energía discretos (cuantizados). Sólo se permiten ciertos estados de energía.

Debido a que sólo se emiten ciertos fotones, se sabe que sólo están ocurriendo ciertos cambios de energía (figura 11.12). Esto significa que el átomo de hidrógeno debe tener *ciertos niveles de energía discretos* (figura 11.13). Los átomos excitados *siempre* emiten fotones con los mismo colores discretos (longitudes de onda): aquellos mostrados en la figura 11.11. *Nunca* emiten fotones con energía (colores) intermedia entre aquellos mostrados. Por ende, se puede concluir que todos los átomos de hidrógeno tienen el mismo conjunto de niveles de energía discretos. Se dice que los niveles de energía del hidrógeno están **cuantizados**. Es decir, sólo *se permiten ciertos niveles*. Los científicos han encontrado que los niveles de energía de *todos* los átomos están cuantizados.

La naturaleza cuantizada de los niveles de energía de los átomos fue una sorpresa cuando los científicos la descubrieron. Anteriormente se había supuesto que un átomo podía existir en cualquier nivel de energía. Es decir, todos suponían que los átomos podían tener un conjunto continuo de niveles de energía en vez de sólo ciertos valores discretos (figura 11.14). Una analogía útil aquí es el contraste entre las elevaciones permitidas por una rampa, la cual varía de manera continua, y aquellas permitidas por un conjunto de escalones, los cuales son discretos (figura 11.15). El descubrimiento de la naturaleza cuantizada de la energía ha cambiado de manera radical la perspectiva del átomo, como se verá en las siguientes secciones.

Figura 11.15

La diferencia entre los niveles de energía continuos y cuantizados puede ilustrarse comparando el ascenso por escaleras con el de una rampa.



a Una rampa varía de manera continua en elevación.

b Al subir una escalera sólo se permiten ciertas elevaciones, las cuales están cuantizadas.

11.5 Modelo de Bohr del átomo

OBJETIVO Aprender acerca del modelo de Bohr del átomo de hidrógeno.

En 1911, a la edad de 25 años, Niels Bohr (figura 11.16) recibió su doctorado en física. Estaba convencido de que el átomo podía visualizarse como un núcleo positivo pequeño con los electrones orbitando alrededor suyo.

Durante los siguientes dos años Bohr construyó un modelo del átomo de hidrógeno con niveles de energía cuantizados que concordaban con los resultados de las emisiones del hidrógeno recién explicadas. Bohr dibujó los electrones moviéndose en órbitas circulares que correspondían a los varios niveles de energía permitidos. Sugirió que el electrón podía saltar a una órbita distinta absorbiendo o emitiendo un fotón de luz con exactamente el contenido de energía correcto. Por tanto, en el modelo de Bohr los niveles de energía en el átomo de hidrógeno representaban ciertas órbitas circulares permitidas (figura 11.17).

Al principio este modelo parecía muy prometedor. Se ajustaba al átomo de hidrógeno bastante bien. Sin embargo, cuando se aplicó a otros átomos distintos al del hidrógeno, no funcionó. De hecho, experimentos posteriores mostraron que el modelo de Bohr es fundamentalmente incorrecto. Aunque éste pavimentó el camino para teorías posteriores, es importante notar que la teoría actual de la estructura atómica no es la misma que la indicada por el modelo de Bohr. Los electrones *no* se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares como los planetas que orbitan el Sol. De manera sorprendente, como se verá más adelante en este capítulo, no se conoce de manera exacta cómo se mueven los electrones en un átomo.



Figura 11.16

Niels Hendrik David Bohr (1885-1962) vivió de niño bajo la sombra de su hermano menor Harald, quien jugó en el equipo olímpico de fútbol soccer danés en 1908 y posteriormente se volvió un matemático distinguido. En la escuela, Bohr recibió sus calificaciones más bajas en composición y batalló con la escritura durante toda su vida. De hecho, escribía de manera tan deficiente que se vio forzado a dictarle su tesis doctoral a su madre. Era de esas personas que sentían la necesidad de escribir borradores de tarjetas postales. No obstante, Bohr era un físico brillante. Después de recibir su doctorado en Dinamarca, construyó un modelo cuántico para el átomo de hidrógeno cuando tenía 27 años. Aun cuando posteriormente se probó que su modelo era incorrecto, Bohr permaneció como una figura central en el camino para comprender el átomo. Fue galardonado con el premio Nobel de Física en 1922.

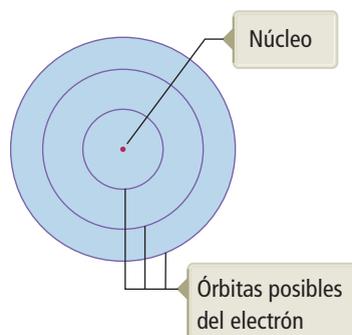


Figura 11.17

El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno representaba el electrón como restringido a ciertas órbitas circulares alrededor del núcleo.

11.6 Modelo mecánico ondulatorio del átomo

OBJETIVO Comprender cómo se representa la posición de un electrón en el modelo mecánico ondulatorio.

A mediados de la década de 1920 se había vuelto evidente que el modelo de Bohr era incorrecto. Los científicos necesitaban concentrarse en una aproximación totalmente nueva. Dos físicos jóvenes, Louis Victor de Broglie, de Francia, y Erwin Schrödinger, de Austria, sugirieron que debido a que la luz parece tener características de onda y partícula (se comporta de manera simultánea como una onda y como una corriente de partículas), el electrón podría también exhibir ambas características.



Louis Victor de Broglie

Aunque todos habían supuesto que el electrón era una partícula pequeña, estos científicos dijeron que sería útil encontrar si podía describirse como una onda.

Cuando Schrödinger realizó un análisis matemático basado en esta idea, encontró que conducía a un nuevo modelo para el átomo de hidrógeno que parecía aplicarse igual de bien a los demás átomos, algo en lo que fallaba el diseñado por Bohr. Ahora se explorará una perspectiva general de este modelo, al cual se le llama **modelo mecánico ondulatorio** del átomo.

En el modelo de Bohr se suponía que el electrón se movía en órbitas circulares. Por otro lado, en el modelo mecánico ondulatorio los estados electrónicos se describen por medio de orbitales. *Los orbitales no son nada como las órbitas.* Para aproximar esta idea de un orbital, imagine una sola luciérnaga masculina en una habitación en el centro de la cual se suspende un frasco abierto con hormonas femeninas atrayentes del sexo opuesto. La habitación está en extremo oscura y hay una cámara en una esquina con su obturador abierto. Cada vez que la luciérnaga “destella”, la cámara registra una localización precisa de la luz y por tanto la posición del insecto en la habitación en ese momento. La luciérnaga siente el atrayente sexual, y como puede imaginar, gasta un tiempo considerable en o cerca de él. Sin embargo, de vez en cuando vuela de manera aleatoria alrededor de la habitación.

Cuando se retira la película de la cámara y se revela, la fotografía probablemente se parecerá a la de la figura 11.18. Debido a que una fotografía es más brillante donde la película se ha expuesto a más luz, la intensidad del color en cualquier punto dado indica qué tan frecuente visitó la luciérnaga ese punto en la habitación. Observe que, como podría esperarse, el insecto pasó la mayor parte del tiempo cerca del centro del recinto.

Ahora suponga que está viendo la luciérnaga en la habitación oscura. La ve destellar en un punto dado alejado del centro de la habitación. ¿Dónde espera verla a continuación? No existe una manera de estar seguro. La trayectoria de vuelo no es predecible de manera precisa. Sin embargo, si ha visto la descripción del tiempo de exposición de las actividades de la luciérnaga (figura 11.18), tendría algunas ideas de dónde buscar después. Su mejor oportunidad sería hacerlo más hacia el centro de la habitación. La figura sugiere que la probabilidad más alta (a más posibilidades, mayor probabilidad) de encontrar a la luciérnaga en cualquier momento particular es cerca del centro de la habitación. *No puede estar seguro* de que volará hacia este punto, pero *probablemente* lo hará. Por ende, la descripción del tiempo de exposición es un tipo de “mapa de probabilidad” del patrón de vuelo de la luciérnaga.

De acuerdo con el modelo mecánico ondulatorio, el electrón en el átomo de hidrógeno puede visualizarse como si fuera parecido a esta luciérnaga. Schrödinger encontró que no podía describir de manera precisa su trayectoria. Sus matemáticas sólo le permitían predecir las probabilidades de encontrar el electrón en puntos dados en el espacio alrededor del núcleo. En su estado basal, el electrón del hidrógeno tiene un mapa de probabilidad como el mostrado en la figura 11.19. Mientras más intenso es el color en un punto particular, es más probable que se encontrará en ese punto en un instante dado. El modelo *no da información acerca de cuándo* el electrón ocupa cierto punto en el espacio o *cómo se mueve*. De hecho, se tienen buenas razones para creer que *nunca se podrán conocer* los detalles del movimiento electrónico, no importa qué tan sofisticados se vuelvan los modelos. Pero algo en lo que hay confianza es que el electrón *no* orbita el núcleo en círculos como sugirió Bohr.

Figura 11.18

Representación de la fotografía del experimento de la luciérnaga. Recuerde que una fotografía es más brillante donde la película ha sido expuesta a más luz. Por tanto, la intensidad del color refleja con qué frecuencia la luciérnaga visita un punto dado en la habitación. Observe que el área más brillante está en el centro de la habitación, cerca de la fuente del atrayente sexual.

Figura 11.19

Mapa de probabilidad, u orbital, que describe el electrón del hidrógeno en su estado de energía más bajo posible. Mientras más intenso es el color de un punto dado, más probable es que el electrón se encontrará en ese punto. No se tiene información acerca de cuándo estará en un punto particular o acerca de cómo se mueve. Observe que la probabilidad de la presencia del electrón es la más alta lo más cerca del núcleo positivo (localizado en el centro de este diagrama), como podría esperarse.

11.7

Orbitales del hidrógeno

OBJETIVO Aprender acerca de las formas de los orbitales designados por medio de s , p y d .

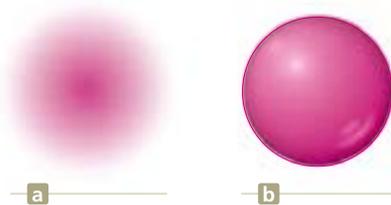


Figura 11.20

a El orbital $1s$ del hidrógeno.

b El tamaño del orbital se define por medio de una esfera que contiene 90% de la probabilidad electrónica total. Es decir, el electrón puede encontrarse *dentro* de esta esfera 90% del tiempo. El orbital $1s$ con frecuencia se representa simplemente como una esfera. Sin embargo, su representación más precisa es el mapa de probabilidad representado en **a**.

Al mapa de probabilidad para el electrón del hidrógeno mostrado en la figura 11.19 se le llama **orbital**. Aunque la probabilidad de encontrar el electrón disminuye a distancias mayores del núcleo, la probabilidad de encontrarlo incluso a distancias mayores nunca se vuelve exactamente de cero. Una analogía útil podría ser la falta de un límite bien definido entre la atmósfera terrestre y el “espacio exterior”. La atmósfera disminuye de manera gradual, pero siempre hay unas cuantas moléculas presentes. Debido a que el borde de un orbital es “impreciso”, éste no tiene un tamaño exactamente definido. Por ello los químicos definen de manera arbitraria su tamaño como la esfera que contiene 90% del total de la probabilidad electrónica (figura 11.20b). Esto significa que el electrón pasa 90% del tiempo dentro de esta superficie y 10% en alguna parte fuera de la misma. (Observe que *no* se está diciendo que el electrón sólo viaja sobre la *superficie* de la esfera). Al orbital representado en la figura 11.20 se le llama **orbital $1s$** y describe el estado de energía más bajo del electrón del hidrógeno (el estado basal).

En la sección 11.4 se vio que el átomo de hidrógeno puede absorber energía al transferir el electrón a un estado de energía más alto (un estado excitado). En términos del modelo obsoleto de Bohr, esto significa que el electrón se transfirió a una órbita con un radio mayor. En el modelo mecánico ondulatorio, estos estados de energía más altos corresponden a diferentes tipos de orbitales con formas distintas.

En este momento se necesita hacer un alto y considerar cómo se organiza el átomo de hidrógeno. Recuerde que anteriormente se mostró que tiene niveles de energía discretos. A estos niveles se les llama **niveles de energía principales**, y se etiquetan con enteros (figura 11.21). Después se encuentra que cada uno de estos niveles se subdivide en **subniveles**. La siguiente analogía debe ayudarle a comprender esto. Imagine un triángulo invertido (figura 11.22). Se dividen los niveles principales en varios números de subniveles. El nivel principal 1 consiste en un subnivel, el nivel principal 2 tiene dos, el nivel principal 3 tiene tres y el nivel principal 4 tiene cuatro subniveles.

Como en el triángulo, los niveles de energía principales en el átomo de hidrógeno contienen subniveles. Como se verá en breve, estos subniveles contienen espacios para el electrón a los que se les llama **orbitales**. El nivel de energía principal 1 consiste en un solo subnivel, o en un tipo de orbital. En la figura 11.20 se muestra la forma esférica de este orbital. Se indica como orbital $1s$. El número 1 es por el nivel de energía principal y s es una manera abreviada de etiquetar un subnivel particular (tipo de orbital).

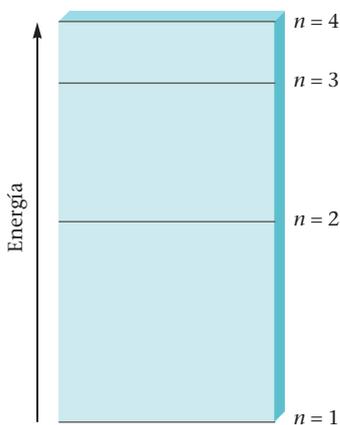


Figura 11.21

Los primeros cuatro niveles de energía principales en el átomo de hidrógeno. A cada nivel se le asigna un entero, n .

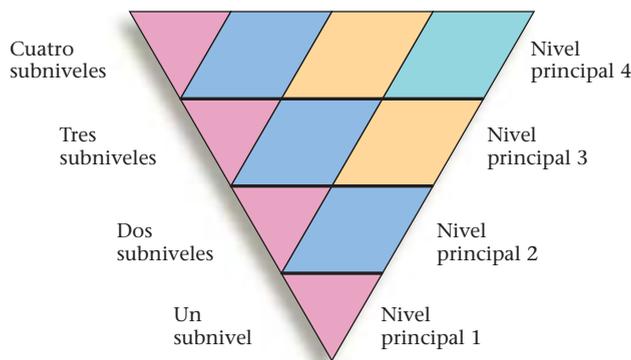


Figura 11.22

Ilustración de cómo pueden dividirse los niveles principales en subniveles.

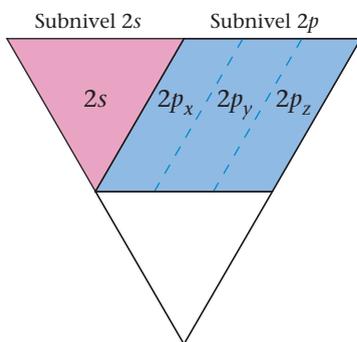


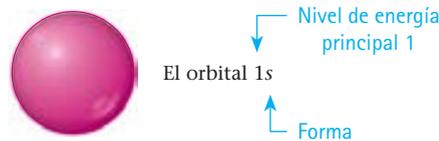
Figura 11.23

Nivel principal 2 que se muestra dividido en los subniveles $2s$ y $2p$.



Figura 11.24

Los tamaños relativos de los orbitales $1s$ y $2s$ del hidrógeno.



El nivel de energía principal 2 tiene dos subniveles. (Observe la correspondencia entre el número del nivel de energía principal y el número de subniveles). Estos subniveles se etiquetan como $2s$ y $2p$. El subnivel $2s$ consiste de un orbital (llamado $2s$) y el subnivel $2p$ consiste de tres orbitales (llamados $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$). Se regresa al triángulo invertido para ilustrar esto. La figura 11.23 muestra el nivel principal 2 dividido en los subniveles $2s$ y $2p$ (el cual se subdivide en $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$). Los orbitales tienen las formas mostradas en las figuras 11.24 y 11.25. El orbital $2s$ es esférico como el orbital $1s$ pero de mayor tamaño (vea la figura 11.24). Los tres orbitales $2p$ no son esféricos pero tienen dos “lóbulos”. En la figura 11.25 se muestran estos orbitales como mapas de probabilidad electrónica y como superficies que contienen 90% de la probabilidad electrónica total. Observe que la etiqueta x , y o z en un orbital $2p$ dado indica a lo largo de cuál eje están dirigidos sus lóbulos.

En la figura 11.26 se resume lo aprendido hasta ahora acerca del átomo de hidrógeno. El nivel de energía principal 1 tiene un subnivel, el cual contiene el orbital $1s$. El nivel de energía principal 2 contiene dos subniveles, uno de los cuales contiene el orbital $2s$ y el otro contiene los orbitales $2p$ (tres de ellos). Observe que cada orbital se designa por medio de un símbolo o una etiqueta. En el siguiente recuadro se resume la información proporcionada por esta etiqueta.

Etiquetas de los orbitales

1. El número indica el nivel de energía principal.
2. La letra indica la forma. La s significa un orbital esférico, y la p un orbital con dos lóbulos. El subíndice x , y o z en la etiqueta de un orbital p indica a lo largo de cuál de los ejes coordenados se encuentran los dos lóbulos.

Una característica importante de los orbitales radica en que a medida que aumenta el número del nivel, la distancia promedio del electrón en ese orbital del núcleo también se incrementa. Es decir, cuando el electrón del hidrógeno está en el orbital $1s$ (el estado basal), pasa la mayor parte de su tiempo mucho más cerca del núcleo que cuando ocupa el orbital $2s$ (un estado excitado).

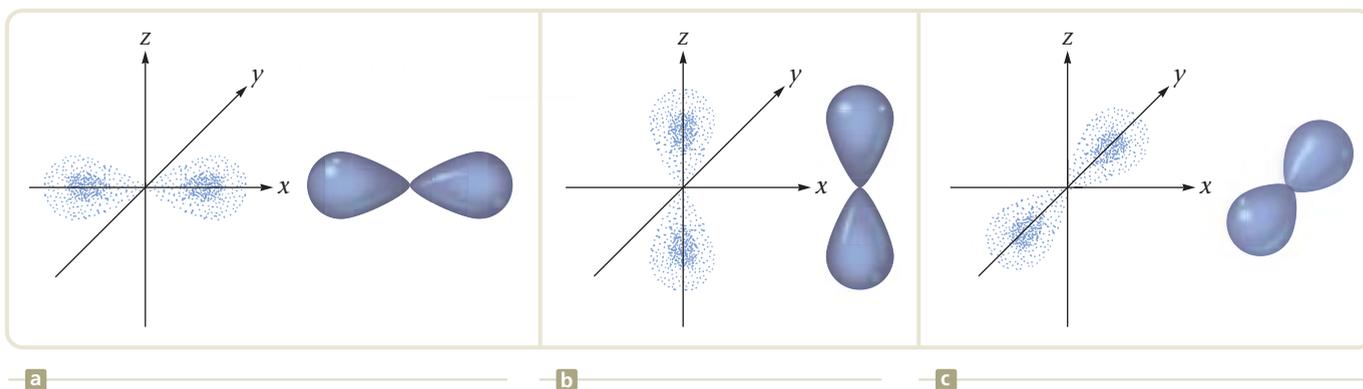


Figura 11.25

Los tres orbitales $2p$: **a** $2p_x$, **b** $2p_z$ y **c** $2p_y$. La etiqueta x , y o z indica a lo largo de cuál eje están dirigidos los dos lóbulos. Cada orbital se muestra como un mapa de probabilidad y como una superficie que contiene 90% de probabilidad electrónica.

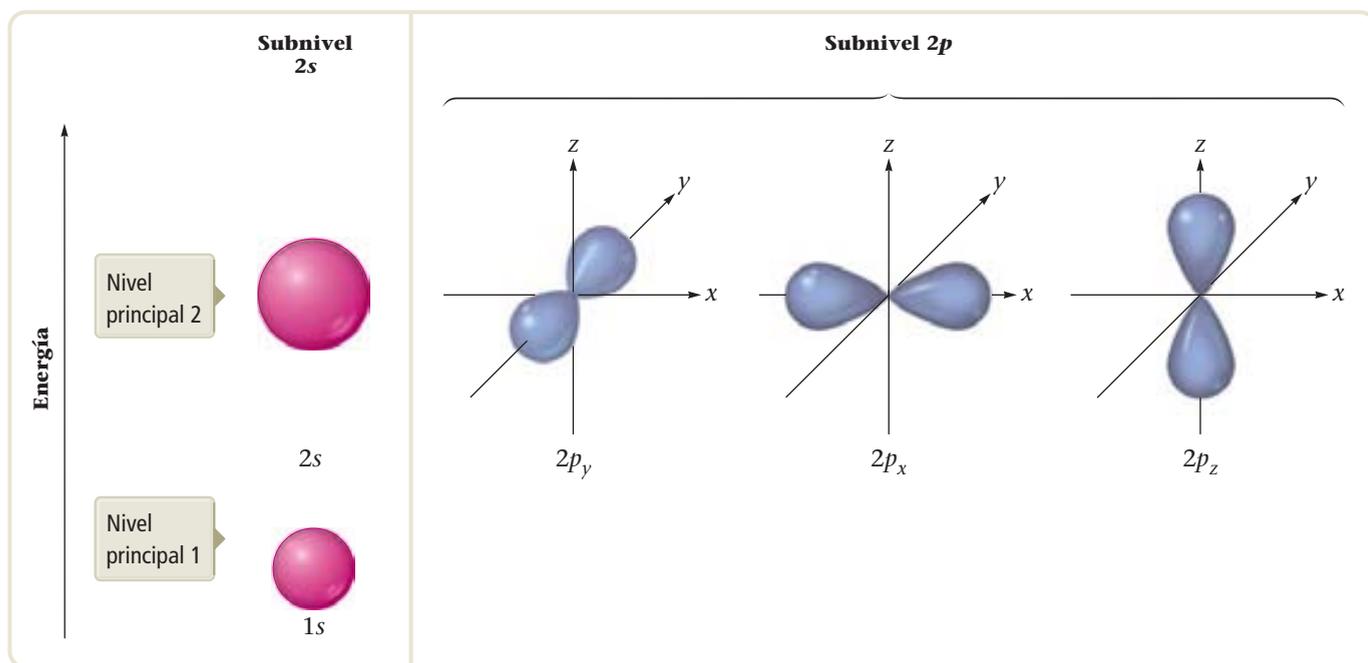


Figura 11.26

Diagrama de los niveles de energía principales 1 y 2 que muestra las formas de los orbitales que componen los subniveles.

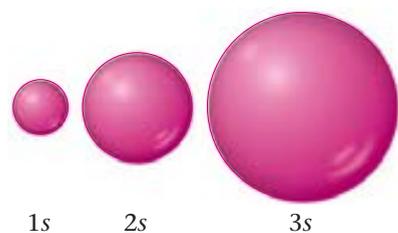


Figura 11.27

Tamaños relativos de los orbitales esféricos 1s, 2s y 3s del hidrógeno.

En este punto el lector podría preguntarse por qué el hidrógeno, que sólo tiene un electrón, tiene más de un orbital. Es mejor pensar en un orbital como un *espacio potencial* para un electrón. El electrón del hidrógeno sólo puede ocupar un orbital a la vez, pero los demás orbitales siguen estando disponibles para que el electrón pueda transferirse a uno de ellos. Por ejemplo, cuando un átomo de hidrógeno está en su estado basal (el estado de energía más bajo posible), el electrón está en el orbital 1s. Al añadir la cantidad correcta de energía (por ejemplo, un fotón específico de luz), se puede excitar al orbital 2s o a uno de los orbitales 2p.

Hasta ahora sólo se han explicado dos de los niveles de energía del hidrógeno. Existen otros más. Por ejemplo, el nivel 3 tiene tres subniveles (vea la figura 11.22), los cuales se etiquetan como 3s, 3p y 3d. El subnivel 3s contiene un solo orbital 3s, un orbital esférico mayor que el 1s y el 2s (figura 11.27). El subnivel 3p contiene tres orbitales: 3p_x, 3p_y y 3p_z, los cuales se parecen en su forma a los orbitales 2p, excepto que son mayores. El subnivel 3d contiene cinco orbitales 3d con las formas y etiquetas mostradas en la figura 11.28. (No necesita memorizar las formas y las etiquetas del orbital 3d. Se muestran como complemento.)

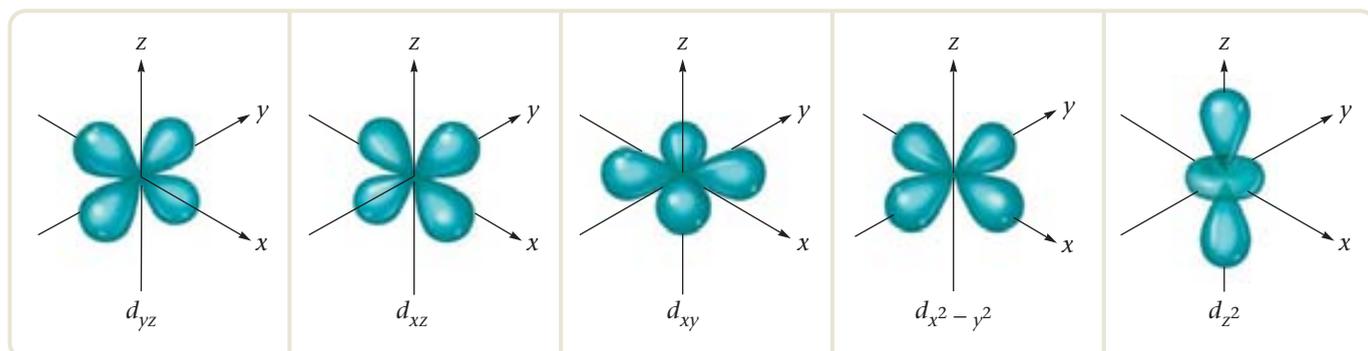


Figura 11.28

Formas y etiquetas de los cinco orbitales 3d.

Observe que a medida que compara los niveles 1, 2 y 3 se añade un nuevo tipo de orbital (subnivel) en cada nivel de energía principal. (Recuerde que los orbitales p se añaden en el nivel 2 y los d en el nivel 3.) Esto tiene sentido debido que al alejarse del núcleo, hay más espacio disponible y por tanto más capacidad para más orbitales.

Podría ayudarle comprender que el número de orbitales aumenta con el nivel de energía principal si piensa en un teatro. Imagine un escenario redondo con filas circulares de asientos rodeándolo. Mientras más alejada esté una fila, más asientos tendrá debido a que el círculo es mayor. Los orbitales dividen el espacio alrededor del núcleo de manera parecida a los asientos en este teatro circular. A mayor distancia del núcleo, hay más espacio y se encuentran más orbitales.

El patrón de incremento de los números de orbitales continúa con el nivel 4, el cual tiene cuatro subniveles etiquetados como $4s$, $4p$, $4d$ y $4f$. El subnivel $4s$ tiene un solo orbital $4s$. El subnivel $4p$ contiene tres orbitales ($4p_x$, $4p_y$ y $4p_z$). El subnivel $4d$ tiene cinco orbitales $4d$. El subnivel $4f$ tiene siete orbitales $4f$.

Los orbitales $4s$, $4p$ y $4d$ tienen las mismas formas que los orbitales s , p y d anteriores, respectivamente, pero son más grandes. Aquí no se verán las formas de los orbitales f .

11.8

Modelo mecánico ondulatorio: desarrollo complementario

OBJETIVOS

Repasar los niveles de energía y los orbitales del modelo mecánico ondulatorio del átomo. • Aprender acerca del espín del electrón.

Un modelo para el átomo es de poca utilidad si no se aplica a todos los átomos. El de Bohr fue descartado debido a que sólo podía aplicarse al hidrógeno. El modelo mecánico ondulatorio puede aplicarse a todos los átomos en básicamente la misma forma que recién se ha utilizado para el hidrógeno. De hecho, el triunfo principal de este modelo es su habilidad para explicar la tabla periódica de los elementos. Recuerde que los elementos en la tabla periódica están ordenados en grupos verticales, los cuales contienen elementos que por lo regular muestran propiedades químicas similares. El modelo mecánico ondulatorio permite explicar, con base en los arreglos electrónicos, por qué ocurren estas similitudes. A su debido tiempo se verá cómo es esto.

Recuerde que un átomo tiene tantos electrones como tiene protones para dar una carga total de cero. Por tanto, todos los átomos después del hidrógeno tienen más de un electrón. Antes de que se puedan considerar los átomos después del hidrógeno, se debe describir una propiedad más de los electrones que determina cómo pueden ordenarse en los orbitales de un átomo. Esta propiedad es el espín. Cada electrón parece estar girando como espines superiores en su eje. Como la parte superior, un electrón sólo puede girar en una de dos direcciones. Con frecuencia se representa el espín con una flecha: \uparrow o \downarrow . Una flecha representa al electrón girando en una dirección y la otra lo representa girando en la dirección opuesta. Para propósitos de este tema, lo más importante acerca del espín es que dos electrones deben tener espines *opuestos* para ocupar el mismo orbital. Es decir, dos electrones que tienen el mismo espín no pueden ocupar el mismo orbital. Esto conduce al **principio de exclusión de Pauli**: un orbital atómico puede mantener un máximo de dos electrones y éstos deben tener espines opuestos.

Antes de aplicar el modelo mecánico ondulatorio a los átomos después del hidrógeno, se resumirá el modelo para una referencia conveniente.

Componentes principales del modelo mecánico ondulatorio del átomo

1. Los átomos tienen una serie de niveles de energía llamados **niveles de energía principales**, los cuales se designan por medio de números enteros simbolizados por n ; n puede ser igual a 1, 2, 3, 4, . . . El nivel 1 corresponde a $n = 1$, el nivel 2 corresponde a $n = 2$, y así sucesivamente.
2. La energía del nivel aumenta a medida que el valor de n se incrementa.
3. Cada nivel de energía principal contiene uno o más *tipos* de orbitales, llamados **subniveles**.
4. El número de subniveles presentes en un nivel de energía principal dado es igual a n . Por ejemplo, el nivel 1 contiene un subnivel (1s); el nivel 2 contiene dos subniveles (dos tipos de orbitales), el orbital 2s y los tres orbitales 2p, y así sucesivamente. Éstos se resumen en la siguiente tabla. El número de cada tipo de orbital se muestra entre paréntesis.

 n Subniveles (tipos de orbitales) presentes

1				1s(1)		
2				2s(1)	2p(3)	
3				3s(1)	3p(3)	3d(5)
4	4s(1)		4p(3)		4d(5)	4f(7)

5. El valor n siempre se utiliza para etiquetar los orbitales de un nivel principal dado, y es seguido por una letra que indica el tipo (forma) del orbital. Por ejemplo, la designación 3p significa un orbital en el nivel 3 que tiene dos lóbulos (un orbital p siempre tiene dos lóbulos).
6. Un orbital puede estar vacío o contener uno o dos electrones, pero nunca más de dos. Si dos electrones ocupan el mismo orbital, deben tener espines opuestos.
7. La forma de un orbital no indica los detalles del movimiento electrónico. Indica la distribución de la probabilidad para que un electrón se encuentre en ese orbital.

EJEMPLO 11.1

Comprensión del modelo mecánico ondulatorio del átomo

Indique si cada uno de los siguientes enunciados acerca de la estructura atómica es verdadero o falso.

- a) Un orbital s siempre tiene forma esférica.
- b) El orbital 2s es del mismo tamaño que el orbital 3s.
- c) El número de lóbulos en un orbital p aumenta a medida que n se incrementa. Es decir, un orbital 3p tiene más lóbulos que un orbital 2p.
- d) El nivel 1 tiene un orbital s , el nivel 2 tiene dos orbitales s , el nivel 3 tiene tres orbitales s , y así sucesivamente.
- e) La trayectoria del electrón está indicada por la superficie del orbital.

SOLUCIÓN

- a) *Verdadero*. El tamaño de la esfera aumenta a medida que n se incrementa, pero la forma siempre es esférica.

- b) *Falso*. El orbital $3s$ es mayor (el electrón está más alejado del núcleo en promedio) que el orbital $2s$.
- c) *Falso*. Un orbital p siempre tiene dos lóbulos.
- d) *Falso*. Cada nivel de energía principal sólo tiene un orbital s .
- e) *Falso*. El electrón está *en alguna parte dentro* de la superficie del orbital 90% del tiempo. No se mueve alrededor *sobre* esta superficie.

Autocomprobación

EJERCICIO 11.1

 Defina los siguientes términos.

- a) Órbitas de Bohr
- b) Orbitales
- c) Tamaño del orbital
- d) Subnivel

Vea los problemas 11.37 al 11.44. ■

11.9

Arreglos electrónicos en los primeros 18 átomos de la tabla periódica

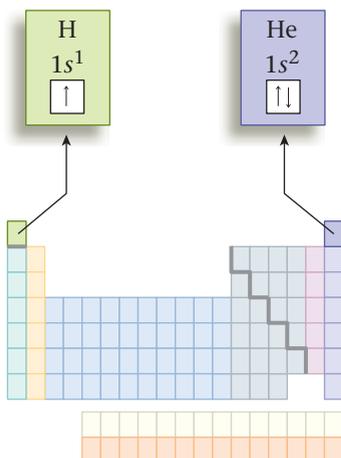
OBJETIVOS

Comprender cómo se llenan con electrones los niveles de energía principales en los átomos después del hidrógeno. • Aprender acerca de los electrones de valencia y los electrones internos.

Ahora se describirán los arreglos electrónicos en los átomos con $Z = 1$ a $Z = 18$ colocando los electrones en los varios orbitales de los niveles de energía principales, comenzando con $n = 1$ y continuando con $n = 2$, $n = 3$, y así sucesivamente. Para los primeros 18 elementos, los subniveles individuales se llenan en el siguiente orden: $1s$, después $2s$, luego $2p$, después $3s$, luego $3p$.

El orbital más atractivo para un electrón en un átomo siempre es el $1s$, debido a que en éste el electrón con carga negativa está más cerca del núcleo con carga positiva que en cualquier otro orbital. Es decir, el orbital $1s$ involucra el espacio alrededor del núcleo que está más cerca de éste. A medida que n aumenta, el orbital se vuelve más grande: el electrón, en promedio, ocupa el espacio más alejado del núcleo.

Por ende, en el estado basal el hidrógeno tiene su electrón solitario en el orbital $1s$. Esto se representa de manera común de dos maneras. Primero, se dice que el hidrógeno tiene el arreglo electrónico, o **configuración electrónica**, $1s^1$. Esto sólo significa que hay un electrón en el orbital $1s$. Se puede representar esta configuración utilizando un **diagrama de orbitales**, también llamado **diagrama de cajas**, en el que los orbitales se representan por medio de cajas agrupadas por subniveles con flechas pequeñas que indican los electrones. Para el *hidrógeno*, la configuración electrónica y el diagrama de cajas son los siguientes.



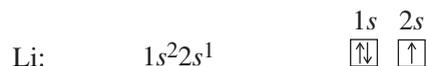
La flecha representa un electrón girando en una dirección particular. El siguiente elemento es el *helio*, $Z = 2$. Tiene dos protones en su núcleo y por tanto dos electrones. Debido a que el orbital $1s$ es el más deseable, ambos electrones van allí, pero

con espines opuestos. Para el helio, la configuración electrónica y el diagrama de cajas son

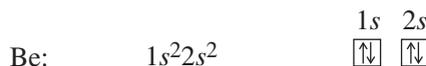


Los espines opuestos de los electrones se muestran por medio de las flechas opuestas en la caja.

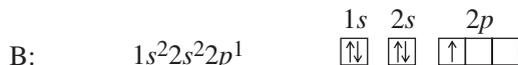
El *litio* ($Z = 3$) tiene tres electrones, dos de los cuales entran en el orbital $1s$. Es decir, dos electrones llenan ese orbital. El orbital $1s$ es el único para $n = 1$, por lo que el tercer electrón debe ocupar un orbital con $n = 2$, en este caso el orbital $2s$. Esto da una configuración $1s^2 2s^1$. La configuración electrónica y el diagrama de cajas son



El siguiente elemento, *berilio*, tiene cuatro electrones, los cuales ocupan los orbitales $1s$ y $2s$ con espines opuestos.



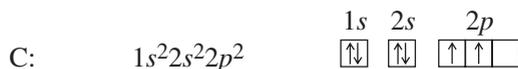
El *boro* tiene cinco electrones, cuatro de los cuales ocupan los orbitales $1s$ y $2s$. El quinto electrón entra en el segundo tipo de orbital con $n = 2$, uno de los orbitales $2p$.



Debido a que todos los orbitales $2p$ tienen la misma energía, no importa cuál orbital $2p$ ocupa el electrón.

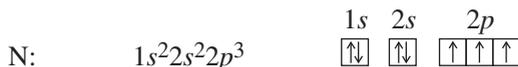
El *carbono*, el siguiente elemento, tiene seis electrones: dos electrones ocupan el orbital $1s$, dos ocupan el orbital $2s$ y dos ocupan los orbitales $2p$. Hay tres orbitales $2p$, y cada uno de los electrones mutuamente repelentes ocupa un orbital $2p$ distinto. Por razones que no se considerarán, en los orbitales $2p$ separados los electrones tienen el mismo espín.

La configuración para el carbono pudiera escribirse como $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$ para indicar que los electrones ocupan orbitales $2p$ separados. Sin embargo, la configuración por lo regular se da como $1s^2 2s^2 2p^2$, y se comprende que los electrones están en orbitales $2p$ diferentes.



Observe los espines similares para los electrones sin aparear en los orbitales $2p$.

La configuración del *nitrógeno*, el cual tiene siete electrones, es $1s^2 2s^2 2p^3$. Los tres electrones en los orbitales $2p$ ocupan orbitales separados y tienen espines similares.



La configuración para el *oxígeno*, el cual tiene ocho electrones, es $1s^2 2s^2 2p^4$. Uno de los orbitales $2p$ está ahora ocupado por un par de electrones con espines opuestos, como se requiere por el principio de exclusión de Pauli.

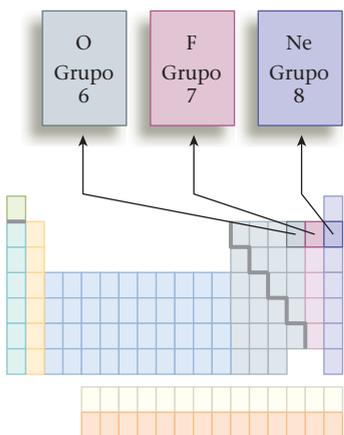
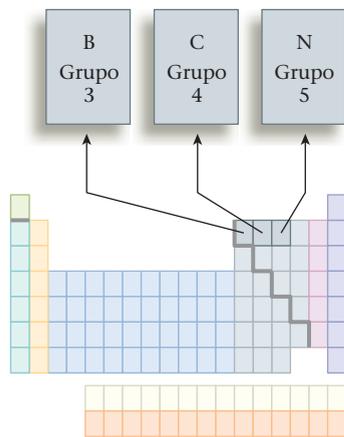
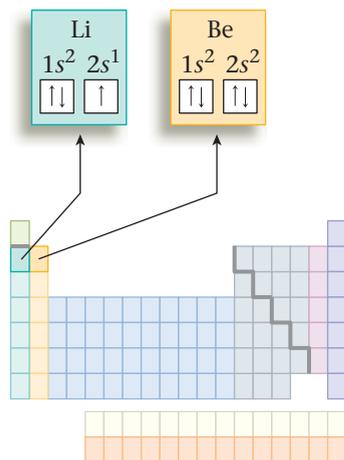
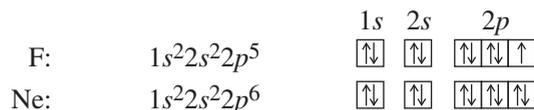


Figura 11.29

Las configuraciones electrónicas en el último subnivel ocupado para los primeros 18 elementos.

H 1s ¹								He 1s ²	
Li 2s ¹	Be 2s ²			B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵	Ne 2p ⁶
Na 3s ¹	Mg 3s ²			Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵	Ar 3p ⁶

Las configuraciones electrónicas y los diagramas de los orbitales para el *flúor* (nueve electrones) y el *neón* (10 electrones) son



Con el neón, los orbitales con $n = 1$ y $n = 2$ están llenos por completo.

Para el *sodio*, el cual tiene 11 electrones, los primeros 10 ocupan los orbitales $1s$, $2s$ y $2p$, y el onceavo electrón debe ocupar el primer orbital con $n = 3$, el orbital $3s$. La configuración electrónica para el sodio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Para evitar escribir los electrones de los niveles internos, con frecuencia se abrevia la configuración anterior como $[\text{Ne}]3s^1$, donde $[\text{Ne}]$ representa la configuración electrónica del neón, $1s^2 2s^2 2p^6$.

El diagrama de orbitales para el sodio es



El siguiente elemento, *magnesio*, $Z = 12$, tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ o $[\text{Ne}]3s^2$.

Los siguientes seis elementos, *aluminio* a *argón*, tienen las configuraciones electrónicas obtenidas al llenar los orbitales $3p$ un electrón a la vez. La figura 11.29 resume las configuraciones electrónicas de los primeros 18 elementos con el número de electrones en el último tipo de orbital (subnivel) ocupado.

EJEMPLO 11.2

Escritura de diagramas de orbitales

Escriba el diagrama de orbitales para el magnesio.

SOLUCIÓN

El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 electrones que se colocan de manera sucesiva en los orbitales $1s$, $2s$, $2p$ y $3s$ para dar la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El diagrama de orbitales es el siguiente.



Aquí sólo se muestran los orbitales ocupados.

Auto comprobación

EJERCICIO 11.2 Escriba la configuración electrónica completa y el diagrama de orbitales para cada uno de los elementos del aluminio al argón.

Vea los problemas 11.49 al 11.54. ■

Momento magnético

Una rana anestesiada se encuentra en el núcleo hueco de un electroimán. A medida que la corriente en las bobinas del imán se incrementa, la rana se eleva de manera mágica y flota en medio del aire (vea la fotografía). ¿Cómo puede suceder esto? ¿Es el electroimán una máquina antigravitatoria? De hecho, no hay nada mágico aquí. Este fenómeno demuestra las propiedades magnéticas de toda la materia. Se sabe que los imanes de hierro se atraen y se repelen entre sí dependiendo de sus orientaciones relativas. ¿Una rana es magnética como una pieza de hierro? Si aterriza sobre una tapa de una coladera de acero, ¿será atrapada allí por las atracciones magnéticas? Por supuesto que no. El magnetismo de la rana, como con la mayor parte de los objetos, sólo se muestra en la presencia de un campo magnético inducido intenso. En otras palabras, el electroimán poderoso que rodea a la rana en el experimento



Andrey K. Geim/Laboratorio de Altos Campos Magnéticos/
Universidad de Nijmegen

Una rana viva levitada en un campo magnético.

descrito induce un campo magnético en el batracio que se opone al campo inducido. El campo magnético opuesto en la rana repele el campo inducido y ésta se eleva hasta que la fuerza magnética es balanceada por el empuje gravitacional sobre su cuerpo. Entonces la rana “flota” en el aire.

¿Cómo puede una rana ser magnética si no está hecha de hierro? Son sus electrones. Las ranas están compuestas de células que contienen varios tipos de moléculas. Por supuesto, estas moléculas están formadas por átomos: átomos de carbono, de nitrógeno, de oxígeno y de otros tipos. Cada uno de estos átomos contiene electrones que están moviéndose alrededor de los núcleos atómicos. Cuando estos electrones sienten un campo magnético intenso, responden moviéndose de una manera que produce campos magnéticos alineados para oponerse al campo inducido. A este fenómeno se le llama *diamagnetismo*.

Todas las sustancias, animadas e inanimadas, debido a que están conformadas por átomos, muestran diamagnetismo. Andre Geim y sus colegas de la Universidad de Nijmegen, Holanda, han hecho levitar ranas, saltamontes, plantas y gotas de agua, entre otros objetos. Geim dice que, dado un electroimán lo suficientemente grande, incluso los humanos pueden levitar. Sin embargo, observa que la construcción de un imán lo suficientemente poderoso para hacer flotar un humano sería muy costoso y no ve su importancia. Geim señala que la inducción de ingravidez con campos magnéticos puede ser una buena manera de probar de manera anticipada experimentos sobre ingravidez pretendidos como investigación para futuros vuelos espaciales: para ver si las ideas vuelan tan bien como los objetos.

En este punto es útil introducir el concepto de **electrones de valencia**, es decir, los electrones en el nivel de energía principal más externo (más alto) de un átomo. Por ejemplo, el nitrógeno, el cual tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene electrones en los niveles principales 1 y 2. Por tanto, el nivel 2 (el cual tiene los subniveles $2s$ y $2p$) es el nivel de valencia del nitrógeno, y los electrones en $2s$ y $2p$ son los electrones de valencia. Para el átomo de sodio (configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ o $[\text{Ne}]3s^1$), el electrón de valencia es el electrón en el orbital $3s$, debido a que en este caso el nivel de energía principal 3 es el más externo que contiene un electrón. Los electrones de valencia son los más importantes para los químicos debido a que, siendo los electrones más externos, son los involucrados cuando los átomos se unen entre sí (forman enlaces), como se verá en el siguiente capítulo. Los electrones internos, los cuales se conocen como **electrones centrales**, no están involucrados en el enlazamiento de los átomos entre sí.

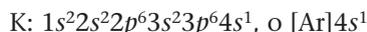
Observe en la figura 11.29 que se está desarrollando un patrón muy importante: excepto para el helio, *los átomos de los elementos en el mismo grupo (columna vertical de la tabla periódica) tienen el mismo número de electrones en un tipo de orbital dado (sub-nivel), excepto que los orbitales están en niveles de energía principales diferentes.* Recuerde que los elementos se organizaron originalmente en grupos en la tabla periódica con base en las similitudes de sus propiedades químicas. Ahora se comprende la razón detrás de estas agrupaciones. Los elementos con el mismo arreglo de electrones de valencia muestran un comportamiento químico muy similar.

11.10

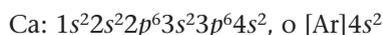
Configuraciones electrónicas y la tabla periódica

OBJETIVO Aprender acerca de las configuraciones electrónicas de los átomos con Z mayor que 18.

En la sección anterior se vio que los átomos después del hidrógeno se pueden describir simplemente llenando los orbitales atómicos comenzando con el nivel $n = 1$ y trabajando en orden hacia afuera. Este trabajo finaliza hasta que se alcanza el elemento *potasio* ($Z = 19$), el cual es el siguiente después del argón. Debido a que los orbitales $3p$ están ocupados por completo en el argón, se podría esperar que el siguiente electrón entre en un orbital $3d$ (recuerde que para $n = 3$ los subniveles son $3s$, $3p$ y $3d$). Sin embargo, los experimentos muestran que las propiedades químicas del potasio son muy similares a las del litio y el sodio. Debido a que se ha aprendido a asociar las propiedades químicas similares con los arreglos similares de electrones de valencia, se pronostica que la configuración de los electrones de valencia para el potasio es $4s^1$, pareciéndose al sodio ($3s^1$) y al litio ($2s^1$). Es decir, se espera que el último electrón en el potasio ocupe el orbital $4s$ en vez de uno de los orbitales $3d$. Esto significa que el nivel de energía principal 4 comienza a llenarse antes de que se haya completado el nivel 3. Esta conclusión la confirman varios tipos de experimentos, por lo que la configuración electrónica del potasio es



El siguiente elemento es el *calcio*, con un electrón adicional que también ocupa el orbital $4s$.



K $4s^1$	Ca $4s^2$	Sc $3d^1$	Ti $3d^2$	V $3d^3$	Cr $4s^1 3d^5$	Mn $3d^5$	Fe $3d^6$	Co $3d^7$	Ni $3d^8$	Cu $4s^1 3d^{10}$	Zn $3d^{10}$	Ga $4p^1$	Ge $4p^2$	As $4p^3$	Se $4p^4$	Br $4p^5$	Kr $4p^6$

Figura 11.30

Configuraciones electrónicas parciales para los elementos del potasio al kriptón. Los metales de transición mostrados en verde (escandio al zinc) tienen la configuración general $[\text{Ar}]4s^2 3d^n$, excepto el cromo y el cobre.

Química del bohrio

Uno de los mejores usos de la tabla periódica consiste en predecir las propiedades de elementos recién descubiertos. Por ejemplo, el bohrio ($Z = 107$), elemento sintetizado de manera artificial, se encuentra en la misma familia que el manganeso, tecnecio y renio, y se espera que muestre una química similar a la de estos elementos. Por supuesto, el problema radica en que sólo pueden formarse a

la vez unos cuantos átomos de bohrio (Bh) y éstos existen sólo por un periodo muy corto (alrededor de 17 segundos). Es un verdadero reto el estudio de la química de un elemento bajo estas condiciones. Sin embargo, un equipo de químicos nucleares conducido por Heinz W. Gaggeler, de la Universidad de Bern en Suiza, aisló seis átomos de ^{267}Bh y preparó el compuesto BhO_3Cl . El análisis del decaimiento de los productos de este compuesto ayudó a definir las propiedades termoquímicas del BhO_3Cl , y mostró que el bohrio parece comportarse como podría predecirse a partir de su posición en la tabla periódica.

Ahora el orbital $4s$ está lleno.

Después del calcio, los siguientes electrones entran en los orbitales $3d$ para completar el nivel de energía principal 3. A los elementos que corresponden al llenado de los orbitales $3d$ se les llama *metales de transición*. Después se llenan los orbitales $4p$. La figura 11.30 muestra las configuraciones electrónicas parciales para los elementos del potasio al kriptón.

Observe a partir de la figura 11.30 que todos los metales de transición tienen la configuración general $[\text{Ar}]4s^23d^n$, excepto el cromo ($4s^13d^5$) y el cobre ($4s^13d^{10}$). Las razones para estas excepciones son complejas y no se explicarán aquí.

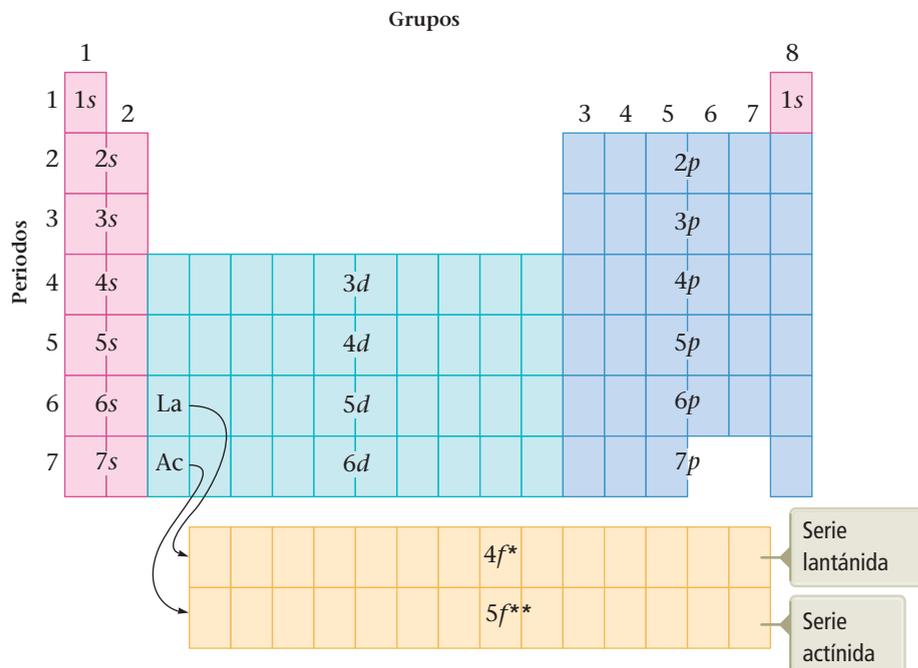
En vez de continuar considerando los elementos de manera individual, ahora se verá la relación general entre la tabla periódica y el llenado de orbitales. La figura 11.31 muestra qué tipo de orbital se está llenando en cada área de la tabla periódica. Revise los puntos en el recuadro de abajo.

Llenado de orbitales

1. En un nivel de energía principal que tiene orbitales d , el orbital s del *siguiente* nivel se llena antes que los d en el nivel actual. Es decir, los orbitales $(n + 1)s$ siempre se llenan antes que los nd . Por ejemplo, los orbitales $5s$ se llenan para el rubidio y el estroncio antes que se llenen los $4d$ para el segundo periodo (renglón) de los metales de transición (itrio al cadmio).
2. Después del lantano, el cual tiene la configuración electrónica $[\text{Xe}]6s^25d^1$, aparece un grupo de 14 elementos llamado **serie lantánida**, o lantánidos. Esta serie de elementos corresponde al llenado de los siete orbitales $4f$.
3. Después del actinio, el cual tiene la configuración $[\text{Rn}]7s^26d^1$, aparece un grupo de 14 elementos llamado **serie actínida**, o actínidos. Esta serie de elementos corresponde al llenado de los siete orbitales $5f$.
4. Con excepción del helio, los números de grupo indican la suma de los electrones en los orbitales ns y np en el nivel de energía principal más alto que contiene electrones (donde n es el número que indica un nivel de energía principal particular). Estos son los electrones de valencia, los electrones en el nivel de energía principal más externo de un átomo dado.

Figura 11.31

Orbitales llenados para los elementos en varias partes de la tabla periódica. Observe que al ir a lo largo de un renglón horizontal (un periodo), el orbital $(n + 1)s$ se llena antes que el orbital nd . La etiqueta del grupo indica el número de electrones s más el número de electrones p en el nivel de energía principal más alto ocupado para los elementos en cada grupo.



- * Después de que se llena el orbital $6s$, un electrón entra en un orbital $5d$. Esto corresponde al elemento lantano ($[\text{Xe}]6s^25d^1$). Después del lantano se llenan con electrones los orbitales $4f$.
- ** Después de que se llena el orbital $7s$, un electrón entra en un orbital $6d$. Este es el elemento actinio ($[\text{Rn}]7s^26d^1$). Después se completan los orbitales $5f$.

Para ayudarle a comprender mejor la conexión entre el llenado de orbitales y la tabla periódica, la figura 11.32 muestra los orbitales en el orden en el que se llenan.

Una tabla periódica casi siempre está disponible para usted. Si comprende la relación entre la configuración electrónica de un elemento y su posición en esta tabla, puede encontrar la configuración electrónica esperada para cualquier átomo.

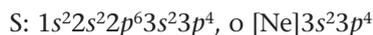
EJEMPLO 11.3

Determinación de las configuraciones electrónicas

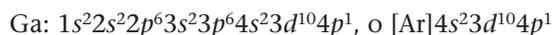
Utilizando la tabla periódica ubicada en el interior de la portada del libro, proporcione las configuraciones electrónicas para el azufre (S), galio (Ga), hafnio (Hf) y radio (Ra).

SOLUCIÓN

El *azufre* es el elemento 16 y se encuentra en el periodo 3, donde se están llenando los orbitales $3p$ (vea la figura 11.33). Debido a que el azufre es el cuarto entre los “elementos $3p$ ”, debe tener cuatro electrones $3p$. Su configuración electrónica es:



El *galio* es el elemento 31 en el periodo 4, justo después de los metales de transición (vea la figura 11.33). Es el primer elemento en la “serie $4p$ ” y tiene un arreglo $4p^1$. La configuración electrónica del galio es:



El *hafnio* es el elemento 72 y se encuentra en el periodo 6, como se muestra en la figura 11.33. Observe que éste aparece justo después de la serie lanfánida (vea la figura 11.31).

elementos en el grupo 5 tienen la configuración ns^2np^3 . (Cualquier electrón d presente siempre está en el siguiente nivel de energía principal más bajo que los electrones de valencia y por tanto no se cuentan como electrones de valencia.)

- A los elementos de los grupos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 y 8 con frecuencia se les llama **elementos de los grupos principales**, o **elementos representativos**. Recuerde que todo miembro de un grupo dado (con excepción del helio) tiene la misma configuración de los electrones de valencia, excepto que los electrones están en niveles de energía principales diferentes.
- No se verán en este libro las configuraciones para los elementos de transición f (lantánidos y actínidos), aunque se incluyen en la figura 11.34.

Elementos representativos		Elementos de transición d										Elementos representativos					Gases nobles	
1A ns^1 Números de grupo												3A ns^2np^1	4A ns^2np^2	5A ns^2np^3	6A ns^2np^4	7A ns^2np^5	8A ns^2np^6	
1	1 H $1s^1$	2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
2	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^23d^1$	22 Ti $4s^23d^2$	23 V $4s^23d^3$	24 Cr $4s^13d^5$	25 Mn $4s^23d^5$	26 Fe $4s^23d^6$	27 Co $4s^23d^7$	28 Ni $4s^23d^8$	29 Cu $4s^13d^{10}$	30 Zn $4s^23d^{10}$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
3	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^24d^1$	40 Zr $5s^24d^2$	41 Nb $5s^14d^4$	42 Mo $5s^14d^5$	43 Tc $5s^14d^6$	44 Ru $5s^14d^7$	45 Rh $5s^14d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^14d^{10}$	48 Cd $5s^24d^{10}$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
4	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $6s^25d^1$	72 Hf $4f^14s^25d^2$	73 Ta $6s^25d^3$	74 W $6s^25d^4$	75 Re $6s^25d^5$	76 Os $6s^25d^6$	77 Ir $6s^25d^7$	78 Pt $6s^15d^9$	79 Au $6s^15d^{10}$	80 Hg $6s^25d^{10}$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
5	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $7s^26d^1$	104 Rf $7s^26d^2$	105 Db $7s^26d^3$	106 Sg $7s^26d^4$	107 Bh $7s^26d^5$	108 Hs $7s^26d^6$	109 Mt $7s^26d^7$	110 Ds $7s^26d^8$	111 Rg $7s^16d^{10}$	112 Uub $7s^26d^{10}$	113 Uut $7s^27p^1$	114 Uuq $7s^27p^2$	115 Uup $7s^27p^3$			118 Uuo $7s^27p^6$

Elementos de transición f														
*Lantánidos	58 Ce $6s^24f^15d^1$	59 Pr $6s^24f^35d^0$	60 Nd $6s^24f^45d^0$	61 Pm $6s^24f^55d^0$	62 Sm $6s^24f^65d^0$	63 Eu $6s^24f^75d^0$	64 Gd $6s^24f^75d^1$	65 Tb $6s^24f^95d^0$	66 Dy $6s^24f^{10}5d^0$	67 Ho $6s^24f^{11}5d^0$	68 Er $6s^24f^{12}5d^0$	69 Tm $6s^24f^{13}5d^0$	70 Yb $6s^24f^{14}5d^0$	71 Lu $6s^24f^{14}5d^1$
**Actínidos	90 Th $7s^25f^06d^2$	91 Pa $7s^25f^26d^1$	92 U $7s^25f^36d^1$	93 Np $7s^25f^46d^1$	94 Pu $7s^25f^66d^0$	95 Am $7s^25f^76d^0$	96 Cm $7s^25f^76d^1$	97 Bk $7s^25f^96d^0$	98 Cf $7s^25f^{10}6d^0$	99 Es $7s^25f^{11}6d^0$	100 Fm $7s^25f^{12}6d^0$	101 Md $7s^25f^{13}6d^0$	102 No $7s^25f^{14}6d^0$	103 Lr $7s^25f^{14}6d^1$

Figura 11.34

Tabla periódica con símbolos atómicos, números atómicos y configuraciones electrónicas parciales.

11.11

Propiedades atómicas y la tabla periódica

OBJETIVO Comprender las tendencias generales de las propiedades atómicas en la tabla periódica.

Con todo lo que se ha dicho acerca de la probabilidad electrónica y los orbitales, no se debe perder de vista el hecho de que la química sigue siendo fundamentalmente una ciencia basada en las propiedades observadas de las sustancias. Se sabe que la madera se quema, el acero se oxida, las plantas crecen, el azúcar sabe dulce, etc., debido a que se *observan* estos fenómenos. La teoría atómica es un intento por ayudar a comprender por qué ocurren. Si se entiende por qué, se puede esperar controlar mejor los eventos químicos que son cruciales en la vida diaria.

En el siguiente capítulo se verá como estas ideas acerca de la estructura atómica ayudan a comprender cómo y por qué se combinan los átomos para formar compuestos. A medida que se explora esto y que se utilizan teorías para explicar otros tipos de comportamiento químico más adelante en el texto, es importante que se distinga la observación (el acero se oxida) de los intentos por explicar por qué ocurre el evento observado (teorías). Las observaciones siguen siendo las mismas por décadas, pero las teorías (las explicaciones) cambian a medida que se gana una comprensión más clara de cómo opera la naturaleza. Un buen ejemplo de esto es el remplazo del modelo de Bohr del átomo por el modelo mecánico ondulatorio.

Debido a que el comportamiento observado de la materia se encuentra en el corazón de la química, necesita comprender a fondo las propiedades características de los diversos elementos y las tendencias (variaciones sistemáticas) que ocurren en ellas. Con ese fin, se considerarán algunas propiedades especialmente importantes de los átomos y se verá cómo varían, de manera horizontal o vertical, en la tabla periódica.

► Metales y no metales

La clasificación más fundamental de los elementos químicos es en metales y no metales. Los **metales** por lo regular tienen las siguientes propiedades físicas: una apariencia brillante, la habilidad para cambiar de forma sin romperse (pueden halarse en un alambre o martillarse en una lámina delgada) y una conductividad excelente de calor y electricidad. Los **no metales** por lo regular no tienen estas propiedades físicas, aunque existen algunas excepciones. (Por ejemplo, el yodo sólido es brillante, la forma de grafito del carbono es un excelente conductor de la electricidad y la forma de diamante del carbono es un magnífico conductor del calor.) Sin embargo, son las diferencias *químicas* entre los metales y los no metales las que interesan más aquí: *los metales tienden a perder electrones para formar iones positivos y los no metales tienden a ganar electrones para formar iones negativos*. Cuando uno y otro reaccionan, con frecuencia ocurre una transferencia de uno o más electrones del metal al no metal.

La mayoría de los elementos se clasifica como metales, como se muestra en la figura 11.35. Observe que éstos se encuentran en el lado izquierdo y al centro de la tabla periódica. Los relativamente pocos no metales están en la esquina superior derecha. Unos cuantos elementos que exhiben un comportamiento metálico y no metálico se clasifican como **metaloides** o semimetales.

Es importante comprender que simplemente por clasificarse como un metal no significa que un elemento se comporte de manera exacta como los demás metales. Por ejemplo, algunos pueden perder uno o más electrones con mucha mayor facilidad que otros. En particular, el cesio cede su electrón más externo (un electrón 6s)



© Andrey N. Barmov

Fundición de oro.

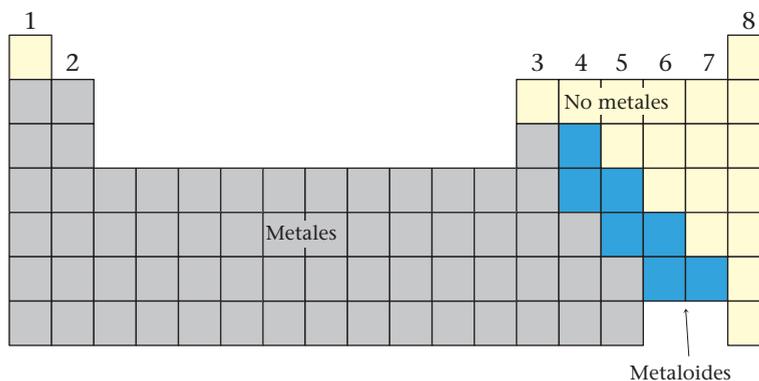


Figura 11.35

Clasificación de los elementos como metales, no metales y metaloides.

con mayor facilidad que el litio (un electrón 2s). De hecho, para los metales alcalinos (grupo 1) la facilidad de ceder un electrón varía como se indica a continuación.



Pierde un electrón
con mayor
facilidad

Observe que a medida que se desciende en el grupo es más probable que los metales pierdan un electrón. Esto tiene sentido debido a que conforme esto ocurre, el electrón que se está sustrayendo, en promedio, está cada vez más alejado del núcleo. Es decir, el electrón 6s perdido del Cs está mucho más alejado del núcleo positivo atractivo —y por tanto es más fácil de sustraer— que el electrón 2s que debe sustraerse de un átomo de litio.

La misma tendencia también puede verse en los metales del grupo 2 (metales alcalinotérreos): mientras más descienda en el grupo en el que se encuentra el metal, más probable es que pierda un electrón.

Al igual que los metales varían un poco en sus propiedades, los no metales también. En general, los elementos que pueden aceptar electrones de los metales de manera más efectiva aparecen en la esquina superior derecha de la tabla periódica.

Como regla general, se puede decir que la mayoría de los metales químicamente más activos aparece en la región inferior izquierda de la tabla periódica, mientras que los no metales más activos de manera química aparecen en la región superior derecha. Como podría esperarse, las propiedades de los semimetales, o metaloides, se encuentran entre las de los metales y no metales.

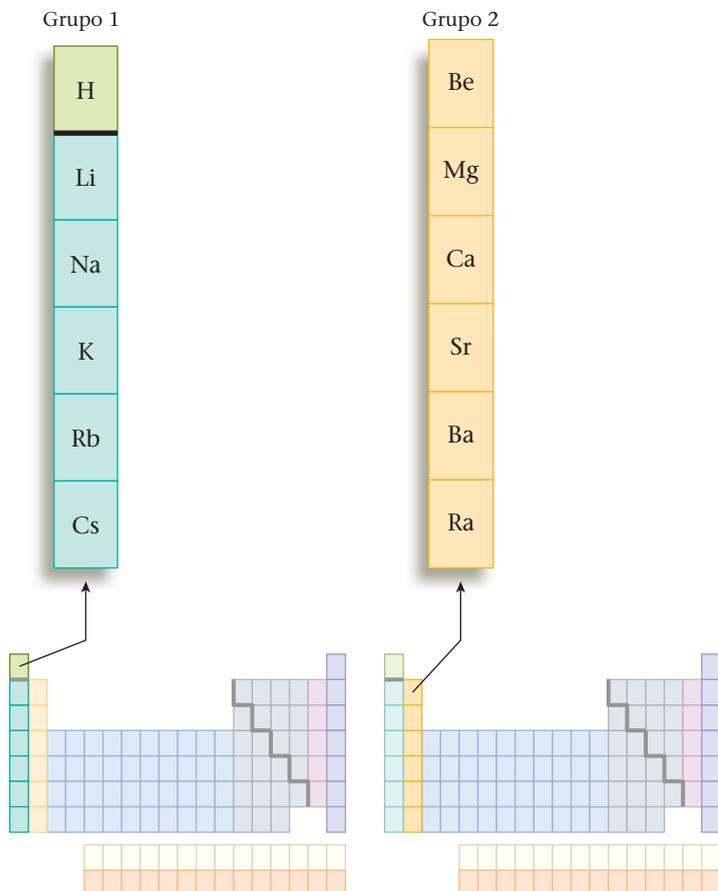
► Energías de ionización

La **energía de ionización** de un átomo es aquella requerida para sustraer un electrón de un átomo individual en la fase gaseosa:



Energía de
ionización

Como se ha observado, la propiedad química más característica de un átomo metálico es ceder electrones a los no metales. Otra manera de decir esto es aseverar que *los metales tienen energías de io-*



Fuegos artificiales

El arte de utilizar mezclas de sustancias químicas para producir explosivos es antiguo. La pólvora negra, una mezcla de nitrato de potasio, carbón vegetal y azufre, se utilizaba en China mucho antes del 1000 d.C. y se ha empleado a través de los siglos en explosivos militares, explosiones para construcción y fuegos artificiales.

Antes del siglo XIX los fuegos artificiales estaban confinados principalmente a cohetes y explosiones ruidosas. Los colores anaranjado y amarillo provenían de la presencia de carbono vegetal y limaduras de hierro. Sin embargo, con los grandes avances en la química en el siglo XIX, se encuentran nuevos compuestos. Las sales de cobre, estroncio y bario añaden colores brillantes. Los metales magnesio y aluminio producen una luz blanca deslumbrante.

¿Cómo producen los fuegos artificiales sus colores luminosos y sus explosiones ruidosas? En realidad, sólo unas cuantas sustancias químicas diferentes son responsables de la mayoría de estos efectos espectaculares. Para producir el ruido y los destellos se hace reaccionar un oxidante (sustancia con una fuerte afinidad para los electrones) con un metal como magnesio o aluminio mezclado con azufre. La reacción resultante produce un destello brillante, el cual se debe a la combustión del aluminio o del magnesio y genera un ruido por la expansión rápida de los gases. Para un efecto cromático, se incluye un elemento con una flama de color.

Los colores amarillos en los fuegos artificiales se deben al sodio; las sales de estroncio dan el rojo fa-



Eyevire/Alamy Images

Estos fuegos artificiales con colores brillantes son el resultado de mezclas complejas de sustancias químicas.

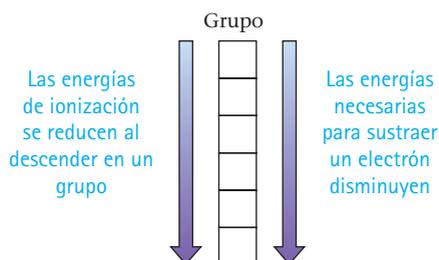
miliar de las bengalas de seguridad en las carreteras, y las sales de bario dan un tono verdoso.

Aunque podría pensar que la química de los fuegos artificiales es sencilla, lograr los destellos blancos vívidos y los colores brillantes requiere combinaciones complejas de sustancias químicas. Por ejemplo, debido a que los destellos blancos producen temperaturas de la flama altas, los colores tienden a desvanecerse. Otro problema surge del uso de las sales de sodio. Debido a que el sodio produce un amarillo extremadamente refulgente, no pueden utilizarse sales de sodio cuando se desean otros colores. En resumen, la manufactura de los fuegos artificiales para que produzcan los efectos deseados y también sean seguros de manejar requiere una selección muy cuidadosa de las sustancias químicas.*

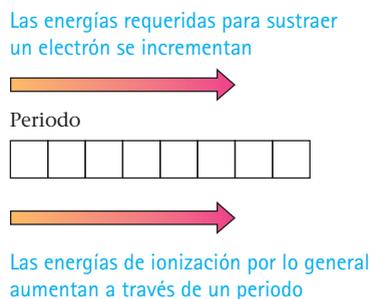
* Las mezclas de sustancias químicas en los fuegos artificiales son muy peligrosas. No experimente con sustancias químicas por su cuenta.

nización relativamente bajas; por ende, se necesita una cantidad relativamente pequeña de energía para sustraer un electrón de un metal común.

Recuerde que los metales de la parte inferior de un grupo pierden electrones con mayor facilidad que los de la parte superior. En otras palabras, las energías de ionización tienden a disminuir al ir de la parte superior a la parte inferior de un grupo.



En contraste con los metales, los no metales tienen energías de ionización relativamente grandes, y tienden a ganar, no a perder, electrones. Recuerde que los metales aparecen en el lado izquierdo de la tabla periódica y los no metales en el derecho. Por tanto, no sorprende que las energías de ionización tiendan a aumentar de izquierda a derecha a través de un periodo dado en la tabla periódica.



En general, los elementos que aparecen en la región inferior izquierda de la tabla periódica tienen las energías de ionización más bajas (y por tanto son los metales más activos de manera química). Por otro lado, los elementos con las energías de ionización más altas (los no metales químicamente más activos) aparecen en la región superior derecha de la tabla periódica.

► Tamaño atómico

Los tamaños de los átomos varían como se muestra en la figura 11.36. Observe que los átomos son más grandes a medida que se desciende en un grupo en la tabla periódica y son más pequeños a medida que se va de izquierda a derecha a través de un periodo.

Se puede comprender el aumento de tamaño observado a medida que se desciende en un grupo al recordar que conforme el nivel de energía principal se incrementa, la distancia promedio de los electrones del núcleo también aumenta. Por ende, los átomos son más grandes a medida que se añaden electrones a los niveles de energía principales más grandes.

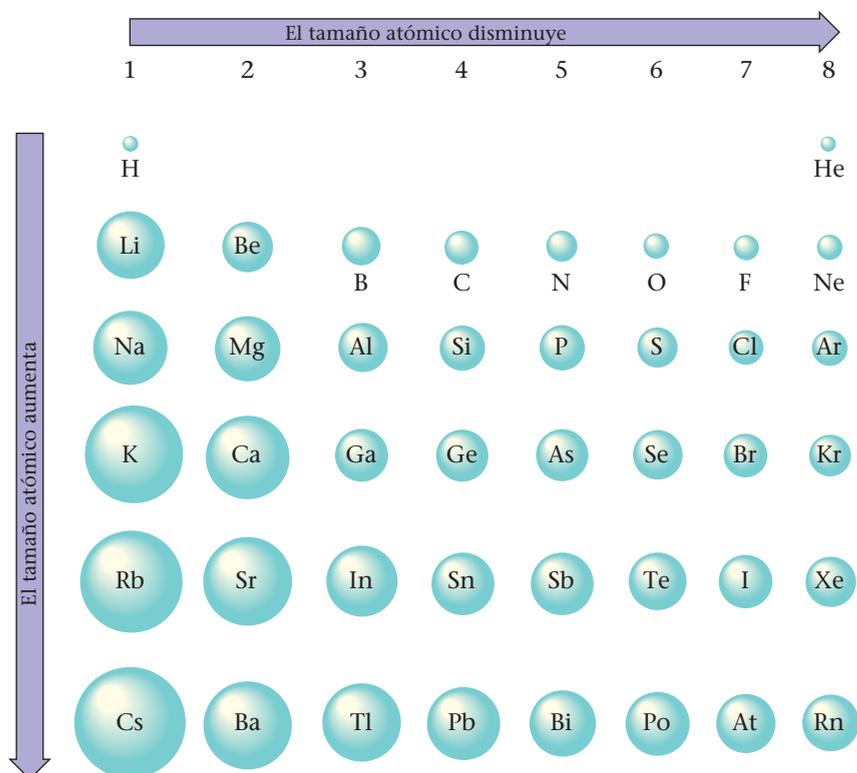


Figura 11.36

Tamaños atómicos relativos para los átomos seleccionados. Observe que el tamaño atómico aumenta al descender en un grupo y disminuye a través de un periodo.

Explicar la disminución en el **tamaño atómico** a través de un periodo requiere pensar un poco acerca de los átomos en un renglón dado (periodo) de la tabla periódica. Recuerde que los átomos en un periodo particular tienen sus electrones más externos en un nivel de energía principal determinado. Es decir, en el periodo 1 tienen sus electrones externos en el orbital $1s$ (nivel de energía principal 1), en el periodo 2 tienen sus electrones más externos en el nivel de energía principal 2 (orbitales $2s$ y $2p$), y así sucesivamente (vea la figura 11.31). Debido a que se espera que todos los orbitales en un nivel de energía principal dado tengan el mismo tamaño, se podría esperar que los átomos en un periodo dado tengan el mismo tamaño. Sin embargo, recuerde que el número de protones en el núcleo aumenta a medida que se mueve de átomo a átomo en el periodo. El aumento resultante en la carga positiva en el núcleo tiende a atraer los electrones más cercanos al núcleo, por lo que en vez de permanecer del mismo tamaño a través de un periodo a medida que se añaden electrones en un nivel de energía principal, los átomos se vuelven más pequeños a medida que la “nube” de electrones es atraída por la carga nuclear en aumento.

CAPÍTULO 11 REPASO

Términos clave

radiación electromagnética (11.2)	diagrama de orbitales (de cajas) (11.9)
longitud de onda (11.2)	electrones de valencia (11.9)
frecuencia (11.2)	electrones centrales (11.9)
fotón (11.2)	serie lantánida (11.10)
niveles de energía cuantizados (11.4)	serie actínida (11.10)
modelo mecánico ondulatorio (11.6)	elementos de los grupos principales (representativos) (11.10)
orbital (11.7)	metales (11.11)
orbital $1s$ (11.7)	no metales (11.11)
niveles de energía principales (11.7)	metalloides (11.11)
subniveles (11.7)	energía de ionización (11.11)
principio de exclusión de Pauli (11.8)	tamaño atómico (11.11)
configuración electrónica (11.9)	

Resumen

1. La energía viaja a través del espacio por medio de radiación electromagnética (“luz”), la cual puede caracterizarse por la longitud de onda y frecuencia de las ondas. La luz también puede pensarse como paquetes de energía llamados *fonones*. Los átomos ganan energía absorbiendo un fotón y pierden energía emitiendo un fotón.
2. Las emisiones de energía de los átomos de hidrógeno sólo producen ciertas energías a medida que el hidrógeno cambia de una energía más alta a una más baja. Esto muestra que los niveles de energía del hidrógeno están cuantizados.
3. El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno postulaba que el electrón se mueve en órbitas circulares que corresponden a los varios niveles de energía permitidos. Aunque funcionaba bien para el hidrógeno, no aplicaba para los demás átomos.
4. El modelo mecánico ondulatorio explica los átomos al postular que el electrón tiene características de onda y de partícula. Los estados electrónicos se describen por medio de orbitales, los cuales son mapas de probabilidad que indican qué tan probable es encontrar el electrón en un punto dado en el espacio. El tamaño del orbital puede pensarse como una superficie que contiene 90% de la probabilidad electrónica total.
5. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, un orbital atómico puede mantener un máximo de dos electrones y éstos deben tener espines opuestos.
6. Los átomos tienen una serie de niveles de energía, llamados *niveles de energía principales* (n), los cuales contienen uno o más subniveles (tipos de orbitales). El número de subniveles aumenta con el incremento de n .
7. Los electrones de valencia son los electrones s y p en el nivel de energía principal más externo de un átomo. Los electrones centrales son los electrones internos de un átomo.
8. Los metales se encuentran a la izquierda y en el centro de la tabla periódica. Los más activos de manera química se encuentran en la esquina inferior izquierda de la tabla periódica. Los no metales químicamente más activos se localizan en la esquina superior derecha.

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

- La energía de ionización, la energía requerida para sustraer un electrón de un átomo gaseoso, disminuye al descender en un grupo y aumenta al ir de izquierda a derecha a través de un periodo.
- Para los elementos representativos, el tamaño atómico aumenta al descender en un grupo pero disminuye al ir de izquierda a derecha a través de un periodo.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- ¿Cómo se ajusta la probabilidad en la descripción del átomo?
- ¿Qué se entiende por *orbital*?
- Justifique el hecho de que la línea que separa los metales de los no metales en la tabla periódica es diagonal hacia abajo a la derecha en vez de horizontal o vertical.
- Considere el siguiente enunciado: “La energía de ionización para el átomo de potasio es negativa debido a que cuando el K pierde un electrón para convertirse en K^+ , alcanza la configuración electrónica de un gas noble.” Señale todo lo que sea correcto en el enunciado. Indique todo lo que sea incorrecto. Corrija la información equivocada y explique el error.
- Al ir a través de un periodo en la tabla periódica se añaden protones y electrones y la energía de ionización por lo general aumenta. Al descender en un grupo de la tabla periódica también se están añadiendo protones y electrones pero la energía de ionización por lo general disminuye. Explique.
- ¿Cuál es mayor, el orbital 1s del H o el orbital 1s del Li? ¿Por qué? ¿Cuál tiene un radio mayor, el átomo de H o el átomo de Li? ¿Por qué?
- ¿Falso o verdadero? El átomo de hidrógeno tiene un orbital 3s. Explique.
- Diferencie entre los términos *nivel de energía*, *subnivel* y *orbital*.
- Tiene sentido el hecho de que los metales tienden a perder electrones y los no metales tienden a ganarlos. Use la tabla periódica para sustentar su respuesta.
- Muestre cómo el uso de la tabla periódica le ayuda a encontrar la configuración electrónica esperada de cualquier elemento.

Para las preguntas 11-13 necesitará considerar las ionizaciones más allá de la primera energía de ionización. Por ejemplo, la segunda energía de ionización es la energía para sustraer un segundo electrón de un elemento.

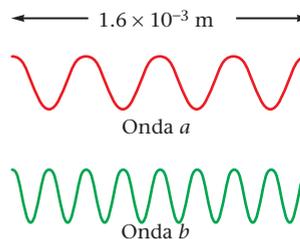
- Compare la primera energía de ionización del helio con su segunda energía de ionización, recordando que ambos electrones provienen del orbital 1s.
- ¿Cuál esperaría que tenga una segunda energía de ionización mayor, el litio o el berilio? Explique.

- Abajo se muestran las primeras cuatro energías de ionización para los elementos X y Y. Las unidades no son kJ/mol.

	X	Y
primera	170	200
segunda	350	400
tercera	1800	3500
cuarta	2500	5000

Identifique los elementos X y Y. Puede haber más de una respuesta, por lo que explique por completo.

- Explique a qué se refiere el término “estado excitado” tal como se aplica a un electrón. ¿Un electrón en un estado excitado es mayor o menor en energía que un electrón en el estado basal? ¿Un electrón en un estado excitado es más o menos estable que en el estado basal?
 - ¿A qué se refiere cuando se dice que los niveles de energías están *cuantizados*?
 - ¿Qué evidencia se tiene de que los niveles de energía en un átomo están cuantizados? Enuncie y explique la evidencia.
 - Explique el espectro de emisión del hidrógeno. ¿Por qué es significativo que el color emitido no sea blanco? ¿Cómo sustenta el espectro de emisión la idea de los niveles de energía cuantizados?
 - Existe un número infinito de transiciones permitidas en el átomo de hidrógeno. ¿Por qué no se ven más líneas en el espectro de emisión para el hidrógeno?
 - Ha aprendido que en cada orbital se permiten dos electrones y este patrón es evidente en la tabla periódica. ¿Qué pasaría si a cada orbital se le permitieran tres electrones? ¿Cómo cambiaría esto la apariencia de la tabla periódica? Por ejemplo, ¿cuáles serían los números atómicos de los gases nobles?
 - El átomo A tiene electrones de valencia que son menores en energía que los electrones de valencia del átomo B. ¿Cuál átomo tiene la mayor energía de ionización? Explique.
- VP** 21. Considere las siguientes ondas que representan radiación electromagnética:



Preguntas y problemas

11.1 El átomo de Rutherford

PREGUNTAS

- Un átomo tiene un centro pequeño con carga _____ llamado *núcleo*, con electrones con carga _____ moviéndose en el espacio alrededor del núcleo.

- ¿Cuáles son las conclusiones principales a las que llegó Rutherford acerca del átomo con base en sus experimentos de bombardeo a láminas de oro? ¿Qué preguntas quedaron sin contestar por los experimentos de Rutherford?

11.2 Radiación electromagnética

PREGUNTAS

- ¿Qué es la *radiación electromagnética*? ¿A qué velocidad viaja?
- ¿En qué son similares los diferentes tipos de radiación electromagnética? ¿En qué difieren?
- ¿Qué representa la *longitud de onda* de la radiación electromagnética? ¿Cómo se relaciona la longitud de onda de la radiación con la *energía* de los fotones de la radiación?
- ¿Qué se quiere decir con *frecuencia* de la radiación electromagnética? ¿La frecuencia es lo mismo que la *velocidad* de la radiación electromagnética?
- F** 7. El segmento “Química en enfoque” *La luz como atrayente sexual* trata sobre la fluorescencia. En la fluorescencia se absorbe la radiación ultravioleta y se emite luz blanca visible intensa. ¿La radiación ultravioleta tiene una energía mayor o menor que la luz visible?
- F** 8. El segmento “Química en enfoque” *Efectos atmosféricos* trata sobre el efecto invernadero. ¿Cómo es que los gases invernadero CO_2 , H_2O y CH_4 tienen un efecto sobre la temperatura de la atmósfera?

11.3 Emisión de energía de los átomos

PREGUNTAS

- Cuando las sales de litio se calientan en una flama emiten luz roja. Cuando las sales de cobre se calientan en una flama de la misma manera, emiten luz verde. ¿Por qué se sabe que las sales de litio nunca emitirán luz verde y las sales de cobre nunca emitirán luz roja?
- La energía de un fotón de luz visible emitido por un átomo excitado es _____ al cambio de energía que requiere para colocarse a sí mismo dentro del átomo.

11.4 Niveles de energía del hidrógeno

PREGUNTAS

- ¿Qué representa el *estado basal* de un átomo?
- Cuando un átomo en un estado excitado regresa a su estado basal, ¿qué sucede con el exceso de energía del átomo?
- ¿Cómo se relaciona la energía transportada por un fotón de luz con la longitud de onda de la luz? ¿La luz con longitud de onda corta transporta más energía o menos energía que la luz con longitud de onda larga?
- Cuando un átomo _____ energía del exterior, el átomo pasa de un estado de energía más bajo a un estado de energía más alto.

- Describa de manera breve por qué el estudio de la radiación electromagnética ha sido importante para la comprensión del arreglo de los electrones en los átomos.
- ¿A qué se refiere cuando se dice que el átomo de hidrógeno tiene *niveles de energía discretos*? ¿Cómo se refleja este hecho en la radiación que emiten los átomos de hidrógeno excitados?
- Debido a que los átomos de un elemento dado sólo emiten ciertos fotones de luz, sólo ciertos _____ están ocurriendo en estos átomos particulares.
- ¿Cómo se compara la energía poseída por un fotón emitido con la diferencia en los niveles de energía que dan origen a la emisión del fotón?
- Se dice que los niveles de energía del hidrógeno (y de otros átomos) están _____, lo cual significa que sólo están permitidos ciertos valores de energía.
- Cuando un tubo que contiene átomos de hidrógeno se energiza pasando varios miles de volts de electricidad en el tubo, el hidrógeno emite luz que, cuando pasa a través de un prisma, se descompone en el espectro de “luz brillante” mostrado en la figura 11.11. ¿Por qué los átomos de hidrógeno emiten líneas brillantes de longitudes de onda específicas en vez de un espectro continuo?

11.5 Modelo de Bohr del átomo

PREGUNTAS

- ¿Cuáles son los puntos esenciales de la teoría de Bohr de la estructura del átomo de hidrógeno?
- De acuerdo con Bohr, ¿qué le sucede al electrón cuando un átomo de hidrógeno absorbe un fotón de luz de energía suficiente?
- ¿Cómo justifica la teoría de Bohr el fenómeno observado de la emisión de longitudes de onda de luz discretas por los átomos excitados?
- ¿Por qué la teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno fue inicialmente aceptada y por qué por último fue descartada?

11.6 Modelo mecánico ondulatorio del átomo

PREGUNTAS

- ¿Cuál suposición principal (análoga a lo que ya se había demostrado para la radiación electromagnética) hicieron De Broglie y Schrödinger acerca del movimiento de partículas pequeñas?
- Explique de manera breve la diferencia entre una órbita (como la descrita por Bohr para el hidrógeno) y un orbital (como fue descrito por la representación mecánica ondulatoria del átomo más moderna).
- ¿Por qué Schrödinger no fue capaz de describir de manera exacta la trayectoria que toma un electrón a medida que se mueve a través del espacio de un átomo?
- La sección 11.6 utiliza la analogía de una “luciérnaga” para ilustrar en qué difiere del modelo de Bohr el modelo mecánico ondulatorio para el átomo. Explique esta analogía.

11.7 Orbitales del hidrógeno

PREGUNTAS

- Su texto describe el mapa de probabilidad para un orbital s utilizando una analogía con la atmósfera terrestre. Explique esta analogía.
- Cuando los estudiantes ven por primera vez una representación de los orbitales p , con frecuencia se preguntan cómo es capaz el electrón de saltar a través del núcleo para ir de un lóbulo del orbital p al otro. ¿Cómo explicaría esto?
- ¿Cuáles son las diferencias entre el orbital $2s$ y el orbital $1s$ del átomo de hidrógeno? ¿Cómo son similares?
- ¿Qué forma general tienen los orbitales $2p$ y $3p$? ¿En qué difieren los orbitales $2p$ de los $3p$? ¿En qué son similares?
- Mientras mayor sea el nivel de energía principal, n , el electrón está (más cerca/más lejos) del núcleo.
- Cuando el electrón en el hidrógeno está en el nivel de energía principal $n = \text{_____}$, el átomo está en su estado basal.
- Aunque un átomo de hidrógeno sólo tiene un electrón, posee un conjunto completo de orbitales disponibles. ¿Qué propósito tienen estos orbitales adicionales?
- Complete la siguiente tabla.

Valor de n	Subniveles posibles
1	_____
2	_____
3	_____
4	_____

11.8 Modelo mecánico ondulatorio: desarrollo complementario

PREGUNTAS

- Cuando se describen los electrones en un orbital, ¿para indicar qué propiedad se utilizan flechas que apuntan hacia arriba y hacia abajo (\uparrow y \downarrow)?
- ¿Por qué sólo dos electrones pueden ocupar un orbital particular? ¿Cómo se le llama a esta idea?
- ¿Cómo depende del valor de n la *energía* de un nivel de energía principal? ¿Un valor más alto de n significa una energía mayor o menor?
- El número de subniveles en un nivel de energía principal (aumenta/disminuye) a medida que n aumenta.
- De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, un orbital dado sólo puede contener _____ electrones.
- De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, los electrones dentro de un orbital dado deben tener espines _____.

- ¿Cuál(es) de la(s) siguiente(s) designación(es) de orbitales es(son) posible(s)?
 - $1s$
 - $2p$
 - $2d$
 - $4f$
- ¿Cuál(es) de la(s) siguiente(s) designación(es) de orbitales *no* es(son) posible(s)?
 - $3f$
 - $4d$
 - $2d$
 - $1p$

11.9 Arreglos electrónicos en los primeros 18 átomos de la tabla periódica

PREGUNTAS

- ¿Cuál orbital es el *primero* en llenarse en cualquier átomo? ¿Por qué?
- Cuando un átomo de hidrógeno está en estado basal, ¿en cuál orbital se encuentra su electrón? ¿Por qué?
- ¿Dónde se encuentran los *electrones de valencia* de un átomo y por qué estos electrones particulares son los más importantes para las propiedades químicas del átomo?
- ¿Cómo se relacionan los arreglos electrónicos en un grupo dado (columna vertical) de la tabla periódica? ¿Cómo se manifiesta esta relación en las propiedades de los elementos en un grupo dado?

PROBLEMAS

- Escriba la configuración electrónica completa ($1s^2 2s^2$, etc.) para cada uno de los siguientes elementos.
 - magnesio, $Z = 12$
 - litio, $Z = 3$
 - oxígeno, $Z = 8$
 - azufre, $Z = 16$
- ¿A cuál elemento corresponde cada una de las siguientes configuraciones electrónicas?
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
 - $1s^2 2s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Escriba la configuración electrónica completa ($1s^2 2s^2$, etc.) para cada uno de los siguientes elementos.
 - fósforo, $Z = 15$
 - calcio, $Z = 20$
 - potasio, $Z = 19$
 - boro, $Z = 5$
- ¿A cuál elemento corresponde cada una de las siguientes configuraciones electrónicas?
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
- Escriba el diagrama de orbitales completo para cada uno de los siguientes elementos utilizando cajas para representar los orbitales y flechas para representar los electrones.
 - helio, $Z = 2$
 - neón, $Z = 10$
 - kriptón, $Z = 36$
 - xenón, $Z = 54$

54. Escriba el diagrama de orbitales completo para los siguientes elementos utilizando cajas para representar los orbitales y flechas para representar los electrones.
- a) magnesio, $Z = 12$ c) litio, $Z = 3$
 b) argón, $Z = 18$ d) arsénico, $Z = 33$
55. El segmento "Química en enfoque" *Momento magnético* trata sobre la habilidad para hacer levitar una rana en un campo magnético debido a que los electrones, cuando sienten un campo magnético intenso, responden oponiéndosele. A esto se le llama *diamagnetismo*. Los átomos diamagnéticos tienen todos sus electrones apareados. ¿Cuáles grupos (columnas) entre los elementos representativos de la tabla periódica consisten en átomos diamagnéticos? Considere diagramas de orbitales cuando responda esta pregunta.
56. En los siguientes incisos, proporcione un átomo y la configuración electrónica completa que esperaría que tenga el número indicado de electrones de valencia.
- a) uno c) cinco
 b) tres d) siete

11.10 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica

PREGUNTAS

57. ¿Por qué se cree que los electrones de valencia del calcio y del potasio se encuentran en el orbital $4s$ más que en el orbital $3d$?
58. ¿Esperaría que los electrones de valencia del rubidio y del estroncio se encuentren en el orbital $5s$ o en los orbitales $4d$? ¿Por qué?

PROBLEMAS

59. Utilizando el símbolo del gas noble anterior para indicar los electrones internos, escriba la configuración electrónica de cada uno de los siguientes elementos.
- a) arsénico, $Z = 33$ c) estroncio, $Z = 38$
 b) titanio, $Z = 22$ d) cloro, $Z = 17$
60. ¿A cuál elemento se refiere cada una de las siguientes configuraciones electrónicas abreviadas?
- a) $[\text{Ne}]3s^23p^1$ c) $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$
 b) $[\text{Ar}]4s^1$ d) $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^2$
61. Utilizando el símbolo del gas noble anterior para indicar los electrones internos, escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos.
- a) escandio, $Z = 21$ c) lantano, $Z = 57$
 b) itrio, $Z = 39$ d) actinio, $Z = 89$
62. Utilizando el símbolo del gas noble anterior para indicar los electrones internos, escriba la configuración electrónica de la capa de valencia para cada uno de los siguientes elementos.
- a) fósforo, $Z = 15$
 b) cloro, $Z = 17$
 c) magnesio, $Z = 12$
 d) zinc, $Z = 30$

63. ¿Cuántos electrones $3d$ se encuentran en cada uno de los siguientes elementos?
- a) níquel, $Z = 28$ c) manganeso, $Z = 25$
 b) vanadio, $Z = 23$ d) hierro, $Z = 26$
64. ¿Cuántos electrones $4d$ se encuentran en cada uno de los siguientes elementos?
- a) itrio, $Z = 39$ c) estroncio, $Z = 38$
 b) zirconio, $Z = 40$ d) cadmio, $Z = 48$
65. Para cada uno de los siguientes elementos, indique cuál conjunto de orbitales se llena al último.
- a) radio, $Z = 88$ c) oro, $Z = 79$
 b) yodo, $Z = 53$ d) plomo, $Z = 82$
66. Para cada uno de los siguientes elementos, indique cuál conjunto de orbitales se llena al último.
- a) plutonio, $Z = 94$ c) praseodimio, $Z = 59$
 b) nobelio, $Z = 102$ d) radón, $Z = 86$
67. Escriba la configuración electrónica de la capa de valencia de cada uno de los siguientes elementos basando su respuesta en la localización del elemento en la tabla periódica.
- a) rubidio, $Z = 37$ c) titanio, $Z = 22$
 b) bario, $Z = 56$ d) germanio, $Z = 32$
68. En el segmento "Química en enfoque" *Química del bohrio* se habla sobre el elemento 107, bohrio (Bh). ¿Cuál es su configuración electrónica esperada?

11.11 Propiedades atómicas y la tabla periódica

PREGUNTAS

69. ¿Cuáles son algunas propiedades físicas que distinguen a los elementos metálicos de los no metales? ¿Estas propiedades son absolutas o algunos elementos no metálicos exhiben algunas propiedades metálicas (y viceversa)?
70. ¿Qué tipos de iones forman los metales y los elementos no metálicos? ¿Los metales pierden o ganan electrones con la energía de ionización? ¿Los elementos no metálicos ganan o pierden electrones?
71. Proporcione algunas similitudes que existan entre los elementos del grupo 1.
72. Mencione algunas similitudes que existan entre los elementos del grupo 7.
73. ¿Cuál de los siguientes elementos ceden con mayor facilidad electrones durante las reacciones: Li, K o Cs? Explique su elección.
74. ¿Cuáles elementos en un periodo dado (renglón horizontal) de la tabla periódica pierden electrones con mayor facilidad? ¿Por qué?
75. ¿Dónde se localizan en la tabla periódica los elementos más no metálicos? ¿Por qué éstos atraen los electrones de los elementos metálicos de manera tan efectiva durante una reacción?

76. ¿Por qué los elementos metálicos de un periodo dado (renglón horizontal) por lo regular tienen energías de ionización mucho más bajas que los elementos no metálicos del mismo periodo?
77. ¿Qué son los *metaloides*? ¿Dónde se encuentran en la tabla periódica?
- F** 78. El segmento "Química en enfoque" *Fuegos artificiales* trata sobre algunas de las sustancias químicas que dan origen a los colores de los fuegos artificiales. ¿Cómo soportan estos colores la existencia de los niveles de energía cuantizados en los átomos?

PROBLEMAS

79. ¿Cuál elemento de cada uno de los siguientes grupos, es el menos reactivo?
- a) Grupo 1 c) Grupo 2
b) Grupo 7 d) Grupo 6
80. En cada uno de los siguientes conjuntos de elementos, ¿cuál esperaría que tenga la energía de ionización más alta?
- a) Cs, K, Li c) I, Br, Cl
b) Ba, Sr, Ca d) Mg, Si, S
81. Liste los siguientes conjuntos de elementos en orden creciente de tamaño atómico.
- a) Sn, Xe, Rb, Sr c) Pb, Ba, Cs, At
b) Rn, He, Xe, Kr
82. En los siguientes conjuntos de elementos, indique cuál tiene el tamaño atómico más pequeño.
- a) Na, K, Rb c) N, P, As
b) Na, Si, S d) N, O, F

Problemas adicionales

83. Considere el espectro de línea brillante del hidrógeno mostrado en la figura 11.11. ¿Cuál línea en el espectro representa los fotones con la energía más alta? ¿Con la energía más baja?
84. A la velocidad a la que la radiación electromagnética se mueve a través del vacío se le llama _____.
85. A la porción del espectro electromagnético entre las longitudes de onda de 400 y 700 nanómetros se le llama región _____.
86. Un haz de luz puede concebirse como si consistiera de una corriente de partículas de luz llamadas _____.
87. Al estado de energía más bajo posible de un átomo se le llama estado _____.
88. Los niveles de energía del hidrógeno (y otros átomos) son _____, lo cual significa que sólo se permiten ciertos valores de energía.
89. De acuerdo con Bohr, el electrón en el átomo de hidrógeno se mueve alrededor del núcleo en trayectorias circulares llamadas _____.
90. En la teoría moderna del átomo, un _____ representa una región del espacio donde existe una probabilidad alta de encontrar un electrón.
91. A los electrones encontrados en el nivel de energía principal más externo de un átomo se les refiere como electrones _____.
92. A un elemento con orbitales *d* parcialmente llenos se le llama _____.
93. La _____ de la radiación electromagnética representa el número de ondas que pasan a través de un punto dado en el espacio cada segundo.
94. Sólo dos electrones pueden ocupar un orbital dado en un átomo, y para estar en el mismo orbital deben tener _____ opuestos.
95. Una pizca de evidencia de que la actual teoría de la estructura atómica es "correcta" se encuentra en las propiedades magnéticas de la materia. Los átomos con electrones *sin aparear* son atraídos por campos magnéticos y por tanto se dice que exhiben *paramagnetismo*. El grado en que se observa este efecto está relacionado de manera directa con el número de electrones no apareados presentes en el átomo. Con base en los diagramas de orbitales electrónicos para los siguientes elementos, indique cuáles átomos esperaría que sean paramagnéticos, e indique cuántos electrones no apareados contiene cada átomo.
- a) fósforo, $Z = 15$
b) yodo, $Z = 53$
c) germanio, $Z = 32$
96. Sin consultar su libro de texto o la tabla periódica, escriba la configuración electrónica completa, el diagrama de cajas orbital y la configuración abreviada de gas noble para los elementos con los siguientes números atómicos.
- a) $Z = 19$ d) $Z = 26$
b) $Z = 22$ e) $Z = 30$
c) $Z = 14$
97. Sin consultar su libro de texto o la tabla periódica, escriba la configuración electrónica completa, el diagrama de cajas orbital y la configuración abreviada de gas noble para los elementos con los siguientes números atómicos.
- a) $Z = 21$ d) $Z = 38$
b) $Z = 15$ e) $Z = 30$
c) $Z = 36$
98. Escriba la configuración de valencia general (por ejemplo ns^1 para el grupo 1) del grupo en que se encuentra cada uno de los siguientes elementos.
- a) bario, $Z = 56$
b) bromo, $Z = 35$
c) telurio, $Z = 52$
d) potasio, $Z = 19$
e) azufre, $Z = 16$
99. ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de los siguientes átomos?
- a) titanio, $Z = 22$
b) yodo, $Z = 53$
c) radio, $Z = 88$
d) manganeso, $Z = 25$

100. En el texto (sección 11.6) se mencionó que las teorías actuales de la estructura atómica sugieren que toda la materia y toda la energía demuestran propiedades como de partícula y de onda bajo condiciones apropiadas, aunque la naturaleza de onda de la materia sólo se vuelve aparente en partículas muy pequeñas y que se mueven muy rápido. A la relación entre la longitud de onda (λ) observada para una partícula y la masa y la velocidad de esa partícula se le llama *relación de De Broglie*. Esta es

$$\lambda = h/mv$$

en la que h es la constante de Planck ($6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$),* m representa la masa de la partícula en kilogramos y v representa la velocidad de la partícula en metros por segundo. Calcule la "longitud de onda de De Broglie" en cada uno de los siguientes enunciados, y utilice sus respuestas numéricas para explicar por qué los objetos macroscópicos (grandes) por lo regular no se explican en términos de sus propiedades "como de onda".

- a) Un electrón que se mueve a 0.90 veces la velocidad de la luz
 b) Una pelota de 150 g que se mueve a una velocidad de 10. m/s
 c) Una persona de 75 kg que camina a una velocidad de 2 km/h
101. Las ondas de la luz se mueven a través del espacio a una velocidad de _____ metros por segundo.
102. ¿Cómo se sabe que los niveles de energía del átomo de hidrógeno no son *continuos* como originalmente suponían los físicos?
103. ¿Cómo cambia la fuerza atractiva que ejerce el núcleo sobre un electrón con el nivel de energía principal del electrón?
104. ¿En cuántos subniveles se divide el tercer nivel de energía principal del hidrógeno? ¿Cuáles son los nombres de los orbitales que constituyen estos subniveles? ¿Cuáles son las formas generales de estos orbitales?
105. Un estudiante escribe la configuración electrónica del carbono ($Z = 6$) como $1s^3 2s^3$. Explíquelo que hay de *incorrecto* en esta configuración.
106. Escriba tres designaciones orbitales que serían *incorrectas* y explique *por qué* es incorrecta cada una. Por ejemplo, $1p$ sería una designación orbital errónea debido a que no existe una subcapa p en la primera órbita.
107. ¿Por qué se cree que los tres electrones en el subnivel $2p$ del nitrógeno ocupan orbitales diferentes?
108. Escriba la configuración electrónica completa ($1s^2 2s^2$, etc.) para cada uno de los siguientes elementos.
 a) bromo, $Z = 35$ c) bario, $Z = 56$
 b) xenón, $Z = 54$ d) selenio, $Z = 34$
109. Escriba el diagrama de orbitales completo para cada uno de los siguientes elementos utilizando cajas para representar los orbitales y flechas para representar los electrones.
 a) escandio, $Z = 21$ c) potasio, $Z = 19$
 b) azufre, $Z = 16$ d) nitrógeno, $Z = 7$
110. ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de los siguientes átomos?
 a) nitrógeno, $Z = 7$ c) sodio, $Z = 11$
 b) cloro, $Z = 17$ d) aluminio, $Z = 13$
111. ¿Qué nombre se le da a la serie de 10 elementos en la que los electrones están llenando el subnivel $3d$?
112. Utilizando el símbolo del gas noble previo para indicar los electrones internos, escriba la configuración electrónica de la capa de valencia para cada uno de los siguientes elementos.
 a) zirconio, $Z = 40$ c) germanio, $Z = 32$
 b) yodo, $Z = 53$ d) cesio, $Z = 55$
113. Utilizando el símbolo del gas noble previo para indicar los electrones internos, escriba la configuración electrónica de la capa de valencia para cada uno de los siguientes elementos.
 a) titanio, $Z = 22$ c) antimonio, $Z = 51$
 b) selenio, $Z = 34$ d) estroncio, $Z = 38$
114. Identifique el elemento que corresponde a cada una de las siguientes configuraciones electrónicas.
 a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
 b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
115. Escriba la configuración electrónica de la capa de valencia abreviada de cada uno de los siguientes elementos basando su respuesta en la localización del elemento en la tabla periódica.
 a) níquel, $Z = 28$ c) hafnio, $Z = 72$
 b) niobio, $Z = 41$ d) ástato, $Z = 85$
116. Los metales tienen energías de ionización relativamente (altas/bajas) mientras que los no metales tienen energías de ionización relativamente (altas/bajas).
117. En cada uno de los siguientes conjuntos de elementos, indique cuál elemento muestra el comportamiento químico más activo.
 a) B, Al, In b) Na, Al, S c) B, C, F
118. En cada uno de los siguientes conjuntos de elementos, indique cuál elemento tiene el tamaño atómico más pequeño.
 a) Ba, Ca, Ra b) P, Si, Al c) Rb, Cs, K

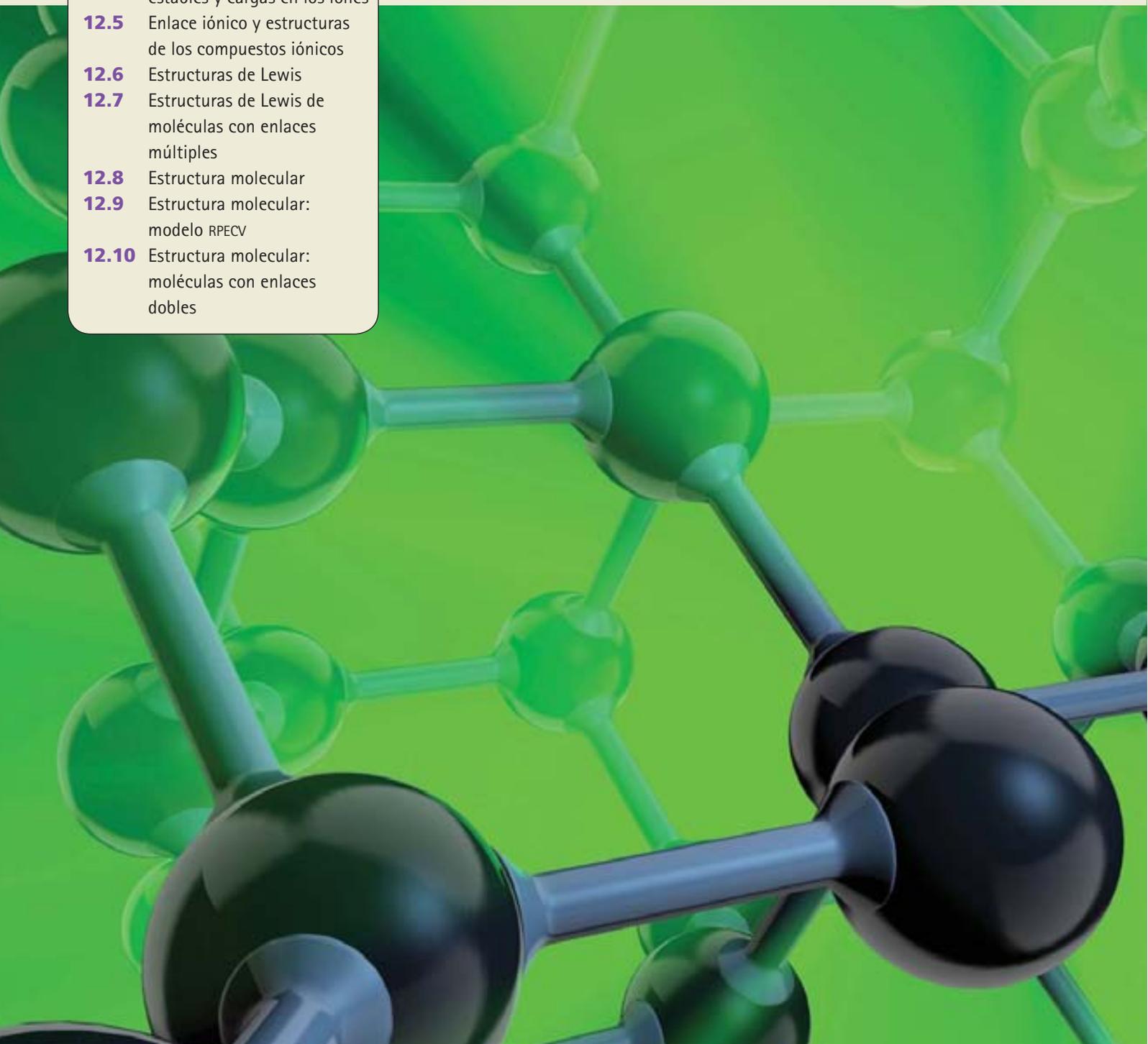
* Observe que s es la abreviatura para "segundos".

12

Enlace químico

- 12.1** Tipos de enlaces químicos
- 12.2** Electronegatividad
- 12.3** Polaridad de enlace y momentos dipolares
- 12.4** Configuraciones electrónicas estables y cargas en los iones
- 12.5** Enlace iónico y estructuras de los compuestos iónicos
- 12.6** Estructuras de Lewis
- 12.7** Estructuras de Lewis de moléculas con enlaces múltiples
- 12.8** Estructura molecular
- 12.9** Estructura molecular: modelo RPECV
- 12.10** Estructura molecular: moléculas con enlaces dobles

- Render en 3D del modelo conceptual de una estructura molecular.
(© Orla/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde OWL, o adquiéralos en www.ichapters.com

© KriEesign/ Shutterstock



El diamante, conformado por átomos de carbono enlazados entre sí para producir uno de los materiales más duros conocidos, forma una piedra preciosa bellísima.

El mundo está conformado casi por completo de compuestos y mezclas de compuestos. Las rocas, el carbón, la tierra, el petróleo, los árboles y los seres humanos son mezclas complejas de compuestos químicos en los que se unen entre sí diferentes tipos de átomos. La mayoría de los elementos puros encontrados en la corteza terrestre también contiene varios átomos enlazados entre sí. En una pepita de oro cada átomo de oro está unido a varios átomos de oro, y en el diamante varios átomos de carbono están enlazados entre sí de manera muy fuerte. Sustancias conformadas por átomos sin enlazar existen en la naturaleza, pero son muy raras. (Los ejemplos incluyen los átomos de argón en la atmósfera y los átomos de helio encontrados en las reservas de gas natural.)

La manera en que los átomos se unen entre sí tiene un efecto profundo sobre las propiedades químicas y físicas de las sustancias. Por ejemplo, el grafito y el diamante sólo están conformados por átomos de carbono. Sin embargo, el grafito es un material blando y resbaladizo empleado como lubricante en cerraduras, y el diamante es uno de los materiales más duros conocidos, valioso como piedra preciosa y en las herramientas de corte industriales. ¿Por qué estos materiales, constituidos sólo por átomos de carbono, tienen propiedades tan diferentes? La respuesta se encuentra en las maneras distintas en las que los átomos de carbono se unen entre sí en estas sustancias.

El enlace y la estructura moleculares desempeñan una función central en la determinación del curso de las reacciones químicas, muchas de las cuales son vitales para nuestra supervivencia. La mayoría de las reacciones en los sistemas biológicos son muy sensibles a las estructuras de las moléculas participantes; de hecho, las diferencias muy sutiles en la forma sirven en ocasiones para canalizar la reacción química de una manera en vez de otra. Las moléculas que actúan como fármacos deben tener de manera exacta la estructura correcta para desempeñar sus funciones de manera apropiada. La estructura también desempeña una función central en nuestros sentidos del olfato y del gusto. Las sustancias tienen un aroma particular debido a que caen en los receptores formados de manera especial en nuestras vías nasales. El sabor también es dependiente de la forma molecular, como se explica en el segmento "Química en enfoque" de la página 383.

Para comprender el comportamiento de los materiales naturales se debe entender la naturaleza del enlace químico y los factores que controlan las estructuras de los compuestos. En este capítulo se presentarán varias clases de compuestos que ilustran los diferentes tipos de enlaces. Después se desarrollarán modelos para describir la estructura y el enlace que caracterizan a los materiales encontrados en la naturaleza.

12.1

Tipos de enlaces químicos

OBJETIVOS

- Aprender acerca de los enlaces iónicos y covalentes y explicar cómo se forman.
- Aprender acerca del enlace covalente polar.



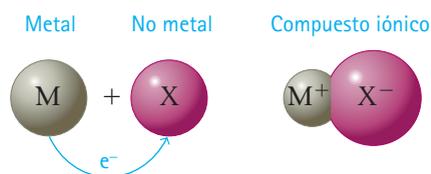
Una molécula de agua.

¿Qué es un enlace químico? Aunque existen varias maneras posibles de responder esta pregunta, se definirá un **enlace** como una fuerza que mantiene juntos grupos de dos o más átomos y que hace que funcionen como una unidad. Por ejemplo, en el agua la unidad fundamental es la molécula $\text{H}-\text{O}-\text{H}$, la cual se describe como si

se mantuviera junta por medio de dos enlaces O—H. Se puede obtener información acerca de la fuerza de un enlace midiendo la energía requerida para romperlo, la **energía de enlace**.

Los átomos pueden interactuar entre sí de varias maneras para formar agregados. Se considerarán ejemplos específicos para ilustrar los diversos tipos de enlaces químicos.

En el capítulo 7 se vio que cuando se disuelve en agua el cloruro de sodio sólido, la disolución resultante conduce electricidad, un hecho que convence a los químicos de que el cloruro de sodio está conformado por iones Na^+ y Cl^- . Por tanto, cuando el sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio, se transfieren electrones de los átomos de sodio a los átomos de cloro para formar iones Na^+ y Cl^- , los cuales se agregan para constituir el cloruro de sodio sólido. Éste es un material muy resistente; tiene un punto de fusión de aproximadamente $800\text{ }^\circ\text{C}$. Las fuerzas de enlace intensas presentes en el cloruro de sodio resultan de las atracciones entre los iones con carga opuesta empaquetados de manera compacta. Este es un ejemplo de **enlace iónico**. Las sustancias iónicas se forman cuando un átomo que pierde electrones con relativa facilidad reacciona con un átomo que tiene una alta afinidad para los electrones. En otras palabras, resulta un **compuesto iónico** cuando un metal reacciona con un no metal.



Se ha visto que se genera una fuerza de enlace cuando dos tipos muy diferentes de átomos reaccionan para formar iones con carga opuesta. ¿Pero cómo se genera una fuerza de enlace entre dos átomos idénticos? Se explora esta situación considerando qué sucede cuando se acercan entre sí dos átomos de hidrógeno, como se muestra en la figura 12.1. Cuando los átomos de hidrógeno están cercanos entre sí, los dos electrones son atraídos de manera simultánea por ambos núcleos. Observe en la figura 12.1b cómo aumenta la probabilidad electrónica entre los dos núcleos, lo que indica que los electrones son compartidos por ambos núcleos.

Al tipo de enlace que se encuentra en la molécula de hidrógeno y en varias otras moléculas donde *los electrones son compartidos por los núcleos* se le llama **enlace covalente**. Observe que en la molécula de H_2 los electrones se encuentran principalmente en el espacio entre los dos núcleos, donde son atraídos de manera simultánea por ambos protones. Aunque aquí no se entrará en detalle acerca de esto, las fuerzas atractivas aumentadas en esta área conducen a la formación de la molécula de H_2 a

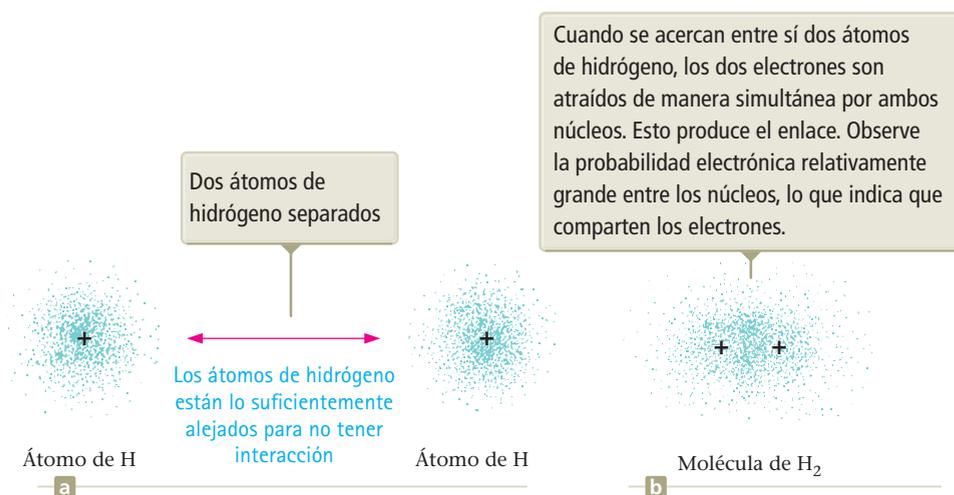
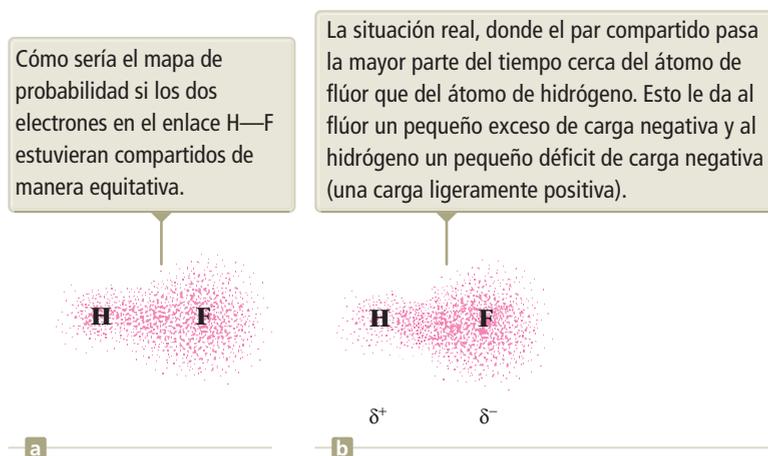


Figura 12.1

La formación de un enlace entre dos átomos de hidrógeno.

**Figura 12.2**

Representaciones de la probabilidad de los electrones compartidos en el HF.

Los enlaces iónicos y covalentes son los tipos de enlaces extremos.

partir de los dos átomos de hidrógeno separados. Cuando se dice que se forma un enlace entre los átomos de hidrógeno, significa que la molécula de H_2 es más estable que dos átomos de hidrógeno separados por una cierta cantidad de energía (la energía de enlace).

Hasta ahora se han considerados dos tipos extremos de enlace. En el iónico, los átomos participantes son tan diferentes que se transfieren uno o más electrones para formar iones con carga opuesta. El enlace resulta de las atracciones entre estos iones. En el enlace covalente dos átomos idénticos comparten electrones de manera equitativa. El enlace resulta de la atracción mutua de los dos núcleos para los electrones compartidos. Entre estos extremos hay casos intermedios en los que los átomos no son tan diferentes como para que los electrones se transfieran por completo, pero son lo suficientemente distintos para que resulte una compartición desigual de los electrones, formando lo que se llama un **enlace covalente polar**. La molécula de fluoruro de hidrógeno (HF) contiene este tipo de enlace, el cual produce la siguiente distribución de la carga,



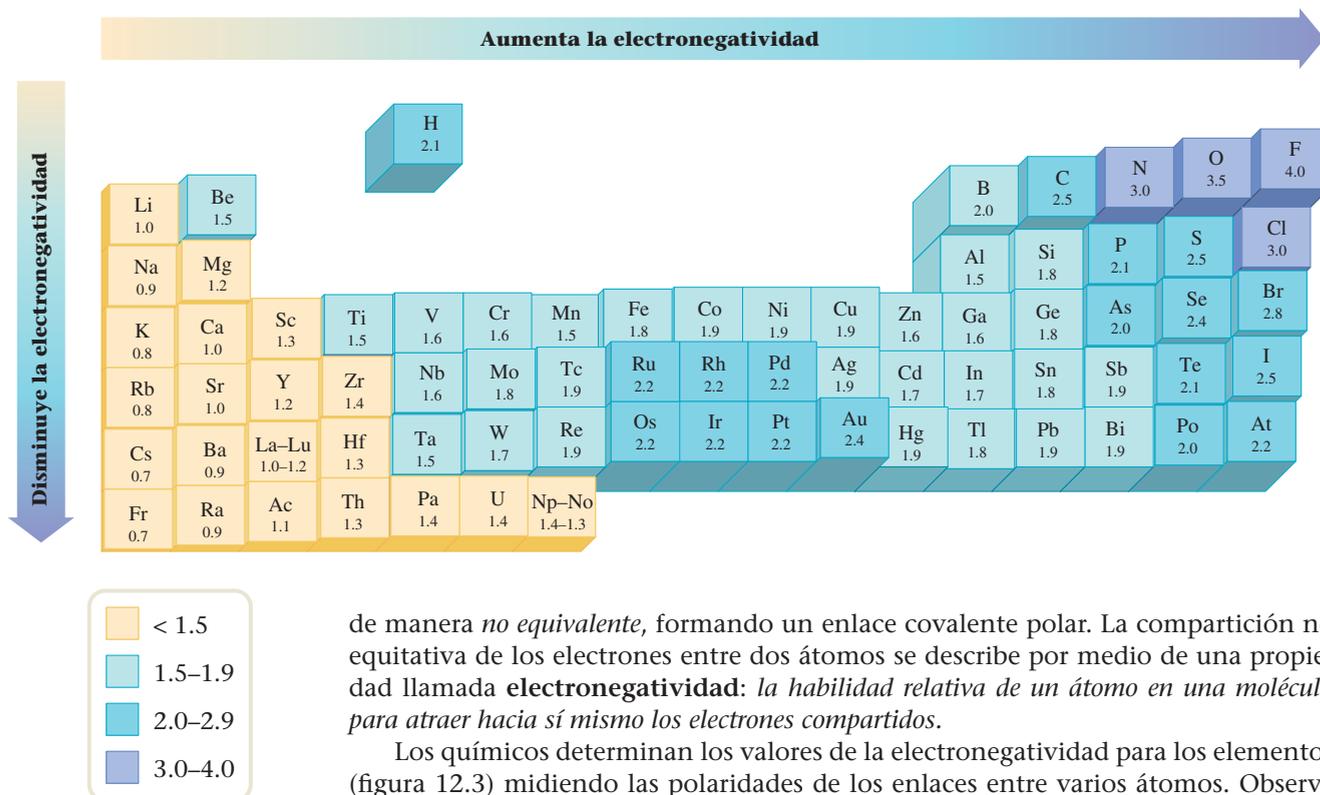
donde se utiliza δ (delta) para indicar una carga parcial o fraccional.

La explicación más lógica para el desarrollo de la *polaridad de enlace* (las cargas positivas y negativas parciales en los átomos en moléculas como la del HF) estriba en que los electrones en los enlaces no están compartidos de manera equitativa. Por ejemplo, se puede justificar la polaridad de la molécula de HF suponiendo que el átomo de flúor tiene una atracción más intensa que el átomo de hidrógeno para los electrones compartidos (figura 12.2). Como la polaridad del enlace tiene implicaciones químicas importantes, se encuentra útil asignar un número que indique la habilidad de un átomo para atraer electrones compartidos. En la siguiente sección se muestra cómo hacer esto.

12.2 Electronegatividad

OBJETIVO Comprender la naturaleza de los enlaces y su relación con la electronegatividad.

En la sección anterior se vio que cuando un metal y un no metal reaccionan, se transfieren uno o más electrones del metal al no metal para formar un enlace iónico. Por otro lado, dos átomos idénticos reaccionan para formar un enlace covalente en el que los electrones se comparten de manera equitativa. Cuando reaccionan no metales *diferentes* se forma un enlace en el que los electrones están compartidos

**Figura 12.3**

Valores de la electronegatividad para los elementos seleccionados. Observe que ésta por lo general aumenta a través de un periodo y disminuye al descender en un grupo. También observe que los metales tienen valores de electronegatividad relativamente bajos y que los no metales tienen valores relativamente altos.

de manera *no equivalente*, formando un enlace covalente polar. La compartición no equitativa de los electrones entre dos átomos se describe por medio de una propiedad llamada **electronegatividad**: *la habilidad relativa de un átomo en una molécula para atraer hacia sí mismo los electrones compartidos*.

Los químicos determinan los valores de la electronegatividad para los elementos (figura 12.3) midiendo las polaridades de los enlaces entre varios átomos. Observe que ésta por lo general aumenta al proceder de izquierda a derecha a través de un periodo, y disminuye al descender en un grupo para los elementos representativos. El intervalo de los valores de la electronegatividad es de 4.0 para el flúor a 0.7 para el cesio y el francio. Recuerde que mientras más alto sea el valor de la electronegatividad de un átomo, más cerca tienden a estar de ese átomo los electrones compartidos cuando se forma un enlace.

La polaridad de un enlace depende de la *diferencia* entre los valores de la electronegatividad de los átomos que forman el enlace. Si los átomos tienen valores muy similares, los electrones se comparten de manera casi equitativa y el enlace muestra poca polaridad. Si los átomos tienen valores de electronegatividad muy diferentes, se forma un enlace muy polar. En casos extremos en realidad se transfieren uno o más electrones, formando iones y un enlace iónico. Por ejemplo, cuando un elemento del grupo 1 (valores de electronegatividad de alrededor de 0.8) reacciona con un elemento del grupo 7 (valores de electronegatividad de alrededor de 3), se forman iones y resulta una sustancia iónica.

En la tabla 12.1 se muestra la relación entre la electronegatividad y el tipo de enlace. En la figura 12.4 se resumen los varios tipos de enlaces.

Tabla 12.1 Relación entre la electronegatividad y el tipo de enlace

Diferencia en electronegatividad entre los átomos enlazándose	Tipo de enlace	Carácter covalente	Carácter iónico
Cero	Covalente	Disminuye	Aumenta
Intermedia	Covalente polar		
Grande	Iónico		

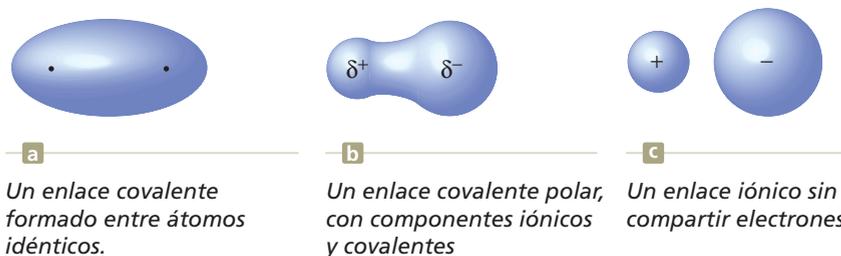


Figura 12.4

Los tres tipos posibles de enlaces.

EJEMPLO 12.1**Uso de la electronegatividad para determinar la polaridad del enlace**

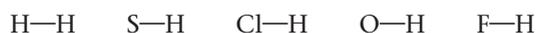
Utilizando los valores de la electronegatividad dados en la figura 12.3, ordene los siguientes enlaces en orden creciente de polaridad: H—H, O—H, Cl—H, S—H y F—H.

SOLUCIÓN

La polaridad del enlace aumenta a medida que se incrementa la diferencia en electronegatividad. A partir de los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, se espera la siguiente variación en la polaridad del enlace (el valor de la electronegatividad aparece debajo de cada elemento).

Enlace	Valores de electronegatividad	Diferencia en los valores de electronegatividad	Tipo de enlace	Polaridad
H—H	(2.1)(2.1)	$2.1 - 2.1 = 0$	Covalente	
S—H	(2.5)(2.1)	$2.5 - 2.1 = 0.4$	Covalente polar	
Cl—H	(3.0)(2.1)	$3.0 - 2.1 = 0.9$	Covalente polar	
O—H	(3.5)(2.1)	$3.5 - 2.1 = 1.4$	Covalente polar	
F—H	(4.0)(2.1)	$4.0 - 2.1 = 1.9$	Covalente polar	

Por tanto, en orden creciente de polaridad se tiene



Menos polar

Más polar

Autocomprobación

EJERCICIO 12.1 Para cada uno de los siguientes pares de enlaces, elija el que será más polar.

- H—P, H—C
- O—F, O—I
- N—O, S—O
- N—H, Si—H

Vea los problemas 12.17 al 12.20. ■

12.3 Polaridad de enlace y momentos dipolares

OBJETIVO Comprender la polaridad de enlace y cómo se relaciona con la polaridad molecular.

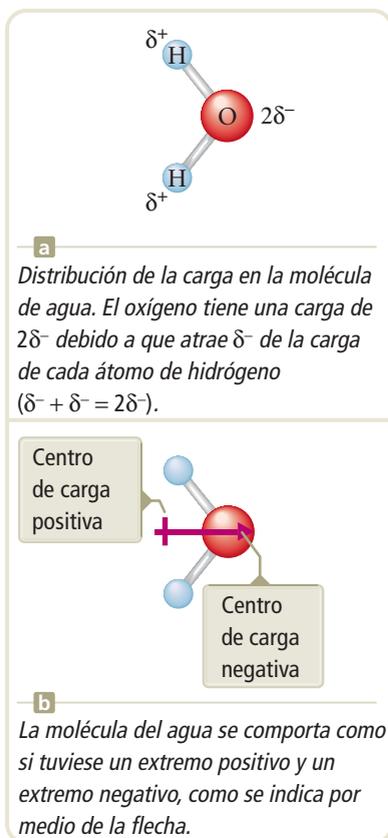
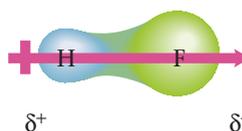


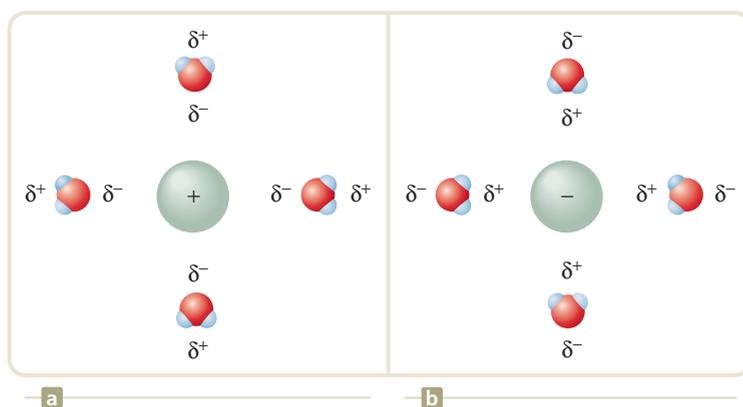
Figura 12.5

En la sección 12.1 se vio que el fluoruro de hidrógeno tiene un extremo positivo y un extremo negativo. Se dice que una molécula como la del HF que tiene un centro de carga positiva y un centro de carga negativa tiene un **momento dipolar**. El carácter dipolar de una molécula con frecuencia se representa por medio de una flecha. Esta flecha apunta hacia el centro con carga negativa y su cola indica el centro de carga positiva.



Cualquier molécula diatómica (con dos átomos) con un enlace polar tiene un momento dipolar. Algunas moléculas poliatómicas (con más de dos átomos) también tienen momentos dipolares. Por ejemplo, debido a que el átomo de oxígeno en la molécula del agua tiene una electronegatividad mayor que los átomos de hidrógeno, los electrones no son compartidos de manera equitativa. Esto resulta en una distribución de la carga (figura 12.5) que ocasiona que la molécula se comporte como si tuviese dos centros de carga: una positiva y otra negativa. Por ende, la molécula del agua tiene un momento dipolar.

El hecho de que la molécula del agua sea polar (tiene un momento dipolar) tiene un impacto profundo en sus propiedades. De hecho, no es impresionante aseverar que la polaridad de la molécula del agua es crucial para la vida como la conocemos en la Tierra. Debido a esta particularidad, puede rodear y atraer iones positivos y negativos (figura 12.6). Estas atracciones permiten que los materiales iónicos se disuelvan en el agua. También la polaridad de las moléculas del agua ocasiona que se atraigan entre sí de manera intensa (figura 12.7). Esto significa que se requiere mucha energía para cambiar el agua de líquido a gas (las moléculas deben separarse entre sí para experimentar este cambio de estado). Por tanto, es la polaridad de la molécula del agua lo que ocasiona que permanezca líquida a las temperaturas de la superficie terrestre. Si no fuera polar, el agua sería un gas y los océanos estarían vacíos.



Las moléculas del agua polares son atraídas de manera intensa hacia los iones positivos por medio de sus extremos negativos.

También son atraídas de manera intensa hacia los iones negativos por medio de sus extremos positivos.

Figura 12.6

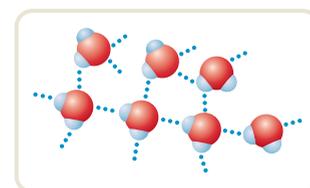


Figura 12.7

Las moléculas de agua polares se atraen de manera intensa entre sí.

12.4

Configuraciones electrónicas estables y cargas en los iones

OBJETIVOS Aprender acerca de las configuraciones electrónicas estables. • Aprender a predecir las fórmulas de los compuestos iónicos.

Se ha visto muchas veces que cuando un metal y un no metal reaccionan para formar un compuesto iónico, el átomo del metal pierde uno o más electrones para el no metal. En el capítulo 5, donde se introdujeron los compuestos iónicos, se vio que en estas reacciones los metales del grupo 1 siempre forman cationes 1+, los del grupo 2 siempre forman cationes 2+ y el aluminio en el grupo 3 siempre forma un catión 3+. Para los no metales, los elementos del grupo 7 siempre forman aniones 1- y los del grupo 6 siempre forman aniones 2-. Esto se ilustra mejor en la tabla 12.2.

Observe algo muy interesante acerca de los iones en la tabla 12.2: todos tienen la configuración electrónica del neón, un gas noble. Es decir, el sodio pierde su electrón de valencia (el 3s) para formar Na^+ , el cual tiene una configuración electrónica $[\text{Ne}]$. De manera similar, el Mg pierde sus dos electrones de valencia para formar Mg^{2+} , el cual también tiene una configuración electrónica $[\text{Ne}]$. Por otro lado, los átomos de los no metales sólo ganan el número de electrones necesarios para que alcancen la configuración electrónica de gas noble. El átomo de O gana dos electrones y el átomo de F gana un electrón para formar O^{2-} y F^- , respectivamente, ambos con la configuración electrónica $[\text{Ne}]$. Se pueden resumir estas observaciones como se indica a continuación.

Configuración electrónica de los iones

1. Los metales representativos (de los grupos principales) forman iones perdiendo los suficientes electrones para alcanzar la configuración del gas noble previo (es decir, el gas noble que aparece antes del metal en cuestión en la tabla periódica). Por ejemplo, observe a partir de la tabla periódica ubicada en el interior de la portada del texto (segunda de forros) que el neón es el gas noble previo al sodio y el magnesio. De manera similar, el helio es el gas noble previo al litio y el berilio.
2. Los no metales forman iones ganando los suficientes electrones para alcanzar la configuración del siguiente gas noble (es decir, a continuación del elemento en cuestión en la tabla periódica). Por ejemplo, observe que el neón es el gas noble a continuación del oxígeno y del flúor, y el argón es el gas noble que sigue al azufre y al cloro.

Tabla 12.2 Formación de iones por metales y no metales

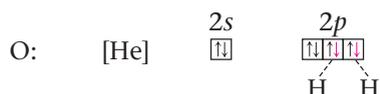
Grupo	Formación del ión	Configuración electrónica	
		Átomo	Ión
1	$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^1$	$[\text{Ne}]$
2	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^2$	$[\text{Ne}]$
3	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	$[\text{Ne}]$
6	$\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$	$[\text{He}]2s^22p^4 + 2\text{e}^-$	$[\text{He}]2s^22p^6 = [\text{Ne}]$
7	$\text{F} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-$	$[\text{He}]2s^22p^5 + \text{e}^-$	$[\text{He}]2s^22p^6 = [\text{Ne}]$

Los átomos en compuestos estables casi siempre tienen una configuración electrónica de gas noble.

Lo anterior lleva a un principio general importante. Al observar millones de compuestos estables, los químicos han aprendido que **en casi todos los compuestos químicos estables de los elementos representativos, todos los átomos han alcanzado una configuración electrónica de gas noble**. La importancia de esta observación no puede exagerarse. Forma la base para todas las ideas fundamentales acerca de por qué y cómo se enlazan entre sí los átomos.

Ya se ha visto operando este principio en la formación de iones (vea la tabla 12.2). Se puede resumir este comportamiento del siguiente modo: cuando los metales y no metales representativos reaccionan, transfieren electrones de tal manera que el catión y el anión tienen configuraciones electrónicas de gas noble.

Por otro lado, cuando reaccionan entre sí no metales, comparten electrones de maneras que conducen a una configuración electrónica de gas noble para cada átomo en la molécula resultante. Por ejemplo, el oxígeno ($[\text{He}]2s^22p^4$), el cual necesita dos electrones más para alcanzar la configuración $[\text{Ne}]$, puede obtener estos electrones al combinarse con dos átomos de H (cada uno de la cuales tiene un electrón),



para formar agua, H_2O . Esto llena los orbitales de valencia del oxígeno.

Además, cada H comparte dos electrones con el átomo de oxígeno,



lo cual llena el orbital $1s$ del H, dando una configuración electrónica $1s^2$ o $[\text{He}]$. Se tendrá mucho más que decir acerca del enlace covalente en la sección 12.6.

En este punto se resumen las ideas que se han introducido hasta ahora.

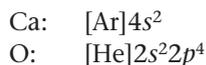
Configuraciones electrónicas y enlace

1. Cuando un *no metal* y un *metal del grupo 1, 2 o 3* reaccionan para formar un compuesto iónico binario, los iones se forman de tal manera que la configuración de los electrones de valencia del *no metal* se *completa* para alcanzar la configuración del *siguiente* gas noble, y los orbitales de valencia del *metal* se *vacían* para alcanzar la configuración del gas noble *previo*. De esta manera ambos iones alcanzan configuraciones electrónicas de gas noble.
2. Cuando *dos no metales* reaccionan para formar un enlace covalente, comparten electrones de tal manera que se completan las configuraciones de electrones de valencia de ambos átomos. Es decir, ambos no metales alcanzan configuraciones electrónicas de gas noble compartiendo electrones.

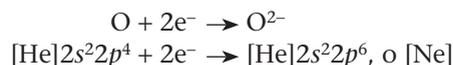
► Predicción de las fórmulas de los compuestos iónicos

Ahora que se conoce un poco acerca de las configuraciones electrónicas de los átomos, se puede explicar *por qué* se forman estos diversos iones.

Para mostrar cómo se predice qué iones se forman cuando un metal reacciona con un no metal, se considerará la formación de un compuesto iónico a partir de calcio y oxígeno. Se puede predecir qué compuesto se formará considerando las configuraciones de los electrones de valencia de los siguientes dos átomos:



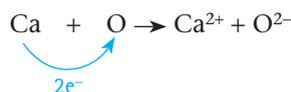
A partir de la figura 12.3 se ve que la electronegatividad del oxígeno (3.5) es mucho mayor que la del calcio (1.0), lo que da una diferencia de 2.5. Debido a esta gran diferencia, se transfieren electrones del calcio al oxígeno para formar un anión oxígeno y un catión calcio. ¿Cuántos electrones se transfieren? Se puede basar la predicción en la consideración de que las configuraciones de gas noble son las más estables. Observe que el oxígeno necesita dos electrones para llenar sus orbitales de valencia ($2s$ y $2p$) y alcanzar la configuración del neón ($1s^2 2s^2 2p^6$), el cual es el siguiente gas noble.



Y perdiendo dos electrones, el calcio puede alcanzar la configuración del argón (el gas noble previo).

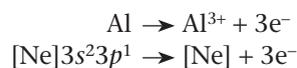


Por tanto, se transfieren dos electrones como se observa a continuación.



Para predecir la fórmula del compuesto iónico se utiliza el hecho de que los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros: tienen las mismas cantidades totales de cargas positivas y negativas. En este caso se deben tener números iguales de iones Ca^{2+} y O^{2-} y la fórmula empírica del compuesto es CaO .

Pueden aplicarse los mismos principios a otros casos. Por ejemplo, considere el compuesto formado a partir de aluminio y oxígeno. El aluminio tiene la configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$. Para alcanzar la configuración del neón debe perder tres electrones, formando el ión Al^{3+} .



Por tanto, los iones serán Al^{3+} y O^{2-} . Debido a que el compuesto debe ser eléctricamente neutro, habrá tres iones O^{2-} por cada dos iones Al^{3+} , y el compuesto tiene la fórmula empírica Al_2O_3 .

La tabla 12.3 muestra los elementos comunes que forman iones con configuraciones electrónicas de gas noble en compuestos iónicos.

Observe que la explicación en esta sección se refiere a los metales en los grupos 1, 2 y 3 (los metales representativos). Los metales de transición exhiben un comportamiento más complicado (forman una variedad de iones), lo cual no se tratará en este texto.

$3 \times (2-) \text{ balancea } 2 \times (3+)$.

Tabla 12.3 Iones comunes con configuraciones de gas noble en compuestos iónicos

Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 6	Grupo 7	Configuración electrónica
Li^+	Be^{2+}				$[\text{He}]$
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	O^{2-}	F^-	$[\text{Ne}]$
K^+	Ca^{2+}		S^{2-}	Cl^-	$[\text{Ar}]$
Rb^+	Sr^{2+}		Se^{2-}	Br^-	$[\text{Kr}]$
Cs^+	Ba^{2+}		Te^{2-}	I^-	$[\text{Xe}]$

12.5 Enlace iónico y estructuras de los compuestos iónicos

OBJETIVOS Aprender acerca de las estructuras iónicas. • Comprender los factores que rigen el tamaño iónico.

Cuando reaccionan metales y no metales, los compuestos iónicos resultantes son muy estables; se requieren grandes cantidades de energía para “descomponerlos”. Por ejemplo, el punto de fusión del cloruro de sodio es de aproximadamente 800 °C. El enlace fuerte en estos compuestos iónicos resulta de las atracciones entre los cationes y los aniones con carga opuesta.

Se escribe la fórmula de un compuesto iónico como el fluoruro de litio simplemente como LiF, pero en realidad es la fórmula empírica o más sencilla. El sólido real contiene números enormes e iguales de iones Li^+ y F^- empaquetados juntos de una manera que maximiza las atracciones de los iones con carga opuesta. En la figura 12.8a se muestra una parte representativa de la estructura del fluoruro de litio. En esta estructura los iones más grandes F^- se empaquetan juntos como esferas duras, y los más pequeños Li^+ se diseminan de manera regular entre los iones F^- . La estructura mostrada en la figura 12.8b sólo representa una pequeña parte de la estructura real, la cual continúa en las tres dimensiones con el mismo patrón.

Las estructuras de virtualmente todos los compuestos iónicos binarios pueden explicarse por medio de un modelo que involucra empaquetar los iones como si fueran esferas duras. Las esferas más grandes (por lo regular los aniones) se empaquetan juntas y los iones pequeños ocupan las intersticios (espacios o agujeros) entre ellas.

Para comprender el empaquetamiento de iones ayuda darse cuenta de que *un catión siempre es más pequeño que el átomo precursor, y un anión siempre es más grande que el átomo precursor*. Esto tiene sentido debido a que cuando un metal pierde todos sus electrones de valencia para formar un catión, se vuelve mucho más pequeño. Por otro lado, al formar un anión, un no metal gana los suficientes electrones para alcanzar la configuración electrónica del siguiente gas noble y por tanto se vuelve mucho más grande. En la figura 12.9 se muestran los tamaños relativos de los átomos de los grupos 1 y 7 y sus iones.

Cuando las esferas se empaquetan juntas, no llenan todo el espacio. Los espacios (agujeros) que quedan pueden ser ocupados por esferas más pequeñas.

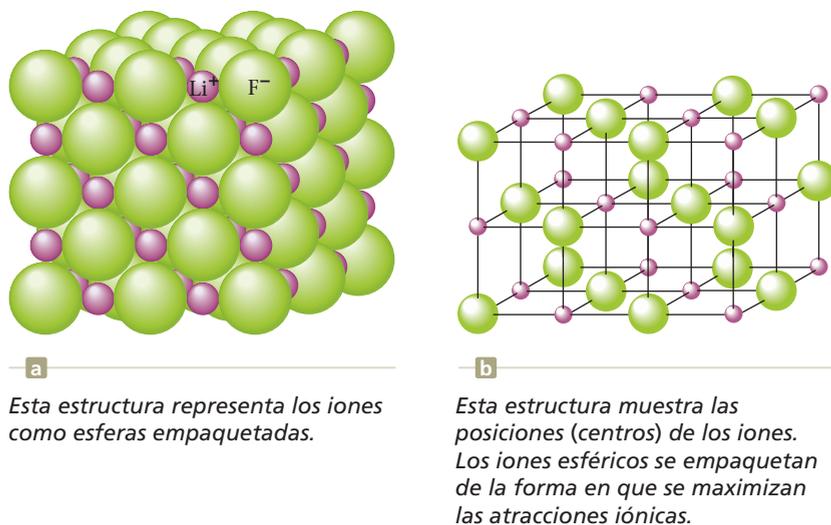


Figura 12.8

La estructura del fluoruro de litio.

Átomo		Cación		Átomo		Anión	
Li 152			Li ⁺ 60	F 72			F ⁻ 136
Na 186			Na ⁺ 95	Cl 99			Cl ⁻ 181
K 227			K ⁺ 133	Br 114			Br ⁻ 195
Rb 248			Rb ⁺ 148	I 133			I ⁻ 216
Cs 265			Cs ⁺ 169				

Figura 12.9

Tamaños relativos de algunos iones y sus átomos precursores. Observe que los cationes son más pequeños y los aniones son más grandes que sus átomos precursores. Los tamaños (radios) se proporcionan en unidades de picómetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

► Compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos

Hasta ahora en este capítulo sólo se han explicado los compuestos iónicos binarios, los cuales contienen iones derivados a partir de un solo átomo. Sin embargo, diversos compuestos contienen iones poliatómicos: especies con cargas conformadas por varios átomos. Por ejemplo, el nitrato de amonio contiene los iones NH_4^+ y NO_3^- . Estos iones con sus cargas opuestas se atraen entre sí de la misma manera que los iones sencillos en los compuestos iónicos binarios. Sin embargo, los iones poliatómicos *individuales* se mantienen juntos por medio de enlaces covalentes, con todos los átomos comportándose como una unidad. Por ejemplo, en el ión amonio, NH_4^+ , hay cuatro enlaces covalentes N—H. De manera similar, en el ión nitrato, NO_3^- , hay tres enlaces covalentes N—O. Por tanto, aunque el nitrato de amonio es un compuesto iónico debido a que contiene iones NH_4^+ y NO_3^- , también contiene enlaces covalentes en los iones poliatómicos individuales. Cuando esta sustancia se disuelve en agua, se comporta como un electrolito fuerte de manera similar a los compuestos iónicos binarios cloruro de sodio y bromuro de potasio. Como se vio en el capítulo 7, esto ocurre debido a que cuando se disuelve un sólido iónico, los iones son libres de moverse de manera independiente y pueden conducir una corriente eléctrica.

Los iones poliatómicos comunes, los cuales se listan en la tabla 5.4, se mantienen juntos por medio de enlaces covalentes.

12.6 Estructuras de Lewis

OBJETIVO Aprender a escribir estructuras de Lewis.

Recuerde que a los electrones en el nivel de energía principal más alto se les llama *electrones de valencia*.

Cortesía del Archivo General/Biblioteca Bancroft de la Universidad de California, Berkeley #UARC-PIC 13:396



G. N. Lewis en su laboratorio.

Chemistry El módulo 12, *Trazado de estructuras con puntos electrónicas de Lewis*, cubre los conceptos de esta sección.

El enlace sólo involucra los electrones de valencia de los átomos. Se transfieren electrones de valencia cuando un metal y un no metal reaccionan para formar un compuesto iónico. Los electrones de valencia son compartidos entre los no metales en los enlaces covalentes.

La **estructura de Lewis** es una representación de una molécula que muestra cómo están ordenados los electrones de valencia entre los átomos de la molécula. Estas representaciones se nombran así en honor de G. N. Lewis, quien concibió la idea mientras impartía a los estudiantes una clase de química general en 1902. Las reglas para la escritura de las estructuras de Lewis se basan en las observaciones de varias moléculas a partir de las cuales los químicos han aprendido que el *requerimiento más importante para la formación de un compuesto estable radica en que los átomos alcancen la configuración electrónica de gas noble*.

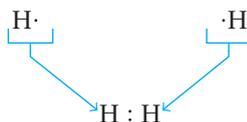
Ya se ha aprendido esta regla en las reacciones de metales y no metales para formar compuestos iónicos binarios. Un ejemplo es la formación del KBr, donde el ión K^+ tiene la configuración electrónica [Ar] y el ión Br^- tiene la configuración electrónica [Kr]. Al escribir estructuras de Lewis, *sólo se incluyen los electrones de valencia*. Utilizando puntos para representar estos electrones, se escribe la estructura de Lewis para el KBr como se indica a continuación.



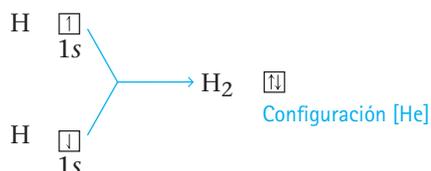
No se muestran puntos en el ión K^+ debido a que ha perdido su único electrón de valencia (el electrón 4s). El ión Br^- se muestra con ocho electrones debido a que tiene una capa de valencia llena.

Ahora se considerarán las estructuras de Lewis para moléculas con enlaces covalentes, que involucran no metales en el primer y segundo periodos. El principio para alcanzar una configuración electrónica de gas noble se aplica a estos elementos como se indica a continuación.

1. El hidrógeno forma moléculas estables donde comparte dos electrones. Es decir, sigue la **regla del dueto**. Por ejemplo, cuando dos átomos de hidrógeno, cada uno con un electrón, se combinan para formar la molécula H_2 , se tiene



De hecho, al compartir electrones, cada hidrógeno en el H_2 tiene dos electrones; es decir, cada hidrógeno ha llenado una capa de valencia.

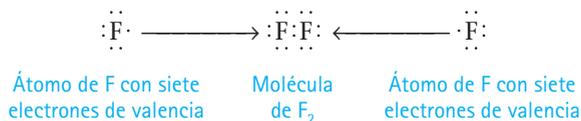


2. El helio no forma enlaces debido a que su orbital de valencia ya está lleno; es un gas noble. El helio tiene la configuración electrónica $1s^2$ y puede representarse por medio de la estructura de Lewis



El carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor siempre obedecen la regla del octeto en moléculas estables.

3. Los no metales en el segundo periodo (renglón) del carbono al flúor forman moléculas estables cuando están rodeados por los suficientes electrones para llenar los orbitales de valencia, es decir, el orbital $2s$ y los tres orbitales $2p$. Se requieren ocho electrones para llenar estos orbitales, por lo que estos elementos por lo regular obedecen la **regla del octeto**: están rodeados por ocho electrones. Un ejemplo es la molécula de F_2 , la cual tiene la siguiente estructura de Lewis.



De hecho, observe que cada átomo de flúor en el F_2 está rodeado por ocho electrones de valencia, dos de los cuales están compartidos con el otro átomo. Este es un **par de enlace** de electrones, como se explicó anteriormente. Cada átomo de flúor también tiene tres pares de electrones que no están involucrados en el enlace. A éstos se les llama **pares solitarios** o **pares sin compartir**.

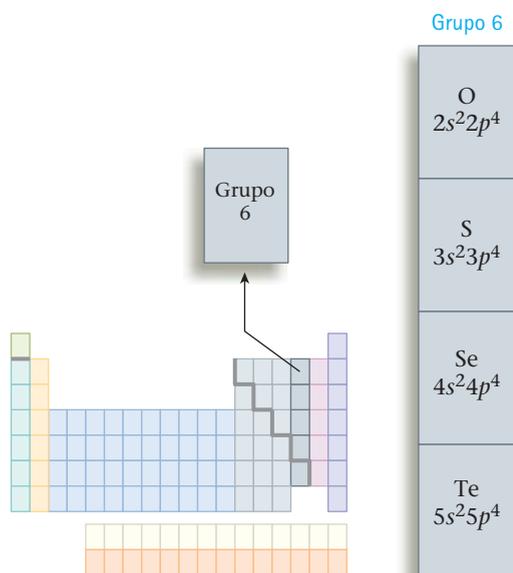
4. El neón no forma enlaces debido a que ya tiene un octeto de electrones de valencia (es un gas noble). La estructura de Lewis es:



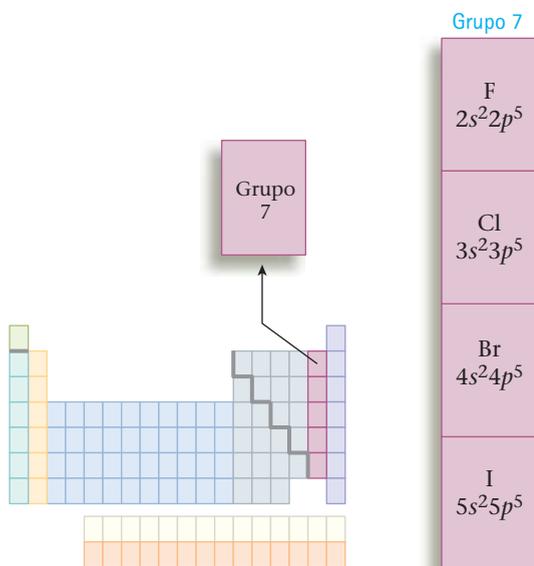
Observe que sólo los electrones de valencia ($2s^2 2p^6$) del átomo de neón están representados por la estructura de Lewis. Los electrones $1s^2$ son internos y no se muestran.

Las estructuras de Lewis sólo muestran los electrones de valencia.

A continuación se desea desarrollar algunos procedimientos generales para la escritura de las estructuras de Lewis de las moléculas. Recuerde que las estructuras de Lewis sólo involucran los electrones de valencia de los átomos, por lo que antes de proceder se repasará la relación de la posición de un elemento en la tabla periódica con el número de electrones de valencia. Recuerde que el número del grupo proporciona el número total de estos electrones. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 6 tienen seis electrones de valencia (configuración de valencia $ns^2 np^4$).



De manera similar, todos los elementos del grupo 7 tienen siete electrones de valencia (configuración de valencia ns^2np^5).



Para escribir la estructura de Lewis de una molécula se necesita tener en cuenta lo siguiente.

1. Se deben incluir todos los electrones de valencia de todos los átomos. El número total de electrones disponibles es la suma de todos los electrones de valencia de todos los átomos de la molécula.
2. Los átomos que están enlazados entre sí comparten uno o más pares de electrones.
3. Los electrones se ordenan de tal manera que cada átomo está rodeado por los electrones suficientes para llenar los orbitales de valencia de ese átomo. Esto significa dos electrones para el hidrógeno y ocho para los no metales del segundo periodo.

La mejor manera de asegurarse de que se llega a la estructura de Lewis correcta para una molécula es utilizar un método sistemático. Se utilizará el método resumido por las siguientes reglas.

Pasos para la escritura de estructuras de Lewis

- Paso 1** Obtener la suma de los electrones de valencia de todos los átomos. No se preocupe acerca de mantener registro de cuáles electrones provienen de cuáles átomos. Lo importante es el número *total* de electrones de valencia.
- Paso 2** Utilizar un par de electrones para formar un enlace entre cada par de átomos unidos. Por conveniencia, con frecuencia se utiliza una línea (en vez de un par de puntos) para indicar cada par de electrones de enlace.
- Paso 3** Ordenar los electrones de valencia a efecto de satisfacer la regla del dueto para el hidrógeno y la regla del octeto para cada elemento del segundo periodo.

Para ver cómo se aplican estas reglas, se escribirán las estructuras de Lewis de varias moléculas.

Abejas o no abejas

Uno de los problemas que enfrenta la sociedad moderna es cómo detectar sustancias ilícitas, como drogas y explosivos, de una manera conveniente y precisa. Con frecuencia se utilizan perros entrenados para este propósito debido a su agudo sentido del olfato. Actualmente varias investigaciones están tratando de determinar si los insectos, como las abejas de miel y las avispas, pueden ser detectores químicos incluso más efectivos. De hecho, los estudios han mostrado que las abejas pueden entrenarse en sólo unos cuantos minutos para detectar el aroma de casi cualquier sustancia química.

Los científicos del Laboratorio Nacional de Los Álamos en Nuevo México están diseñando un dispositivo portátil utilizando abejas que posiblemente pudieran olfatear drogas y bombas en los aeropuertos, cruces fronterizos y escuelas. Le llaman a su estudio *Proyecto insecto sensor furtivo*. El proyecto de Los Alamos se basa en la idea de que las abejas pueden entrenarse para que asocien el aroma de una sustancia química particular con una recompensa azucarada. Éstas sacan su "lengua" cuando detectan una fuente de alimento. Al aparear una gota de agua azucarada con la esencia del TNT (trinitrotolueno) o del explosivo plástico C-4 (composición 4) alrededor de seis veces, las abejas pueden entrenarse para extender su probóscide al oler la sustancia química sola. El detector de bombas con abejas es de casi la mitad del tamaño de una caja de zapatos y pesa 4 lb. Dentro de la caja, los insectos están alineadas en una fila y fijados en tubos como popotes que se exponen a los olores del aire a medida que una cámara monitorea sus reacciones. Las señales de la videocámara se envían a una computadora, la cual analiza el comportamiento de las abejas y señala cuándo responden a una esencia particular hacia la que se han entrenado para detectar.

Un proyecto de la Universidad de Georgia utiliza avispas parásitas pequeñas como detectores químicos. Éstas no extienden su lengua cuando detectan una esencia. En su lugar, comunican su descubrimiento por medio de movimientos corporales que los científicos llama "danzas". El dispositivo, llamado *Avispa sabueso*, contiene un equipo de avispas en un cartucho portátil que tiene un ventilador en un extremo para introducir el aire del exterior. Si la esencia es una que no reconocen las avispas, continúan volando de manera aleatoria. Sin embargo, si es una para la que las avispas han sido acondicionadas para reconocer, se aglomeran alrededor de la apertura. Una videocámara unida a una computadora analiza su comportamiento y señala cuándo se detecta una esencia.

Actualmente los sensores con insectos están experimentando pruebas de campo, las cuales por lo regular comparan su efectividad con la de los perros entrenados. Los resultados iniciales parecen prometedores, pero la efectividad de estos dispositivos permanece sin comprobarse.



Laboratorio Nacional de los Álamos/Foto por Leroy Sanchez

Una abeja de miel recibe un recordatorio fragante de su aroma objetivo cada mañana y responde extendiendo su probóscide.

EJEMPLO 12.2

Escritura de estructuras de Lewis: moléculas sencillas

Escriba la estructura de Lewis de la molécula del agua.

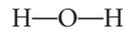
SOLUCIÓN

Se seguirán los pasos listados en la página anterior.

Paso 1 Se encuentra la suma de los electrones de *valencia* para el H₂O.



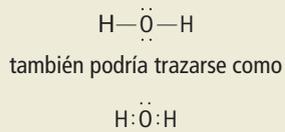
Paso 2 Utilizando un par de electrones por enlace, se dibujan los dos enlaces O—H mediante una línea para indicar cada par de electrones de enlace.



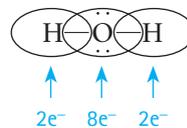
Observe que



Paso 3 Se ordenan los electrones restantes alrededor de los átomos con el fin de alcanzar la configuración electrónica de gas noble para cada átomo. Se han utilizado cuatro electrones en la formación de los dos enlaces, por lo que restan cuatro (8 – 4) a distribuir. Cada hidrógeno se satisface con dos electrones (regla del dueto), pero el oxígeno necesita ocho para tener una configuración electrónica de gas noble. Por ende, los cuatro electrones restantes se adicionan al oxígeno como dos pares solitarios. Se utilizan puntos para representar los pares solitarios.



Esta es la estructura de Lewis correcta para la molécula del agua. Cada hidrógeno comparte dos electrones y el oxígeno tiene cuatro electrones y comparte cuatro para dar un total de ocho.



Observe que se utiliza una línea para representar un par compartido de electrones (electrones de enlace) y puntos para representar los pares sin compartir.

Autoevaluación

EJERCICIO 12.2 Escriba la estructura de Lewis para el HCl.

Vea los problemas 12.59 al 12.62. ■

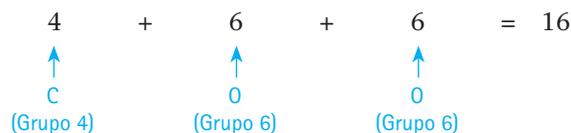
12.7

Estructuras de Lewis de moléculas con enlaces múltiples

OBJETIVO Aprender a escribir las estructuras de Lewis para moléculas con enlaces múltiples.

Ahora se escribe la estructura de Lewis para el dióxido de carbono.

Paso 1 La suma de los electrones de valencia da como resultado:

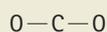
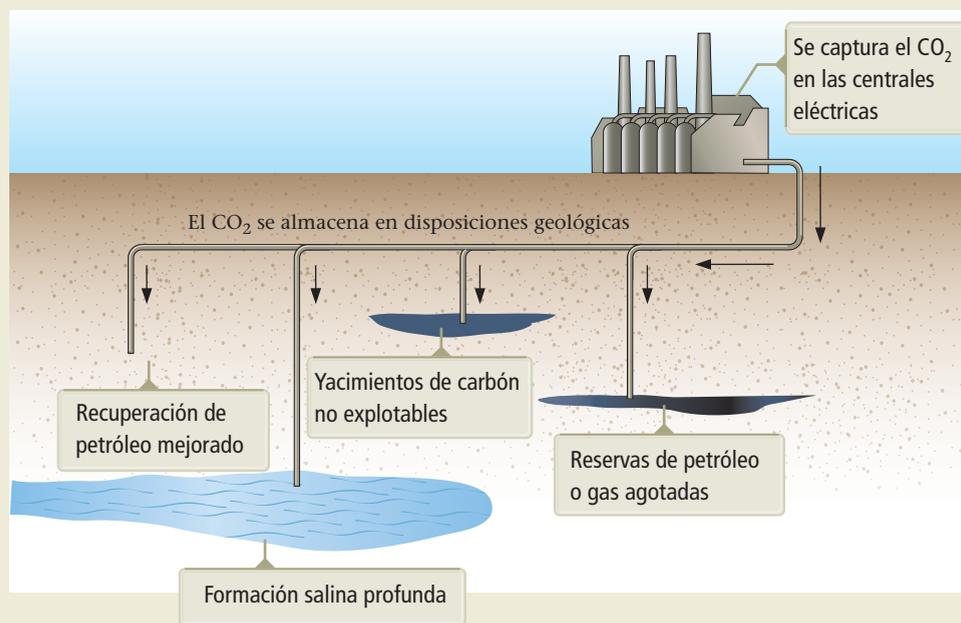


Esconder el dióxido de carbono

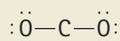
Como se explicó en el capítulo 11 (vea “Química en enfoque”: *Efectos atmosféricos* en la página 326), en la actualidad el calentamiento global parece ser una realidad. En el corazón de este asunto está el dióxido de carbono producido por el uso extendido de los combustibles fósiles por la sociedad. Por ejemplo, en Estados Unidos el CO_2 conforma 81% de las emisiones de gases invernadero. El 30% de este CO_2 proviene de las centrales eléctricas que queman carbón, utilizado para producir la electricidad. Una manera de resolver este problema consistiría en reducir de manera progresiva las centrales eléctricas que queman carbón. Sin embargo, esta salida no es probable debido a que Estados Unidos posee tanto carbón (al menos un suministro por 250 años) y éste es muy barato (alrededor de 0.03 dólares por libra). Reconociendo este hecho, el gobierno de Washington instituyó un programa de investigación para ver si el CO_2 producido en las centrales eléctricas puede capturarse y confinarse (almacenarse) bajo tierra en formaciones geológicas profundas. Los factores que se necesitan explorar para determinar si la confinación es factible son las capacidades de los sitios de almacenaje subterráneos y las probabilidades de que los sitios se filtren.

La inyección de CO_2 en la corteza terrestre ya está siendo abordada por varias compañías petroleras. Desde 1996, la noruega Statoil ha separado más de 1 millón de toneladas de CO_2 anualmente del gas natural y lo ha bombeado en un acuífero salado en el fondo del Mar del Norte. En Canadá occidental un grupo de compañías petroleras ha inyectado el CO_2 de una planta de combustibles sintéticos en los campos petroleros de Dakota del Norte en un esfuerzo por aumentar la recuperación del crudo. Las compañías petroleras esperan almacenar 22 millones de toneladas de CO_2 allí y producir 130 millones de barriles de hidrocarburos en los próximos 20 años.

El confinamiento del CO_2 tiene un gran potencial como método para disminuir la velocidad del calentamiento global. Sólo el tiempo dirá si funcionará.



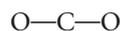
representa



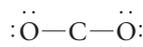
representa



Paso 2 Formar un enlace entre el carbono y cada oxígeno:

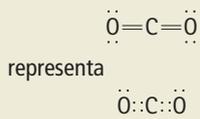


Paso 3 Después se distribuyen los electrones restantes para alcanzar la configuración electrónica de gas noble en cada átomo. En este caso restan 12 electrones ($16 - 4$) después de que se trazan los enlaces. La distribución de estos electrones se determina por medio de un proceso de prueba y error. Se tienen seis pares a distribuir. Suponga que se tratan tres pares en cada oxígeno para obtener

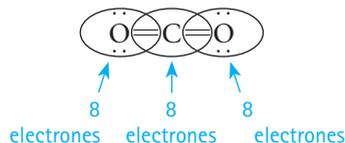


¿Es esto correcto? Para responder esta pregunta se necesita comprobar dos situaciones:

1. El número total de electrones. Hay 16 electrones de valencia en esta estructura, lo cual es el número correcto.
2. La regla del octeto para cada átomo. Cada oxígeno tiene ocho electrones a su alrededor, pero el carbono sólo tiene cuatro. Esta no puede ser la estructura de Lewis correcta.



¿Cómo se pueden ordenar los 16 electrones disponibles a efecto de alcanzar un octeto para cada átomo? Suponga que se colocan dos pares compartidos entre el carbono y cada oxígeno:

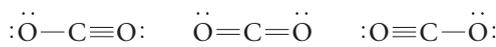


Ahora cada átomo está rodeado por ocho electrones y su número total es 16, como se requiere. Esta es la estructura de Lewis correcta para el dióxido de carbono, el cual tiene dos enlaces *dobles*. Un **enlace sencillo** involucra dos átomos que comparten un par de electrones. Un **enlace doble** involucra dos átomos que comparten dos pares de electrones.

Al considerar la estructura de Lewis para el CO_2 , puede haber llegado a:



Observe que estas estructuras tienen los 16 electrones requeridos y las dos tienen octetos de electrones alrededor de cada átomo (verifique esto por su cuenta). Ambas estructuras tienen un **enlace triple** en el que se comparten tres pares de electrones. ¿Estas son estructuras de Lewis válidas para el CO_2 ? Sí. En realidad hay tres estructuras de Lewis para el CO_2 :



Esto lleva a un nuevo término, la **resonancia**. Una molécula muestra resonancia cuando *puede trazarse más de una estructura de Lewis para la molécula*. En tal caso, a las varias estructuras de Lewis se les llama **estructuras de resonancia**.

De las tres estructuras de resonancia para el CO_2 mostradas arriba, la del centro con dos enlaces dobles se ajusta mejor a la información experimental acerca de la molécula de CO_2 . En este texto no se verá cómo elegir la estructura de resonancia para una molécula que proporcione la “mejor” descripción de sus propiedades.

A continuación se considera la estructura de Lewis del ión CN^- (cianuro).

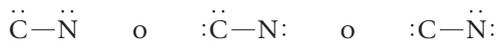
Paso 1 Al sumar los electrones de valencia se tiene



Observe que la carga negativa significa que debe sumarse un electrón extra.

Paso 2 Se dibuja un enlace sencillo (C—N).

Paso 3 Después se distribuyen los electrones restantes para alcanzar la configuración de gas noble para cada átomo. Quedan ocho electrones a distribuir. Se pueden tratar varias posibilidades como

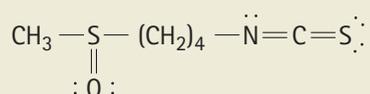


Estas estructuras son incorrectas. Para mostrar por qué ninguna es una estructura de Lewis válida, se cuentan los electrones alrededor de los átomos de C y N. En la

Brócoli: ¿alimento milagroso?

Comer los alimentos correctos es crítico para la salud. En particular, ciertos vegetales, aunque no cuentan con una imagen de colores brillantes, parecen especialmente importantes. Un caso en este punto es el brócoli, un vegetal con una reputación humilde que contiene un poderoso impacto químico.

El brócoli contiene una sustancia química llamada *sulforafano*, el cual tiene la siguiente estructura de Lewis:



Los experimentos indican que el sulforafano provee protección contra ciertos cánceres incrementando la producción de las enzimas (llamadas *enzimas de fase 2*) que "acaban" con las moléculas reactivas que pueden dañar el ADN. El sulforafano también parece combatir las bacterias. Por ejemplo, entre las bacterias dañinas más comunes en los humanos está la *Helicobacter pylori* (*H. pylori*), la cual ha estado implicada en el desarrollo de varias enfermedades estomacales, incluyendo inflamación, cáncer y úlceras. Los antibióticos son de manera clara el mejor tratamiento para las infecciones por *H. pylori*. Sin embargo, especialmente en países en desarrollo don-



Squared Studio/PhotoDisc/Getty Images

de el patógeno no está controlado, los antibióticos con frecuencia son demasiado costosos como para que la población general disponga de ellos. Además, en ocasiones las bacterias evaden los antibióticos "escondiéndose" en las células de las paredes estomacales, y entonces reemergen después de que termina el tratamiento.

Los estudios del Johns Hopkins en Baltimore y del Vandoeuvre-les Nancy en Francia han mostrado que el sulforafano mata la *H. pylori* (aun cuando se haya refugiado en las células de las paredes estomacales) en concentraciones que se obtienen comiendo brócoli. Los científicos de Johns Hopkins han encontrado que el sulforafano parece inhibir el cáncer estomacal en los ratones. Aunque no hay garantías de que el brócoli pueda mantenerlo sano, podría no ser dañino añadirlo a su dieta.

:C≡N:
representa
:C:::N:

estructura izquierda ningún átomo satisface la regla del octeto. En la central, el C tiene ocho electrones pero el N sólo tiene cuatro. En la estructura derecha lo opuesto es verdadero. Recuerde que ambos átomos deben satisfacer de manera simultánea la regla del octeto. Por tanto, el arreglo correcto es:



(Compruebe que el carbono y el nitrógeno tienen ocho electrones.) En este caso se tiene un enlace triple entre el C y el N en el que se comparten tres pares de electrones. Debido a que se trata de un anión, se indica la carga afuera de los corchetes alrededor de la estructura de Lewis.



En resumen, en ocasiones se necesitan enlaces dobles o triples para satisfacer la regla del octeto. La escritura de las estructuras de Lewis es un proceso de prueba y error. Comience con enlaces sencillos entre los átomos enlazados y añada enlaces múltiples como sea necesario.

En el ejemplo 12.3 se escribirá la estructura de Lewis para el NO_2^- a efecto de asegurar que los procedimientos para la escritura de estructuras de Lewis sean claros.

EJEMPLO 12.3**Escritura de estructuras de Lewis: estructuras de resonancia**

Escriba la estructura de Lewis para el anión NO_2^- .

SOLUCIÓN

Paso 1 Sumar los electrones de valencia para el NO_2^- .

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Electrones de valencia:} & 6 & + & 5 & + & 6 & + & 1 & = & 18 & \text{electrones} \\ & \text{O} & & \text{N} & & \text{O} & & \text{carga} & & & \\ & & & & & & & \text{de } -1 & & & \end{array}$$

Paso 2 Añadir enlaces sencillos.



Paso 3 Satisfacer la regla del octeto. Al colocar los electrones, se encuentra que hay dos estructuras de Lewis que satisfacen la regla del octeto:



Verifique que cada átomo en estas estructuras esté rodeado por un octeto de electrones. Trate algunos otros arreglos para ver si existen otras estructuras en las que puedan utilizarse los 18 electrones para satisfacer las reglas del octeto. Resulta que éstas son las únicas dos que funcionan. Observe que este es otro caso donde ocurre resonancia; hay dos estructuras de Lewis válidas.

Autoevaluación

EJERCICIO 12.3 El ozono es un constituyente muy importante de la atmósfera. En los niveles superiores protege al planeta absorbiendo la radiación de energía alta del Sol. Cerca de la superficie terrestre produce contaminación del aire. Escriba la estructura de Lewis para el ozono, O_3 .

Ve los problemas 12.63 al 12.68. ■

Ahora se consideran unos cuantos casos más en el ejemplo 12.4.

EJEMPLO 12.4**Escritura de las estructuras de Lewis: resumen**

Proporcione la estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas.

- | | |
|------------------|--------------------|
| a) HF | e) CF_4 |
| b) N_2 | f) NO^+ |
| c) NH_3 | g) NO_3^- |
| d) CH_4 | |

SOLUCIÓN

En cada caso se aplican los tres pasos para la escritura de estructuras de Lewis. Recuerde que se utilizan líneas para indicar los pares de electrones compartidos y puntos para indicar los pares de no enlace (pares solitarios). La tabla en la página 379 resume los resultados.

Puede preguntarse cómo decidir cuál es el átomo central en las moléculas de compuestos binarios. En casos donde hay un átomo de un elemento dado y otros de un segundo elemento, el átomo solitario casi siempre es el átomo central de la molécula.

Autoevaluación

EJERCICIO 12.4 Escriba las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:

- | | | |
|------------------|-------------------------|---------------------|
| a) NF_3 | d) PH_3 | g) NH_4^+ |
| b) O_2 | e) H_2S | h) ClO_3^- |
| c) CO | f) SO_4^{2-} | i) SO_2 |

Ve los problemas 12.55 al 12.68. ■

Molécula o ión	Electrones de valencia totales	Trazar enlaces sencillos	Calcular el número de electrones que restan	Utilizar los electrones restantes para alcanzar las configuraciones de gas noble	Comprobación	
					Átomo	Electrones
a) HF	$1 + 7 = 8$	H—F	$8 - 2 = 6$	H— $\ddot{\text{F}}$:	H F	2 8
b) N ₂	$5 + 5 = 10$	N—N	$10 - 2 = 8$:N≡N:	N	8
c) NH ₃	$5 + 3(1) = 8$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$8 - 6 = 2$	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H N	2 8
d) CH ₄	$4 + 4(1) = 8$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$8 - 8 = 0$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H C	2 8
e) CF ₄	$4 + 4(7) = 32$	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F} - \text{C} - \text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	$32 - 8 = 24$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \ddot{\text{F}} - \text{C} - \ddot{\text{F}} \\ \\ \ddot{\text{F}} \end{array}$	F C	8 8
f) NO ⁺	$5 + 6 - 1 = 10$	N—O	$10 - 2 = 8$	[:N≡O:] ⁺	N O	8 8
g) NO ₃ ⁻	$5 + 3(6) + 1 = 24$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array} \right]$	$24 - 6 = 18$	$\left\{ \begin{array}{l} \left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \ddot{\text{N}} \\ / \quad \backslash \\ \ddot{\text{O}} \quad \ddot{\text{O}} \end{array} \right]^- \\ \left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \ddot{\text{N}} \\ \backslash \quad / \\ \ddot{\text{O}} \quad \ddot{\text{O}} \end{array} \right]^- \\ \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \ddot{\text{O}} \quad \ddot{\text{O}} \end{array} \right]^- \end{array} \right.$	N O N O N O	8 8 8 8 8 8

El NO₃⁻ muestra resonancia

Recuerde, cuando se escriben estructuras de Lewis, no tiene que preocuparse acerca de cuáles electrones provienen de cuáles átomos en una molécula. Es mejor pensar en una molécula como una entidad nueva que utiliza todos los electrones de valencia disponibles de los diversos átomos para lograr los enlaces más fuertes posibles. Piense en los electrones de valencia como pertenecientes a la molécula, en vez de en los átomos individuales. Simplemente distribúyalos todos de tal manera que se obtengan las configuraciones electrónicas de gas noble para cada átomo, sin importar el origen de cada electrón particular.

► Algunas excepciones a la regla del octeto

La idea de que el enlace covalente puede predecirse alcanzando las configuraciones electrónicas de gas noble para todos los átomos es una idea sencilla y muy exitosa. Las reglas que se han utilizado para las estructuras de Lewis describen de manera correcta el enlace en la mayoría de las moléculas. Sin embargo, con tal modelo tan sencillo son inevitables algunas excepciones. Por ejemplo, el boro tiende a formar

compuestos en los que tiene menos de ocho electrones a su alrededor, es decir, no tiene un octeto completo. El trifluoruro de boro, BF_3 , un gas a temperatura y presión normales, reacciona de manera muy energética con moléculas como la del agua y del amoníaco, que tienen pares de electrones sin compartir (pares solitarios).

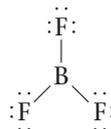


Figura 12.10

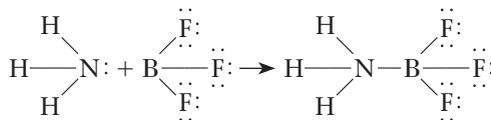
Cuando se vierte oxígeno líquido entre los polos de un imán, se “pega” hasta que se hierve. Esto muestra que la molécula de O_2 tiene electrones sin aparear (es paramagnética).



La reactividad violenta del BF_3 con moléculas ricas en electrones surge debido a que el átomo de boro es deficiente en electrones. La estructura de Lewis que parece ser consistente con las propiedades del BF_3 (24 electrones de valencia) es la siguiente.



Observe que en esta estructura el átomo de boro sólo tiene seis electrones a su alrededor. La regla del octeto para el boro pudiera satisfacerse trazando una estructura con un enlace doble entre el boro y uno de los flúores. Sin embargo, los experimentos indican que cada enlace $\text{B}-\text{F}$ es un enlace sencillo de acuerdo con la estructura de Lewis de arriba. Esta estructura también es consistente con la reactividad del BF_3 con moléculas ricas en electrones. Por ejemplo, reacciona de manera vigorosa con el NH_3 para formar H_3NBF_3 .



Observe que en el producto H_3NBF_3 , el cual es muy estable, el boro tiene un octeto de electrones.

También es característico del berilio formar moléculas donde el átomo de berilio es deficiente en electrones.

Los compuestos que contienen los elementos carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor se describen de manera precisa por medio de estructuras de Lewis en la mayoría de los casos. Sin embargo, existen unas cuantas excepciones. Un ejemplo importante es la molécula de oxígeno, O_2 . Puede trazarse para el O_2 la siguiente estructura de Lewis que satisface la regla del octeto (vea el ejercicio de autocomprobación 12.4).



Sin embargo, la estructura no concuerda con el *comportamiento observado* del oxígeno. Por ejemplo, las fotografías en la figura 12.10 muestran que cuando se vierte oxígeno líquido entre los polos de un imán fuerte, se “pega” hasta que se hierve. Esto provee una evidencia clara de que el oxígeno es paramagnético, es decir, contiene electrones sin aparear. Sin embargo, la estructura de Lewis de arriba sólo muestra pares de electrones. Es decir, presenta electrones sin aparear. No existe una estructura de Lewis sencilla que explique de manera satisfactoria el paramagnetismo de la molécula de O_2 .

Cualquier molécula que contiene un número impar de electrones no se ajusta a las reglas para las estructuras de Lewis. Por ejemplo, el NO y el NO_2 tienen 11 y 17 electrones de valencia, respectivamente, y no pueden trazarse estructuras de Lewis convencionales para estos casos.

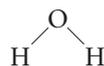
Aun cuando existen excepciones, la mayoría de las moléculas puede describirse con estructuras de Lewis en las que todos los átomos tienen configuraciones electrónicas de gas noble, y por ende constituyen un modelo muy útil para los químicos.

Las sustancias paramagnéticas tienen electrones sin aparear y son atraídas hacia el espacio entre los polos de un imán.

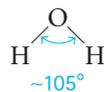
12.8 Estructura molecular

OBJETIVO Comprender la estructura molecular y los ángulos de enlace.

Hasta ahora en este capítulo se han considerado las estructuras de Lewis de las moléculas. Éstas representan el arreglo de los *electrones de valencia* en una molécula. Se utiliza la palabra *estructura* de otra manera cuando se habla acerca de la **estructura molecular** o de la **estructura geométrica** de una molécula. Estos términos se refieren al arreglo tridimensional de los átomos en una molécula. Por ejemplo, se conoce que la molécula del agua tiene la estructura molecular



a la cual con frecuencia se le llama “angular” o en “forma de V”. Para describir la estructura de manera más precisa, con frecuencia se especifica el **ángulo de enlace**. Para la molécula de H₂O el ángulo de enlace es de alrededor de 105°.



a

Gráfica por computadora de una molécula lineal que contiene tres átomos.



b

Gráfica por computadora de una molécula trigonal plana.



c

Gráfica por computadora de una molécula tetraédrica.

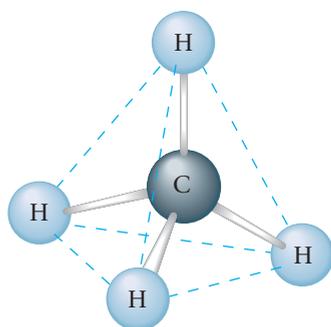
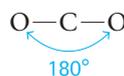


Figura 12.11

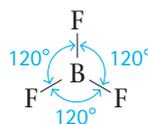
Estructura molecular tetraédrica del metano. A esta representación se le llama *modelo de barras y esferas*; los átomos se representan por medio de esferas y los enlaces por medio de barras. Las líneas punteadas muestran el contorno del tetraedro.

Por otro lado, algunas moléculas exhiben una **estructura lineal** (todos los átomos en una línea). Un ejemplo es la de CO₂.



Observe que esta molécula lineal tiene un ángulo de enlace de 180°.

Un tercer tipo de estructura molecular se ilustra por medio del BF₃, el cual es plano o llano (los cuatro átomos están en el mismo plano), con ángulos de enlace de 120°.



El nombre atribuido por lo general a esta estructura es **estructura trigonal plana**, aunque *triangular* podría tener mayor sentido.

Otro tipo de estructura se ilustra por medio del metano, CH₄. Esta molécula tiene la estructura molecular mostrada en la figura 12.11, a la cual se le llama **estructura tetraédrica** o **tetraedro**. Las líneas punteadas que conectan los átomos de H definen las cuatro caras triangulares idénticas del tetraedro.

En la siguiente sección se explicarán con mayor detalle estas diversas estructuras moleculares. En esa sección se aprenderá cómo predecir la de una molécula viendo su estructura de Lewis.

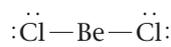
12.9

Estructura molecular: modelo RPECV

OBJETIVO Aprender a predecir la geometría molecular a partir del número de pares de electrones.

Las estructuras de las moléculas desempeñan una función muy importante en la determinación de sus propiedades. Por ejemplo, como se ve en la sección “Química en enfoque” de la página 383, el sabor está relacionado de manera directa con la estructura molecular. Ésta es particularmente importante para las moléculas biológicas: un pequeño cambio en la estructura de una biomolécula grande puede destruir por completo su utilidad para una célula e incluso cambiar la célula de una normal a una cancerosa.

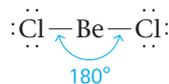
En la actualidad existen diversos métodos experimentales para determinar la estructura molecular, es decir, el arreglo tridimensional de los átomos. Estos métodos deben utilizarse cuando se requiere información precisa acerca de la estructura. Sin embargo, con frecuencia es de utilidad ser capaz de predecir la estructura molecular *aproximada* de una molécula. En esta sección se considera un modelo sencillo que permite hacerlo. Este recurso, llamado **modelo de repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV)**, es de utilidad para predecir las estructuras moleculares de moléculas formadas a partir de los no metales. La idea principal de este modelo indica que *la estructura alrededor de un átomo dado se determina minimizando las repulsiones entre los pares de electrones*. Esto significa que los pares de electrones de enlace y de no enlace (pares solitarios) alrededor de un átomo dado están posicionados *lo más separados posible*. Para ver cómo funciona este modelo, primero se considerará la molécula de BeCl_2 , la cual tiene la siguiente estructura de Lewis (es una excepción a la regla del octeto):



Observe que hay dos pares de electrones alrededor del átomo de berilio. ¿Qué arreglo de estos pares de electrones permite que estén lo más alejados posible para minimizar las repulsiones? El mejor arreglo coloca los pares en lados opuestos del átomo de berilio a 180° entre sí.

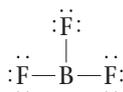


Esta es la separación máxima posible para los dos pares de electrones. Ahora que se ha determinado el arreglo óptimo de los pares de electrones alrededor del átomo central, se puede especificar la estructura del BeCl_2 , es decir, las posiciones de los átomos. Debido a que cada par de electrones en el berilio está compartido con un átomo de cloro, la molécula tiene una **estructura lineal** con un ángulo de enlace de 180° .



Cuando quiera que dos pares de electrones estén presentes alrededor de un átomo, siempre deben colocarse a un ángulo de 180° entre sí para obtener un arreglo lineal.

A continuación se considera el BF_3 , el cual tiene la siguiente estructura de Lewis (es otra excepción a la regla del octeto):



Sabor: es la estructura la que cuenta

¿Por qué ciertas sustancias saben dulces, agrias, amargas o saladas? Por supuesto, esto tiene que ver con las papilas gustativas de la lengua. Pero, ¿cómo funcionan estos receptores sensoriales? Por ejemplo, ¿por qué el azúcar sabe dulce? La respuesta a esta pregunta permanece sin conocerse, pero parece claro que el sabor dulce depende de cómo ciertas moléculas se ajustan a los “receptores dulces” de las papilas gustativas.

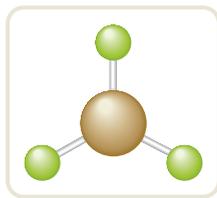
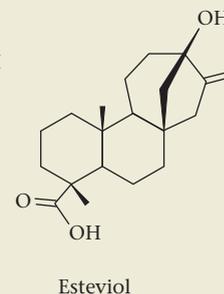
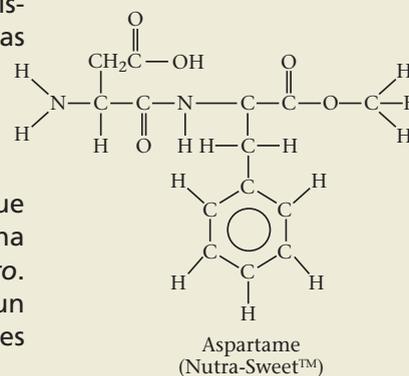
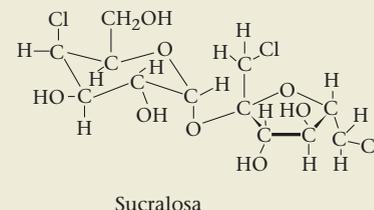
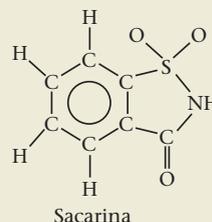
Uno de los misterios de la sensación de sabor dulce es la amplia variedad de moléculas que tienen este sabor. Por ejemplo, los varios tipos de azúcares incluyen la glucosa y la sacarosa (azúcar de mesa). El primer edulcorante artificial probablemente fue la sapa romana (vea “Química en enfoque”: *azúcar de plomo* en el capítulo 5), preparada al hervir vino en vasijas de plomo para producir un jarabe que contenía acetato de plomo $Pb(CH_3O_2)_2$, llamado *azúcar de plomo* debido a su sabor dulce. Otros edulcorantes artificiales modernos empleados de manera amplia incluyen la sacarina, el aspartame, la sucralosa y el esteviol, cuyas estructuras se muestran en la figura anexa. La estructura del esteviol se presenta en forma simplificada. Cada vértice representa un átomo de carbono y no se muestran todos los átomos de hidrógeno. Observe la gran disparidad en las estructuras para estas moléculas edulcorantes. En realidad no es obvio cuáles características estructurales disparan una sensación dulce cuando estas moléculas interactúan con las papilas gustativas.

Los pioneros en relacionar la estructura con el sabor dulce fueron dos químicos, Robert S. Shallenberger y Terry E. Acree, de la Universidad Cornell, quienes hace casi 30 años sugirieron que las sustancias con sabor dulce deben contener una característica común a la que llamaron *glicóforo*. Postularon que un glicóforo siempre contiene un átomo o un grupo de átomos que tienen electrones

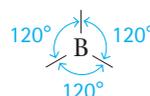
disponibles cerca de un átomo de hidrógeno unido a un átomo relativamente electronegativo. Murray Goodman, químico de la Universidad de California en San Diego, amplió la definición de un glicóforo para incluir una región hidrofóbica (“que odia el agua”). Goodman encontró que una “molécula dulce” tiende a tener una forma de L, con regiones de carga positiva y negativa en la parte vertical de la L y una región hidrofóbica en su base. Para que una molécula sea dulce, la L debe ser plana. Si la L está torcida en alguna dirección, la molécula tiene un sabor amargo; si está torcida en la otra dirección, la molécula es insípida.

El último modelo para el receptor del sabor dulce, propuesto por Piero Temussi, de la Universidad de Nápoles, postula que hay cuatro sitios de unión en el receptor que pueden ocuparse de manera independiente. Las moléculas con sabor dulce podrían unirse a uno de los sitios, mientras que una molécula grande se uniría a más de un sitio de manera simultánea.

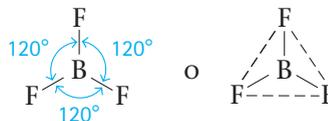
La investigación continúa para obtener un mejor edulcorante artificial. Una cosa es segura: todo tiene que ver con la estructura molecular.



Aquí el átomo de boro está rodeado por tres pares de electrones. ¿Qué arreglo minimiza la repulsión entre ellos? Aquí la distancia mayor entre los pares de electrones se logra por medio de ángulos de 120° .

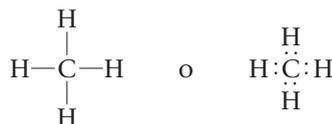


Debido a que cada par de electrones está compartido con un átomo de flúor, la estructura molecular es



Esta es una molécula plana (llana) con un arreglo triangular de los átomos de F, comúnmente descrita como estructura trigonal plana. *Cuando quiera que tres pares de electrones estén presentes alrededor de un átomo, siempre deben colocarse en las esquinas de un triángulo (en un plano a ángulos de 120° entre sí).*

A continuación se considera la molécula del metano, la cual tiene la estructura de Lewis:

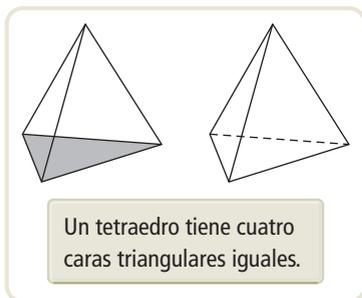


Hay cuatro pares de electrones alrededor del átomo de carbono central. ¿Qué arreglo de estos pares de electrones minimiza mejor las repulsiones? Primero se intenta un arreglo cuadrado plano:

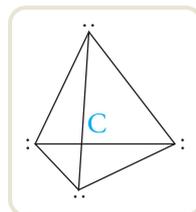


El átomo de carbono y los pares de electrones están en un plano representado por la superficie del papel, y los ángulos entre los pares son de 90°.

¿Existe otro arreglo con ángulos mayores de 90° que colocaría los pares de electrones incluso más alejados entre sí? La respuesta es sí. Se pueden obtener ángulos mayores a 90° utilizando la siguiente estructura tridimensional, la cual tiene ángulos de aproximadamente 109.5°.



En esta representación la cuña indica una posición sobre la superficie del papel, y las líneas punteadas muestran las posiciones detrás de la superficie. La línea sólida indica una posición en la superficie de la página. A la figura formada al conectar las líneas se le llama *tetraedro*, por lo que a este arreglo de los pares de electrones se le denomina **arreglo tetraédrico**.



Esta es la separación máxima posible de los cuatro pares alrededor de un átomo dado. *Cuando quiera que cuatro pares de electrones estén presentes alrededor de un átomo, siempre deben colocarse en las esquinas de un tetraedro (el arreglo tetraédrico).*

Ahora que se tiene el arreglo de los pares de electrones que da la repulsión mínima, se pueden determinar las posiciones de los átomos y por tanto la estructura molecular del CH₄. En el metano, cada uno de los cuatro pares de electrones está

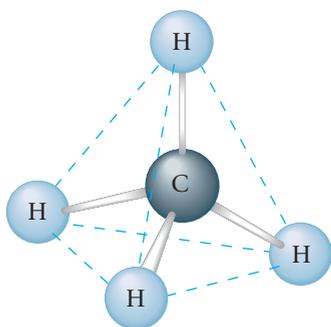


Figura 12.12

Estructura molecular del metano. El arreglo tetraédrico de los pares de electrones produce un arreglo tetraédrico de los átomos de hidrógeno.

compartido entre el átomo de carbono y un átomo de hidrógeno. Por ende, los átomos de hidrógeno se colocan como se muestra en la figura 12.12 y la molécula toma una estructura tetraédrica con el átomo de carbono en el centro.

Recuerde que la idea principal del modelo de RPECV es encontrar el arreglo de los pares de electrones alrededor del átomo central que minimiza las repulsiones. Después se puede determinar la *estructura molecular* sabiendo cómo los pares de electrones están compartidos con los átomos periféricos. Abajo se describe un procedimiento sistemático para el uso del modelo de RPECV para predecir la estructura de una molécula.

Pasos para predecir la estructura molecular utilizando el modelo de RPECV

- Paso 1** Trazar la estructura de Lewis para la molécula.
- Paso 2** Contar los pares de electrones y ordenarlos de manera que se minimice la repulsión (es decir, colocar los pares tan alejados como sea posible).
- Paso 3** Determinar las posiciones de los átomos a partir de la manera en que se comparten los pares de electrones.
- Paso 4** Determinar el nombre la estructura molecular a partir de las posiciones de los átomos.

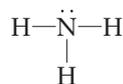
EJEMPLO 12.5

Predicción de la estructura molecular utilizando el modelo de RPECV, I

El amoníaco, NH_3 , se utiliza como fertilizante (inyectado en la tierra) y como limpiador casero (en disolución acuosa). Pronostique la estructura del amoníaco utilizando el modelo de RPECV.

SOLUCIÓN

Paso 1 Trazar la estructura de Lewis.



Paso 2 Contar los pares de electrones y ordenarlos para minimizar las repulsiones. La molécula de NH_3 tiene cuatro pares de electrones alrededor del átomo de N: tres pares de enlace y uno de no enlace. A partir de la explicación de la molécula del metano se sabe que el mejor arreglo de cuatro pares de electrones es la estructura tetraédrica mostrada en la figura 12.13a.

Paso 3 Determinar las posiciones de los átomos. Los tres átomos de H comparten los pares de electrones como se muestra en la figura 12.13b.

Paso 4 Nombrar la estructura molecular. Es muy importante reconocer que el nombre de la estructura molecular siempre se basa en las *posiciones de los átomos*. La colocación de los pares de electrones determina la estructura, pero el nombre se basa en la posición de los átomos. Por tanto, es incorrecto decir que la molécula de NH_3 es tetraédrica. Tiene un arreglo tetraédrico de los pares de electrones pero *no* un arreglo tetraédrico de los átomos. La estructura molecular del amoníaco es una **pirámide trigonal** (un lado es distinto de los otros tres) en vez de un tetraedro. ■

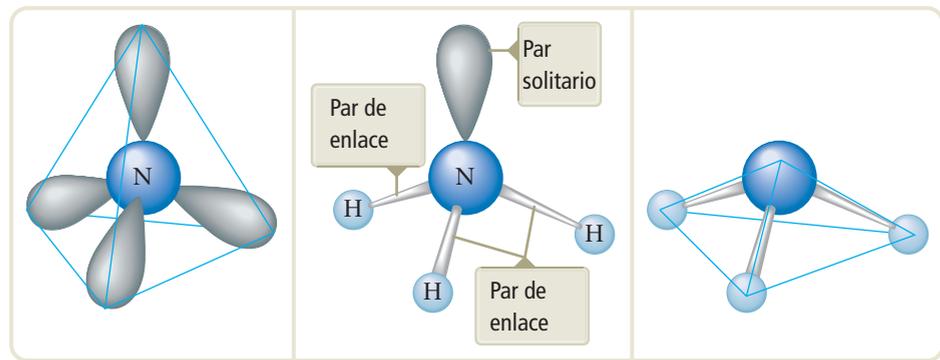


Figura 12.13

El arreglo tetraédrico de los pares de electrones alrededor del átomo de nitrógeno en la molécula del amoníaco.

Tres de los pares de electrones alrededor del nitrógeno están compartidos por los átomos de hidrógeno como se muestra, y uno es un par solitario. Aunque al arreglo de los pares de electrones es tetraédrico, como en la molécula del metano, los átomos de hidrógeno en la molécula del amoníaco sólo ocupan tres esquinas del tetraedro. Un par solitario ocupa la cuarta esquina.

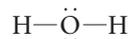
La molécula de NH_3 tiene la estructura piramidal trigonal (una pirámide con un triángulo como base).

EJEMPLO 12.6**Predicción de la estructura molecular utilizando el modelo de RPECV, II**

Describe la estructura molecular de la molécula del agua.

SOLUCIÓN

Paso 1 La estructura de Lewis para el agua es



Paso 2 Hay cuatro pares de electrones: dos pares de enlace y dos pares de no enlace. Para minimizar las repulsiones se arreglan mejor en una estructura tetraédrica como se muestra en la figura 12.14a.

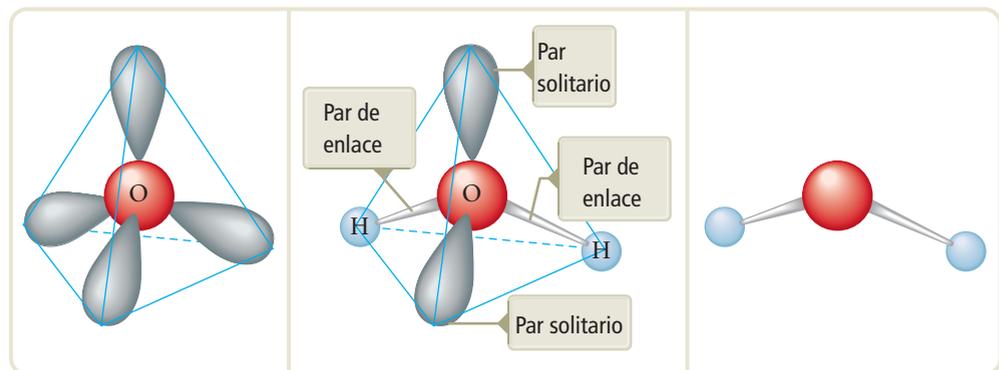


Figura 12.14

Arreglo tetraédrico de los cuatro pares de electrones alrededor del oxígeno en la molécula del agua.

Dos de los pares de electrones están compartidos entre el oxígeno y los átomos de hidrógeno, y dos son pares solitarios.

Estructura molecular en forma de V de la molécula del agua.

Paso 3 Aunque el H_2O tiene un arreglo tetraédrico de los *pares de electrones*, *no es una molécula tetraédrica*. Los átomos en la molécula de H_2O tienen forma de V, como se muestra en la figura 12.14b y c.

Paso 4 A la estructura molecular se le llama en *forma de V* o *angular*.

Autocomprobación

EJERCICIO 12.5 Pronostique el arreglo de los pares de electrones alrededor del átomo central. Después dibuje y nombre la estructura molecular para cada una de las siguientes moléculas o iones.

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| a) NH_4^+ | d) H_2S |
| b) SO_4^{2-} | e) ClO_3^- |
| c) NF_3 | f) BeF_2 |

Vea los problemas 12.81 al 12.84. ■

En la tabla 12.4 en la siguiente página se resumen las diversas moléculas que se han considerado en este capítulo. Observe las siguientes reglas generales.

Reglas para predecir la estructura molecular utilizando el modelo de RPECV

1. Dos pares de electrones en un átomo central de una molécula siempre se colocan a 180° entre sí. Este es un arreglo lineal de pares.
2. Tres pares de electrones en un átomo central de una molécula siempre se colocan a 120° entre sí en el mismo plano que el átomo central. Este es un arreglo trigonal plano (triangular) de los pares.
3. Cuatro pares de electrones en un átomo central de una molécula siempre se colocan a 109.5° entre sí. Este es un arreglo tetraédrico de los pares de electrones.
4. Cuando *todo par* de electrones en el átomo central está *compartido* con otro átomo, la estructura molecular tiene el mismo nombre que el arreglo de los pares de electrones.

Número de pares	Nombre del arreglo
2	lineal
3	trigonal plano
4	tetraédrico

5. Cuando uno o más de los pares de electrones alrededor de un átomo central están sin compartir (pares solitarios), el nombre de la estructura molecular es *distinto* al del arreglo de los pares de electrones (vea los renglones 4 y 5 en la tabla 12.4).

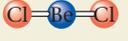
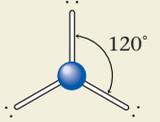
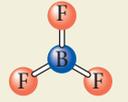
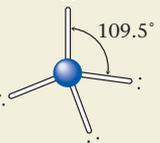
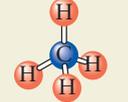
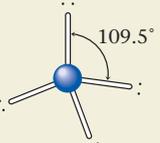
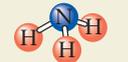
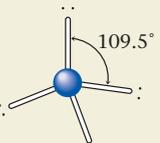
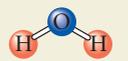
12.10

Estructura molecular: moléculas con enlaces dobles

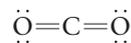
OBJETIVO Aprender a aplicar el modelo de RPECV a moléculas con enlaces dobles.

Hasta este punto sólo se ha aplicado el modelo de RPECV a moléculas (y iones) que contienen enlaces sencillos. En esta sección se mostrará que este modelo se aplica igual de bien a especies con uno o más enlaces dobles. Se desarrollarán los procedimientos para tratar con moléculas con enlaces dobles considerando ejemplos cuyas estructuras se conocen.

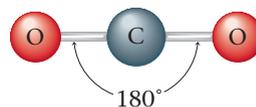
Tabla 12.4 Arreglos de los pares de electrones y las estructuras moleculares resultantes para dos, tres y cuatro pares de electrones

Número de pares de electrones	Enlaces	Arreglo de los pares de electrones	Modelo de barras y esferas	Estructura molecular	Estructura de Lewis parcial	Modelo de barras y esferas
2	2	Lineal		Lineal	A — B — A	
3	3	Trigonal plano (triangular)		Trigonal plana (triangular)	$\begin{array}{c} A \\ \\ B \\ / \quad \backslash \\ A \quad A \end{array}$	
4	4	Tetraédrico		Tetraédrica	$\begin{array}{c} A \\ \\ A - B - A \\ \\ A \end{array}$	
4	3	Tetraédrico		Piramidal trigonal	$\begin{array}{c} A \\ \\ A - B - A \\ \\ A \end{array}$	
4	2	Tetraédrico		Angular o en forma de V	$\begin{array}{c} A \\ \\ A - B - A \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	

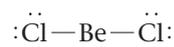
Primero se examinará la estructura del dióxido de carbono, una sustancia que puede estar contribuyendo al calentamiento de la Tierra. La molécula del dióxido de carbono tiene la estructura de Lewis



como se explicó en la sección 12.7. Por medio de experimentos se conoce que el dióxido de carbono tiene una molécula lineal. Es decir, tiene un ángulo de enlace de 180°.



Recuerde de la sección 12.9 que dos pares de electrones alrededor de un átomo central pueden minimizar sus repulsiones mutuas tomando posiciones en lados opuestos del átomo (a 180° entre sí). Esto ocasiona una molécula como la del BeCl₂, la cual tiene la estructura de Lewis



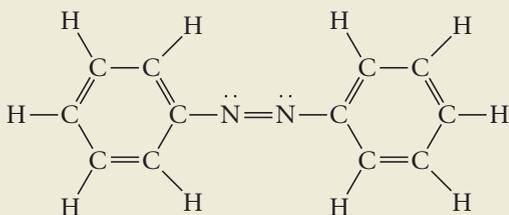
para tener una estructura lineal. Ahora recuerde que el CO₂ tiene dos enlaces dobles y se sabe que es lineal, por lo que estos enlaces deben estar a 180° entre sí. Por tanto, se concluye que cada enlace doble en esta molécula actúa *de manera efectiva* como una unidad de repulsión. Esta conclusión tiene sentido si piensa en un enlace en términos de una “nube” de densidad electrónica entre dos átomos. Por ejemplo, puede visualizar los enlaces sencillos en el BeCl₂ como se observa a continuación.



Molécula minimotora

La sociedad moderna se caracteriza por una búsqueda continua de la miniaturización. Las computadoras, los teléfonos celulares, los reproductores de música portátiles, las calculadoras y varios otros dispositivos han disminuido de tamaño en gran medida en los últimos años. En la miniaturización la meta final es producir máquinas fabricadas con moléculas sencillas. Aunque esta idea suena como un sueño imposible, avances recientes nos colocan en el umbral de tales dispositivos. Por ejemplo, Hermann E. Gaub y sus colaboradores del Centro para la Nanociencia en la Universidad Ludwig-Maximilians en Munich, acaban de reportar una molécula sencilla que puede realizar trabajo simple.

Gaub y sus colegas construyeron un polímero de alrededor de 75 nm de largo conectando varias moléculas sensibles a la luz llamadas *azobencenos*:



El azobenceno es ideal para esta aplicación debido a que sus enlaces son sensibles a longitudes de onda específicas de la luz. Cuando éste absorbe luz de 420 nm, se extiende; la luz de 365 nm ocasiona que la molécula se contraiga.

Para hacer su máquina pequeña, los científicos alemanes unieron un extremo del polímero de azobenceno a una palanca pequeña y flexible, similar a la punta de un microscopio de fuerza atómica. El otro extremo del polímero se unió a una superficie de vidrio. Los destellos de luz de 365 nm ocasionaron que la molécula se contrajera, doblando la palanca hacia abajo y almacenando energía mecánica. Los pulsos de radiación de 420 nm extendieron la molécula, ocasionando que la palanca se elevara y liberara la energía almacenada. Con el tiempo, se puede imaginar tener la palanca operando alguna parte de una máquina a nanoescala. Parece que nos estamos acercando a la meta final en las máquinas miniaturas.

La repulsión mínima entre estas dos nubes de densidad electrónica ocurre cuando están en lados opuestos del átomo de Be (un ángulo de 180° entre ellas).

Cada enlace doble en el CO₂ involucra la compartición de cuatro electrones entre el átomo de carbono y un átomo de oxígeno. Por tanto, se podría esperar que la nube de enlace para un enlace doble sea “más gruesa” que para uno sencillo.



Sin embargo, los efectos de repulsión de estas dos nubes producen el mismo resultado que para los enlaces sencillos; las nubes de enlace tienen repulsiones mínimas cuando están posicionadas en lados opuestos del carbono. El ángulo de enlace es de 180° y por tanto la molécula es lineal:



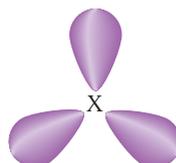
En resumen, el examen del CO₂ conduce a la conclusión de que al utilizar el modelo de RPECV para moléculas con enlaces dobles, cada enlace doble debe tratarse de la misma manera que un enlace sencillo. En otras palabras, aunque un enlace doble involucra cuatro electrones, estos electrones están restringidos al espacio entre un

par de átomos dado. En consecuencia, estos cuatro electrones no funcionan como dos pares independientes sino que se “unen” para formar una unidad de repulsión efectiva.

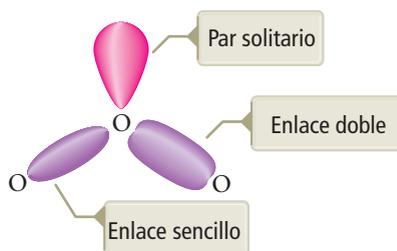
Se llega a esta misma conclusión considerando las estructuras conocidas de otras moléculas que contienen enlaces dobles. Por ejemplo, piense en la molécula del ozono, la cual tiene 18 electrones de valencia y exhibe dos estructuras de resonancia:



Se sabe que la molécula del ozono tiene un enlace doble cercano a 120° . Recuerde que los ángulos de 120° representan la repulsión mínima para tres pares de electrones.



Esto indica que el enlace doble en la molécula del ozono se comporta como una unidad de repulsión efectiva:



Estos y otros ejemplos conducen a la siguiente regla: *Cuando se utiliza el modelo de RPECV para predecir la geometría molecular de una molécula, un enlace doble se cuenta de la misma manera que un par de electrones sencillo.*

Por tanto, el CO_2 tiene dos “pares efectivos” que conducen a su estructura lineal mientras que el O_3 tiene tres “pares efectivos” que configuran su estructura angular, con un ángulo de enlace de 120° . Como resultado, al utilizar el modelo de RPECV para moléculas (o iones) que tienen enlaces dobles se utilizan los mismos pasos indicados en la sección 12.9, pero se cuenta cualquier enlace doble como un par de electrones sencillo. Aunque no se ha demostrado aquí, los enlaces triples también se cuentan como una unidad de repulsión al aplicar el modelo de RPECV.

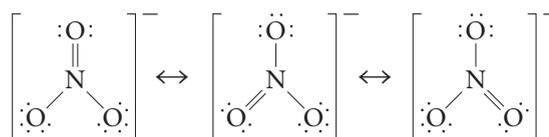
EJEMPLO 12.7

Predicción de la estructura molecular utilizando el modelo de RPECV, III

Pronostique la estructura del ión nitrato.

SOLUCIÓN

Paso 1 Las estructuras de Lewis para el NO_3^- son



Paso 2 En cada estructura de resonancia hay efectivamente tres pares de electrones: los dos enlaces sencillos y el enlace doble (el cual cuenta como un par).

Estos tres “pares efectivos” requerirán un arreglo trigonal plano (*ángulos de 120°*).

Paso 3 Los átomos están en un plano, con el nitrógeno en el centro y los tres oxígenos en las esquinas de un triángulo (arreglo trigonal plano).

Paso 4 El ión NO_3^- tiene una estructura trigonal plana. ■

CAPÍTULO 12 REPASO

Términos clave

enlace (12.1)	resonancia (12.7)
energía de enlace (12.1)	estructura de resonancia (12.7)
enlace iónico (12.1)	estructura molecular (geométrica) (12.8)
compuesto iónico (12.1)	ángulo de enlace (12.8)
enlace covalente (12.1)	estructura lineal (12.8)
enlace covalente polar (12.1)	estructura trigonal plana (12.8)
electronegatividad (12.2)	estructura tetraédrica (12.8)
momento dipolar (12.3)	modelo de repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV) (12.9)
estructura de Lewis (12.6)	arreglo tetraédrico (12.9)
regla del dueto (12.6)	piramidal trigonal (12.9)
regla del octeto (12.6)	
par de enlace (12.6)	
par solitario (sin compartir) (12.6)	
enlace sencillo (12.7)	
enlace doble (12.7)	
enlace triple (12.7)	

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Dos no metales comparten los electrones de valencia de tal manera que ambos átomos hayan completado las configuraciones de electrones de valencia (configuraciones de gas noble).

- Se trazan estructuras de Lewis para representar el arreglo de los electrones de valencia en una molécula. Las reglas para el trazado de las estructuras de Lewis se basan en la observación de que los átomos de los no metales tienden a alcanzar las configuraciones electrónicas de gas noble compartiendo electrones. Esto conduce a una regla del dueto para el hidrógeno y a una regla del octeto para muchos otros átomos.
- Algunas moléculas tienen más de una estructura de Lewis válida, una propiedad llamada *resonancia*. Aunque las estructuras de Lewis en las que los átomos tienen configuraciones electrónicas de gas noble describen de manera correcta la mayoría de las moléculas, existen algunas excepciones notables, incluyendo el O_2 , el NO , el NO_2 y las moléculas que contienen Be y B.
- La estructura molecular de una molécula describe cómo se ordenan los átomos en el espacio.
- La estructura molecular puede predecirse utilizando el modelo de repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV). Este modelo basa su predicción en la minimización de las repulsiones entre los pares de electrones alrededor de un átomo, lo cual significa ordenar los pares de electrones lo más separados posible.

Resumen

- Los enlaces químicos mantienen juntos grupos de átomos. Pueden clasificarse en varios tipos. Un enlace iónico se forma cuando ocurre una transferencia de electrones para formar iones; en un enlace puramente covalente los electrones están compartidos de manera equitativa entre los átomos idénticos. Entre estos extremos se encuentra el enlace covalente polar, en el que los electrones no están compartidos de manera equitativa entre los átomos con diferentes electronegatividades.
- La electronegatividad se define como la habilidad relativa de un átomo en una molécula para atraer electrones compartidos en un enlace. La diferencia en los valores de la electronegatividad entre los átomos involucrados en un enlace determina la polaridad de ese enlace.
- En los compuestos químicos estables los átomos tienden a alcanzar la configuración electrónica de gas noble. En la formación de un compuesto iónico binario que involucra elementos representativos se completa la configuración de los electrones de valencia del no metal: alcanza la configuración del siguiente gas noble. Los orbitales de valencia del metal se vacían para dar la configuración electrónica del gas noble previo.

Preguntas de aprendizaje activo

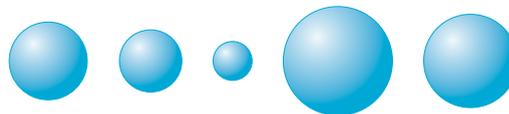
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Utilizando sólo la tabla periódica, pronostique el ión más estable para el Na, Mg, Al, S, Cl, K, Ca y Ga. Ordene estos elementos de radio mayor a menor y explique por qué el radio varía de la forma en que lo hace.

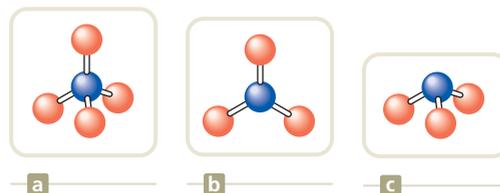
- Escriba las cargas apropiadas para que un metal alcalino, un gas noble y un halógeno tengan las mismas configuraciones electrónicas. ¿Cuál es el número de protones en cada uno? ¿El número de electrones? Ordénelos de radio menor a mayor y explique su razonamiento para el ordenamiento.
- ¿A qué se refiere el término *enlace químico*?
- ¿Por qué los átomos forman enlaces entre sí? ¿Qué puede hacer que se favorezca una molécula en comparación con los átomos solitarios?
- ¿En qué difiere un enlace entre Na y Cl de un enlace entre C y O? ¿Qué hay acerca de un enlace entre N y N?
- En sus propias palabras, ¿a qué se refiere el término *electronegatividad*? ¿Cuáles son las tendencias a través y hacia abajo en la tabla periódica para la electronegatividad? Explíquelas y describa cómo son consistentes con las tendencias de la energía de ionización y de los radios atómicos.
- Explique la diferencia entre enlace iónico y enlace covalente. ¿Cómo puede emplearse la tabla periódica para determinar el tipo de enlace entre átomos?
- ¿Falso o verdadero? En general, un átomo más grande tiene una electronegatividad menor. Explique.
- ¿Por qué existe una regla del octeto (y qué significa *octeto*) en la escritura de las estructuras de Lewis?
- ¿Una estructura de Lewis indica cuáles electrones provienen de cuáles átomos? Explique.
- Si el litio y el flúor reaccionan, ¿cuál tiene más atracción para un electrón? ¿Por qué?
- En un enlace entre el flúor y el yodo, ¿cuál tiene más atracción para un electrón? ¿Por qué?
- Se utilizan las diferencias en la electronegatividad para justificar ciertas propiedades de un enlace. ¿Qué pasaría si todos los átomos tienen los mismos valores de electronegatividad? ¿Cómo se afectaría el enlace entre los átomos? ¿Cuáles diferencias observaría?
- Explique cómo puede utilizar la tabla periódica para predecir la fórmula de los compuestos.
- ¿Por qué sólo se consideran los electrones de valencia en el trazado de estructuras de Lewis?
- ¿Cómo se determina el número total de electrones de valencia para un ión? Proporcione un ejemplo de un anión y un catión y explique su respuesta.
- ¿Cuál es la idea principal en la teoría de la repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV)?
- Las moléculas NH_3 y BF_3 tienen la misma fórmula general (AB_3) pero formas diferentes.
 - Encuentre la forma de cada una de estas moléculas.
 - Proporcione más ejemplos de moléculas reales que tengan las mismas fórmulas generales pero formas diferentes.
- ¿Cómo se tratan los enlaces múltiples en la teoría de la RPECV?

20. En la sección 12.10 de su texto se utiliza el término "pares efectivos". ¿Qué significa esto?

- VP 21. Considere los iones Sc^{3+} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} y S^{2-} . Relaciónelos con las siguientes imágenes que representan los tamaños relativos de los iones.



- VP 22. Escriba el nombre de cada una de las siguientes formas de las moléculas.



Preguntas y problemas

12.1 Tipos de enlaces químicos

PREGUNTAS

- En términos generales, ¿qué es un *enlace químico*?
- ¿Qué representa la *energía de enlace* de un enlace químico?
- ¿Qué tipos de elementos reaccionan para formar compuestos *iónicos*?
- En términos generales, ¿qué es un *enlace covalente*?
- Describa el tipo de enlace que existe en la molécula del $\text{Cl}_2(\text{g})$. ¿En qué difiere este tipo de enlace con el encontrado en la molécula de $\text{HCl}(\text{g})$? ¿En qué es similar?
- Compare y contraste el enlace encontrado en las moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{HF}(\text{g})$ con el encontrado en el $\text{NaF}(\text{s})$.

12.2 Electronegatividad

PREGUNTAS

- A la habilidad relativa de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí mismo se le llama _____ del átomo.
- ¿A qué se refiere cuando se dice que un enlace es *polar*? Proporcione dos ejemplos de moléculas con enlaces *polares*. Indique en sus ejemplos la dirección de la polaridad.
- Un enlace entre átomos que tienen una diferencia (menor/mayor) en electronegatividad será iónico.
- ¿Qué factor determina el nivel relativo de polaridad de un enlace covalente polar?

PROBLEMAS

11. En cada uno de los siguientes grupos, ¿cuál elemento es el más electronegativo? ¿Cuál es el menos electronegativo?
- K, Na, H
 - F, Br, Na
 - B, N, F
12. En cada uno de los siguientes grupos, ¿cuál elemento es el más electronegativo? ¿Cuál es el menos electronegativo?
- Rb, Sr, I
 - Ca, Mg, Sr
 - Br, Ca, K
13. Con base en los valores de electronegatividad de la figura 12.3, indique si esperaría que cada uno de los siguientes enlaces sea iónico, covalente o covalente polar.
- O—O
 - Al—O
 - B—O
14. Con base en los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, indique si esperaría que cada uno de los siguientes enlaces sea covalente, covalente polar o iónico.
- K—Cl
 - Br—Cl
 - Cl—Cl
15. ¿Cuáles de las siguientes moléculas contienen enlaces covalentes polares?
- agua, H₂O
 - monóxido de carbono, CO
 - flúor, F₂
 - nitrógeno, N₂
16. ¿Cuáles de las siguientes moléculas contienen enlaces covalentes polares?
- azufre, S₈
 - flúor, F₂
 - monocloruro de yodo, ICl
 - bromuro de hidrógeno, HBr
17. Con base en los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, indique cuál es el enlace más polar en cada uno de los siguientes pares.
- H—F o H—Cl
 - H—Cl o H—I
 - H—Br o H—Cl
 - H—I o H—Br
18. Con base en los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, indique cuál es el enlace más polar en cada uno de los siguientes pares.
- O—Cl o O—Br
 - P—S o P—O
 - N—O o N—F
 - H—O o H—N
19. ¿Cuál enlace en cada uno de los siguientes pares tiene el mayor carácter iónico?
- Na—F o Na—I
 - Li—Cl o Cs—Cl
 - Ca—S o Ca—O
 - Mg—N o Mg—P

20. ¿Cuál enlace en cada uno de los siguientes pares tiene el menor carácter iónico?

- Na—Cl o Ca—Cl
- Cs—Cl o Ba—Cl
- Fe—I o Fe—F
- Be—F o Ba—F

12.3 Polaridad de enlace y momentos dipolares

PREGUNTAS

21. ¿Qué es un *momento dipolar*? Proporcione cuatro ejemplos de moléculas que poseen momentos dipolares y dibuje la dirección del dipolo como se muestra en la sección 12.3.
22. ¿Por qué la presencia de un momento dipolar en la molécula del agua es tan importante? ¿Cuáles son algunas propiedades del agua que están determinadas por su polaridad?

PROBLEMAS

23. En cada una de las siguientes moléculas diatómicas, ¿cuál extremo de la molécula es negativo en relación con el otro extremo?
- cloruro de hidrógeno, HCl
 - monóxido de carbono, CO
 - monofluoruro de bromo, BrF
24. En cada una de las siguientes moléculas diatómicas, ¿cuál extremo de la molécula es positivo en relación con el otro extremo?
- fluoruro de hidrógeno, HF
 - monofluoruro de cloro, ClF
 - monocloruro de yodo, ICl
25. Para cada uno de los siguientes enlaces, dibuje una figura que indique la dirección del dipolo del enlace, incluyendo cuál extremo del enlace es positivo y cuál es negativo.
- C—F
 - Si—C
 - C—O
 - B—C
26. Para cada uno de los siguientes enlaces, dibuje una figura que indique la dirección del dipolo del enlace, incluyendo cuál extremo del enlace es positivo y cuál es negativo.
- S—O
 - S—N
 - S—F
 - Cl—Cl
27. Para cada uno de los siguientes enlaces, dibuje una figura que indique la dirección del dipolo del enlace, incluyendo cuál extremo del enlace es positivo y cuál es negativo.
- Si—H
 - P—H
 - S—H
 - Cl—H
28. Para cada uno de los siguientes enlaces, dibuje una figura que indique la dirección del dipolo del enlace, incluyendo cuál extremo del enlace es positivo y cuál es negativo.
- H—C
 - N—O
 - N—S
 - N—C

12.4 Configuraciones electrónicas estables y cargas en los iones

PREGUNTAS

29. ¿A qué se refiere cuando se dice que en la formación de enlaces los átomos tratan de alcanzar una configuración electrónica análoga a la de un gas noble?
30. Los elementos metálicos pierden electrones cuando reaccionan y los iones positivos resultantes tienen una configuración electrónica análoga a la _____ de un elemento de los gases nobles.
31. Los no metales forman iones negativos (perdiendo/ganando) los suficientes electrones para alcanzar la configuración electrónica del siguiente gas noble.
32. Explique cómo los átomos en las moléculas *covalentes* alcanzan configuraciones electrónicas similares a las de los gases nobles. ¿Cómo difiere esto de la situación en los compuestos iónicos?

PROBLEMAS

33. ¿Cuál ión sencillo esperaría que forme cada uno de los siguientes elementos? ¿Cuál gas noble tiene una configuración electrónica análoga a cada uno de los iones?
 - a) cloro, $Z = 17$
 - b) estroncio, $Z = 38$
 - c) oxígeno, $Z = 8$
 - d) rubidio, $Z = 37$
34. ¿Cuál ión sencillo esperaría que forme cada uno de los siguientes elementos? ¿Cuál gas noble tiene una configuración electrónica análoga a cada uno de los iones?
 - a) bromo, $Z = 35$
 - b) cesio, $Z = 55$
 - c) fósforo, $Z = 15$
 - d) azufre, $Z = 16$
35. Para cada uno de los siguientes números de electrones, proporcione la fórmula de un *ión positivo* que tendría ese número de electrones y escriba la configuración electrónica completa de cada ión.
 - a) 10 electrones c) 18 electrones
 - b) 2 electrones d) 36 electrones
36. Provea la fórmula de un *ión negativo* que tendría el mismo número de electrones que cada uno de los siguientes iones *positivos*.
 - a) Na^+ c) Al^{3+}
 - b) Ca^{2+} d) Rb^+
37. Con base en sus configuraciones electrónicas, pronostique la fórmula de los compuestos iónicos binarios sencillos que probablemente se formen cuando reaccionen entre sí los siguientes pares de elementos.
 - a) aluminio, Al, y azufre, S
 - b) radio, Ra, y oxígeno, O
 - c) calcio, Ca, y flúor, F
 - d) cesio, Cs, y nitrógeno, N
 - e) rubidio, Rb, y fósforo, P

38. Con base en sus configuraciones electrónicas, pronostique la fórmula de los compuestos iónicos binarios sencillos que probablemente se formen cuando reaccionen entre sí los siguientes pares de elementos.
 - a) aluminio y bromo
 - b) aluminio y oxígeno
 - c) aluminio y fósforo
 - d) aluminio e hidrógeno
39. Nombre el átomo de gas noble que tiene la misma configuración electrónica que cada uno de los iones en los siguientes compuestos.
 - a) sulfuro de bario, BaS
 - b) fluoruro de estroncio, SrF_2
 - c) óxido de magnesio, MgO
 - d) sulfuro de aluminio, Al_2S_3
40. Los átomos forman iones de tal manera que alcancen configuraciones electrónicas similares a las de los gases nobles. Para los siguientes pares de configuraciones de gas noble, provea las fórmulas de dos compuestos iónicos sencillos que tendrían configuraciones electrónicas comparables.
 - a) $[\text{He}]$ y $[\text{Ne}]$ c) $[\text{He}]$ y $[\text{Ar}]$
 - b) $[\text{Ne}]$ y $[\text{Ne}]$ d) $[\text{Ne}]$ y $[\text{Ar}]$

12.5 Enlace iónico y estructuras de los compuestos iónicos

PREGUNTAS

41. ¿La fórmula que se escribe para un compuesto iónico es la fórmula *molecular* o la fórmula *empírica*? ¿Por qué?
42. Describa en términos generales la estructura de los sólidos iónicos como el NaCl . ¿Cómo se empaquetan los iones en el cristal?
43. ¿Por qué los cationes siempre son más pequeños que los átomos a partir de los cuales se forman?
44. ¿Por qué los aniones siempre son más grandes que los átomos a partir de los cuales se forman?

PROBLEMAS

45. Para cada uno de los siguientes pares, indique cuál especie es más pequeña. Explique su razonamiento en términos de la estructura electrónica de cada especie.
 - a) H o H^- c) Al o Al^{3-}
 - b) N o N^{3-} d) F o Cl
46. Para cada uno de los siguientes pares, indique cuál especie es más grande. Explique su razonamiento en términos de la estructura electrónica de cada especie.
 - a) Li^+ o F^- c) Ca^{2+} o Ca
 - b) Na^+ o Cl^- d) Cs^+ o I^-
47. Para cada uno de los siguientes pares, indique cuál es más pequeño.
 - a) Fe o Fe^{3+} b) Cl o Cl^- c) Al^{3+} o Na^+
48. Para los siguientes pares, indique cuál es más grande.
 - a) I o F b) F o F^- c) Na^+ o F^-

12.6 y 12.7 Estructuras de Lewis

PREGUNTAS

49. ¿Por qué los electrones de *valencia* de un átomo son los únicos electrones probables que están involucrados en el enlazamiento con otro átomo?
50. Explique cuáles son las reglas del “dueto” y del “octeto” y cómo se utilizan para describir el arreglo de los electrones en una molécula.
51. ¿Qué tipo de estructura debe exhibir por lo regular cada átomo en un compuesto para que éste sea estable?
52. Cuando aparecen en los compuestos elementos en el segundo y tercer periodos, ¿qué número de electrones en la capa de valencia representa el arreglo electrónico más estable? ¿Por qué?

PROBLEMAS

53. ¿Cuántos electrones están involucrados cuando dos átomos en una molécula están conectados por medio de un “enlace doble”? Escriba la estructura de Lewis de una molécula que contiene un enlace doble.
54. ¿A qué se refiere cuando dos átomos en una molécula están conectados por medio de un “enlace triple”? Escriba la estructura de Lewis de una molécula que contenga este tipo de enlace.
55. Escriba la estructura de Lewis sencilla para cada uno de los siguientes átomos.
 a) I ($Z = 53$) c) Xe ($Z = 54$)
 b) Al ($Z = 13$) d) Sr ($Z = 38$)
56. Escriba la estructura de Lewis sencilla para cada uno de los siguientes átomos.
 a) Mg ($Z = 12$) c) S ($Z = 16$)
 b) Br ($Z = 35$) d) Si ($Z = 14$)
57. Proporcione el número *total* de electrones de valencia de cada una de las siguientes moléculas.
 a) N_2O c) C_3H_8
 b) B_2H_6 d) NCl_3
58. Provea el número *total* de electrones de valencia de cada una de las siguientes moléculas.
 a) B_2O_3 c) C_2H_6O
 b) CO_2 d) NO_2
59. Escriba una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
 a) NBr_3 c) CBr_4
 b) HF d) C_2H_2
60. Escriba una estructura de Lewis para las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
 a) H_2 c) CF_4
 b) HCl d) C_2F_6
61. Escriba una estructura de Lewis para las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
 a) C_2H_6 c) C_4H_{10}
 b) NF_3 d) $SiCl_4$
62. Escriba una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
 a) PCl_3 c) $C_2H_4Cl_2$
 b) $CHCl_3$ d) N_2H_4
- F 63. El segmento “Química en enfoque” *Brócoli: ¿alimento milagroso?* trata sobre los beneficios a la salud de consumir brócoli y provee una estructura de Lewis para el sulforafano, una sustancia química del brócoli. Trace las estructuras de resonancia posibles del sulforafano.
- F 64. El segmento “Química en enfoque” *Esconder el dióxido de carbono* trata sobre los intentos de confinamiento (almacenamiento) bajo tierra del CO_2 producido en las centrales eléctricas para disminuir el efecto invernadero. Trace todas las estructuras de resonancia de la molécula de CO_2 .
65. Escriba una estructura de Lewis para cada uno de los siguientes iones poliatómicos. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos. Para aquellos iones que exhiben resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.
 a) ión sulfato, SO_4^{2-}
 b) ión fosfato, PO_4^{3-}
 c) ión sulfito, SO_3^{2-}
66. Escriba una estructura de Lewis para cada uno de los siguientes iones poliatómicos. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos. Para aquellos iones que exhiben resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.
 a) ión clorato, ClO_3^-
 b) ión peróxido, O_2^{2-}
 c) ión acetato, $C_2H_3O_2^-$
67. Escriba una estructura de Lewis para cada uno de los siguientes iones poliatómicos. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos. Para aquellos iones que exhiben resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.
 a) ión clorito, ClO_2^-
 b) ión perbromato, BrO_4^-
 c) ión cianuro, CN^-
68. Escriba una estructura de Lewis para cada uno de los siguientes iones poliatómicos. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos. Para aquellos iones que exhiben resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.
 a) ión carbonato, CO_3^{2-}
 b) ión amonio, NH_4^+
 c) ión hipoclorito, ClO^-

12.8 Estructura molecular

PREGUNTAS

69. ¿Cuál es la estructura geométrica de la molécula del agua? ¿Cuántos pares de electrones de valencia hay en el átomo de oxígeno en esta molécula? ¿Cuál es el ángulo de enlace aproximado del H—O—H del agua?
70. ¿Cuál es la estructura geométrica de la molécula del amoníaco? ¿Cuántos pares de electrones de valencia rodean el átomo de nitrógeno en el NH_3 ? ¿Cuál es el ángulo de enlace aproximado del H—N—H en el amoníaco?
71. ¿Cuál es la estructura geométrica de la molécula de trifluoruro de boro, BF_3 ? ¿Cuántos pares de electrones de valencia están presentes en el átomo de boro en el BF_3 ? ¿Cuáles son los ángulos de enlace aproximados del F—B—F en el BF_3 ?
72. ¿Cuál es la estructura geométrica de la molécula de SiF_4 ? ¿Cuántos pares de electrones de valencia están presentes en el átomo de silicio del SiF_4 ? ¿Cuáles son los ángulos de enlace aproximados del F—Si—F en el SiF_4 ?

12.9 Estructura molecular: modelo RPECV

PREGUNTAS

73. ¿Por qué es importante la estructura geométrica de una molécula, en especial en las biológicas?
74. ¿Cuáles principios generales determinan la estructura (forma) molecular de una molécula?
75. ¿Cómo se relaciona la estructura alrededor de un átomo dado con la repulsión entre los pares de electrones de valencia en los átomos?
76. ¿Por qué todas las moléculas diatómicas son *lineales* sin importar el número de pares de electrones de valencia en los átomos involucrados?
77. Aunque los pares de electrones de valencia en el amoníaco tienen un arreglo tetraédrico, la estructura geométrica general de la molécula del amoníaco *no* se describe como tetraédrica. Explique.
78. Aunque las moléculas de BF_3 y NF_3 contienen el mismo número de átomos, la molécula de BF_3 es plana, mientras que la de NF_3 es piramidal trigonal. Explique.

PROBLEMAS

79. Para el átomo indicado en las siguientes moléculas o iones, proporcione el número y el arreglo de los pares de electrones de valencia alrededor de ese átomo.
- As en AsO_4^{3-}
 - Se en SeO_4^{2-}
 - S en H_2S^-
80. Para el átomo indicado en las siguientes moléculas o iones, proporcione el número y el arreglo de los pares de electrones de valencia alrededor de ese átomo.
- S en SO_3^{2-}
 - S en HSO_3^-
 - S en HS^-

81. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de las siguientes moléculas.
- NCl_3
 - H_2Se
 - SiCl_4
82. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de las siguientes moléculas.
- NI_3
 - AsH_3
 - OF_2
83. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada uno de los siguientes iones.
- ión sulfato, SO_4^{2-}
 - ión fosfato, PO_4^{3-}
 - ión amonio, NH_4^+
84. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada uno de los siguientes iones.
- ión dihidrógeno fosfato, H_2PO_4^-
 - ión perclorato, ClO_4^-
 - ión sulfito, SO_3^{2-}

85. Para cada una de las siguientes moléculas o iones, indique el ángulo de enlace esperado entre el átomo central y dos átomos de hidrógeno adyacentes cualesquiera.
- H_2O
 - NH_3
 - NH_4^+
 - CH_4
86. Para cada una de las siguientes moléculas o iones, indique el ángulo de enlace esperado entre el átomo central y dos átomos de cloro adyacentes cualesquiera.
- Cl_2O
 - NCl_3
 - CCl_4
 - C_2Cl_4
- F 87. El segmento “Química en enfoque” *Sabor: es la estructura la que cuenta* trata sobre los edulcorantes artificiales. ¿Cuáles son los ángulos de enlace esperados alrededor del átomo de nitrógeno en el aspartame?
- F 88. El segmento “Química en enfoque” *Molécula minimotora* trata sobre un polímero pequeño (75 nm de largo) hecho de azobencenos que puede realizar trabajo. Considere la estructura de Lewis mostrada en este segmento. ¿Cuáles son los ángulos de enlace esperados alrededor de los átomos de carbono en la estructura? ¿Qué hay acerca del ángulo de enlace C—N—N?

Problemas adicionales

89. ¿Qué es la *resonancia*? Proporcione tres ejemplos de moléculas o iones que exhiban resonancia, y trace estructuras de Lewis para cada una de estas formas de resonancia posibles.
90. Cuando dos átomos comparten dos pares de electrones, se dice que existe un enlace _____ entre ellos.
91. El arreglo geométrico de los pares de electrones alrededor de un átomo dado está determinado principalmente por la tendencia a minimizar las _____ entre los pares de electrones.
92. En cada caso, ¿cuál de los siguientes pares de elementos enlazados forma el enlace más polar?
- S—F o S—Cl
 - N—O o P—O
 - C—H o Si—H

93. En cada caso, ¿cuál de los siguientes pares de elementos enlazados forma el enlace más polar?
- Br—Cl o Br—F
 - As—S o As—O
 - Pb—C o Pb—Si
94. ¿A qué se refiere la *energía de enlace* de un enlace químico?
95. Un enlace químico _____ representa la compartición equitativa de un par de electrones entre dos núcleos.
96. En cada uno de los siguientes pares de elementos identifique cuál elemento esperaría que sea más electronegativo. No debe ser necesario ver una tabla de los valores reales de la electronegatividad.
- Be o Ba
 - N o P
 - F o Cl
97. Con base en los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, indique si esperaría que cada uno de los siguientes enlaces sea iónico, covalente o covalente polar.
- H—O
 - O—O
 - H—H
 - H—Cl
98. ¿Cuáles de las siguientes moléculas contienen enlaces covalentes polares?
- monóxido de carbono, CO
 - cloro, Cl₂
 - monocloruro de yodo, ICl
 - fósforo, P₄
99. Con base en los valores de la electronegatividad de la figura 12.3, indique cuál es el enlace más polar en cada uno de los siguientes pares.
- N—P o N—O
 - N—C o N—O
 - N—S o N—C
 - N—F o N—S
100. En cada una de las siguientes moléculas, ¿cuál extremo de la molécula es negativo en relación con el otro extremo?
- monóxido de carbono, CO
 - monobromuro de yodo, IBr
 - yoduro de hidrógeno, HI
101. Para cada uno de los siguientes enlaces, dibuje una figura que indique la dirección del dipolo del enlace, incluyendo cuál extremo del enlace es positivo y cuál es negativo.
- N—Cl
 - N—P
 - N—S
 - N—C
102. Escriba la configuración electrónica para cada uno de los siguientes átomos y para el ión sencillo que por lo común forma ese elemento. En cada caso, indique cuál gas noble tiene la misma configuración electrónica que el ión.
- aluminio, $Z = 13$
 - bromo, $Z = 35$
 - calcio, $Z = 20$
 - litio, $Z = 3$
 - flúor, $Z = 9$
103. ¿Cuál ión sencillo forma por lo común cada uno de los siguientes elementos?
- sodio
 - yodo
 - potasio
 - calcio
 - azufre
 - magnesio
 - aluminio
 - nitrógeno
104. Con base en sus configuraciones electrónicas, pronostique la fórmula del compuesto iónico binario sencillo que es probable que se forme cuando reaccionen entre sí cada uno de los siguientes pares de elementos.
- sodio, Na, y selenio, Se
 - rubidio, Rb, y flúor, F
 - potasio, K, y telurio, Te
 - bario, Ba, y selenio, Se
 - potasio, K, y ástato, At
 - francio, Fr, y cloro, Cl
105. ¿Cuál gas noble tiene la misma configuración electrónica que cada uno de los iones en los siguientes compuestos?
- bromuro de calcio, CaBr₂
 - seleniuro de aluminio, Al₂Se₃
 - óxido de estroncio, SrO
 - sulfuro de potasio, K₂S
106. Para cada uno de los siguientes pares, indique cuál es el más pequeño.
- Rb⁺ o Na⁺
 - Mg²⁺ o Al³⁺
 - F⁻ o I⁻
 - Na⁺ o K⁺
107. Escriba la estructura de Lewis para cada uno de los siguientes átomos.
- He ($Z = 2$)
 - Br ($Z = 35$)
 - Sr ($Z = 38$)
 - Ne ($Z = 10$)
 - I ($Z = 53$)
 - Ra ($Z = 88$)
108. ¿Cuál es el número *total* de electrones de *valencia* en cada una de las siguientes moléculas?
- HNO₃
 - H₂SO₄
 - H₃PO₄
 - HClO₄
109. Escriba una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
- GeH₄
 - ICl
 - Ni₃
 - PF₃
110. Escriba una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos.
- N₂H₄
 - C₂H₆
 - NCl₃
 - SiCl₄
111. Escriba una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas sencillas. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace

como puntos. Para aquellas moléculas que exhiban resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.

- a) SO_2
 b) N_2O (N en el centro)
 c) O_3
112. Escriba una estructura de Lewis para cada uno de los siguientes iones poliatómicos. Muestre todos los pares de electrones de valencia de enlace como líneas y todos los pares de electrones de valencia de no enlace como puntos. Para aquellos iones que exhiban resonancia, trace las varias formas de resonancia posibles.
- a) ión nitrato
 b) ión carbonato
 c) ión amonio
113. ¿Por qué la estructura molecular del H_2O no es lineal, mientras que la del BeF_2 es lineal, aun cuando ambas moléculas consisten de tres átomos?
114. Para el átomo indicado en cada una de las siguientes moléculas, proporcione el número y el arreglo de los pares de electrones alrededor de ese átomo.
- a) C en CCl_4
 b) Ge en GeH_4
 c) B en BF_3
115. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada una de las siguientes moléculas.
- a) Cl_2O
 b) OF_2
 c) SiCl_4
116. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada uno de los siguientes iones poliatómicos.
- a) ión clorato
 b) ión clorito
 c) ión perclorato
117. Para cada una de las siguientes moléculas, indique el ángulo de enlace esperado entre el átomo central y dos átomos de cloro adyacentes cualesquiera.
- a) Cl_2O
 b) CCl_4
 c) BeCl_2
 d) BCl_3
118. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada una de las siguientes moléculas o iones que contienen enlaces múltiples.
- a) SO_2
 b) SO_3
 c) HCO_3^- (el hidrógeno está enlazado al oxígeno)
 d) HCN
119. Utilizando la teoría de la RPECV, pronostique la estructura molecular de cada una de las siguientes moléculas o iones que contienen enlaces múltiples.
- a) CO_3^{2-}
 b) HNO_3 (el hidrógeno está enlazado al oxígeno)
 c) NO_2^-
 d) C_2H_2
120. Explique de manera breve en qué difieren las sustancias con enlace iónico de las sustancias con enlace covalente.
121. Explique la diferencia entre un enlace covalente formado entre dos átomos del mismo elemento y un enlace covalente formado entre átomos de dos elementos diferentes.

PREGUNTAS

1. ¿Qué es la energía *potencial*? ¿Qué es la energía *cinética*? ¿A qué se refiere la *ley de conservación de la energía*? ¿A qué se refieren los científicos con *trabajo*? Explique qué quieren decir los científicos con *función de estado* y proporcione un ejemplo.
2. ¿Qué mide la *temperatura*? ¿Las moléculas en un vaso de precipitados con agua caliente se están moviendo a la misma velocidad que las moléculas en un vaso de precipitados con agua fría? Explique. ¿Qué es el *calor*? ¿El *calor* es lo mismo que la *temperatura*?
3. Cuando describe una reacción, un químico podría referirse al *sistema* y al *entorno*. Explique cada uno de estos términos. Si una reacción es *endotérmica*, ¿el calor viaja del entorno al sistema o del sistema al entorno? Suponga que se desarrolla en disolución acuosa una reacción entre solutos iónicos y se incrementa la temperatura de la disolución. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Explique.
4. ¿Cómo se le llama al estudio de la energía y de los cambios de energía? ¿Cuál es la “primera ley” de la termodinámica y qué significa? ¿A qué se refieren los científicos con la *energía interna* de un sistema? ¿La *energía interna* es lo mismo que el *calor*?
5. ¿Cómo se define la *caloría*? ¿La *caloría de la termodinámica* es la misma que la *Caloría* con la que se tiene cuidado cuando se planean las dietas? Aunque la *caloría* es la “unidad de trabajo” de la energía (con base en su definición experimental), la unidad del SI de la energía es el *joule*. ¿Cómo se relacionan los joules y las calorías? ¿Qué representa la *capacidad calorífica específica* de una sustancia? ¿Qué sustancia común tiene una capacidad calorífica específica relativamente alta, lo cual la hace útil para propósitos de enfriamiento?
6. ¿Qué es el cambio de *entalpía* para un proceso? ¿La entalpía es una función de estado? ¿En qué aparato experimental se miden los cambios de la entalpía?
7. La ley de Hess con frecuencia es confusa para los estudiantes. Imagine que está hablando con un amigo que no ha tomado algún curso de ciencia. Utilizando las reacciones

$$\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{PCl}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -2.44 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$4\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4(\text{s}) + 10\text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 3.43 \times 10^3 \text{ kJ}$$
 explíquelo a su amigo cómo puede utilizar la ley de Hess para calcular el cambio de entalpía para la reacción

$$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
8. La primera ley de la termodinámica indica que el contenido energético total del universo es constante. Si esto es verdadero, ¿por qué existe preocupación acerca de la “conservación de la energía”? ¿Qué significa *calidad* de la energía en vez de la *cantidad*? Provea un ejemplo. ¿Aunque la cantidad de la energía en el universo puede ser constante, su *calidad* está cambiando?
9. ¿En qué consiste el *petróleo* y el *gas natural*? Indique algunas “fracciones” del petróleo y explique para qué

se utilizan. ¿A qué se refiere el “rompimiento” del petróleo y por qué se hace? ¿Para qué se utilizaba el tetraetil plomo y por qué su uso se ha reducido de manera drástica? ¿Qué es el *efecto invernadero* y por qué preocupa a los científicos?

10. ¿Qué es una *fuerza conductora*? Nombre dos fuerzas conductoras importantes y comunes y proporcione un ejemplo de cada una. ¿Qué es la *entropía*? Aunque la *energía* total del universo es constante, ¿la *entropía* del universo es constante? ¿Qué es un proceso espontáneo?
11. Suponga que se tienen muestras separadas de 25 g de hierro, plata y oro. Si se aplican 125 J de energía calorífica por separado a cada una de las tres muestras, indique por medio del cálculo cuál muestra terminará a una temperatura más alta.
12. El metano, CH_4 , es el componente principal del gas natural. El metano se quema en el aire, liberando aproximadamente 890 kJ de energía calorífica por mol.

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
 - a) ¿Qué cantidad de calor se libera si se queman 0.521 moles de metano?
 - b) ¿Qué cantidad de calor se libera si se queman 1.25 g de metano?
 - c) ¿Qué cantidad de metano debieron hacerse reaccionar si se liberaron 1250 kJ de energía calorífica?
13. ¿Qué es la *radiación electromagnética*? Proporcione algunos ejemplos de tal radiación. Explique qué representan la *longitud de onda* (λ) y la *frecuencia* (ν) de la radiación electromagnética. Dibuje una representación de una onda e indique en su dibujo una longitud de onda de la onda. ¿A qué velocidad se mueve la radiación electromagnética a través del espacio? ¿Cómo se relaciona esta velocidad con λ y ν ?
14. Explique qué significa que un átomo esté en un *estado excitado* y qué significa que esté en su *estado basal*. ¿Cómo *regresa* a su estado basal un átomo excitado? ¿Qué es un *fotón*? ¿Cómo se relaciona la longitud de onda (color) de la luz con la energía de los fotones que están siendo emitidos por un átomo? ¿Cómo se relaciona la energía de los fotones que son *emitidos* por un átomo con los cambios de energía que se están llevando a cabo *dentro* del átomo?
15. ¿Los átomos en estados excitados emiten radiación de manera aleatoria a cualquier longitud de onda? ¿Por qué? ¿A qué se refiere cuando se dice que el átomo de hidrógeno sólo tiene ciertos *niveles de energía discretos* disponibles? ¿Cómo se sabe esto? ¿Por qué la cuantización de los niveles de energía sorprendió a los científicos cuando se descubrió por primera vez?
16. Describa el modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. ¿Cómo visualizó Bohr la relación entre el electrón y el núcleo del átomo de hidrógeno? ¿Cómo explicó el modelo de Bohr la emisión de sólo longitudes de onda discretas de luz por los átomos de hidrógeno excitados? ¿Por qué este modelo no se sostuvo a medida que se desarrollaron más experimentos utilizando elementos distintos al hidrógeno?

17. Schrödinger y De Broglie sugirieron una “dualidad onda-partícula” para las partículas pequeñas, es decir, si la radiación electromagnética mostraba algunas propiedades como de partícula, quizás las partículas pequeñas podrían exhibir algunas propiedades como de onda. Explique. ¿En qué difiere de manera fundamental la visualización mecánica ondulatoria del átomo de las órbitas de Bohr? ¿A qué se refiere cuando se dice que un orbital representa un mapa de probabilidad para un electrón?
18. Describa las características generales del primer orbital atómico (de energía más baja) del hidrógeno. ¿Cómo se designa de manera simbólica este orbital? ¿Este tiene un borde “afilado”? ¿El orbital representa una superficie en la que el electrón viaja en todos los tiempos?
19. Use la visualización mecánica ondulatoria del átomo de hidrógeno para describir qué sucede cuando el átomo absorbe energía y se mueve a un estado “excitado”. ¿Qué representan los *niveles de energía principales* y sus subniveles para un átomo de hidrógeno? ¿Cómo se designan los niveles de energía principales específicos y los subniveles en el hidrógeno?
20. Describa los subniveles y los orbitales que constituyen el tercer y cuarto niveles de energía principales del hidrógeno. ¿Cómo se designa cada uno de los orbitales y cuáles son las formas generales de sus mapas de probabilidad?
21. Describa el *espín de un electrón*. ¿Cómo afecta este espín el número total de electrones que pueden acomodarse en un orbital dado? ¿Qué indica el *principio de exclusión de Pauli* acerca de los electrones y sus espines?
22. Resuma los postulados del modelo mecánico ondulatorio del átomo.
23. Liste el *orden* en el que se llenan los orbitales a medida que se desarrollan los átomos después del hidrógeno. ¿Cuántos electrones en total pueden acomodarse en el primer y segundo niveles de energía principales? ¿Cuántos electrones pueden colocarse en una subcapa *s* dada? ¿En una subcapa *p*? ¿En un orbital *p* específico? ¿Por qué se asignan electrones sin aparear en los orbitales $2p$ del carbono, nitrógeno y oxígeno?
24. ¿Cuáles son los electrones de *valencia* en un átomo? Elija tres elementos y escriba sus configuraciones electrónicas encerrando en un círculo los electrones de valencia en la configuración. ¿Por qué los electrones de valencia son más importantes para las propiedades químicas de un átomo que los electrones internos o el núcleo?
25. Dibuje la forma total de la tabla periódica e indique las regiones generales que representan los orbitales *s*, *p*, *d* y *f* que son llenados. ¿Cómo se relaciona la posición de un elemento en la tabla periódica con sus propiedades químicas?
26. Utilizando la tabla periódica general que desarrolló en la pregunta 25, muestre cómo la configuración de los electrones de valencia de la mayoría de los elementos puede escribirse sólo conociendo la *localización* del elemento en la tabla. Proporcione ejemplos específicos.
27. ¿Qué son los *elementos representativos*? ¿En qué región(es) de la tabla periódica se encuentran? ¿En qué área general de la tabla periódica se ubican los elementos *metálicos*? ¿En qué área general se encuentran los *no metales*? ¿Dónde se localizan los *metaloides*?
28. Ha aprendido cómo varían de *manera sistemática* las propiedades de los elementos, que corresponden a las estructuras electrónicas de los elementos que son considerados. Explique cómo varían las *energías de ionización* y los *tamaños atómicos* de los elementos dentro de un grupo vertical (familia) y dentro de un renglón horizontal (periodo) de la tabla periódica.
29. En general, ¿a qué se refiere el término *enlace químico*? ¿Qué indica la *energía de enlace* acerca de la fuerza de un enlace químico? Nombre los tipos principales de enlaces químicos.
30. ¿Qué significa enlace *iónico*? Proporcione un ejemplo de una sustancia cuyas partículas se mantienen juntas por medio de un enlace iónico. ¿Qué evidencia experimental se tiene para la existencia de este enlace? En general, ¿qué tipos de sustancias reaccionan para producir compuestos que tienen enlace iónico?
31. ¿A qué se refieren los conceptos enlace *covalente* y enlace *covalente polar*? ¿En qué se parecen y en qué difieren estos dos tipos de enlaces? ¿Qué circunstancia debe existir para que un enlace sea puramente covalente? ¿En qué difiere un enlace covalente polar de un enlace iónico?
32. ¿A qué se refiere el término *electronegatividad*? ¿Cómo se relaciona la diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados con la polaridad del enlace? Con base en la figura 12.3, proporcione un ejemplo de un enlace que sería no polar y un enlace que sería altamente polar.
33. ¿A qué se refiere cuando se dice que una molécula tiene un momento dipolar? ¿Cuál es la *diferencia* entre un enlace polar y una molécula polar (una que tiene un momento dipolar)? Provea un ejemplo de una molécula que tenga enlaces polares y un momento dipolar. Mencione un ejemplo de una molécula que tenga enlaces polares pero que *no* tenga un momento dipolar. ¿Cuáles son algunas implicaciones del hecho de que el agua tiene un momento dipolar?
34. ¿Qué tan importante es alcanzar la configuración electrónica de gas noble para las ideas de cómo los átomos se enlazan entre sí? Cuando los átomos de un metal reaccionan con los átomos de un no metal, ¿qué tipo de configuraciones electrónicas alcanzan los iones resultantes? Explique cómo pueden alcanzar las configuraciones electrónicas de gas noble los átomos enlazados de manera covalente en un compuesto.
35. Proporcione evidencia de que los enlaces iónicos son muy fuertes. ¿Una sustancia iónica contiene moléculas discretas? ¿Con qué tipo general de estructura ocurren los compuestos iónicos? Dibuje una representación de una estructura general para un compuesto iónico. ¿Por qué un catión siempre es más pequeño y un anión siempre es más grande que el átomo precursor respectivo? Describa el enlazamiento en un compuesto iónico que contiene iones poliatómicos.

36. ¿Por qué la estructura de Lewis para una molécula sólo muestra los electrones de valencia? ¿Cuál es el factor más importante para la formación de un compuesto estable? ¿Cómo se utiliza este requerimiento cuando se escriben las estructuras de Lewis?
37. Al escribir las estructuras de Lewis para las moléculas, ¿a qué se refiere la *regla del dueto*? ¿Para cuáles elementos aplica esta regla? ¿A qué se refiere la *regla del octeto*? ¿Por qué alcanzar un octeto de electrones es importante para un átomo cuando forma enlaces con otros átomos? ¿Qué es un *par* de electrones de enlace? ¿Qué es un par de electrones de no enlace (o *solitario*)?
38. En tres moléculas sencillas de su elección, *aplique* las reglas para la escritura de las estructuras de Lewis. Escriba su explicación como si el método se lo estuviera diciendo a alguien que *no* está familiarizado con las estructuras de Lewis.
39. ¿Qué representa un enlace *doble* entre dos átomos en términos del número de electrones compartidos? ¿Qué representa un enlace *triple*? Cuando se escribe una estructura de Lewis, explique cómo se reconoce cuando una molécula debe contener enlaces dobles o triples. ¿Qué son las *estructuras de resonancia*?
40. Aunque varias moléculas sencillas cumplen la regla del octeto, algunas moléculas comunes son excepciones a esta regla. Mencione tres ejemplos de moléculas cuyas estructuras de Lewis son excepciones a la regla del octeto.
41. ¿A qué se refiere la *estructura geométrica* de una molécula? Dibuje las estructuras geométricas de al menos cuatro moléculas sencillas de su elección e indique los ángulos de enlace en las estructuras. Explique las ideas principales de la *teoría de la repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV)*. Utilizando varios ejemplos, explique cómo *aplicaría* la teoría de la RPECV para predecir sus estructuras geométricas.
42. ¿Qué ángulo de enlace resulta cuando sólo hay dos pares de electrones de valencia alrededor de un átomo? ¿Qué ángulo de enlace resulta cuando hay tres pares de valencia? ¿Cuál resulta cuando hay cuatro pares de electrones de valencia alrededor del átomo central en una molécula? Proporcione ejemplos de moléculas que contienen estos ángulos de enlace.
43. ¿Cómo se predice la estructura geométrica de una molécula cuya estructura de Lewis indica que contiene un enlace doble o triple? Proporcione un ejemplo de tal molécula, escriba su estructura de Lewis y muestre cómo se deriva la forma geométrica.
44. Escriba la configuración electrónica para los siguientes átomos utilizando el gas noble apropiado para abreviar la configuración de los electrones internos.
- | | |
|-----------------|-----------------|
| a) Sr, $Z = 38$ | d) K, $Z = 19$ |
| b) Al, $Z = 13$ | e) S, $Z = 16$ |
| c) Cl, $Z = 17$ | f) As, $Z = 33$ |
45. Con base en la configuración electrónica de los iones sencillos que esperaría que formen los pares de elementos listados a continuación pronostique la fórmula del compuesto binario sencillo que sería formado por cada par.
- | | |
|-----------|-----------|
| a) Al y F | d) Mg y P |
| b) Li y N | e) Al y O |
| c) Ca y S | f) K y S |
46. Trace la estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas o iones. Indique el número y la orientación espacial de los pares de electrones alrededor del átomo señalado en negritas en cada fórmula. Pronostique la estructura geométrica sencilla de cada molécula o ión e indique los ángulos de enlace aproximados alrededor del átomo marcado en negritas.
- | | |
|-------------------------|---------------------|
| a) H_2O | d) ClO_4^- |
| b) PH_3 | e) BF_3 |
| c) CBr_4 | f) BeF_2 |

13

Gases

- 13.1** Presión
- 13.2** Presión y volumen:
ley de Boyle
- 13.3** Volumen y temperatura:
ley de Charles
- 13.4** Volumen y moles:
ley de Avogadro
- 13.5** Ley de los gases ideales
- 13.6** Ley de Dalton de las
presiones parciales
- 13.7** Leyes y modelos: repaso
- 13.8** Teoría cinética molecular
de los gases
- 13.9** Las implicaciones de la teoría
cinética molecular
- 13.10** Estequiometría de los gases

- Globos inflados con helio, un gas más ligero que el aire.
(© Burakduman/Dreamstime.com)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com



Globos aerostáticos de uso recreativo

Vivimos inmersos en una disolución gaseosa. La atmósfera de la Tierra es una mezcla de gases que consiste principalmente de nitrógeno elemental, N_2 , y oxígeno, O_2 . La atmósfera sustenta la vida y actúa como un receptor de desperdicios de los gases de los tubos de escape que acompañan muchos procesos industriales. Las reacciones químicas de estos gases de desperdicio en esta capa conducen a varios tipos de contaminación, incluyendo el smog y la lluvia ácida. Las dos fuentes principales de contaminación son el transporte y la producción de electricidad. La combustión de la gasolina en los vehículos produce CO , CO_2 , NO y NO_2 , junto con fragmentos sin quemar del petróleo utilizado como combustible. La combustión del carbón y del petróleo en centrales eléctricas produce NO_2 y SO_2 en los tubos de escape. Estas mezclas de sustancias químicas pueden activarse absorbiendo luz para producir el smog fotoquímico que aqueja principalmente a las grandes ciudades. El SO_2 en el aire reacciona con el oxígeno para producir gas SO_3 , el cual se combina con el agua en el aire y genera gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), un componente principal de la lluvia ácida.

Los gases en la atmósfera también nos protegen de la radiación dañina del Sol y mantienen caliente la Tierra reflejando la radiación calorífica de regreso hacia el planeta. De hecho, en la actualidad hay una gran preocupación por el incremento en el dióxido de carbono atmosférico, un producto de la quema de los combustibles fósiles que está ocasionando un calentamiento peligroso de la Tierra. (Vea "Química en enfoque" *Efectos atmosféricos*, en el capítulo 11.)

En este capítulo se verá de manera detallada las propiedades de los gases. Primero se estudiará cómo las mediciones de estas propiedades conducen a varios tipos de leyes, enunciados que muestran cómo se relacionan entre sí las propiedades. Después se construirá un modelo para explicar por qué los gases se comportan de cierto modo. Este modelo mostrará cómo el comportamiento de las partículas individuales de un gas conduce a sus propiedades observadas (un conjunto de muchas partículas).

El estudio de los gases provee un ejemplo excelente del método científico en acción. Ilustra cómo las observaciones conducen a leyes naturales, las cuales a su vez pueden justificarse por medio de modelos.

13.1

Presión

OBJETIVOS Aprender acerca de la presión atmosférica y cómo funcionan los barómetros.

- Conocer las diversas unidades de presión.

Un gas llena de manera uniforme cualquier contenedor, se comprime con facilidad y se mezcla por completo con cualquier otro gas (vea la sección 3.1). Una de sus propiedades más obvias estriba en que ejerce una presión sobre el entorno. Por ejemplo, cuando se infla un globo, el aire interior empuja contra los lados elásticos del globo y lo mantiene firme.

El aire seco (del que se ha eliminado el vapor de agua) es 78.1% moléculas de N_2 , 20.9% moléculas de O_2 , 0.9% átomos de Ar y 0.03% moléculas de CO_2 , junto con pequeñas cantidades de Ne, He, CH_4 , Kr y otros componentes traza.

Como gas, el agua ocupa 1200 veces más espacio que como líquido a 25 °C y a presión atmosférica.

Poco después de que murió Torricelli, un físico alemán llamado Otto von Guericke inventó una bomba de aire. En una famosa demostración para el rey de Prusia en 1683, Guericke colocó juntas dos semiesferas, bombeó el aire fuera de la esfera resultante a través de una válvula, y mostró que los tiros de caballos no pudieron separarlas. Entonces, después de abrir en secreto la válvula de aire, Guericke separó con facilidad las semiesferas a mano. ¡El rey de Prusia estaba tan sorprendido que lo premió con una pensión vitalicia!

© Cengage Learning



a
La presión ejercida por los gases en la atmósfera puede demostrarse hirviendo agua en una lata y después apagando la fuente de calor y sellando el recipiente.



b
A medida que la lata se enfría, el vapor de agua se condensa, disminuyendo la presión del gas dentro de la lata. Esto ocasiona que ésta se encoja.

Figura 13.1

Los gases más familiares para nosotros forman la atmósfera terrestre. La presión ejercida por esta mezcla gaseosa a la que se le llama *aire* puede demostrarse de manera espectacular por medio del experimento mostrado en la figura 13.1. Se coloca un volumen pequeño de agua en una lata metálica y se hierve el agua, la cual llena la lata con vapor. Después se sella la lata y se permite que se enfríe. Cuando ésta se enfría después de sellarse de tal manera que no pueda fluir aire en ella, el vapor de agua (vapor) dentro de la lata se condensa a un volumen muy pequeño de agua. Como gas, el vapor de agua llena la lata, pero cuando se condensa a líquido, éste no la llena por mucho. Las moléculas de H_2O anteriormente presentes como gas ahora se congregan en un volumen mucho menor de líquido y quedan muy pocas moléculas de gas para ejercer presión hacia afuera y contrarrestar la presión del aire. Como resultado, la presión ejercida por las moléculas de gas en la atmósfera aplasta la lata.

Un dispositivo que mide la presión atmosférica, el **barómetro**, fue inventado en 1643 por el científico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647), quien había sido estudiante del famoso astrónomo Galileo. El barómetro de Torricelli se construyó llenando un tubo de vidrio con mercurio líquido e invirtiéndolo en un plato con mercurio, como se muestra en la figura 13.2. Observe que una gran cantidad del metal se queda en el tubo. De hecho, a nivel del mar la altura de esta columna de mercurio promedia 760 mm. ¿Por qué se queda en el tubo aparentemente en contra de la gravedad? La figura 13.2 ilustra cómo la presión ejercida por los gases atmosféricos sobre la superficie del mercurio en el plato lo mantiene en el tubo.

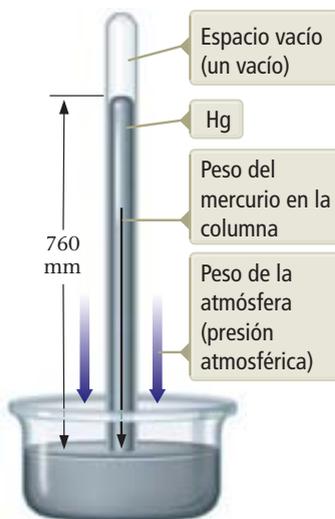


Figura 13.2

Cuando se llena un tubo de vidrio con mercurio y se invierte en un plato con mercurio a nivel del mar, este metal fluye fuera del tubo hasta que queda una columna de aproximadamente 760 mm de alto (la altura varía con las condiciones atmosféricas). Observe que la presión de la atmósfera balancea el peso de la columna de mercurio en el tubo.

La presión atmosférica resulta de la masa del aire que está siendo atraída hacia el centro de la Tierra por la gravedad; en otras palabras, resulta del peso del aire. El cambio en las condiciones climáticas ocasiona que la presión atmosférica varíe, por lo que la altura de la columna de Hg soportada por la atmosfera al nivel del mar varía; no siempre es de 760 mm. El meteorólogo que dice que se está aproximando una “baja” se refiere a que la presión atmosférica está disminuyendo. Esta condición con frecuencia ocurre en conjunción con una tormenta.

La presión atmosférica también varía con la altitud. Por ejemplo, cuando el experimento de Torricelli se realizó en Breckenridge, Colorado (a una elevación de 9 600 pies), la atmósfera soportó una columna de mercurio sólo de alrededor de 520 mm de alto debido a que el aire es “más delgado”. Es decir, hay menos aire empujando hacia abajo en la superficie terrestre en Breckenridge que a nivel del mar.

► Unidades de presión

El mercurio se utiliza para medir la presión debido a su alta densidad. Como comparación, la columna de agua requerida para medir una presión dada sería 13.6 veces más alta que la columna de mercurio utilizada para el mismo propósito.

Debido a que los instrumentos utilizados para medir la presión (vea la figura 13.3) con frecuencia contienen mercurio, las unidades más comúnmente utilizadas para la presión se basan en la altura de la columna de mercurio (en milímetros) que la presión del gas puede soportar. A la unidad **mm de Hg** (milímetros de mercurio) con frecuencia se le llama **torr** en honor a Torricelli. Los términos *torr* y *mm de Hg* son utilizados de manera intercambiable por los químicos. Una unidad relacionada con la presión es la **atmósfera estándar** (abreviada como atm).

$$1 \text{ atmósfera estándar} = 1.000 \text{ atm} = 760.0 \text{ mm de Hg} = 760.0 \text{ torr}$$

La unidad del SI para la presión es el **pascal** (abreviada como Pa).

$$1 \text{ atmósfera estándar} = 101\,325 \text{ Pa}$$

Por tanto, 1 atmósfera es alrededor de 100 000 o 10^5 pascales. Debido a que el pascal es tan pequeño, se utilizará de manera moderada en este libro. Una unidad de presión que se emplea en la ciencia de la ingeniería y que se utiliza para medir la presión

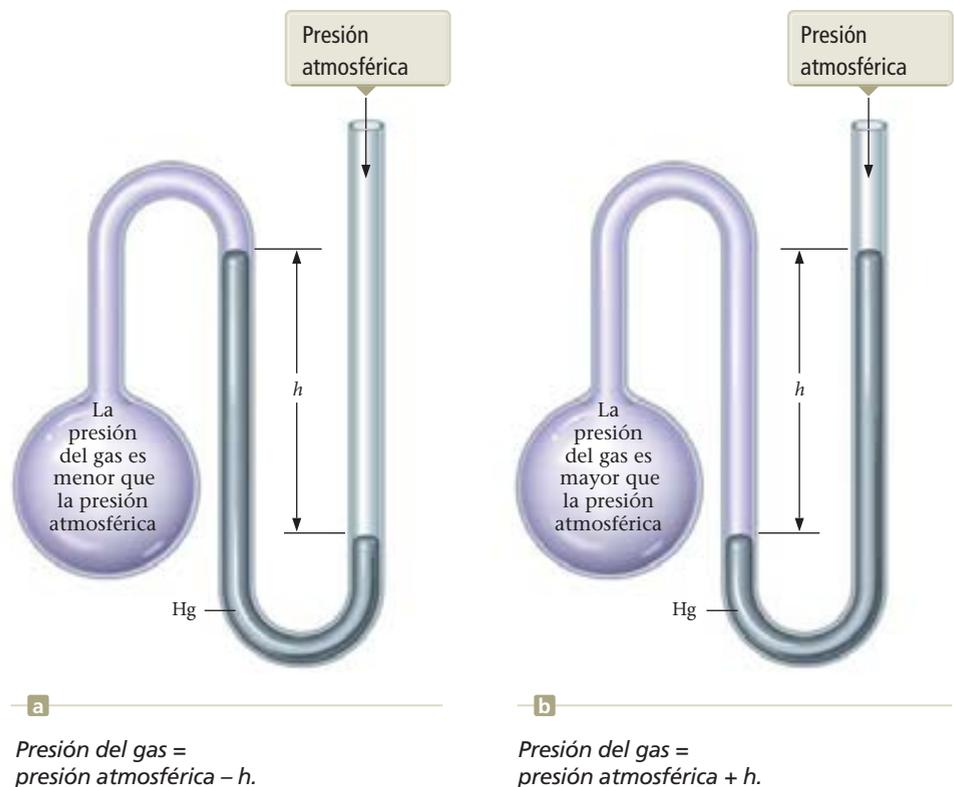


Figura 13.3

Dispositivo (llamado *manómetro*) para medir la presión de un gas en un contenedor. La presión del gas es igual a h (la diferencia en los niveles del mercurio) en unidades de torr (equivalente a mm de Hg).

$$\begin{array}{l} 1.000 \text{ atm} \\ \hline 760.0 \text{ mm Hg} \\ 760.0 \text{ torr} \\ 14.69 \text{ psi} \\ 101325 \text{ Pa} \end{array}$$

EJEMPLO 13.1

Ken C'Donoghue

Checando la presión del aire en un neumático

de los neumáticos es la libra por pulgada cuadrada, abreviada como psi.

$$1.000 \text{ atm} = 14.96 \text{ psi}$$

En ocasiones se necesita convertir de una unidad de presión a otra. Se realiza esto utilizando factores de conversión. En el ejemplo 13.1 se ilustra el proceso.

Conversiones entre unidades de presión

La presión del aire en un neumático se mide como de 28 psi. Represente esta presión en atmósferas, torr y pascales.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea convertir unidades de libras por pulgada cuadrada en unidades de atmósferas, torr y pascales.

¿Qué se conoce?

- 28 psi

¿Qué se necesita conocer?

- Se necesitan los enunciados de equivalencia para las unidades.

¿Cómo se llega allí?

Para convertir libras por pulgada cuadrada en atmósferas se necesita el enunciado de equivalencia

$$1.000 \text{ atm} = 14.69 \text{ psi}$$

el cual conduce al factor de conversión

$$28 \text{ psi} \times \frac{1.000 \text{ atm}}{14.69 \text{ psi}} = 1.9 \text{ atm}$$

Para convertir de atmósferas a torr se utiliza el enunciado de equivalencia

$$1.000 \text{ atm} = 760.0 \text{ torr}$$

el cual conduce al factor de conversión

$$1.9 \text{ atm} \times \frac{760.0 \text{ torr}}{1.000 \text{ atm}} = 1.4 \times 10^3 \text{ torr}$$

Para cambiar de torr a pascales se necesita el enunciado de equivalencia

$$1.000 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

el cual conduce al factor de conversión

$$1.9 \text{ atm} \times \frac{101325 \text{ Pa}}{1.000 \text{ atm}} = 1.9 \times 10^5 \text{ Pa}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$\begin{array}{l} 1.9 \times 760.0 = 1444 \\ 1444 \rightarrow 1400 = 1.4 \times 10^3 \\ \text{Redondeado} \end{array}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$\begin{array}{l} 1.9 \times 101325 = 192517.5 \\ 192517.5 \rightarrow 190000 = \\ 1.9 \times 10^5 \\ \text{Redondeado} \end{array}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Las unidades en las respuestas son las requeridas.

Autocomprobación

EJERCICIO 13.1 En un día de verano en Breckenridge, Colorado, la presión atmosférica es de 525 mm de Hg. ¿Cuál es esta presión del aire en atmósferas?

Vea los problemas 13.7 al 13.12. ■

13.2

Presión y volumen: ley de Boyle

OBJETIVOS

Comprender la ley que relaciona la presión y el volumen de un gas. • Realizar cálculos que involucran esta ley.

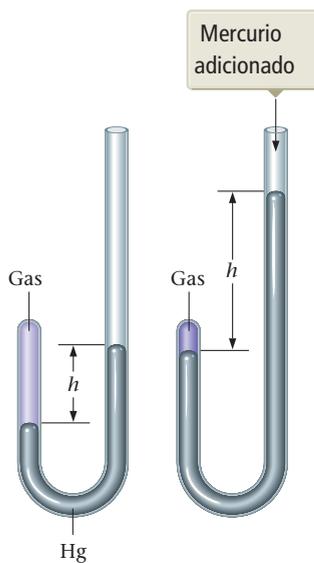


Figura 13.4

Tubo en forma de J similar al utilizado por Boyle. La presión sobre el gas atrapado puede cambiarse adicionando o sustrayendo mercurio.

Para que la ley de Boyle se mantenga, la cantidad del gas (moles) no debe modificarse. La temperatura también debe ser constante.

El hecho de que la constante en ocasiones es 1.40×10^3 en vez de 1.41×10^3 se debe al error experimental (incertidumbres en la medición de los valores de P y V).

Los primeros experimentos meticulosos sobre gases fueron desarrollados por el científico irlandés Robert Boyle (1627-1691). Utilizando un tubo en forma de J cerrado en un extremo (figura 13.4), el cual supuestamente colocó en la entrada de varios pisos de su casa, Boyle estudió la relación entre la presión del gas atrapado y su volumen. En la tabla 13.1 se proporcionan los valores representativos de los experimentos de Boyle. Las unidades dadas para el volumen (pulgadas cúbicas) y la presión (pulgadas de mercurio) son las que éste utilizó. Tenga en cuenta que el sistema métrico no se manejaba en ese tiempo.

Primero se examinan las observaciones de Boyle (tabla 13.1) para las tendencias generales. Observe que a medida que la presión aumenta, el volumen del gas atrapado disminuye. De hecho, si compara la información de los experimentos 1 y 4, puede observar que a medida que la presión se duplica (de 29.1 a 58.2), el volumen del gas se reduce a la mitad (de 48.0 a 24.0). Puede apreciarse la misma relación en los experimentos 2 y 5 y en los experimentos 3 y 6 (en forma aproximada).

Se puede ver de manera más clara la relación entre el volumen de un gas y su presión al verificar los productos de los valores de estas dos propiedades ($P \times V$) utilizando las observaciones de Boyle. Este producto se muestra en la última columna de la tabla 13.1. Observe que para todos los experimentos,

$$P \times V = 1.4 \times 10^3 \text{ (in de Hg)} \times \text{in.}^3$$

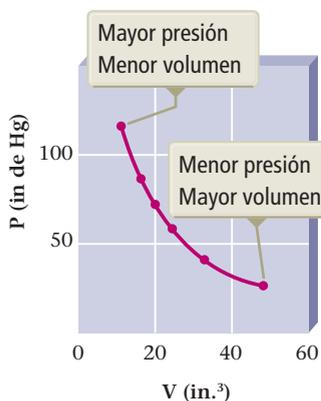
con sólo una ligera variación debido al error experimental. Otras mediciones similares sobre los gases muestran el mismo comportamiento. Esto significa que la relación de la presión y el volumen de un gas puede expresarse en palabras como:

la presión por el volumen es igual a una constante

Tabla 13.1 Una muestra de las observaciones de Boyle (moles de gas y temperatura constantes)

Experimento	Presión (in de Hg)	Volumen (in. ³)	Presión \times volumen (in de Hg) \times (in. ³)	
			Real	Redondeado*
1	29.1	48.0	1396.8	1.40×10^3
2	35.3	40.0	1412.0	1.41×10^3
3	44.2	32.0	1414.4	1.41×10^3
4	58.2	24.0	1396.8	1.40×10^3
5	70.7	20.0	1414.0	1.41×10^3
6	87.2	16.0	1395.2	1.40×10^3
7	117.5	12.0	1410.0	1.41×10^3

* Se permiten tres cifras significativas en el producto debido a que los números que se multiplican tienen tres cifras significativas.

**Figura 13.5**

Una gráfica de P en función de V a partir de la información de Boyle en la tabla 13.1.

o en términos de una ecuación como

$$PV = k$$

a la cual se le llama **ley de Boyle**, donde k es una constante a una temperatura específica para una cantidad dada de gas. Para la información utilizada a partir de los experimentos de Boyle, $k = 1.41 \times 10^3$ (in de Hg) \times in.³.

Con frecuencia es más sencillo visualizar las relaciones entre dos propiedades si se traza una gráfica. La figura 13.5 utiliza la información de la tabla 13.1 para mostrar cómo se relaciona la presión con el volumen. Esta relación, llamada *gráfica*, muestra que V disminuye a medida que P aumenta. Cuando existe este tipo de relación se dice que el volumen y la presión están inversamente relacionados o son *inversamente proporcionales*: cuando uno aumenta, el otro disminuye. En la figura 13.6 se ilustra la ley de Boyle por medio de muestras de gas.

La ley de Boyle significa que si se conoce el volumen de un gas a una presión dada, se puede predecir el nuevo volumen si cambia la presión, *siempre que ni la temperatura ni la cantidad de gas cambien*. Por ejemplo, si se representa la presión y el volumen originales como P_1 y V_1 y los valores finales como P_2 y V_2 , utilizando la ley de Boyle se puede escribir

$$P_1 V_1 = k$$

y

$$P_2 V_2 = k$$

También se puede decir:

$$P_1 V_1 = k = P_2 V_2$$

o simplemente,

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Esto en realidad es otra manera de escribir la ley de Boyle. Se puede resolver para el volumen final (V_2) dividiendo ambos lados de la ecuación entre P_2 .

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{P_2 V_2}{P_2}$$

Al cancelar los términos de P_2 a la derecha se obtiene

$$\frac{P_1}{P_2} \times V_1 = V_2$$

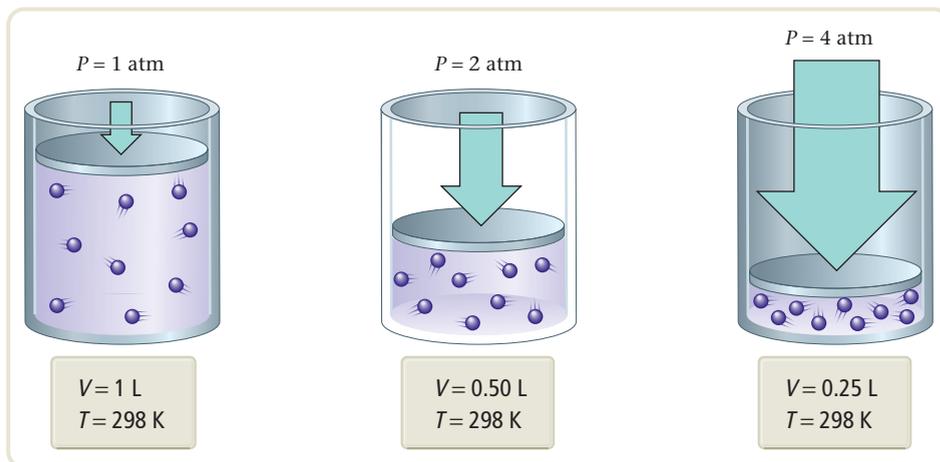
**Figura 13.6**

Ilustración de la ley de Boyle. Estos tres contenedores tienen el mismo número de moléculas. A 298 K, $P \times V = 1$ L atm en los tres contenedores.

o

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2}$$

Esta ecuación indica que se puede calcular el nuevo volumen del gas (V_2) multiplicando el volumen original (V_1) por la razón de la presión original a la presión final (P_1/P_2), como se ilustra en el ejemplo 13.2.

EJEMPLO 13.2**Cálculo de volumen utilizando la ley de Boyle**

El freón-12 (el nombre común para el compuesto CCl_2F_2) se utilizaba de manera amplia en los sistemas de refrigeración, pero en la actualidad ha sido remplazado por otros compuestos que no conducen a la descomposición del ozono protector de la atmósfera superior. Considere una muestra de 1.5 L de CCl_2F_2 gaseoso a una presión de 56 torr. Si la presión cambia a 150 torr a una temperatura constante,

- ¿El volumen del gas aumentará o disminuirá?
- ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar si el volumen aumentará o disminuirá cuando se cambia la presión, y se desea calcular el nuevo volumen.

¿Qué se conoce?

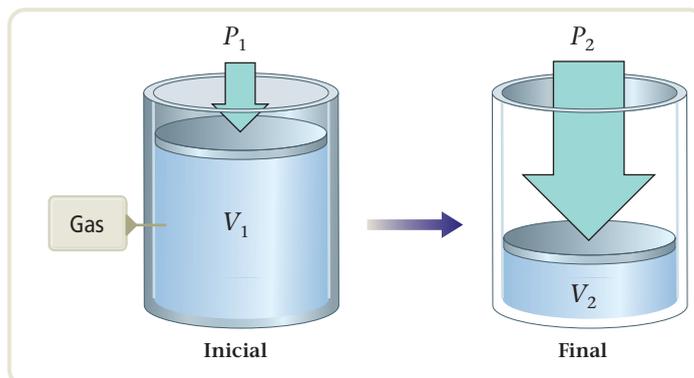
- Se conocen las presiones inicial y final y el volumen inicial.
- La cantidad de gas y la temperatura se mantienen constantes.
- La ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2$

¿Cómo se llega allí?

- Como primer paso en un problema de la ley de los gases, siempre escriba la información proporcionada en forma de una tabla que muestre las condiciones iniciales y finales.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 56$ torr	$P_2 = 150$ torr
$V_1 = 1.5$ L	$V_2 = ?$

Dibujar una imagen con frecuencia también es útil. Observe que la presión se está aumentando de 56 torr a 150 torr, por lo que el volumen debe disminuir.



$$P_1 V_1 \rightarrow P_2 V_2$$

Se puede verificar lo anterior utilizando la ley de Boyle de la siguiente forma.

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2}$$

Observe que V_2 se obtiene “corrigiendo” V_1 utilizando la razón P_1/P_2 . Debido a que P_1 es menor que P_2 , la razón P_1/P_2 es una fracción menor a 1. Por tanto, V_2 debe ser una fracción de (menor que) V_1 ; el volumen disminuye.

El hecho de que el volumen disminuya en el ejemplo 13.2 tiene sentido debido a que se incrementó la presión. *Para ayudar a encontrar errores, haga de un hábito el comprobar si una respuesta a un problema tiene sentido físico.*

b) Se calcula V_2 como se indica a continuación.

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} = 1.5 \text{ L} \times \frac{56 \text{ torr}}{150 \text{ torr}} = 0.56 \text{ L}$$

$\begin{matrix} \downarrow P_1 \\ \uparrow V_1 & \uparrow P_2 \end{matrix}$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que la presión aumenta, se espera que el volumen disminuya. La presión aumenta por un factor casi de tres y el volumen disminuye por un factor de alrededor de tres.

Autocomprobación

EJERCICIO 13.2 Una muestra de neón que se va a utilizar en un letrero tiene un volumen de 1.51 L a una presión de 635 torr. Calcule el volumen del gas después de que se bombea en los tubos de vidrio del letrero, donde muestra una presión de 785 torr.

Vea los problemas 13.21 y 13.22. ■

EJEMPLO 13.3

Cálculo de la presión utilizando la ley de Boyle

En un motor de automóvil la mezcla gaseosa de combustible-aire entra al cilindro y es comprimida por un pistón en movimiento antes de que se encienda. En cierto motor el volumen inicial en el cilindro es de 0.725 L. Después de que el pistón se mueve hacia arriba, el volumen es de 0.075 L. La mezcla de combustible-aire tiene inicialmente una presión de 1.00 atm. Calcule la presión de la mezcla de combustible-aire comprimida suponiendo que la temperatura y la cantidad de gas permanecen constantes.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la nueva presión de una mezcla de combustible-aire que ha experimentado un cambio de volumen.

¿Qué se conoce?

- Se conocen los volúmenes inicial y final y la presión inicial.
- La cantidad de gas y la temperatura se mantienen constantes.
- La ley de Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

¿Cómo se llega allí?

Se resume la información con que se cuenta en la siguiente tabla.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.00 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$V_1 = 0.725 \text{ L}$	$V_2 = 0.075 \text{ L}$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{P_2 \cancel{V_2}}{\cancel{V_2}}$$

$$P_1 \times \frac{V_1}{V_2} = P_2$$

$$\frac{0.725}{0.075} = 9.666\dots$$

$$9.666 \rightarrow 9.7$$

Redondeado

Letreros de neón en Hong Kong.



© Regien Paassen/Shutterstock

Después se resuelve la ley de Boyle en la forma $P_1V_1 = P_2V_2$ para P_2 , dividiendo ambos lados entre V_2 para obtener la siguiente ecuación.

$$P_2 = P_1 \times \frac{V_1}{V_2} = 1.00 \text{ atm} \times \frac{0.725 \text{ L}}{0.075 \text{ L}} = 9.7 \text{ atm}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que el volumen disminuye, se espera que la presión aumente. El volumen disminuye por un factor de 10 y la presión aumenta por un factor de alrededor de 10. ■

13.3

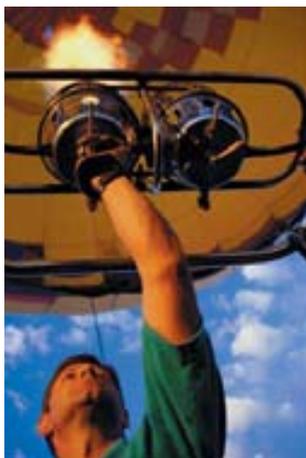
Volumen y temperatura: ley de Charles

OBJETIVOS

Aprender acerca del cero absoluto. • Conocer la ley que relaciona el volumen con la temperatura de una muestra de gas a moles y presión constantes, y realizar cálculos que involucran esa ley.

En el siglo siguiente posterior a los hallazgos de Boyle los científicos continuaron estudiando las propiedades de los gases. El físico francés Jacques Charles (1746-1823), quien fue la primera persona en llenar un globo con gas hidrógeno e hizo el primer vuelo solitario en globo, mostró que el volumen de una cantidad dada de gas (a presión constante) aumenta con la temperatura del gas. Es decir, el volumen se incrementa cuando la temperatura disminuye. Una gráfica del volumen de una muestra dada de gas (a presión constante) en función de su temperatura (en grados Celsius) produce una línea recta. A este tipo de relación se le llama *lineal*, y en la figura 13.7 se muestra este comportamiento para diversos gases.

Las líneas sólidas en la figura 13.7 se basan en las mediciones reales de la temperatura y el volumen para los gases listados. A medida que se enfrían los gases, con el tiempo se licuan, por lo que no se puede determinar algún punto experimental por debajo de esta temperatura. Sin embargo, cuando se extiende cada línea recta



John A. Rizzo/PhotoDisc/Getty Images

El aire en un globo se expande cuando se calienta. Esto significa que parte del aire escapa del globo, disminuyendo la densidad del aire en el interior y por tanto haciéndolo flotable.

En el laboratorio se han obtenido temperaturas como 0.00000002 K, pero nunca se ha alcanzado 0 K.

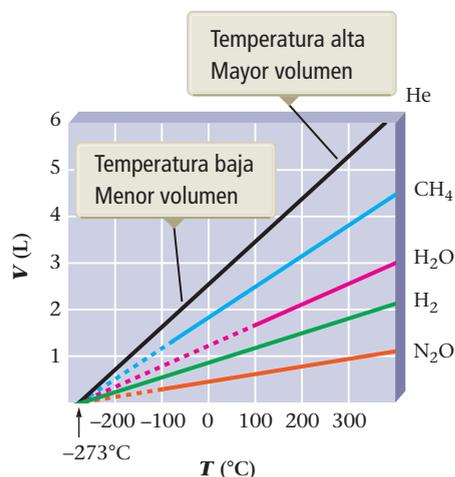


Figura 13.7

Gráficas de V (L) en función de T ($^{\circ}\text{C}$) para varios gases. Observe que cada muestra de gas contiene un número diferente de moles para extender las gráficas.

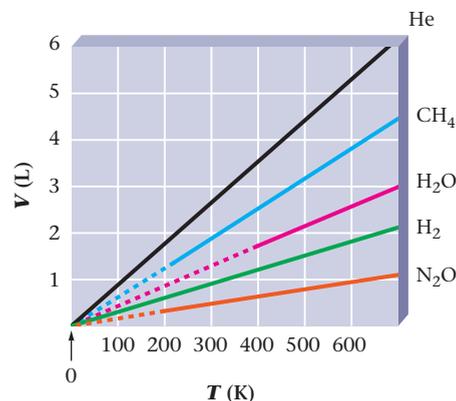


Figura 13.8

Gráficas de V en función de T como en la figura 13.7, excepto que aquí se utiliza la escala Kelvin para la temperatura.

(a lo cual se le llama *extrapolación*, y aquí se muestra como una línea punteada), en ocasiones sucede algo muy interesante. *Todas* las líneas se extrapolan al volumen cero a la misma temperatura: -273°C . Esto sugiere que -273°C es la temperatura más baja posible, debido a que un volumen negativo es físicamente imposible. De hecho, los experimentos han mostrado que la materia no puede enfriarse a niveles menores a -273°C . Por tanto, esta temperatura se define como **cero absoluto** en la escala Kelvin.

Cuando los volúmenes de los gases mostrados en la figura 13.7 se grafican en función de la temperatura en la escala Kelvin en vez de en la escala Celsius, resultan las gráficas mostradas en la figura 13.8. Éstas muestran que el volumen de cada gas es *directamente proporcional a la temperatura* (en kelvin) y se extrapola a cero cuando la temperatura es de 0 K. Se ilustra este enunciado con un ejemplo. Suponga que se tiene 1 L de gas a 300 K. Cuando se duplica su temperatura a 600 K (sin cambiar su presión), el volumen también se duplica, a 2 L. Verifique este tipo de comportamiento viendo con cuidado las líneas para varios gases mostradas en la figura 13.8.

La proporcionalidad directa entre el volumen y la temperatura (en kelvin) se representa por medio de la ecuación conocida como **ley de Charles**:

$$V = bT$$

donde T está en kelvin y b es la constante de proporcionalidad. La ley de Charles se mantiene para una muestra dada de un gas a presión constante. Indica que (para una cantidad dada de gas a presión constante) el volumen del gas es directamente proporcional a la temperatura en la escala Kelvin

$$V = bT \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = b = \text{constante}$$

Observe que en la segunda forma, esta ecuación enuncia que la *razón* de V a T (en kelvin) debe ser constante. (Esto se muestra para el helio en el margen.) Por tanto, cuando se triplica la temperatura (en kelvin) de una muestra de gas, el volumen de éste también se triplica.

$$\frac{V}{T} = \frac{3 \times V}{3 \times T} = b = \text{constante}$$

A partir de la figura 13.8 para el helio

V (L)	T (K)	b
0.7	100	0.01
1.7	200	0.01
2.7	300	0.01
3.7	400	0.01
5.7	600	0.01

También se puede escribir la ley de Charles en términos de V_1 y T_1 (las condiciones iniciales) y V_2 y T_2 (las condiciones finales).

La ley de Charles en la forma $V_1/T_1 = V_2/T_2$ sólo se aplica cuando la cantidad del gas (moles) y la presión son constantes.

$$\frac{V_1}{T_1} = b \quad \text{y} \quad \frac{V_2}{T_2} = b$$

Por tanto,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

En los ejemplos 13.4 y 13.5 se ilustrará el uso de esta ecuación.

EJEMPLO 13.4

Cálculo del volumen utilizando la ley de Charles, I

Se recolecta una muestra de 2.0 L de aire a 298 K y después se enfría a 278 K. La presión se mantiene constante a 1.0 atm.

- ¿El volumen aumenta o disminuye?
- Calcule el volumen del aire a 278 K.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar si el volumen aumentará o disminuirá cuando se cambie la temperatura, y se desea calcular el nuevo volumen.

¿Qué se conoce?

- Se conocen las temperaturas inicial y final y el volumen inicial.
- La cantidad del gas y la presión se mantienen constantes.
- La ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

¿Cómo se llega allí?

- Debido a que el gas se enfría, el volumen del gas debe disminuir:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Se disminuye T , por lo que V debe disminuir para mantener una razón constante.

- Para calcular el nuevo volumen, V_2 , se utilizará la ley de Charles en la forma

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Se proporciona la siguiente información.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$T_1 = 298 \text{ atm}$	$T_2 = 278 \text{ K}$
$V_1 = 2.0 \text{ L}$	$V_2 = ?$

Se desea resolver la ecuación

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} \quad \rightarrow \quad \frac{V_2}{T_2}$$

A menor temperatura,
menor volumen

para V_2 . Se puede hacer esto multiplicando ambos lados por T_2 y cancelando.

$$T_2 \times \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \times T_2 = V_2$$

Por tanto,

$$V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1} = 278 \text{ K} \times \frac{2.0 \text{ L}}{298 \text{ K}} = 1.9 \text{ L}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que la temperatura se reduce, se espera que el volumen baje. La temperatura disminuye un poco, por lo que se esperaría que el volumen baje ligeramente. ■

EJEMPLO 13.5

Cálculo del volumen utilizando la ley de Charles, II

Una muestra de gas a 15°C (a 1 atm) tiene un volumen de 2.58 L. La temperatura se eleva a 38°C (a 1 atm).

- ¿El volumen del gas aumenta o disminuye?
- Calcule el nuevo volumen.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar si el volumen aumentará o disminuirá cuando se cambia la temperatura, y se desea calcular el nuevo volumen.

¿Qué se conoce?

- Se conocen las temperaturas inicial y final y el volumen inicial.
- La cantidad del gas y la presión se mantienen constantes.
- La ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

¿Cómo se llega allí?

- En este caso se tiene una muestra dada (cantidad constante) de gas que se calienta de 15°C a 38°C *mientras la presión se mantiene constante*. Se conoce a partir de la ley de Charles que el volumen de una muestra dada de gas es directamente proporcional a la temperatura (a presión constante), por lo que el incremento en la temperatura *aumentará* el volumen; el nuevo volumen será mayor a 2.58 L.
- Para calcular el nuevo volumen se utiliza la ley de Charles en la forma

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Se proporciona la siguiente información.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$T_1 = 15^\circ\text{C}$	$T_2 = 38^\circ\text{C}$
$V_1 = 2.58 \text{ L}$	$V_2 = ?$

Como con frecuencia es el caso, las temperaturas se dan en grados Celsius. Sin embargo, para utilizar la ley de Charles *deben estar en kelvin*. Por tanto, se debe convertir sumando 273 a cada temperatura.



USGA fotografía por T. Casadevall

Investigadores toman muestras de un desfogue volcánico humeante en el Monte Baker, en Washington.

Condiciones iniciales

$$\begin{aligned} T_1 &= 15\text{ }^\circ\text{C} = 15 + 273 \\ &= 288\text{ K} \\ V_1 &= 2.58\text{ L} \end{aligned}$$

Condiciones finales

$$\begin{aligned} T_2 &= 38\text{ }^\circ\text{C} = 38 + 273 \\ &= 311\text{ K} \\ V_2 &=? \end{aligned}$$

Al resolver V_2 se obtiene

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 2.58\text{ L} \left(\frac{311\text{ K}}{288\text{ K}} \right) = 2.79\text{ L}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que la temperatura se incrementa, se espera que el volumen aumente.

Autocomprobación

EJERCICIO 13.3 Un niño forma una burbuja que contiene aire a $28\text{ }^\circ\text{C}$ y tiene un volumen de 23 cm^3 a 1 atm. A medida que la burbuja se eleva, se encuentra una bolsa de aire frío (temperatura de $18\text{ }^\circ\text{C}$). Si no hay cambio en la presión, ¿la burbuja será más grande o más pequeña a medida que el aire en el interior se enfríe a $18\text{ }^\circ\text{C}$? Calcule el nuevo volumen de la burbuja.

Vea los problemas 13.29 al 13.30. ■

Observe a partir del ejemplo 13.5 que se ajusta el volumen de un gas para un cambio de temperatura dado multiplicando el volumen original por la razón de las temperaturas Kelvin: final (T_2) sobre inicial (T_1). Recuerde comprobar si su respuesta tiene sentido. Cuando la temperatura aumenta (a presión constante), el volumen debe incrementarse, y viceversa.

EJEMPLO 13.6**Cálculo de la temperatura utilizando la ley de Charles**

En tiempos antiguos se utilizaba el volumen de un gas para medir la temperatura utilizando dispositivos llamados *termómetros de gas*. Considere un gas que tiene un volumen de 0.675 L a $35\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión. ¿Cuál es la temperatura (en unidades de $^\circ\text{C}$) de una habitación donde este gas tiene un volumen de 0.535 L a 1 atm de presión?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la nueva temperatura de un gas dado que el volumen ha disminuido a presión constante.

¿Qué se conoce?

- Se conocen los volúmenes inicial y final y la temperatura inicial.
- La cantidad del gas y la presión se mantienen constantes.
- La ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

¿Cómo se llega allí?

La información proporcionada en el problema es la siguiente.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$T_1 = 35\text{ °C} = 35 + 273 = 308\text{ K}$	$T_2 = ?$
$V_1 = 0.675\text{ L}$	$V_2 = 0.535\text{ L}$
$P_1 = 1\text{ atm}$	$P_2 = 1\text{ atm}$

La presión permanece constante, por lo que se puede utilizar la ley de Charles en la siguiente forma

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

y resolver para T_2 . Primero se multiplican ambos lados por T_2 .

$$T_2 \times \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{\cancel{T_2}} \times \cancel{T_2} = V_2$$

Después se multiplican ambos lados por T_1 .

$$\cancel{T_1} \times T_2 \frac{V_1}{\cancel{T_1}} = T_1 \times V_2$$

Esto da como resultado:

$$T_2 \times V_1 = T_1 \times V_2$$

Ahora se dividen ambos lados entre V_1 (multiplicando por $1/V_1$),

$$\frac{1}{\cancel{V_1}} \times T_2 \times \cancel{V_1} = \frac{1}{V_1} \times T_1 \times V_2$$

y se obtiene

$$T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1}$$

Ahora se tiene T_2 aislado en un lado de la ecuación y se puede realizar el cálculo.

$$T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1} = (308\text{ K}) \times \frac{0.535\text{ L}}{0.675\text{ L}} = 244\text{ K}$$

Para convertir de unidades de K a unidades de °C, se resta 273 de la temperatura Kelvin.

$$T_{\text{°C}} = T_{\text{K}} - 273 = 244 - 273 = -29\text{ °C}$$

La habitación está muy fría; la nueva temperatura es de -29 °C .

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que el volumen es menor, se espera que la temperatura sea más baja. ■

13.4 Volumen y moles: ley de Avogadro

OBJETIVO Comprender la ley que relaciona el volumen y el número de moles de una muestra de gas a temperatura y presión constantes, y realizar cálculos que involucren esta ley.

¿Cuál es la relación entre el volumen de un gas y el número de moléculas presentes en la muestra de gas? Los experimentos indican que cuando se duplica el número de moles (a temperatura y presión constantes), el volumen se duplica. En otras palabras, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles si la temperatura y la presión permanecen constantes. La figura 13.9 ilustra esta relación, la cual también puede representarse por medio de la ecuación

$$V = an \quad \text{o} \quad \frac{V}{n} = a$$

donde V es el volumen del gas, n es el número de moles y a es la constante de proporcionalidad. Observe que esta ecuación significa que la razón de V a n es constante siempre que la temperatura y la presión permanezcan constantes. Por tanto, cuando se incrementa el número de moles del gas por un factor de 5, el volumen también aumenta por un factor de 5,

$$\frac{V}{n} = \frac{\cancel{5} \times V}{\cancel{5} \times n} = a = \text{constante}$$

y así sucesivamente. En otras palabras, esta ecuación significa que *para un gas a temperatura y presión constantes, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas*. A esta relación se le llama **ley de Avogadro** en honor al científico italiano Amadeo Avogadro, quien la postuló por primera vez en 1811.

Para casos donde el número de moles del gas se cambia de una cantidad inicial a otra cantidad (a T y P constantes), se puede representar la ley de Avogadro como

$$\frac{V_1}{n_1} = a = \frac{V_2}{n_2}$$

Cantidad inicial Cantidad final

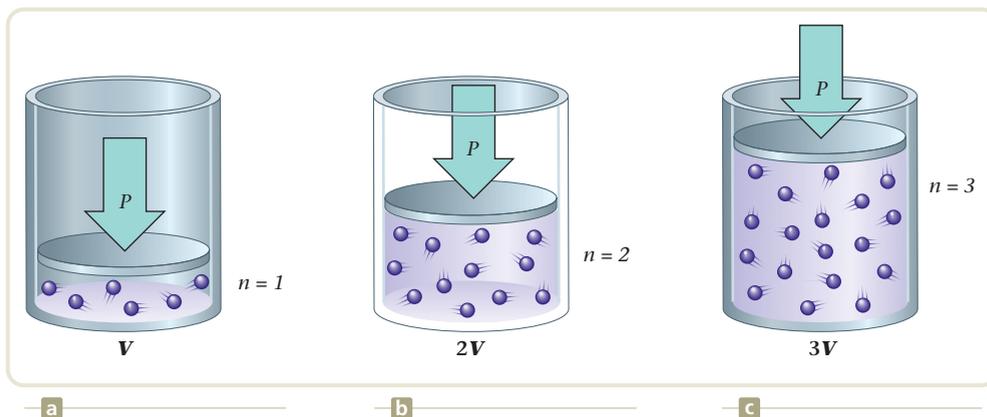
o

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

En el ejemplo 13.7 se ilustrará el uso de esta ecuación.

Figura 13.9

Relación entre el volumen V y el número de moles n . A medida que se incrementa el número de moles de 1 a 2 (a) a (b), el volumen se duplica. Cuando el número de moles se triplica (c), el volumen también se triplica. La temperatura y la presión permanecen constantes en estos casos.



EJEMPLO 13.7**Uso de la ley de Avogadro en cálculos**

Suponga que se tiene una muestra de 12.2 L que contiene 0.50 moles de gas oxígeno, O_2 , a una presión de 1 atm y una temperatura de 25 °C. Si todo este O_2 se convierte en ozono, O_3 , a la misma temperatura y presión, ¿cuál será el volumen del ozono formado?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el volumen del ozono (O_3) formado a partir de 0.50 moles de O_2 dado el volumen del oxígeno.

¿Qué se conoce?

- Se conoce el número inicial de moles de oxígeno y su volumen.
- La temperatura y la presión se mantienen constantes.
- La ley de Avogadro: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

¿Qué información se necesita?

- Se necesita balancear la ecuación para la reacción a fin de determinar el número de moles de ozono formados.

¿Cómo se llega allí?

Para resolver este problema se necesita comparar los moles de gas presentes originalmente con los moles de gas que hay después de la reacción. Se conoce que en un inicio están presentes 0.50 moles de O_2 . Para encontrar cuántos moles de O_3 habrá después de la reacción, se necesita utilizar la ecuación balanceada para la reacción.



Se calculan los moles de O_3 producidos utilizando la razón molar apropiada a partir de la ecuación balanceada.

$$0.50 \text{ moles de } O_2 \times \frac{2 \text{ moles de } O_3}{3 \text{ moles de } O_2} = 0.33 \text{ moles de } O_3$$

La ley de Avogadro enuncia que

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

donde V_1 es el volumen de n_1 moles de gas O_2 , y V_2 es el volumen de n_2 moles de gas O_3 . En este caso se tiene lo siguiente.

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$n_1 = 0.50$ moles	$n_2 = 0.33$ moles
$V_1 = 12.2$ L	$V_2 = ?$

Al resolver la ley de Avogadro para V_2 se obtiene lo siguiente.

$$V_2 = V_1 \times \frac{n_2}{n_1} = 12.2 \text{ L} \left(\frac{0.33 \text{ moles}}{0.50 \text{ moles}} \right) = 8.1 \text{ L}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Observe que el volumen disminuye, como debe ser, debido a que están presentes menos moléculas en el gas después de que el O_2 se convierte en O_3 .

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$n_2 \times \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \times n_2$$

$$V_1 \times \frac{n_2}{n_1} = V_2$$

Autocomprobación

EJERCICIO 13.4 Considere dos muestras de gas nitrógeno (conformadas por moléculas de N_2). La muestra 1 contiene 1.5 moles de N_2 y tiene un volumen de 36.7 L a 25 °C y 1 atm. La muestra 2 tiene un volumen de 16.5 L a 25 °C y 1 atm. Calcule el número de moles de N_2 en la muestra 2.

Vea los problemas 13.41 al 13.44. ■

13.5

Ley de los gases ideales

OBJETIVO

Comprender la ley de los gases ideales y utilizarla en los cálculos.

La constante n significa un número constante de moles de gas.

Se han considerado tres leyes que describen el comportamiento de los gases como se manifiesta por medio de observaciones experimentales.

$$\begin{array}{ll} \text{Ley de Boyle} & PV = k \quad \text{o} \quad V = \frac{k}{P} \quad (\text{a } T \text{ y } n \text{ constantes}) \\ \text{Ley de Charles} & V = bT \quad (\text{a } P \text{ y } n \text{ constantes}) \\ \text{Ley de Avogadro} & V = an \quad (\text{a } T \text{ y } P \text{ constantes}) \end{array}$$

Estas relaciones, las cuales muestran cómo el volumen de un gas depende de la presión, la temperatura y el número de moles de gas presentes, pueden combinarse como se muestra a continuación.

$$V = R \left(\frac{Tn}{P} \right)$$

donde R es la constante de proporcionalidad combinada y se le llama **constante universal de los gases**. Cuando la presión se expresa en atmósferas y el volumen está en litros, R siempre tiene el valor de 0.08206 L atm/K mol. Se puede reordenar la ecuación de arriba multiplicando ambos lados por P ,

$$R = 0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$$

$$P \times V = P' \times R \left(\frac{Tn}{P'} \right)$$

para obtener la **ley de los gases ideales** escrita en su forma usual:

$$PV = nRT$$

La ley de los gases ideales involucra todas las características importantes de un gas: su presión (P), volumen (V), número de moles (n) y temperatura (T). Conocer tres de estas propiedades cualesquiera es suficiente para definir por completo la condición del gas debido a que la cuarta propiedad puede determinarse a partir de la ley de los gases ideales.

Es importante reconocer que dicha ley se basa en las mediciones experimentales de las propiedades de los gases. Se dice que un gas que obedece esta ecuación se comporta *de manera ideal*. Es decir, esta ecuación define el comportamiento de un **gas ideal**. La mayoría de los gases obedece esta ecuación de manera cercana a presiones de 1 atm o menores, cuando la temperatura es de 0 °C o más alta. En este texto debe suponer el comportamiento de un gas ideal cuando resuelva problemas que involucran gases.

La ley de los gases ideales puede utilizarse para resolver una variedad de problemas. El ejemplo 13.8 demuestra un tipo, donde se le pide que encuentre una propiedad que caracteriza la condición de un gas dadas las otras tres propiedades.

EJEMPLO 13.8

Uso de la ley de los gases ideales en los cálculos

Una muestra de gas hidrógeno, H_2 , tiene un volumen de 8.56 L a una temperatura de 0 °C y una presión de 1.5 atm. Calcule el número de moles de H_2 presentes en esta muestra. (Suponga que el gas se comporta de manera ideal.)

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el número de moles de gas hidrógeno (H_2) presentes dadas las condiciones de temperatura, presión y volumen.

¿Qué se conoce?

- Se conoce la temperatura, la presión y el volumen del gas hidrógeno.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

¿Qué información se necesita?

- $R = 0.08206 \text{ L atm/mol K}$.

¿Cómo se llega allí?

En este problema se proporciona la presión, el volumen y la temperatura del gas: $P = 1.5 \text{ atm}$, $V = 8.56 \text{ L}$ y $T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$. Recuerde que se debe cambiar la temperatura a la escala Kelvin.

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

Se puede calcular el número de moles de gas presentes utilizando la ley de los gases ideales $PV = nRT$. Se resuelve n dividiendo ambos lados entre RT :

$$\frac{PV}{RT} = n \frac{RT}{RT}$$

para obtener

$$\frac{PV}{RT} = n$$

Por tanto,

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.5 \text{ atm})(8.56 \text{ L})}{\left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right)(273 \text{ K})} = 0.57 \text{ moles}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 13.5 Un globo climático contiene 1.10×10^5 moles de He y tiene un volumen de $2.70 \times 10^6 \text{ L}$ a 1.00 atm de presión. Calcule la temperatura del helio en el globo en kelvins y en grados Celsius.

Vea los problemas 13.53 al 13.60. ■

EJEMPLO 13.9

Cálculos de la ley de los gases ideales que involucran conversión de unidades

¿Qué volumen es ocupado por 0.250 moles de gas dióxido de carbono a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 371 torr ?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el volumen del gas dióxido de carbono (CO_2) dados los números de moles, la presión y la temperatura.

¿Qué se conoce?

- Se conocen el número de moles, la presión y la temperatura del dióxido de carbono.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

¿Qué información se necesita?

- $R = 0.08206 \text{ L atm/mol K}$.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$PV = nRT$$

$$\frac{P'V}{P} = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

¿Cómo se llega allí?

Se puede utilizar la ley de los gases ideales para calcular el volumen, pero primero se debe convertir la presión a atmósferas y la temperatura a la escala Kelvin.

$$P = 371 \text{ torr} = 371 \text{ torr} \times \frac{1.000 \text{ atm}}{760.0 \text{ torr}} = 0.488 \text{ atm}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

Se resuelve V dividiendo ambos lados de la ley de los gases ideales ($PV = nRT$) entre P .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.250 \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right) (298 \text{ K})}{0.488 \text{ atm}} = 12.5 \text{ L}$$

El volumen de la muestra de CO_2 es de 12.5 L.

Autocomprobación

EJERCICIO 13.6 El radón, un gas radiactivo formado de manera natural en el suelo, puede ocasionar cáncer pulmonar. Constituye un peligro para los humanos dado que puede colarse en los hogares, y en varias localidades existe una preocupación acerca de este problema. Una muestra de 1.5 moles de gas radón tiene un volumen de 21.0 L a $33 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es la presión del gas?

Vea los problemas 13.53 al 13.60. ■

Observe que R tiene unidades de L atm/K mol . De manera acorde, siempre que se utilice la ley de los gases ideales se debe expresar el volumen en unidades de litros, la temperatura en kelvins y la presión en atmósferas. Cuando se proporciona información en otras unidades, primero se deben convertir a las unidades apropiadas.

La ley de los gases ideales también puede utilizarse para calcular los cambios que ocurrirán cuando se alteran las condiciones del gas, como se ilustra en el ejemplo 13.10.

EJEMPLO 13.10

Uso de la ley de los gases ideales bajo condiciones cambiantes

Suponga que se tiene una muestra de 0.240 moles de gas amoníaco a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, con un volumen de 3.5 L a una presión de 1.68 atm. El gas se comprime a un volumen de 1.35 L a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Use la ley de los gases ideales para calcular la presión final.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea utilizar la ley de los gases ideales para determinar la presión del gas amoníaco dado un cambio de volumen.

¿Qué se conoce?

- Se conocen el número de moles, la presión, el volumen y la temperatura iniciales del amoníaco.
- Se conoce el nuevo volumen.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

¿Cómo se llega allí?

En este caso se tiene una muestra de gas amoníaco en la que se cambian las condiciones. Se proporciona la siguiente información.

Condiciones iniciales

$$\begin{aligned} V_1 &= 3.5 \text{ L} \\ P_1 &= 1.68 \text{ atm} \\ T_1 &= 25 \text{ }^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ K} \\ n_1 &= 0.240 \text{ moles} \end{aligned}$$

Condiciones finales

$$\begin{aligned} V_2 &= 1.35 \text{ L} \\ P_2 &= ? \\ T_2 &= 25 \text{ }^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ K} \\ n_2 &= 0.240 \text{ moles} \end{aligned}$$

Observe que n y T permanecen constantes, y sólo P y V cambian. Por tanto, se pudiera simplemente utilizar la ley de Boyle ($P_1V_1 = P_2V_2$) para resolver P_2 . Sin embargo, se utilizará la ley de los gases ideales para afrontar este problema con el fin de introducir la idea de que puede utilizarse una ecuación (la de los gases ideales) para resolver casi cualquier problema con este tipo de elementos. La idea clave aquí reside en que al utilizar la ley de los gases ideales para describir un cambio en las condiciones de un gas, siempre *se resolverá la ecuación de los gases ideales de tal manera que las variables que cambian se coloquen en un lado del signo igual y los términos constantes en el otro lado*. Es decir, se comienza con la ecuación de los gases ideales en la forma convencional ($PV = nRT$) y se reordena de tal manera que todos los términos que cambian se muevan a un lado, y todos los términos que no cambian se mueven al otro lado. En este caso la presión y el volumen cambian y la temperatura y el número de moles permanecen constantes (al igual que R , por definición). En consecuencia, se escribe la ley de los gases ideales como

$$\begin{array}{ccc} PV & = & nRT \\ \text{Cambian} & & \text{Permanecen constantes} \end{array}$$

Debido a que n , R y T permanecen iguales en este caso, se puede escribir $P_1V_1 = nRT$ y $P_2V_2 = nRT$. Al combinar éstas se obtiene

$$P_1V_1 = nRT = P_2V_2 \quad \text{o} \quad P_1V_1 = P_2V_2$$

y

$$P_2 = P_1 \times \frac{V_1}{V_2} = (1.68 \text{ atm}) \left(\frac{3.5 \cancel{\text{ L}}}{1.35 \cancel{\text{ L}}} \right) = 4.4 \text{ atm}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD ¿Esta respuesta tiene sentido? El volumen disminuyó (a temperatura constante y número de moles constante), lo cual significa que la presión debe aumentar, como el cálculo indica.

Autocomprobación

EJERCICIO 13.7 Una muestra de gas metano que tiene un volumen de 3.8 L a 5 °C se calienta a 86 °C a presión constante. Calcule su nuevo volumen.

Vea los problemas 13.61 y 13.62. ■

Observe que al resolver el ejemplo 13.10 en realidad se obtuvo la ley de Boyle ($P_1V_1 = P_2V_2$) a partir de la ecuación de los gases ideales. Podría preguntarse: “¿por qué molestarse?” La idea es aprender el uso de la ecuación para resolver todo tipo de problemas con la ley de los gases. De esta manera nunca se preguntará: “¿es este un problema de la ley de Boyle o un problema de la ley de Charles?”

En el ejemplo 13.11 se continúa practicando el uso de la ley de los gases ideales. Recuerde que la idea clave es reordenar la ecuación de tal manera que las cantidades que cambian se muevan a un lado de la ecuación y aquellas que permanecen constantes se muevan al otro.

EJEMPLO 13.11**Cálculo de cambios de volumen utilizando la ley de los gases ideales**

Una muestra de gas diborano, B_2H_6 , una sustancia que se quema en flamas cuando se expone al aire, tiene una presión de 0.454 atm a una temperatura de $-15^\circ C$ y un volumen de 3.48 L. Si se cambian las condiciones de tal manera que la temperatura sea de $36^\circ C$ y la presión de 0.616 atm, ¿cuál será el nuevo volumen de la muestra?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea utilizar la ecuación de la ley de los gases ideales para determinar el volumen del gas diborano.

¿Qué se conoce?

- Se conocen la presión, el volumen y la temperatura iniciales del gas diborano.
- Se conocen las nuevas temperatura y presión.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

¿Cómo se llega allí?

Se proporciona la siguiente información.

Condiciones iniciales

$$P_1 = 0.454 \text{ atm}$$

$$V_1 = 3.48 \text{ L}$$

$$T_1 = -15^\circ C = 273 - 15 = 258 \text{ K}$$

Condiciones finales

$$P_2 = 0.616 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 36^\circ C = 273 + 36 = 309 \text{ K}$$

Observe que no se proporciona el valor de n . Sin embargo, se conoce que n es constante (es decir, $n_1 = n_2$) debido a que no se adiciona o se sustrae gas diborano. Así, en este experimento n es constante y P , V y T cambian. Por tanto, se reordena la ecuación de los gases ideales ($PV = nRT$) dividiendo ambos lados entre T ,

$$\frac{PV}{T} = nR$$

Cambian Constantes

lo cual conduce a la ecuación

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

o

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Se puede resolver V_2 dividiendo ambos lados entre P_2 y multiplicándolos por T_2 .

$$\frac{1}{P_2} \times \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{\cancel{P_2} V_2}{T_2} \times \frac{1}{\cancel{P_2}} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_2 \times \frac{P_1 V_1}{P_2 T_1} = \frac{V_2}{\cancel{T_2}} \times \cancel{T_2} = V_2$$

Es decir,

$$\frac{T_2 P_1 V_1}{P_2 T_1} = V_2$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{T} = \frac{nR\cancel{T}}{\cancel{T}}$$

$$\frac{PV}{T} = nR$$

¡Los bocadillos también necesitan química!

¿Se ha preguntado alguna vez qué hace que las palomitas exploten? La explosión está relacionada con las propiedades de los gases. ¿Qué sucede cuando se calienta un gas? La ley de Charles indica que si la presión se mantiene constante, el volumen del gas debe aumentar a medida que se incrementa la temperatura. ¿Pero qué sucede si el gas que se está calentando está atrapado a un volumen constante? Se puede ver qué sucede reordenando la ley de los gases ideales ($PV = nRT$) como se indica a continuación.

$$P = \left(\frac{nR}{V} \right) T$$

Cuando n , R y V se mantienen constantes, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura. Por tanto, a medida que la temperatura del gas atrapado aumenta, su presión también lo hace. Esto es exactamente lo que sucede dentro de un grano de palomita de maíz conforme se calienta. La humedad dentro del grano vaporizada por el calor produce un incremento en la presión. Ésta por último se vuelve tan grande que el grano se abre,

permitiendo que el almidón en su interior se expanda a casi 40 veces su tamaño original.

¿Qué hay de especial acerca de las palomitas de maíz? ¿Por qué explotan mientras que el maíz "regular" no lo hace? William da Silva, biólogo de la Universidad de Campinas en Brasil, ha atribuido la "explotabilidad" del grano a su envoltura exterior, llamada *pericarpio*. Las moléculas en el pericarpio de las palomitas de maíz, las cuales están apiñadas de una manera mucho más ordenada que en el maíz regular, transfieren calor inusualmente rápido, produciendo un salto de presión muy veloz que hace explotar el grano. Además, debido a que el pericarpio de las palomitas de maíz es mucho más grueso y resistente que el del maíz regular, puede soportar más presión, lo que conduce a una explosión más intensa cuando por fin llega el momento.



Palomitas de maíz que explotan.

© Cengage Learning

Siempre convierta la temperatura a la escala Kelvin y la presión a atmósferas cuando aplique la ley de los gases ideales.

En ocasiones es conveniente pensar en términos de las razones de la temperatura y la presión iniciales, y de la temperatura y la presión finales. Esto es,

$$V_2 = \frac{T_2 P_1 V_1}{T_1 P_2} = V_1 \times \frac{T_2}{T_1} \times \frac{P_1}{P_2}$$

Al sustituir la información proporcionada se obtiene:

$$V_2 = \frac{309 \text{ K}}{258 \text{ K}} \times \frac{0.454 \text{ atm}}{0.616 \text{ atm}} \times 3.48 \text{ L} = 3.07 \text{ L}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 13.8 Una muestra de gas argón con un volumen de 11.0 L a una temperatura de 13 °C y una presión de 0.747 atm se calienta a 56 °C y a una presión de 1.18 atm. Calcule el volumen final.

Vea los problemas 13.61 y 13.62. ■

A la ecuación obtenida en el ejemplo 13.11,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

con frecuencia se le llama ecuación de la **ley combinada de los gases**. Se maneja cuando la cantidad del gas (moles) se mantiene constante. Si bien puede ser conveniente recordar esta ecuación, no es necesario debido que siempre puede utilizar la ecuación de los gases ideales.

13.6 Ley de Dalton de las presiones parciales

OBJETIVO Comprender la relación entre las presiones parciales y totales de una mezcla de gases y utilizar esta relación en los cálculos.

Muchos gases importantes contienen una mezcla de componentes. Un ejemplo notable es el aire. Los buzos que se sumergen a una profundidad mayor a 150 pies utilizan otra mezcla importante: helio y oxígeno. No se utiliza aire normal debido a que el nitrógeno presente se disuelve en la sangre en cantidades mayores como resultado de las altas presiones experimentadas por el buzo bajo varios cientos de pies de agua. Cuando éste regresa muy rápido a la superficie, el nitrógeno burbujea fuera de la sangre tal como un refresco burbujea cuando se abre, y el buzo adquiere el “síndrome de descompresión”, una condición muy dolorosa y potencialmente mortal. Debido a que el gas helio sólo es moderadamente soluble en la sangre, no ocasiona este problema.

Los estudios de las mezclas gaseosas muestran que cada componente se comporta de manera independiente respecto de los otros. En otras palabras, una cantidad dada de oxígeno ejerce la misma presión en una vasija de 1.0 L si está solo o en presencia de nitrógeno (como en el aire) o helio.

Entre los primeros científicos que estudiaron las mezclas de los gases figura John Dalton, quien en 1803 resumió sus observaciones en este enunciado: *Para una mezcla de gases en un contenedor, la presión total ejercida es la suma de las presiones parciales de los gases presentes. La presión parcial de un gas es la presión que éste ejercería si estuviera solo en el contenedor.* Este enunciado, conocido como **ley de Dalton de las presiones parciales**, puede expresarse como se indica a continuación para una mezcla que contiene tres gases.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3$$

donde los subíndices se refieren a los gases individuales (gas 1, gas 2 y gas 3). Las presiones P_1 , P_2 y P_3 son las presiones parciales; es decir, cada gas es responsable de sólo una parte de la presión total (figura 13.10).

Suponiendo que cada gas se comporta de manera ideal, se puede calcular su presión parcial a partir de la ley de los gases ideales.

$$P_1 = \frac{n_1RT}{V}, P_2 = \frac{n_2RT}{V}, P_3 = \frac{n_3RT}{V}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{V} = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

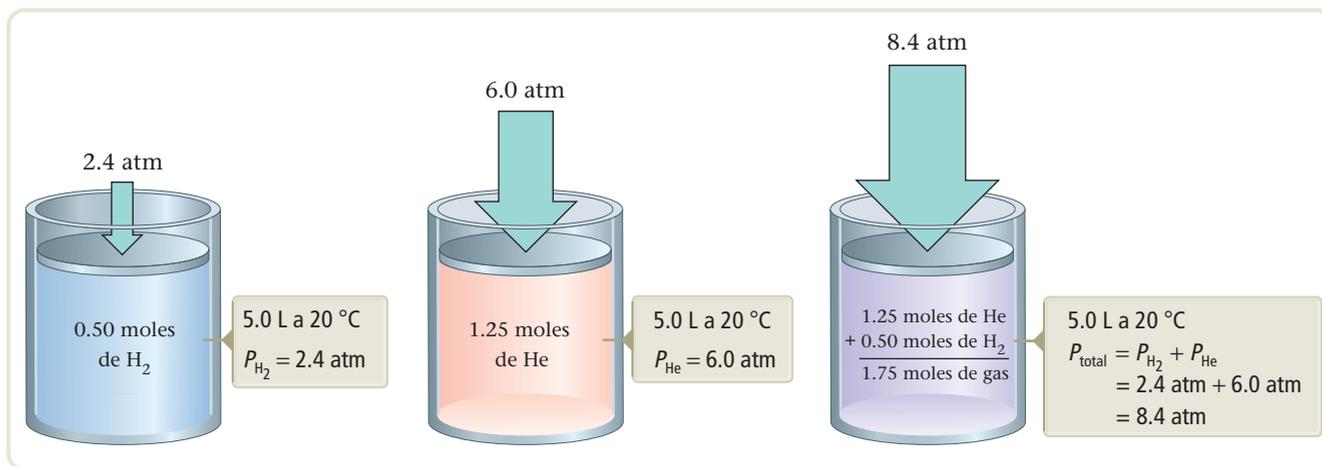
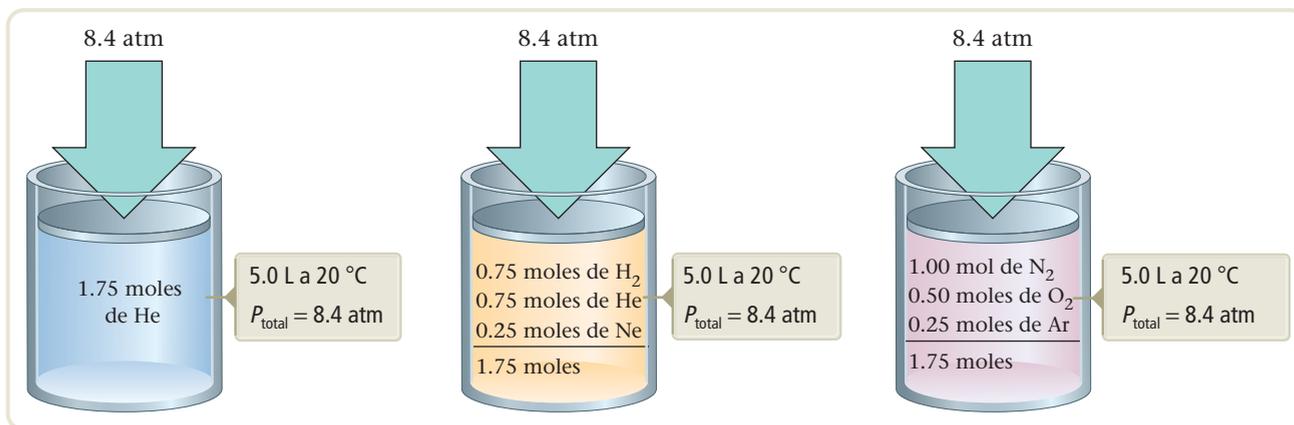


Figura 13.10

Cuando están presentes dos gases, la presión total es la suma de sus presiones parciales.

**Figura 13.11**

La presión total de una mezcla de gases depende del número de moles de las partículas de gas (átomos o moléculas) presentes, no de las identidades de las partículas. Observe que estas tres muestras presentan la misma presión total debido a que cada una contiene 1.75 moles de gas. La naturaleza detallada de la mezcla no es importante.

La presión total de la mezcla, P_{total} , puede representarse como

$$\begin{aligned} P_{\text{total}} &= P_1 + P_2 + P_3 = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \frac{n_3 RT}{V} \\ &= n_1 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_2 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_3 \left(\frac{RT}{V} \right) \\ &= (n_1 + n_2 + n_3) \left(\frac{RT}{V} \right) \\ &= n_{\text{total}} \left(\frac{RT}{V} \right) \end{aligned}$$

donde n_{total} es la suma de los números de moles de los gases en la mezcla. Por tanto, para una mezcla de gases ideales lo importante es el *número total de moles de las partículas*, no la *identidad* de las partículas de gas individuales. En la figura 13.11 se ilustra esta idea.

El hecho de que la presión ejercida por un gas ideal sea afectada por el *número* de partículas y sea independiente de la *naturaleza* de las partículas del gas indica dos aspectos importantes acerca de los gases ideales:

1. El volumen de la partícula de gas individual (átomo o molécula) no debe ser muy importante.
2. Las fuerzas entre las partículas no deben ser muy importantes.

Si estos factores fueran relevantes, la presión del gas dependería de la naturaleza de las partículas individuales. Por ejemplo, un átomo de argón es mucho mayor que un átomo de helio. Sin embargo, 1.75 moles de gas argón en un contenedor de 5.0 L a 20 °C ejerce la misma presión que 1.75 moles de gas helio en un contenedor con iguales características.

La misma idea se aplica a las fuerzas entre las partículas. Aunque en el gas estas fuerzas dependen de la naturaleza de las partículas, esto parece tener poca influencia en el comportamiento de un gas ideal. Se verá que estas observaciones impactan en gran medida en el modelo que se construirá para explicar el comportamiento de los gases ideales.

EJEMPLO 13.12**Uso de la ley de Dalton de las presiones parciales, I**

Se utilizan mezclas de helio y oxígeno en los tanques de “aire” de los buzos submarinos para inmersiones profundas. Para una inmersión particular se bombearon 12 L de O_2 a 25 °C y 1.0 atm, y 46 L de He a 25 °C y 1 atm en un tanque de 5.0 L. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el tanque a 25 °C.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la presión parcial del helio y del oxígeno, y la presión total en el tanque.

¿Qué se conoce?

- Se conocen el volumen, la presión y la temperatura iniciales de ambos gases.
- Se conoce el volumen final del tanque.
- La temperatura permanece constante.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.
- La ley de Dalton de las presiones parciales: $P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots$

¿Qué información se necesita?

- $R = 0.08206 \text{ L atm/mol K}$.

¿Cómo se llega allí?

Debido a que la presión parcial de cada gas depende de sus moles presentes, primero se debe calcular el número de moles de cada gas utilizando la ley de los gases ideales en la siguiente forma.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

A partir de la descripción anterior se conoce que $P = 1.0 \text{ atm}$, $V = 12 \text{ L}$ para el O_2 y 46 L para el He , y $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$. También $R = 0.08206 \text{ L atm/K mol}$ (como siempre).

$$\text{Moles de O}_2 = n_{\text{O}_2} = \frac{(1.0 \text{ atm})(12 \text{ L})}{(0.08206 \text{ L atm/K mol})(298 \text{ K})} = 0.49 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de He} = n_{\text{He}} = \frac{(1.0 \text{ atm})(46 \text{ L})}{(0.08206 \text{ L atm/K mol})(298 \text{ K})} = 1.9 \text{ moles}$$

El tanque que contiene la mezcla tiene un volumen de 5.0 L y la temperatura es de $25 \text{ }^\circ\text{C}$ (298 K). Se puede utilizar esta información y la ley de los gases ideales para calcular la presión parcial de cada gas.

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{(0.49 \text{ moles})(0.08206 \text{ L atm/K mol})(298 \text{ K})}{5.0 \text{ L}} = 2.4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{He}} = \frac{(1.9 \text{ moles})(0.08206 \text{ L atm/K mol})(298 \text{ K})}{5.0 \text{ L}} = 9.3 \text{ atm}$$

La presión total es la suma de las presiones parciales.

$$P_{\text{total}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{He}} = 2.4 \text{ atm} + 9.3 \text{ atm} = 11.7 \text{ atm}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD El volumen de cada gas disminuye y la presión de cada gas aumenta. La presión parcial del helio es mayor que la del oxígeno, lo cual tiene sentido debido a que las temperaturas y presiones iniciales de ambos eran las mismas, pero el volumen inicial del helio era mucho mayor que el del oxígeno.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$\frac{PV}{RT} = n$$



Los buzos utilizan una mezcla de oxígeno y helio en sus tanques para respirar cuando se sumergen a profundidades mayores a 150 pies.



Figura 13.12

La producción de oxígeno por medio de la descomposición térmica del KClO_3 .

Auto comprobación

Tabla 13.2 La presión del vapor de agua como una función de la temperatura

T (°C)	P (torr)
0.0	4.579
10.0	9.209
20.0	17.535
25.0	23.756
30.0	31.824
40.0	55.324
60.0	149.4
70.0	233.7
90.0	525.8

EJERCICIO 13.9 Un matraz de 2.0 L contiene una mezcla de gas nitrógeno y gas oxígeno a 25 °C. La presión total de la mezcla gaseosa es de 0.91 atm, y se sabe que contiene 0.050 moles de N_2 . Calcule la presión parcial del oxígeno y los moles de oxígeno presentes.

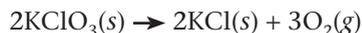
Ve los problemas 13.67 al 13.70. ■

Una mezcla de gases ocurre siempre que se recolecta un gas por medio de un desplazamiento de agua. Por ejemplo, la figura 13.12 muestra la recolección de gas oxígeno que se produce por medio de la descomposición del clorato de potasio sólido. El gas se recolecta burbujeándolo en una botella que inicialmente está llena con agua. Por tanto, el gas en la botella en realidad es una mezcla de vapor de agua y oxígeno. (El vapor del agua está presente debido a que las moléculas del agua escapan de la superficie del líquido y se recolectan como un gas en el espacio sobre el líquido.) Como resultado, la presión total ejercida por esta mezcla es la suma de la presión parcial del gas que se está recolectando y la presión parcial del vapor de agua. A la presión parcial de este último se le llama *presión del vapor de agua*. Debido a que es más probable que las moléculas del agua escapen del agua caliente que de la fría, la *presión del vapor* aumenta con la temperatura. Esto se muestra en la tabla 13.2 por medio de los valores de la presión del vapor a varias temperaturas.

EJEMPLO 13.13

Uso de la ley de Dalton de las presiones parciales, II

Una muestra de clorato de potasio sólido, KClO_3 , se calentó en un tubo de ensayo (vea la figura 13.12) y se descompuso de acuerdo con la siguiente reacción.



El oxígeno producido se recolectó por medio del desplazamiento del agua a 22 °C. La mezcla resultante de O_2 y vapor de H_2O tenía una presión total de 754 torr y un volumen de 0.650 L. Calcule la presión parcial del O_2 en el gas recolectado y el número de moles de O_2 presentes. La presión del vapor de agua a 22 °C es de 21 torr.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la presión parcial del oxígeno recolectado por el desplazamiento del agua y el número de moles de O_2 presentes.

¿Qué se conoce?

- Se conocen la temperatura, la presión total y el volumen del gas recolectado por el desplazamiento del agua.

- Se conoce la presión del vapor de agua a esta temperatura.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.
- La ley de Dalton de las presiones parciales: $P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots$

¿Qué información se necesita?

- $R = 0.08206 \text{ L atm/mol K}$.

¿Cómo se llega allí?

Se conocen la presión total (754 torr) y la presión parcial del agua (presión del vapor = 21 torr). Se puede encontrar la presión parcial del O_2 a partir de la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{O}_2} + 21 \text{ torr} = 754 \text{ torr}$$

o

$$P_{\text{O}_2} + 21 \text{ torr} = 754 \text{ torr}$$

Se puede resolver P_{O_2} restando 21 torr en ambos lados de la ecuación.

$$P_{\text{O}_2} = 754 \text{ torr} - 21 \text{ torr} = 733 \text{ torr}$$

Después se resuelve la ley de los gases ideales para el número de moles de O_2 .

$$n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT}$$

En este caso, $P_{\text{O}_2} = 733 \text{ torr}$. Se cambia la presión a atmósferas:

$$\frac{733 \cancel{\text{ torr}}}{760 \cancel{\text{ torr}}/\text{atm}} = 0.964 \text{ atm}$$

Después,

$$V = 0.650 \text{ L}$$

$$T = 22 \text{ }^\circ\text{C} = 22 + 273 = 295 \text{ K}$$

$$R = 0.08206 \text{ L atm/K mol}$$

por lo que,

$$n_{\text{O}_2} = \frac{(0.964 \cancel{\text{ atm}})(0.650 \cancel{\text{ L}})}{(0.08206 \cancel{\text{ L}} \cancel{\text{ atm}}/\cancel{\text{ K}} \text{ mol})(295 \cancel{\text{ K}})} = 2.59 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$\frac{PV}{RT} = n$$

Autocomprobación

EJERCICIO 13.10 Considere una muestra de gas hidrógeno recolectada sobre agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ donde la presión del vapor de agua es de 24 torr. El volumen ocupado por la mezcla gaseosa es de 0.500 L y la presión total es de 0.950 atm. Calcule la presión parcial del H_2 y el número de sus moles presentes.

Vea los problemas 13.71 al 13.74. ■

13.7

Leyes y modelos: repaso

OBJETIVO

Comprender la relación entre las leyes y los modelos (teorías).

En este capítulo se han considerado varias propiedades de los gases y se ha visto cómo las relaciones entre estas propiedades pueden expresarse por medio de varias leyes escritas en la forma de ecuaciones matemáticas. La más útil de éstas es la ecuación de los gases ideales, la cual relaciona todas las propiedades importantes de los gases. Sin embargo, bajo ciertas condiciones éstos no obedecen la ecuación de los gases ideales.

Por ejemplo, a presiones altas y(o) temperaturas bajas, sus propiedades se desvían de manera significativa de las predicciones de la ecuación. Por otro lado, a medida que se disminuye la presión y(o) se aumenta la temperatura, casi todos los gases muestran una concordancia cercana con la ecuación de los gases ideales. Esto significa que un gas ideal en realidad es una sustancia hipotética. A presiones bajas y(o) temperaturas altas, los gases reales *se aproximan* al comportamiento esperado para un gas ideal.

En este momento se desea construir un modelo (o teoría) para explicar *por qué* un gas se comporta de cierto modo. Se desea responder la pregunta: *¿cuáles son las características de las partículas individuales de un gas que ocasionan que se comporte como lo hace?* Sin embargo, antes de esto es conveniente repasar de manera breve el método científico. Recuerde que una ley es una generalización acerca del comportamiento observado en varios experimentos. Las leyes son muy útiles, pues permiten predecir el comportamiento de sistemas similares. Por ejemplo, un químico que prepara un nuevo compuesto gaseoso puede suponer que la sustancia obedecerá la ecuación de los gases ideales (al menos a P baja y(o) T alta).

Sin embargo, las leyes no indican *por qué* la naturaleza se comporta de la manera en que lo hace. Los científicos tratan de responder esta pregunta construyendo teorías (modelos). Los modelos en la química son especulaciones acerca de cómo los átomos o las moléculas individuales (partículas microscópicas) ocasionan el comportamiento de sistemas macroscópicos (conjuntos de átomos y moléculas en números lo suficientemente grandes como para que puedan observarse).

Un modelo se considera exitoso si explica el comportamiento conocido y predice de manera correcta los resultados de experimentos futuros, pero nunca puede comprobarse como absolutamente correcto. De hecho, por su propia naturaleza *cualquier modelo es una aproximación* y está destinado a modificarse, al menos en parte. El intervalo de los modelos va del más sencillo (para predecir el comportamiento aproximado) al extraordinariamente complejo (para explicar de manera precisa el comportamiento observado). En este texto se utilizan modelos relativamente sencillos que se ajustan a la mayoría de los resultados experimentales.

13.8

Teoría cinética molecular de los gases

OBJETIVO

Comprender los postulados básicos de la teoría cinética molecular.

 El módulo 16, *Ley de los gases y teoría cinética molecular*, cubre los conceptos de esta sección.

Un modelo relativamente sencillo que intenta explicar el comportamiento de un gas ideal es la **teoría cinética molecular**. Este modelo se basa en las especulaciones acerca del comportamiento de las partículas individuales (átomos o moléculas) en un gas. Las suposiciones (postulados) de la teoría cinética molecular pueden enunciarse como se indica a continuación.

Postulados de la teoría cinética molecular de los gases

1. Los gases consisten de partículas pequeñas (átomos o moléculas).
2. Estas partículas son tan pequeñas en comparación con las distancias entre ellas, que su volumen (tamaño) puede suponerse como despreciable (de cero).
3. Las partículas están en constante movimiento aleatorio, colisionando con las paredes del contenedor. Estas colisiones ocasionan la presión ejercida por el gas.
4. Se supone que las partículas no se atraen o se repelen entre sí.
5. La energía cinética promedio de las partículas de gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin del gas.

La energía cinética (EC) referida en el postulado 5 es aquella asociada con el movimiento de una partícula. Está dada por la ecuación $EC = \frac{1}{2}mv^2$, donde m es la masa de la partícula y v es su velocidad (rapidez). Mientras mayor sea la masa o la velocidad de una partícula, mayor será su energía cinética. El postulado 5 significa que si se calienta un gas a temperaturas más altas, la velocidad promedio de las partículas aumenta; por tanto, su energía cinética se incrementa.

Aunque los gases reales no cumplen de manera exacta con las cinco suposiciones listadas aquí, en la siguiente sección se verá que estos postulados explican de manera correcta el comportamiento de los gases *ideales*: aquel mostrado por los gases reales a temperaturas altas y(o) presiones bajas.

13.9

Las implicaciones de la teoría cinética molecular

OBJETIVOS

Comprender el término *temperatura*. • Aprender cómo la teoría cinética molecular explica las leyes de los gases.

En esta sección se explicarán las relaciones *cualitativas* entre la teoría cinética molecular (CM) y las propiedades de los gases. Es decir, sin entrar en detalles matemáticos, se mostrará cómo la teoría cinética molecular explica algunas de las propiedades observadas de los gases.

► El significado de la temperatura

En el capítulo 2 se introdujo la temperatura de manera muy práctica como algo que se mide con un termómetro. Se sabe que a medida que la temperatura de un objeto aumenta, éste se siente “más caliente” al contacto. ¿Pero qué significa en realidad la temperatura? ¿Cómo cambia la materia cuando se vuelve “más caliente”? En el capítulo 10 se introdujo la idea de que la temperatura es un índice del movimiento molecular. La teoría cinética molecular permite desarrollar más este concepto. Como el postulado 5 de la teoría CM enuncia, la temperatura de un gas refleja qué tan rápido, en promedio, se están moviendo sus partículas individuales. Cuando es alta, las partículas se mueven más rápido y golpean las paredes del contenedor de manera frecuente, mientras que a temperaturas bajas sus movimientos son más lentos y colisionan con las paredes del contenedor con mucho menos frecuencia. Por tanto, la temperatura en realidad es una medida de los movimientos de las partículas del gas. De hecho, la temperatura Kelvin de un gas es directamente proporcional a la energía cinética promedio de sus partículas.

► Relación entre presión y temperatura

Para ver cómo el significado de la temperatura expuesto antes ayuda a explicar el comportamiento de los gases, hay que visualizar un gas en un contenedor rígido. A medida que el gas se calienta a una temperatura más alta, las partículas se mueven más rápido, golpeando las paredes con mayor frecuencia. Y, por supuesto, los impactos se vuelven más vigorosos conforme las partículas se mueven con mayor celeridad. Si la presión se debe a las colisiones con las paredes, la presión del gas debe aumentar a medida que la temperatura se incrementa.

¿Es esto lo que se observa cuando se mide la presión de un gas a medida que se calienta? Sí. Una muestra dada de gas en un contenedor rígido (si no se cambia el volumen) muestra un aumento en la presión a medida que se incrementa su temperatura.

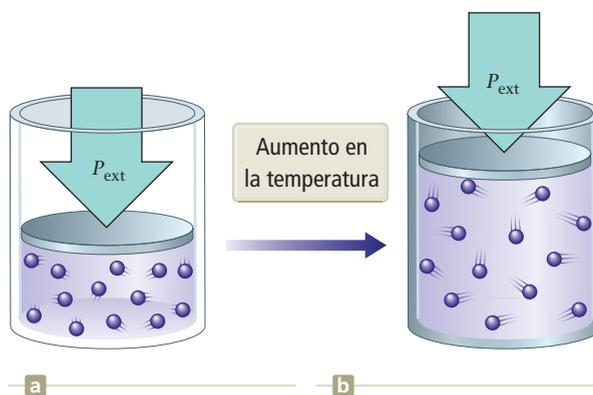


Figura 13.13

a
Un gas confinado en un cilindro con un pistón móvil. La presión del gas P_{gas} está balanceada por la presión externa P_{ext} . Es decir, $P_{\text{gas}} = P_{\text{ext}}$.

b
La temperatura del gas se incrementa a presión constante P_{ext} . Los movimientos incrementados de las partículas a la temperatura más alta empujan de regreso al pistón, incrementando el volumen del gas.

► Relación entre volumen y temperatura

Ahora visualice el gas en el contenedor con un pistón móvil. Como se muestra en la figura 13.13a, la presión del gas P_{gas} está balanceada por una presión externa P_{ext} . ¿Qué sucede cuando se calienta el gas a una temperatura más alta? A medida que la temperatura aumenta, las partículas se mueven más rápido, ocasionando que la presión del gas se incremente. Tan pronto como la presión P_{gas} se vuelve mayor que la P_{ext} (la presión que sostiene el pistón), el pistón se mueve hacia arriba hasta que $P_{\text{gas}} = P_{\text{ext}}$. Por tanto, el modelo CM predice que el volumen del gas aumentará a medida que se eleva su temperatura a una presión constante (figura 13.13b). Esto concuerda con las observaciones experimentales (como se resume por medio de la ley de Charles).

EJEMPLO 13.14

Uso de la teoría cinética molecular para explicar las observaciones de la ley de los gases

Use la teoría CM para predecir qué le sucederá a la presión de un gas cuando se disminuye su volumen (n y T constantes). ¿Esta predicción concuerda con las observaciones experimentales?

SOLUCIÓN

Cuando disminuye el volumen del gas (se hace más pequeño el contenedor), las partículas golpean las paredes con mayor frecuencia debido a que no tienen que viajar tanto entre las paredes. Esto sugeriría un incremento en la presión. Esta predicción con base en el modelo concuerda con las observaciones experimentales del comportamiento de los gases (como se resume por medio de la ley de Boyle). ■

En esta sección se ha visto que las predicciones de la teoría cinética molecular por lo regular se ajustan al comportamiento observado en los gases. Esto lo hace un modelo útil y exitoso.

13.10

Estequiometría de los gases

OBJETIVOS

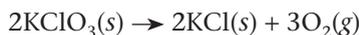
- Entender el volumen molar de un gas ideal. • Aprender la definición del TPE.
- Utilizar estos conceptos y la ecuación de los gases ideales.

Se ha visto de manera repetida en este capítulo qué tan útil es la ecuación de los gases ideales. Por ejemplo, si se conocen la presión, el volumen y la temperatura para una muestra dada de gas, se puede calcular el número de moles presentes: $n = PV/RT$.

Este hecho hace posible realizar cálculos estequiométricos para las reacciones que involucran gases. En el ejemplo 13.15 se ilustrará este proceso.

EJEMPLO 13.15**Estequiometría de los gases: cálculo del volumen**

Calcule el volumen del gas oxígeno producido a 1.00 atm y 25 °C por la descomposición completa de 10.5 g de clorato de potasio. La ecuación balanceada para la reacción es la siguiente.

**SOLUCIÓN****¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el volumen del gas oxígeno recolectado por la descomposición del KClO_3 .

¿Qué se conoce?

- Se conocen la temperatura y la presión del gas oxígeno.
- Se tiene la masa del KClO_3 .
- La ecuación balanceada: $2\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$.
- La ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

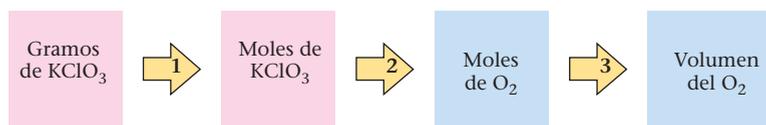
¿Qué información se necesita?

- $R = 0.08206 \text{ L atm/mol K}$.
- El número de moles de gas oxígeno.
- La masa molar del KClO_3 .

¿Cómo se llega allí?

Este es un problema de estequiometría muy parecido al tipo considerado en el capítulo 9. La única diferencia estriba en que en este caso se desea calcular el volumen de un producto gaseoso en vez del número de gramos. Para esto se puede utilizar la relación entre los moles y el volumen dada por la ley de los gases ideales.

En el siguiente esquema se resumen los pasos requeridos para resolver este problema.

**FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS**

$$\frac{10.5}{122.6} = 0.085644$$

$$0.085644 \rightarrow 0.0856$$

Redondeado

$$0.0856 = 8.56 \times 10^{-2}$$

Paso 1 Para encontrar los moles de KClO_3 en 10.5 g se utiliza la masa molar del KClO_3 (122.6 g).

$$10.5 \text{ g de } \text{KClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3}{122.6 \text{ g de } \text{KClO}_3} = 8.56 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{KClO}_3$$

Paso 2 Para encontrar los moles de O_2 producidos se utiliza la razón molar de O_2 a KClO_3 derivada de la ecuación balanceada.

$$8.56 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{KClO}_3 \times \frac{3 \text{ moles de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{KClO}_3} = 1.28 \times 10^{-1} \text{ moles de } \text{O}_2$$

Paso 3 Para encontrar el volumen del oxígeno producido se utiliza la ley de los gases ideales $PV = nRT$, donde

$$\begin{aligned} P &= 1.00 \text{ atm} \\ V &= ? \\ n &= 1.28 \times 10^{-1} \text{ moles de O}_2 \text{ que se calcularon} \\ R &= 0.08206 \text{ L atm/K mol} \\ T &= 25 \text{ }^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ K} \end{aligned}$$

Al resolver la ley de los gases ideales para V se obtiene lo siguiente.

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.28 \times 10^{-1} \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right) (298 \text{ K})}{1.00 \text{ atm}} = 3.13 \text{ L}$$

Por tanto, se producirán 3.13 L de O_2 .

Autocomprobación

EJERCICIO 13.11 Calcule el volumen del hidrógeno producido a 1.50 atm y 19 °C por medio de la reacción de 26.5 g de zinc con un exceso de ácido clorhídrico de acuerdo con la ecuación balanceada siguiente.



Vea los problemas 13.85 al 13.92. ■

Al tratar con la estequiometría de reacciones que involucran gases, es útil definir el volumen ocupado por 1 mol de gas bajo ciertas condiciones específicas. Para 1 mol de un gas ideal a 0 °C (273 K) y 1 atm, el volumen del gas dado por la ley de los gases ideales es:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.00 \text{ mol})(0.08206 \text{ L atm} / \text{K mol})(273 \text{ K})}{1.00 \text{ atm}} = 22.4 \text{ L}$$

Al volumen de 22.4 L se le llama **volumen molar** de un gas ideal.

A las condiciones de 0 °C y 1 atm se les llama **temperatura y presión estándar** (abreviado como TPE). Las propiedades de los gases con frecuencia se dan bajo estas condiciones. Recuerde, el volumen molar de un gas ideal es de 22.4 L a TPE. Es decir, 22.4 L contienen 1 mol de un gas ideal a TPE.

TPE: 0 °C y 1 atm

EJEMPLO 13.16

Estequiometría de los gases: cálculos que involucran gases a TPE

Una muestra de gas nitrógeno tiene un volumen de 1.75 L a TPE. ¿Cuántos moles de N_2 están presentes?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el número de moles de gas nitrógeno.

¿Qué se conoce?

- El gas nitrógeno tiene un volumen de 1.75 L a TPE.

¿Qué información se necesita?

- TPE = 1.00 atm, 0 °C.
- A TPE, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.4 L.

¿Cómo se llega allí?

Se podría resolver este problema utilizando la ecuación de los gases ideales, pero se puede tomar un atajo utilizando el volumen molar de un gas ideal a TPE. Debido a

que 1 mol de un gas ideal a TPE tiene un volumen de 22.4 L, una muestra de 1.75 L de N_2 a TPE contiene considerablemente menos de 1 mol. Se puede encontrar la cantidad de moles utilizando el enunciado de equivalencia

$$1.000 \text{ mol} = 22.4 \text{ L (TPE)}$$

el cual conduce al factor de conversión que se necesita:

$$1.75 \text{ L de } N_2 \times \frac{1.000 \text{ mol de } N_2}{22.4 \text{ L de } N_2} = 7.81 \times 10^{-2} \text{ moles de } N_2$$

Autocomprobación

EJERCICIO 13.12 El amoníaco se utiliza de manera común como fertilizante para proveer una fuente de nitrógeno a las plantas. Una muestra de $NH_3(g)$ ocupa un volumen de 5.00 L a 25 °C y 15.0 atm. ¿Qué volumen ocupará esta muestra a TPE?

Vea los problemas 13.95 al 13.98. ■

Las condiciones estándares (TPE) y el volumen molar también son útiles al realizar cálculos estequiométricos en reacciones que involucran gases, como se muestra en el ejemplo 13.17.

EJEMPLO 13.17

Estequiometría de los gases: reacciones que involucran gases a TPE

La cal viva, CaO, se produce calentando carbonato de calcio, $CaCO_3$. Calcule el volumen del CO_2 producido a TPE a partir de la descomposición de 152 g de $CaCO_3$ de acuerdo con la reacción



SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el volumen del dióxido de carbono producido a partir de 152 g de $CaCO_3$.

¿Qué se conoce?

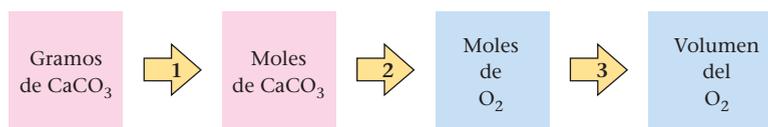
- Se conocen la temperatura y la presión del gas dióxido de carbono (TPE).
- Se tiene la masa del $CaCO_3$.
- La ecuación balanceada: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$.

¿Qué información se necesita?

- TPE = 1.00 atm, 0 °C.
- A TPE, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.4 L.
- Se necesita el número de moles del gas dióxido de carbono.
- La masa molar del $CaCO_3$.

¿Cómo se llega allí?

La estrategia para resolver este problema se resume por medio del siguiente esquema.



Paso 1 Utilizando la masa molar del CaCO_3 (100.1 g), se calcula el número de moles del compuesto.

$$152 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3}{100.1 \text{ g de } \text{CaCO}_3} = 1.52 \text{ moles de } \text{CaCO}_3$$

Paso 2 Cada mol de CaCO_3 produce 1 mol de CO_2 , por lo que se formarán 1.52 moles de CO_2 .

Paso 3 Se pueden convertir los moles de CO_2 a volumen utilizando el volumen molar de un gas ideal, debido a que las condiciones son TPE.

$$1.52 \text{ moles de } \text{CO}_2 \times \frac{22.4 \text{ L de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 34.1 \text{ L de } \text{CO}_2$$

Por tanto, la descomposición de 152 g de CaCO_3 produce 34.1 L de CO_2 a TPE. ■

Recuerde que el volumen molar de un gas ideal es de 22.4 L a TPE.

Observe que el paso final en el ejemplo 13.17 involucra el cálculo del volumen del gas a partir del número de moles. Debido a que las condiciones se especificaron como TPE, hubo capacidad para utilizar el volumen molar de un gas a TPE. Si las condiciones de un problema son distintas, se debe utilizar la ley de los gases ideales para calcular el volumen, como en la sección 13.5.

CAPÍTULO 13 REPASO

Términos clave

barómetro (13.1)
mm de Hg (13.1)
torr (13.1)
atmósfera estándar (13.1)
pascal (13.1)
ley de Boyle (13.2)
cero absoluto (13.3)
ley de Charles (13.3)
ley de Avogadro (13.4)
constante de gas universal (13.5)
ley de los gases ideales (13.5)

gas ideal (13.5)
ley combinada de los gases (13.5)
presión parcial (13.6)
ley de Dalton de las presiones parciales (13.6)
teoría cinética molecular (13.8)
volumen molar (13.10)
temperatura y presión estándar (TPE) (13.10)

Resumen

1. La presión atmosférica se mide con un barómetro. Las unidades de presión más comúnmente utilizadas son los mm de Hg (torr), las atmósferas y los pascuales (unidad del SI).
2. La ley de Boyle enuncia que el volumen de una cantidad dada de un gas es inversamente proporcional a su presión (a temperatura constante): $PV = k$ o $P = k/V$. Es decir, a medida que aumenta la presión, el volumen disminuye.
3. La ley de Charles enuncia que, para una cantidad dada de gas a presión constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura (en kelvin): $V = bT$. A -273°C (0 K), el volumen de un gas se

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

extrapola a cero y a esta temperatura se le llama *cero absoluto*.

4. La ley de Avogadro enuncia que para un gas a temperatura y presión constantes, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas: $V = an$.
5. Las tres leyes anteriores pueden combinarse en la ley de los gases ideales, $PV = nRT$, donde R se le llama *constante de gas universal*. Esta ecuación hace posible calcular cualquiera de las propiedades —volumen, presión, temperatura o moles de gas presentes— dadas las otras tres. Se dice que un gas que obedece esta ecuación se comporta de manera ideal.
6. A partir de la ecuación de los gases ideales se puede derivar la ley combinada de los gases,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

la cual se sostiene cuando la cantidad del gas (moles) se mantiene constante.

7. La presión de una mezcla de gases se describe por medio de la ley de Dalton de las presiones parciales, la cual enuncia que la presión total de la mezcla de los gases en un contenedor es la suma de las presiones parciales de los gases que conforman la mezcla.

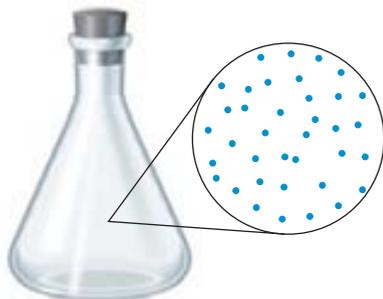
8. La teoría cinética molecular de los gases es un modelo que explica el comportamiento de los gases ideales. Este modelo supone que un gas consiste de partículas pequeñas con volúmenes despreciables, que no hay interacciones entre ellas y que están en movimiento constante, colisionando con las paredes del contenedor para producir presión.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

1. A medida que se incrementa la temperatura de un gas en un contenedor rígido sellado, ¿qué le sucede a la densidad del gas? ¿Los resultados serían los mismos si realizara el mismo experimento en un contenedor con un pistón movable a una presión externa constante? Explique.

- VP** 2. Un diagrama en un libro de química muestra una vista ampliada de un matraz con aire.



¿Qué supone que hay entre los puntos (los cuales representan las moléculas del aire)?

- a) Aire d) Oxígeno
b) Polvo e) Nada
c) Contaminantes
3. Si coloca un popote en el agua, coloca su dedo sobre la apertura y levanta el popote, algo de agua permanece en el popote. Explique.
4. Un estudiante de química narra la siguiente historia: Noté que los neumáticos de mi automóvil estaban un poco bajos y fui a la gasolinera. A medida que éstos se llenaban pensé acerca de la teoría cinética molecular (CM). Presté atención a los neumáticos debido a que el volumen estaba bajo y me di cuenta de que se estaba incrementando la presión y el volumen de los neumáticos. “Hmmm —pensé— eso va en contra de lo que aprendí en química, donde me dijeron que la presión y el volumen eran inversamente proporcionales.” ¿Cuál es la falla en la lógica del estudiante de química en esta situación? Explique bajo qué condiciones la presión y el volumen están relacionados de manera inversa (dibuje imágenes y utilice la teoría CM).
5. Las sustancias químicas X y Y (ambas gases) reaccionan para formar el gas XY, pero toma algo de tiempo para que la reacción ocurra. X y Y se colocan en un contenedor con un pistón (libre para moverse) y usted observa el volumen. A medida que la reacción ocurre, ¿qué le sucede al volumen del contenedor? Explique su respuesta.

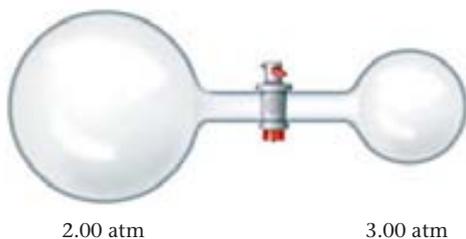
6. ¿Cuál enunciado explica mejor por qué un globo aerostático se eleva cuando se calienta el aire en el globo?

- a) De acuerdo con la ley de Charles, la temperatura de un gas está relacionada directamente con su volumen. Por tanto, el volumen del globo aumenta, disminuyendo la densidad.
b) El aire caliente se eleva dentro del globo, lo cual levanta el globo.
c) La temperatura de un gas está relacionada de manera directa con su presión. Por tanto, la presión aumenta, lo cual levanta el globo.
d) Parte del gas escapa de la parte inferior del aerostático, por lo que disminuye la masa del gas en el globo. Esto reduce la densidad del gas, lo cual levanta el globo.
e) La temperatura está relacionada con la velocidad de las moléculas del gas. Por tanto, las moléculas se están moviendo más rápido, golpeando más el globo y levantándolo.

Para las opciones que no elija, explique qué piensa que esté mal en ellas y justifique la opción que eligió.

7. Si suelta un globo con helio, asciende y con el tiempo explota. Explique este comportamiento.
8. Si tiene dos gases cualesquiera en contenedores diferentes que son del mismo tamaño a la misma presión y a la misma temperatura, ¿qué es verdadero acerca de los moles de cada gas? ¿Por qué es verdadero?
9. Utilizando los postulados de la teoría cinética molecular, exponga una interpretación molecular de la ley de Boyle, de la ley de Charles y de la ley de Dalton de las presiones parciales.
10. Proporcione una explicación racional de las siguientes observaciones:
- a) Las latas de aerosol explotan si se calientan.
b) Puede beber a través de un popote.
c) Una lata con paredes delgadas colapsará cuando se sustraiga el aire en el interior por medio de una bomba de vacío.
d) Los fabricantes producen diferentes tipos de pelotas de tenis para altitudes altas y bajas.
11. Muestre cómo la ley de Boyle y la ley de Charles son casos especiales de la ley de los gases ideales.
12. Vea la demostración explicada en la figura 13.1. ¿Cómo cambiaría esta demostración si no se adicionara agua a la lata? Explique.
13. ¿Cómo ayuda la ley de Dalton de las presiones parciales al modelo de los gases ideales? Es decir, ¿cuáles postulados de la teoría cinética molecular sustenta?
14. Dibuje vistas a nivel molecular que muestren las diferencias entre los sólidos, líquidos y gases.
15. Explique cómo el incremento en el número de moles del gas afecta la presión (suponiendo volumen y temperatura constantes).
16. Explique cómo el incremento en el número de moles del gas afecta el volumen (suponiendo presión y temperatura constantes).
17. Se dice que los gases ejercen una presión. Proporcione una explicación a nivel molecular al respecto.

18. ¿Por qué es incorrecto decir que una muestra de helio a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ es el doble de caliente que una muestra de helio a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$?
19. Se pueden utilizar diferentes unidades para la presión o el volumen, pero se deben manejar unidades de Kelvin para la temperatura. ¿Por qué se utiliza la escala de temperatura Kelvin?
20. Aproxime la masa de aire a condiciones normales que ocupa el volumen de su cabeza. Sustente su respuesta.
21. Está sosteniendo dos globos del mismo volumen. Un globo contiene 1.0 g de helio. El otro contiene neón. Calcule la masa del neón en el globo.
- VP** 22. Tiene gas helio en un contenedor con dos bulbos conectados por una válvula como se muestra abajo. Inicialmente la válvula está cerrada.



- a) Cuando la válvula se abre, ¿la presión total en el aparato será menor a 5.00 atm , igual a 5.00 atm o mayor a 5.00 atm ? Explique su respuesta.
- b) El bulbo izquierdo tiene un volumen de 9.00 L y el derecho de 3.00 L . Calcule la presión final después de que se abre el bulbo.

- VP** 23. Utilice las gráficas de abajo para responder las siguientes preguntas.



- a) ¿Cuál de las gráficas de arriba representa mejor la relación entre la presión y la temperatura (medida en kelvins) de 1 mol de un gas ideal?
- b) ¿Cuál de las gráficas de arriba representa mejor la relación entre la presión y el volumen de 1 mol de un gas ideal?
- c) ¿Cuál representa mejor la relación entre el volumen y la temperatura (medida en kelvins) de 1 mol de un gas ideal?

Preguntas y problemas

13.1 Presión

PREGUNTAS

1. La introducción a este capítulo dice que “vivimos inmersos en una disolución gaseosa”. ¿Qué significa esto?

2. ¿En qué son similares y en qué difieren los tres estados de la materia?
3. La figura 13.1 muestra un experimento que puede utilizarse de manera efectiva para demostrar la presión ejercida por la atmósfera. Escriba una explicación de este experimento para un amigo que aun no ha tomado algún curso de ciencia a efecto de ayudarlo a comprender el concepto de presión atmosférica.
4. Describa un barómetro de mercurio sencillo. ¿Cómo se utiliza para medir la presión de la atmósfera?
5. Si dos gases que no reaccionan entre sí se colocan en el mismo contenedor, se _____ por completo entre sí.
6. ¿Cuáles son las unidades comunes utilizadas para medir la presión? ¿Cuál es una unidad experimental derivada a partir del dispositivo empleado para medir la presión atmosférica?

PROBLEMAS

7. Realice las conversiones de presión indicadas.
- 45.2 kPa a atmósferas
 - 755 mm de Hg a atmósferas
 - 802 torr a kilopascales
 - 1.04 atm a milímetros de mercurio
8. Realice las conversiones de presión indicadas.
- 14.9 psi a atmósferas
 - 795 torr a atmósferas
 - 743 mm de Hg a kilopascales
 - $99\,436\text{ Pa}$ a kilopascales
9. Realice las conversiones de presión indicadas.
- 699 mm de Hg a atmósferas
 - 18.2 psi a mm de Hg
 - 862 mm de Hg a torr
 - 795 mm de Hg a psi
10. Realice las conversiones de presión indicadas.
- 17.3 psi a kilopascales
 - 1.15 atm a psi
 - 4.25 atm a mm de Hg
 - 224 psi a atmósferas
11. Realice las conversiones de presión indicadas.
- $1.54 \times 10^5\text{ Pa}$ a atmósferas
 - 1.21 atm a pascales
 - $97\,345\text{ Pa}$ a mm de Hg
 - 1.32 kPa a pascales
12. Realice las conversiones de presión indicadas.
- 6.42 atm a kilopascales
 - 4.21 atm a torr
 - 794 mm de Hg a atmósferas
 - 27.2 psi a atmósferas

13.2 Presión y volumen: ley de Boyle

PREGUNTAS

13. Pretenda que está hablando con una amiga que aun no ha tomado algún curso de ciencia y describa cómo le explicaría la ley de Boyle.
14. En la figura 13.4, cuando se adiciona mercurio al brazo derecho del tubo en forma de J, el volumen del gas atrapado sobre el mercurio en el brazo izquierdo del tubo disminuye. Explique.
15. El volumen de una muestra de gas ideal es inversamente proporcional a la _____ sobre el gas a temperatura constante.
16. Una expresión matemática que resume la ley de Boyle es _____.

PROBLEMAS

17. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule el nuevo volumen de la muestra del gas después de que se realiza un cambio en la presión. Suponga que la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 125 \text{ mL}$ a 755 mm de Hg ; $V = ? \text{ mL}$ a 780 mm de Hg
 - b) $V = 223 \text{ mL}$ a 1.08 atm ; $V = ? \text{ mL}$ a 0.951 atm
 - c) $V = 3.02 \text{ L}$ a 103 kPa ; $V = ? \text{ L}$ a 121 kPa
18. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule el nuevo volumen de la muestra del gas después de que se realiza un cambio en la presión. Suponga que la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 375 \text{ mL}$ a 1.15 atm ; $V = ? \text{ mL}$ a 775 mm de Hg
 - b) $V = 195 \text{ mL}$ a 1.08 atm ; $V = ? \text{ mL}$ a 135 kPa
 - c) $V = 6.75 \text{ L}$ a 131 kPa ; $V = ? \text{ L}$ a 765 mm de Hg
19. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule la cantidad faltante. Suponga que la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 19.3 \text{ L}$ a 102.1 kPa ; $V = 10.0 \text{ L}$ a $? \text{ kPa}$
 - b) $V = 25.7 \text{ mL}$ a 755 torr ; $V = ?$ a 761 mm de Hg
 - c) $V = 51.2 \text{ L}$ a 1.05 atm ; $V = ?$ a 112.2 kPa
20. Para los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule la cantidad faltante después de que se realiza el cambio. Suponga que la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 125 \text{ mL}$ a 755 mm de Hg ; $V = 137 \text{ mL}$ a $? \text{ mm de Hg}$
 - b) $V = 331 \text{ mL}$ a 1.08 atm ; $V = 299 \text{ mL}$ a $? \text{ atm}$
 - c) $V = 3.02 \text{ L}$ a 789 mm de Hg ; $V = ? \text{ L}$ a 135 kPa
21. ¿Qué volumen del gas resultaría si se comprimieran 225 mL de gas neón de 1.02 atm a 2.99 atm a temperatura constante?
22. Si la presión sobre una muestra de 1.04 L de gas se duplica a temperatura constante, ¿cuál será el nuevo volumen del gas?
23. Una muestra de gas helio con volumen de 29.2 mL a 785 mm de Hg se comprime a temperatura constante

hasta que su volumen es de 15.1 mL . ¿Cuál será la nueva presión en la muestra?

24. ¿Qué presión tendría que aplicarse a una muestra de 27.2 mL de gas a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1.00 atm para comprimir su volumen a 1.00 mL sin un cambio en la temperatura?

13.3 Volumen y temperatura: ley de Charles

PREGUNTAS

25. Pretenda que está hablando con un amigo que aun no ha tomado un curso de ciencia y describa cómo le explicaría el concepto del cero absoluto.
26. Las figuras 13.7 y 13.8 muestran la información de volumen/temperatura para varias muestras de gases. ¿Por qué todas las líneas parecen extrapolarse al mismo punto a $-273 \text{ }^\circ\text{C}$? Explique.
27. El volumen de una muestra de gas ideal es _____ proporcional a su temperatura (K) a presión constante.
28. Una expresión matemática que resume la ley de Charles es _____.

PROBLEMAS

29. Una demostración favorita en la introducción a la química es ilustrar cómo el volumen de un gas es afectado por la temperatura inflando un globo a temperatura ambiente y después colocándolo en un contenedor con hielo seco o nitrógeno líquido (los cuales son *muy* fríos). Suponga que un globo que contiene 1.15 L de aire a $25.2 \text{ }^\circ\text{C}$ se coloca en un matraz que contiene nitrógeno líquido a $-78.5 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál será el volumen de la muestra (a presión constante)?
30. Suponga que una muestra de 375 mL de gas neón a $78 \text{ }^\circ\text{C}$ se enfría a $22 \text{ }^\circ\text{C}$ a presión constante. ¿Cuál será el nuevo volumen de la muestra de neón?
31. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante después de que se realiza el cambio. Suponga que la presión y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 2.03 \text{ L}$ a $24 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = 3.01 \text{ L}$ a $? \text{ }^\circ\text{C}$
 - b) $V = 127 \text{ mL}$ a 273 K ; $V = ? \text{ mL}$ a 373 K
 - c) $V = 49.7 \text{ mL}$ a $34 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = ?$ a 350 K
32. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante. Suponga que la presión y la masa del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 73.5 \text{ mL}$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = ?$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$
 - b) $V = 15.2 \text{ L}$ a 298 K ; $V = 10.0 \text{ L}$ a $? \text{ }^\circ\text{C}$
 - c) $V = 1.75 \text{ mL}$ a 2.3 K ; $V = ?$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$
33. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante después de que se realiza el cambio. Suponga que la presión y la cantidad del gas permanecen constantes.
 - a) $V = 9.14 \text{ L}$ a $24 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = ?$ a $48 \text{ }^\circ\text{C}$
 - b) $V = 24.9 \text{ mL}$ a $-12 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = 49.9 \text{ mL}$ a $? \text{ }^\circ\text{C}$
 - c) $V = 925 \text{ mL}$ a 25 K ; $V = ?$ a 273 K

34. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante. Suponga que la presión y la masa del gas permanecen constantes.

- a) $V = 2.01 \times 10^2 \text{ L}$ a $1150 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = 5.00 \text{ L}$ a $?$ $^\circ\text{C}$
 b) $V = 44.2 \text{ mL}$ a 298 K ; $V = ?$ a 0 K
 c) $V = 44.2 \text{ mL}$ a 298 K ; $V = ?$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$

35. Suponga que 1.25 L de argón se enfrían de 291 K a 78 K . ¿Cuál será el nuevo volumen de la muestra de argón?

36. Suponga que una muestra de 125 mL de argón se enfría de 450 K a 250 K a presión constante. ¿Cuál será el volumen de la muestra a la temperatura más baja?

37. Si una muestra de 375 mL de gas neón se calienta de $24 \text{ }^\circ\text{C}$ a $72 \text{ }^\circ\text{C}$ a presión constante, ¿cuál será el volumen de la muestra a la temperatura más alta?

38. Una muestra de gas tiene un volumen de 127 mL en un baño de agua hirviendo a $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcule su volumen a intervalos de $10 \text{ }^\circ\text{C}$ después de que se apaga la fuente de calor y la muestra de gas comienza a enfriarse a la temperatura del laboratorio, $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

13.4 Volumen y moles: ley de Avogadro

PREGUNTAS

39. A condiciones de temperatura y presión constantes, el volumen de una muestra de gas ideal es _____ proporcional al número de moles del gas presente.

40. Una expresión matemática que resume la ley de Avogadro es _____.

PROBLEMAS

41. Si 0.00901 moles de gas neón a una temperatura y presión particulares ocupan un volumen de 242 mL , ¿qué volumen ocuparían 0.00703 moles bajo las mismas condiciones?

42. Si 1.04 g de gas cloro ocupan un volumen de 872 mL a una temperatura y presión particulares, ¿qué volumen ocuparían 2.08 g bajo las mismas condiciones?

43. Si 3.25 moles de gas argón ocupan un volumen de $100. \text{ L}$ a una temperatura y presión particulares, ¿qué volumen ocupan 14.15 moles bajo las mismas condiciones?

44. Si 2.71 g de gas argón ocupan un volumen de 4.21 L , ¿qué volumen ocuparían 1.29 moles de argón bajo las mismas condiciones?

13.5 Ley de los gases ideales

PREGUNTAS

45. ¿A qué se refiere el término *gas ideal*?

46. ¿Bajo qué condiciones los gases *reales* se comportan de manera más ideal?

47. Muestre cómo puede derivarse la ley de Boyle de los gases a partir de la ley de los gases ideales.

48. Muestre cómo puede derivarse la ley de Charles de los gases a partir de la ley de los gases ideales.

PROBLEMAS

49. Dados los siguientes conjuntos de valores para tres de las variables del gas, calcule la cantidad desconocida.

a) $P = 782.4 \text{ mm de Hg}$; $V = ?$; $n = 0.1021$ moles;
 $T = 26.2 \text{ }^\circ\text{C}$

b) $P = ? \text{ mm de Hg}$; $V = 27.5 \text{ mL}$; $n = 0.007812$ moles;
 $T = 16.6 \text{ }^\circ\text{C}$

c) $P = 1.045 \text{ atm}$; $V = 45.2 \text{ mL}$; $n = 0.002241$ moles;
 $T = ? \text{ }^\circ\text{C}$

50. Dado cada uno de los siguientes conjuntos de valores para un gas ideal, calcule la cantidad desconocida.

a) $P = 782 \text{ mm de Hg}$; $V = ?$; $n = 0.210$ moles;
 $T = 27 \text{ }^\circ\text{C}$

b) $P = ? \text{ mm de Hg}$; $V = 644 \text{ mL}$; $n = 0.0921$ moles;
 $T = 303 \text{ K}$

c) $P = 745 \text{ mm de Hg}$; $V = 11.2 \text{ L}$; $n = 0.401$ moles;
 $T = ? \text{ K}$

51. ¿Qué masa de gas neón se requerirá para llenar un contenedor de 5.00 L a una presión de 1.02 atm a $25 \text{ }^\circ\text{C}$?

52. ¿Qué presión existirá en un matraz de 10.0 L que contiene 12.2 g de gas argón a $25 \text{ }^\circ\text{C}$?

53. ¿Qué volumen ocuparán 2.04 g de gas helio a $100. \text{ }^\circ\text{C}$ y una presión de 785 mm de Hg ?

54. ¿A qué temperatura 40.0 g de gas argón tendrán una presión de 1.00 atm cuando se confinen en un tanque de 25.0 L ?

55. ¿Qué masa de gas helio se necesita para presurizar un tanque de 100.0 L a 255 atm a $25 \text{ }^\circ\text{C}$? ¿Qué masa de gas oxígeno se necesitaría para presurizar un tanque similar con las mismas especificaciones?

56. Suponga que una muestra de 1.25 g de gas neón se confina en un contenedor de 10.1 L a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál será la presión en el contenedor? Suponga que la temperatura se eleva a $50 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál será la nueva presión después de que se incremente la temperatura?

57. ¿A qué temperatura una muestra de 1.0 g de gas neón ejercerá una presión de $500. \text{ torr}$ en un contenedor de 5.0 L ?

58. ¿A qué temperatura 4.25 g de gas oxígeno, O_2 , ejercerían una presión de 784 mm de Hg en un contenedor de 2.51 L ?

59. ¿Qué presión existe en un tanque de 200 L que contiene 5.0 kg de gas neón a $300. \text{ K}$?

60. ¿Cuál matraz tendrá la presión más alta: uno de 5.00 L que contiene 4.15 g de gas helio a 298 K , u otro de 10.0 L que contiene 56.2 g de argón a 303 K ?

61. Suponga que una muestra de 24.3 mL de gas helio a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1.01 atm se calienta a $50. \text{ }^\circ\text{C}$ y se comprime a un volumen de 15.2 mL . ¿Cuál será la presión de la muestra?

62. Suponga que 1.29 g de gas argón se confinan en un volumen de 2.41 L a $29 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál sería la presión en el contenedor? ¿Cuál sería la presión si la temperatura se elevara a $42 \text{ }^\circ\text{C}$ sin un cambio de volumen?

63. ¿Cuál será el volumen de la muestra si 459 mL de un gas ideal a 27 °C y 1.05 atm se enfrían a 15 °C y 0.997 atm?
- F 64. El segmento “Química en enfoque” ¡Los bocadillos también necesitan química! explica por qué las palomitas de maíz “explotan”. Puede aproximar la presión que hay en el interior de un grano de palomita de maíz al tiempo en que explota utilizando la ley de los gases ideales. Básicamente, determine la masa del agua liberada cuando la palomita de maíz brota midiendo su masa antes y después de la explosión. Suponga que la diferencia es la masa del vapor del agua perdida en la reacción. Suponga que la palomita de maíz brota a la temperatura del aceite de cocina (225 °C) y que el volumen del “contenedor” es el volumen del grano sin explotar. Aunque se hacen varias suposiciones, se puede al menos obtener alguna idea de la magnitud de la presión dentro del grano.
- Suponiendo un volumen total de 2.0 mL para 20 granos y una masa de 0.250 g de agua perdida a partir de ellos en el brote, calcule la presión dentro de los granos justo antes de que “exploten”.

13.6 Ley de Dalton de las presiones parciales

PREGUNTAS

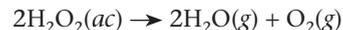
65. Explique por qué las propiedades medidas de una mezcla de gases sólo dependen del número total de moles de partículas, no de la identidad de las partículas de gas individuales. ¿Cómo se resume esta observación en una ley?
66. Con frecuencia se recolectan muestras de gases en el laboratorio burbujeando el gas en una botella o en un matraz que contiene agua. Explique por qué el gas se satura con el vapor de agua y cómo debe tomarse en cuenta la presencia de este vapor cuando se calculan las propiedades de la muestra de gas.

PROBLEMAS

67. Si se forma una mezcla gaseosa de 2.41 g de He y 2.79 g de Ne en un contenedor evacuado de 1.04 L a 25 °C, ¿cuál será la presión parcial de cada gas y la presión total en el contenedor?
68. Suponga que 1.28 g de gas neón y 2.49 g de gas argón se confinan en un contenedor de 9.87 L a 27 °C. ¿Cuál será la presión en el contenedor?
69. Un tanque contiene una mezcla de 52.5 g de gas oxígeno y 65.1 g de gas dióxido de carbono a 27 °C. La presión total en el tanque es de 9.21 atm. Calcule la presión parcial (en atm) de cada gas en la mezcla.
70. ¿Qué masa de gas neón se requeriría para llenar un matraz de 3.00 L a una presión de 925 mm de Hg y 26 °C? ¿Qué masa de gas argón se requeriría para llenar un matraz similar a la misma presión a la misma temperatura?
71. Una muestra de gas oxígeno se satura con vapor de agua a 27 °C. La presión total de la mezcla es de 772 torr y la presión del vapor de agua es de 26.7 torr a 27 °C. ¿Cuál es la presión parcial del gas oxígeno?

72. Suponga que una mezcla gaseosa de 1.15 g de helio y 2.91 g de argón se coloca en un contenedor de 5.25 L a 273 °C. ¿Qué presión existiría en el contenedor?

73. Una muestra de 500. mL de gas O₂ a 24 °C se preparó descomponiendo una disolución acuosa al 3% de peróxido de hidrógeno, H₂O₂, en presencia de una pequeña cantidad de un catalizador de manganeso por medio de la reacción



Por tanto, el oxígeno preparado se recolectó por desplazamiento del agua. La presión total del gas recolectado fue de 755 mm de Hg. ¿Cuál es la presión parcial del O₂ en la mezcla? ¿Cuántos moles de O₂ hay en la mezcla? (La presión del vapor de agua a 24 °C es de 23 mm de Hg.)

74. Pequeñas cantidades de gas hidrógeno pueden prepararse en el laboratorio por medio de la adición de ácido clorhídrico acuoso a zinc metálico.



Por lo regular, el gas hidrógeno se burbujea a través del agua para recolectarlo y se satura con vapor de agua. Suponga que se recolectan 240. mL de gas hidrógeno a 30. °C y que se tiene una presión total de 1.032 atm por este proceso. ¿Cuál es la presión parcial del gas hidrógeno en la muestra? ¿Cuántos moles están presentes en ella? ¿Cuántos gramos de zinc deben haber reaccionado para producir esta cantidad de hidrógeno? (La presión del vapor de agua es de 32 torr a 30 °C.)

13.7 Leyes y modelos: repaso

PREGUNTAS

75. ¿Qué es una ley científica? ¿Qué es una teoría? ¿En qué se diferencian estos conceptos? ¿Una ley explica una teoría o una teoría intenta explicar una ley?
76. ¿Cuando se considera exitosa una teoría científica? ¿Todas las teorías son exitosas? ¿Una teoría que ha sido exitosa en el pasado necesariamente será exitosa en el futuro? ¿Por qué?

13.8 Teoría cinética molecular de los gases

PREGUNTAS

77. ¿Qué se supone acerca del volumen de las moléculas reales en una muestra de gas en comparación con el volumen de la masa del gas general? ¿Por qué?
78. Las colisiones de las moléculas en una muestra de gas con las paredes del contenedor son responsables de la _____ observada del gas.
79. La temperatura es una medida de la _____ promedio de las moléculas en una muestra de gas.
80. La teoría cinética molecular de los gases sugiere que las partículas de gas _____ ejercen fuerzas atractivas o repulsivas entre sí.

13.9 Las implicaciones de la teoría cinética molecular

PREGUNTAS

81. ¿Cómo se explica el fenómeno de la temperatura con base en la teoría cinética molecular? ¿Cuál propiedad microscópica de las moléculas de gas se refleja en la temperatura medida?
82. Explique, en términos de la teoría cinética molecular, cómo el incremento en la temperatura de un gas confinado en un contenedor rígido ocasiona un incremento en la presión del gas.

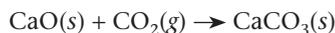
13.10 Estequiometría de los gases

PREGUNTAS

83. ¿Qué es el *volumen molar* de un gas? ¿Todos los gases que se comportan de manera ideal tienen el mismo volumen molar?
84. ¿Qué condiciones se consideran “temperatura y presión estándar” (TPE) para los gases? Sugiera una razón de por qué estas condiciones particulares podrían haberse elegido para la TPE.

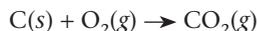
PROBLEMAS

85. El óxido de calcio puede utilizarse para “extraer” el dióxido de carbono del aire.



¿Qué masa del CO_2 podría ser absorbida por 1.25 g de CaO ? ¿Qué volumen ocuparía este CO_2 a TPE?

86. Considere la siguiente reacción:



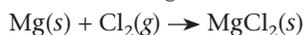
¿Qué volumen de gas oxígeno a 25 °C y 1.02 atm se requeriría para reaccionar por completo con 1.25 g de carbono?

87. Considere la siguiente reacción para la combustión del octano, C_8H_{18} :



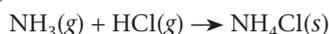
¿Qué volumen de gas oxígeno a TPE se necesitaría para la combustión completa de 10.0 g de octano?

88. Aunque por lo general se piensa que las reacciones de combustión involucran gas oxígeno, a otras reacciones de oxidación rápida también se les refiere como combustión. Por ejemplo, si se coloca metal magnesio en gas cloro, se lleva a cabo una oxidación rápida y se produce cloruro de magnesio.



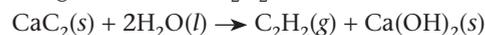
¿Qué volumen de gas cloro, medido a TPE, se requiere para reaccionar por completo con 1.02 g de magnesio?

89. El amoníaco y el cloruro de hidrógeno gaseosos se combinan para formar cloruro de amonio.



Si 4.21 L de $\text{NH}_3(g)$ a 27 °C y 1.02 atm se combinan con 5.35 L de $\text{HCl}(g)$ a 26 °C y 0.998 atm, ¿qué masa de $\text{NH}_4\text{Cl}(s)$ se producirá? ¿Cuál gas es el reactivo limitante? ¿Cuál gas está presente en exceso?

90. El carburo de calcio, CaC_2 , reacciona con el agua para producir gas acetileno, C_2H_2 .



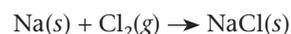
¿Qué volumen de acetileno a 25 °C y 1.01 atm se genera por medio de la reacción completa de 2.49 g de carburo de calcio? ¿Qué volumen ocuparía esta cantidad de acetileno a TPE?

91. Muchas sales de metales de transición son hidratos; consisten en un número fijo de moléculas de agua unidas por unidad de fórmula de la sal. Por ejemplo, el sulfato de cobre(II) existe por lo común como el pentahidrato, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Si 5.00 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se calientan de manera tan vigorosa como para sustraer toda el agua de la hidratación como vapor de agua, ¿qué volumen ocuparía este vapor a 350. °C y una presión de 1.04 atm?
92. Si se adiciona agua al nitruro de magnesio se produce gas amoníaco cuando la mezcla se calienta.



Si 10.3 g de nitruro de magnesio se tratan con agua, ¿qué volumen de gas amoníaco se recolectaría a 24 °C y 752 mm de Hg?

93. ¿Qué volumen ocupa una mezcla de 14.2 g de He y 21.6 g de H_2 a 28 °C y 0.985 atm?
94. ¿Qué volumen ocupa una mezcla de 26.2 g de O_2 y 35.1 g de N_2 a 35 °C y 755 mm de Hg?
95. Una muestra de helio ocupa un volumen de 25.2 mL a 95 °C y una presión de 892 mm de Hg. Calcule el volumen del gas a TPE.
96. ¿Qué volumen ocupan 5.02 g de helio a TPE? ¿Qué volumen ocuparían 42.1 g de argón bajo las mismas condiciones?
97. Una mezcla contiene 5.00 g de *cada uno* de los siguientes gases: O_2 , N_2 , CO_2 y Ne. Calcule el volumen de esta mezcla a TPE. Calcule la presión parcial de cada gas en la mezcla a TPE.
98. Una mezcla gaseosa contiene 6.25 g de He y 4.97 g de Ne. ¿Qué volumen ocupa la mezcla a TPE? Calcule la presión parcial de cada gas en la mezcla a TPE.
99. Considere la siguiente ecuación química *no balanceada* para la reacción de combinación del metal sodio y del gas cloro.



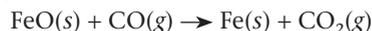
¿Qué volumen de gas cloro, medido a TPE, es necesario para la reacción completa de 4.81 g de metal sodio?

100. Los soldadores por lo regular utilizan un aparato que contiene un tanque de gas acetileno (C_2H_2) y un tanque de gas oxígeno. Cuando se quema en oxígeno puro, el acetileno genera una gran cantidad de calor.



¿Qué volumen de gas dióxido de carbono a TPE se produce si 1.00 g de acetileno se quema por completo?

101. Durante la fabricación del acero, el óxido de hierro(II) se reduce a hierro metálico por medio del tratamiento con el gas monóxido de carbono.



Suponga que reaccionan 1.45 kg de Fe. ¿Qué volumen de $CO(g)$ se requiere y qué volumen de $CO_2(g)$ se produce, cada uno medido a TPE?

102. Considere la siguiente reacción:



¿Qué masa del metal zinc debe tomarse para que se produzcan 125 mL de H_2 medida a TPE cuando reacciona con un exceso de ácido clorhídrico?

Problemas adicionales

103. Cuando se realiza algún cálculo que involucra muestras de gases, se debe expresar la temperatura en términos de la escala de temperatura _____.
104. Dos moles de gas ideal ocupan un volumen que es _____ al volumen de 1 mol de gas ideal bajo las mismas condiciones de temperatura y presión.
105. Resuma los postulados de la teoría cinética molecular para los gases. ¿Cómo explica esta teoría las propiedades observadas en la temperatura y la presión?
106. Proporcione una fórmula o ecuación que represente cada una de las siguientes leyes de los gases.
- Ley de Boyle
 - Ley de Charles
 - Ley de Avogadro
 - Ley de los gases ideales
 - Ley combinada de los gases
107. Para una mezcla de gases en el mismo contenedor, la presión total ejercida por la mezcla es la _____ de las presiones que aquellos gases ejercerían si estuvieran solos en el contenedor bajo las mismas condiciones.
108. Si un tanque de helio contiene 25.2 L de gas helio a 8.40 atm de presión, determine cuántos globos de 1.50 L a 755 mm de Hg pueden inflarse con el gas en el tanque, suponiendo que éste también contendrá He a 755 mm de Hg después de que se llenen los globos (es decir, no es posible vaciar el tanque por completo). La temperatura es de 25 °C en todos los casos.
109. A medida que un globo climático se eleva desde la superficie terrestre, la presión de la atmósfera disminuye, tendiendo a ocasionar que el volumen del globo se expanda. Sin embargo, la temperatura es mucho menor en la atmósfera superior que al nivel del mar. ¿Este efecto de la temperatura tendería a hacer que el globo se expanda o se contraiga? De hecho, los globos climáticos se expanden a medida que se elevan. ¿Qué le indica esto?
110. Cuando el carbonato de amonio se calienta, se producen tres gases por su descomposición.
- $$(NH_4)_2CO_3(s) \rightarrow 2NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(g)$$
- ¿Qué volumen total del gas se produce, medido a 453 °C y 1.04 atm, si se calientan 52.0 g de carbonato de amonio?
111. El gas dióxido de carbono, en estado seco, puede producirse calentando carbonato de calcio.
- $$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$
- ¿Qué volumen de CO_2 , recolectado seco a 55 °C y a una presión de 774 torr, es producido por la descomposición térmica completa de 10.0 g de $CaCO_3$?
112. El gas dióxido de carbono, saturado con vapor de agua, puede producirse mediante la adición de ácido acuoso a carbonato de calcio.
- $$CaCO_3(s) + 2H^+(ac) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$
- ¿Cuántos moles de $CO_2(g)$, recolectados a 60. °C y a una presión total de 774 torr, son producidos por la reacción completa de 10.0 g de $CaCO_3$ con el ácido? ¿Qué volumen ocupa este CO_2 húmedo? ¿Qué volumen ocuparía el CO_2 a 774 torr si se adicionara un desecante (un agente secador químico) para eliminar el agua? (La presión del vapor de agua a 60. °C es de 149.4 mm de Hg.)
113. El trióxido de azufre, SO_3 , se produce en enormes cantidades cada año para su uso en la síntesis de ácido sulfúrico.
- $$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$
- $$2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$$
- ¿Qué volumen de $O_2(g)$ a 350. °C y a una presión de 5.25 atm se necesita para convertir por completo 5.00 g de azufre a trióxido de azufre?
114. Calcule el volumen de $O_2(g)$ producido a 25 °C y 630. torr cuando se calientan 50.0 g de $KClO_3(s)$ en presencia de una pequeña cantidad de catalizador de MnO_2 .
115. Si se vaporizan por completo 10.0 g de helio líquido a 1.7 K, ¿qué volumen ocupa el helio a TPE?
116. Desarrolle las conversiones de presión indicadas.
- 752 mm de Hg a pascales
 - 458 kPa a atmósferas
 - 1.43 atm a mm de Hg
 - 842 torr a mm de Hg
117. Convierta las siguientes presiones a mm de Hg.
- 0.903 atm
 - 2.1240×10^6 Pa
 - 445 kPa
 - 342 torr

118. Convierta las siguientes presiones a pascales.
- 645 mm de Hg
 - 221 kPa
 - 0.876 atm
 - 32 torr
119. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule la cantidad faltante. Suponga que la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes.
- $V = 123 \text{ L}$ a 4.56 atm ; $V = ?$ a 1002 mm de Hg
 - $V = 634 \text{ mL}$ a 25.2 mm de Hg ; $V = 166 \text{ mL}$ a $? \text{ atm}$
 - $V = 443 \text{ L}$ a 511 torr ; $V = ?$ a 1.05 kPa
120. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de presión/volumen, calcule la cantidad faltante. Suponga que la temperatura y cantidad del gas permanecen constantes.
- $V = 255 \text{ mL}$ a 1.00 mm de Hg ; $V = ?$ a 2.00 torr
 - $V = 1.3 \text{ L}$ a 1.0 kPa ; $V = ?$ a 1.0 atm
 - $V = 1.3 \text{ L}$ a 1.0 kPa ; $V = ?$ a 1.0 mm de Hg
121. Un globo particular es diseñado por su fabricante para que se infle a un volumen de no más de 2.5 L . Si el globo se llena con 2.0 L de helio al nivel del mar, se suelta y se eleva a una altitud a la que la presión atmosférica es de sólo $500. \text{ mm de Hg}$, ¿el globo estallará?
122. ¿Qué presión se necesita para comprimir 1.52 L de aire a 755 mm de Hg a un volumen de 450 mL (a temperatura constante)?
123. Una vasija expandible contiene 729 mL de gas a 22°C . ¿Qué volumen tendrá la muestra de gas en la vasija si se coloca en un baño de agua hirviendo ($100.^\circ \text{C}$)?
124. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante. Suponga que la presión y la cantidad del gas permanecen constantes.
- $V = 100. \text{ mL}$ a 74°C ; $V = ?$ a -74°C
 - $V = 500. \text{ mL}$ a 100°C ; $V = 600. \text{ mL}$ a $?^\circ \text{C}$
 - $V = 10000 \text{ L}$ a 25°C ; $V = ?$ a 0 K
125. Para cada uno de los siguientes conjuntos de información de volumen/temperatura, calcule la cantidad faltante. Suponga que la presión y la cantidad del gas permanecen constantes.
- $V = 22.4 \text{ L}$ a 0°C ; $V = 44.4 \text{ L}$ a $? \text{ K}$
 - $V = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mL}$ a -272°C ; $V = ?$ a 25°C
 - $V = 32.3 \text{ L}$ a -40°C ; $V = 1000. \text{ L}$ a $?^\circ \text{C}$
126. Una muestra de 75.2 mL de helio a 12°C se calienta a 192°C . ¿Cuál es el nuevo volumen del helio (suponiendo que la presión es constante)?
127. Si 5.12 g de gas oxígeno ocupan un volumen de 6.21 L a ciertas temperatura y presión, ¿qué volumen ocuparán 25.0 g de gas oxígeno bajo las mismas condiciones?
128. Si 23.2 g de un gas dado ocupan un volumen de 93.2 L a una temperatura y presión particulares, ¿qué masa del gas ocupa un volumen de 10.4 L bajo las mismas condiciones?
129. Dados los siguientes conjuntos de valores para tres de las variables del gas, calcule la cantidad desconocida.
- $P = 21.2 \text{ atm}$; $V = 142 \text{ mL}$; $n = 0.432 \text{ moles}$; $T = ? \text{ K}$
 - $P = ? \text{ atm}$; $V = 1.23 \text{ mL}$; $n = 0.000115 \text{ moles}$; $T = 293 \text{ K}$
 - $P = 755 \text{ mm de Hg}$; $V = ? \text{ mL}$; $n = 0.473 \text{ moles}$; $T = 131^\circ \text{C}$
130. Dados los siguientes conjuntos de valores para tres de las variables del gas, calcule la cantidad desconocida.
- $P = 1.034 \text{ atm}$; $V = 21.2 \text{ mL}$; $n = 0.00432 \text{ moles}$; $T = ? \text{ K}$
 - $P = ? \text{ atm}$; $V = 1.73 \text{ mL}$; $n = 0.000115 \text{ moles}$; $T = 182 \text{ K}$
 - $P = 1.23 \text{ mm de Hg}$; $V = ? \text{ L}$; $n = 0.773 \text{ moles}$; $T = 152^\circ \text{C}$
131. ¿Cuál es la presión en el interior de un matraz de 10.0 L que contiene 14.2 g de N_2 a 26°C ?
132. Suponga que se llenan por separado tres tanques de $100. \text{ L}$ con los gases CH_4 , N_2 y CO_2 , respectivamente. ¿Qué masa de cada gas se necesita para producir una presión de $120. \text{ atm}$ en su tanque a 27°C ?
133. ¿A qué temperatura 4.00 g de gas helio tienen una presión de 1.00 atm en una vasija de 22.4 L ?
134. ¿Cuál es la presión en un matraz de $100. \text{ mL}$ que contiene 55 mg de gas oxígeno a 26°C ?
135. Un globo meteorológico se llena con 1.0 L de helio a 23°C y 1.0 atm . ¿Qué volumen tiene el globo cuando se ha elevado a un punto en la atmósfera donde la presión es de 220 torr y la temperatura es de -31°C ?
136. ¿A qué temperatura $100. \text{ mL}$ de N_2 a $300. \text{ K}$ y 1.13 atm ocupan un volumen de $500. \text{ mL}$ a una presión de 1.89 atm ?
137. Si se inyecta 1.0 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ en un tanque de 5.0 L que ya contiene $50. \text{ g}$ de O_2 a 25°C , ¿cuál será la presión total en el tanque?
138. Una mezcla gaseosa contiene 12.1 g de N_2 y 4.05 g de He . ¿Cuál es el volumen de esta mezcla a TPE?
139. En un matraz se recolecta gas hidrógeno a 1.023 atm y 35°C por medio del desplazamiento del agua a partir del matraz. La presión del vapor de agua a 35°C es de 42.2 mm de Hg . ¿Cuál es la presión parcial del gas hidrógeno en el matraz?
140. Considere la siguiente ecuación química.
- $$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$
- ¿Qué volúmenes de gas nitrógeno y gas hidrógeno, cada uno medido a 11°C y 0.998 atm , se necesitan para producir 5.00 g de amoníaco?
141. Considere la siguiente ecuación química *no balanceada*.
- $$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- ¿Qué volumen de gas oxígeno, medido a 28°C y 0.976 atm , se necesita para reaccionar con 5.00 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? ¿Qué volumen de cada producto se produce bajo las mismas condiciones?

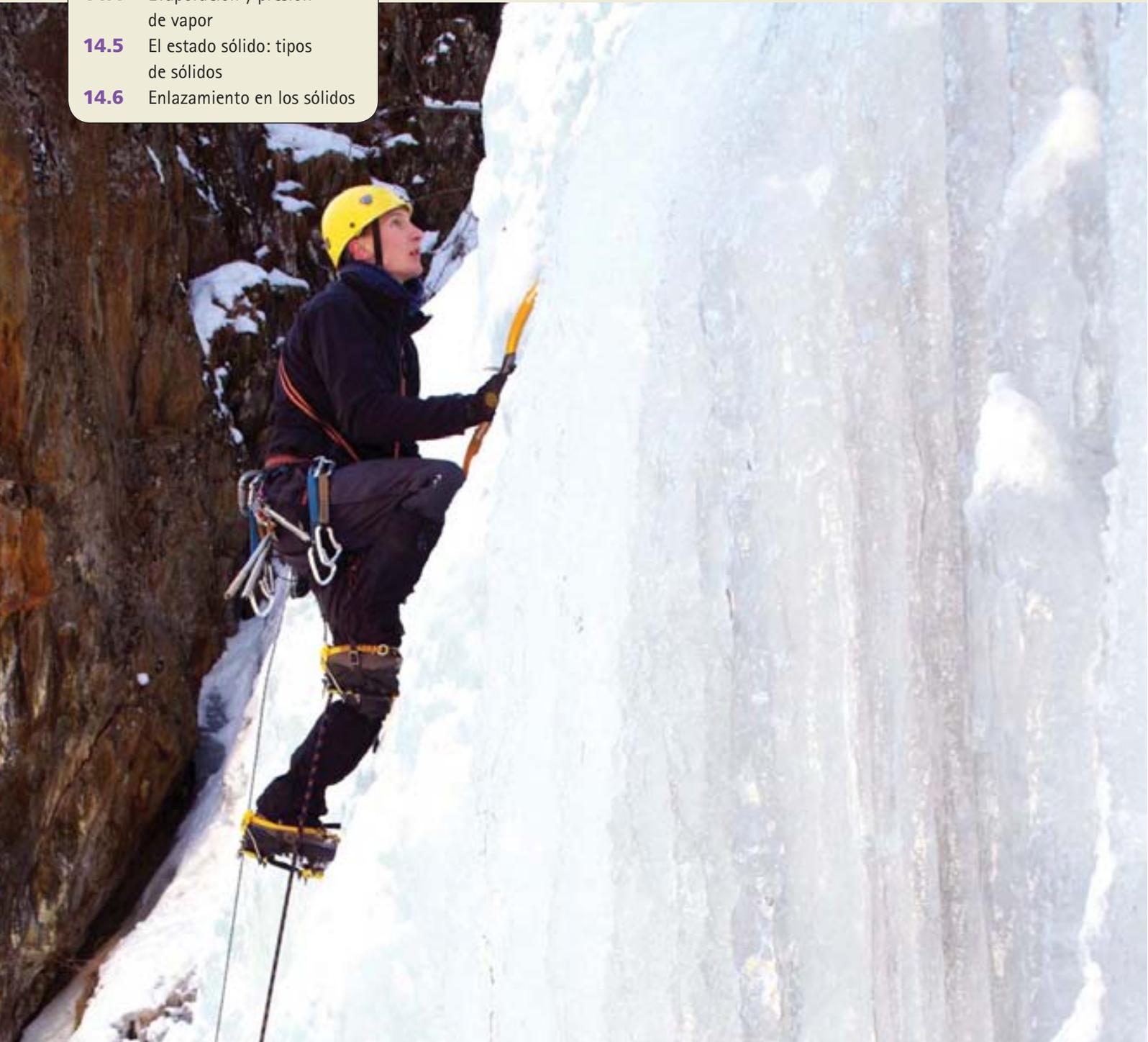
142. Considere la siguiente ecuación química *no balanceada*.
- $$\text{Cu}_2\text{S}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}(s) + \text{SO}_2(g)$$
- ¿Qué volumen de gas oxígeno, medido a 27.5 °C y 0.998 atm, se requiere para reaccionar con 25 g de sulfuro de cobre(I)? ¿Qué volumen de gas dióxido de azufre se produce bajo las mismas condiciones?
143. Cuando el bicarbonato de sodio, $\text{NaHCO}_3(s)$, se calienta, se produce carbonato de sodio con la generación de vapor de agua y gas dióxido de carbono.
- $$2\text{NaHCO}_3(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}_2(g)$$
- ¿Qué volumen total de gas medido a 29 °C y 769 torr se produce cuando se convierte por completo 1.00 g de $\text{NaHCO}_3(s)$ en $\text{Na}_2\text{CO}_3(s)$?
144. ¿Qué volumen ocupan 35 moles de N_2 a TPE?
145. Una muestra de gas oxígeno tiene un volumen de 125 L a 25 °C y una presión de 0.987 atm. Calcule el volumen de esta muestra a TPE.
146. Una mezcla contiene 5.0 g de He, 1.0 g de Ar y 3.5 g de Ne. Calcule el volumen de esta mezcla a TPE. Calcule la presión parcial de cada gas en la mezcla a TPE.
147. ¿Qué volumen de CO_2 medido a TPE se produce cuando se descomponen 27.5 g de CaCO_3 ?
- $$\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$$
148. Las disoluciones concentradas de peróxido de hidrógeno son descompuestas de manera explosiva por las trazas de los iones de los metales de transición (como Mn o Fe):
- $$2\text{H}_2\text{O}_2(ac) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$$
- ¿Qué volumen de $\text{O}_2(g)$ puro, recolectado a 27 °C y 764 torr, se generaría por la descomposición de 125 g de una disolución al 50.0% en masa de peróxido de hidrógeno?

14

Líquidos y sólidos

- 14.1** El agua y sus cambios de fase
- 14.2** Requerimientos de energía para los cambios de estado
- 14.3** Fuerzas intermoleculares
- 14.4** Evaporación y presión de vapor
- 14.5** El estado sólido: tipos de sólidos
- 14.6** Enlazamiento en los sólidos

- El hielo, la forma sólida del agua, provee recreación a este alpinista.
(© Vitalii Nesterchuk/Shutterstock)



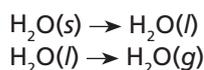
OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com

Sólo tiene que pensar en el agua para apreciar qué tan diferentes son los tres estados de la materia. Volar, nadar y patinar sobre hielo se hacen todos en contacto con el agua en sus varios estados. Se nada en agua líquida y se patina sobre el agua en su forma sólida (hielo). Los aviones vuelan en una atmósfera que la contiene en estado gaseoso (vapor de agua). Para permitir estas diversas actividades, los arreglos de las moléculas del agua deben ser significativamente diferentes en sus formas gaseosa, líquida y sólida.

En el capítulo 13 se vio que las partículas de un gas están muy alejadas, en rápido movimiento aleatorio, y tienen poco efecto entre sí. Los sólidos son obviamente muy distintos de los gases; éstos tienen densidades bajas, compresibilidades altas y llenan por completo un contenedor. Por el contrario, los sólidos tienen densidades mucho mayores que los gases, sólo son compresibles a una pequeña extensión y son rígidos; un sólido mantiene su forma sin importar su contenedor. Estas propiedades indican que los componentes de un sólido están cercanos y ejercen grandes fuerzas de atracción entre sí.

Las propiedades de los líquidos se encuentran entre las de los sólidos y las de los gases, pero no en medio, como puede verse a partir de algunas características de los tres estados del agua. Por ejemplo, se requiere casi siete veces más energía para cambiar el agua líquida a vapor (un gas) a 100 °C, que derretir el hielo para formar agua líquida a 0 °C.



energía requerida \cong 6 kJ/mol
energía requerida \cong 41 kJ/mol

Estos valores indican que pasar del estado líquido al estado gaseoso involucra un cambio mucho mayor que pasar de sólido a líquido. Por tanto, se puede concluir que los estados sólido y líquido son más similares que los estados líquido y gaseoso. Esto también se demuestra por medio de las densidades de los tres estados del agua (tabla 14.1). Observe que en su estado gaseoso es casi 2000 veces menos densa que en los estados sólido y líquido, y que estos últimos tienen densidades muy similares.

En general se encuentra que los estados líquido y sólido muestran muchas similitudes y son increíblemente diferentes del estado gaseoso (figura 14.1). La mejor manera de visualizar el estado sólido es en términos de partículas empaquetadas de manera compacta altamente ordenadas, en contraste con las partículas muy espaciadas y dispuestas de manera aleatoria de un gas. El estado líquido se encuentra en un nivel intermedio, pero sus propiedades indican que se parece mucho más al estado sólido que al gaseoso. Es útil visualizar un líquido en términos de sus partículas, que por lo general están bastante cercanas, pero con un arreglo más desordenado que para el estado sólido y con algunos espacios vacíos. Para la mayoría de las sustancias, el estado sólido tiene una densidad mayor que el líquido, como sugiere la figura 14.1. Sin embargo, el agua es una excepción a esta regla.



© Max Earey/Shutterstock

Los surfistas de viento utilizan el agua líquida para recreación.

Tabla 14.1 Densidades de los tres estados del agua

Estado	Densidad (g/cm ³)
Sólido (0 °C, 1 atm)	0.9168
Líquido (25 °C, 1 atm)	0.9971
Gas (100 °C, 1 atm)	5.88×10^{-4}

**Figura 14.1**

Representaciones de los estados gaseoso, líquido y sólido.

El hielo tiene una cantidad inusual de espacio vacío y por tanto es menos denso que el agua líquida, como se indica en la tabla 14.1.

En este capítulo se explorarán las propiedades importantes de los líquidos y los sólidos. Se ilustrarán varias de estas propiedades considerando una de las sustancias más importantes en la Tierra: el agua.

14.1 El agua y sus cambios de fase

OBJETIVO Aprender algunas características importantes del agua.

Alrededor del mundo vemos muchos sólidos (el suelo, las rocas, los árboles, el concreto, etc.) y estamos inmersos en los gases de la atmósfera. Pero el líquido que se ve más por lo común es el agua; está virtualmente en todas partes, cubriendo alrededor de 70% de la superficie terrestre. De manera aproximada, 97% del agua del planeta se encuentra en los océanos, los cuales en realidad son mezclas de agua y enormes cantidades de sales disueltas.

El agua es una de las sustancias más importantes en la Tierra. Es crucial para sostener las reacciones dentro de nuestro cuerpo para mantenernos vivos, pero también afecta nuestra vida de varias maneras indirectas. Los océanos ayudan a moderar la temperatura del planeta. El agua enfría los motores de los automóviles y las plantas eléctricas nucleares; además, provee un medio de transporte en la superficie de la Tierra y actúa como un medio para el crecimiento de la miríada de criaturas de las que nos alimentamos, y mucho más.

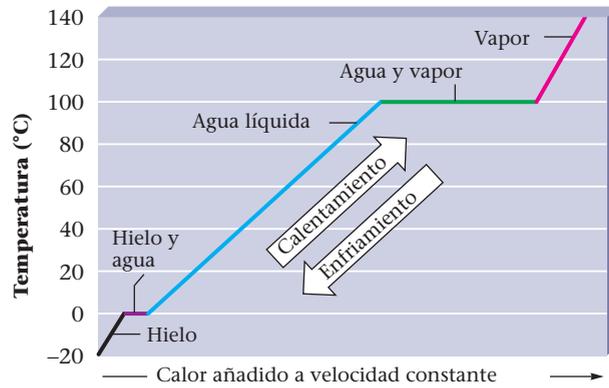
El agua pura es una sustancia incolora e insípida que a 1 atm de presión se congela para formar un sólido a 0 °C y se evapora por completo para formar un gas a 100 °C. Esto significa que (a 1 atm de presión) el intervalo líquido del agua ocurre entre las temperaturas de 0 °C y 100 °C.

¿Qué sucede cuando se calienta el agua líquida? Primero su temperatura se eleva. Al igual que con las moléculas de gas, los movimientos de las moléculas del agua aumentan y ésta se calienta. Con el tiempo su temperatura alcanza los 100 °C; ahora se desarrollan burbujas en el interior del líquido, flotan a la superficie y se revientan: se ha alcanzado el punto de ebullición. Sucede algo interesante en el punto de ebullición: aun cuando el calentamiento continúa, la temperatura permanece a 100 °C hasta que toda el agua ha cambiado a vapor. Sólo cuando toda el agua ha cambiado al estado gaseoso, la temperatura comienza a elevarse de nuevo. (Ahora

El agua que bebemos con frecuencia tiene cierto sabor debido a las sustancias disueltas en ella. No es agua pura.

Figura 14.2

Curva de calentamiento/enfriamiento para el agua calentada o enfriada a una velocidad constante. La meseta en el punto de ebullición es más larga que la del punto de fusión, debido a que se requiere casi siete veces más energía (y por tanto siete veces el tiempo de calentamiento) para evaporar el agua líquida que para derretir el hielo. Observe que para hacer claro el diagrama, la línea azul no está dibujada a escala. En realidad se requiere más energía para derretir el hielo y hervir el agua que para calentarla de 0 °C a 100 °C.



se está calentando el vapor.) A 1 atm de presión, el agua líquida siempre cambia al estado gaseoso a 100 °C, el **punto de ebullición normal** para el agua.

El experimento recién descrito se representa en la figura 14.2, a la cual se llama **curva de calentamiento/enfriamiento** para el agua. La flecha de izquierda a derecha en esta gráfica significa que se está añadiendo energía (calentamiento). La flecha de derecha a izquierda significa que se está sustrayendo energía (enfriamiento).

Cuando el agua líquida se enfría, la temperatura disminuye hasta que alcanza 0 °C, donde el líquido comienza a congelarse (vea la figura 14.2). La temperatura permanece en 0 °C hasta que toda el agua líquida ha cambiado a hielo, y entonces comienza a disminuir de nuevo a medida que el enfriamiento continúa. A 1 atm de presión, el agua se congela (o, en el proceso opuesto, el hielo se derrite) a 0 °C. A éste se le llama **punto de congelación normal** del agua. El agua líquida y sólida pueden coexistir de manera indefinida si la temperatura se mantiene en 0 °C. Sin embargo, a temperaturas debajo de 0 °C el agua líquida se congela, mientras que a temperaturas por encima de este nivel el hielo se derrite.

De manera interesante, el agua se expande cuando se congela. Es decir, un gramo de hielo a 0 °C tiene un volumen mayor que un gramo de agua líquida a 0 °C. Esto tiene implicaciones prácticas muy importantes. Por ejemplo, el agua en un espacio confinado puede romper su contenedor cuando se congela y se expande. Esto explica la ruptura de las tuberías de agua y los bloques del motor que se quedan desprotegidos a temperaturas bajo cero.

La expansión del agua cuando se congela también explica por qué los cubos de hielo flotan. Recuerde que la densidad se define como masa/volumen. Cuando un gramo de agua líquida se congela, su volumen se vuelve mayor (se expande). Por tanto, la *densidad* de un gramo de hielo es menor que la densidad de un gramo de agua, debido a que en el caso del hielo se divide entre un volumen ligeramente mayor. Por ejemplo, a 0 °C la densidad del agua líquida es

$$\frac{1.00 \text{ g}}{1.00 \text{ mL}} = 1.00 \text{ g/mL}$$

y la densidad del hielo es

$$\frac{1.00 \text{ g}}{1.09 \text{ mL}} = 0.917 \text{ g/mL}$$

La densidad más baja del hielo también significa que flote sobre la superficie de los lagos a medida que se congelan, proveyendo una capa aislante que ayuda a prevenir que los lagos y los ríos sean sólidos congelados en el invierno. Esto significa que la vida acuática continúa teniendo agua líquida disponible a lo largo de esta época.

14.2 Requerimientos de energía para los cambios de estado

OBJETIVOS

Aprender acerca de las interacciones entre las moléculas del agua. • Comprender y utilizar el calor de fusión y el calor de evaporación.

Es importante reconocer que los cambios de estado sólido a líquido y de líquido a gas son *físicos*. No se rompen enlaces *químicos* en estos procesos. El hielo, el agua y el vapor contienen moléculas de H_2O . Cuando se hierve el agua para formar vapor, sus moléculas se separan entre sí (vea la figura 14.3), pero las moléculas individuales permanecen intactas.

A las fuerzas de enlace que mantienen juntos los átomos de una molécula se les llaman **fuerzas intramoleculares** (dentro de la molécula). A las fuerzas que ocurren entre las moléculas y que ocasionan que se agreguen para formar un sólido o un líquido se les llaman **fuerzas intermoleculares** (entre las moléculas). En la figura 14.4 se ilustran estos dos tipos de fuerzas.

Se requiere energía para derretir el hielo y para evaporar el agua, debido a que las fuerzas intermoleculares en el agua deben superarse. En el hielo las moléculas están virtualmente sujetas en una posición, aunque pueden vibrar alrededor de sus posiciones. Cuando se añade energía, los movimientos vibratorios aumentan y con el tiempo las moléculas alcanzan el movimiento mayor y el desorden característico del agua líquida. El hielo se ha derretido. A medida que se añade más energía, con el tiempo se alcanza el estado gaseoso, en el que las moléculas individuales están muy separadas e interaccionan relativamente poco. Sin embargo, el gas sigue consistiendo de moléculas de agua. Se requiere *mucha* más energía para superar los enlaces covalentes y descomponer las moléculas del agua en sus átomos componentes.

A la energía requerida para fusionar 1 mol de una sustancia se le llama **calor molar de fusión**. Para el hielo, el calor molar de fusión es de 6.02 kJ/mol. A la energía requerida para cambiar 1 mol de líquido a vapor se le llama **calor molar de evaporación**. Para el agua, el calor molar de evaporación es de 40.6 kJ/mol a 100 °C. Observe en la figura 14.2 que la meseta que corresponde a la evaporación del agua es mucha más larga que la del derretimiento del hielo. Esto ocurre debido a que se requiere mucha más energía (casi siete veces más) para evaporar un mol de agua que para derretir un mol de hielo. Esto es consistente con los modelos de los sólidos, líquidos y gases (vea la figura 14.1). En los líquidos, las partículas (moléculas) están relativamente cercanas, por lo que la mayoría de las fuerzas intermoleculares siguen estando presentes. Sin embargo, cuando las moléculas pasan al estado gaseoso, deben separarse bastante. Para separar las moléculas lo suficiente como para formar un gas, virtualmente todas las fuerzas intermoleculares deben superarse y esto requiere grandes cantidades de energía.

Recuerde que la temperatura es una medida de los movimientos aleatorios (energía cinética promedio) de las partículas en una sustancia.

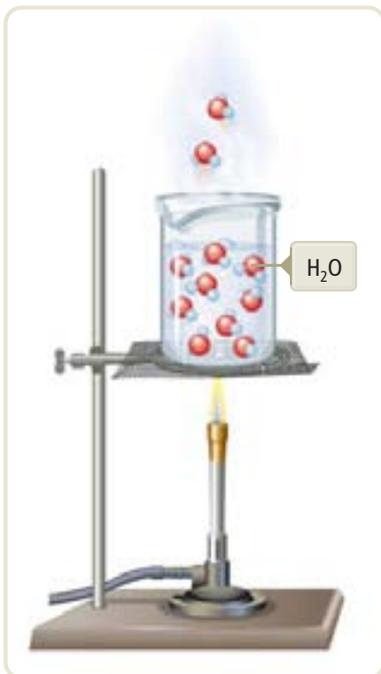


Figura 14.3

Tanto el agua líquida como gaseosa contienen moléculas de H_2O . En el agua líquida las moléculas de H_2O están cercanas, mientras que en estado gaseoso están ampliamente separadas. Las burbujas contienen agua gaseosa.

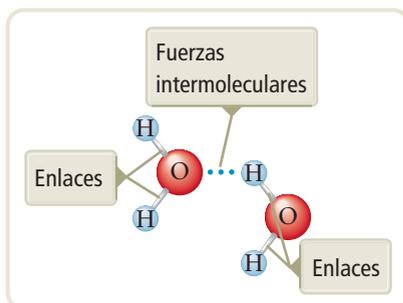


Figura 14.4

Las fuerzas intramoleculares (de enlace) existen entre los átomos de una molécula y la mantienen junta. Las fuerzas intermoleculares existen entre las moléculas. Estas fuerzas ocasionan que el agua se condense a líquido o que forme un sólido a temperaturas lo suficientemente bajas. Las fuerzas intermoleculares por lo regular son mucho más débiles que las intramoleculares.

Las ballenas necesitan cambios de estado

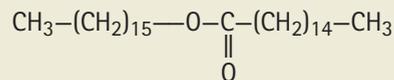
Los cachalotes son nadadores prodigiosos. Por lo regular se sumergen a una milla o más en el océano, suspendidos a esa profundidad en búsqueda de bancos de calamares o peces. Para permanecer quieta a una profundidad dada, la ballena debe tener la misma densidad que el agua que la rodea. Debido a que la densidad del agua del mar aumenta con la profundidad, el cachalote tiene un sistema que incrementa de manera automática su densidad



© Robert Fullerton/Shutterstock

Un cachalote.

a medida que se sumerge. Este sistema involucra el órgano espermaceti, que se encuentra en la cabeza del cetáceo. El esperma de ballena es una sustancia cerosa con la siguiente fórmula.



Se trata de un líquido arriba de los 30 °C. En la superficie del océano el esperma en la cabeza de la ballena es un líquido calentado por el flujo de sangre a través del órgano espermaceti. Cuando el cetáceo se sumerge, este flujo de sangre disminuye y el agua más fría ocasiona que el esperma comience a congelarse. Debido a que el esperma sólido es más denso que en estado líquido, su densidad aumenta a medida que se sumerge la ballena, igualando el incremento en la densidad del agua.* Cuando la ballena desea volver a salir a flote, el flujo de sangre a través del órgano espermaceti aumenta, volviendo a derretir el esperma y haciendo al cetáceo más flotable. Como se ve, el mecanismo regulador de la densidad del esperma sofisticado de la ballena se basa en un sencillo cambio de estado.

* Para la mayoría de las sustancias, el estado sólido es más denso que el estado líquido. El agua es una excepción importante.

EJEMPLO 14.1

Cálculo de los cambios de energía: sólido a líquido

Calcule la energía requerida para derretir 8.5 g de hielo a 0 °C. El calor molar de fusión para el hielo es de 6.02 kJ/mol.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la energía (en kJ) requerida para derretir 8.5 g de hielo a 0 °C.

¿Qué se conoce?

- Se tienen 8.5 g de hielo (H₂O) a 0 °C.
- El calor molar de fusión del hielo es de 6.02 kJ/mol.

¿Qué información se necesita?

- Se necesita conocer el número de moles de hielo en 8.5 g.

¿Cómo se llega allí?

El calor molar de fusión es la energía requerida para derretir 1 mol de hielo. En este problema se tienen 8.5 g de agua sólida. Se debe encontrar cuántos moles de hielo

representa esta masa. Debido a que la masa molar del agua es $16 + 2(1) = 18$, se sabe que 1 mol de agua tiene una masa de 18 g, por lo que se pueden convertir 8.5 g de H_2O a moles de H_2O .

$$8.5 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 0.47 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

Debido a que se necesitan 6.02 kJ de energía para derretir 1 mol de agua sólida, la muestra requerirá casi la mitad de esta cantidad (se tiene aproximadamente medio mol de hielo). Para calcular la cantidad exacta de energía requerida, se utilizará el enunciado de equivalencia

se requieren 6.02 kJ para 1 mol de H_2O

el cual conduce al factor de conversión que se necesita:

$$0.47 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{6.02 \text{ kJ}}{\text{mol de } \text{H}_2\text{O}} = 2.8 \text{ kJ}$$

Esto puede expresarse de manera simbólica como



COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Debido a que sólo se tiene menos de la mitad de 1 mol de hielo, la respuesta debe ser de alrededor de la mitad del calor molar de fusión del hielo. La respuesta de 2.8 kJ es apenas menos de la mitad de 6.02 kJ, por lo que la respuesta tiene sentido. ■

EJEMPLO 14.2

Cálculo de los cambios de energía: líquido a gas

La capacidad calorífica específica se explicó en la sección 10.5.

Calcule la energía (en kJ) requerida para calentar 25 g de agua líquida de 25°C a 100°C y para convertirla a vapor a 100°C . La capacidad calorífica específica del agua líquida es de $4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$ y el calor molar de evaporación del agua es de 40.6 kJ/mol .

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la energía (en kJ) requerida para calentar y evaporar una cantidad dada de agua.

¿Qué se conoce?

- Se tienen 25 g de H_2O a 25°C . El agua se calentará a 100°C y después se evaporará a 100°C .
- La capacidad calorífica específica del agua líquida es de $4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$.
- La evaporación molar del agua es de 40.6 kJ/mol .
- $Q = s \times m \times \Delta T$.

¿Qué información se necesita?

- Se necesita conocer el número de moles de agua en 25 g.

¿Cómo se llega allí?

Este problema puede dividirse en dos partes: 1) el calentamiento del agua a su punto de ebullición, y 2) la conversión del agua líquida a vapor en el punto de ebullición.

Paso 1. Calentamiento para la ebullición Primero se suministra la energía para calentar el agua líquida de 25 °C a 100.°C. Debido a que se requieren 4.18 J para calentar *un* gramo de agua en *un* grado Celsius, se debe multiplicar por la masa del agua (25 g) y por el cambio de temperatura (100. °C – 25 °C = 75 °C),

Energía requerida (Q)	=	Capacidad calorífica específica (s)	×	Masa del agua (m)	×	Cambio de temperatura (ΔT)
------------------------------	---	---	---	--------------------------	---	--

lo cual puede representarse por medio de la siguiente ecuación.

$$Q = s \times m \times \Delta T$$

Por tanto,

$$Q = 4.18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 25 \text{ g} \times 75 ^\circ\text{C} = 7.8 \times 10^3 \text{ J}$$

Energía requerida
para calentar 25 g
de agua de 25 °C
a 100. °C
Capacidad
calorífica
específica
Masa del
agua
Cambio de
temperatura

$$= 7.8 \times 10^{-3} \cancel{\text{J}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} = 7.8 \text{ kJ}$$

Paso 2. Evaporación Ahora se debe utilizar el calor molar de evaporación para calcular la energía requerida para evaporar los 25 g de agua a 100. °C. El calor de evaporación se proporciona *por mol* en vez de por gramo, por lo que primero se deben convertir los 25 g de agua a moles.

$$25 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 1.4 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Ahora se puede calcular la energía requerida para evaporar el agua.

$$\frac{40.6 \text{ kJ}}{\cancel{\text{mol de H}_2\text{O}}} \times \cancel{1.4 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 57 \text{ kJ}$$

Calor molar de
evaporación
Moles de agua

La energía total es la suma de los dos pasos.

$$7.8 \text{ kJ} + 57 \text{ kJ} = 65 \text{ kJ}$$

Calor de 25 °C a
100. °C
Cambio a vapor

Autocomprobación

EJERCICIO 14.1 Calcule la energía total requerida para derretir 15 g de hielo a 0 °C, calentar el agua a 100. °C y evaporarla a 100. °C.

SUGERENCIA. Divida el proceso en tres pasos y después tome la suma.

Vea los problemas 14.15 al 14.18. ■

14.3 Fuerzas intermoleculares

OBJETIVOS

Chemistry El módulo 17, *Fuerzas intermoleculares*, cubre los conceptos de esta sección.

La polaridad de una molécula se explicó en la sección 12.3.

Vea la sección 12.2 para un repaso de la electronegatividad.

Aprender acerca de la atracción dipolo-dipolo, el enlace de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London. • Identificar el efecto de estas fuerzas sobre las propiedades de los líquidos.

Se ha visto que las fuerzas del enlace covalente dentro de las moléculas surgen de la compartición de los electrones. ¿Pero cómo surgen las fuerzas intermoleculares? En realidad existen varios tipos de fuerzas intermoleculares. Para ilustrar un tipo, se considerarán las fuerzas que existen entre las moléculas del agua.

Como se vio en el capítulo 12, el agua es una molécula polar: tiene un momento dipolar. Cuando las moléculas con momentos dipolares se juntan, se orientan a sí mismas para tomar ventaja de sus distribuciones de carga. Las moléculas con momentos dipolares pueden atraerse entre sí alineándose de tal manera que los extremos positivos y negativos estén cercanos entre sí, como se muestra en la figura 14.5a. A esto se le llama **atracción dipolo-dipolo**. En el líquido, los dipolos encuentran el mejor acomodo entre la atracción y la repulsión, como se muestra en la figura 14.5b.

Las fuerzas dipolo-dipolo por lo regular son sólo alrededor de 1% tan intensas como los enlaces covalentes o iónicos, y se vuelven más débiles a medida que se incrementa la distancia entre los dipolos. En la fase gaseosa, donde las moléculas por lo regular están muy separadas, estas fuerzas son relativamente poco importantes.

Ocurren fuerzas dipolo-dipolo particularmente intensas entre las moléculas en las que el hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo, como el nitrógeno, el oxígeno o el flúor. Dos factores explican las intensidades de estas interacciones: la gran polaridad del enlace y la aproximación cercana de los dipolos, lo cual es posible por el tamaño muy pequeño del átomo de hidrógeno. Debido a que las atracciones dipolo-dipolo de este tipo son tan inusualmente intensas, se les da un nombre especial: **enlace de hidrógeno**. La figura 14.6 ilustra el enlace de hidrógeno entre las moléculas del agua.

El enlace de hidrógeno tiene un efecto muy importante sobre diversas propiedades físicas. Por ejemplo, en la figura 14.7 se listan los puntos de ebullición para los compuestos covalentes de hidrógeno con los elementos del grupo 6. Observe que el punto de ebullición del agua es mucho más alto de lo que se esperaría a partir de la tendencia mostrada por los otros miembros de la serie. ¿Por qué? Porque el valor de la electronegatividad inusualmente grande del átomo de oxígeno en comparación con la de los otros miembros del grupo ocasiona que los enlaces O—H sean mucho más polares que los enlaces S—H, Se—H o Te—H. Esto se traduce en fuerzas de en-

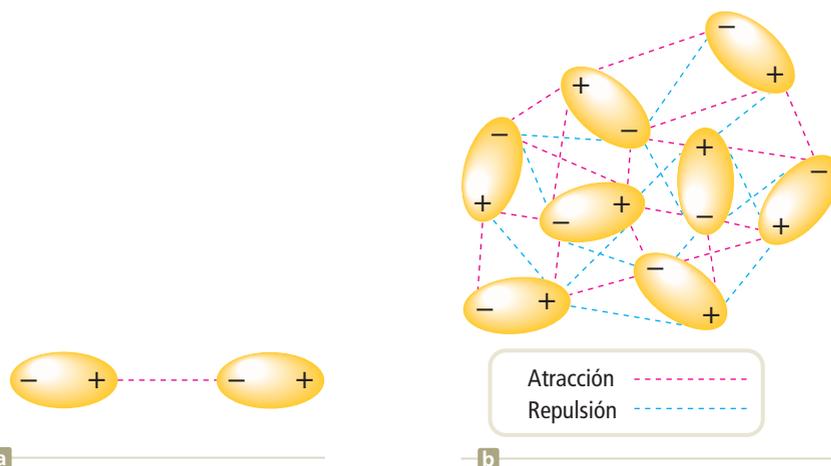


Figura 14.5

a Interacción de dos moléculas polares.

b Interacción de muchos dipolos en un líquido.

Figura 14.6

a Molécula polar del agua.
b Enlace de hidrógeno entre las moléculas del agua. El tamaño pequeño de los átomos de hidrógeno permite que las moléculas estén muy cercanas y por tanto se producen interacciones intensas.

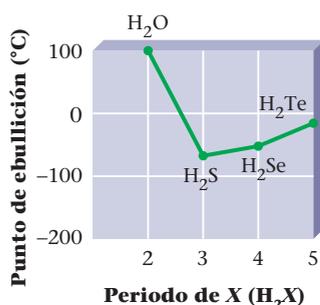
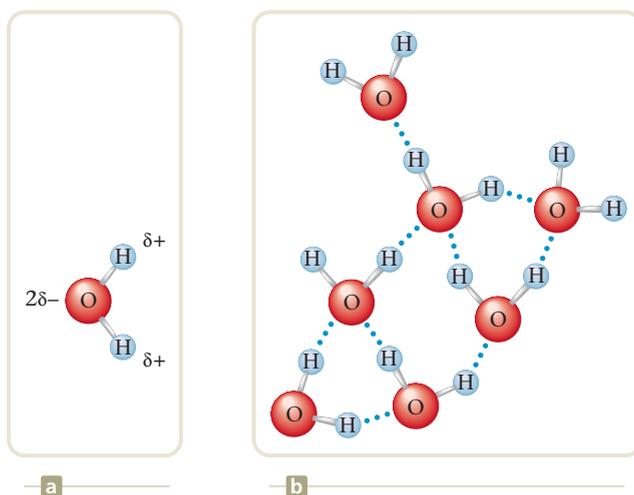
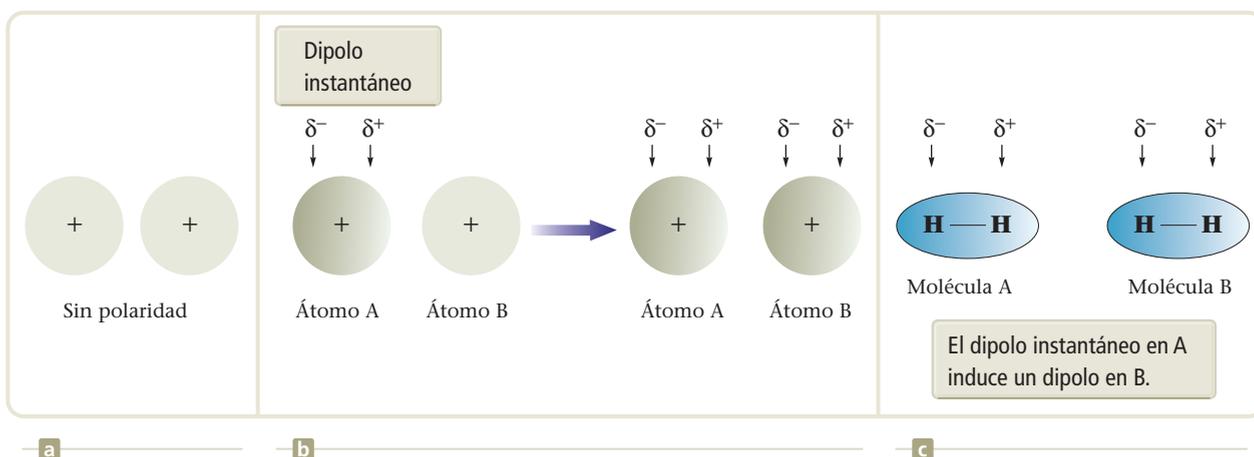


Figura 14.7

Puntos de ebullición de los hidruros covalentes de los elementos del grupo 6.

lace de hidrógeno muy intensas entre las moléculas del agua. Se requiere una cantidad de energía inusualmente grande para superar estas interacciones y separar las moléculas para producir el estado gaseoso. Es decir, las moléculas del agua tienden a permanecer juntas en el estado líquido aun a temperaturas relativamente elevadas, de ahí el punto de ebullición muy alto del agua.

Sin embargo, incluso las moléculas sin momentos dipolares deben ejercer fuerzas entre sí. Se sabe esto debido a que todas las sustancias, incluyendo los gases nobles, existen en los estados líquido y sólido a temperaturas muy bajas. Deben existir fuerzas que mantengan los átomos o moléculas tan cerca como lo están en estos estados condensados. A las fuerzas que existen entre los átomos de los gases nobles y las moléculas no polares se les llama **fuerzas de dispersión de London**. Para comprender su origen, considere un par de átomos de gas noble. Aunque por lo regular se supone que los electrones de un átomo están distribuidos de manera uniforme alrededor del núcleo (vea la figura 14.8a), esto aparentemente no es cierto en cada instante. Los átomos pueden desarrollar un arreglo dipolar temporal de la carga a medida que los electrones se mueven alrededor del núcleo (vea la figura 14.8b).



a Dos átomos con probabilidad electrónica esférica. Estos átomos no tienen polaridad.

b El átomo a la izquierda desarrolla un dipolo instantáneo cuando sucede que más electrones se congregan en el izquierdo que en el derecho.

c Las moléculas no polares también interactúan desarrollando dipolos instantáneos.

Figura 14.8

Tabla 14.2 Puntos de congelación de los elementos del grupo 8

Elemento	Punto de congelación (°C)
helio*	-272.0 (25 atm)
neón	-248.6
argón	-189.4
kriptón	-157.3
xenón	-111.9

* El helio no se congelará a menos que se incremente la presión por encima de 1 atm.

Este *dipolo instantáneo* puede *inducir* un dipolo similar en un átomo vecino, como se muestra en la figura. Por tanto, la atracción interatómica formada es débil y corta, pero puede ser muy significativa para átomos y moléculas grandes, como se verá en adelante.

Los movimientos de los átomos deben disminuirse en gran medida antes de que las fuerzas de dispersión de London puedan encerrarlos en una posición para producir un sólido. Esto explica, por ejemplo, por qué los elementos de los gases nobles tienen tales puntos de congelación bajos (vea la tabla 14.2).

Las moléculas no polares como el H_2 , el N_2 y el I_2 , ninguna de las cuales tiene un momento dipolar permanente, también se atraen entre sí por medio de fuerzas de dispersión de London (vea la figura 14.8c). Estas fuerzas se vuelven más significativas a medida que aumentan los tamaños de los átomos o moléculas. Un tamaño mayor significa que hay más electrones disponibles para formar dipolos.

14.4 Evaporación y presión de vapor

OBJETIVO Comprender la relación entre la evaporación, la condensación y la presión de vapor.

Todos conocen que un líquido puede evaporarse de un contenedor abierto. Esta es una evidencia clara de que las moléculas de un líquido pueden escapar de la superficie del líquido y formar un gas. Este proceso, al cual se le llama **vaporización** o **evaporación**, requiere energía para superar las fuerzas intermoleculares relativamente intensas del líquido.



El agua se utiliza para absorber el calor de los reactores nucleares; después se enfría en torres de enfriamiento antes de regresar al ambiente.

El hecho de que la evaporación requiere energía tiene gran importancia práctica; de hecho, una de las funciones más importantes que desempeña el agua en nuestro mundo es que actúa como un refrigerante. Debido al enlace de hidrógeno fuerte entre sus moléculas en su estado líquido, el agua tiene un calor de evaporación inusualmente grande (41 kJ/mol). Una porción significativa de la energía del Sol se gasta en la evaporación del agua de los océanos, lagos y ríos en vez de en el calentamiento de la Tierra. La evaporación del agua también es crucial para el sistema de control de la temperatura de nuestro cuerpo, el cual se basa en la evaporación de la transpiración.

► Presión de vapor

El *vapor*, no el *gas*, es el término que se utiliza por lo común para el estado gaseoso de una sustancia que existe de manera natural como un sólido o líquido a 25 °C y 1 atm.

Un sistema en equilibrio es dinámico a nivel molecular, pero no muestra cambios visibles.

Cuando se coloca una cantidad dada de un líquido en un contenedor y luego se cierra, se observa que esta cantidad primero disminuye ligeramente, pero con el tiempo se vuelve constante. La disminución ocurre debido a que hay una transferencia de moléculas de la fase líquida a la fase de vapor (figura 14.9). Sin embargo, a medida que el número de las moléculas de vapor aumenta, se vuelve más y más probable que parte de ellas regrese al líquido. Al proceso por medio del cual las moléculas de vapor forman un líquido se le llama **condensación**. Con el tiempo, el mismo número de moléculas están dejando el líquido y regresando a él: la velocidad de condensación es igual a la velocidad de evaporación. *En este punto no ocurren más cambios en las cantidades del líquido o del vapor, debido a que los dos procesos opuestos se balancean de manera exacta entre sí*; el sistema está en *equilibrio*. Observe que este sistema es altamente



a

Primero ocurre una evaporación neta, por lo que la cantidad del líquido disminuye un poco.

a

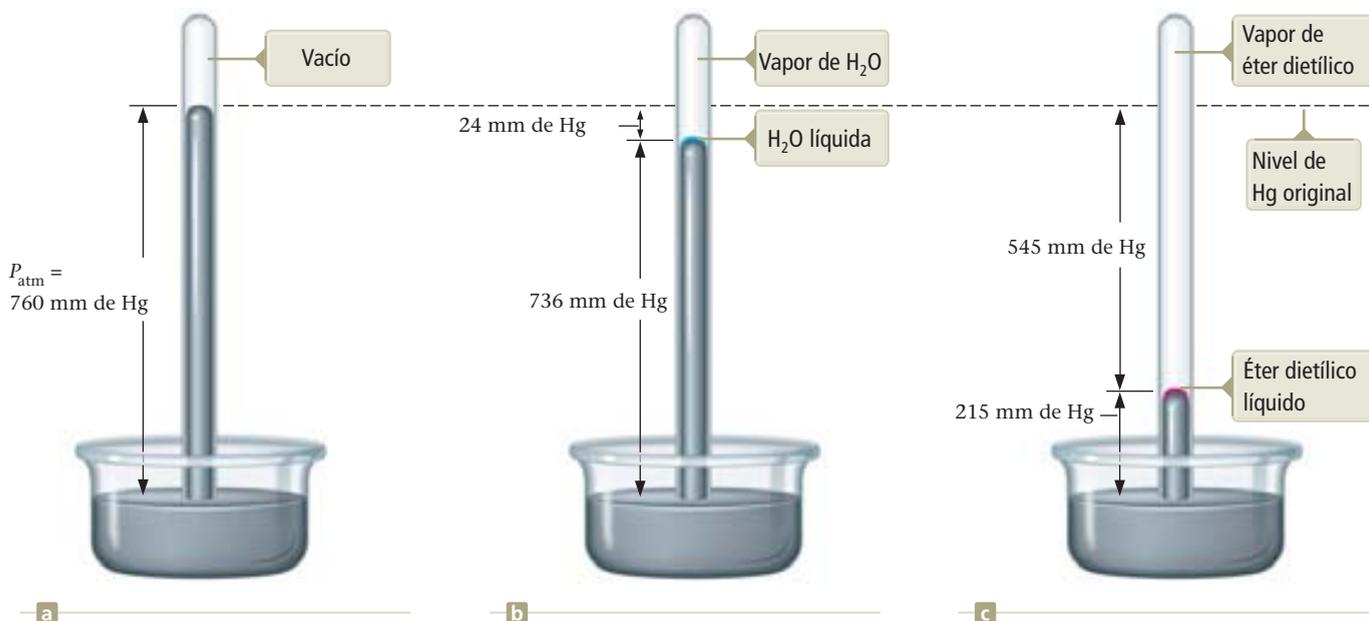
A medida que el número de moléculas de vapor aumenta, la velocidad de condensación se incrementa. Por último, la velocidad de condensación es igual a la velocidad de evaporación. El sistema está en equilibrio.

Figura 14.9

Comportamiento de un líquido en un contenedor cerrado.

dinámico a nivel molecular: las moléculas están escapando de y entrando al líquido de manera constante. Sin embargo, no hay carga *neta* debido a que los dos procesos opuestos se *balancean* entre sí. Como analogía, considere dos ciudades aisladas conectadas por un puente. Suponga que el flujo del tráfico en el puente es el mismo en ambas direcciones. Hay movimiento, se pueden ver los automóviles viajando a través del puente, pero el número de automóviles en cada ciudad no está cambiando debido a que entra y sale un número igual en cada una. El resultado es que no hay un cambio *neto* en el número de automóviles en cada ciudad: existe un equilibrio.

A la presión de vapor presente en equilibrio con su líquido se le llama *presión de vapor en equilibrio* o, de manera más común, **presión de vapor** del líquido. Puede utilizarse un barómetro sencillo para medir la presión de vapor de un líquido, como se muestra en la figura 14.10. Debido a que el mercurio es tan denso, cualquier líquido común inyectado en la parte inferior de la columna de mercurio flota a la parte



a

Es fácil medir la presión de vapor de un líquido utilizando un barómetro sencillo del tipo mostrado aquí.

b

La presión del vapor de agua empuja el mercurio hacia abajo 24 mm (760 – 736), por lo que la presión del vapor de agua es de 24 mm de Hg a esta temperatura.

c

El éter dietílico es mucho más volátil que el agua y por tanto muestra una presión de vapor más alta. En este caso, el nivel de mercurio ha sido empujado hacia abajo 545 mm (760 – 215), por lo que la presión del vapor del éter dietílico es de 545 mm de Hg a esta temperatura.

Figura 14.10

superior, donde produce vapor, y la presión de este vapor empuja parte del mercurio fuera del tubo. Cuando el sistema alcanza el equilibrio, puede determinarse la presión del vapor a partir del cambio en la altura de la columna de mercurio.

De hecho, se está utilizando el espacio sobre el mercurio en el tubo como un contenedor cerrado para cada líquido. Sin embargo, en este caso, a medida que el líquido se evapora, el vapor formado crea una presión que empuja parte del mercurio fuera del tubo y disminuye su nivel. El nivel de mercurio deja de cambiar cuando el líquido en exceso flotando en el metal alcanza el equilibrio con el vapor. El cambio en el nivel del mercurio (en milímetros) de su posición inicial (antes de que se inyectara el líquido) a su posición final es igual a la presión de vapor del líquido.

Las presiones de vapor de los líquidos varían ampliamente (vea la figura 14.10). Se dice que los líquidos con presiones de vapor altas son *volátiles*: se evaporan muy rápido.

La presión del vapor de un líquido a una temperatura dada está determinada por las *fuerzas intermoleculares* que actúan en su interior. Los líquidos en los que las fuerzas intermoleculares son grandes tienen presiones de vapor relativamente bajas, debido a que tales moléculas necesitan energías altas para escapar a la fase de vapor. Por ejemplo, aunque el agua es una molécula mucho más pequeña que el éter dietílico, $C_2H_5-O-C_2H_5$, las intensas fuerzas de enlace del hidrógeno en el agua ocasionan que su presión de vapor sea mucho menor que la del éter (vea la figura 14.10).

EJEMPLO 14.3

Uso del conocimiento de las fuerzas intermoleculares para predecir la presión de vapor

Pronostique cuál sustancia en cada uno de los siguientes pares mostrará la mayor presión de vapor a una temperatura dada.

- $H_2O(l)$, $CH_3OH(l)$
- $CH_3OH(l)$, $CH_3CH_2CH_2CH_2OH(l)$

SOLUCIÓN

- El agua contiene dos enlaces polares $O-H$; el metanol (CH_3OH) sólo tiene uno. Por tanto, se espera que el enlace de hidrógeno entre las moléculas de H_2O sea mucho más fuerte que entre las moléculas de CH_3OH . Esto le da al agua una presión de vapor más baja que la del metanol.
- Cada una de estas moléculas tiene un enlace polar $O-H$. Sin embargo, debido a que el $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ es una molécula mucho más grande que el CH_3OH , tiene fuerzas de London mucho mayores y por tanto es menos probable que escape de su líquido. Así, el $CH_3CH_2CH_2CH_2OH(l)$ tiene una presión de vapor más baja que el $CH_3OH(l)$. ■

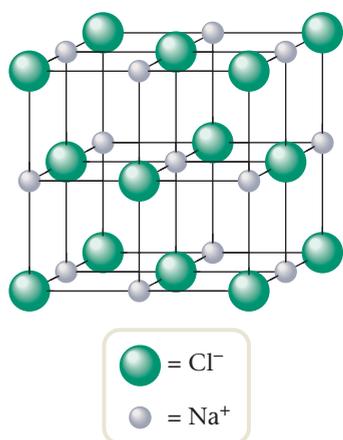
14.5

El estado sólido: tipos de sólidos

OBJETIVO

Aprender acerca de los diversos tipos de sólidos cristalinos.

Los sólidos desempeñan una función muy importante en nuestra vida. El concreto sobre el que se conduce un automóvil; los árboles que proveen sombra, las ventanas a través de las cuales se mira, el papel que contiene esta impresión, el diamante en un anillo de compromiso y los lentes de plástico en los anteojos son todos sólidos importantes. La mayoría de los sólidos, como la madera, el papel y el vidrio, contienen mezclas de varios componentes. Sin embargo, algunos sólidos naturales, como los diamantes y la sal de mesa, son sustancias casi puras.

**Figura 14.11**

Arreglo regular de los iones sodio y cloruro en el cloruro de sodio, un sólido cristalino.

**Figura 14.12**

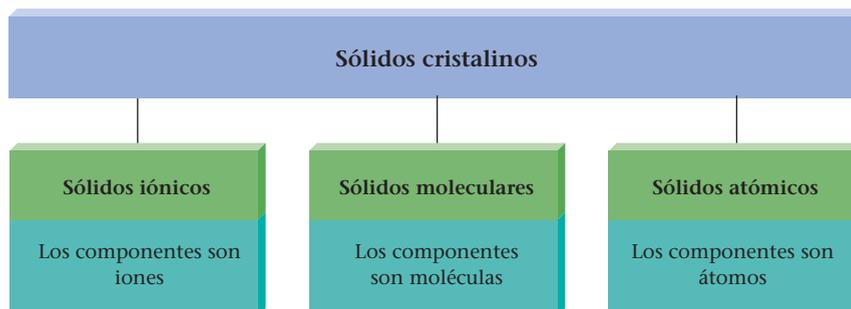
Diversos sólidos cristalinos.

Muchas sustancias forman **sólidos cristalinos**: aquellos con un arreglo regular de sus componentes. Esto se ilustra mediante la estructura parcial del cloruro de sodio mostrada en la figura 14.11. El arreglo altamente ordenado de los componentes en un sólido cristalino produce hermosos cristales con forma regular, como los mostrados en la figura 14.12.

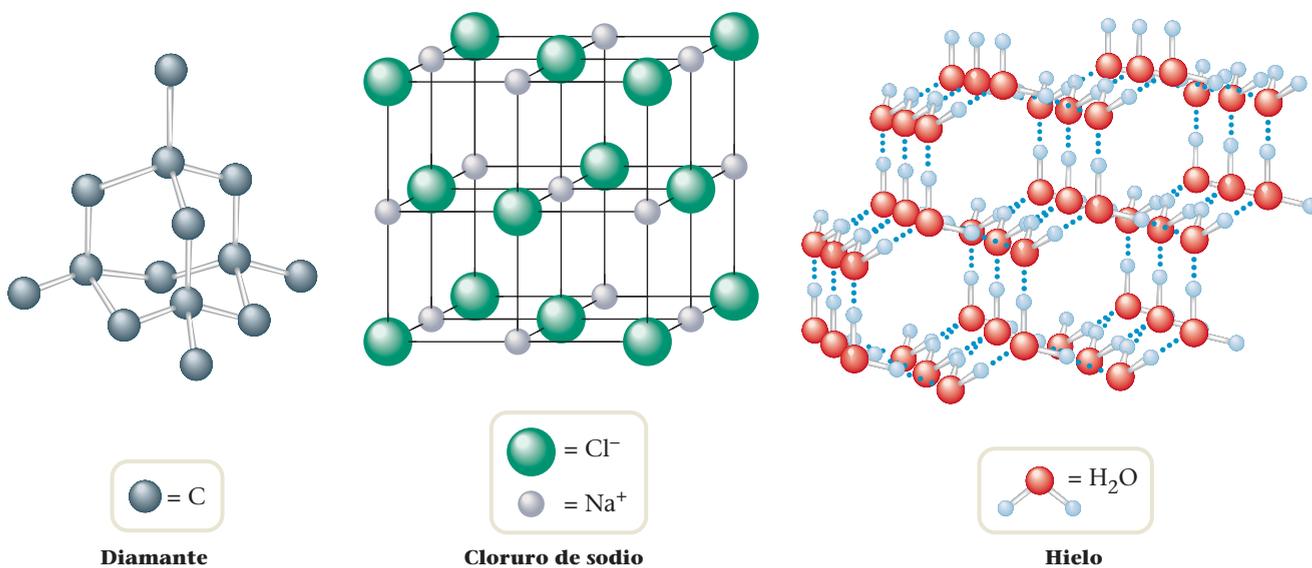
Existen muchos tipos de sólidos cristalinos. Por ejemplo, el azúcar y la sal tienen cristales hermosos que pueden verse a simple vista. Sin embargo, aunque ambos se disuelven con facilidad en el agua, las propiedades de las disoluciones resultantes son bastante diferentes. La disolución de la sal conduce una corriente eléctrica; la disolución del azúcar no. Este comportamiento surge de las naturalezas distintas de los componentes en estos dos sólidos. La sal común, NaCl, es un sólido iónico que contiene iones Na⁺ y Cl⁻. Cuando el cloruro de sodio sólido se disuelve en el agua, los iones sodio y los iones cloruro se distribuyen a lo largo de la disolución resultante. Estos iones son libres de moverse a través de la disolución para conducir una corriente eléctrica. Por otro lado, el azúcar de mesa (sacarosa) está conformado por moléculas neutras que se dispersan a lo largo del agua cuando el sólido se disuelve. No hay iones presentes y la disolución resultante no conduce electricidad. Estos ejemplos ilustran dos tipos importantes de sólidos cristalinos: los **sólidos iónicos**, representados por el cloruro de sodio, y los **sólidos moleculares**, representados por la sacarosa.

Un tercer tipo de sólido cristalino está representado por elementos como el grafito y el diamante (ambos carbono puro), el boro, el silicio y todos los metales. A estas sustancias, las cuales contienen átomos de un solo elemento enlazados de manera covalente entre sí, se les llama **sólidos atómicos**.

Se ha visto que los sólidos cristalinos pueden agruparse de manera conveniente en tres clases, como se muestra en la figura 14.13. Observe que los nombres de las tres clases provienen de los componentes del sólido. Un sólido iónico contiene io-

**Figura 14.13**

Clases de sólidos cristalinos.



Sólido atómico. Cada esfera representa un átomo de carbono en el diamante.

Sólido iónico. Las esferas representan los iones Na^+ y Cl^- alternados en el cloruro de sodio.

Sólido molecular. Cada unidad de tres esferas representa una molécula de H_2O en el hielo. Las líneas punteadas muestran el enlace de hidrógeno entre las moléculas polares del agua.

Figura 14.14

Ejemplos de los tres tipos de sólidos cristalinos. Sólo se muestra parte de la estructura en cada caso. Las estructuras continúan en tres dimensiones con los mismos patrones.

nes, un sólido molecular contiene moléculas y un sólido atómico contiene átomos. En la figura 14.14 se muestran ejemplos de los tres tipos.

Las propiedades de un sólido están determinadas principalmente por la naturaleza de las fuerzas que lo mantienen. Por ejemplo, aunque el argón, el cobre y el diamante son sólidos atómicos (sus componentes son átomos), tienen propiedades increíblemente diferentes. El argón tiene un punto de fusión muy bajo (-189°C), mientras que el diamante y el cobre se fusionan a temperaturas muy altas (de alrededor de 3500°C y 1083°C , respectivamente). El cobre es un excelente conductor de la electricidad (se utiliza de manera amplia para fabricar alambres), mientras que el argón y el diamante son aislantes. La forma del cobre puede cambiarse con facilidad; es maleable (formará láminas delgadas) y dúctil (puede estirarse en un alambre). Por otro lado, el diamante es la sustancia natural más dura conocida. Las diferencias notables en las propiedades entre estos tres sólidos atómicos se deben a las diferencias en el enlazamiento. En la siguiente sección se explorará este enlazamiento en los sólidos.

Las fuerzas internas en un sólido determinan muchas de sus propiedades.

14.6

Enlazamiento en los sólidos

OBJETIVOS

Comprender las fuerzas que median entre las partículas en los sólidos cristalinos.

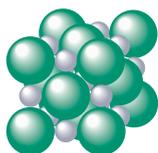
- Aprender acerca de cómo el enlazamiento en los metales determina sus propiedades.

Los sólidos iónicos también se explican en la sección 12.5.

Se ha visto que los sólidos cristalinos pueden dividirse en tres clases, dependiendo de la partícula o unidad fundamental del sólido: los iónicos consisten en iones con carga opuesta empaquetados juntos; los moleculares contienen moléculas, y los atómicos tienen átomos como sus partículas fundamentales. En la tabla 14.3 se proporcionan ejemplos de los varios tipos de sólidos.

Tabla 14.3 Ejemplos de los diversos tipos de sólidos

Tipo de sólido	Ejemplos	Unidades fundamentales
iónico	cloruro de sodio, NaCl(s)	iones Na^+ , Cl^-
iónico	nitrato de amonio, $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$	iones NH_4^+ , NO_3^-
molecular	hielo seco, $\text{CO}_2(\text{s})$	moléculas de CO_2
molecular	hielo, $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	moléculas de H_2O
atómico	diamante, $\text{C}(\text{s})$	átomos de C
atómico	hierro, $\text{Fe}(\text{s})$	átomos de Fe
atómico	argón, $\text{Ar}(\text{s})$	átomos de Ar



► Sólidos iónicos

Los sólidos iónicos son sustancias estables con puntos de fusión altos que se mantienen por medio de las fuerzas intensas que existen entre los iones con carga opuesta. Las estructuras de los sólidos iónicos pueden visualizarse mejor pensando en los iones como esferas empaquetadas juntas de la manera más eficiente posible. Por ejemplo, en el NaCl los iones Cl^- *más grandes* se empaquetan juntos de manera muy parecida a como lo harían las pelotas en una caja. Los iones Na^+ *más chicos ocupan los espacios pequeños* (“*agujeros*”) *dejados entre los iones esféricos Cl^-* , como se representa en la figura 14.15.

Figura 14.15

Empaquetamiento de los iones Cl^- y Na^+ en el cloruro de sodio sólido.

► Sólidos moleculares

En un sólido molecular la partícula fundamental es una molécula. Ejemplos de estos sólidos incluyen el hielo (contiene moléculas de H_2O), el hielo seco (contiene moléculas de CO_2), el azufre (contiene moléculas de S_8) y el fósforo blanco (contiene moléculas de P_4). En la figura 14.16 se muestran las últimas dos sustancias.



a Los cristales de azufre contienen moléculas de S_8 .

b El fósforo blanco contiene moléculas de P_4 . Es tan reactivo con el oxígeno del aire que debe almacenarse bajo agua.

Figura 14.16

Los sólidos moleculares tienden a fusionarse a temperaturas relativamente bajas debido a que sus fuerzas intermoleculares son relativamente débiles. Si la molécula tiene un momento dipolar, las fuerzas dipolo-dipolo mantienen el sólido. En los sólidos con moléculas no polares, las fuerzas de dispersión de London los mantienen juntos.

En la figura 14.17 se representa parte de la estructura del fósforo sólido. Observe que las distancias entre los átomos de P en una molécula dada son mucho más cortas que entre las moléculas de P_4 . Esto se debe a que los enlaces covalentes *entre los átomos* de las moléculas son mucho más intensos que las fuerzas de dispersión de London *entre las moléculas*.

► Sólidos atómicos

Las propiedades de los sólidos atómicos varían en gran medida debido a las diferentes maneras en que las partículas fundamentales, los átomos, pueden interactuar entre sí. Por ejemplo, los sólidos de los elementos del grupo 8 tienen puntos de fusión muy bajos debido a que estos átomos, que tienen orbitales de valencia llenos, no pueden formar enlaces covalentes entre sí. De este modo, las fuerzas en estos sólidos son las relativamente débiles fuerzas de dispersión de London.

Por otro lado, el diamante, una forma del carbono sólido, es una de las sustancias más duras conocidas y tiene un punto de fusión extremadamente alto (alrededor de $3500\text{ }^\circ\text{C}$). La dureza increíble del diamante surge de los enlaces covalentes carbono-carbono muy fuertes en el cristal, lo cual conduce a una molécula gigante.

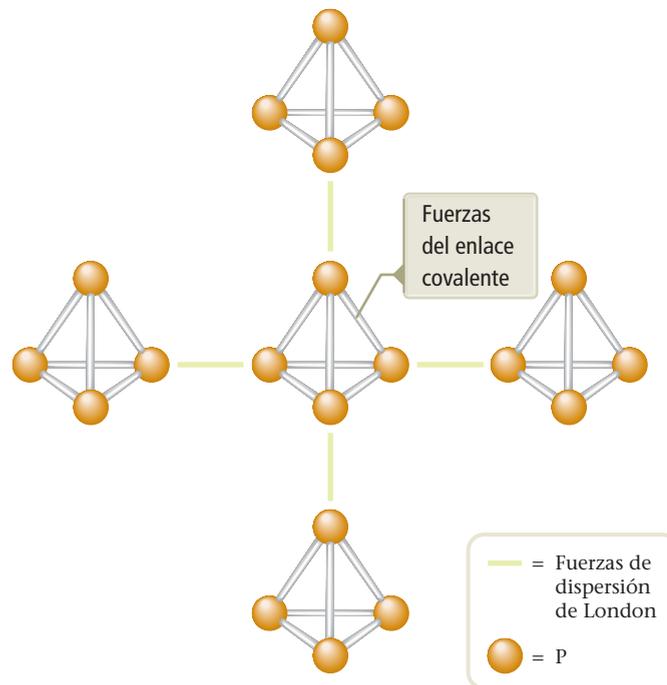


Figura 14.17

Representación de parte de la estructura del fósforo sólido, un sólido molecular que contiene moléculas de P_4 .

De hecho, todo el cristal puede visualizarse como una molécula enorme. En la figura 14.14a está representada una pequeña parte de la estructura del diamante, donde cada átomo de carbono está enlazado de manera covalente con otros cuatro átomos de carbono para producir un sólido muy estable. Otros elementos también forman sólidos en los que los átomos se unen de manera covalente para formar moléculas gigantes. El silicio y el boro son ejemplos.

En este punto podría preguntarse: “¿Por qué los sólidos como un cristal de diamante, el cual es una ‘molécula gigante’, no se clasifican como sólidos moleculares?” La respuesta es que, por convención, un sólido se clasifica como sólido molecular sólo si (como el hielo, el hielo seco, el azufre y el fósforo) contiene moléculas pequeñas. A las sustancias como el diamante que contienen moléculas gigantes se les llama *sólidos de red*.

► Enlazamiento en los metales

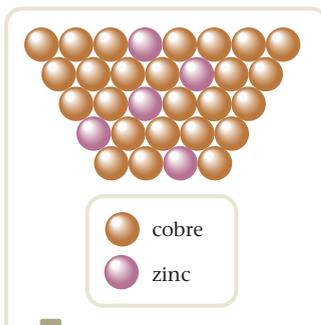
Los metales representan otro tipo de sólido atómico. Tienen propiedades físicas familiares: pueden estirarse en alambres y martillarse en láminas, y son conductores eficientes del calor y la electricidad. Sin embargo, aunque las formas de la mayoría de los metales puros pueden cambiarse con relativa facilidad, los metales también son durables y tienen puntos de fusión altos. Estos hechos indican que es difícil separar los átomos metálicos pero es relativamente sencillo deslizarlos entre sí. En otras palabras, el enlazamiento en los metales es *fuerte pero no direccional*.

La visualización más sencilla que explica estas observaciones es el **modelo de mar de electrones**, el cual visualiza un arreglo regular de los átomos metálicos en un “mar” de electrones de valencia que son compartidos entre los átomos de una manera no direccional y que son bastante móviles en el cristal metálico. Los electrones móviles pueden conducir calor y electricidad y los átomos pueden moverse con bastante facilidad como, por ejemplo, cuando el metal se martilla en una lámina o se estira en un alambre.

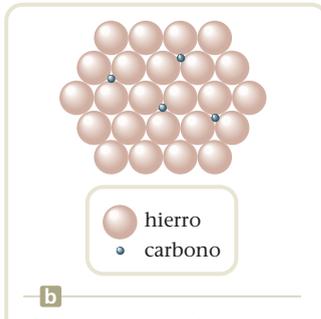
Debido a la naturaleza del cristal metálico, pueden introducirse otros elementos con relativa facilidad para producir sustancias llamadas aleaciones. Una **aleación** se define mejor como *una sustancia que contiene una mezcla de elementos y tiene propiedades metálicas*. Existen dos tipos comunes de aleaciones: el sustitucional y el intersticial.

En una **aleación sustitucional** algunos átomos metálicos anfitriones son *reemplazados* por otros átomos metálicos de tamaños similares. Por ejemplo, en el latón, aproximadamente un tercio de los átomos en el cobre anfitrión han sido sustituidos por átomos de zinc, como se muestra en la figura 14.18a. La plata de ley (93% plata y 7% cobre) y el peltre (85% estaño, 7% cobre, 6% bismuto y 2% antimonio) son otros ejemplos de aleaciones sustitucionales.

Se forma una **aleación intersticial** cuando algunos intersticios (agujeros) entre los átomos metálicos empaquetados de manera compacta son ocupados por átomos mucho más pequeños que los anfitriones, como se muestra en la figura 14.18b. El acero, la aleación inters-



a
El latón es una aleación sustitucional en la que los átomos de cobre en el cristal anfitrión son reemplazados por el átomo de zinc de tamaño similar.



b
El acero es una aleación intersticial en la que los átomos de carbono ocupan los intersticios (agujeros) entre los átomos de hierro empaquetados de manera compacta.

Figura 14.18

Dos tipos de aleaciones.



T. J. Floriani/Rainbow

Una escultura de acero en Chicago.

Metal con memoria

Una madre agitada entra en una óptica cargando sus anteojos magullados de 400 dólares. Su hijo esculcó en su bolso, los encontró y los dobló como un pretzel. Los llevó al optometrista con la esperanza de poder salvarlos. Éste le dice que no se preocupe y coloca los anteojos en un plato con agua caliente donde mágicamente regresan a su forma original. El optometrista le da a la mujer los anteojos reparados y le dice que no hay cargo por la compostura.

¿Cómo pueden los marcos “recordar” su forma original cuando se colocan en agua caliente? La respuesta es una aleación de níquel-titanio llamada *nitinol*, que fue desarrollada a finales de la década de 1950 y principios de la década de 1960 en el Naval Ordnance Laboratory de White Oak, Maryland, Estados Unidos, por William J. Buehler. (El nombre *nitinol* proviene de *Nickel Titanium Naval Ordnance Laboratory*.)

El *nitinol* tiene la sorprendente habilidad de recordar una forma originalmente fijada en él. Por ejemplo, observe las fotografías anexas. ¿Qué oca-

siona que el *nitinol* se comporte de esta manera? Aunque los detalles son muy complicados como para describirlos aquí, este fenómeno resulta de dos formas diferentes del *nitinol sólido*. Cuando éste se calienta a una temperatura lo suficientemente alta, los átomos de Ni y Ti se ordenan de una manera que conduce al patrón más compacto y regular de los átomos: una forma llamada *austenita (A)*. Cuando la aleación se enfría, los átomos se reordenan de manera ligera a una forma llamada *martensita (M)*. La forma deseada (por ejemplo, la palabra ICE) se fija en la aleación a una temperatura alta (forma *A*), después el metal se enfría, ocasionando que asuma la forma *M*. En este proceso no se observa un cambio visible. Después, si la imagen se deforma, regresará mágicamente si se calienta la aleación (el agua caliente funciona bien) a una temperatura que la cambie de regreso a la forma *A*.

El *nitinol* tiene varias aplicaciones médicas, incluyendo los ganchos utilizados por los cirujanos ortopédicos para unir ligamentos y tendones al hueso, y “canastas” para atrapar coágulos de sangre. En el último caso, un trozo de alambre de *nitinol* se moldea en una canasta pequeña y esta forma se fija a una temperatura alta. Los alambres que forman la

ticial mejor conocida, contiene átomos de carbono en los “agujeros” de un cristal de hierro. La presencia de los átomos intersticiales cambia las propiedades del metal anfitrión. El hierro puro es relativamente blando, dúctil y maleable debido a la ausencia del enlazamiento direccional fuerte. Los átomos metálicos esféricos pueden moverse con bastante facilidad entre sí. Sin embargo, cuando se introduce carbono, el cual forma enlaces direccionales fuertes, en un cristal de hierro, la presencia de los enlaces direccionales carbono-hierro hace que la aleación resultante sea más dura, más resistente y menos dúctil que el hierro puro. La cantidad de carbono afecta de manera directa las propiedades del acero. Los *aceros dulces* (que contienen menos de 0.2% de carbono) siguen siendo dúctiles y maleables, y se utilizan para clavos, cables y cadenas. Los *aceros medios* (que contienen 0.2–0.6% de carbono) son más duros que los dulces y se utilizan en vías de tren y vigas de acero estructurales. Los *aceros altos* (que contienen 0.6–1.5% de carbono) son resistentes y duros y se utilizan para muelles, herramientas y cuchillería.

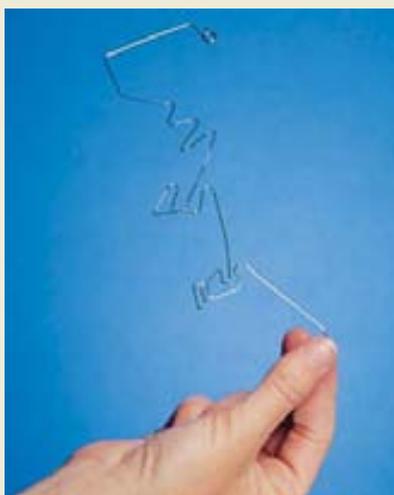
Muchos tipos de acero contienen otros tipos de elementos además de hierro y carbono. A éstos con frecuencia se les llama *aceros de aleación*, y pueden visualizarse como si fueran una mezcla de aleaciones intersticiales (carbono) y sustitucionales (otros metales). Un ejemplo es el acero inoxidable, el cual tiene átomos de cromo y níquel sustituidos por algunos de los átomos del hierro. La adición de estos metales incrementa en gran medida la resistencia del acero a la corrosión.

canasta son enderezados para que puedan insertarse como un conjunto pequeño a través de un catéter. Cuando los alambres se calientan en la sangre, regresan a la forma de canasta y actúan como un filtro para evitar que los coágulos de sangre se muevan al corazón.

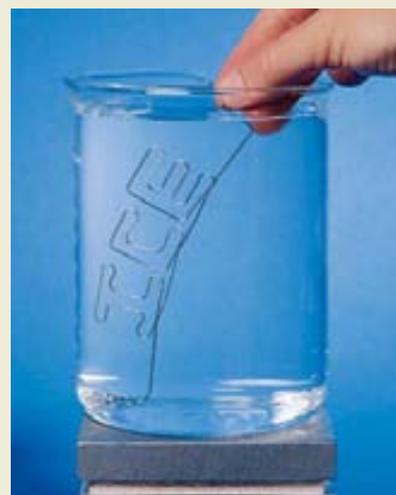
Uno de los usos de consumo más prometedores del nitinol es para los armazones de los anteojos. También se está utilizando en aparatos de ortodoncia para enderezar los dientes desalineados.



Se forma la palabra ICE a partir del alambre de Nitinol.



El alambre se estira para desaparecer la palabra ICE.



El alambre regresa a ICE cuando se sumerge en agua caliente.

EJEMPLO 14.4

Identificación de los tipos de sólidos cristalinos

Nombre el tipo de sólido cristalino formado por cada una de las siguientes sustancias.

- amoníaco
- hierro
- fluoruro de cesio
- argón
- azufre

SOLUCIÓN

- El amoníaco sólido contiene moléculas de NH_3 , por lo que es un sólido molecular.
- El hierro sólido contiene átomos de hierro como partículas fundamentales. Es un sólido atómico.
- El fluoruro de cesio sólido contiene los iones Cs^+ y F^- . Es un sólido iónico.

- d) El argón sólido contiene átomos de argón, los cuales no pueden formar enlaces covalentes entre sí. Es un sólido atómico.
- e) El azufre contiene moléculas de S_8 , por lo que es un sólido molecular.

Autocomprobación

EJERCICIO 14.2 Nombre el tipo de sólido cristalino formado por cada una de las siguientes sustancias.

- a) trióxido de azufre
- b) óxido de bario
- c) oro

Vea los problemas 14.41 y 14.42. ■

CAPÍTULO 14 REPASO

Términos clave

punto de ebullición normal (14.1)	fuerzas de dispersión de London (14.3)
curva de calentamiento/enfriamiento (14.1)	vaporización (evaporación) (14.4)
punto de congelación normal (14.1)	condensación (14.4)
fuerzas intramoleculares (14.2)	presión de vapor (14.4)
fuerzas intermoleculares (14.2)	sólido cristalino (14.5)
calor molar de fusión (14.2)	sólido iónico (14.5)
calor molar de evaporación (14.2)	sólido molecular (14.5)
atracción dipolo-dipolo (14.3)	sólido atómico (14.5)
enlace de hidrógeno (14.3)	modelo de mar de electrones (14.6)
	aleación (14.6)
	aleación sustitucional (14.6)
	aleación intersticial (14.6)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

- Los líquidos y los sólidos exhiben algunas similitudes y son muy diferentes del estado gaseoso.
- A la temperatura a la que un líquido cambia su estado a un gas (a 1 atm de presión) se le llama *punto de ebullición normal* de ese líquido. De manera similar, la temperatura a la que un líquido se congela (a 1 atm de presión) es el *punto de congelación normal*. Los cambios de estado son cambios físicos, no cambios químicos.
- Para convertir una sustancia del estado sólido al estado líquido y después al estado gaseoso se requiere la adición de energía. Las fuerzas entre las moléculas en un sólido o en un líquido deben ser superadas por la entrada de energía. A la energía requerida para fusionar 1 mol de una sustancia se le llama *calor molar de fusión*, y a la energía requerida para cambiar 1 mol de líquido al estado gaseoso se le llama *calor molar de evaporación*.
- Existen varios tipos de fuerzas intermoleculares. Las interacciones dipolo-dipolo ocurren cuando las moléculas con momentos dipolares se atraen entre sí. Una interacción dipolo-dipolo particularmente intensa llamada *enlace de hidrógeno* ocurre en las moléculas que contienen este elemento enlazado a un elemento muy electronegativo como el N, el O o el F. Las fuerzas de dispersión de London ocurren cuando los dipolos instantáneos en los átomos o en las moléculas no polares conducen a atracciones relativamente débiles.
- Al cambio de un líquido a su vapor se le llama *vaporización* o *evaporación*. Al proceso por el cual las moléculas de vapor forman un líquido se le llama *condensación*. En un contenedor cerrado, la presión del vapor sobre su líquido alcanza un valor constante llamado *presión de vapor del líquido*.
- Muchos sólidos son cristalinos (contienen arreglos altamente regulares de sus componentes). Los tres tipos de sólidos cristalinos son: iónicos, molecu-

lares y atómicos. En los sólidos iónicos, los iones se empaquetan de una manera que maximiza las atracciones de los iones con carga opuesta y minimiza las repulsiones entre los iones con carga idéntica. Los sólidos moleculares son mantenidos por atracciones dipolo-dipolo si las moléculas son polares, y por fuerzas de dispersión de London si las moléculas son no polares. Los sólidos atómicos son mantenidos por fuerzas de enlace covalente o por fuerzas de dispersión de London, dependiendo de los átomos presentes.

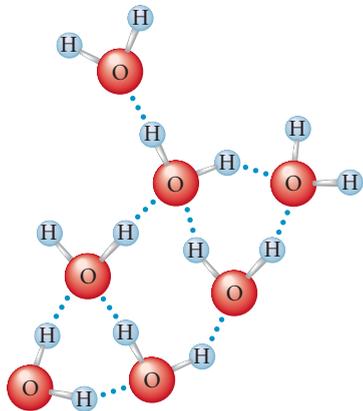
Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Si sella un contenedor llenado a la mitad con agua, ¿cuál de las siguientes respuestas describe mejor lo que ocurre en el contenedor?
 - El agua se evapora hasta que el aire se satura con el vapor del agua; en este punto, no se evapora más.
 - El agua se evapora hasta que el aire se sobresatura (supersaturación) con agua y la mayor parte de ésta se vuelve a condensar; este ciclo continúa hasta que está presente cierta cantidad de vapor de agua y después el ciclo cesa.
 - El agua no se evapora debido a que el contenedor está sellado.
 - El agua se evapora y se vuelve a condensar de manera simultánea y continua.
 - El agua se evapora hasta que con el tiempo está toda en forma de vapor.

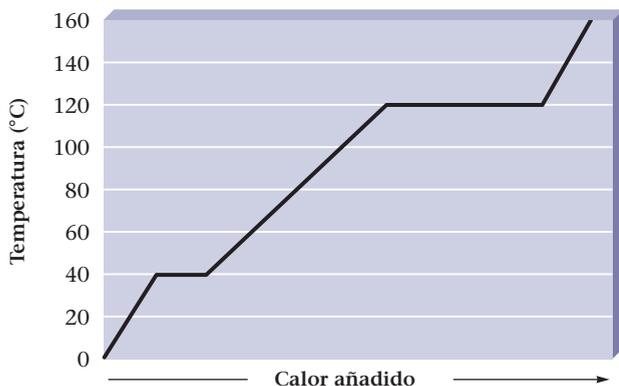
Justifique su elección, y para las opciones que no eligió, explique qué hay de incorrecto en ellas.
- Explique lo siguiente: adiciona 100 mL de agua a un matraz balón de destilación de 500 mL y calienta el agua hasta que está hirviendo. Quita el calor y taponas el matraz y la ebullición se detiene. Después deja correr agua fría sobre el cuello del matraz y la ebullición comienza de nuevo. Parece como si estuviera hirviendo agua enfriándola.
- ¿Es posible que las fuerzas de dispersión en una sustancia particular sean más intensas que las fuerzas del enlace de hidrógeno en otra sustancia? Explique su respuesta.
- ¿La naturaleza de las fuerzas intermoleculares cambia cuando una sustancia pasa de sólido a líquido o de líquido a gas? ¿Qué ocasiona que una sustancia experimente un cambio de fase?
- ¿La presión de vapor cambia al alterarse la temperatura? Explique.
- ¿Qué ocurre cuando la presión de vapor de un líquido es igual a la presión atmosférica? Explique.
- ¿Cuál es la presión del vapor de agua a 100 °C? ¿Cómo lo sabe?
- ¿Cómo dependen las siguientes propiedades físicas de la intensidad de las fuerzas intermoleculares? Explique su respuesta.
 - Punto de fusión
 - Punto de ebullición
 - Presión de vapor
- Vea la figura 14.2. ¿Por qué la temperatura no se incrementa de manera continua con el tiempo? Es decir, ¿por qué la temperatura permanece constante por periodos?
- ¿Cuáles son más intensas, las fuerzas intermoleculares o las intramoleculares para una molécula dada? ¿Qué observación(es) puede hacer que sustente(n) esta posición? Explique.
- ¿Por qué el agua se evapora del todo?
- Dibuje una representación microscópica del agua y distinga entre los *enlaces intramoleculares* y las *fuerzas intermoleculares*. ¿Cuáles corresponden a los enlaces que se trazan en las estructuras de Lewis?
- ¿Cuál tiene fuerzas intermoleculares más intensas: el N₂ o el H₂O? Explique.
- ¿Cuál gas se comportaría de manera más ideal a las mismas condiciones de presión o temperatura: el CO o el N₂? ¿Por qué?
- Ha visto que la molécula del agua tiene una forma angular y por tanto es una molécula polar. Esto explica varias de las propiedades interesantes del agua. ¿Qué pasaría si su molécula fuera lineal? ¿Cómo afectaría esto las propiedades del agua? ¿Cómo sería diferente la vida?
- ¿Falso o verdadero? Es más probable que el metano (CH₄) forme un enlace de hidrógeno más fuerte que el agua debido a que cada uno de sus moléculas tiene el doble de átomos de hidrógeno. Proporcione una explicación concisa del enlace de hidrógeno que concuerde con su respuesta.
- ¿Por qué debe tener sentido que el N₂ exista como un gas? Dada su respuesta, ¿cómo es posible formar nitrógeno líquido? Explique por qué funciona la disminución de la temperatura.
- Al fósforo blanco y al azufre se les llaman *sólidos moleculares* aun cuando cada uno está conformado por fósforo y azufre, respectivamente. ¿Cómo pueden considerarse sólidos moleculares? Si esto es cierto, ¿por qué el diamante (el cual sólo está conformado por carbono) no es un sólido molecular?
- ¿Por qué es incorrecto utilizar el término “molécula de NaCl” pero es correcto utilizar la denominación “molécula de H₂O”? ¿Es correcto el término “molécula de diamante”? Explique.
- ¿Cuál predeciría que sea mayor para una sustancia dada: ΔH_{vap} o ΔH_{fus} ? Explique.

- VP 21.** En el diagrama siguiente, ¿cuáles líneas representan los enlaces de hidrógeno?



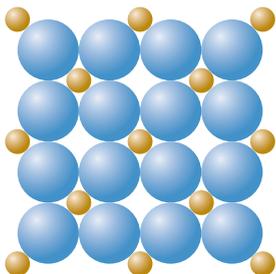
- Las líneas punteadas entre los átomos de hidrógeno de una molécula de agua y los átomos de oxígeno de una molécula de agua diferente.
- Las líneas sólidas entre un átomo de hidrógeno y el átomo de oxígeno en la misma molécula de agua.
- Las líneas sólidas y las líneas punteadas representan los enlaces de hidrógeno.
- No hay enlaces de hidrógeno representados en el diagrama.

- VP 22.** Use la curva de calentamiento/enfriamiento de abajo para responder las siguientes preguntas.



- ¿Cuál es el punto de congelación del líquido?
- ¿Cuál es el punto de ebullición del líquido?
- ¿Cuál es mayor: el calor de fusión o el calor de evaporación? Explique.

- VP 23.** Suponga que la estructura bidimensional de un compuesto iónico, M_xA_y , es la siguiente.



¿Considerando la figura, cuál es la fórmula empírica de este compuesto iónico?

Preguntas y problemas

14.1 El agua y sus cambios de fase

PREGUNTAS

- Los gases tienen densidades (mayores/menores) que los líquidos o sólidos.
- Los líquidos y sólidos son (más/menos) compresibles que los gases.
- ¿Qué evidencia se tiene de que la forma sólida del agua es menos densa que su forma líquida en su punto de congelación/fusión?
- La entalpía (ΔH) de *vaporización* del agua es casi siete veces más grande que la entalpía de *fusión* del agua (41 kJ/mol contra 6 kJ/mol). ¿Qué indica esto acerca de las similitudes relativas entre los estados sólido, líquido y gaseoso del agua?
- Considere una muestra de hielo que se está calentando de -5°C a $+5^\circ\text{C}$. Describa en una base macroscópica y en una base microscópica qué le sucede al hielo a medida que la temperatura alcanza 0°C .
- Dibuje una curva de calentamiento/enfriamiento para el agua. Comience a -20°C y vaya a 120°C , aplicando calor a la muestra a velocidad constante. Indique en su dibujo las porciones de la curva que representan la fusión del sólido y la ebullición del líquido.

14.2 Requerimientos de energía para los cambios de estado

PREGUNTAS

- ¿Los cambios de estado son cambios *físicos* o *químicos* para los sólidos moleculares? ¿Por qué?
- Describa a detalle los procesos microscópicos que se llevan a cabo cuando un sólido se funde y cuando un líquido hierve. ¿Qué tipo de fuerzas deben superarse? ¿Algún enlace químico se rompe durante estos procesos?
- Explique la diferencia entre fuerzas *intramoleculares* e *intermoleculares*.
- Las fuerzas que conectan dos átomos de hidrógeno a un átomo de oxígeno en una molécula de agua son (intermoleculares/intramoleculares), pero las fuerzas que mantienen cercanas las moléculas de agua en un cubo de hielo son (intermoleculares/intramoleculares).
- Explique las similitudes y las diferencias entre los arreglos de las moléculas y las fuerzas entre las moléculas en el agua líquida contra el vapor, y el agua líquida contra el hielo.
- ¿Qué representa el *calor molar de fusión* de una sustancia?

PROBLEMAS

13. Se ha recolectado la siguiente información para la sustancia X. Construya una curva de calentamiento para esta sustancia. (El trazado no necesita ser absolutamente a escala, pero debe mostrar de manera clara las diferencias relativas.)

Punto de fusión normal	-15 °C
Calor molar de fusión	2.5 kJ/mol
Punto de ebullición normal	134 °C
Calor molar de evaporación	55.3 kJ/mol

14. El calor molar de fusión del metal aluminio es de 10.79 kJ/mol, mientras que su calor de evaporación es de 293.4 kJ/mol.

- ¿Por qué el calor de fusión del aluminio es mucho menor que el calor de evaporación?
- ¿Qué cantidad de calor se requeriría para evaporar 1.00 g de aluminio a su punto de ebullición normal?
- ¿Qué cantidad de calor se generaría si se congelaran 5.00 g de aluminio líquido a su punto de congelación normal?
- ¿Qué cantidad de calor se requeriría para fusionar 0.105 moles de aluminio a su punto de fusión normal?

15. El calor molar de fusión del benceno es de 9.92 kJ/mol. Su calor molar de evaporación es de 30.7 kJ/mol. Calcule el calor requerido para fusionar 8.25 g de benceno a su punto de fusión normal. Calcule el calor requerido para evaporar 8.25 g de benceno a su punto de ebullición normal. ¿Por qué el calor de evaporación es más de tres veces el calor de fusión?

16. Los calores molares de fusión y de evaporación para la plata son de 11.3 kJ/mol y 250. kJ/mol, respectivamente. El punto de fusión normal de la plata es de 962 °C y su punto de ebullición normal es de 2212 °C. ¿Qué cantidad de calor se requiere para fusionar 12.5 g de plata a 962 °C? ¿Qué cantidad de calor se libera cuando se condensan 4.59 g de vapor de plata a 2212 °C?

17. Dado que las capacidades caloríficas específicas del hielo y del vapor son de 2.06 J/g °C y de 2.03 J/g °C, respectivamente, y considerando la información acerca del agua proporcionada en este libro, calcule la cantidad total de calor generado cuando se condensan 10.0 g de vapor a 200. °C, se enfrían y se congelan a hielo a -50. °C.

18. Se requieren 113 J para fusionar 1.00 g de metal sodio a su punto de fusión normal de 98 °C. Calcule el *calor molar de fusión* del sodio.

14.3 Fuerzas intermoleculares

PREGUNTAS

19. Considere la molécula del monocloruro de yodo, ICl. Debido a que el cloro es más electronegativo que el yodo, esta molécula es un dipolo. ¿Cómo esperaríamos que se orienten entre sí las moléculas del monocloruro de yodo en el estado gaseoso a medida que se

enfría y las moléculas comienzan a agregarse? Dibuje la orientación que esperaríamos.

20. Las fuerzas dipolo-dipolo _____ a medida que la distancia entre los dipolos aumenta.

21. Este texto señala que el enlace de hidrógeno es un caso especial de las interacciones dipolo-dipolo muy intensas sólo posibles entre ciertos átomos. ¿Qué átomos además del hidrógeno se necesitan para un enlace de hidrógeno? ¿Cómo contribuye el tamaño pequeño del átomo de hidrógeno a la intensidad inusual de las fuerzas dipolo-dipolo involucradas en el enlace de este elemento?

22. El punto de ebullición normal del agua es inusualmente alto en comparación con los puntos de ebullición del H₂S, H₂Se y H₂Te. Explique esta observación en términos del *enlace de hidrógeno* que existe en el agua, pero que no existe en los otros compuestos.

23. ¿Por qué las interacciones dipolo-dipolo entre las moléculas polares *no* son importantes en la fase de vapor?

24. ¿Qué son las fuerzas de dispersión de London y cómo surgen?

PROBLEMAS

25. ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se activan en el estado líquido de cada una de las siguientes sustancias?

- Ne
- CO
- CH₃OH
- Cl₂

26. Explique los tipos de fuerzas intermoleculares que actúan en el estado líquido de cada una de las siguientes sustancias.

- Xe
- NH₃
- F₂
- ICl

27. Abajo se listan los puntos de ebullición de los elementos de los gases nobles. Comente sobre la tendencia en los puntos de ebullición. ¿Por qué varían de esta manera?

He	-272 °C	Kr	-152.3 °C
Ne	-245.9 °C	Xe	-107.1 °C
Ar	-185.7 °C	Rn	-61.8 °C

28. Abajo se listan los calores de fusión de tres sustancias. Explique la tendencia que refleja esta lista.

HI	2.87 kJ/mol
HBr	2.41 kJ/mol
HCl	1.99 kJ/mol

29. Cuando se burbujea gas amoníaco seco (NH₃) en una muestra de 125 mL de agua, el volumen de la muestra (al menos inicialmente) *disminuye* un poco. Sugiera una razón de por qué ocurre esto.

30. Cuando se adicionan 50 mL de agua líquida a 25 °C a 50 mL de etanol (alcohol etílico), a la misma temperatura, el volumen combinado de la mezcla es considerablemente *menor* a 100 mL. Mencione una explicación posible.

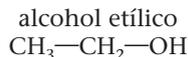
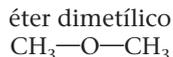
14.4 Evaporación y presión de vapor

PREGUNTAS

31. ¿Qué es la *evaporación*? ¿Qué es la *condensación*? ¿Cuál de estos procesos es endotérmico y cuál es exotérmico?
32. Si alguna vez ha abierto una botella de alcohol isopropílico u otro disolvente en un día caluroso, pudo haber escuchado un pequeño “whoosh” a medida que el vapor acumulado sobre el líquido escapaba. Describa sobre una base macroscópica cómo se acumula la presión de vapor sobre un líquido en un contenedor cerrado. ¿Qué proceso en el contenedor da origen a este fenómeno?
33. ¿A qué se refiere el término *equilibrio dinámico*? Describa cómo el desarrollo de una presión de vapor sobre un líquido representa tal equilibrio.
34. Considere la figura 14.10. Imagine que está hablando con un amigo que no ha tomado algún curso de ciencia y explíquele cómo la figura demuestra el concepto de presión de vapor y permite medirlo.

PROBLEMAS

35. ¿Cuál sustancia en cada uno de los siguientes pares esperaría que muestre un menor punto de ebullición? Explique su razonamiento.
- a) CH_3OH o $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 b) CH_3CH_3 o $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 c) H_2O o CH_4
36. ¿Cuál sustancia en cada uno de los siguientes pares esperaría que muestre la mayor presión de vapor a una temperatura dada? Explique su razonamiento.
- a) $\text{H}_2\text{O}(l)$ o $\text{HF}(l)$
 b) $\text{CH}_3\text{OCH}_3(l)$ o $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(l)$
 c) $\text{CH}_3\text{OH}(l)$ o $\text{CH}_3\text{SH}(l)$
37. Aunque el agua y el amoníaco difieren en su masa molar por sólo una unidad, el punto de ebullición del agua es más de 100 °C más alto que el del amoníaco. ¿Qué fuerzas en el agua líquida que *no* existen en el amoníaco líquido pudieran justificar esta observación?
38. Se dice que dos moléculas que contienen el mismo número de cada tipo de átomo pero que tienen estructuras moleculares diferentes son *isómeros* entre sí. Por ejemplo, el alcohol etílico y el éter dimetílico (mostrados abajo) tienen la fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y son isómeros. Con base en las consideraciones de las fuerzas intermoleculares, ¿cuál sustancia esperaría que sea más volátil? ¿Cuál esperaría que tenga el mayor punto de ebullición? Explique.



14.5 El estado sólido: tipos de sólidos

PREGUNTAS

39. ¿Qué son los sólidos cristalinos? ¿Qué tipo de estructura microscópica tienen? ¿Cómo se refleja esta estructura en la apariencia macroscópica de tales sólidos?
40. Con base en las unidades más pequeñas que conforman los cristales, cite los tres tipos de sólidos cristalinos que existen. Para cada tipo, proporcione un ejemplo de una sustancia que forme ese tipo de sólido.

14.6 Enlazamiento en los sólidos

PREGUNTAS

41. ¿Cómo difieren en su estructura los sólidos *iónicos* de los sólidos *moleculares*? ¿Cuáles son las partículas fundamentales en cada uno? Proporcione dos ejemplos de cada tipo de sólido e indique las partículas individuales que conforman los sólidos en cada uno de sus ejemplos.
42. Una broma común en los campus universitarios es cambiar la sal y el azúcar en las mesas del comedor, lo cual por lo general es sencillo debido a que las sustancias son muy parecidas. Sin embargo, a pesar de la similitud en su apariencia, estas dos sustancias difieren mucho en sus propiedades, dado que una es un sólido molecular y la otra es un sólido iónico. ¿En qué difieren sus propiedades y por qué?
43. Los sólidos iónicos por lo general son considerablemente más duros que la mayoría de los sólidos moleculares. Explique.
44. Aunque los cristales de la sal de mesa (cloruro de sodio) y del azúcar de mesa (sacarosa) son muy similares al ojo humano, el punto de fusión de la sacarosa (186 °C) es varios cientos de grados menor que el punto de fusión del cloruro de sodio (801 °C). Explique.
45. Las fuerzas que mantienen un sólido molecular son mucho (más intensas/más débiles) que las fuerzas entre las partículas en un sólido iónico.
46. Explique la tendencia general en los puntos de fusión listados enseguida en términos de las fuerzas entre las partículas en los sólidos indicados.
- | | |
|---|---------|
| Hidrógeno, H_2 | -259 °C |
| Alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | -114 °C |
| Agua, H_2O | 0 °C |
| Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 186 °C |
| Cloruro de calcio, CaCl_2 | 772 °C |
47. ¿Qué es un sólido de *red*? Mencione un ejemplo y describa el enlazamiento en tal sólido. ¿En qué difiere un sólido de red de un sólido molecular?
48. Los sólidos iónicos no conducen electricidad en el estado sólido, pero son conductores potentes en estado líquido y cuando se disuelven en el agua. Explique.

49. ¿Qué es una *aleación*? Explique las diferencias de estructura entre las aleaciones sustitucionales e intersticiales. Provea un ejemplo de cada tipo.
- F** 50. El segmento “Química en enfoque” *Metal con memoria* trata sobre el nitinol, una aleación que “recuerda” una forma originalmente fijada en ella. ¿Cuáles elementos conforman el nitinol y por qué se clasifica como una aleación?

Problemas adicionales

RELACIONAR

En los ejercicios 51-60 elija uno de los siguientes términos para relacionar la definición o descripción indicada.

- aleación
 - calor específico
 - sólido cristalino
 - atracción dipolo-dipolo
 - presión de vapor en equilibrio
 - intermoleculares
 - intramoleculares
 - sólidos iónicos
 - fuerzas de dispersión de London
 - calor molar de fusión
 - calor molar de evaporación
 - sólidos moleculares
 - punto de ebullición normal
 - semiconductor
51. Punto de ebullición a una presión de 1 atm
52. Energía requerida para fusionar 1 mol de una sustancia
53. Fuerzas entre los átomos en una molécula
54. Fuerzas entre las moléculas en un sólido
55. Fuerzas dipolares instantáneas para moléculas no polares
56. Alineación de cargas opuestas en moléculas polares adyacentes
57. Presión de vapor máxima que se acumula en un contenedor cerrado
58. Mezcla de elementos que tienen propiedades metálicas generales
59. Arreglo repetitivo de las especies componentes en un sólido
60. Sólidos que se fusionan a temperaturas relativamente bajas
61. Dadas las densidades y condiciones del hielo, el agua líquida y el vapor listados en la tabla 14.1, calcule el volumen de 1.0 g de agua bajo cada circunstancia.
62. En los compuestos de carbono, un grupo dado de átomos con frecuencia puede arreglarse en más de una manera. Esto significa que son posibles más de una estructura para los mismos átomos. Por ejemplo, las moléculas del éter dietílico y del 1-butanol tienen el mismo número de cada tipo de átomo pero estructuras diferentes, y se dice que son *isómeros* entre sí.
- | | |
|----------------|---|
| éter dietílico | $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$ |
| 1-butanol | $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$ |
- ¿Cuál sustancia esperaría que tenga la mayor presión de vapor? ¿Por qué?
63. ¿Cuáles sustancias en cada uno de los siguientes conjuntos esperaría que tengan el punto de ebullición más alto? Explique por qué.
- Ga, KBr, O₂
 - Hg, NaCl, He
 - H₂, O₂, H₂O
64. ¿Cuáles sustancias en cada uno de los siguientes conjuntos esperaría que tengan el punto de fusión más bajo? Explique por qué.
- H₂, N₂, O₂
 - Xe, NaCl, C (diamante)
 - Cl₂, Br₂, I₂
65. Cuando una persona tiene una fiebre severa, una terapia que la reduce es “frotar con alcohol”. Explique cómo la evaporación del alcohol de la piel de la persona elimina la energía calorífica del cuerpo.
66. ¿Qué es el acero?
67. En la siguiente tabla se resumen algunas propiedades del metal potasio.
- | | |
|-----------------------------|--------------|
| Punto de fusión normal | 63.5 °C |
| Punto de ebullición normal | 765.7 °C |
| Calor molar de fusión | 2.334 kJ/mol |
| Calor molar de evaporación | 79.89 kJ/mol |
| Calor específico del sólido | 0.75 kJ/mol |
- Calcule la cantidad de calor requerida para calentar 5.00 g de potasio de 25.3 °C a 45.2 °C.
 - Calcule la cantidad de calor requerida para fusionar 1.35 moles de potasio a su punto de fusión normal.
 - Calcule la cantidad de calor requerida para evaporar 2.25 g de potasio a su punto de ebullición normal.
68. ¿Cuales son algunos usos importantes del agua en la naturaleza y en la industria? ¿Cuál es el intervalo líquido del agua?
69. Describa, sobre una base microscópica y una base macroscópica, qué le sucede a una muestra a medida que se enfría de la temperatura ambiente a 50 °C debajo de su punto de congelación normal.
70. Las mezclas para pasteles y otros alimentos envasados que requieren cocinarse, con frecuencia contienen instrucciones especiales para su uso a elevaciones altas. Por lo regular estas instrucciones indican que el alimento debe cocinarse por más tiempo sobre los 5000 ft. Explique por qué toma más tiempo cocinar algo a elevaciones más altas.
71. ¿Por qué no hay un cambio en las fuerzas *intramoleculares* cuando un sólido se fusiona? ¿Estas fuerzas son más intensas o más débiles que las fuerzas *intermoleculares*?
72. ¿Cómo se le llama a las energías requeridas, respectivamente, para fusionar y evaporar 1 mol de una sustancia? ¿Cuál de estas energías es mayor para una sustancia dada? ¿Por qué?

73. El calor molar de evaporación del disulfuro de carbono, CS_2 , es de 28.4 kJ/mol a su punto de ebullición normal de 46 °C. ¿Cuánta energía (calor) se requiere para evaporar 1.0 g de CS_2 a 46 °C? ¿Cuánto calor se genera cuando se condensan 50. g a partir del vapor a la forma líquida a 46 °C?
74. ¿Cuál es más fuerte: una atracción dipolo-dipolo entre dos moléculas o un enlace covalente entre dos átomos dentro de la misma molécula? Explique.
75. Para que un líquido hierva, deben superarse las fuerzas intermoleculares en su interior. Con base en los tipos de fuerzas intermoleculares presentes, ordene los puntos de ebullición esperados de los estados líquidos de las siguientes sustancias en orden de menor a mayor: $\text{NaCl}(l)$, $\text{He}(l)$, $\text{CO}(l)$, $\text{H}_2\text{O}(l)$.
76. ¿Qué son las *fuerzas de dispersión de London* y cómo surgen en una molécula no polar? ¿Estas fuerzas por lo regular son más intensas o más débiles que las atracciones dipolo-dipolo entre moléculas polares? ¿Las fuerzas de London son más intensas o más débiles que los enlaces covalentes? Explique.
77. Describa los tipos de fuerzas intermoleculares que actúan en el estado líquido de cada una de las siguientes sustancias.
- N_2
 - NH_3
 - He
 - CO_2 (lineal, no polar)
78. Explique de qué forma la evaporación del agua actúa como un refrigerante para la Tierra.
79. ¿A qué se refiere cuando se dice que un líquido es *volátil*? ¿Los líquidos volátiles tienen presiones de vapor grandes o pequeñas? ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares ocurren en los líquidos altamente volátiles?
80. Aunque el metano, CH_4 , y el amoníaco, NH_3 , difieren en la masa molar por sólo una unidad, el punto de ebullición del amoníaco es más de 100 °C más alto que el del metano (una molécula no polar). Explique.
81. ¿Cuál tipo de sólido es probable que tenga el punto de fusión más alto: un sólido iónico, un sólido molecular o un sólido atómico? Explique.
82. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares existen en un cristal de hielo? ¿En qué difieren estas fuerzas de los tipos de fuerzas intermoleculares que existen en un cristal de oxígeno sólido?
83. Explique el *modelo de mar de electrones* para los metales. ¿Cómo justifica este modelo el hecho de que los metales son muy buenos conductores de la electricidad?
84. El agua es inusual porque su forma sólida (hielo) es menos densa que su forma líquida. Explique algunas implicaciones de este hecho.
85. Describa a detalle los procesos microscópicos que se llevan a cabo cuando hierve un líquido. ¿Qué tipo de fuerzas deben superarse? ¿Se rompe algún enlace químico durante estos procesos?
86. El agua a 100 °C (su punto de ebullición normal) ciertamente pudiera quemarlo de manera desafortunada si se derramara sobre su piel, pero el vapor a 100 °C pudiera quemarlo mucho *peor*. Explique.
87. ¿Qué es una *atracción dipolo-dipolo*? Mencione tres ejemplos de sustancias líquidas en las que esperaría que las atracciones dipolo-dipolo sean grandes.
88. ¿A qué se refiere el *enlace de hidrógeno*? Proporcione tres ejemplos de sustancias que esperaría que exhiban enlace de hidrógeno en el estado líquido.
89. Aunque los elementos de los gases nobles son monoatómicos y pudieran no dar origen a fuerzas dipolo-dipolo o a un enlace de hidrógeno, estos elementos pueden licuarse y solidificarse. Explique.
90. Describa, sobre una base microscópica los procesos de *evaporación* y *condensación*. ¿Cuál proceso requiere una entrada de energía? ¿Por qué?

15

Disoluciones

- 15.1** Solubilidad
- 15.2** Composición de las disoluciones: introducción
- 15.3** Composición de las disoluciones: porcentaje en masa
- 15.4** Composición de las disoluciones: molaridad
- 15.5** Dilución
- 15.6** Estequiometría de las reacciones en disoluciones
- 15.7** Reacciones de neutralización
- 15.8** Composición de las disoluciones: normalidad

- El agua de mar es una disolución acuosa.
(© Vlad61/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

La mayoría de la química importante que mantiene funcionando las plantas, a los animales y los humanos ocurre en disoluciones acuosas. Incluso el agua que proviene de un grifo no es agua pura sino una disolución de varios materiales en agua. Por ejemplo, el agua del grifo puede contener cloro disuelto para desinfectarla, minerales disueltos que la hacen “dura” y trazas de varias otras sustancias que resultan de la contaminación natural y la ocasionada por el humano. En la vida diaria se encuentran varias otras disoluciones químicas: el aire, el champú, el refresco de naranja, el café, la gasolina, los jarabes para la tos y varios otros.

Una **disolución** es una mezcla homogénea en la que los componentes están entreverados de manera uniforme. Esto significa que una muestra de una parte es igual a una muestra de cualquier otra parte. Por ejemplo, el primer sorbo del café es igual al último sorbo.

La atmósfera que nos rodea es una disolución gaseosa que contiene $O_2(g)$, $N_2(g)$ y otros gases dispersados de manera aleatoria. Las disoluciones también pueden ser sólidas. Por ejemplo, el latón es una mezcla homogénea —una disolución— de cobre y zinc.

Estos ejemplos ilustran que una disolución puede ser gaseosa, líquida o sólida (vea la tabla 15.1). A la sustancia presente en mayor cantidad se le llama **disolvente**, y a la otra sustancia o sustancias se les llama **solutos**. Por ejemplo, cuando se disuelve una cucharadita de azúcar en un vaso con agua, el azúcar es el soluto y el agua es el disolvente.

Las **disoluciones acuosas** son disoluciones con el agua como disolvente. Debido a que son tan importantes, este capítulo se concentrará en las propiedades de las disoluciones acuosas.



© Venus Angel/Shutterstock

El latón, una disolución sólida de cobre y zinc, se utiliza para fabricar instrumentos musicales y muchos otros objetos.

15.1 Solubilidad

OBJETIVOS Comprender el proceso de disolución. • Aprender por qué ciertos componentes se disuelven en el agua.

¿Qué sucede cuando adiciona una cucharadita de azúcar en su té helado y lo revuelve, o cuando adiciona sal al agua para cocinar vegetales? ¿Por qué el azúcar y la sal “desaparecen” en el agua? ¿Qué significa que algo se disuelve, es decir, cuando se forma una disolución?

Tabla 15.1 Varios tipos de disoluciones

Ejemplo	Estado de la disolución	Estado original del soluto	Estado del disolvente
Aire, gas natural	gas	gas	gas
Vodka en agua, anticongelante en agua	líquido	líquido	líquido
Latón	sólido	sólido	sólido
Agua carbonatada (refresco)	líquido	gas	líquido
Agua del mar, disolución de azúcar	líquido	sólido	líquido

Figura 15.1

Cuando el cloruro de sodio sólido se disuelve, los iones se dispersan de manera aleatoria a lo largo de la disolución.



Los cationes son iones positivos. Los aniones son iones negativos.

Figura 15.2

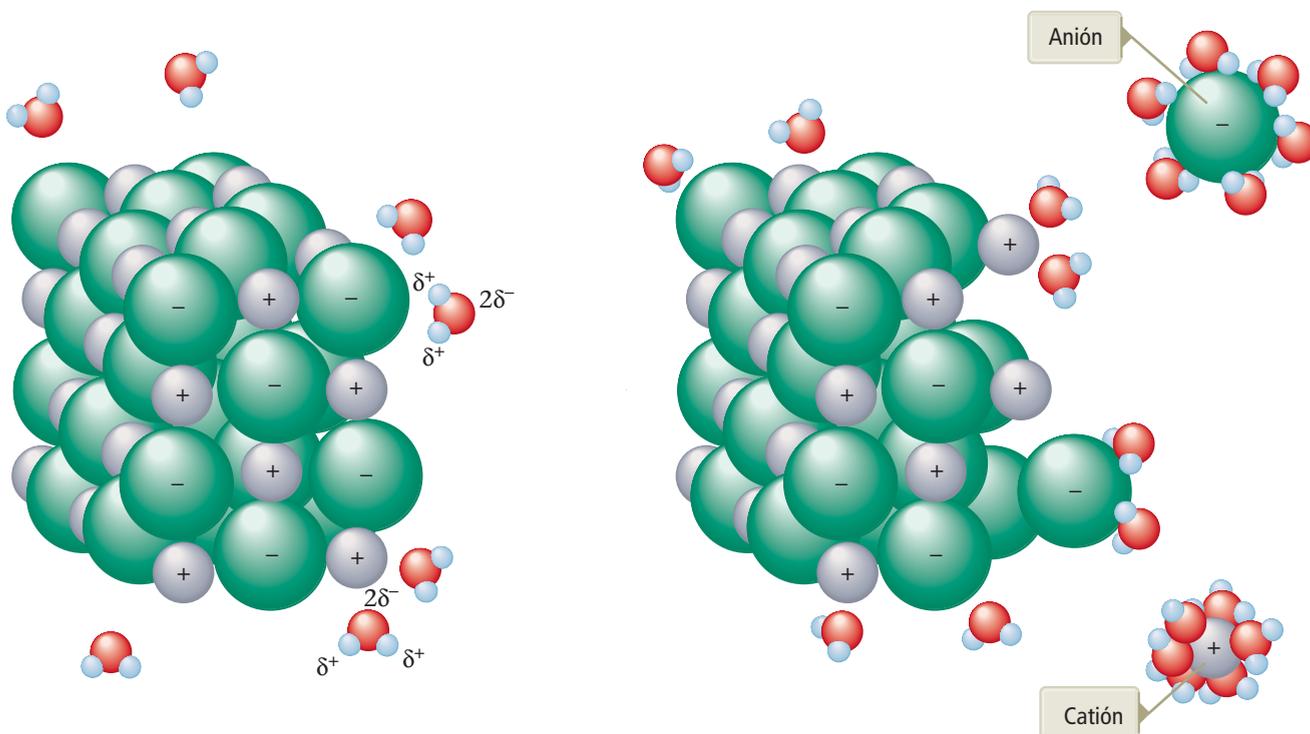
Las moléculas polares del agua interaccionan con los iones positivos y negativos de la sal. Estas interacciones remplazan las fuerzas iónicas intensas que mantienen los iones juntos en el sólido sin disolver; por tanto, asisten al proceso de disolución.

En el capítulo 7 se vio que cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, la disolución resultante conduce una corriente eléctrica. Esto es convincente de que la disolución contiene *iones* que pueden moverse (es así como se conduce la corriente eléctrica). En la figura 15.1 se representa la disolución del cloruro de sodio sólido en el agua. Observe que en el estado sólido los iones se empaquetan de manera compacta. Sin embargo, cuando el sólido se disuelve, los iones se separan y se dispersan a lo largo de la disolución. Las fuerzas iónicas intensas que mantienen el cristal de cloruro de sodio son superadas por las atracciones intensas entre los iones y las moléculas polares del agua. En la figura 15.2 se representa este proceso. Observe que cada molécula polar del agua se orienta de una manera en que se maximiza su atracción con un ión Cl^- o Na^+ . El extremo negativo de una molécula de agua es atraído a un ión Na^+ , mientras que el extremo positivo es atraído a un ión Cl^- . Las fuerzas intensas que mantienen los iones positivos y negativos en el sólido son remplazadas por interacciones intensas agua-ión y el sólido se disuelve (los iones se dispersan).

Es importante recordar que cuando una sustancia iónica (como una sal) se disuelve en el agua, se descompone en cationes y aniones *individuales*, los cuales se dispersan en el líquido. Por ejemplo, cuando el nitrato de amonio, NH_4NO_3 , se disuelve en el agua, la disolución resultante contiene iones NH_4^+ y NO_3^- , los cuales se mueven alrededor de manera independiente. Este proceso puede representarse como



donde (*ac*) indica que los iones están rodeados por moléculas de agua.



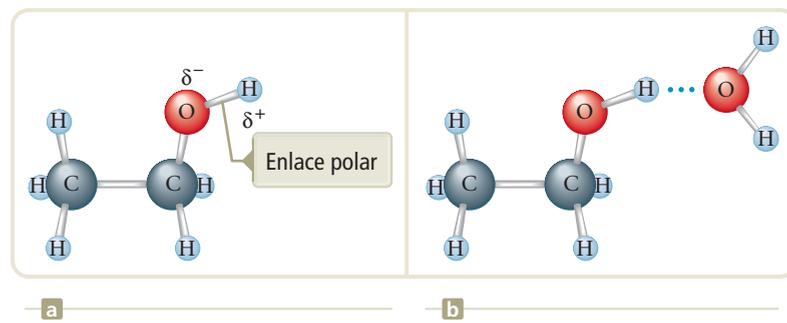


Figura 15.3

a
La molécula de etanol contiene un enlace polar O—H similar a los de la molécula del agua.

b
La molécula polar del agua interacciona de manera intensa con el enlace polar O—H en el etanol.



© Julia Sompinmaaki/Shutterstock

Vista aérea de un derrame de petróleo en el océano.

El agua también disuelve muchas sustancias no iónicas. El azúcar es un ejemplo de un soluto no iónico que es muy soluble en el agua. Otro ejemplo es el etanol, C_2H_5OH . El vino, la cerveza y los cocteles son disoluciones acuosas del etanol (y otras sustancias). ¿Por qué el etanol es tan soluble en el agua? La respuesta se encuentra en la estructura de su molécula (figura 15.3a). La molécula contiene un enlace polar O—H como los del agua, lo cual la hace muy compatible con ésta. Al igual que se forman enlaces de hidrógeno entre las moléculas del agua en el agua pura (vea la figura 14.6), las moléculas del etanol pueden formar enlaces de hidrógeno con las moléculas del agua en una disolución de ambos. Esto se muestra en la figura 15.3b.

En la figura 15.4 se muestra la molécula del azúcar (el azúcar de mesa común tiene el nombre químico de *sacarosa*). Observe que esta molécula tiene varios grupos polares O—H, cada uno de los cuales puede formar enlaces de hidrógeno con una molécula de agua. Debido a las atracciones entre la sacarosa y las moléculas del agua, la sacarosa sólida es bastante soluble en el agua.

Muchas sustancias no se disuelven en el agua. Por ejemplo, cuando el petróleo se escapa de un buque cisterna dañado, no se dispersa de manera uniforme en el agua (no se disuelve) sino que flota en la superficie debido a que su densidad es menor que la del agua. El petróleo es una mezcla de moléculas como la mostrada en la figura 15.5. Dado que el carbono y el hidrógeno tienen electronegatividades muy similares, los electrones de enlace son compartidos de manera casi equitativa y los

Figura 15.4

Estructura del azúcar de mesa común (llamado *sacarosa*). El número grande de grupos polares O—H en la molécula ocasiona que la sacarosa sea muy soluble en el agua.

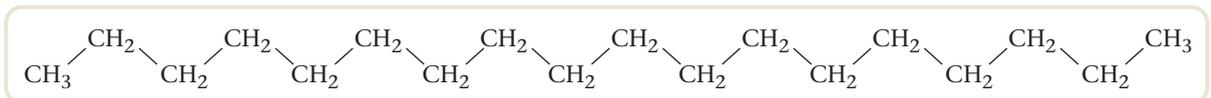
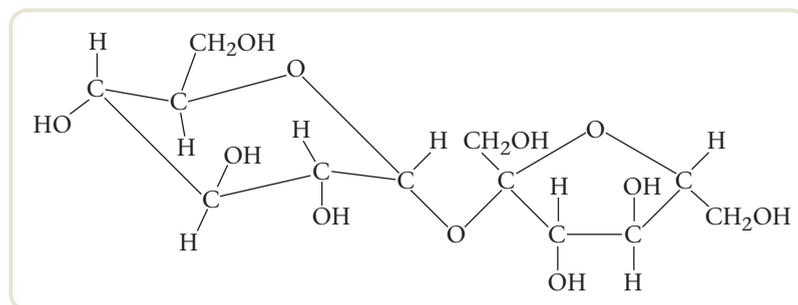


Figura 15.5

Una molécula común de las encontradas en el petróleo. Los enlaces no son polares.

Agua, agua en todas partes, pero...

Aunque más de dos tercios de la Tierra están cubiertos por agua, nuestro planeta está enfrentando un aumento de su escasez a medida que la población crece. ¿A qué se debe esto? El problema radica en que la mayoría del agua de la Tierra es de mar, la cual contiene concentraciones tan altas de minerales disueltos que no puede ser consumida por los humanos y daña los cultivos. Los humanos necesitan "agua dulce" para mantener su vida. Esta agua dulce al final se deriva de la lluvia, la cual la suministra a los lagos, ríos y acuíferos subterráneos. Sin embargo, a medida que las poblaciones se expanden, el suministro de agua usable se está reduciendo.

Debido a que la Tierra tiene tanta "agua salada", la respuesta obvia al problema parecería consistir en eliminar los minerales del agua de mar, un proceso llamado "desalinización". Se sabe cómo desalinizar el recurso. Al forzar el agua de mar a través de membranas especiales que atrapan los iones disueltos pero permiten que las moléculas de agua pasen, se puede producir agua utilizable. Este es el método más común para la producción de agua potable en el medio este y otras regiones áridas de Estados Unidos. A nivel mundial, más de 13 000 plantas de desalinización producen más de 12 mil millones de galones de agua utilizable cada día.

Dado el uso extendido de la desalinización en el mundo, ¿por qué el proceso no es muy utilizado en Estados Unidos? La respuesta es sencilla: el costo. Debido a que este proceso requiere bombas de alta presión para forzar el agua de mar a través de las membranas especiales, se necesita mucha electricidad. Además, las membranas especiales son muy costosas. Por tanto, los costos de la desalinización en la actualidad son 30% más altos que los de las fuentes de agua tradicionales. Sin embargo, a medida que los suministros se agotan, los usuarios principales del agua están más dispuestos a compartir los costos más altos de la desalinización. El desafío del agua en California es un buen ejemplo. La Poseidon Resources Corporation recientemente firmó un contrato para construir una planta de desalinización de 300 millones de dólares en Carlsbad, California, una ciudad justo al norte de San Diego. Esta instalación será la más grande en el Hemisferio occidental, produciendo el agua suficiente para 100 000 hogares (50 millones de galones por día). En la siguiente página se muestra un diagrama esquemático de esta planta.

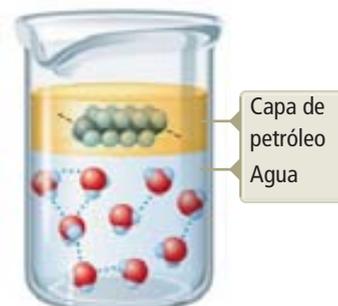
Poseidon está planeando una segunda instalación en Huntington Beach, California, y alrededor de 20 proyectos similares están en etapa de planeación. Esta tecnología pudiera recorrer un largo camino hacia la satisfacción de nuestra sed en el futuro.

enlaces son en esencia no polares. La molécula resultante con sus enlaces no polares no puede formar atracciones con las moléculas del agua y esto impide que sea soluble en ésta. En la figura 15.6 se representa esta situación.

Observe en esta figura que las moléculas del agua en el líquido están asociadas entre sí por medio de las interacciones del enlazamiento de hidrógeno. Para que un soluto se disuelva en ella, debe hacerse un "agujero" en la estructura del agua para cada partícula del soluto. Esto sólo ocurrirá si las interacciones perdidas agua-agua son remplazadas por interacciones similares agua-soluto. En el caso del cloruro de

Figura 15.6

Una capa de petróleo flota en el agua. Para que una sustancia se disuelva deben romperse los enlaces de hidrógeno agua-agua a efecto de hacer un "agujero" para cada partícula del soluto. Sin embargo, las interacciones agua-agua sólo se romperán si son remplazadas por interacciones intensas similares con el soluto.



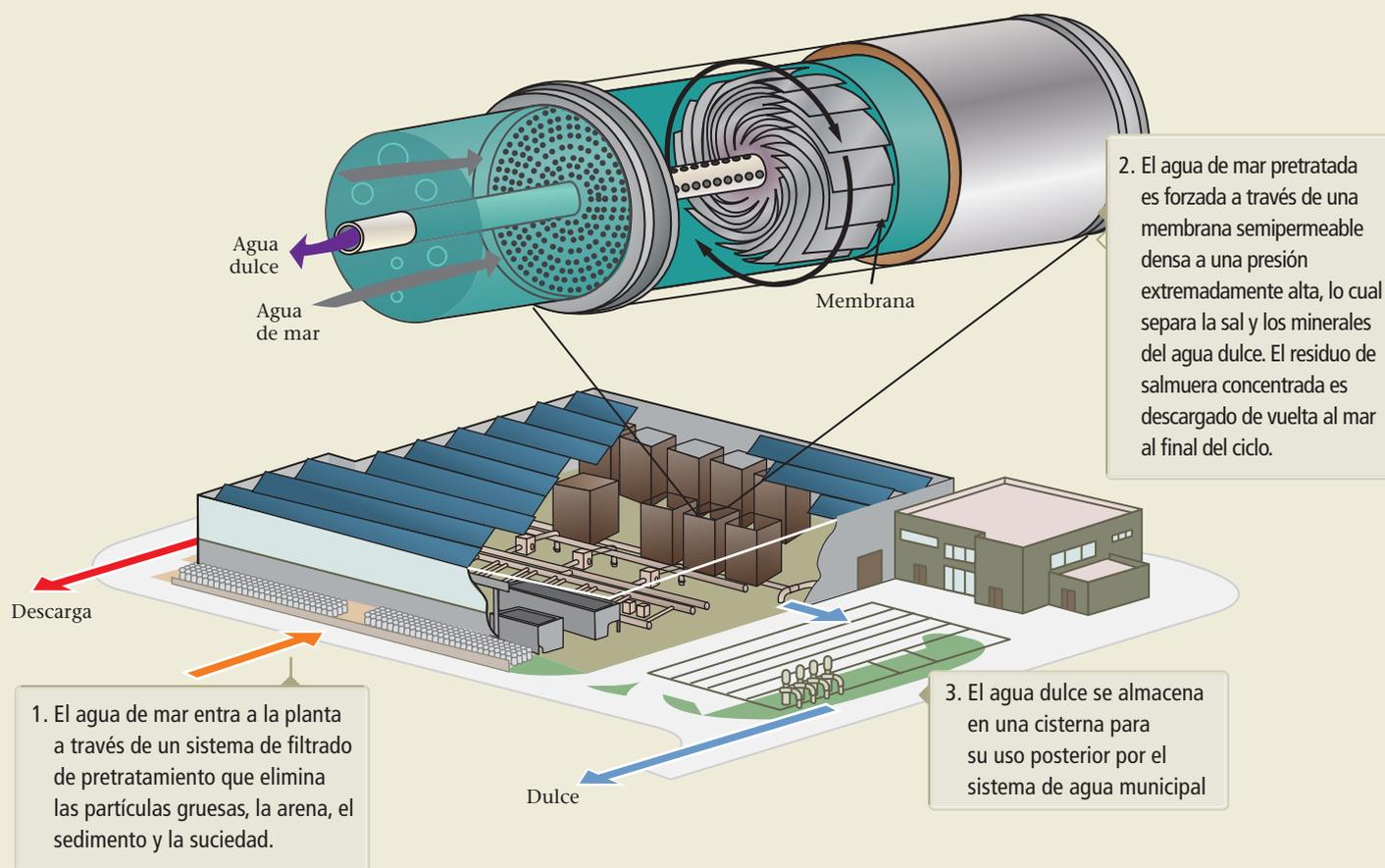


Diagrama esquemático de la planta de desalinización en Carlsbad, California.

Permiso para redibujar la ilustración otorgado por la Poseidon Resources Corporation

sodio, ocurren interacciones intensas entre las moléculas polares del agua y los iones Na^+ y Cl^- . Esto permite que el compuesto se disuelva. En el caso del etanol o de la sacarosa pueden ocurrir interacciones de enlazamiento de hidrógeno entre los grupos $\text{O}-\text{H}$ de estas moléculas y las del agua, lo que hace que estas sustancias también sean solubles. Pero las moléculas del petróleo no son solubles en el agua debido a que las varias interacciones agua-agua que tendrían que romperse para hacer "agujeros" para estas moléculas grandes no son remplazadas por interacciones favorables agua-soluto.

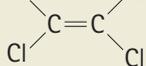
Estas consideraciones justifican el comportamiento observado de "semejantes disuelven semejantes". En otras palabras, se observa que un disolvente dado disuelve por lo regular solutos que tienen polaridades similares a las suyas. Por ejemplo, el agua disuelve la mayoría de los solutos polares debido a que las interacciones soluto-disolvente formadas en la disolución son similares a las interacciones agua-agua presentes en el disolvente puro. De manera similar, los disolventes no polares disuelven solutos no polares. Por ejemplo, los disolventes de lavado en seco que se utilizan para eliminar manchas de grasa en la ropa son líquidos no polares. La "grasa" está compuesta de moléculas no polares, por lo que se necesita un disolvente no polar para eliminar una mancha de grasa.

Química verde

Aunque en el pasado algunas industrias químicas han sido responsables de contaminar el ambiente de la Tierra, esa situación está cambiando de manera rápida. De hecho, una revolución silenciosa está moviéndose a través de la química desde los laboratorios hasta las 500 compañías de la lista de *Fortune*. Esta ciencia se está volviendo verde. La *química verde* significa minimizar los desperdicios peligrosos, sustituir con agua y otras sustancias más amigables con el ambiente los disolventes orgánicos tradicionales, y fabricar productos con materiales reciclables.

Un buen ejemplo de la química verde es el incremento en el uso del dióxido de carbono, uno de los subproductos de la quema de los combustibles fósiles. Por ejemplo, en la actualidad la Dow Chemical Company está utilizando el CO_2 en vez de clorofluorocarbonos (CFC, sustancias conocidas por catalizar la descomposición del ozono protector estratosférico) para hacer la "esponjosidad" en los cartones de huevo de poliestireno, las bandejas de carne y las cajas de hamburguesas. Dow no genera CO_2 para este proceso, sino que utiliza los gases residuales capturados a partir de sus diversos procesos de fabricación.

Otro uso bastante prometedor del dióxido de carbono es un remplazo del disolvente percloroetileno (PERC; $\text{Cl}_2\text{C}=\text{CCl}_2$), utilizado en la actualidad



por alrededor de 80% de las tintorerías en Estados Unidos. La exposición crónica al PERC se ha vinculado al daño y cáncer de los riñones y el hígado. Aunque

no es peligroso para el público general (poco PERC se adhiere a las prendas lavadas en seco), representa una preocupación principal para los empleados de la industria del lavado en seco. A presiones altas el CO_2 es un líquido que, cuando se utiliza con los detergentes apropiados, es un disolvente muy efectivo para las manchas de las prendas de sólo lavado en seco. Cuando se disminuye la presión, el CO_2 cambia de inmediato a su forma gaseosa, secando con rapidez la ropa sin la necesidad de añadir calor. El gas entonces puede condensarse y reutilizarse para el siguiente lote de prendas.

La buena noticia es que la química verde tiene sentido en el aspecto económico. Cuando se toman en cuenta todos los costos, por lo regular es la química más económica. Todos ganan.



El agente para lavado en seco PERC es una preocupación de salud para los trabajadores de la industria del lavado en seco.

15.2 Composición de las disoluciones: introducción

OBJETIVO Aprender los términos cualitativos asociados con la concentración de una disolución.

Incluso en las sustancias muy solubles existe un límite para cuánto soluto puede disolverse en una cantidad dada de disolvente. Por ejemplo, cuando adiciona azúcar a un vaso con agua, al inicio el azúcar desaparece con rapidez. Sin embargo, a medida que continúa adicionando más azúcar, en algún punto el sólido ya no se disuelve sino que se acumula en la parte inferior del vaso. Cuando una disolución contiene tanto soluto como el que se disolverá a cierta temperatura, se dice que está **saturada**. Si un soluto sólido se agrega a una disolución ya saturada con el soluto, el sólido

adicionado no se disuelve. Se dice que una disolución que *no* ha alcanzado el límite de soluto que se disolverá está **insaturada**. Cuando se añade más soluto a una disolución insaturada, se disuelve.

Aunque un compuesto químico siempre tiene la misma composición, una disolución es una mezcla, y las cantidades de las sustancias presentes pueden variar en diferentes disoluciones. Por ejemplo, el café puede ser fuerte o débil. El fuerte tiene más café disuelto en una cantidad dada de agua que el café débil. Para describir por completo una disolución se deben especificar las cantidades del disolvente y del soluto. En ocasiones se utilizan términos cualitativos como *concentrada* y *diluida* para describirla. Una cantidad relativamente grande del soluto se disuelve en una disolución **concentrada** (el café fuerte está concentrado). Una cantidad relativamente pequeña del soluto se disuelve en una disolución **diluida** (el café débil está diluido).

Aunque estos términos cualitativos sirven a un propósito útil, con frecuencia se necesita conocer la cantidad exacta del soluto presente en una cantidad dada de la disolución. En las siguientes secciones se considerarán diversas maneras de describir la composición de una disolución.

15.3

Composición de las disoluciones: porcentaje en masa

OBJETIVO Comprender el término concentración de *porcentaje en masa* y aprender a calcularlo.

Describir la composición de una disolución significa especificar la cantidad del soluto presente en una cantidad dada de la disolución. Por lo regular se proporciona la cantidad del soluto en términos de la masa (número de gramos) o en términos de los moles. La cantidad de la disolución se define en términos de masa o de volumen.

Una manera común de describir la composición de una disolución es el **porcentaje en masa** (en ocasiones llamado *porcentaje en peso*), el cual expresa la masa del soluto presente en una masa dada de la disolución. La definición del porcentaje en masa es:

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa} &= \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% \\ &= \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{gramos del soluto} + \text{gramos del solvente}} \times 100\% \end{aligned}$$

La masa de la disolución es la suma de las masas del soluto y del disolvente.

Por ejemplo, suponga que se prepara una disolución disolviendo 1.0 g de cloruro de sodio en 48 g de agua. La disolución tiene una masa de 49 g (48 g de H₂O más 1.0 g de NaCl) y está presente 1.0 g del soluto (NaCl). Entonces, el porcentaje en masa del soluto es:

$$\frac{1.0 \text{ g del soluto}}{49 \text{ g de la disolución}} \times 100\% = 0.020 \times 100\% = 2.0\% \text{ NaCl}$$

EJEMPLO 15.1

Composición de una disolución: cálculo del porcentaje en masa

Se prepara una disolución mezclando 1.00 g de etanol, C₂H₅OH, con 100.0 g de agua. Calcule el porcentaje en masa del etanol en esta disolución.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el porcentaje en masa de una disolución de etanol dada.

¿Qué se conoce?

- Se tiene 1.00 g de etanol (C_2H_5OH) en 100.0 g de agua (H_2O).
- Porcentaje en masa = $\frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$

¿Cómo se llega allí?

En este caso se tiene 1.00 g del soluto (etanol) y 100.0 g del disolvente (agua). Ahora se aplica la definición del porcentaje en masa.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa del } C_2H_5OH &= \left(\frac{\text{gramos de } C_2H_5OH}{\text{gramos de la disolución}} \right) \times 100\% \\ &= \left(\frac{1.00 \text{ g de } C_2H_5OH}{100.0 \text{ g de } H_2O + 1.00 \text{ g de } C_2H_5OH} \right) \times 100\% \\ &= \frac{1.00 \text{ g}}{101.0 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 0.990\% C_2H_5OH \end{aligned}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD El porcentaje en masa está justo debajo del 1%, lo cual tiene sentido debido a que se tiene 1.00 g de etanol en poco más de 100.0 g de disolución.

Autocomprobación

EJERCICIO 15.1 Una muestra de 135 g de agua de mar se evapora a la sequedad, dejando 4.73 g de residuo sólido (las sales anteriormente disueltas en el agua marina). Calcule el porcentaje en masa del soluto presente en el agua de mar original.

Vea los problemas 15.15 y 15.16. ■

EJEMPLO 15.2

Composición de una disolución: determinación de la masa del soluto

Aunque la leche no es una verdadera disolución (en realidad es una suspensión de glóbulos pequeños de grasa, proteína y otros sustratos en agua), contiene un azúcar disuelto llamado *lactosa*. La leche de vaca por lo regular contiene 4.5% en masa de lactosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calcule la masa de la lactosa presente en 175 g de leche.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa de la lactosa presente en 175 g de leche.

¿Qué se conoce?

- Se tienen 175 g de leche.
- La leche contiene 4.5% en masa de lactosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Porcentaje en masa = $\frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$

¿Cómo se llega allí?

Utilizando la definición del porcentaje en masa se tiene,

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{gramos de la disolución}} \times 100\%$$

Ahora se sustituyen las cantidades que se conocen:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{Masa de la leche}} \times 100\% = 4.5\%$$

Masa de la lactosa → Porcentaje en masa
Masa de la leche

Ahora se resuelve para los gramos del soluto multiplicando ambos lados por 175 g,

$$\cancel{175\text{ g}} \times \frac{\text{gramos del soluto}}{\cancel{175\text{ g}}} \times 100\% = 4.5\% \times 175\text{ g}$$

y después se dividen ambos lados entre 100%,

$$\text{Gramos del soluto} \times \frac{100\%}{100\%} = \frac{4.5\%}{100\%} \times 175\text{ g}$$

para obtener:

$$\text{Gramos del soluto} = 0.045 \times 175\text{ g} = 7.9\text{ g de lactosa}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 15.2 ¿Qué masa de agua debe adicionarse a 425 g de formaldehído para preparar una disolución de 40% (en masa) de formaldehído? Esta disolución, llamada *formalina*, se utiliza para preservar especímenes biológicos.

SUGERENCIA. Sustituya las cantidades conocidas en la definición para el porcentaje en masa y después resuelva para la cantidad desconocida (masa del disolvente).

Vea los problemas 15.17 y 15.18. ■

15.4

Composición de las disoluciones: molaridad

OBJETIVOS

Entender la molaridad. • Aprender a utilizar la molaridad para calcular el número de moles del soluto presentes.

Cuando se describe una disolución en términos del porcentaje en masa, la cantidad de la disolución se proporciona en términos de su masa. Sin embargo, con frecuencia es más conveniente medir su volumen que medir su masa. Debido a esto, los químicos a menudo describen una disolución en términos de la concentración. Se define la *concentración* de una disolución como la cantidad del soluto en un *volumen dado* de ésta. La expresión de concentración más utilizada por lo general es la **molaridad (M)**, la cual describe la cantidad del soluto en moles y el volumen de la disolución en litros. La molaridad es *el número de moles del soluto por volumen de la disolución en litros*. Es decir,

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una disolución que es 1.0 molar (escrita como 1.0 M) contiene 1.0 mol del soluto por litro de disolución.

EJEMPLO 15.3**Composición de una disolución: cálculo de la molaridad, I**

Calcule la molaridad de una disolución preparada disolviendo 11.5 g de NaOH sólido en agua suficiente para preparar 1.50 L de la disolución.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la concentración (M) de una disolución de NaOH.

¿Qué se conoce?

- Se disuelven 11.5 g de NaOH en 1.50 L de la disolución.

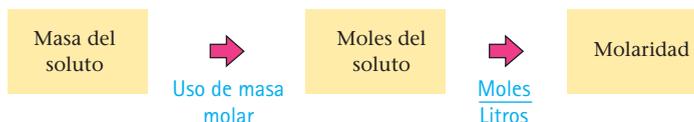
$$M = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}}$$

¿Qué información se necesita?

- Se necesita conocer el número de moles de NaOH en 11.5 g de NaOH.

¿Cómo se llega allí?

Se tiene la masa (en gramos) del soluto, por lo que se necesita convertirla a moles (utilizando la masa molar del NaOH). Después se puede dividir el número de moles entre el volumen en litros.



Se calcula el número de moles del soluto utilizando la masa molar del NaOH (40.0 g).

$$11.5 \text{ g de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40.0 \text{ g de NaOH}} = 0.288 \text{ moles de NaOH}$$

Después se divide entre el volumen de la disolución en litros.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}} = \frac{0.288 \text{ moles de NaOH}}{1.50 \text{ L de disolución}} = \text{NaOH } 0.192 \text{ M} \blacksquare$$

EJEMPLO 15.4**Composición de una disolución: cálculo de la molaridad, II**

Calcule la molaridad de una disolución preparada disolviendo 1.56 g de HCl gaseoso en agua suficiente para preparar 26.8 mL de la disolución.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la concentración (M) de una disolución de HCl.

¿Qué se conoce?

- Se disuelven 1.56 g de HCl en 26.8 mL de la disolución.

$$M = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}}$$

¿Qué información se necesita?

- Se requiere conocer el número de moles de HCl en 1.56 g.
- Se necesita conocer el volumen de la disolución en litros.

¿Cómo se llega allí?

Se deben cambiar los 1.56 g de HCl a moles de HCl y después los 26.8 mL a litros (debido a que la molaridad se define en términos de litros). Primero se calcula el número de moles de HCl (masa molar = 36.5 g).

$$1.56 \text{ g de HCl} \times \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36.5 \text{ g de HCl}} = 0.0427 \text{ moles de HCl}$$

$$= 4.27 \times 10^{-2} \text{ moles de HCl}$$

Después se cambia el volumen de la disolución de mililitros a litros utilizando el enunciado de equivalencia 1 L = 1000 mL, el cual provee el factor de conversión apropiado.

$$26.8 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.0268 \text{ L}$$

$$= 2.68 \times 10^{-2} \text{ L}$$

Por último, se dividen los moles del soluto entre los litros de la disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{4.27 \times 10^{-2} \text{ moles de HCl}}{2.68 \times 10^{-2} \text{ L de disolución}} = \text{HCl } 1.59 \text{ M}$$

Autocomprobación

EJERCICIO 15.3 Calcule la molaridad de una disolución preparada disolviendo 1.00 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, en agua suficiente para obtener un volumen final de 101 mL.

Vea los problemas 15.37 al 15.42. ■

Es importante notar que la descripción de la composición de una disolución puede no reflejar de manera precisa la verdadera naturaleza química del soluto tal como está presente en el estado disuelto. La concentración del soluto siempre se escribe en términos de su forma *antes* de disolverse. Por ejemplo, describir una disolución como NaCl 1.0 M significa que la disolución se preparó disolviendo 1.0 mol de NaCl sólido en agua suficiente para preparar 1.0 L de la misma; no significa que contiene 1.0 mol de unidades de NaCl. En realidad la disolución contiene 1.0 mol de iones Na^+ y 1.0 mol de iones Cl^- . Por tanto, contiene Na^+ 1.0 M y Cl^- 1.0 M.

EJEMPLO 15.5

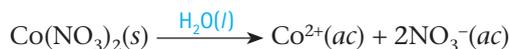
Composición de una disolución: cálculo de las concentraciones de los iones a partir de la molaridad

Proporcione las concentraciones de todos los iones de cada una de las siguientes disoluciones.

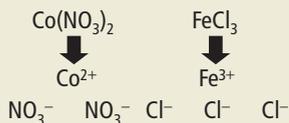
- $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 0.50 M
- FeCl_3 1 M

SOLUCIÓN

- Cuando el $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ sólido se disuelve, produce iones como se indica a continuación.



Recuerde, los compuestos iónicos se separan en los iones componentes cuando se disuelven en el agua.



lo cual puede representarse como

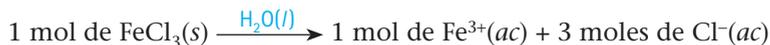


Por tanto, una disolución que es $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 0.50 M contiene Co^{2+} 0.50 M y NO_3^{-} $(2 \times 0.50) \text{ M}$ o NO_3^{-} 1.0 M .

b) Cuando el FeCl_3 sólido se disuelve, produce iones como se ve a continuación.



o



Una disolución que es FeCl_3 1 M contiene iones Fe^{3+} 1 M y iones Cl^{-} 3 M .

Auto comprobación

EJERCICIO 15.4 Proporcione las concentraciones de los iones de cada una de las siguientes disoluciones.

- a) Na_2CO_3 0.10 M
 b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0.010 M

Vea los problemas 15.49 y 15.50. ■

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de la disolución}}$$

Litros $\times M \Rightarrow$ moles del soluto

Con frecuencia se necesita determinar el número de moles del soluto presentes en un volumen dado de una disolución de molaridad conocida. Para hacer esto se utiliza la definición de la molaridad. Cuando se multiplica la molaridad de una disolución por el volumen (en litros), se obtienen los moles del soluto presentes en esa muestra.

$$\begin{aligned} \text{Litros de la disolución} \times \text{molaridad} &= \cancel{\text{litros de la disolución}} \times \frac{\text{moles del soluto}}{\cancel{\text{litros de la disolución}}} \\ &= \text{moles del soluto} \end{aligned}$$

EJEMPLO 15.6

Composición de una disolución: cálculo del número de moles a partir de la molaridad

¿Cuántos moles de iones Ag^+ están presentes en 25 mL de una disolución de AgNO_3 0.75 M ?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el número de moles de Ag^+ en una disolución.

¿Qué se conoce?

- Se tienen 25 mL de AgNO_3 0.75 M .
- $M = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}}$.

¿Cómo se llega allí?

Una disolución de AgNO_3 0.75 M contiene iones Ag^+ 0.75 M y iones NO_3^{-} 0.75 M . Después se debe expresar el volumen en litros. Es decir, se debe convertir de mL a L.

$$25 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.025 \text{ L} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ L}$$

Ahora se multiplica el volumen por la molaridad.

$$2.5 \times 10^{-2} \text{ L de disolución} \times \frac{0.75 \text{ moles de Ag}^+}{\text{L de disolución}} = 1.9 \times 10^{-2} \text{ moles de Ag}^+$$

Autocomprobación

EJERCICIO 15.5 Calcule el número de moles de iones Cl^- en 1.75 L de AlCl_3 $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Vea los problemas 15.49 y 15.50. ■

Una **disolución estándar** es aquella cuya *concentración se conoce con exactitud*. Cuando el soluto apropiado está disponible en forma pura, puede prepararse una disolución estándar pesando una muestra del soluto transfiriéndolo por completo a un *matraz aforado* o volumétrico (un matraz de volumen conocido con exactitud) y adicionando un disolvente suficiente para elevar el volumen a la marca en el cuello del matraz. En la figura 15.7 se ilustra este procedimiento.

EJEMPLO 15.7

Composición de una disolución: cálculo de la masa a partir de la molaridad

Para analizar el contenido de alcohol en cierto vino, un químico necesita 1.00 L de una disolución acuosa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (dicromato de potasio) 0.200 M. ¿Cuánto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sólido (masa molar = 294.2 g) debe pesarse para preparar esta disolución?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la masa del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necesaria para preparar una disolución dada.

¿Qué se conoce?

- Se desea 1.00 L de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.200 M.



a Coloque una cantidad pesada de una sustancia (el soluto) en el matraz aforado y adicione una pequeña cantidad de agua.

b Disuelva el sólido en el agua revolviendo con suavidad el matraz (con el tapón puesto).

c Adicione más agua (revolviendo con suavidad) hasta que el nivel de la disolución alcance la marca grabada en el cuello del matraz. Después mezcle la disolución por completo invirtiendo el matraz varias veces.

Figura 15.7

Etapas comprendidas en la preparación de una disolución acuosa estándar.

- La masa molar del $K_2Cr_2O_7$ es de 294.2 g/mol.
- $M = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}}$.

¿Cómo se llega allí?

Se necesita calcular el número de gramos del soluto ($K_2Cr_2O_7$) presentes (y por tanto la masa necesaria para preparar la disolución). Primero se determina el número de moles de $K_2Cr_2O_7$ multiplicando el volumen (en litros) por la molaridad.

Litros \times M \rightarrow moles del soluto

$$1.00 \text{ L de disolución} \times \frac{0.200 \text{ moles de } K_2Cr_2O_7}{\text{L de disolución}} = 0.200 \text{ moles de } K_2Cr_2O_7$$

Después se convierten moles de $K_2Cr_2O_7$ a gramos utilizando la masa molar del $K_2Cr_2O_7$ (294.2 g).

$$0.200 \text{ moles de } K_2Cr_2O_7 \times \frac{294.2 \text{ g de } K_2Cr_2O_7}{\text{moles de } K_2Cr_2O_7} = 58.8 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Por tanto, para preparar 1.00 L de $K_2Cr_2O_7$ 0.200 M, el químico debe pesar 58.8 g de $K_2Cr_2O_7$ y disolverlos en agua suficiente para preparar 1.00 L de la disolución. Esto se realiza con mayor facilidad utilizando un matraz aforado de 1.00 L (vea la figura 15.7).

Autoevaluación

EJERCICIO 15.6 La formalina es una disolución acuosa del formaldehído, HCHO, utilizada como preservativo para especímenes biológicos. ¿Cuántos gramos de formaldehído deben utilizarse para preparar 2.5 L de formalina 12.3 M?

Vea los problemas 15.51 y 15.52. ■

15.5

Dilución

OBJETIVO

Aprender a calcular la concentración de una disolución preparada diluyendo una disolución de reserva (más concentrada).

Las molaridades de las disoluciones de reserva de los ácidos concentrados comunes son:

Sulfúrico (H_2SO_4)	18 M
Nítrico (HNO_3)	16 M
Clorhídrico (HCl)	12 M

La dilución con agua no altera el número de moles del soluto presentes.

Para ahorrar tiempo y espacio en el laboratorio, las disoluciones que se utilizan de manera periódica (llamadas *disoluciones de reserva*) se adquieren o se preparan en forma concentrada. Se adiciona agua (u otro disolvente) a fin de alcanzar la molaridad deseada para una disolución particular. Al proceso de agregar más disolvente a una disolución se le llama **dilución**. Por ejemplo, los ácidos comunes en el laboratorio se adquieren como disoluciones concentradas y se diluyen con agua tanto como sea necesario. Un cálculo común involucra la determinación de cuánta agua debe adicionarse a cierta cantidad de una disolución de reserva para lograr una disolución de la concentración deseada. La clave para realizar estos cálculos es recordar que *en la dilución sólo se adiciona agua*. La cantidad del soluto en la disolución final más diluida es la *misma* que la cantidad del soluto en la disolución de reserva original concentrada. Es decir,

Moles del soluto después de la dilución = moles del soluto antes de la dilución

El número de moles del soluto sigue siendo el mismo, pero se adiciona más agua, lo que incrementa el volumen, por lo que la molaridad disminuye.

$$\text{Disminuye} \rightarrow M = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{volumen (L)}} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Permanecen constantes} \\ \text{Aumenta} \\ \text{(se adiciona agua)} \end{array}$$

Por ejemplo, suponga que desea preparar 500. mL de ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 1.00 M, a partir de una disolución de reserva de ácido acético 17.5 M. ¿Qué volumen de la disolución de reserva se requiere?

El primer paso es determinar el número de moles de ácido acético necesarios en la disolución final. Se hace esto multiplicando el volumen de la disolución por su molaridad.

$$\text{Volumen de la disolución diluida (litros)} \times \text{molaridad de la disolución diluida} = \text{moles del soluto presentes}$$

El número de moles del soluto presentes en la disolución más diluida es igual al número de moles del soluto que deben estar presentes en la disolución más concentrada (de reserva), debido a que esta es la única fuente de ácido acético.

Debido a que la molaridad se define en términos de litros, primero se deben cambiar los 500. mL a litros y después multiplicar el volumen (en litros) por la molaridad.

$$500. \frac{\text{mL de disolución}}{\text{V}_{\text{disolución diluida}} \text{ (en mL)}} \times \frac{1 \text{ L de disolución}}{1000 \text{ mL de disolución}} = 0.500 \text{ L de disolución}$$

Convertir mL a L

$$0.500 \text{ L de disolución} \times \frac{1.00 \text{ mol de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L de disolución}} = 0.500 \text{ moles de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

$M_{\text{disolución diluida}}$

Ahora se debe encontrar el volumen del ácido acético 17.5 M que contiene 0.500 moles de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. A este volumen desconocido se le llamará V . Debido a que volumen \times molaridad = moles, se tiene

$$V \text{ (en litros)} \times \frac{17.5 \text{ moles de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L de disolución}} = 0.500 \text{ moles de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Al resolver para V (dividiendo ambos lados entre $\frac{17.5 \text{ moles}}{\text{L de disolución}}$) se obtiene

$$V = \frac{0.500 \text{ moles de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\frac{17.5 \text{ moles de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L de disolución}}} = 0.0286 \text{ L, o } 28.6 \text{ mL, de disolución}$$

Por tanto, para preparar 500. mL de una disolución de ácido acético 1.00 M se toman 28.6 mL de ácido acético 17.5 M y se diluyen en un volumen total de 500. mL. En la figura 15.8 se ilustra este proceso. Debido a que los moles del soluto siguen siendo los mismos antes y después de la dilución, se puede escribir

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Condiciones iniciales} & & & & & & \text{Condiciones finales} \\ M_1 & \times & V_1 & = \text{moles del soluto} = & M_2 & \times & V_2 \\ \text{Molaridad} & & \text{Volumen antes} & & \text{Molaridad} & & \text{Volumen} \\ \text{antes de la} & & \text{de la dilución} & & \text{después de la} & & \text{después de la} \\ \text{dilución} & & & & \text{dilución} & & \text{dilución} \end{array}$$

Se pueden comprobar los cálculos del ácido acético mostrando que $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$. En el ejemplo anterior, $M_1 = 17.5 \text{ M}$; $V_1 = 0.0286 \text{ L}$; $V_2 = 0.500 \text{ L}$, y $M_2 = 1.00 \text{ M}$, por lo que

$$M_1 \times V_1 = 17.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.0286 \text{ L} = 0.500 \text{ moles}$$

$$M_2 \times V_2 = 1.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.500 \text{ L} = 0.500 \text{ moles}$$

y por tanto,

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Esto muestra que el volumen (V_2) que se calculó es correcto.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Litros \times M \rightarrow moles del soluto

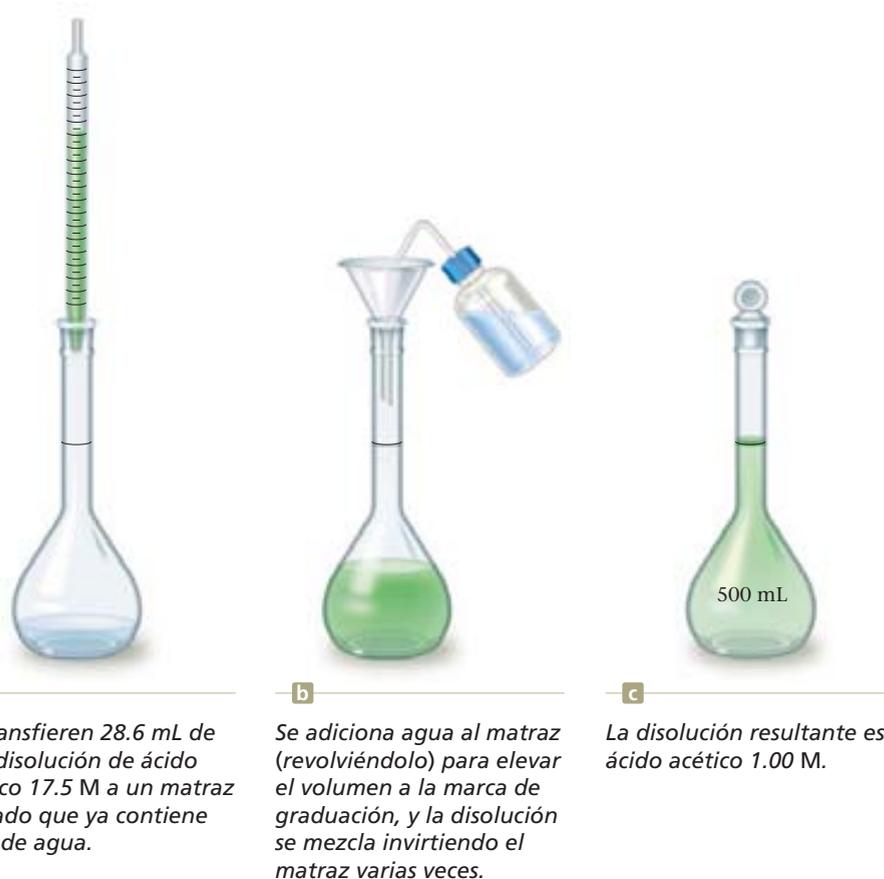


Figura 15.8

EJEMPLO 15.8**Cálculo de las concentraciones de las disoluciones diluidas**

¿Qué volumen de ácido sulfúrico 16 M debe utilizarse para preparar 1.5 L de una disolución de H_2SO_4 0.10 M?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el volumen del ácido sulfúrico necesario para preparar un volumen dado de una disolución más diluida.

¿Qué se conoce?

Condiciones iniciales (concentrada)	Condiciones finales (diluida)
$M_1 = 16 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$M_2 = 0.10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
$V_1 = ?$	$V_2 = 1.5 \text{ L}$

$$\text{Moles del soluto} = M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

¿Cómo se llega allí?

Se puede resolver la ecuación

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$



© Avesun/Shutterstock

Para realizar diluciones aproximadas se puede utilizar un vaso de precipitados graduado.

para V_1 dividiendo ambos lados entre M_1 ,

$$\frac{M_1 \times V_1}{M_1} = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

para obtener

$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

Ahora se sustituyen los valores conocidos de M_2 , V_2 y M_1 .

$$V_1 = \frac{\left(0.10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)(1.5 \text{ L})}{16 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 9.4 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$9.4 \times 10^{-3} \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{L}}} = 9.4 \text{ mL}$$

Siempre es mejor adicionar un ácido concentrado al agua, no agua al ácido. De esa manera, si ocurre alguna salpicadura accidental, es ácido diluido lo que salpica.

Por tanto, $V_1 = 9.4 \times 10^{-3} \text{ L}$ o 9.4 mL. Para preparar 1.5 L de H_2SO_4 0.10 M utilizando H_2SO_4 16 M, se deben tomar 9.4 mL del ácido concentrado y diluirlos con agua a un volumen final de 1.5 L. La manera correcta de hacer esto es adicionar los 9.4 mL de ácido acético a alrededor de 1 L de agua y después diluir a 1.5 L adicionando más agua.

Autoevaluación

EJERCICIO 15.7 ¿Qué volumen de HCl 12 M se debe tomar para preparar 0.75 L de HCl 0.25 M?

Vea los problemas 15.57 y 15.58. ■

15.6

Estequiometría de las reacciones en disoluciones

OBJETIVO

Comprender la estrategia para resolver problemas estequiométricos que involucran reacciones en disoluciones.

Debido a que ocurren tantas reacciones importantes en disolución, es importante ser capaz de realizar cálculos estequiométricos para las reacciones en disoluciones. Los principios necesarios para realizar estos cálculos son muy similares a los practicados en el capítulo 9. Es útil pensar en términos de los siguientes pasos.

Pasos para la resolución de problemas estequiométricos que involucran disoluciones

- Paso 1** Escribir la ecuación balanceada para la reacción. Para las reacciones que involucran iones es mejor escribir la ecuación iónica neta.
- Paso 2** Calcular los moles de los reactivos.
- Paso 3** Determinar cuál es el reactivo limitante.
- Paso 4** Calcular los moles de los demás reactivos o productos, según se requiera.
- Paso 5** Convertir a gramos u otras unidades, si se requiere.

Vea la sección 7.3 para una explicación de las ecuaciones iónicas netas.

EJEMPLO 15.9**Estequiometría de una disolución:
cálculo de la masa de los reactivos y productos**

Calcule la masa del NaCl sólido que debe adicionarse a una disolución de 1.50 L de AgNO_3 0.100 M para precipitar todos los iones Ag^+ en la forma de AgCl. Calcule la masa del AgCl formado.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa del NaCl.

¿Qué se conoce?

- Se tienen 1.50 L de una disolución de AgNO_3 0.100 M.

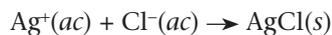
¿Qué información se necesita?

- Se requiere la ecuación balanceada entre el AgNO_3 y el NaCl.
- Se necesita la masa molar del NaCl.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 Escribir la ecuación balanceada para la reacción.

Cuando se adiciona a la disolución de AgNO_3 (la cual contiene los iones Ag^+ y NO_3^-), el sólido NaCl se disuelve para formar iones Na^+ y Cl^- . Se forma el AgCl sólido de acuerdo con la siguiente reacción iónica neta balanceada.



Paso 2 Calcular los moles de los reactivos.

En este caso se deben adicionar los iones Cl^- suficientes para que reaccionen de manera exacta con todos los iones Ag^+ presentes, por lo que se calculan los moles de iones Ag^+ que hay en 1.50 L de una disolución de AgNO_3 0.100 M. (Recuerde que esta disolución contiene iones Ag^+ 0.100 M y iones NO_3^- 0.100 M.)

$$1.50 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.100 \text{ moles de } \text{Ag}^+}{\cancel{\text{L}}} = 0.150 \text{ moles de } \text{Ag}^+$$

Moles de Ag^+ presentes en 1.50 L de AgNO_3 0.100 M

Paso 3 Determinar cuál es el reactivo limitante.

En esta situación se desea adicionar sólo el suficiente Cl^- para que reaccione con el Ag^+ presente. Es decir, se desea precipitar *todo* el Ag^+ de la disolución. Por tanto, el Ag^+ presente determina la cantidad de Cl^- necesaria.

Paso 4 Calcular los moles de Cl^- requeridos.

Se tienen 0.150 moles de iones Ag^+ y, debido a que un ión Ag^+ reacciona con un ión Cl^- , se necesita 0.150 moles de Cl^- ,

$$0.150 \cancel{\text{ moles de } \text{Ag}^+} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}^-}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{Ag}^+}} = 0.150 \text{ moles de } \text{Cl}^-$$

por lo que se formarán 0.150 moles de AgCl



Esta reacción se explicó en la sección 7.2.

**FORJADOR DE HABILIDADES
MATEMÁTICAS**

Litros \times M \rightarrow moles del soluto



Richard Megna/Fundamental Photographs

Cuando se adiciona cloruro de sodio acuoso a una disolución de nitrato de plata, se forma un precipitado blanco de cloruro de plata.

Paso 5 Convertir a los gramos de NaCl requeridos.

Para producir 0.150 moles de Cl^- se necesitan 0.150 moles de NaCl. Se calcula la masa del NaCl requerido como se indica a continuación.

$$0.150 \text{ moles de NaCl} \times \frac{58.4 \text{ g de NaCl}}{\text{mol de NaCl}} = 8.76 \text{ g de NaCl}$$



La masa del AgCl formado es la siguiente.

$$0.150 \text{ moles de AgCl} \times \frac{143.3 \text{ g de AgCl}}{\text{mol de AgCl}} = 21.5 \text{ g de AgCl. } \blacksquare$$

EJEMPLO 15.10**Estequiometría de una disolución: determinación de los reactivos limitantes y cálculo de las masas de los productos**

Vea la sección 7.2 para una explicación de esta reacción.

Cuando el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ y el K_2CrO_4 reaccionan en una disolución acuosa, se forma el sólido amarillo BaCrO_4 . Calcule la masa del BaCrO_4 que se forma cuando se disuelven 3.50×10^{-3} moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ sólido en 265 mL de una disolución de K_2CrO_4 0.0100 M.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la masa del BaCrO_4 que se forma en una reacción de cantidades conocidas de disoluciones.

¿Qué se conoce?

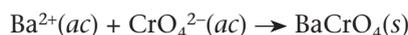
- Se hacen reaccionar 3.50×10^{-3} moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ con 265 mL de K_2CrO_4 0.0100 M.

¿Qué información se necesita?

- Se requiere la ecuación balanceada entre el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ y el K_2CrO_4 .
- Se necesitará la masa molar del BaCrO_4 .

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 La disolución de K_2CrO_4 original contiene los iones K^+ y CrO_4^{2-} . Cuando se disuelve el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ en la disolución, se adicionan los iones Ba^{2+} y NO_3^- . Los iones Ba^{2+} y CrO_4^{2-} reaccionan para formar el BaCrO_4 sólido. La ecuación iónica neta balanceada es



Paso 2 Después se determinan los moles de los reactivos. Se indica que se adicionaron 3.50×10^{-3} moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ a la disolución de K_2CrO_4 . Cada unidad de fórmula del $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ contiene un ión Ba^{2+} , por lo que 3.50×10^{-3} moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ forman 3.50×10^{-3} moles de Ba^{2+} en la disolución.



Debido a que $V \times M = \text{moles del soluto}$, se pueden calcular los moles del K_2CrO_4 en la disolución a partir del volumen y la molaridad de la disolución original. Primero se convierte el volumen de la disolución (265 mL) a litros.

$$265 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.265 \text{ L}$$



Cromato de bario en precipitación

Después se determina el número de moles de K_2CrO_4 utilizando la molaridad de la disolución de K_2CrO_4 (0.0100 M).

$$0.265 \cancel{\text{ L}} \times \frac{0.0100 \text{ moles de } \text{K}_2\text{CrO}_4}{\cancel{\text{ L}}} = 2.65 \times 10^{-3} \text{ moles de } \text{K}_2\text{CrO}_4$$

Se conoce que



por lo que la disolución contiene 2.65×10^{-3} moles de iones CrO_4^{2-} .

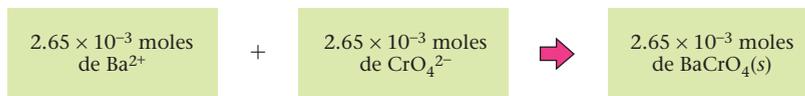
Paso 3 La ecuación balanceada indica que un ión Ba^{2+} reacciona con un ión CrO_4^{2-} . Debido a que el número de moles de iones CrO_4^{2-} (2.65×10^{-3}) es menor que el número de moles de iones Ba^{2+} (3.50×10^{-3}), aquél se acabará primero.



Por tanto, el CrO_4^{2-} es el limitante.



Paso 4 Los 2.65×10^{-3} moles de iones CrO_4^{2-} reaccionarán con 2.65×10^{-3} moles de iones Ba^{2+} para formar 2.65×10^{-3} moles de BaCrO_4 .



Paso 5 La masa del BaCrO_4 formado se obtiene a partir de su masa molar (253.3 g) como se indica a continuación.

$$2.65 \times 10^{-3} \frac{\text{moles de } \text{BaCrO}_4}{\cancel{\text{ mol de } \text{BaCrO}_4}} \times \frac{253.3 \text{ g de } \text{BaCrO}_4}{\cancel{\text{ mol de } \text{BaCrO}_4}} = 0.671 \text{ g de } \text{BaCrO}_4$$

Autocomprobación

EJERCICIO 15.8 Cuando se mezclan disoluciones acuosas de Na_2SO_4 y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, se precipita PbSO_4 . Calcule la masa del PbSO_4 formado cuando se mezclan 1.25 L de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.0500 M y 2.00 L de Na_2SO_4 0.0250 M.

SUGERENCIA. Calcule los moles de Pb^{2+} y SO_4^{2-} en la disolución mezclada, determine cual es el ión limitante y calcule los moles del PbSO_4 formado.

Vea los problemas 15.65 al 15.68. ■

15.7

Reacciones de neutralización

OBJETIVO Aprender cómo realizar los cálculos involucrados en las reacciones ácido-base.

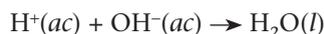
Hasta ahora se ha considerado la estequiometría de las reacciones en una disolución que resulta en la formación de un precipitado. Otro tipo común de reacción en una disolución ocurre entre un ácido y una base. En la sección 7.4 se introdujeron estas reacciones. Recuerde a partir de esa explicación que un ácido es una sustancia que provee iones H^+ . Un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, HCl , se disocia (ioniza) por completo en el agua.



Las bases fuertes son hidróxidos metálicos solubles en agua, los cuales se disocian por completo en ésta. Un ejemplo es el $NaOH$, el cual se disuelve en el agua para formar iones Na^+ y OH^- .



Cuando un ácido fuerte y una base fuerte reaccionan, la reacción iónica neta es



A una reacción ácido-base con frecuencia se le llama **reacción de neutralización**. Cuando se adiciona sólo la suficiente base fuerte para que reaccione de manera exacta con el ácido fuerte en una disolución, se dice que el ácido ha sido *neutralizado*. El agua siempre es un producto de esta reacción. Los pasos al tratar con la estequiometría de cualquier reacción de neutralización son los mismos que aquellos seguidos en la sección anterior.

EJEMPLO 15.11

Estequiometría de una disolución: cálculo del volumen en las reacciones de neutralización

¿Qué volumen de una disolución de HCl $0.100 M$ se necesita para neutralizar $25.0 mL$ de una disolución de $NaOH$ $0.350 M$?

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el volumen de una disolución dada del HCl requerido para que reaccione con una cantidad conocida de $NaOH$.

¿Qué se conoce?

- Se tienen $25.0 mL$ de $NaOH$ $0.350 M$.
- La concentración de la disolución de HCl es $0.100 M$.

¿Qué información se necesita?

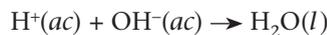
- Se necesita la ecuación balanceada entre el HCl y el $NaOH$.

¿Cómo se llega allí?

Paso 1 Escribir la ecuación balanceada para la reacción.

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que todas las moléculas de HCl se disocian para producir iones H^+ y Cl^- . También, cuando la base fuerte $NaOH$ se disuelve, la disolución contiene iones Na^+ y OH^- . Cuando estas dos disoluciones se mezclan,

los iones H^+ del ácido clorhídrico reaccionan con los iones OH^- del hidróxido de sodio para formar agua. La ecuación iónica neta balanceada para la reacción es



Paso 2 Calcular los moles de los reactivos.

En este problema se da un volumen (25.0 mL) del NaOH 0.350 M y se desea adicionar el suficiente HCl 0.100 M para proveer sólo los iones H^+ necesarios para que reaccionen con todo el OH^- . Por tanto, se debe calcular el número de moles de iones OH^- en la muestra de 25.0 mL de NaOH 0.350 M. Para hacerlo, primero se cambia el volumen a litros y se multiplica por la molaridad.

$$25.0 \text{ mL de NaOH} \times \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.350 \text{ moles de OH}^-}{\cancel{\text{L de NaOH}}} = 8.75 \times 10^{-3} \text{ moles de OH}^-$$

Moles de OH^- presentes en 25.0 mL de NaOH 0.350 M

Paso 3 Determinar cuál es el reactivo limitante.

Este problema requiere la adición de sólo los suficientes iones H^+ para que reaccionen de manera exacta con los iones OH^- presentes, por lo que el número de moles de OH^- existente determina el número de moles de H^+ que debe adicionarse. Los iones OH^- son el limitante.

Paso 4 Calcular los moles de H^+ requeridos.

La ecuación balanceada indica que los iones H^+ y OH^- reaccionan en una razón 1:1, por lo que se requieren 8.75×10^{-3} moles de iones H^+ para neutralizar (reaccionar de manera exacta) los 8.75×10^{-3} moles de iones OH^- presentes.

Paso 5 Calcular el volumen del HCl 0.100 M requerido.

Se debe encontrar el volumen (V) del HCl 0.100 M requerido para proveer la cantidad de iones H^+ . Debido a que el volumen (en litros) por la molaridad proporciona el número de moles, se tiene

$$V \times \frac{0.100 \text{ moles de H}^+}{\text{L}} = 8.75 \times 10^{-3} \text{ moles de H}^+$$

Volumen desconocido (en litros)
Moles de H^+ necesarios

Ahora se debe resolver para V dividiendo ambos lados de la ecuación entre 0.100.

$$V \times \frac{\cancel{0.100} \text{ moles de H}^+}{\cancel{0.100} \text{ L}} = \frac{8.75 \times 10^{-3} \cancel{\text{ moles de H}^+}}{0.100}$$

$$V = 8.75 \times 10^{-2} \text{ L}$$

Al cambiar los litros a mililitros se tiene

$$V = 8.75 \times 10^{-2} \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\cancel{\text{L}}} = 87.5 \text{ mL}$$

Por tanto, se requieren 87.5 mL de HCl 0.100 M para neutralizar 25.0 mL de NaOH 0.350 M.

Autocomprobación

EJERCICIO 15.9 Calcule el volumen del HNO_3 0.10 M necesario para neutralizar 125 mL de KOH 0.050 M.

Vea los problemas 15.69 al 15.74. ■

15.8

Composición de las disoluciones: normalidad

OBJETIVOS

Aprender acerca de la normalidad y el peso equivalente. • Aprender el uso de estos conceptos en los cálculos estequiométricos.

La normalidad es otra unidad de la concentración que se utiliza en algunas ocasiones, en especial cuando se trata con ácidos y bases. El uso de la normalidad se enfoca principalmente en los H^+ y OH^- disponibles en una reacción ácido-base. Sin embargo, antes de explicar la normalidad se necesita definir algunos términos. Un **equivalente de un ácido** es la *cantidad de ese ácido que puede proveer 1 mol de iones H^+* . De manera similar, un **equivalente de una base** es la *cantidad de esa base que puede proveer 1 mol de iones OH^-* . El **peso equivalente** de un ácido o de una base es la masa en gramos de 1 equivalente (equiv) de ese ácido o base.

Los ácidos fuertes comunes son el HCl, el HNO_3 y el H_2SO_4 . Para el HCl y el HNO_3 cada molécula de ácido provee un ión H^+ , por lo que 1 mol de HCl puede proveer 1 mol de iones H^+ . Esto significa que

Provee 1 mol de H^+



$$1 \text{ mol de HCl} = 1 \text{ equiv de HCl}$$

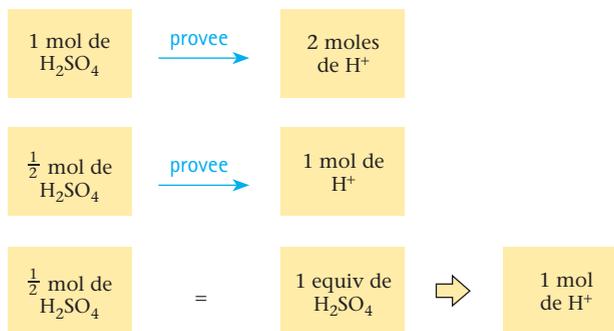
$$\text{Masa molar (HCl)} = \text{peso equivalente (HCl)}$$

De manera similar, para el HNO_3 ,

$$1 \text{ mol de HNO}_3 = 1 \text{ equiv de HNO}_3$$

$$\text{Masa molar (HNO}_3) = \text{peso equivalente (HNO}_3)$$

Sin embargo, el H_2SO_4 puede proveer *dos* iones H^+ por molécula, por lo que 1 mol de H_2SO_4 puede proveer *dos* moles de H^+ . Esto significa que



Debido a que cada mol de H_2SO_4 puede proveer 2 moles de H^+ , sólo se necesita tomar $\frac{1}{2}$ mol de H_2SO_4 para obtener 1 equiv de H_2SO_4 . Por tanto,

$$\frac{1}{2} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 = 1 \text{ equiv de H}_2\text{SO}_4$$

y

$$\begin{aligned} \text{Peso equivalente (H}_2\text{SO}_4) &= \frac{1}{2} \text{ masa molar (H}_2\text{SO}_4) \\ &= \frac{1}{2} (98 \text{ g}) = 49 \text{ g} \end{aligned}$$

El peso equivalente del H_2SO_4 es 49 g.

Las bases fuertes comunes son el NaOH y el KOH. Para ambas, cada unidad de fórmula provee un ión OH^- , por lo que se puede decir que:

$$1 \text{ mol de NaOH} = 1 \text{ equiv de NaOH}$$

$$\text{Masa molar (NaOH)} = \text{peso equivalente (NaOH)}$$

$$1 \text{ mol de KOH} = 1 \text{ equiv de KOH}$$

$$\text{Masa molar (KOH)} = \text{peso equivalente (KOH)}$$

En la tabla 15.2 se resumen estas ideas.

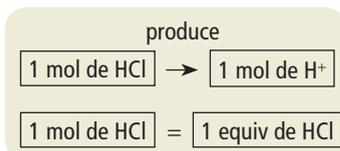


Tabla 15.2 Masas molares y pesos equivalentes de los ácidos y bases fuertes comunes

	Masa molar (g)	Peso equivalente (g)
Ácido		
HCl	36.5	36.5
HNO ₃	63.0	63.0
H ₂ SO ₄	98.0	$49.0 = \frac{98.0}{2}$
Base		
NaOH	40.0	40.0
KOH	56.1	56.1

EJEMPLO 15.12**Estequiometría de una disolución: cálculo del peso equivalente**

El ácido fosfórico, H₃PO₄, puede proveer tres iones H⁺ por molécula. Calcule su peso equivalente.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el peso equivalente del ácido fosfórico.

¿Qué se conoce?

- La fórmula para el ácido fosfórico es H₃PO₄.
- El peso equivalente de un ácido es la cantidad del ácido que puede proveer 1 mol de iones H⁺.

¿Qué información se necesita?

- Se necesita conocer la masa molar del H₃PO₄.

¿Cómo se llega allí?

El punto clave aquí involucra cuántos protones (iones H⁺) puede proveer cada molécula de H₃PO₄.



Debido a que cada H₃PO₄ puede proveer tres iones H⁺, 1 mol de H₃PO₄ puede proveer 3 moles de iones H⁺:



Por lo que 1 equiv de H₃PO₄ (la cantidad que puede proveer 1 mol de H⁺) es un tercio de un mol.



Esto significa que el peso equivalente del H_3PO_4 es un tercio de su masa molar.

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Masa molar}}{3}$$

$$\begin{aligned}\text{Peso equivalente } (\text{H}_3\text{PO}_4) &= \frac{\text{masa molar } (\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} \\ &= \frac{98.0 \text{ g}}{3} = 32.7 \text{ g.} \blacksquare\end{aligned}$$

La **normalidad (N)** se define como el número de equivalentes del soluto por litro de la disolución.

$$\text{Normalidad} = N = \frac{\text{número de equivalentes}}{1 \text{ litro de la disolución}} = \frac{\text{equivalentes}}{\text{litro}} = \frac{\text{equiv}}{\text{L}}$$

Esto significa que una disolución 1 N contiene 1 equivalente del soluto por litro de disolución. Observe que cuando se multiplica el volumen de una disolución en litros por la normalidad, se obtiene el número de equivalentes.

$$N \times V = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} \times \text{L} = \text{equiv}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Litros \times normalidad \Rightarrow equiv

EJEMPLO 15.13

Estequiometría de una disolución: cálculo de la normalidad

Siempre que necesite calcular la concentración de una disolución, primero escriba la definición apropiada. Después decida cómo calcular las cantidades mostradas en la definición.

Una disolución de ácido sulfúrico contiene 86 g de H_2SO_4 por litro de la disolución. Calcule su normalidad.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar la normalidad de una disolución dada de H_2SO_4 .

¿Qué se conoce?

- Se tienen 86 g de H_2SO_4 por litro de la disolución.
- $N = \frac{\text{equivalentes}}{\text{L}}$.

¿Qué información se necesita?

- Se necesita conocer la masa molar del H_2SO_4 .

¿Cómo se llega allí?

Para encontrar el número de equivalentes presentes se debe calcular el número de equivalentes representados por 86 g de H_2SO_4 . Para hacer este cálculo debemos enfocarnos en la definición del equivalente: es la cantidad de un ácido que provee 1 mol de H^+ . Debido a que el H_2SO_4 puede proveer dos iones H^+ por molécula, 1 equiv de H_2SO_4 es $\frac{1}{2}$ mol de H_2SO_4 , por lo que

$$\begin{aligned}\text{Peso equivalente } (\text{H}_2\text{SO}_4) &= \frac{\text{masa molar } (\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} \\ &= \frac{98.0 \text{ g}}{2} = 49.0 \text{ g}\end{aligned}$$

Se tienen 86 g de H_2SO_4 .

$$86 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ equiv de } \text{H}_2\text{SO}_4}{49.0 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 1.8 \text{ equiv de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$N = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} = \frac{1.8 \text{ equiv de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1.0 \text{ L}} = \text{H}_2\text{SO}_4 1.8 \text{ N}$$

COMPROBACIÓN DE LA REALIDAD Se sabe que 86 g es más que 1 equiv de H_2SO_4 (49 g), por lo que esta respuesta tiene sentido.

Autocomprobación

EJERCICIO 15.10 Calcule la normalidad de una disolución que contiene 23.6 g de KOH en 755 mL de la disolución.

Vea los problemas 15.79 y 15.80. ■

La ventaja principal del uso de equivalentes estriba en que 1 equiv del ácido contiene el mismo número de iones H^+ disponibles que el número de iones OH^- que hay en 1 equiv de la base. Es decir,

0.75 equiv (base) reaccionarán con exactamente 0.75 equiv (ácido).

0.23 equiv (base) reaccionarán con exactamente 0.23 equiv (ácido).

Y así sucesivamente.

En cada uno de estos casos el *número* de iones H^+ provistos por la muestra del ácido es la misma que el *número* de iones OH^- provistos por la muestra de la base. El punto es que *n equivalentes de cualquier ácido neutralizarán exactamente n equivalentes de cualquier base*.



Debido a que se sabe que se requieren equivalentes iguales del ácido y de la base para la neutralización, se puede decir que

$$\text{equiv (ácido)} = \text{equiv (base)}$$

Es decir,

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = \text{equiv (ácido)} = \text{equiv (base)} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

Por tanto, para cualquier reacción de neutralización se mantienen las siguientes relaciones:

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

EJEMPLO 15.14

Estequiometría de una disolución: uso de la normalidad en los cálculos

¿Qué volumen de una disolución de KOH 0.075 N se requiere para que reaccione de manera exacta con 0.135 L de H_3PO_4 0.45 N?

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar el volumen de una disolución dada de KOH requerido para que reaccione con una disolución conocida de H_3PO_4 .

¿Qué se conoce?

- Se tienen 0.135 L de H_3PO_4 0.45 N.
- La concentración de la disolución de KOH es 0.075 N.
- Se sabe que $\text{equivalentes}_{\text{ácido}} = \text{equivalentes}_{\text{base}}$.
- $N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$

¿Cómo se llega allí?

Se sabe que para la neutralización, $\text{equiv}(\text{ácido}) = \text{equiv}(\text{base})$, o

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

Se desea calcular el volumen de la base, V_{base} , por lo que se despeja V_{base} dividiendo ambos lados entre N_{base} .

$$\frac{N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}}}{N_{\text{base}}} = \frac{\cancel{N_{\text{base}}} \times V_{\text{base}}}{\cancel{N_{\text{base}}}} = V_{\text{base}}$$

Ahora se pueden sustituir los valores dados de $N_{\text{ácido}} = 0.45 \text{ N}$, $V_{\text{ácido}} = 0.135 \text{ L}$ y $N_{\text{base}} = 0.075 \text{ N}$ en la ecuación.

$$V_{\text{base}} = \frac{N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}}}{N_{\text{base}}} = \frac{\left(0.45 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}\right)(0.135 \text{ L})}{0.075 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}} = 0.81 \text{ L}$$

Esto da $V_{\text{base}} = 0.81 \text{ L}$, por lo que se requieren 0.81 L de KOH 0.075 N para que reaccionen de manera exacta con 0.135 L de H_3PO_4 0.45 N.

Autocomprobación

EJERCICIO 15.11 ¿Qué volumen de H_2SO_4 0.50 N se requiere para que reaccione de manera exacta con 0.250 L de KOH 0.80 N?

Veá los problemas 15.85 y 15.86. ■

CAPÍTULO 15 REPASO

Términos clave

disolución (p. 475)	dilución (15.5)
disolvente (p. 475)	reacción de
soluto (p. 475)	neutralización (15.7)
disolución acuosa (p. 475)	equivalente de un ácido
saturada (15.2)	(15.8)
insaturada (15.2)	equivalente de una base
concentrada (15.2)	(15.8)
diluida (15.3)	peso equivalente (15.8)
porcentaje en masa (15.3)	normalidad (N) (15.8)
molaridad (M) (15.4)	
disolución estándar	
(15.4)	

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

Resumen

1. Una disolución es una mezcla homogénea. La solubilidad de un soluto en un disolvente dado depende de las interacciones entre el disolvente y las partículas del soluto. El agua disuelve muchos compuestos iónicos y compuestos con moléculas polares, debido a que ocurren fuerzas intensas entre el soluto y las moléculas polares del agua.

Los disolventes no polares tienden a disolver solutos no polares. "Semejantes disuelven semejantes."

2. La composición de una disolución puede describirse de varias maneras. Dos de las más importantes se exponen en términos del porcentaje en masa del soluto,

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

y la molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}}$$

3. Una disolución estándar es aquella cuya concentración se conoce con exactitud. Las disoluciones con frecuencia se preparan a partir de una disolución de reserva por medio de dilución. Cuando se diluye una disolución, sólo se adiciona el disolvente, lo cual significa que

$$\text{Moles del soluto después de la dilución} = \text{moles del soluto antes de la dilución}$$

4. La normalidad se define como el número de equivalentes por litro de la disolución. Un equivalente de un ácido es la cantidad del ácido que provee 1 mol de iones H^+ . Un equivalente de la base es la cantidad de la base que provee 1 mol de iones OH^- .

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

1. Tiene una disolución de sal de mesa en agua. ¿Qué le sucede a la concentración de la sal (aumenta, disminuye, permanece constante) a medida que la disolución hierve? Dibuje representaciones para explicar su respuesta.
2. Considere una disolución de azúcar (disolución A) con concentración x . Vierta un tercio de esta disolución en un vaso de precipitado y adicione un volumen equivalente de agua (disolución B).
 - a) ¿Cuál es la razón del azúcar en las disoluciones A y B?
 - b) Compare los volúmenes de ambas disoluciones.
 - c) ¿Cuál es la razón de las concentraciones del azúcar en las disoluciones A y B?
3. Necesita preparar 150.0 mL de una disolución de NaCl 0.10 M. Tiene NaCl sólido y su compañero de laboratorio tiene una disolución de NaCl 2.5 M. Explique cómo cada uno de ustedes puede preparar la disolución que necesita.
4. Tiene dos disoluciones que contienen el soluto A. Para determinar cuál disolución tiene la concentración más alta de A en molaridad, ¿cuál de los siguientes debe conocerse? (Puede haber más de una respuesta.)
 - a) La masa en gramos de A en cada disolución
 - b) La masa molar de A
 - c) El volumen del agua adicionada a cada disolución
 - d) El volumen total de la disolución

Explique su respuesta.

5. ¿Cuál de los siguientes datos necesita conocer para calcular la molaridad de la disolución de una sal? (Puede haber más de una respuesta.)

- a) La masa de la sal adicionada
- b) La masa molar de la sal
- c) El volumen del agua adicionada
- d) El volumen total de la disolución

Explique su respuesta.

6. Considere disoluciones acuosas separadas de HCl y H_2SO_4 con las mismas concentraciones en términos de la molaridad. Desea neutralizar una disolución acuosa de NaOH. ¿En cuál disolución de ácido se necesita adicionar más volumen (en mL) para neutralizar la base?

- a) La disolución de HCl.
- b) La disolución de H_2SO_4 .
- c) Necesita conocer las concentraciones de los ácidos para responder esta pregunta.
- d) Necesita conocer el volumen y la concentración de la disolución de NaOH para responder esta pregunta.

e) c) y d)

Explique su respuesta.

7. Dibuje representaciones a nivel molecular para diferenciar las disoluciones concentradas y las diluidas.

8. ¿Puede una disolución tener una concentración mayor que otra en términos del porcentaje en peso, pero una concentración menor en términos de la molaridad? Explique.

9. Describa por qué la fórmula $M_1V_1 = M_2V_2$ funciona cuando se resuelven problemas de diluciones.

10. Tiene masas iguales de diferentes solutos disueltos en volúmenes iguales de la disolución. ¿Con cuál de los solutos listados abajo prepararía la disolución con la concentración más alta medida en molaridad? Defienda su respuesta.



11. ¿Cuál de las siguientes disoluciones contiene el número mayor de partículas? Sustente su respuesta.

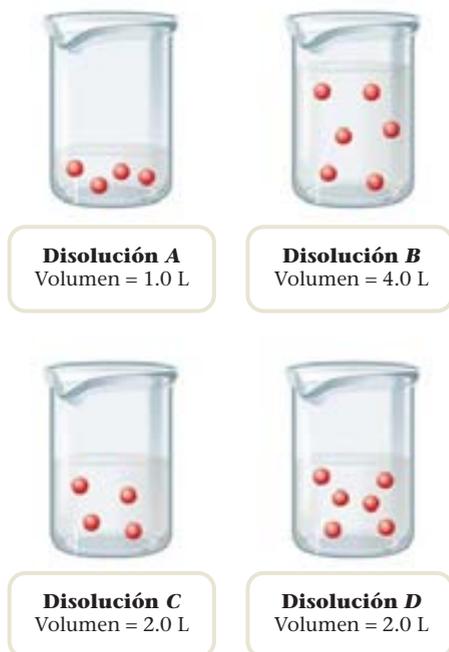
- a) 400.0 mL de cloruro de sodio 0.10 M
- b) 300.0 mL de cloruro de calcio 0.10 M
- c) 200.0 mL de cloruro de hierro(III) 0.10 M
- d) 200.0 mL de bromuro de potasio 0.10 M
- e) 800.0 mL de sacarosa (azúcar de mesa) 0.10 M

12. Como con todos los problemas cuantitativos en la química, asegúrese de no "perderse en las matemáticas". En particular, trabaje en la visualización de las disoluciones a nivel molecular. Por ejemplo, considere lo siguiente.

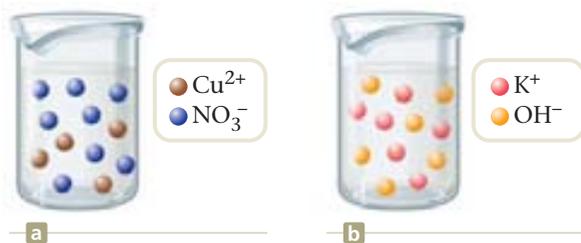
Tiene dos vasos de precipitados separados con disoluciones acuosas: una con 4 "unidades" de sulfato de potasio y una con 3 "unidades" de nitrato de bario.

- a) Dibuje diagramas a nivel molecular de ambas disoluciones.
- b) Dibuje un diagrama a nivel molecular de la mezcla de las dos disoluciones antes de que se haya llevado a cabo una reacción.
- c) Dibuje un diagrama a nivel molecular del producto y la disolución formada después de que se haya llevado a cabo una reacción.

- VP 13.** Las figuras de abajo son representaciones a nivel molecular de cuatro disoluciones acuosas del mismo soluto. Ordéne las de la más a la menos concentrada.



- VP 14.** Los dibujos de abajo representan disoluciones acuosas. La A son 2.00 L de una disolución acuosa de nitrato de cobre (II) 2.00 M. La B son 2.00 L de una disolución acuosa de hidróxido de potasio 3.00 M.



- a) Dibuje una representación de la disolución preparada mezclando juntas las disoluciones A y B después de que se lleva a cabo una reacción de precipitación. Asegúrese de que esta representación muestre el volumen relativo correcto en comparación con las disoluciones A y B, y el número relativo de iones junto con la cantidad relativa correctos del sólido formado.
- b) Determine las concentraciones (en M) de todos los iones dejados en la disolución [a partir del inciso a)] y la masa del sólido formado.

Preguntas y problemas

15.1 Solubilidad

PREGUNTAS

1. Una disolución es una *mezcla homogénea*. ¿Puede dar un ejemplo de una mezcla homogénea gaseosa? ¿De una mezcla homogénea líquida? ¿De una sólida?

2. ¿En qué difieren las propiedades de una mezcla *no* homogénea (heterogénea) de las de una disolución? Proporcione dos ejemplos de mezclas *no* homogéneas.

3. Suponga que disuelve una cucharadita de azúcar en un vaso con agua. ¿Cuál sustancia es el *disolvente*? ¿Cuál sustancia es el *soluto*?

4. Una aleación metálica como el latón es un ejemplo de una disolución _____.

5. En el capítulo 14 aprendió que las fuerzas de enlace en los sólidos iónicos como el NaCl son muy intensas; sin embargo, muchos sólidos iónicos se disuelven con facilidad en el agua. Explique.

6. Un derrame de petróleo se dispersa en la *superficie* del agua en vez de *disolverse* en el agua. Explique.

- F 7.** El segmento “Química en enfoque” *Agua, agua en todas partes, pero...* trata sobre la desalinización del agua de mar. Explique por qué muchas sales son solubles en el agua. Incluya diagramas a nivel molecular en su respuesta.

- F 8.** El segmento “Química en enfoque” *Química verde* trata sobre el uso del dióxido de carbono gaseoso en lugar de los CFC, y del dióxido de carbono líquido en vez de la sustancia química para el lavado en seco PERC. ¿Esperaría que el dióxido de carbono sea muy soluble en el agua? Explique su respuesta.

15.2 Composición de las disoluciones: introducción

PREGUNTAS

9. ¿A qué se refiere cuando se dice que una disolución está *saturada* con un soluto?

10. Si se adiciona soluto adicional a una disolución _____, se disolverá.

11. Una disolución es una mezcla homogénea y, a diferencia de un compuesto, tiene una composición _____.

12. La etiqueta “H₂SO₄ concentrado” en una botella significa que está presente en la disolución una cantidad relativamente _____ de H₂SO₄.

15.3 Composición de las disoluciones: porcentaje en masa

PREGUNTAS

13. ¿Cómo se define la composición del *porcentaje en masa* de una disolución? Proporcione un ejemplo de una disolución y explique las cantidades relativas del soluto y del disolvente presentes en ella en términos de la composición del porcentaje en masa.

14. Una disolución que es 9% en masa de glucosa contiene 9 g de glucosa en cada _____ g de disolución.

PROBLEMAS

15. Calcule el porcentaje en masa del soluto de cada una de las siguientes disoluciones.

- a) 2.14 g de cloruro de potasio disueltos en 12.5 g de agua.

- b) 2.14 g de cloruro de potasio disueltos en 25.0 g de agua.
 c) 2.14 g de cloruro de potasio disueltos en 37.5 g de agua.
 d) 2.14 g de cloruro de potasio disueltos en 50.0 g de agua.
16. Calcule el porcentaje en masa del soluto en cada una de las siguientes disoluciones.
- a) 6.11 mg de cloruro de calcio disueltos en 5.25 g de agua.
 b) 6.11 mg de cloruro de calcio disueltos en 52.5 g de agua.
 c) 6.11 g de cloruro de calcio disueltos en 52.5 g de agua.
 d) 6.11 kg de cloruro de calcio disueltos en 52.5 kg de agua.
17. Calcule la masa, en gramos, del soluto presente en cada una de las siguientes disoluciones.
- a) 375 g de una disolución de 1.51% de cloruro de amonio
 b) 125 g de una disolución de 2.91% de cloruro de sodio
 c) 1.31 kg de una disolución de 4.92% de nitrato de potasio
 d) 478 mg de una disolución de 12.5% de nitrato de amonio
18. Calcule cuántos gramos del soluto y del disolvente se necesitan para preparar las siguientes disoluciones.
- a) 525 g de una disolución de 3.91% de cloruro de hierro(III)
 b) 225 g de una disolución de 11.9% de sacarosa
 c) 1.45 kg de una disolución de 12.5% de cloruro de sodio
 d) 635 g de una disolución de 15.1% de nitrato de potasio
19. Una muestra de aleación de hierro contiene 92.1 g de Fe, 2.59 g de C y 1.59 g de Cr. Calcule el porcentaje en masa de cada componente presente en la muestra de la aleación.
20. Considere la aleación de hierro de la pregunta 19. Suponga que se desea preparar 1.00 kg de esta aleación. ¿Qué masa de cada componente se necesitaría?
21. Se prepara una disolución acuosa que será 7.51% en masa de nitrato de amonio. ¿Qué masas del NH_4NO_3 y del agua se necesitarán para preparar 1.25 kg de la disolución?
22. Si se adicionan 67.1 g de CaCl_2 a 275 g de agua, calcule el porcentaje en masa del CaCl_2 en la disolución.
23. Se prepara una disolución que será 4.50% en masa de cloruro de calcio. ¿Qué masa del cloruro de calcio se necesitará para preparar 175 g de la disolución?
24. ¿Cuántos gramos de KBr están contenidos en 125 g de una disolución de 6.25% de KBr (en masa)?
25. ¿Qué masa de cada soluto está presente en 285 g de una disolución que contiene 5.00% en masa de NaCl y 7.50% en masa de Na_2CO_3 ?
26. Las disoluciones de peróxido de hidrógeno vendidas en las farmacias como antiséptico por lo regular con-

tienen 3.0% del componente activo, H_2O_2 . El peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno cuando se aplica a una herida de acuerdo con la ecuación química balanceada



¿Qué masa aproximada de la disolución de peróxido de hidrógeno se necesitaría para producir 1.00 g de gas oxígeno?

27. El ácido sulfúrico tiene una gran afinidad con el agua y por esta razón su forma más concentrada disponible es en realidad una disolución al 98.3%. La densidad del ácido sulfúrico concentrado es de 1.84 g/mL. ¿Qué masa del ácido está presente en 1.00 L de la disolución concentrada?
28. Un disolvente que se vende para su uso en el laboratorio contiene 0.95% de un agente estabilizante que previene que reaccione con el aire. ¿Qué masa del agente estabilizante está presente en 1.00 kg del disolvente?

15.4 Composición de las disoluciones: molaridad

PREGUNTAS

29. Una disolución que utilizó en un experimento en el laboratorio la semana pasada estaba etiquetada como "HCl 3 M". Describa con palabras la composición de esta disolución.
30. Una disolución etiquetada como " CaCl_2 0.110 M" contendría _____ moles de Ca^{2+} y _____ moles de Cl^- en cada litro de la disolución.
31. ¿Qué es una disolución *estándar*? Describa las etapas involucradas en la preparación de este tipo de disolución.
32. Si prepara 500. mL de una disolución de azúcar 1.02 M, ¿cuáles de los siguientes componentes necesitaría?
- a) 500. mL de agua y 1.02 moles de azúcar
 b) 1.02 moles de azúcar y agua suficiente para preparar el volumen total de 500. mL
 c) 500. g de agua y 1.02 moles de azúcar
 d) 0.51 moles de azúcar y agua suficiente para preparar el volumen total de 500. mL

PROBLEMAS

33. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona el número de moles del soluto seguido por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad de cada disolución.
- a) 0.521 moles de NaCl; 125 mL
 b) 0.521 moles de NaCl; 250. mL
 c) 0.521 moles de NaCl; 500. mL
 d) 0.521 moles de NaCl; 1.00 L
34. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona el número de moles del soluto seguido por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad de cada disolución.
- a) 0.754 moles de KNO_3 ; 225 mL
 b) 0.0105 moles de CaCl_2 ; 10.2 mL
 c) 3.15 moles de NaCl; 5.00 L
 d) 0.499 moles de NaBr; 100. mL

35. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona la masa del soluto seguida por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad de cada disolución.
- a) 3.51 g de NaCl; 25 mL c) 3.51 g de NaCl; 75 mL
b) 3.51 g de NaCl; 50. mL d) 3.51 g de NaCl; 1.00 L
36. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona la masa del soluto seguida por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad de cada disolución.
- a) 5.59 g de CaCl_2 ; 125 mL
b) 2.34 g de CaCl_2 ; 125 mL
c) 8.73 g de CaCl_2 ; 125 mL
d) 11.5 g de CaCl_2 ; 125 mL
37. Una asistente de laboratorio debe preparar 225 mL de una disolución de CaCl_2 0.150 M. ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio necesitará?
38. ¿Qué masa del bromuro de potasio está contenida en 135 mL de una disolución de KBr 0.251 M?
39. Las disoluciones estándar del ión calcio utilizadas para probar la dureza del agua se preparan disolviendo carbonato de calcio puro, CaCO_3 , en ácido clorhídrico diluido. Una muestra de 1.745 g de CaCO_3 se coloca en un matraz aforado de 250.0 mL y se disuelve en HCl. Después la disolución se diluye a la marca de graduación del matraz. Calcule la molaridad resultante del ión calcio.
40. Una disolución de yodo alcohólica (“tintura” de yodo) se prepara disolviendo 5.15 g de cristales de yodo en alcohol suficiente para preparar un volumen de 225 mL. Calcule la molaridad del yodo en la disolución.
41. Si se disuelven en agua 42.5 g de NaOH y se diluyen a un volumen final de 225 mL, calcule la molaridad de la disolución.
42. Se desea preparar una disolución estándar de nitrato de potasio. Si se colocan 1.21 g de KNO_3 en un matraz aforado de 25.0 mL y después se disuelve el soluto y se diluye a la marca de graduación en el matraz, ¿cuál será la molaridad de la disolución?
43. ¿Cuántos moles del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- a) 4.25 mL de una disolución de CaCl_2 0.105 M
b) 11.3 mL de una disolución de NaOH 0.405 M
c) 1.25 L de una disolución de HCl 12.1 M
d) 27.5 mL de una disolución de NaCl 1.98 M
44. ¿Cuántos moles del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- a) 12.5 mL de una disolución de HCl 0.104 M
b) 27.3 mL de una disolución de NaOH 0.223 M
c) 36.8 mL de una disolución de HNO_3 0.501 M
d) 47.5 mL de una disolución de KOH 0.749 M
45. ¿Qué masa del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- a) 2.50 L de una disolución de HCl 13.1 M
b) 15.6 mL de una disolución de NaOH 0.155 M
c) 135 mL de una disolución de HNO_3 2.01 M
d) 4.21 L de una disolución de CaCl_2 0.515 M
46. ¿Qué masa del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- a) 17.8 mL de una disolución de CaCl_2 0.119 M
b) 27.6 mL de una disolución de KCl 0.288 M
c) 35.4 mL de una disolución de FeCl_3 0.399 M
d) 46.1 mL de una disolución de KNO_3 0.559 M
47. ¿Qué masa de comprimidos de NaOH se requiere para preparar 3.5 L de una disolución de NaOH 0.50 M?
48. ¿Qué masa del soluto está presente en 225 mL de una disolución de KBr 0.355 M?
49. Calcule el número de moles del ión indicado presente en cada una de las siguientes disoluciones.
- a) Ión Na^+ en 1.00 L de una disolución de Na_2SO_4 0.251 M
b) Ión Cl^- en 5.50 L de disolución de FeCl_3 0.10 M
c) Ión NO_3^- en 100. mL de una disolución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0.55 M
d) Ión NH_4^+ en 250. mL de una disolución de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0.350 M
50. Calcule el número de moles de cada ión presente en cada una de las siguientes disoluciones.
- a) 10.2 mL de una disolución de AlCl_3 0.451 M
b) 5.51 L de una disolución de Na_3PO_4 0.103 M
c) 1.75 mL de una disolución de CuCl_2 1.25 M
d) 25.2 mL de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.00157 M
51. Un experimento solicita 125 mL de una disolución de NaCl 0.105 M. ¿Qué masa del NaCl se requiere? ¿Qué masa se requeriría para 1.00 L de la misma disolución?
52. Las disoluciones de ácido fuertes pueden tener su concentración determinada por la reacción con cantidades medidas de una disolución estándar de carbonato de sodio. ¿Qué masa del Na_2CO_3 se necesita para preparar 250. mL de una disolución de Na_2CO_3 0.0500 M?

15.5 Dilución

PREGUNTAS

53. Cuando una disolución de reserva se diluye para preparar un reactivo menos concentrado, el número del _____ es el mismo antes y después de la dilución.
54. Cuando el volumen de una disolución dada se duplica (adicionando agua), la nueva concentración del soluto es _____ la concentración original.

PROBLEMAS

55. Calcule la nueva molaridad si se hace cada una de las siguientes diluciones. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- a) Se adicionan 55.0 mL de agua a 25.0 mL de una disolución de NaCl 0.119 M
b) Se adicionan 125 mL de agua a 45.3 mL de una disolución de NaOH 0.701 M
c) Se adicionan 550. mL de agua a 125 mL de una disolución de KOH 3.01 M
d) Se adicionan 335 mL de agua a 75.3 mL de una disolución de CaCl_2 2.07 M

56. Calcule la nueva molaridad si se hace cada una de las siguientes diluciones. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- Se adicionan 25.0 mL de agua a 10.0 mL de una disolución de CaCl_2 0.251 M
 - Se adicionan 97.5 mL de agua a 125 mL de una disolución de HCl 3.00 M
 - Se transfieren por medio de una pipeta 25.0 mL de una disolución de NH_3 0.851 M a un matraz aforado de 500. mL, y se adiciona agua hasta la marca de 500. mL.
 - Se diluyen 25.0 mL de una disolución de NaCl 1.25 M con un volumen igual de agua

57. Varios laboratorios tienen a la mano botellas de disoluciones 3.0 M de ácidos comunes. Dadas las siguientes molaridades de los ácidos concentrados, determine cuántos mililitros de cada ácido concentrado se requerirían para preparar 225 mL de una disolución del ácido 3.0 M.

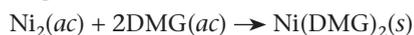
Ácido	Molaridad del reactivo concentrado
HCl	12.1 M
HNO_3	15.9 M
H_2SO_4	18.0 M
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	17.5 M
H_3PO_4	14.9 M

58. Por conveniencia, una forma del hidróxido de sodio que se vende de manera comercial es la disolución saturada. Esta disolución es 19.4 M, la cual es aproximadamente 50% en masa hidróxido de sodio. ¿Qué volumen de esta disolución se necesitaría para preparar 3.50 L de una disolución de NaOH 3.00 M?
59. ¿Cómo se prepararían 275 mL de una disolución de NaCl 0.350 M utilizando una disolución 2.00 M?
60. Suponga que necesita 325 mL de NaOH 0.150 M para su experimento. ¿Cómo lo prepararía si todo lo que está disponible es una disolución de NaOH 1.01 M?
61. ¿Cuánta agua debe adicionarse a 500. mL de HCl 0.200 M para producir una disolución de 0.150 M? (Suponga que los volúmenes son aditivos.)
62. Un experimento solicita 100. mL de HCl 1.25 M. Todo lo que está disponible en el laboratorio es una botella de HCl concentrado, cuya etiqueta indica que es de 12.1 M. ¿Cuánto HCl concentrado se necesitaría para preparar la disolución deseada?

15.6 Estequiometría de las reacciones en disoluciones

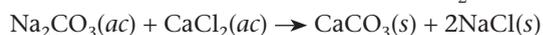
PROBLEMAS

63. La cantidad de níquel(II) presente en una disolución acuosa puede determinarse precipitando el níquel con el reactivo químico orgánico dimetilglioxima [$\text{CH}_3\text{C}(\text{NOH})\text{C}(\text{NOH})\text{CH}_3$, comúnmente abreviado como "DMG"].



¿Cuántos mililitros de disolución de DMG 0.0703 M se requieren para precipitar todo el níquel(II) presente en 10.0 mL de una disolución de sulfato de níquel(II) 0.103 M?

64. En general, sólo los carbonatos de los elementos del grupo 1 y el ión amonio son solubles en el agua; la mayoría de los demás carbonatos es *insoluble*. ¿Cuántos mililitros de una disolución de carbonato de sodio 0.125 M se necesitarían para precipitar el ión calcio a partir de 37.2 mL de una disolución de CaCl_2 0.105 M?



65. Muchos iones metálicos son precipitados de una disolución por el ión sulfuro. Como ejemplo, considere el tratamiento de una disolución de sulfato de cobre(II) con una disolución de sulfuro de sodio.



¿Qué volumen de la disolución de Na_2S 0.105 M se requeriría para precipitar todo el ión cobre(II) a partir de 27.5 mL de una disolución de CuSO_4 0.121 M?

66. El oxalato de calcio, CaC_2O_4 , es muy insoluble en agua. ¿Qué masa del oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, se requiere para precipitar el ión calcio a partir de 37.5 mL de una disolución de CaCl_2 0.104 M?

67. Cuando las disoluciones acuosas del ión plomo(II) se tratan con una disolución de cromato de potasio, se forma un precipitado amarillo brillante de cromato de plomo(II), PbCrO_4 . ¿Cuántos gramos de este cromato se forman cuando se adiciona una muestra de 1.00 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ a 25.0 mL de una disolución de K_2CrO_4 1.00 M?

68. El ión aluminio puede precipitarse de una disolución acuosa por medio de la adición del ión hidróxido, formando $\text{Al}(\text{OH})_3$. Sin embargo, no debe agregarse un exceso del ión hidróxido debido a que el precipitado de $\text{Al}(\text{OH})_3$ volverá a disolverse a medida que comience a formarse un compuesto soluble que contiene iones aluminio y iones hidróxido. ¿Cuántos gramos de NaOH sólido deben adicionarse a 10.0 mL de AlCl_3 0.250 M para precipitar de manera exacta todo el aluminio?

15.7 Reacciones de neutralización

PROBLEMAS

69. ¿Qué volumen de una disolución de NaOH 0.502 M se requeriría para neutralizar 27.2 mL de una disolución de HNO_3 0.491 M?
70. ¿Qué volumen de una disolución de HCl 0.995 M pudiera ser neutralizado por 125 mL de una disolución de NaOH 3.01 M?

71. Una muestra de hidrógeno carbonato de sodio sólido que pesa 0.1015 g requiere 47.21 mL de una disolución de ácido clorhídrico para reaccionar por completo.



Calcule la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

72. La acidez total en las muestras de agua puede determinarse mediante la neutralización con una disolución estándar de hidróxido de sodio. ¿Cuál es la concentración total del ión hidrógeno, H^+ , presente en una muestra de agua si 100. mL de la muestra requieren 7.2 mL de NaOH 2.5×10^{-3} M para ser neutralizados?

73. ¿Qué volumen de NaOH 1.00 M se requiere para neutralizar cada una de las siguientes disoluciones?
- 25.0 mL de ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 0.154 M
 - 35.0 mL de ácido fluorhídrico, HF, 0.102 M
 - 10.0 mL de ácido fosfórico, H_3PO_4 , 0.143 M
 - 35.0 mL de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , 0.220 M
74. ¿Qué volumen de HNO_3 0.101 M se requiere para neutralizar cada una de las siguientes disoluciones?
- 12.7 mL de NaOH 0.501 M
 - 24.9 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.00491 M
 - 49.1 mL de NH_3 0.103 M
 - 1.21 L de KOH 0.102 M

15.8 Composición de las disoluciones: normalidad

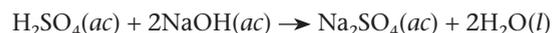
PREGUNTAS

75. Un equivalente de un ácido es la cantidad del ácido requerida para proveer _____.
76. Se dice que una disolución que contiene 1 equivalente de un ácido o una base por litro es una disolución _____.
77. Explique por qué el peso equivalente del H_2SO_4 es la mitad de la masa molar de esta sustancia. ¿Cuántos iones hidrógeno produce cada molécula de H_2SO_4 cuando reacciona con un exceso de iones OH^- ?
78. ¿Cuántos equivalentes del ión hidróxido se necesitan para reaccionar con 1.53 equivalentes del ión hidrógeno? ¿Cómo supo esto si no se proporcionó una ecuación química balanceada para la reacción?

PROBLEMAS

79. Para cada una de las siguientes disoluciones, calcule la normalidad.
- 25.2 mL de HCl 0.105 M diluidos con agua a un volumen total de 75.3 mL
 - H_3PO_4 0.253 M
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.00103 M
80. Para cada una de las siguientes disoluciones se indica la masa del soluto tomada junto con el volumen total de la disolución preparada. Calcule la normalidad de cada disolución.
- 0.113 g de NaOH; 10.2 mL
 - 12.5 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 100. mL
 - 12.4 g de H_2SO_4 ; 155 mL
81. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes disoluciones.
- HCl 0.250 M
 - H_2SO_4 0.105 M
 - H_3PO_4 5.3×10^{-2} M
82. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes disoluciones.
- NaOH 0.134 M
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.00521 M
 - H_3PO_4 4.42 M

83. Se encuentra que una disolución de ácido fosfórico, H_3PO_4 , contiene 35.2 g de H_3PO_4 por litro de la disolución. Calcule su molaridad y su normalidad.
84. Una disolución de la base moderadamente soluble $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se prepara en un matraz disolviendo 5.21 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ para un volumen total de 1000. mL. Calcule la molaridad y la normalidad de la disolución.
85. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.50 N se requieren para neutralizar de manera exacta 15.0 mL de H_2SO_4 0.35 N?
86. ¿Qué volumen de H_2SO_4 0.104 N se requiere para neutralizar 15.2 mL de NaOH 0.152 N? ¿Qué volumen de H_2SO_4 0.104 M se requiere para neutralizar 15.2 mL de NaOH 0.152 M?



87. ¿Qué volumen de NaOH 0.151 N se requiere para neutralizar 24.2 mL de H_2SO_4 0.125 N? ¿Qué volumen de NaOH 0.151 N se requiere para neutralizar 24.2 mL de H_2SO_4 0.125 M?
88. Suponga que se necesitan 27.34 mL de NaOH estándar 0.1021 M para neutralizar 25.00 mL de una disolución de H_2SO_4 desconocida. Calcule la molaridad y la normalidad de la disolución desconocida.

Problemas adicionales

89. Una mezcla se prepara combinando 50.0 g de etanol, 50.0 g de agua y 5.0 g de azúcar. ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada componente en la mezcla? ¿Cuántos gramos de la mezcla deben tomarse para tener 1.5 g de azúcar? ¿Cuántos gramos de la mezcla deben tomarse para tener 10.0 g de etanol?
90. Explique la diferencia de significado entre las siguientes dos disoluciones: "50. g de NaCl disueltos en 1.0 L de agua" y "50. g de NaCl disueltos en agua suficiente para preparar 1.01 L de la disolución" ¿Para cuál disolución puede calcularse la molaridad de manera directa (utilizando la masa molar del NaCl)?
91. Suponga que se adicionan 50.0 mL de una disolución de CoCl_2 0.250 M a 25.0 mL de una disolución de NiCl_2 0.350 M. Calcule la concentración, en moles por litro, de cada uno de los iones presentes después de la mezcla. Suponga que los volúmenes son aditivos.
92. Si se adicionan 500. g de agua a 75 g de una disolución 25% NaCl, ¿cuál es el porcentaje en masa de NaCl en la disolución diluida?
93. Calcule la masa del AgCl formado y la concentración del ión plata que queda en la disolución, cuando se adicionan 10.0 g de AgNO_3 sólido a 50. mL de una disolución de NaCl 1.0×10^{-2} M. Suponga que el volumen no cambia con la adición del sólido.
94. El bicarbonato de sodio (hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO_3) se utiliza con frecuencia para neutralizar derrames de ácidos en la mesa de trabajo en el laboratorio. ¿Qué masa del NaHCO_3 se necesitaría para neutralizar un derrame que consiste de 25.2 mL de una disolución de ácido clorhídrico 6.01 M?

95. Muchos iones de metales forman compuestos de sulfuro insolubles cuando se trata una disolución del ión metálico con gas sulfuro de hidrógeno. Por ejemplo, el níquel(II) se precipita de manera casi cuantitativa como NiS cuando se burbujea gas H_2S a través de la disolución del ión níquel. ¿Cuántos mililitros de H_2S a TPE se necesitan para precipitar todo el ión níquel presente en 10. mL de una disolución de $NiCl_2$ 0.050 M?
96. Estrictamente hablando, el disolvente es el componente de una disolución que está presente en mayor cantidad con base en los moles. Para las disoluciones que involucran al agua, ésta casi siempre es el disolvente debido a que tiende a haber más moléculas de ella presentes que moléculas de cualquier soluto concebible. Para ver por qué es esto, calcule el número de moles de agua que hay en 1.0 L de ésta. Recuerde que la densidad del agua es muy cercana a 1.0 g/mL bajo la mayoría de las condiciones.
97. El amoníaco acuoso por lo regular es vendido en las tiendas de suministros de sustancias químicas como disolución saturada, la cual tiene una concentración de 14.5 mol/L. ¿Qué volumen de NH_3 a TPE se requiere para preparar 100. mL de disolución concentrada de amoníaco?
98. ¿Qué volumen del gas cloruro de hidrógeno a TPE se requiere para preparar 500. mL de una disolución de HCl 0.100 M?
99. ¿A qué se refiere cuando se dice que “semejantes disuelven semejantes”? ¿Dos moléculas tienen que ser idénticas para ser capaces de formar una disolución entre sí?
100. La concentración de una disolución de HCl es 33.1% en masa y su densidad fue medida como de 1.147 g/mL. ¿Cuántos mililitros de la disolución de HCl se requieren para obtener 10.0 g de HCl?
101. Un experimento requiere 1.00 g de nitrato de plata, pero todo lo que está disponible en el laboratorio es una disolución al 0.50% de $AgNO_3$. Suponiendo que la densidad del nitrato de plata es muy cercana a la del agua debido a que está muy diluido, ¿cuántos mililitros de la disolución deben utilizarse?
102. Si se adicionan 14.2 g de $CaCl_2$ a un matraz aforado de 50.0 mL y después se disuelve la sal y se adiciona agua hasta la marca de graduación del matraz, calcule la molaridad de la disolución.
103. Una disolución es 0.1% en masa cloruro de calcio. Por tanto, 100. g de la disolución contienen _____ g de cloruro de calcio.
104. Calcule el porcentaje en masa de KNO_3 en cada una de las siguientes disoluciones
- 5.0 g de KNO_3 en 75 g de agua
 - 2.5 mg de KNO_3 en 1.0 g de agua
 - 11 g de KNO_3 en 89 g de agua
 - 11 g de KNO_3 en 49 g de agua
105. Se dispone de una disolución 15.0% NaCl (en masa). Determine qué masa de la disolución debe tomarse para obtener las siguientes cantidades de NaCl.
- 10.0 g
 - 25.0 g
 - 100.0 g
 - 1.00 lb
106. Cierta grado de acero se fabrica disolviendo 5.0 g de carbono y 1.5 g de níquel por 100. g de hierro fundido. ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada componente en el acero terminado?
107. Una disolución de azúcar se prepara de tal manera que contiene 10.% dextrosa en masa. ¿Qué cantidad de esta disolución se necesita para obtener 25 g de dextrosa?
108. ¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 están contenidos en 500. g de una disolución de 5.5% Na_2CO_3 en masa?
109. ¿Qué masa del KNO_3 se requiere para preparar 125 g de una disolución 1.5% KNO_3 ?
110. Una disolución contiene 7.5% en masa NaCl y 2.5% en masa KBr. ¿Qué masa de cada soluto está contenida en 125 g de la disolución?
111. ¿Cuántos moles de cada ión están presentes en 11.7 mL de una disolución de Na_3PO_4 0.102 M?
112. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona el número de moles del soluto, seguido por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad.
- 0.10 moles de $CaCl_2$; 25 mL
 - 2.5 moles de KBr; 2.5 L
 - 0.55 moles de $NaNO_3$; 755 mL
 - 4.5 moles de Na_2SO_4 ; 1.25 L
113. Para cada una de las siguientes disoluciones se proporciona la masa del soluto, seguida por el volumen total de la disolución preparada. Calcule la molaridad.
- 5.0 g de $BaCl_2$; 2.5 L
 - 3.5 g de KBr; 75 mL
 - 21.5 g de Na_2CO_3 ; 175 mL
 - 55 g de $CaCl_2$; 1.2 L
114. Si se disuelven 125 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en agua suficiente para preparar 450. mL de disolución, calcule la molaridad.
115. El ácido clorhídrico concentrado se prepara bombeando gas cloruro de hidrógeno en agua destilada. Si el HCl concentrado contiene 439 g de HCl por litro, ¿cuál es la molaridad?
116. Si se disuelven 1.5 g de NaCl en agua suficiente para preparar 1.0 L de la disolución, ¿cuál es la molaridad del NaCl en la disolución?
117. ¿Cuántos moles del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- 1.5 L de una disolución de H_2SO_4 3.0 M
 - 35 mL de una disolución de NaCl 5.4 M
 - 5.2 L de una disolución de H_2SO_4 18 M
 - 0.050 L de una disolución de NaF 1.1×10^{-3} M
118. ¿Cuántos moles y cuántos gramos del soluto indicado contiene cada una de las siguientes disoluciones?
- 4.25 L de una disolución de KCl 0.105 M
 - 15.1 mL de una disolución de $NaNO_3$ 0.225 M
 - 25 mL de una disolución de HCl 3.0 M
 100. mL de una disolución de H_2SO_4 0.505 M
119. Si se disponen de 10. g de $AgNO_3$, ¿qué volumen de una disolución de $AgNO_3$ 0.25 M puede prepararse?

120. Calcule el número de moles de *cada* ión presente en las siguientes disoluciones.
- 1.25 L de una disolución de Na_3PO_4 0.250 M
 - 3.5 mL de una disolución de H_2SO_4 6.0 M
 - 25 mL de una disolución de AlCl_3 0.15 M
 - 1.50 L de una disolución de BaCl_2 1.25 M
121. El carbonato de calcio, CaCO_3 , puede obtenerse en un estado muy puro. Las disoluciones estándar del ión calcio por lo regular se preparan disolviendo el carbonato de calcio en un ácido. ¿Qué masa del CaCO_3 debe tomarse para preparar 500. mL de una disolución del ión calcio 0.0200 M?
122. Calcule la nueva molaridad presente cuando se adicionan 150. mL de agua a cada una de las siguientes disoluciones.
- 125 mL de HBr 0.200 M
 - 155 mL de $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ 0.250 M
 - 0.500 L de H_3PO_4 0.250 M
 - 15 mL de H_2SO_4 18.0 M
123. ¿Cuántos mililitros de H_2SO_4 18.0 M se requieren para preparar 35.0 mL de una disolución 0.250 M?
124. Cuando 50. mL de NaCl 5.4 M se diluyen a un volumen final de 300. mL, ¿cuál es la concentración del NaCl en la disolución diluida?
125. Cuando se adicionan 10. L de agua a 3.0 L de H_2SO_4 6.0 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.
126. ¿Cuántos mililitros de una disolución de Na_2S 0.10 M se requieren para precipitar todo el níquel como NiS a partir de 25.0 mL de una disolución de NiCl_2 0.20 M?
- $$\text{NiCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow \text{NiS}(s) + 2\text{NaCl}(ac)$$
127. ¿Cuántos gramos de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ se requieren para precipitar todo el ión sulfato presente en 15.3 mL de una disolución de H_2SO_4 0.139 M?
- $$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + 2\text{HNO}_3(ac)$$
128. ¿Qué volumen de una disolución de HNO_3 0.150 M se necesita para neutralizar de manera exacta 35.0 mL de una disolución de NaOH 0.150 M?
129. ¿Qué volumen del HCl 0.250 M se requiere para neutralizar cada una de las siguientes disoluciones?
- 25.0 mL de hidróxido de sodio, NaOH, 0.103 M
 - 50.0 mL de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 0.00501 M
 - 20.0 mL de amoníaco, NH_3 , 0.226 M
 - 15.0 mL de hidróxido de potasio, KOH, 0.0991 M
130. Para cada una de las siguientes disoluciones se indica la masa del soluto tomada, al igual que el volumen total de la disolución preparada. Calcule la normalidad de cada disolución.
- 15.0 g de HCl; 500. mL
 - 49.0 g de H_2SO_4 ; 250. mL
 - 10.0 g de H_3PO_4 ; 100. mL
131. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes disoluciones.
- ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 0.50 M
 - ácido sulfúrico, H_2SO_4 , 0.00250 M
 - hidróxido de potasio, KOH, 0.10 M
132. Una disolución de dihidrógeno fosfato de sodio se preparó disolviendo 5.0 g de NaH_2PO_4 en agua suficiente para preparar 500. mL de la disolución. ¿Cuáles son la molaridad y la normalidad de la disolución resultante?
133. ¿Cuántos mililitros del NaOH 0.105 M se requieren para neutralizar de manera exacta 14.2 mL de H_3PO_4 0.141 M?
134. Si se necesitan 27.5 mL de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 3.5×10^{-2} N para neutralizar 10.0 mL de una disolución de ácido nítrico de concentración desconocida, ¿cuál es la normalidad del ácido nítrico?

PREGUNTAS

- ¿Cuáles son algunas propiedades generales de los gases que permiten distinguirlos de los líquidos y sólidos?
- ¿Cómo se origina la presión de la atmósfera? Dibuje una representación del dispositivo utilizado por lo general para medir la presión de la atmósfera. Su libro de texto describe un experimento sencillo para demostrar esta presión. Explique el experimento.
- ¿Cuál es la unidad de presión en el SI? ¿Cuáles unidades de presión se utilizan de manera común en Estados Unidos? ¿Por qué estas unidades comunes son más convenientes de utilizar que las unidades del SI? Describa un *manómetro* y explique cómo tal dispositivo puede utilizarse para medir la presión de muestras de gas.
- Su libro de texto proporciona varias definiciones y fórmulas para la ley de Boyle de los gases. Escriba, con sus *propias* palabras, qué indica en realidad esta ley acerca de los gases. Ahora escriba dos expresiones matemáticas que describan la ley de Boyle. ¿Estas dos expresiones indican cosas diferentes o son representaciones distintas de los mismos fenómenos? Dibuje la forma general de una gráfica de la presión en función del volumen para un gas ideal.
- Cuando se estaba utilizando la ley de Boyle en la resolución de problemas en su libro de texto, pudo haber notado que en las preguntas con frecuencia se aclaraba que “la temperatura y la cantidad del gas permanecen constantes”. ¿Por qué era necesaria esta aclaración?
- ¿Qué indica la ley de Charles acerca de cómo el volumen de una muestra gaseosa varía a medida que se cambia la temperatura de la muestra? ¿En qué *difiere* esta relación volumen-temperatura de la relación volumen-presión de la ley de Boyle? Mencione dos expresiones matemáticas que describan la ley de Charles. Para que ésta sea verdadera, ¿por qué la presión y la cantidad del gas deben permanecer constantes? Dibuje la forma general de una gráfica del volumen en función de la temperatura (a presión constante) para un gas ideal.
- Explique cómo puede derivarse el concepto del cero absoluto a partir de los estudios de los gases de Charles. *Sugerencia.* ¿Qué le sucedería al volumen de una muestra de gas en el cero absoluto (si el gas no se licuara primero)? ¿Qué escala de temperatura está definida con su punto más bajo como el cero absoluto de la temperatura? ¿Cuál es el cero absoluto en grados Celsius?
- ¿Qué indica la ley de Avogadro acerca de la relación entre el volumen de una muestra de gas y el número de moléculas que contiene? ¿Por qué se deben mantener constantes la temperatura y la presión para realizar comparaciones válidas utilizando la ley de Avogadro? ¿Esta ley describe una relación directa o inversa entre el volumen y el número de moles del gas?
- ¿A qué se refiere específicamente el término *gas ideal*? Explique por qué la *ley de los gases ideales* ($PV = nRT$) es en realidad una combinación de las leyes de los gases de Boyle, Charles y Avogadro. ¿Cuál es el valor numérico y cuáles son las unidades específicas de la constante universal de los gases, R ? ¿Por qué prestarle atención a las *unidades* es especialmente importante cuando se realizan cálculos con la ley de los gases ideales?
- La ley de Dalton de las presiones parciales considera las propiedades de las mezclas de gases. ¿A qué se refiere la *presión parcial* de un gas individual en una mezcla? ¿Cómo depende la *presión total* de una mezcla gaseosa de las presiones parciales de los gases individuales en la mezcla? ¿Cómo ayuda la ley de Dalton a explicar que en una muestra de gas ideal el volumen de las moléculas individuales es insignificante en comparación con el volumen total de la muestra?
- ¿Qué le sucede a una muestra de un gas cuando se recolecta desplazándolo del, o burbujeándolo a través del agua? ¿Cómo se toma en cuenta esto cuando se calcula la presión del gas?
- Sin consultar su libro de texto, liste y explique los postulados principales de la teoría cinética molecular para los gases. ¿Cómo estos postulados ayudan a explicar las siguientes propiedades de un gas: la presión del gas y por qué ésta aumenta con el incremento de la temperatura; el hecho de que un gas llena su contenedor por completo, y de que el volumen de una muestra dada de gas aumenta a medida que se incrementa su temperatura?
- ¿Qué significa “TPE”? ¿Qué condiciones corresponden a la TPE? ¿Cuál es el volumen ocupado por un mol de un gas ideal a TPE?
- En general, ¿cómo se visualizan las estructuras de los sólidos y los líquidos? Explique cómo las densidades y las compresibilidades de ambos contrastan con las propiedades de las sustancias gaseosas. ¿Cómo se sabe que las estructuras de los estados sólido y líquido de una sustancia son más comparables entre sí que las propiedades de la sustancia en el estado gaseoso?
- Describa algunas propiedades físicas del agua. ¿Por qué el agua es una de las sustancias más importantes de la Tierra?
- Defina el punto de ebullición *normal* del agua. ¿Por qué una muestra de agua hirviendo permanece a la misma temperatura hasta que toda se ha hervido? Defina el punto de congelación normal del agua. Dibuje una representación de su curva de calentamiento/enfriamiento, marcando de manera clara los puntos de congelación y ebullición normales.
- ¿Los cambios en el estado son físicos o químicos? Explique. ¿Qué tipo de fuerzas deben superarse para fusionar o evaporar una sustancia (estos factores son *intramoleculares* o *intermoleculares*)? Defina el *calor molar de fusión* y el *calor molar de evaporación*. ¿Por qué el calor molar de evaporación del agua es mucho mayor que su calor molar de fusión? ¿Por qué el punto de ebullición de un líquido varía con la altitud?

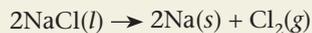
18. ¿Qué es una *atracción dipolo-dipolo*? ¿Cómo se comparan las intensidades de las fuerzas dipolo-dipolo con las intensidades de los enlaces covalentes comunes? ¿Qué es el *enlace de hidrógeno*? ¿Qué condiciones son necesarias para que este enlace exista en una sustancia o mezcla? ¿Qué evidencia experimental se tiene para el enlace de hidrógeno?
19. Defina las *fuerzas de dispersión de London*. Dibuje una representación que muestre cómo surgen. ¿Estas fuerzas son relativamente intensas o relativamente débiles? Explique. Aunque las fuerzas de London existen entre todas las moléculas, ¿para qué tipo de molécula son la única fuerza intermolecular principal?
20. ¿Por qué el proceso de *evaporación* requiere una entrada de energía? ¿Por qué es tan importante que el agua tenga un calor de evaporación grande? ¿Qué es la *condensación*? Explique cómo los procesos de evaporación y de condensación representan un *equilibrio* en un contenedor cerrado. Defina la *presión de vapor de equilibrio* de un líquido. Describa un experimento que demuestre que la presión de vapor permite medir la magnitud de esa presión. ¿Cómo se relaciona la magnitud de la presión de vapor de un líquido con las fuerzas intermoleculares en éste?
21. Defina un *sólido cristalino*. Describa a detalle algunos tipos importantes de sólidos cristalinos y nombre una sustancia que sea un ejemplo de cada tipo. Explique cómo se mantienen juntas las partículas en cada tipo de sólido (las fuerzas entre las partículas que existen). ¿Cómo estas fuerzas influyen en las propiedades físicas voluminosas del sólido?
22. Defina el enlazamiento que existe en los metales y cómo este modelo explica algunas de sus propiedades físicas únicas. ¿Qué son las *aleaciones* de metales? Identifique los dos tipos principales de aleaciones y describa en qué difieren sus estructuras. Mencione varios ejemplos de cada tipo de aleación.
23. Defina una *disolución*. Describa cómo un soluto iónico como el NaCl se disuelve en el agua para formar una disolución. ¿Cómo se superan las fuerzas de enlace intensas en un cristal de un soluto iónico? ¿Por qué los iones en una disolución no se atraen entre sí de manera tan intensa como para reconstruir el soluto iónico? ¿Cómo se disuelve en el agua un sólido molecular como el azúcar? ¿Qué fuerzas entre las moléculas del agua y las de un sólido molecular pueden ayudar a la disolución del soluto? ¿Por qué algunas sustancias *no* se disuelven en absoluto en el agua?
24. Defina una disolución saturada. ¿*Saturada* significa lo mismo que cuando se dice que la disolución está *concentrada*? Explique. ¿Por qué un soluto sólo se disuelve en el agua a una extensión particular? ¿Cómo representa un equilibrio la formación de una disolución saturada?
25. La concentración de una disolución puede expresarse de muy diversas maneras. Suponga que se disolvieron 5.00 g de NaCl en 15.0 g de agua, lo cual resultó en 16.1 mL de la disolución después de mezclarse. Explique cómo calcularía el *porcentaje en masa* del NaCl y su *molaridad*.
26. Cuando se diluye una disolución agregando disolvente adicional, la *concentración* del soluto cambia pero no su *cantidad*. Explique. Suponga que se adicionan 250. mL de agua a 125 mL de una disolución de NaCl 0.551 M. Explique *cómo* calcularía la concentración de la disolución después de la dilución.
27. ¿Qué es un *equivalente* de un ácido? ¿Qué representa un equivalente de una base? ¿Cómo se relaciona el peso equivalente de un ácido o de una base con la masa molar de la sustancia? Mencione un ejemplo de un ácido y de una base que tengan pesos equivalentes *iguales* a sus masas molares. Proporcione un ejemplo de un ácido y de una base que tengan pesos equivalentes que *no sean iguales* a sus masas molares. ¿Qué es una disolución *normal* de un ácido o de una base? ¿Cómo se relaciona la *normalidad* de uno y otra con su *molaridad*? Mencione un ejemplo de una disolución cuya normalidad sea igual a su molaridad y un ejemplo de una disolución cuya normalidad *no* sea igual a su molaridad.

PROBLEMAS

28. a) Si la presión sobre una muestra de 125 mL de gas se aumenta de 755 mm de Hg a 899 mm de Hg a temperatura constante, ¿cuál será el volumen de la muestra?
- b) Si una muestra de gas se comprime de un volumen inicial de 455 mL a 755 mm de Hg a un volumen final de 327 mL a temperatura constante, ¿cuál será la nueva presión en la muestra?
29. a) Si la temperatura de una muestra de 255 mL de gas se incrementa de 35 °C a 55 °C a presión constante, ¿cuál será el nuevo volumen de la muestra?
- b) Si una muestra de 325 mL de gas a 25 °C se sumerge en nitrógeno líquido a -196 °C, ¿cuál será el nuevo volumen de la muestra?
30. Calcule la cantidad indicada para cada muestra de gas.
- a) El volumen ocupado por 1.15 g de gas helio a 25 °C y 1.01 atm de presión.
- b) La presión parcial de cada gas si se confinan 2.27 g de H₂ y 1.03 g de He en un contenedor de 5.00 L a 0 °C.
- c) La presión que existe en un tanque de 9.97 L que contiene 42.5 g de gas argón a 27 °C.
31. El gas cloro, Cl₂, puede generarse en pequeñas cantidades por medio de la adición de ácido clorhídrico concentrado al óxido de manganeso(IV)
- $$\text{MnO}_2(s) + 4\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{MnCl}_2(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{Cl}_2(g)$$
- El gas cloro se burbujea a través del agua para disolver cualquier traza de HCl restante y después se seca burbujeándolo a través de ácido sulfúrico concentrado.
- Después del secado, ¿qué volumen del gas Cl₂ a TPE esperaría si se trataran 4.05 g de MnO₂ con un exceso de HCl concentrado?
32. Cuando se calienta de manera vigorosa el carbonato de calcio, genera gas dióxido de carbono.
- $$\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$$

Si se calientan 1.25 g de CaCO_3 , ¿qué masa del CO_2 se produciría? ¿Qué volumen ocuparía esta cantidad de CO_2 a TPE?

33. Si se pasa una corriente eléctrica a través del cloruro de sodio fundido, se genera gas cloro elemental (vea el capítulo 18) a medida que se descompone el cloruro de sodio.



¿Qué volumen del gas cloro medido a 767 mm de Hg a 25 °C se generaría por medio de la descomposición completa de 1.25 g de NaCl?

34. Calcule la cantidad indicada para cada disolución.
- El porcentaje en masa del soluto cuando se disuelven 2.05 g de NaCl en 19.2 g de agua.
 - La masa del soluto contenida en 26.2 g de una disolución 10.5% CaCl_2 .
 - La masa del NaCl requerido para preparar 225 g de una disolución 5.05% NaCl.
35. Calcule la cantidad indicada para cada disolución.
- La masa del soluto presente en 235 mL de una disolución de NaOH 0.251 M.
 - La molaridad de la disolución cuando se disuelven en el agua 0.293 moles de KNO_3 a un volumen final de 125 mL.
 - El número de moles de HCl presentes en 5.05 L de una disolución 6.01 M.

36. Calcule las molaridades de las disoluciones que resultan cuando se preparan las diluciones indicadas. Suponga que los volúmenes son aditivos.

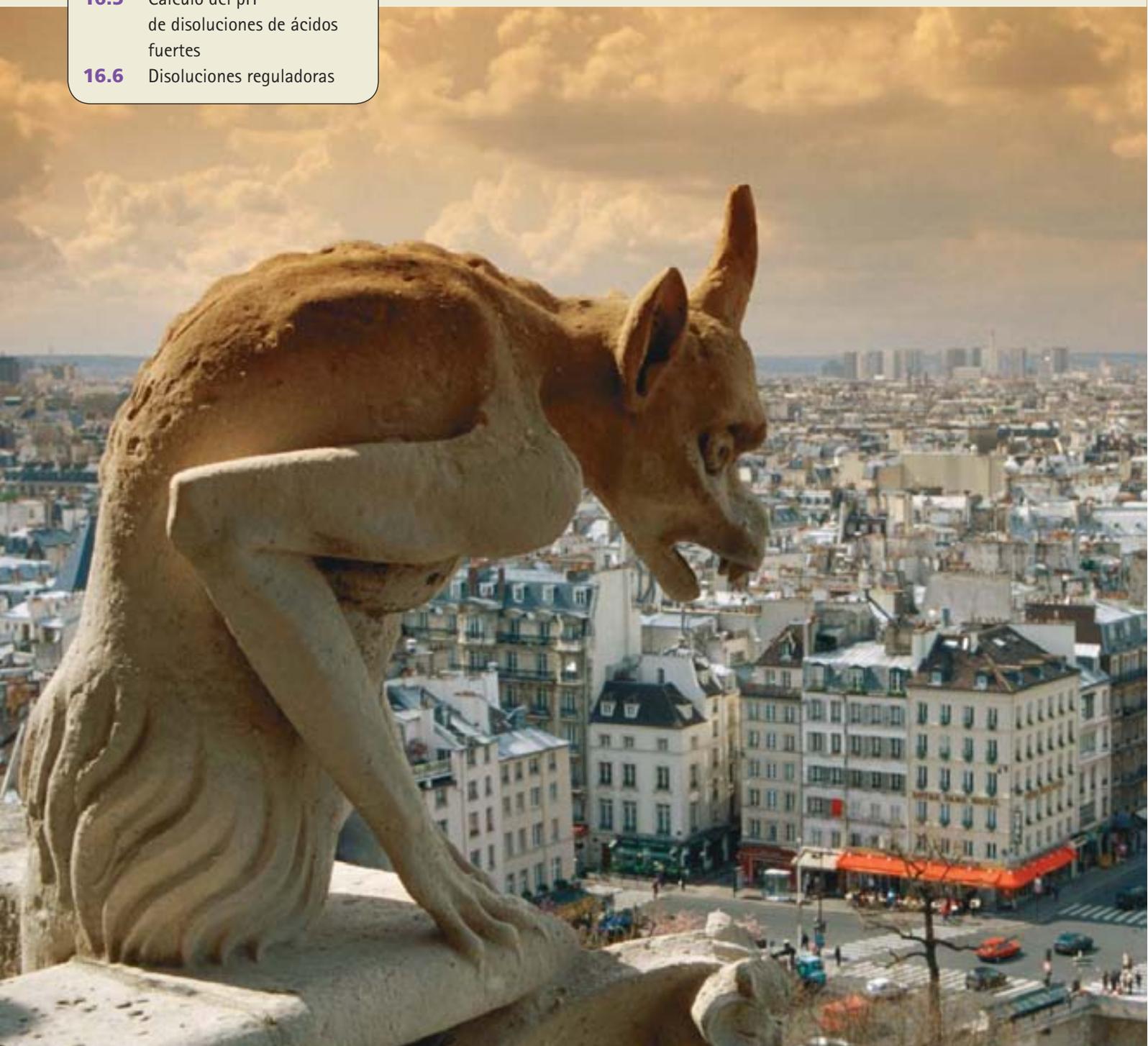
- Se adicionan 25 mL de agua a 12.5 mL de una disolución de NaOH 1.515 M.
 - Se diluyen 75.0 mL de HCl 0.252 M a un volumen de 225 mL.
 - Se adicionan 52.1 mL de HNO_3 0.751 M a 250. mL de agua.
37. Calcule el volumen (en mililitros) de cada una de las siguientes disoluciones de un ácido que se requeriría para neutralizar 36.2 mL de una disolución de NaOH 0.259 M.
- HCl 0.271 M
 - H_2SO_4 0.119 M
 - H_3PO_4 0.171 M
38. Si 125 mL de una disolución concentrada de ácido sulfúrico (densidad de 1.84 g/mL, 98.3% H_2SO_4 en masa) se diluyen a un volumen final de 3.01 L, calcule la siguiente información.
- La masa del H_2SO_4 puro en la muestra de 125 mL.
 - La molaridad de la disolución *concentrada* del ácido.
 - La molaridad de la disolución *diluida* del ácido.
 - La normalidad de la disolución diluida del ácido.
 - La cantidad de la disolución diluida del ácido necesaria para neutralizar 45.3 mL de una disolución de NaOH 0.532 M.

16

Ácidos y bases

- 16.1 Ácidos y bases
- 16.2 Fuerza de los ácidos
- 16.3 El agua como un ácido y una base
- 16.4 La escala del pH
- 16.5 Cálculo del pH de disoluciones de ácidos fuertes
- 16.6 Disoluciones reguladoras

- Las gárgolas de la catedral de Notre Dame en París necesitan restauración debido a décadas de lluvia ácida. *(Witold Skrypczak/SuperStock)*

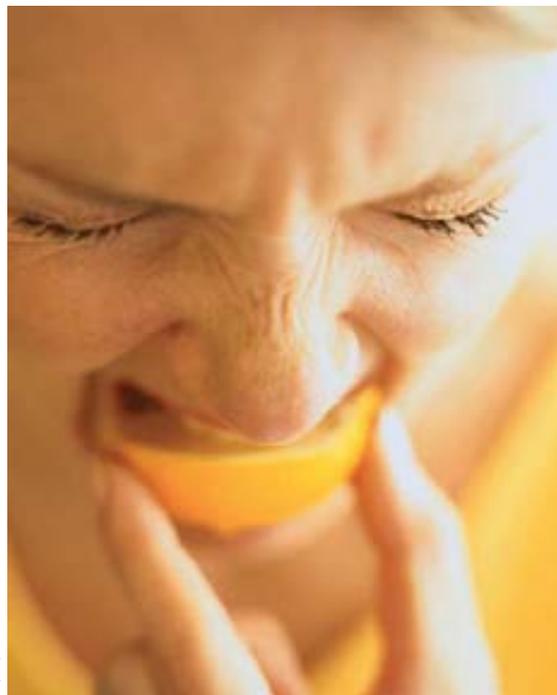


OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com

Los ácidos son sustancias muy importantes. Ocasionan que los limones sean agrios, que la digestión de los alimentos en el estómago a veces cause ardor estomacal, disuelven rocas para formar fertilizante y su esmalte dental para formar caries, y limpian los depósitos de las cafeteras. Los ácidos son sustancias químicas industriales esenciales. De hecho, la sustancia química que ocupa el primer lugar en términos de la cantidad producida en Estados Unidos es el ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Ochenta mil millones de libras de este material se utilizan cada año en la producción de fertilizantes, detergentes, plásticos, fármacos, acumuladores y metales. Las propiedades ácido-base de las sustancias también pueden utilizarse para hacer innovaciones interesantes, como la goma de mascar espumante descrita en la página 517.

En este capítulo se considerarán las propiedades más importantes de los ácidos y sus opuestos, las bases.



Un limón sabe agrio debido a que contiene ácido cítrico.

16.1

Ácidos y bases

OBJETIVO

¡No pruebe los reactivos químicos!

Aprender acerca de dos modelos de ácidos y bases y la relación de los pares ácido-base conjugados.

Los ácidos primero fueron reconocidos como sustancias que saben agrias. El vinagre sabe agrio debido a que es una disolución diluida de ácido acético; el ácido cítrico es responsable del sabor agrio de un limón. Las bases, en ocasiones llamadas *álcalis*, se caracterizan por su sabor amargo y sensación resbaladiza. La mayoría de los jabones de mano y preparaciones comerciales de destapacaños son altamente básicos.

La primera persona en reconocer la naturaleza esencial de los ácidos y bases fue Svante Arrhenius. Con base en sus experimentos con electrolitos, Arrhenius postuló que los **ácidos producen iones hidrógeno en disolución acuosa**, mientras que las **bases producen iones hidróxido** (repase la sección 7.4).

Por ejemplo, cuando se disuelve en agua el gas cloruro de hidrógeno, cada molécula produce iones como se indica a continuación.



Esta disolución es el ácido fuerte conocido como *ácido clorhídrico*. Por otro lado, cuando se disuelve en agua el hidróxido de sodio sólido, sus iones se separan para producir una disolución que contiene los iones Na^+ y OH^- .



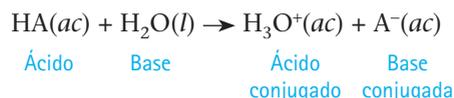
La etiqueta en una botella de ácido clorhídrico concentrado.



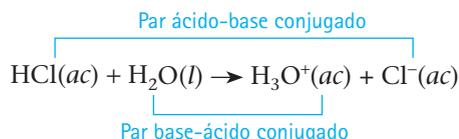
A esta disolución se le llama *base fuerte*.

Aunque el **concepto de Arrhenius de los ácidos y bases** fue un paso trascendental hacia adelante en la comprensión de la química ácido-base, este concepto es limitado debido a que sólo considera un tipo de base: el ión hidróxido. El químico danés Johannes Brønsted y el químico inglés Thomas Lowry sugirieron una definición más general de los ácidos y bases. En el **modelo de Brønsted-Lowry**, *un ácido es un donador de protones (H^+) y una base es un aceptor de protones*. De acuerdo con el modelo de Brønsted-Lowry, la reacción general que ocurre cuando un ácido se disuelve en agua puede representarse mejor como un ácido (HA) donando un protón a la molécula del agua para formar un nuevo ácido (el **ácido conjugado**) y una nueva base (la **base conjugada**).

Recuerde que (ac) significa que se hidrata la sustancia: tiene moléculas de agua aglomeradas a su alrededor.

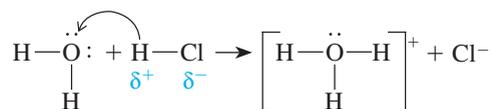


Este modelo enfatiza la función significativa de la molécula polar del agua en atraer el protón del ácido. Observe que la base conjugada es todo lo que queda de la molécula del ácido después de que se pierde un protón. El ácido conjugado se forma cuando se transfiere el protón a la base. Un **par ácido-base conjugado** consiste de dos sustancias relacionadas entre sí por la donación y aceptación de un *solo protón*. En la ecuación anterior hay dos pares ácido-base conjugados: HA (ácido) y A^- (base) y H_2O (base) y H_3O^+ (ácido). Por ejemplo, cuando se disuelve en agua el cloruro de hidrógeno, se comporta como un ácido.



En este caso el HCl es el ácido que pierde un ión H^+ para formar Cl^- , su base conjugada. Por otro lado, el H_2O (comportándose como una base) gana un ión H^+ para formar H_3O^+ (el ácido conjugado.)

¿Cómo puede el agua actuar como una base? Recuerde que el oxígeno de la molécula del agua tiene dos pares de electrones sin compartir, cualquiera de los cuales puede formar un enlace covalente con un ión H^+ . Cuando el HCl gaseoso se disuelve en el agua, ocurre la siguiente reacción:



Observe que se transfiere un ión H^+ de la molécula de HCl a la molécula del agua para formar el H_3O^+ , al cual se le llama **ión hidronio**.

EJEMPLO 16.1

Identificación de pares ácido-base conjugados

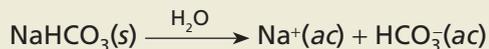
¿Cuáles de los siguientes representan pares ácido-base conjugados?

- HF , F^-
- NH_4^+ , NH_3
- HCl , H_2O

Goma que espumea

La goma de mascar Mad Dawg es el sueño de una broma práctica hecho realidad. Es notablemente agrio cuando alguien comienza a mascarla, pero la gran sorpresa viene alrededor de 10 mascadas después cuando una espuma de color brillante escurre de la boca de la persona. Aunque el efecto es espectacular, la causa es la química ácido-base sencilla.

La espuma consiste en azúcar y saliva mezcladas en un revoltijo burbujeante por el dióxido de carbono liberado de la goma. El dióxido de carbono se forma cuando el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) que hay en la goma se mezcla con el ácido cítrico y el ácido málico (también presente en la goma) en la humedad del ambiente de la boca. A medida que el NaHCO_3 se disuelve en el agua de la saliva, se separa en sus iones.



El ión bicarbonato, cuando se expone a los iones H^+ de los ácidos, se descompone en dióxido de carbono y agua.*



Los ácidos presentes en la goma también ocasionan que sea agria, estimulando la salivación extra y por lo tanto la espuma extra.

Aunque la reacción química que hay en el Mad Dawg está bien comprendida, el desarrollo de la goma en un producto seguro pero divertido no fue sencillo. De hecho, las primeras versiones de la goma explotaban debido a que los ácidos y el bicarbonato de sodio se mezclaban de manera prematura. Como sólidos, los ácidos cítrico y málico y el bicarbonato

de sodio no reaccionan entre sí. Sin embargo, la presencia de agua libera los iones para que se muevan y reaccionen. En la fabricación de la goma se aplican colorantes y saborizantes como disoluciones acuosas. El agua ocasionaba que la goma explotara en los primeros intentos por fabricarla. Los químicos obviamente resolvieron el problema. Compre algo de Mad Dawg y córtelo para ver cómo lo hicieron.

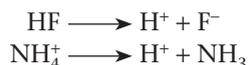


Goma de mascar Mad Dawg.

* Esta reacción se utiliza con frecuencia para impulsar "cohetes de botellas" adicionando vinagre (ácido acético diluido) al agua de soda (bicarbonato de sodio).

SOLUCIÓN

- a) y b) HF , F^- y NH_4^+ , NH_3 son pares ácido-base conjugados debido a que las dos especies difieren por un H^+ .



- c) El HCl y el H_2O no son un par ácido-base conjugado debido a que no están relacionados por la sustracción o adición de un H^+ . La base conjugada del HCl es el Cl^- . El ácido conjugado del H_2O es el H_3O^+ . ■

EJEMPLO 16.2**Escritura de bases conjugadas**

Escriba la base conjugada de cada uno de los siguientes compuestos.

- a) HClO_4 b) H_3PO_4 c) CH_3NH_3^+

SOLUCIÓN

Para obtener la base conjugada de un ácido se debe sustraer un ión H^+ .

- a) $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$
Ácido Base conjugada
- b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
Ácido Base conjugada
- c) $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{NH}_2$
Ácido Base conjugada

Autoevaluación

EJERCICIO 16.1 ¿Cuáles de las siguientes sustancias representan pares ácido-base conjugados?

- a) H_2O , H_3O^+
 b) OH^- , HNO_3
 c) H_2SO_4 , SO_4^{2-}
 d) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

Vea los problemas 16.7 al 16.14. ■

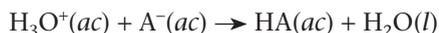
16.2 Fuerza de los ácidos**OBJETIVOS**

Comprender qué significa la fuerza de los ácidos. • Entender la relación entre la fuerza del ácido y la fuerza de la base conjugada.

Se ha visto que cuando un ácido se disuelve en el agua, se transfiere un protón del ácido al agua.



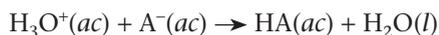
En esta reacción se forman un nuevo ácido, H_3O^+ (llamado *ácido conjugado*), y una nueva base, A^- (llamada *base conjugada*). El ácido y la base conjugados pueden reaccionar entre sí,



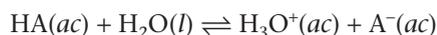
para volver a formar el ácido precursor y la molécula del agua. Por tanto, esta reacción puede ocurrir “en ambas direcciones”. La reacción directa es



y la reacción inversa es



Observe que los productos en la reacción directa son los reactivos en la reacción inversa. Por lo regular se representa por medio de flechas dobles esta situación en la que la reacción puede ocurrir en ambas direcciones.



Esta situación representa una competencia por el ión H^+ entre el H_2O (en la reacción directa) y el A^- (en la reacción inversa). Si el H_2O “gana” esta competencia, es decir, si tiene una atracción muy alta para el H^+ en comparación con A^- , entonces la disolución contendrá principalmente H_3O^+ y A^- . Se describe esta situación diciendo que la molécula de H_2O es una base mucho más fuerte (más atracción para el H^+) que A^- . En este caso predomina la reacción directa.



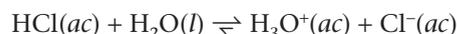
Se dice que el ácido HA se **ioniza por completo** o se **disocia por completo**. Esta situación representa un **ácido fuerte**.

También puede ocurrir la situación opuesta. En ocasiones A^- “gana” la competencia por el ión H^+ . En este caso A^- es una base mucho más fuerte que H_2O y predomina la reacción inversa.



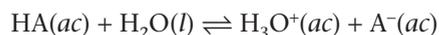
Aquí A^- tiene una atracción mucho mayor para el H^+ que el H_2O , y la mayoría de las moléculas de HA permanecen intactas. Esta situación representa un **ácido débil**.

Se puede determinar lo que en realidad está sucediendo en una disolución midiendo su capacidad para conducir una corriente eléctrica. Recuerde del capítulo 7 que una disolución puede conducir una corriente en proporción con el número de iones que están presentes (vea la figura 7.2). Cuando 1 mol de cloruro de sodio sólido se disuelve en 1 L de agua, la disolución resultante es un excelente conductor de una corriente eléctrica debido a que los iones Na^+ y Cl^- se separan por completo. Se le llama electrolito fuerte al NaCl. De manera similar, cuando 1 mol de cloruro de hidrógeno se disuelve en 1 L de agua, la disolución resultante es un excelente conductor. Por tanto, el cloruro de hidrógeno también es un electrolito fuerte, lo cual significa que cada molécula de HCl debe producir iones H^+ y Cl^- . Esto indica que predomina la reacción directa:



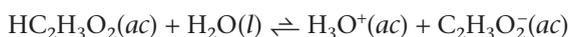
(De manera acorde, la flecha que apunta a la derecha es más larga que la que apunta a la izquierda.) En la disolución virtualmente no hay moléculas de HCl, sólo iones H^+ y Cl^- . Esto muestra que el Cl^- es una base muy deficiente en comparación con la molécula de H_2O ; virtualmente no tiene capacidad para atraer los iones H^+ en el agua. Esta disolución acuosa del cloruro de hidrógeno (llamada *ácido clorhídrico*) es un ácido fuerte.

En general, la fuerza de un ácido está definida por la posición de su reacción de ionización (disociación):



Un ácido fuerte es aquel para el que *predomina la reacción directa*. Esto significa que casi todo el HA original se disocia (ioniza) (vea la figura 16.1a). Existe una conexión importante entre la fuerza de un ácido y la de su base conjugada. *Un ácido fuerte contiene una base conjugada relativamente débil*, una que tiene una atracción baja para los protones. Un ácido fuerte puede describirse como un ácido cuya base conjugada es mucho más débil que el agua (vea la figura 16.2). En este caso las moléculas del agua ganan la competencia por los iones H^+ .

En contraste con el ácido clorhídrico, cuando el ácido acético, $HC_2H_3O_2$, se disuelve en el agua, la disolución resultante conduce una corriente eléctrica sólo de manera débil. Es decir, el ácido acético es un electrolito débil, lo cual significa que sólo están presentes unos cuantos iones. En otras palabras, para la reacción



© Cengage Learning

Una disolución de ácido clorhídrico conduce con facilidad una corriente eléctrica, como se muestra por medio de la brillantez de la bombilla.

Un ácido fuerte se disocia por completo en el agua. No permanecen moléculas del HA. Sólo están presentes el H_3O^+ y el A^- .

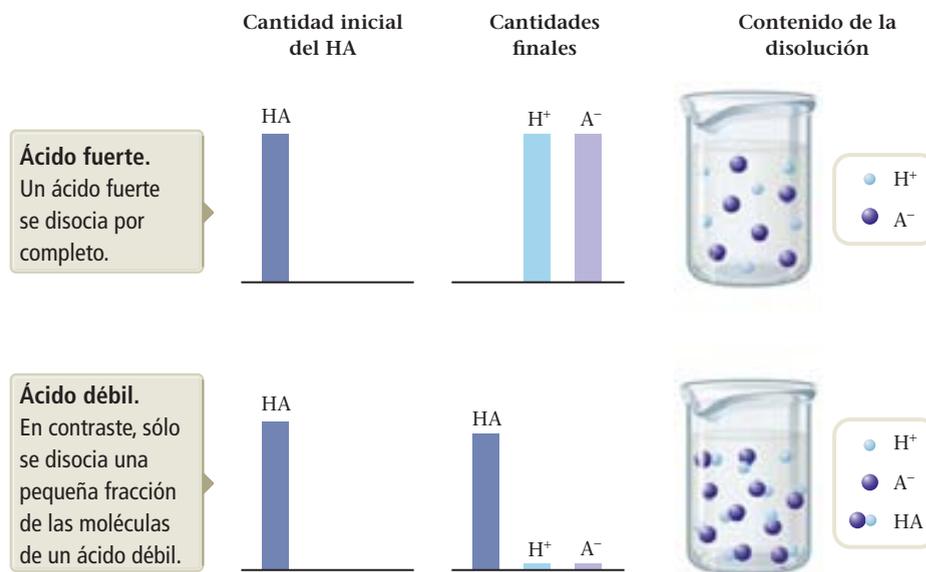


Figura 16.1

Representación gráfica del comportamiento de ácidos de diferentes fuerzas en una disolución acuosa.

predomina la reacción inversa (por tanto la flecha que apunta a la izquierda es más larga). De hecho, las mediciones muestran que sólo una en cien (1%) de las moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ se disocian (ionizan) en una disolución de ácido acético 0.1 M. Por tanto, éste es un ácido débil. Cuando las moléculas del ácido acético se colocan en el agua, casi todas permanecen sin disociarse. Esto indica que el ión acetato, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, es una base efectiva: atrae de manera muy exitosa los iones H^+ en el agua. Esto significa que el ácido acético permanece en gran medida en la disolución en la forma de moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Un ácido débil es uno para el que *predomina la reacción inversa*.



La mayor parte del ácido originalmente colocado en la disolución sigue estando presente como HA en equilibrio. Es decir, un ácido débil sólo se disocia (ioniza) a una extensión muy pequeña en la disolución acuosa (vea la figura 16.1b). En contraste con un ácido fuerte, un ácido débil tiene una base conjugada que es mucho más fuerte que el agua. En este caso una molécula de agua no tiene mucho éxito al sustraer un ión H^+ de la base conjugada. *Un ácido débil contiene una base conjugada relativamente fuerte* (figura 16.2).

En la tabla 16.1 se resumen las varias maneras de describir la fuerza de un ácido.

Figura 16.2

La relación de la fuerza del ácido y la fuerza de la base conjugada para la reacción de disociación

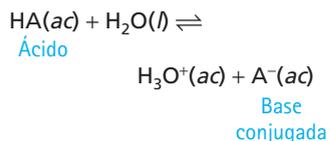


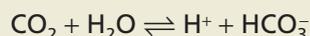
Tabla 16.1 Maneras de describir la fuerza de un ácido

Propiedad	Ácido fuerte	Ácido débil
La reacción de ionización (disociación) del ácido	Predomina la reacción directa	Predomina la reacción inversa
La fuerza de la base conjugada en comparación con la del agua	A^- es una base mucho más débil que el H_2O	A^- es una base mucho más fuerte que el H_2O

Carbonatación: un truco interesante

Las sensaciones del gusto y del olfato afectan en gran medida nuestra experiencia diaria. Por ejemplo, los recuerdos con frecuencia son accionados por un olor que coincide con alguno que ocurrió cuando un evento se almacenó originalmente en nuestros bancos de memoria. De manera similar, el sentido del gusto tiene un efecto poderoso en nuestra vida. Por ejemplo, varias personas ansían la sensación intensa producida por los compuestos encontrados en los chiles.

Una sensación que es bastante refrescante para la mayoría de la gente es el efecto de una bebida carbonatada fría en la boca. La sensación intensa y de hormigueo no se debe de manera directa al burbujeo del dióxido de carbono disuelto en la bebida. Más bien surge porque se producen protones a medida que el CO_2 interactúa con el agua en los tejidos de la boca.



Esta reacción es acelerada por un catalizador biológico, una enzima llamada *anhidrasa carbónica*. La acidificación de los fluidos en las terminaciones nerviosas de la boca conduce a la sensación intensa producida por las bebidas carbonatadas.

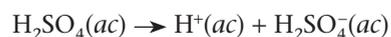
El dióxido de carbono también estimula los sitios nerviosos que detectan la "frescura" en la boca. De hecho, los investigadores han identificado un realce mutuo entre la frialdad y la presencia del CO_2 . Los estudios muestran que a una concentración dada del CO_2 , la bebida más fría se siente más "punzante" que una más caliente. Cuando las pruebas se condujeron sobre bebidas en las que se variaba la concentración del dióxido de carbono, los resultados mostraron que una bebida se sentía más fría a medida que se incrementaba la concentración del CO_2 aun cuando en realidad estaba a la misma temperatura.

Por tanto, una bebida puede parecer más fría si tiene una concentración más alta de dióxido de carbono. Al mismo tiempo, la frialdad de una bebida carbonatada puede intensificar la sensación de hormigueo ocasionada por la acidez inducida por el CO_2 . Esta es en realidad una sinergia feliz.

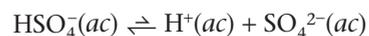


Una disolución de ácido acético sólo conduce una pequeña cantidad de la corriente como se muestra por medio de la bombilla débilmente iluminada.

Ácidos fuertes comunes son el ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(ac)$; el ácido clorhídrico, $\text{HCl}(ac)$; el ácido nítrico, $\text{HNO}_3(ac)$, y el ácido perclórico, $\text{HClO}_4(ac)$. El ácido sulfúrico en realidad es un **ácido diprótico**, que puede proveer dos protones. El ácido H_2SO_4 es un ácido fuerte que está virtualmente 100% disociado en el agua.



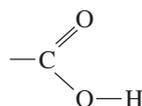
El ión HSO_4^- también es un ácido, pero débil:



Gran parte de los iones HSO_4^- permanecen sin disociarse.

La mayoría de los ácidos son **oxiácidos**, en los que el hidrógeno ácido está unido a un átomo de oxígeno (en la parte inferior de la siguiente página se muestran varios oxiácidos). Los ácidos fuertes que se han mencionado, con excepción del ácido clorhídrico, son ejemplos comunes. Los

ácidos orgánicos, aquellos con una estructura de átomos de carbono, por lo general contienen el **grupo carboxilo**.



Los ácidos de este tipo por lo general son débiles. Un ejemplo es el ácido acético, CH_3COOH , el cual con frecuencia se escribe como $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

Las plantas se defienden

En ocasiones las plantas no parecen obtener mucho respeto. Con frecuencia se piensa en ellas como formas de vida bastante sosas. Estamos acostumbrados a que los animales se comuniquen entre sí, pero se piensa que las plantas son mudas. Sin embargo, esta percepción está cambiando ahora. Se está volviendo más claro que se comunican con otras plantas y también con los insectos. Por ejemplo, Ilya Roskin y sus colegas de la Universidad Rutgers han encontrado que las plantas de tabaco sometidas a un ataque por alguna enfermedad envían una señal de socorro utilizando la sustancia química ácido salicílico, un precursor de la aspirina. Cuando una planta está infectada con el virus del mosaico del tabaco (VMT), el cual forma verrugas oscuras en las hojas y ocasiona que se arruguen y amarilleen, la planta enferma produce grandes cantidades de ácido salicílico para alertar a su sistema inmunitario de que pelee contra el virus. Además, parte del ácido salicílico se convierte en salicilato de metilo, un compuesto volátil que se evapora de la planta enferma. Las plantas vecinas absorben esta sustancia química y la convierten de vuelta en ácido salicílico; por tanto, accionan sus sistemas inmunitarios para protegerse contra el ataque inminente del VMT. Así, a medida que una planta de tabaco se prepara para combatir un ataque, también advierte a sus vecinas a fin de que estén listas para este virus.

En otro ejemplo de comunicación entre plantas, la hoja de tabaco bajo ataque por una oruga emite



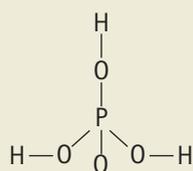
una señal química que atrae a una avispa parásita que pica y mata al insecto. Incluso más impresionante es la habilidad de la planta para personalizar la señal emitida a fin de que la avispa atraída se especialice en matar a la oruga particular involucrada en el ataque. La planta hace esto cambiando las proporciones de dos sustancias químicas emitidas cuando una oruga mastica una hoja. Los estudios han mostrado que otras plantas, como la del maíz y la del algodón, también desprenden sustancias químicas atrayentes de avispas cuando se enfrentan a un ataque de orugas.

Esta investigación muestra que las plantas pueden “hablar” para protegerse a sí mismas. Los científicos esperan aprender a ayudarlas a hacer esto de manera aún más efectiva.

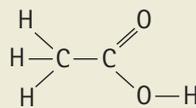


Servicio de Investigación Agrícola / USDA

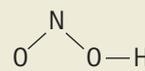
Una avispa deja sus huevos en una oruga de polilla gitana en la hoja de una planta de maíz.



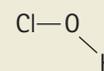
Ácido fosfórico



Ácido acético



Ácido nitroso



Ácido hipocloroso

Existen algunos ácidos importantes en los que el protón ácido está unido a un átomo diferente al del oxígeno. Los más significativos de estos son los hidrácidos, HX, donde X representa un átomo de halógeno. Algunos ejemplos son el HCl(ac), un ácido fuerte, y el HF(ac), un ácido débil.

16.3 El agua como un ácido y una base

OBJETIVO Aprender acerca de la ionización del agua.

Se dice que una sustancia es *anfótera* si puede comportarse como un ácido o como una base. El agua es la **sustancia anfótera** más común. Se puede ver esto de manera clara en la **ionización del agua**, la cual involucra la transferencia de un protón de la molécula del agua a otra para producir un ión hidróxido y un ión hidronio.



En esta reacción una molécula del agua actúa como un ácido proveyendo un protón, y la otra actúa como una base aceptando el protón. La reacción directa para este proceso no ocurre a una extensión muy grande. Es decir, en el agua pura sólo existe una pequeña cantidad de H_3O^+ y OH^- . A 25 °C, las concentraciones reales son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Observe que en el agua pura las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ son iguales debido a que se producen en números iguales en la reacción de ionización.

Una de las cuestiones más interesantes e importantes del agua radica en que el *producto* matemático de las concentraciones H_3O^+ y OH^- siempre es constante. Se puede encontrar esta constante multiplicando las concentraciones de H_3O^+ y OH^- a 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

A esta constante se le llama K_w . Por tanto, a 25 °C

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} = K_w$$

Para simplificar esta notación con frecuencia se escribe H_3O^+ sólo como H^+ . Por tanto, se escribirá la expresión de K_w como se muestra a continuación.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} = K_w$$

A 25 °C, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$
 $= 1.0 \times 10^{-14}$

A K_w se le llama **constante del producto iónico** para el agua. Las unidades por lo regular se omiten cuando se proporciona y se utiliza el valor de la constante.

Es importante reconocer el significado de K_w . En cualquier disolución acuosa a 25 °C, *sin importar lo que contenga*, el producto de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ siempre debe ser igual a 1.0×10^{-14} . Esto significa que si $[\text{H}^+]$ sube, la $[\text{OH}^-]$ debe bajar para que el producto de las dos siga siendo de 1.0×10^{-14} . Por ejemplo, si el gas HCl se disuelve en el agua incrementando la $[\text{H}^+]$, la $[\text{OH}^-]$ debe disminuir.

Existen tres situaciones posibles que se podrían encontrar en una disolución acuosa. Si se adiciona un ácido (un donador de H^+) al agua, se obtiene una *disolución ácida*. En este caso, debido a que se ha adicionado una fuente de H^+ , la $[\text{H}^+]$ será mayor que la $[\text{OH}^-]$. Por otro lado, si se adiciona una base (una fuerte de OH^-) al agua, el $[\text{OH}^-]$ será mayor que la $[\text{H}^+]$. Esta es una *disolución básica*. Por último, se podría tener una situación en la que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$. A ésta se le llama *disolución neutra*. El agua pura es automáticamente neutra, pero también puede obtenerse una disolución neutra

Recuerde que H^+ representa a H_3O^+ .

adicionando cantidades iguales de H^+ y OH^- . Es muy importante que comprenda las definiciones de las disoluciones neutras, ácidas y básicas. En resumen:

1. En una **disolución neutra**, $[H^+] = [OH^-]$
2. En una **disolución ácida**, $[H^+] > [OH^-]$
3. En una **disolución básica**, $[OH^-] > [H^+]$

Sin embargo, en cada caso $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$.

EJEMPLO 16.3

Cálculo de las concentraciones de los iones en el agua

Calcule $[H^+]$ y $[OH^-]$ como se requiere para cada una de las siguientes disoluciones a $25^\circ C$, y enuncie si la disolución es neutra, ácida o básica.

- a) $OH^- 1.0 \times 10^{-5} M$ b) $OH^- 1.0 \times 10^{-7} M$ c) $H^+ 10.0 M$

SOLUCIÓN

- a) **¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la $[H^+]$ en una disolución de $[OH^-]$ dada a $25^\circ C$.

¿Qué se conoce?

- A $25^\circ C$, $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5} M$

¿Cómo se llega allí?

Se sabe que $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$. Se necesita calcular la $[H^+]$. Sin embargo, la $[OH^-]$ está dada como $1.0 \times 10^{-5} M$, por lo que se resolverá para $[H^+]$ dividiendo ambos lados entre $[OH^-]$.

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} M$$

Debido a que $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5} M$ es mayor que $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9} M$, la disolución es básica. (Recuerde. Mientras más negativo el exponente, menor el número.)

- b) **¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la $[H^+]$ en una disolución de $[OH^-]$ dada a $25^\circ C$.

¿Qué se conoce?

- A $25^\circ C$, $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$

¿Cómo se llega allí?

De nuevo se tiene el $[OH^-]$, por lo que se resuelve la expresión de K_w para $[H^+]$.

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-7}} = 1.0 \times 10^{-7} M$$

Aquí $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$, por lo que la disolución es neutra.

- c) **¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar la $[OH^-]$ en una disolución de $[H^+]$ dada a $25^\circ C$.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = [H^+]$$

¿Qué se conoce?

- A 25 °C, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[\text{H}^+] = 10.0 \text{ M}$

¿Cómo se llega allí?

En este caso se proporciona $[\text{H}^+]$, por lo que se resuelve para $[\text{OH}^-]$.

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{10.0} = 1.0 \times 10^{-15} \text{ M}$$

Ahora se compara $[\text{H}^+] = 10.0 \text{ M}$ con $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-15} \text{ M}$. Debido a que $[\text{H}^+]$ es mayor que $[\text{OH}^-]$, la disolución es ácida.

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$\frac{K_w}{[\text{H}^+]} = [\text{OH}^-]$$

Autoevaluación

EJERCICIO 16.2 Calcule la $[\text{H}^+]$ en una disolución en la que $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-2} \text{ M}$. ¿Esta disolución es ácida, neutra o básica?

Vea los problemas 16.31 al 16.34. ■

EJEMPLO 16.4**Uso de la constante del producto iónico en los cálculos**

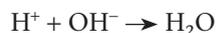
¿Es posible que una disolución acuosa a 25 °C tenga una $[\text{H}^+] = 0.010 \text{ M}$ y una $[\text{OH}^-] = 0.010 \text{ M}$?

SOLUCIÓN

La concentración 0.010 M también puede expresarse como $1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$. Por tanto, si $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$, el producto

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-2})(1.0 \times 10^{-2}) = 1.0 \times 10^{-4}$$

Esto no es posible. El producto de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ siempre debe ser 1.0×10^{-14} en el agua a 25 °C, por lo que una disolución no podría tener $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 0.010 \text{ M}$. Si se adicionan H^+ y OH^- al agua en estas cantidades, reaccionarán entre sí para formar H_2O ,



hasta que el producto $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$.

Este es un resultado general. Cuando se adicionan H^+ y OH^- al agua en cantidades como esas, el producto de sus concentraciones es mayor que 1.0×10^{-14} , y reaccionarán para formar agua hasta que se consuma el suficiente H^+ y OH^- para que $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$. ■

16.4**La escala del pH****OBJETIVOS**

Comprender el pH y el pOH. • Aprender a encontrar el pOH y el pH para diversas disoluciones. • Aprender a utilizar la calculadora para estos cálculos.

Para expresar números pequeños de manera conveniente, los químicos con frecuencia utilizan la “escala p”, la cual se basa en logaritmos comunes (base 10). En este sistema, si N representa algún número, entonces

$$\text{p}N = -\log N = (-1) \times \log N$$

Salpullido de aviones

Debido a que los aviones permanecen en servicio por muchos años, es importante ubicar la corrosión que podría debilitar su estructura en una etapa temprana. En el pasado, buscar por minutos señales de corrosión era muy tedioso y una labor exhaustiva, especialmente en aviones grandes. Sin embargo, esta situación ha cambiado gracias al sistema de pintura inventado por Gerald S. Frankel y Jian Zhang, de la Universidad Estatal de Ohio. La pintura que

crearon se vuelve rosa en áreas que están comenzando a corroerse, haciendo sencilla su ubicación.

El secreto de la magia de la pintura es la fenoltaleína, el indicador común ácido-base que se vuelve rosa en una disolución básica. La corrosión del forro de aluminio del avión involucra una reacción que forma iones OH^- , produciendo un área básica en el sitio de la corrosión que vuelve rosa la fenoltaleína. Debido a que este sistema es altamente sensible, la afectación puede corregirse antes de que dañe el avión.

La próxima vez que vuele, ¡si el avión tiene manchas rosas, podría desear esperar un vuelo posterior!

 **El módulo 9a, pH (Pt. 1)**, cubre los conceptos de esta sección.

Es decir, la p significa tomar el log del número que le sigue y multiplicar el resultado por -1 . Por ejemplo, para expresar el número 1.0×10^{-7} en la escala p , se necesita tomar el log negativo de 1.0×10^{-7} .

$$p(1.0 \times 10^{-7}) = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = 7.00$$

La escala del pH proporciona una manera compacta para representar la acidez de una disolución.

Debido a que la $[\text{H}^+]$ en una disolución acuosa por lo regular es bastante pequeña, el uso de la escala p en la forma de la **escala del pH** proporciona una manera conveniente para representar la acidez de una disolución. El pH se define como

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

 **El módulo 9b, pH (Pt. 2)**, cubre los conceptos de esta sección.

Para obtener el valor del pH de una disolución se debe calcular el log negativo de la $[\text{H}^+]$.

En el caso donde $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$, la disolución tiene un valor del pH de 5.00.

Para representar el pH al número apropiado de cifras significativas necesita conocer la siguiente regla de los logaritmos: *el número de decimales para un log debe ser igual al número de cifras significativas en el número original*. Por tanto,

$$[\text{H}^+] = \overset{\substack{2 \text{ cifras} \\ \text{significativas}}}{\boxed{1.0}} \times 10^{-5} \text{ M}$$

y

$$\text{pH} = \overset{\substack{2 \text{ lugares} \\ \text{decimales}}}{\boxed{5.00}}$$

EJEMPLO 16.5

Cálculo del pH

Calcule el valor del pH de cada una de las siguientes disoluciones a 25 °C.

- Una disolución en la que $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9} M$
- Una disolución en la que $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6} M$

SOLUCIÓN

- Para esta disolución $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$.

$$\begin{aligned} -\log 1.0 \times 10^{-9} &= 9.00 \\ \text{pH} &= 9.00 \end{aligned}$$

- En este caso se proporciona la $[OH^-]$. Por tanto, primero se debe calcular la $[H^+]$ a partir de la expresión K_w . Se resuelve

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

para $[H^+]$ dividiendo ambos lados entre $[OH^-]$.

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-6}} = 1.0 \times 10^{-8}$$

Ahora que se conoce la $[H^+]$ se puede calcular el pH, porque $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log[1.0 \times 10^{-8}] = 8.00$.

Autocomprobación

Tabla 16.2 Relación de la concentración del H^+ de una disolución con su pH

$[H^+]$	pH
1.0×10^{-1}	1.00
1.0×10^{-2}	2.00
1.0×10^{-3}	3.00
1.0×10^{-4}	4.00
1.0×10^{-5}	5.00
1.0×10^{-6}	6.00
1.0×10^{-7}	7.00

El pH disminuye a medida que la $[H^+]$ aumenta, y viceversa.

El símbolo p significa $-\log$.

EJERCICIO 16.3

Calcule el valor del pH de cada una de las siguientes disoluciones a 25 °C.

- Una disolución en la que $[H^+] = 1.0 \times 10^{-3} M$
- Una disolución en la que $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-5} M$

Vea los problemas 16.41 al 16.44. ■

Debido a que la escala del pH es una escala logarítmica con base 10, *el pH cambia en 1 por cada cambio de la potencia de 10 en la $[H^+]$* . Por ejemplo, una disolución de pH de 3 tiene una concentración de H^+ de $10^{-3} M$, la cual es 10 veces la de una disolución de pH de 4 ($[H^+] = 10^{-4} M$) y 100 veces la de una disolución de pH de 5. En la tabla 16.2 se ilustra esto. También observe en la tabla que *el pH disminuye a medida que la $[H^+]$ aumenta*. Es decir, un pH menor significa una disolución más ácida. En la figura 16.3 se muestra la escala del pH y sus valores para diversas sustancias comunes.

Con frecuencia se mide el pH de una disolución utilizando un medidor del pH, un dispositivo electrónico con una sonda que puede insertarse en una disolución de pH desconocido. En la figura 16.4 se muestra este medidor pH. También se utiliza de manera común el papel indicador de colores para medir el pH de una disolución cuando se necesita menos precisión. Una gota de la disolución a probarse se coloca en este papel especial, el cual inmediatamente toma el color característico de un pH dado (vea la figura 16.5).

Se utilizan escalas logarítmicas similares a las del pH para representar otras cantidades. Por ejemplo,

$$\text{pOH} = -\log[OH^-]$$

Por tanto, en una disolución en la que

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-12} M$$

el pOH es

$$-\log[OH^-] = -\log(1.0 \times 10^{-12}) = 12.00$$

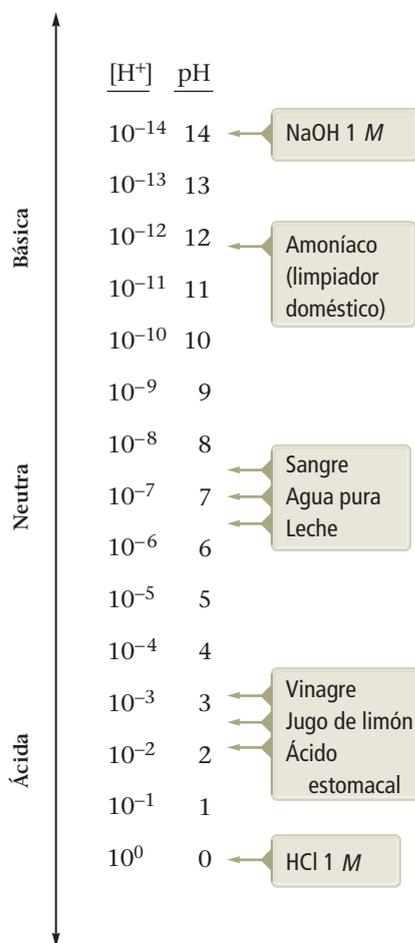


Figura 16.3

La escala del pH y los valores del pH de algunas sustancias comunes.

Figura 16.4

Un medidor del pH. Los electrodos a la derecha se colocan en la disolución con pH desconocido. La diferencia entre la [H⁺] en la disolución sellada en uno de los electrodos y la [H⁺] en la disolución que se está analizando se traduce en un potencial eléctrico y se registra en el medidor como una lectura del pH.



Ken O'Donoghue



© Cengage Learning

Figura 16.5

Papel indicador que se utiliza para medir el pH de una disolución. El pH se determina comparando el color que esa disolución imprime al papel con la tabla de colores.

EJEMPLO 16.6

Cálculo del pH y del pOH

Calcule el pH y el pOH de cada una de las siguientes disoluciones a 25 °C.

- $\text{OH}^- 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$
- $\text{H}^+ 1.0 \text{ M}$

SOLUCIÓN

- Se proporciona la [OH⁻], por lo que se puede calcular el valor del pOH tomando el $-\log[\text{OH}^-]$.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.0 \times 10^{-3}) = 3.00$$

Para calcular el pH primero se debe resolver la expresión K_w para [H⁺].

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

Ahora se calcula el pH.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-11}) = 11.00$$

b) En este caso se proporciona la $[\text{H}^+]$ y se puede calcular el pH.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0) = 0$$

Después se resuelve la expresión K_w para $[\text{OH}^-]$.

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

Ahora se calcula el pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.0 \times 10^{-14}) = 14.00. \blacksquare$$

Se puede obtener una relación conveniente entre el pH y el pOH comenzando con la expresión K_w $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ y tomando el log negativo de ambos lados.

$$-\log([\text{H}^+][\text{OH}^-]) = -\log(1.0 \times 10^{-14})$$

Debido a que el log de un producto es igual a la suma de los logs de los términos, es decir, $\log(A \times B) = \log A + \log B$, se tiene

$$\underbrace{-\log[\text{H}^+]}_{\text{pH}} + \underbrace{-\log[\text{OH}^-]}_{\text{pOH}} = -\log(1.0 \times 10^{-14}) = 14.00$$

lo cual da la ecuación

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

Esto significa que una vez que se conoce el pH o el pOH de una disolución, se puede calcular el otro. Por ejemplo, si una disolución tiene un pH de 6.00, el pOH se calcula como se indica a continuación.

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14.00 \\ \text{pOH} &= 14.00 - \text{pH} \\ \text{pOH} &= 14.00 - 6.00 = 8.00 \end{aligned}$$

EJEMPLO 16.7

Cálculo del pOH a partir del pH

El pH de la sangre es de alrededor de 7.4. ¿Cuál es el pOH de la sangre?

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14.00 \\ \text{pOH} &= 14.00 - \text{pH} \\ &= 14.00 - 7.4 \\ &= 6.6 \end{aligned}$$

El pOH de la sangre es 6.6.

Autocomprobación

EJERCICIO 16.4 Una muestra de lluvia en un área con una contaminación del aire severa tiene un pH de 3.5. ¿Cuál es el pOH de esta agua de lluvia?

Vea los problemas 16.45 y 16.46. ■



© Peter Albreksten/Shutterstock

Los glóbulos rojos sólo pueden existir en un intervalo estrecho de pH.

También es posible determinar la $[H^+]$ o la $[OH^-]$ a partir del pH o del pOH. Para encontrar la $[H^+]$ a partir del pH se debe regresar a la definición de este último.

$$pH = -\log[H^+]$$

o

$$-pH = \log[H^+]$$

Para llegar a $[H^+]$, en el lado derecho de esta ecuación se debe “deshacer” la operación log. A esto se le llama tomar el *antilog* o el *log inverso*.

$$\begin{aligned} \log \text{ inverso} (-pH) &= \log \text{ inverso} (\log[H^+]) \\ \log \text{ inverso} (-pH) &= [H^+] \end{aligned}$$

FORJADOR DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

La operación puede involucrar una tecla 10^x en algunas calculadoras.

Existen diferentes métodos para realizar la operación log inverso en varias calculadoras. Un método común es la secuencia de dos teclas $\boxed{\text{inv}} \boxed{\log}$. (Consulte el manual de usuario de su calculadora para encontrar cómo se realiza la operación antilog o log inverso.) Los pasos para ir del pH a la $[H^+]$ son los siguientes.

Pasos para calcular la $[H^+]$ a partir del pH

Paso 1 Tomar el log inverso (antilog) de $-pH$ para obtener la $[H^+]$ utilizando las teclas $\boxed{\text{inv}} \boxed{\log}$ en ese orden. (Su calculadora puede requerir teclas diferentes para esta operación.)

Paso 2 Presionar la tecla $[-]$.

Paso 3 Introducir el pH.

Por práctica, se convertirá $pH = 7.0$ a $[H^+]$.

$$\begin{aligned} pH &= 7.0 \\ -pH &= -7.0 \end{aligned}$$



© Ernest R. Fim/ Shutterstock

Medición del pH del agua en una alberca.

El log inverso de -7.0 da 1×10^{-7} .

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

En el ejemplo 16.8 se ilustra más este proceso.

EJEMPLO 16.8

Cálculo de la $[\text{H}^+]$ a partir del pH

El pH de una muestra de sangre humana se midió como de 7.41. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ en esta sangre?

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 7.41 \\ -\text{pH} &= -7.41 \\ [\text{H}^+] &= \log \text{ inverso de } -7.41 = 3.9 \times 10^{-8} \\ [\text{H}^+] &= 3.9 \times 10^{-8} \text{ M} \end{aligned}$$

Observe que debido a que el pH tiene dos decimales, se necesitan dos cifras significativas para la $[\text{H}^+]$.

Autocomprobación

EJERCICIO 16.5 Se encontró que el pH del agua de lluvia en un área contaminada es de 3.50. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ para esta agua de lluvia?

Vea los problemas 16.49 y 16.50. ■

Se utiliza un procedimiento similar para cambiar del pOH a la $[\text{OH}^-]$, como se muestra en el ejemplo 16.9.

EJEMPLO 16.9

Cálculo de la $[\text{OH}^-]$ a partir del pOH

En una pecera se encontró que el pOH del agua es de 6.59. ¿Cuál es la $[\text{OH}^-]$ para esta agua?

SOLUCIÓN

Se utilizan los mismos pasos que para la conversión del pH a la $[\text{H}^+]$, excepto que se utiliza el pOH para calcular la $[\text{OH}^-]$.

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 6.59 \\ -\text{pOH} &= -6.59 \\ [\text{OH}^-] &= \log \text{ inverso de } -6.59 = 2.6 \times 10^{-7} \\ [\text{OH}^-] &= 2.6 \times 10^{-7} \text{ M} \end{aligned}$$

Observe que se requieren dos cifras significativas.

Autocomprobación

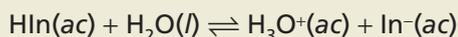
EJERCICIO 16.6 Se encontró que el pOH de un limpiador de desagües líquido es de 10.50. ¿Cuál es la $[\text{OH}^-]$ para este limpiador?

Vea los problemas 16.51 y 16.52. ■

Variedad de indicadores ácido-base en el jardín

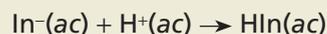
¿Qué nos pueden indicar las flores acerca de los ácidos y bases? En realidad, algunas pueden indicar si el suelo en el que están creciendo es ácido o básico. Por ejemplo, en el suelo ácido, las flores de la hortensia de hoja grande serán azules; en un suelo básico (alcalino), serán rojas. ¿Cuál es el secreto? El pigmento en la flor es un indicador ácido-base.

En general, los indicadores ácido-base son tintes que son ácidos débiles. Debido a que los indicadores por lo regular son moléculas complejas, con frecuencia se simbolizan como HIn . La reacción del indicador con agua puede escribirse como:

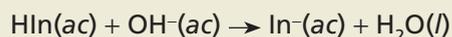


Para trabajar con un indicador ácido-base, la forma ácido-base conjugada de estos tintes debe tener colores diferentes. El nivel de acidez de la disolución se determinará si el indicador está presente principalmente en su forma ácida (HIn) o en su forma básica (In^-).

Cuando se coloca en una disolución ácida, la mayoría de la forma básica del indicador se convierte en la forma ácida por medio de la reacción



Cuando se coloca en una disolución básica, la mayoría de la forma ácida del indicador se convierte en la forma básica por medio de la reacción



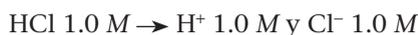
Resulta que muchas frutas, vegetales y flores pueden actuar como indicadores ácido-base. Las plantas rojas, azules y púrpura con frecuencia contienen una clase de sustancias químicas llamadas *antocianinas*, las cuales cambian de color con base en el nivel de acidez del entorno. Quizás la más famosa de estas plantas es la col roja. Ésta contiene una mezcla de antocianinas y otros pigmentos que le permiten servir como un "indicador universal". El jugo de la col roja parece rojizo oscuro a un pH de 1-2, púrpura a un pH de 4, azul a un pH de 8 y verde a un pH de 11.

16.5

Cálculo del pH de disoluciones de ácidos fuertes

OBJETIVO Aprender a calcular el pH de las disoluciones de ácidos fuertes.

En esta sección se aprenderá a calcular el pH para una disolución que contiene un ácido fuerte de concentración conocida. Por ejemplo, si se conoce que una disolución contiene HCl 1.0 M , ¿cómo se puede encontrar su pH? Para responder esta pregunta se debe conocer que cuando el HCl se disuelve en el agua, cada molécula se disocia (ioniza) en los iones H^+ y Cl^- . Es decir, se debe saber que el HCl es un ácido fuerte. Por tanto, aunque la etiqueta en la botella diga HCl 1.0 M , la disolución virtualmente no contiene moléculas de HCl . Una disolución de HCl 1.0 M contiene iones H^+ y Cl^- en vez de moléculas de HCl . Por lo regular las etiquetas en los contenedores indican la(s) sustancia(s) utilizada(s) para preparar la disolución, pero no necesariamente describen sus componentes después de la disolución. En este caso,



Por tanto, la $[\text{H}^+]$ en la disolución es 1.0 M . El pH es entonces

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0) = 0$$

Otros indicadores naturales incluyen las cortezas de las remolachas (las cuales cambian de rojo a púrpura en disoluciones muy básicas), del arándano (cambian de azul a rojo en disoluciones ácidas) y una

amplia variedad de pétalos de flores, incluyendo los delphinios, los geranios, las glorias de la mañana y, por supuesto, las hortensias.



Royalty-free Cortis



© Olena Mykhaylova/Shutterstock

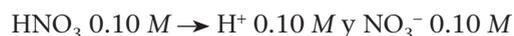
EJEMPLO 16.10

Cálculo del pH de las disoluciones de ácidos fuertes

Calcule el pH del HNO_3 0.10 M.

SOLUCIÓN

El HNO_3 es un ácido fuerte, por lo que los iones en la disolución son H^+ y NO_3^- . En este caso,



Por tanto,

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ M} \quad \text{y} \quad \text{pH} = -\log(0.10) = 1.00$$

Autocomprobación

EJERCICIO 16.7 Calcule el pH de una disolución de HCl 5.0×10^{-3} M.

Vea los problemas 16.57 al 16.58. ■

16.6 Disoluciones reguladoras

OBJETIVO Comprender las características generales de las disoluciones reguladoras.

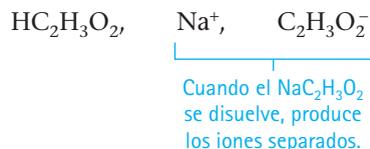
Agua: pH = 7

HCl 0.01 M: pH = 2

Una **disolución reguladora** (o amortiguadora) es aquella que resiste un cambio en su pH aun cuando se le adiciona un ácido o una base fuerte. Por ejemplo, cuando se agrega 0.01 moles de HCl a 1 L de agua pura, el pH cambia de su valor inicial de 7 a 2, un cambio de 5 unidades. Sin embargo, cuando se adicionan 0.01 moles de HCl a una disolución que contiene ácido acético 0.1 M ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) y acetato de sodio 0.1 M ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), el pH cambia de un valor inicial de 4.74 a 4.66, un cambio de sólo 0.08 unidades de pH. La última disolución es reguladora, sólo experimenta un cambio muy ligero en el pH cuando se le adiciona un ácido o una base fuerte.

Las disoluciones reguladoras son de vital importancia para los organismos vivos, cuyas células sólo pueden sobrevivir en un intervalo de pH muy estrecho. Muchas carpas doradas han muerto debido a que sus dueños no se dan cuenta de la importancia de regular el agua del acuario a un pH apropiado. Para que los humanos sobrevivan, el pH de la sangre debe mantenerse entre 7.35 y 7.45. Este intervalo estrecho es mantenido por sistemas reguladores diferentes.

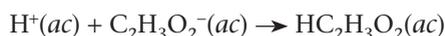
Una disolución es **regulada** por la *presencia de un ácido débil y su base conjugada*. Un ejemplo de disolución reguladora es una disolución acuosa que contiene ácido acético y acetato de sodio. Este último es una sal que provee iones acetato (la base conjugada del ácido acético) cuando se disuelve. Para ver cómo este sistema actúa como un regulador, se debe reconocer que las especies presentes en esta disolución son:



¿Qué sucede en esta disolución cuando se adiciona un ácido fuerte como el HCl? En agua pura, los iones H^+ del HCl se acumularían, disminuyendo por tanto el pH.



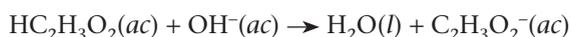
Sin embargo, esta disolución reguladora contiene iones $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, los cuales son básicos. Es decir, tienen una afinidad intensa para el H^+ , como lo evidencia el hecho de que el $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ es un ácido débil. Esto significa que los iones $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ y H^+ no existen juntos en números grandes. Debido a que el ión $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ tiene una afinidad alta para el H^+ , éstos se combinan para formar moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Por tanto, el H^+ del HCl adicionado no se acumula en la disolución sino que reacciona con el $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, como se indica a continuación.



Ahora se considera qué sucede cuando una base fuerte como el hidróxido de sodio se adiciona a la disolución reguladora. Si esta base se agregara al agua pura, los iones OH^- del sólido se acumularían y cambiarían (elevarían) en gran medida el pH.



Sin embargo, en la disolución reguladora el ión OH^- , el cual tiene una afinidad *muy intensa* para el H^+ , reacciona con las moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ como se indica a continuación.

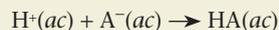


© Kristof Degreees/Shutterstock

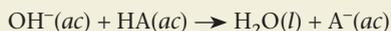
Para que las carpas doradas sobrevivan, el pH del agua debe ser controlado de manera cuidadosa.

Tabla 16.3 Características de una disolución reguladora

1. La disolución contiene un ácido débil HA y su base conjugada A⁻.
2. La disolución reguladora resiste los cambios en el pH reaccionando con cualquier H⁺ u OH⁻ adicionado para que estos iones no se acumulen.
3. Cualquier H⁺ adicionado reacciona con la base A⁻.



4. Cualquier OH⁻ adicionado reacciona con el ácido débil HA.



Esto sucede debido a que, aunque el C₂H₃O₂⁻ tiene una afinidad intensa para el H⁺, el OH⁻ tiene una afinidad mucho más intensa y por tanto puede sustraer iones H⁺ de las moléculas del ácido acético.

Observe que los materiales reguladores disueltos previenen que la adición de H⁺ u OH⁻ se acumule en la disolución. Cualquier H⁺ adicionado reacciona con el C₂H₃O₂⁻ para formar HC₂H₃O₂. Cualquier OH⁻ adicionado reacciona con el HC₂H₃O₂ para formar H₂O y C₂H₃O₂⁻.

En la tabla 16.3 se resumen las propiedades generales de una disolución reguladora.

CAPÍTULO 16 REPASO

Términos clave

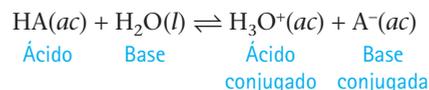
ácido (16.1)	ácido diprótico (16.2)
base (16.1)	oxiácido (16.2)
concepto de Arrhenius de los ácidos y bases (16.1)	ácido orgánico (16.2)
modelo de Brønsted-Lowry (16.1)	grupo carboxilo (16.2)
ácido conjugado (16.1)	sustancia anfótera (16.3)
base conjugada (16.1)	ionización del agua (16.3)
par ácido-base conjugado (16.1)	constante del producto iónico, K_w (16.3)
ión hidronio (16.1)	disolución neutra (16.3)
ionizado (disociado) por completo (16.2)	disolución ácida (16.3)
ácido fuerte (16.2)	disolución básica (16.3)
ácido débil (16.2)	escala del pH (16.4)
	disolución reguladora (16.6)
	regulador (16.6)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

protones. El agua actúa como una base de Brønsted-Lowry cuando acepta un protón de un ácido para formar un ión hidronio:



Una base conjugada es todo lo que queda de la molécula del ácido después de que se pierde el protón. Un ácido conjugado se forma cuando se transfiere un protón a la base. A dos sustancias relacionadas de esta manera se les llaman *par ácido-base conjugado*.

2. Un ácido o una base fuerte es aquel(lla) que se ioniza (disocia) por completo. Un ácido débil es aquel que sólo se ioniza (disocia) a una pequeña extensión. Los ácidos fuertes tienen bases conjugadas débiles. Los ácidos débiles tienen bases conjugadas relativamente fuertes.
3. El agua es una sustancia anfótera (puede comportarse como un ácido o como una base). Su ionización revela esta propiedad; una molécula de agua transfiere un

Resumen

1. Los ácidos o las bases en el agua por lo regular se describen por medio de dos modelos. Arrhenius postuló que los ácidos producen iones H⁺ en disoluciones acuosas y que las bases producen iones OH⁻. El modelo de Brønsted-Lowry es más general: un ácido es un donador de protones y una base es un aceptor de

protón a otra molécula de agua para producir un ión hidronio y un ión hidróxido.



A la expresión

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

se le llama *constante del producto iónico*. Se ha mostrado de manera experimental que a 25 °C,

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

por lo que $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$.

4. En una disolución ácida, $[\text{H}^+]$ es mayor que $[\text{OH}^-]$. En una disolución básica, $[\text{OH}^-]$ es mayor que $[\text{H}^+]$. En una disolución neutra $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

5. Para describir la $[\text{H}^+]$ en una disolución acuosa se utiliza la escala del pH.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Observe que el pH disminuye a medida que la $[\text{H}^+]$ (acidez) aumenta.

6. El pH de las disoluciones de ácidos fuertes puede calcularse de manera directa a partir de la concentración del ácido, debido a que ocurre una disociación del 100% en una disolución acuosa.
7. Una disolución reguladora es aquella que resiste un cambio en su pH aun cuando se le adiciona un ácido o una base fuerte. Una disolución reguladora contiene un ácido débil y su base conjugada.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Se le pide la concentración del H^+ en una disolución de $\text{NaOH}(ac)$. Debido a que el hidróxido de sodio es una base fuerte, ¿se puede decir que no hay H^+ , dado que tener H^+ implicaría que la disolución es ácida?
- Explique por qué el Cl^- no afecta el pH de una disolución acuosa.
- Escriba la reacción general para un ácido que actúa en el agua. ¿Cuál es la base en este caso? ¿El ácido conjugado? ¿La base conjugada?
- Diferencie entre los términos *concentrado*, *diluido*, *débil* y *fuerte* en la descripción de los ácidos. Use representaciones a nivel molecular para sustentar su respuesta.
- ¿A qué se refiere el “pH”? Falso o verdadero: un ácido fuerte siempre tiene un pH más bajo que un ácido débil. Explique.
- Considere dos disoluciones separadas: una que contiene un ácido débil, HA, y una que contiene HCl. Suponga que comienza con 10 moléculas de cada una.
 - Dibuje una representación a nivel molecular de cómo luce cada disolución.
 - Ordene las siguientes bases de más fuerte a más débil: Cl^- , H_2O , A^- . Explique.
- ¿Por qué el pH del agua a 25 °C es igual a 7.00?

8. ¿El pH de una disolución puede ser negativo? Explique su respuesta.

9. El promedio de las calificaciones de Stanley (PC) es de 3.28. ¿Cuál es el p(PC) de Stanley?

10. Un amigo le pregunta lo siguiente: “Considere una disolución reguladora conformada por el ácido débil HA y su sal NaA. Si se adiciona una base fuerte como el NaOH, el HA reacciona con el OH^- para formar A^- . Por tanto, la cantidad del ácido (HA) disminuye y la cantidad de la base (A^-) aumenta. De manera análoga, la adición de HCl a una disolución reguladora forma más del ácido (HA) reaccionando con la base (A^-). ¿Cómo se puede aseverar que una disolución reguladora resiste cambios en el pH de la disolución?” ¿Cómo le explicaría la regulación a su amigo?

11. Al mezclarse juntas disoluciones acuosas de ácido acético e hidróxido de sodio se puede formar una disolución reguladora. Explique.

12. ¿Una disolución reguladora podría prepararse mezclando disoluciones acuosas de HCl y NaOH? Explique.

13. Considere la ecuación $\text{HA}(ac) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{A}^-(ac)$.

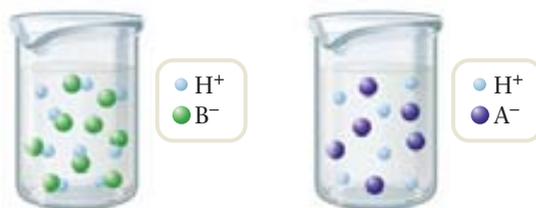
- Si el agua es una mejor base que A^- , ¿hacia dónde estará el equilibrio?
- Si el agua es una mejor base que A^- , ¿esto significa que el HA es un ácido fuerte o débil?
- Si el agua es una mejor base que A^- , ¿el valor para K_a será mayor o menor que 1?

14. Elija la respuesta que completa mejor el siguiente enunciado y sustente su respuesta. Cuando se adicionan 100.0 mL de agua a 100.0 mL de HCl 1.00 M,

- El pH disminuye debido a que la disolución se diluye.
- El pH no cambia debido a que el agua es neutra.
- El pH se duplica debido a que el volumen ahora es del doble.
- El pH aumenta debido a que la concentración del H^+ disminuye.
- La disolución se neutraliza por completo.

15. Mezcla una disolución de un ácido fuerte con un pH de 4 y un volumen igual de una disolución de ácido fuerte con un pH de 6. ¿El pH final es menor que 4, entre 4 y 5, igual a 5, entre 5 y 6 o mayor que 6?

- VP** 16. Las siguientes figuras son representaciones a nivel molecular de disoluciones ácidas. Etiquete cada una como un ácido fuerte o como un ácido débil.



17. Responda las siguientes preguntas acerca de las disoluciones reguladoras.

- Explique qué hace una disolución reguladora.
- Describa las sustancias que conforman este tipo de disolución.
- Explique cómo funciona una disolución reguladora.

Preguntas y problemas

16.1 Ácidos y bases

PROBLEMAS

- ¿Cuáles son algunas propiedades físicas que históricamente condujeron a los químicos a clasificar varias sustancias como ácidos y bases?
- Escriba una ecuación que muestre cómo el $\text{HCl}(g)$ se comporta como un ácido de Arrhenius cuando se disuelve en el agua. Escriba una ecuación que muestre cómo el $\text{NaOH}(g)$ se comporta como una base de Arrhenius cuando se disuelve en el agua.

3. De acuerdo con el modelo de Brønsted-Lowry, un ácido es un “donador de protones” y una base es un “aceptor de protones”. Explique.

4. ¿Cómo difieren entre sí los componentes de un par ácido-base conjugado? Proporcione un ejemplo de un par ácido-base conjugado para ilustrar su respuesta.

5. Dada la ecuación general que ilustra la reacción del ácido HA en el agua,



explique por qué el agua se considera una base en el modelo de Brønsted-Lowry.

- F** 6. El segmento “Química en enfoque” *Goma que espumea* trata sobre la goma de mascar Mad Dawg. Uno de los componentes en la goma es el agua de soda, bicarbonato de sodio, NaHCO_3 . ¿El bicarbonato de sodio se comporta como un ácido o como una base en la goma?

PROBLEMAS

7. ¿Cuál de los siguientes *no* representa un par ácido-base conjugado? Para aquellos pares que nos son pares ácido-base conjugados, escriba el par ácido-base conjugado correcto de cada especie en el par.

- HI, I^-
- $\text{HClO}, \text{HClO}_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{PO}_4^{3-}$
- $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{CO}_3^{2-}$

8. ¿Cuál de los siguientes *no* representa un par ácido-base conjugado? Para aquellos pares que nos son pares ácido-base conjugados, escriba el par ácido-base conjugado correcto de cada especie en el par.

- $\text{HClO}_4, \text{ClO}_4^-$
- $\text{NH}_4^+, \text{NH}_3$
- $\text{NH}_3, \text{NH}_2^-$
- $\text{H}_2\text{O}, \text{O}^{2-}$

9. En cada una de las siguientes reacciones químicas, identifique los pares ácido-base conjugados.

- $\text{HF}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{F}^-(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$
- $\text{CN}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HCN}(ac) + \text{OH}^-(ac)$
- $\text{HCO}_3^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(ac) + \text{OH}^-(ac)$

10. En cada una de las siguientes reacciones químicas, identifique los pares ácido-base conjugados.

- $\text{NH}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$
- $\text{NH}_4^+(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_3(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$
- $\text{NH}_2^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{NH}_3(ac) + \text{OH}^-(ac)$

11. Escriba el *ácido* conjugado para cada una de las siguientes bases.

- PO_4^{3-}
- NO_3^-
- NO_3^-
- NH_2^-

12. Escriba el *ácido* conjugado para cada una de las siguientes bases.

- ClO^-
- Cl^-
- ClO_3^-
- ClO_4^-

13. Escriba la *base* conjugada para cada uno de los siguientes ácidos.

- H_2S
- HS^-
- NH_3
- H_2SO_3

14. Escriba la *base* conjugada para cada uno de los siguientes ácidos.

- HBrO
- HNO_2
- HSO_3^-
- CH_3NH_3^+

15. Escriba una ecuación química que muestre cómo cada una de las siguientes especies puede comportarse como se indica cuando se disuelve en el agua.

- HSO_3^- como un ácido
- CO_3^{2-} como una base
- H_2PO_4^- como un ácido
- $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ como una base

16. Escriba una ecuación química que muestre cómo cada una de las siguientes especies puede comportarse como se indica cuando se disuelve en el agua.

- O_2^- como una base
- NH_3^- como una base
- HSO_4^- como un ácido
- HNO_2 como un ácido

16.2 Fuerza de los ácidos

PREGUNTAS

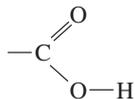
17. ¿A qué se refiere cuando se dice que un ácido es *fuerte* en una disolución acuosa? ¿Qué revela esto acerca de la capacidad del anión del ácido para atraer protones?

18. ¿A qué se refiere cuando se dice que un ácido es *débil* en una disolución acuosa? ¿Qué revela esto acerca de la capacidad del anión del ácido para atraer protones?

19. ¿Cómo se relaciona la fuerza de un ácido con el hecho de que existe una competencia por los protones en una disolución acuosa entre las moléculas del agua y el anión del ácido?

20. Un ácido fuerte tiene una base conjugada débil, mientras que un ácido débil tiene una base conjugada relativamente fuerte. Explique.

21. Escriba la fórmula para el ión *hidronio*. Escriba una ecuación para la formación del ión hidronio cuando un ácido se disuelve en el agua.
22. Nombre cuatro ácidos fuertes. Para cada uno de éstos, escriba la ecuación que muestre el ácido disociándose en el agua.
23. Los ácidos orgánicos contienen el grupo carboxilo



Utilizando el ácido acético, $\text{CH}_3\text{—COOH}$, y el ácido propiónico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{—COOH}$, escriba ecuaciones que muestren cómo el grupo carboxilo permite que estas sustancias se comporten como ácidos débiles cuando se disuelven en el agua.

24. ¿Qué es un *oxiácido*? Escriba las fórmulas de tres ácidos que sean oxiácidos. Escriba las fórmulas de tres ácidos que *no* lo sean.
25. ¿Cuáles de los siguientes ácidos tienen bases conjugadas relativamente fuertes?
- HCN
 - H_2S
 - HBrO_4
 - HNO_3
- F 26. El segmento “Química en enfoque” *Las plantas se defienden* explica cómo las plantas de tabaco atacadas por una enfermedad producen ácido salicílico. Examine la estructura del ácido salicílico y pronostique si se comporta como un ácido monoprótico o como un ácido diprótico.

16.3 El agua como un ácido y una base

PREGUNTAS

27. El agua es la sustancia *anfótera* más común, lo cual significa que, dependiendo de las circunstancias, puede comportarse como un ácido o como una base. Utilizando el HF como ejemplo de un ácido y el NH_3 como ejemplo de una base, escriba ecuaciones para estas sustancias reaccionando con agua en las que ésta se comporte como una base y como un ácido, respectivamente.
28. Los aniones que contienen hidrógeno (por ejemplo, el HCO_3^- y el $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$) muestran un comportamiento anfótero cuando reaccionan con otros ácidos o bases. Escriba ecuaciones que ilustren el anfoterismo de estos aniones.
29. ¿A qué se refiere la *constante del producto iónico* para el agua, K_w ? ¿Qué significa esta constante? Escriba una ecuación para la reacción química a partir de la cual se derive la constante.
30. ¿Qué le sucede a la concentración del ión hidróxido en las disoluciones acuosas cuando se incrementa la concentración del ión hidrógeno adicionando un ácido? ¿Qué le sucede a la concentración del ión

hidrógeno en las disoluciones acuosas cuando se incrementa la concentración del ión hidróxido adicionando una base? Explique.

PROBLEMAS

31. Calcule la $[\text{H}^+]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida o básica.
- $[\text{OH}^-] = 2.32 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 8.99 \times 10^{-10} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 4.34 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 6.22 \times 10^{-12} \text{ M}$
32. Calcule la $[\text{H}^+]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida o básica.
- $[\text{OH}^-] = 3.44 \times 10^{-1} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 9.79 \times 10^{-11} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 4.89 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 3.78 \times 10^{-7} \text{ M}$
33. Calcule la $[\text{OH}^-]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 4.01 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 7.22 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 8.05 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 5.43 \times 10^{-9} \text{ M}$
34. Calcule la $[\text{OH}^-]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 1.02 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 9.77 \times 10^{-8} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 3.41 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 4.79 \times 10^{-11} \text{ M}$
35. Para cada par de concentraciones, indique cuál representa la disolución más ácida.
- $[\text{H}^+] = 1.2 \times 10^{-3} \text{ M}$ o $[\text{H}^+] = 4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 2.6 \times 10^{-6} \text{ M}$ o $[\text{H}^+] = 4.3 \times 10^{-8} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 0.000010 \text{ M}$ o $[\text{H}^+] = 0.0000010 \text{ M}$
36. Para cada par de concentraciones, indique cuál representa la disolución más *básica*.
- $[\text{H}^+] = 3.99 \times 10^{-6} \text{ M}$ o $[\text{OH}^-] = 6.03 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 1.79 \times 10^{-5} \text{ M}$ o $[\text{OH}^-] = 4.21 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 7.81 \times 10^{-3} \text{ M}$ o $[\text{OH}^-] = 8.04 \times 10^{-4} \text{ M}$

16.4 La escala del pH

PREGUNTAS

37. ¿Por qué los científicos tienden a expresar la acidez de una disolución en términos de su pH, en vez de en términos de la molaridad del ión hidrógeno presente? ¿Cómo se define de manera matemática el pH?
38. Utilizando la figura 16.3, liste el valor del pH aproximado de cinco disoluciones “de todos los días”. ¿Cómo las propiedades familiares (como el sabor agrio para los ácidos) de estas disoluciones corresponden a sus pH indicados?
39. Para una concentración del ión hidrógeno de $2.33 \times 10^{-6} \text{ M}$, ¿cuántos *decimales* deben proporcionarse cuando se exprese el pH de la disolución?

- F 40.** El segmento “Química en enfoque” *Variedad de indicadores ácido-base en el jardín* trata sobre los indicadores ácido-base encontrados en la naturaleza. ¿Qué colores son exhibidos por el jugo de la col roja bajo condiciones ácidas? ¿Bajo condiciones básicas?

PROBLEMAS

41. Calcule el pH que corresponde a cada una de las concentraciones del ión hidrógeno listadas e indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 4.02 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 8.99 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 2.39 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 1.89 \times 10^{-10} \text{ M}$
42. Calcule el pH que corresponde a cada una de las concentraciones del ión hidrógeno listadas e indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 9.35 \times 10^{-2} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 3.75 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 8.36 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 5.42 \times 10^{-8} \text{ M}$
43. Calcule el pH que corresponde a cada una de las concentraciones del ión hidróxido listadas e indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{OH}^-] = 4.73 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 5.99 \times 10^{-1} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 2.87 \times 10^{-8} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 6.39 \times 10^{-3} \text{ M}$
44. Calcule el pH que corresponde a cada una de las concentraciones del ión hidróxido listadas e indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{OH}^-] = 8.63 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 7.44 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 9.35 \times 10^{-9} \text{ M}$
 - $[\text{OH}^-] = 1.21 \times 10^{-11} \text{ M}$
45. Calcule el pH que corresponde a cada uno de los valores del pOH listados e indique si la disolución es ácida, básica o neutra.
- pOH = 4.32
 - pOH = 8.90
 - pOH = 1.81
 - pOH = 13.1
46. Calcule el pOH que corresponde a cada uno de los valores del pH listados e indique si la disolución es ácida o básica.
- pH = 9.78
 - pH = 4.01
 - pH = 2.79
 - pH = 11.21
47. Para cada concentración del ión hidrógeno listada, calcule el pH al igual que la concentración del ión hidróxido en la disolución. Indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 4.76 \times 10^{-8} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 8.92 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 7.00 \times 10^{-5} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 1.25 \times 10^{-12} \text{ M}$
48. Para cada concentración del ión hidrógeno listada, calcule el pH al igual que la concentración del ión hidróxido en la disolución. Indique si cada disolución es ácida o básica.
- $[\text{H}^+] = 1.91 \times 10^{-2} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 4.83 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 8.92 \times 10^{-11} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 6.14 \times 10^{-5} \text{ M}$
49. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH.
- pH = 9.01
 - pH = 6.89
 - pH = 1.02
 - pH = 7.00
50. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH.
- pH = 11.21
 - pH = 4.39
 - pH = 7.44
 - pH = 1.38
51. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pOH.
- pOH = 4.95
 - pOH = 7.00
 - pOH = 12.94
 - pOH = 1.02
52. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH o del pOH.
- pOH = 4.99
 - pH = 7.74
 - pOH = 10.74
 - pH = 2.25
53. Calcule el pH de cada una de las siguientes disoluciones a partir de la información proporcionada.
- $[\text{H}^+] = 4.78 \times 10^{-2} \text{ M}$
 - pOH = 4.56
 - $[\text{OH}^-] = 9.74 \times 10^{-3} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 1.24 \times 10^{-8} \text{ M}$
54. Calcule el pH de cada una de las siguientes disoluciones a partir de la información proporcionada.
- $[\text{H}^+] = 4.39 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - pOH = 10.36
 - $[\text{OH}^-] = 9.37 \times 10^{-9} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 3.31 \times 10^{-1} \text{ M}$

16.5 Cálculo del pH de disoluciones de ácidos fuertes

PROBLEMAS

55. Cuando 1 mol de cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelve en agua suficiente para preparar 1 L de la disolución, ¿aproximadamente cuántas moléculas de HCl permanecen en la disolución? Explique.

56. Una botella tiene la etiqueta "HNO₃ 3 M". ¿Cuáles son las sustancias que en realidad están presentes en la disolución? ¿Hay alguna molécula de HNO₃? ¿Por qué si o por qué no?

PROBLEMAS

57. Calcule la concentración del ión hidrógeno y el pH de las siguientes disoluciones de ácidos fuertes.
- a) HCl 1.04 × 10⁻⁴ M c) HClO₄ 5.41 × 10⁻⁴ M
b) HNO₃ 0.00301 M d) HNO₃ 6.42 × 10⁻² M
58. Calcule el pH de cada una de las siguientes disoluciones de ácidos fuertes.
- a) HNO₃ 1.21 × 10⁻³ M
b) HClO₄ 0.000199 M
c) HCl 5.01 × 10⁻⁵ M
d) HBr 0.00104 M

16.6 Disoluciones reguladoras

PREGUNTAS

59. ¿Qué propiedades características poseen las disoluciones reguladoras?
60. ¿Cuáles dos componentes conforman una disolución reguladora? Mencione un ejemplo de una combinación que serviría como una disolución reguladora.
61. ¿Cuál componente de una disolución reguladora es capaz de combinarse con un ácido fuerte adicionado? Utilizando su ejemplo del ejercicio 60, muestre cómo reaccionaría este componente con el HCl adicionado.
62. ¿Cuál componente de una disolución reguladora consume la base fuerte adicionada? Utilizando su ejemplo del ejercicio 60, muestre cómo reaccionaría este componente con el NaOH adicionado.

PROBLEMAS

63. ¿Cuáles de las siguientes combinaciones actuarían como disoluciones reguladoras?
- a) HCl y NaCl c) H₂S y NaHS
b) CH₃COOH y KCH₃COO d) H₂S y Na₂S
64. Se prepara una disolución reguladora con ácido acético, HC₂H₃O₂, y acetato de sodio, Na⁺C₂H₃O₂⁻, ambos a 0.5 M. Escriba una ecuación química que muestre cómo resistiría esta disolución reguladora una disminución en su pH si se le adicionaran unas cuantas gotas de una disolución acuosa del ácido fuerte HCl. Escriba una ecuación química que muestre cómo resistiría esta disolución reguladora un incremento en su pH si se le adicionaran unas cuantas gotas de una disolución acuosa de la base fuerte NaOH.

Problemas adicionales

65. En este capítulo se desarrollaron los conceptos de los equilibrios ácido-base para las disoluciones acuosas

(en las disoluciones acuosas el agua es el disolvente y está involucrada de manera íntima en los equilibrios). Sin embargo, la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry puede extenderse con facilidad a otros disolventes. Uno de tales disolventes que se han investigado a profundidad es el amoníaco líquido, NH₃.

- a) Escriba una ecuación que indique cómo el HCl se comporta como un ácido en el amoníaco líquido.
b) Escriba una ecuación que indique cómo el OH⁻ se comporta como una base en el amoníaco líquido.
66. Las *bases fuertes* son aquellas que se ionizan por completo en el agua para producir ión hidróxido, OH⁻. Las bases fuertes incluyen los hidróxidos de los elementos del grupo 1. Por ejemplo, si se disuelve 1.0 mol de NaOH por litro, la concentración del ión OH⁻ es 1.0 M. Calcule la [OH⁻], el pOH y el pH para cada una de las siguientes disoluciones de bases fuertes.
- a) NaOH 0.10 M
b) KOH 2.0 × 10⁻⁴ M
c) CsOH 6.2 × 10⁻³ M
d) NaOH 0.0001 M
67. ¿Cuáles de las siguientes condiciones indican una disolución ácida?
- a) pH = 3.04
b) [H⁺] > 1.0 × 10⁻⁷ M
c) pOH = 4.51
d) [OH⁻] = 3.21 × 10⁻¹² M
68. ¿Cuáles de las siguientes condiciones indican una disolución básica?
- a) pOH = 11.21
b) pH = 9.42
c) [OH⁻] > [H⁺]
d) [OH⁻] > 1.0 × 10⁻⁷ M
69. Las disoluciones reguladoras son mezclas de un ácido débil y su base conjugada. Explique por qué esta mezcla de un ácido *fuerte* y su base conjugada (como el HCl y el Cl⁻) no es reguladora.
70. ¿Cuáles de los siguientes ácidos se clasifican como ácidos fuertes?
- a) HNO₃
b) CH₃COOH (HC₂H₃O₂)
c) HCl
d) HF
e) HClO₄
71. ¿Es posible que una disolución tenga una [H⁺] = 0.002 M y una [OH⁻] = 5.2 × 10⁻⁶ M a 25 °C? Explique.
72. A pesar de que el HCl es un ácido fuerte, el pH del HCl 1.00 × 10⁻⁷ M *no* es exactamente de 7.00. ¿Puede sugerir una razón de por qué?
73. De acuerdo con Arrhenius, las bases son especies que producen el ión _____ en una disolución acuosa.
74. De acuerdo con el modelo de Brønsted-Lowry, una base es una especie que _____ protones.
75. Un par ácido-base conjugado consiste en dos sustancias relacionadas por la donación y la aceptación de un _____.

76. El ión acetato, $C_2H_3O_2^-$, tiene una afinidad más intensa para los protones que el agua. Por tanto, cuando se disuelve en agua, el ión acetato se comporta como un(a) _____.
77. Se dice que un ácido como el HCl, que conduce de manera intensa una corriente eléctrica cuando se disuelve en el agua, es un ácido _____.
78. Dibuje la estructura del grupo carboxilo $-COOH$. Muestre cómo una molécula que contiene el grupo carboxilo se comporta como un ácido cuando se disuelve en el agua.
79. Debido a _____ incluso el agua pura contiene cantidades medibles de H^+ y OH^- .
80. La constante del producto iónico, K_w , tiene el valor de _____ a $25^\circ C$.
81. El número de _____ en el logaritmo de un número es igual al número de sus cifras significativas.
82. Una disolución con un $pH = 4$ tiene una concentración del ión hidrógeno (mayor/menor) que la de una disolución con $pOH = 4$.
83. Una disolución de HCl $0.20 M$ contiene concentraciones del ión hidrógeno _____ M y del ión cloruro _____ M .
84. Una disolución reguladora es aquella que resiste un cambio en el _____ incluso si se le adiciona un ácido fuerte o una base fuerte.
85. Una disolución _____ contiene un par ácido-base conjugado y a través de éste es capaz de resistir cambios en su pH .
86. Cuando el hidróxido de sodio, NaOH, se adiciona por goteo a una disolución reguladora, el componente _____ de la disolución reguladora consume el ión hidróxido adicionado.
87. Cuando el ácido clorhídrico, HCl, se adiciona por goteo a una disolución reguladora, el componente _____ de la disolución reguladora consume el ión hidrógeno adicionado.
88. ¿Cuáles de las siguientes sustancias representan pares ácido-base conjugados? Para aquellos pares que no son conjugados, escriba el ácido o la base conjugada correcta para cada especie en el par.
- H_2O, OH^-
 - H_2SO_4, SO_4^{2-}
 - $H_3PO_4, H_2PO_4^-$
 - $HC_2H_3O_2, C_2H_3O_2^-$
89. Identifique los pares ácidos-base conjugados en cada una de las siguientes reacciones químicas.
- $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$
 - $CH_3COOH + NH_3 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$
 - $HF + NH_3 \rightleftharpoons F^- + NH_4^+$
90. Escriba el *ácido* conjugado para cada una de las siguientes sustancias.
- NH_3
 - NH_2^-
 - H_2O
 - OH^-
91. Escriba la *base* conjugada para cada una de las siguientes sustancias.
- H_3PO_4
 - HCO_3^-
 - HF
 - H_2SO_4
92. Escriba ecuaciones químicas que muestren la ionización (disociación) en el agua para cada uno de los siguientes ácidos.
- CH_3CH_2COOH (Sólo el último H es ácido.)
 - NH_4^+
 - H_2SO_4
 - H_3PO_4
93. ¿Cuáles de las siguientes bases tienen ácidos conjugados relativamente fuertes?
- F^-
 - Cl^-
 - HSO_4^-
 - NO_3^-
94. Calcule la $[H^+]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida, básica o neutra.
- $[OH^-] = 4.22 \times 10^{-3} M$
 - $[OH^-] = 1.01 \times 10^{-13} M$
 - $[OH^-] = 3.05 \times 10^{-7} M$
 - $[OH^-] = 6.02 \times 10^{-6} M$
95. Calcule la $[OH^-]$ en cada una de las siguientes disoluciones e indique si la disolución es ácida, básica o neutra.
- $[H^+] = 4.21 \times 10^{-7} M$
 - $[H^+] = 0.00035 M$
 - $[H^+] = 0.00000010 M$
 - $[H^+] = 9.9 \times 10^{-6} M$
96. Para cada par de concentraciones, indique cuál representa la disolución más básica.
- $[H^+] = 0.000013 M$ o $[OH^-] = 0.0000032 M$
 - $[H^+] = 1.03 \times 10^{-6} M$ o $[OH^-] = 1.54 \times 10^{-8} M$
 - $[OH^-] = 4.02 \times 10^{-7} M$ o $[OH^-] = 0.0000001 M$
97. Calcule el pH de cada una de las disoluciones indicadas abajo. Diga si la disolución es ácida, básica o neutra.
- $[H^+] = 1.49 \times 10^{-3} M$
 - $[OH^-] = 6.54 \times 10^{-4} M$
 - $[H^+] = 9.81 \times 10^{-9} M$
 - $[OH^-] = 7.45 \times 10^{-10} M$
98. Calcule el pH que corresponde a cada una de las concentraciones del ión hidróxido listadas. Indique si cada disolución es ácida, básica o neutra.
- $[OH^-] = 1.4 \times 10^{-6} M$
 - $[OH^-] = 9.35 \times 10^{-9} M$
 - $[OH^-] = 2.21 \times 10^{-1} M$
 - $[OH^-] = 7.98 \times 10^{-12} M$
99. Calcule el pOH que corresponde a cada uno de los valores del pH listados e indique si cada disolución es ácida, básica o neutra.
- $pH = 1.02$
 - $pH = 13.4$
 - $pH = 9.03$
 - $pH = 7.20$

100. Para cada concentración del ión hidrógeno o del ión hidróxido listadas, calcule la concentración del ión complementario y el pH y el pOH de la disolución.
- $[H^+] = 5.72 \times 10^{-4} M$
 - $[OH^-] = 8.91 \times 10^{-5} M$
 - $[H^+] = 2.87 \times 10^{-12} M$
 - $[OH^-] = 7.22 \times 10^{-8} M$
101. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH.
- pH = 8.34
 - pH = 5.90
 - pH = 2.65
 - pH = 12.6
102. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH o del pOH.
- pH = 5.41
 - pOH = 12.04
 - pH = 11.91
 - pOH = 3.89
103. Calcule la concentración del ión hidrógeno, en moles por litro, para las disoluciones con cada uno de los siguientes valores del pH o del pOH.
- pOH = 0.90
 - pH = 0.90
 - pOH = 10.3
 - pH = 5.33
104. Calcule la concentración del ión hidrógeno y el pH de cada una de las siguientes disoluciones de ácidos fuertes.
- $HClO_4$ $1.4 \times 10^{-3} M$
 - HCl $3.0 \times 10^{-5} M$
 - HNO_3 $5.0 \times 10^{-2} M$
 - HCl 0.0010 M
105. Escriba las fórmulas para *tres* combinaciones de un ácido débil y una sal que actuarían como disoluciones reguladoras. Para cada una de sus combinaciones, escriba ecuaciones químicas que muestren cómo los componentes de la disolución reguladora consumirían el ácido o la base adicionada.

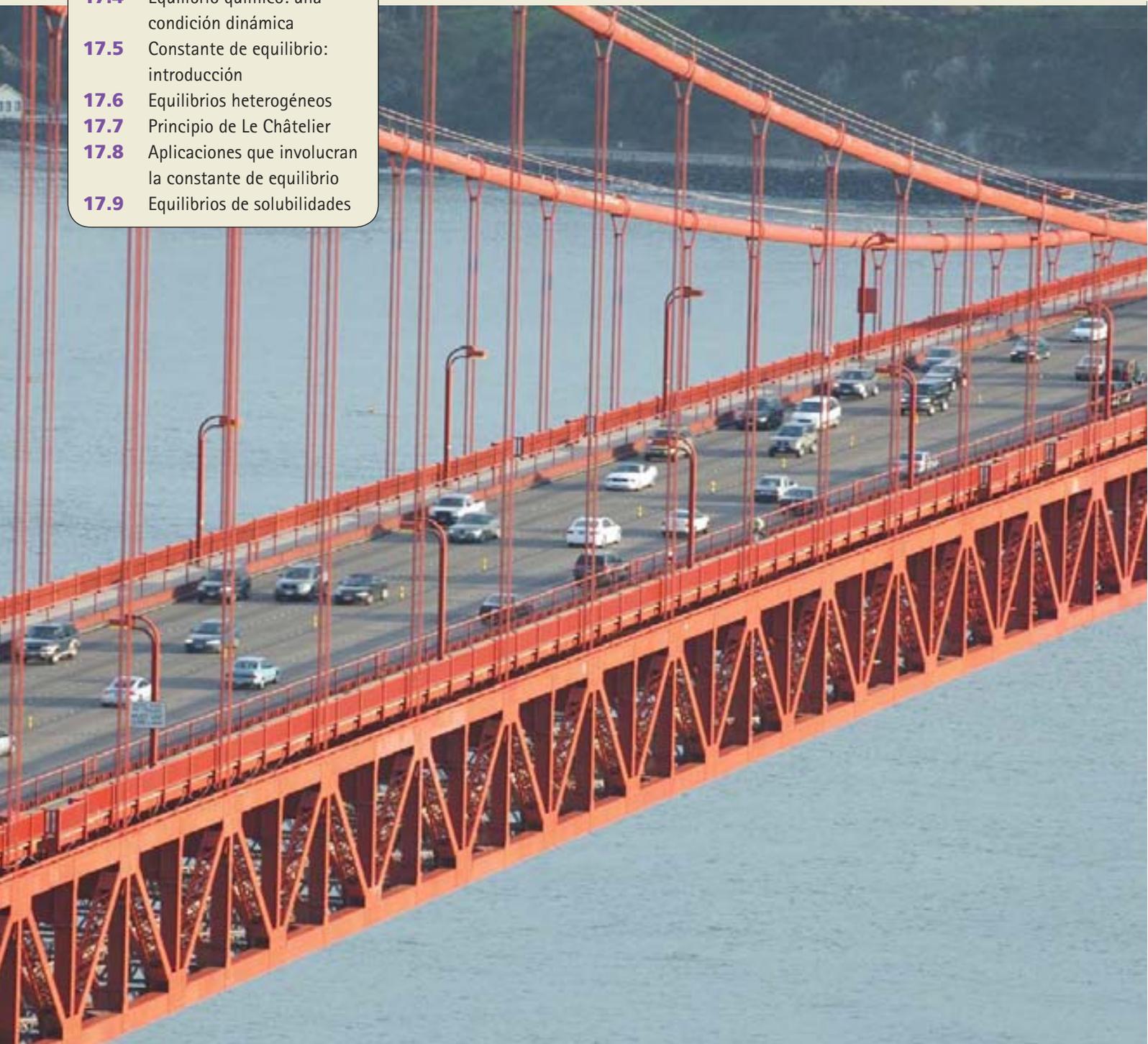
17

Equilibrio

- 17.1** Cómo ocurren las reacciones químicas
- 17.2** Condiciones que afectan las velocidades de reacción
- 17.3** La condición del equilibrio
- 17.4** Equilibrio químico: una condición dinámica
- 17.5** Constante de equilibrio: introducción
- 17.6** Equilibrios heterogéneos
- 17.7** Principio de Le Châtelier
- 17.8** Aplicaciones que involucran la constante de equilibrio
- 17.9** Equilibrios de solubilidades

- El equilibrio puede ser análogo al tráfico que fluye en ambos sentidos en un puente, como en el Golden Gate en San Francisco.

(© Vlad Turchenko/Shutterstock)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde owl, o adquiéralos en www.ichapters.com

La química se trata principalmente de reacciones, procesos en los que los grupos de átomos se reorganizan. Hasta ahora ha aprendido a describir las reacciones químicas utilizando ecuaciones balanceadas y a calcular las cantidades de los reactivos y productos. Sin embargo, existen varias características importantes de las reacciones que aún no se han considerado.

Por ejemplo, ¿por qué los refrigeradores evitan que los alimentos se echen a perder? Es decir, ¿por qué las reacciones químicas que ocasionan que la comida se descomponga ocurren de manera más

lenta a temperaturas más bajas? Por otro lado, ¿cómo puede un fabricante acelerar una reacción química que procede de manera tan lenta como para ser económica?

Otra pregunta que surge es por qué las reacciones químicas que se llevan a cabo en un recipiente cerrado parecen detenerse en cierto punto. Por ejemplo, cuando la reacción del dióxido de nitrógeno de color café-rojizo para formar tetróxido de dinitrógeno incoloro,



se realiza en un contenedor cerrado, el color café-rojizo primero se desvanece pero para cambiar después de un tiempo, y permanece del mismo color de manera indefinida si se deja sin perturbaciones (vea la figura 17.1). En este capítulo se explicarán todas estas observaciones importantes acerca de las reacciones.



La refrigeración evita que la comida se eche a perder.

17.1

Cómo ocurren las reacciones químicas

OBJETIVO

Comprender el modelo de colisiones de cómo ocurren las reacciones químicas.

Al escribir la ecuación para una reacción química se colocan los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha con una flecha entre ellos. ¿Pero cómo se reorganizan los átomos en los reactivos para formar los productos?



a

Muestra que contiene una gran cantidad de gas NO_2 de color café-rojizo.



b

A medida que ocurre la reacción para formar N_2O_4 incoloro, la muestra se vuelve de color marrón claro.



c

Después de que se alcanza el equilibrio [$2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$], el color permanece igual.

Figura 17.1

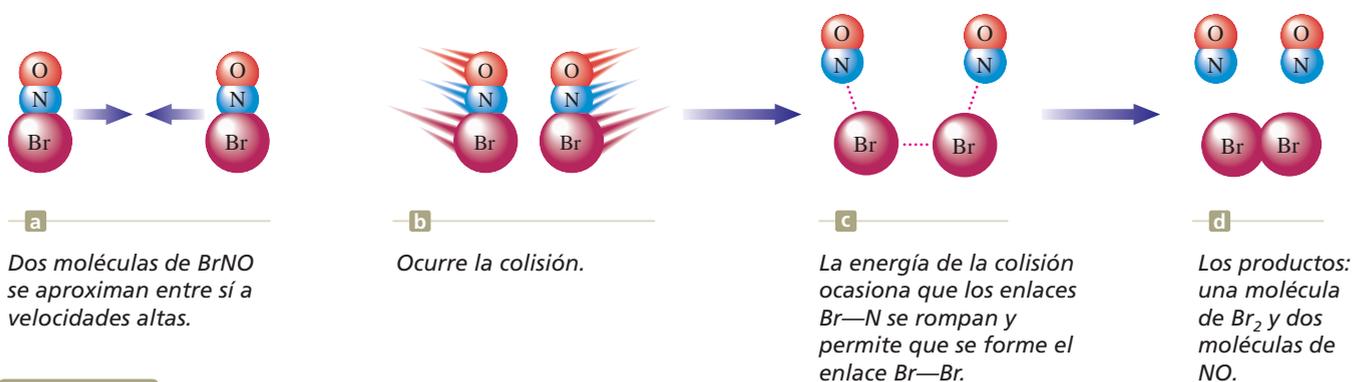
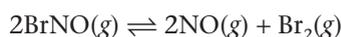


Figura 17.2

Visualización de la reacción $2\text{BrNO}(g) \rightarrow 2\text{NO}(g) + \text{Br}_2(g)$.

Los químicos creen que las moléculas reaccionan colisionando entre sí. Algunas colisiones son lo suficientemente violentas para romper enlaces, permitiendo que los reactivos se reordenen para formar los productos. Por ejemplo, considere la reacción



la cual se visualiza que ocurre como se muestra en la figura 17.2. Observe que los enlaces $\text{Br}-\text{N}$ en las dos moléculas de BrNO deben romperse y formarse un nuevo enlace $\text{Br}-\text{Br}$ durante una colisión para que los reactivos se conviertan en los productos.

La idea de que las reacciones ocurren durante colisiones moleculares, a la cual se le llama **modelo de colisiones**, explica varias características de las reacciones químicas. Por ejemplo, explica por qué una reacción procede más rápido si las concentraciones de las moléculas reactivas se incrementan (las concentraciones más altas conducen a más colisiones y por tanto a más eventos de reacción). El modelo de colisiones también explica por qué las reacciones proceden más rápido a temperaturas más altas, como se verá en la siguiente sección.

17.2

Condiciones que afectan las velocidades de reacción

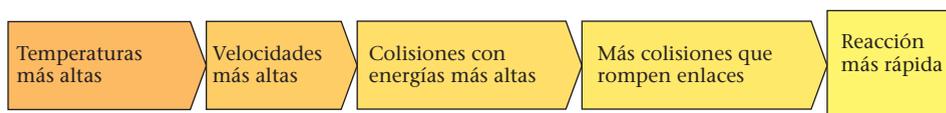
OBJETIVOS

Comprender la energía de activación. • Comprender cómo un catalizador acelera una reacción.

Es fácil ver cómo las reacciones se aceleran cuando se incrementan las *concentraciones* de las moléculas reactivas: las concentraciones más altas (más moléculas por unidad de volumen) conducen a más colisiones y por tanto a más eventos de reacción. Varias reacciones también se aceleran cuando se aumenta la *temperatura*. ¿Por qué? La respuesta se encuentra en el hecho de que no todas las colisiones poseen la energía suficiente para romper los enlaces. Se necesita una energía mínima llamada **energía de activación** (E_a) para que ocurra una reacción (vea la figura 17.3). Si una colisión dada posee una energía mayor que la E_a , esa colisión puede resultar en una reacción. Si una colisión tiene una energía menor que la E_a , las moléculas rebotarán sin cambiar.

La razón por la que una reacción ocurre más rápido a medida que aumenta la temperatura radica en que las velocidades de las moléculas se incrementan con la temperatura, por lo que a temperaturas más altas, la colisión promedio es más energética. Esto hace que sea más probable que una colisión dada posea la energía suficiente para romper enlaces y producir los reordenamientos moleculares necesarios a fin de que ocurra una reacción.

Recuerde a partir de la sección 13.8 que la energía cinética promedio de una colisión de moléculas es directamente proporcional a la temperatura (K).



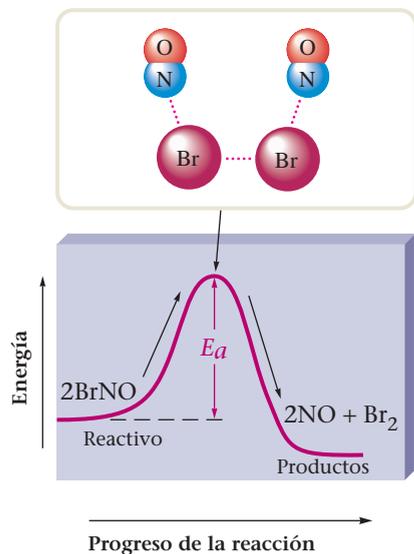


Figura 17.3

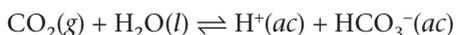
Cuando las moléculas colisionan, se necesita una cierta energía mínima llamada *energía de activación* (E_a) para que la reacción ocurra. Si la energía contenida en una colisión de dos moléculas de BrNO es mayor que E_a , la reacción puede proceder "sobre la colina" para formar productos. Si la energía de colisión es menor que E_a , las moléculas que colisionan rebotan sin cambiar.

Aunque los átomos de O son demasiados reactivos como para existir cerca de la superficie de la Tierra, existen en la atmósfera superior.



Cortes de los convertidores catalíticos utilizados en los automóviles.

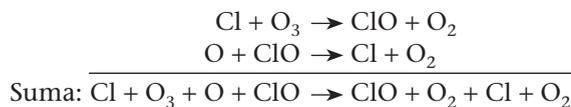
¿Es posible acelerar una reacción sin cambiar la temperatura o las concentraciones de los reactivos? Sí, utilizando algo llamado **catalizador**, una sustancia que acelera una reacción sin ser consumida. Esto puede sonar demasiado bueno para ser verdad, pero es algo que ocurre de manera muy común. De hecho, usted no estaría vivo en este momento si su cuerpo no contuviera miles de catalizadores llamados **enzimas**, las cuales permiten que nuestro cuerpo acelere reacciones complicadas que serían demasiado lentas como para mantener la vida a las temperaturas normales del organismo. Por ejemplo, la enzima anhidrasa carbónica acelera la reacción entre el dióxido de carbono y el agua



para ayudar a prevenir una acumulación excesiva del dióxido de carbono en nuestra sangre.

Aunque no se puede considerar a detalle aquí, un catalizador funciona debido a que provee una nueva vía para la reacción, la cual tiene una energía de activación más baja que la vía original, como se ilustra en la figura 17.4. Debido a la energía de activación más baja, más colisiones tendrán la energía suficiente para permitir una reacción. Esto a su vez conduce a una reacción más rápida.

Un ejemplo muy importante de una reacción que involucra un catalizador ocurre en la atmósfera: ésta es la descomposición del ozono, O_3 , catalizada por los átomos de cloro. El ozono es un constituyente de la atmósfera superior terrestre especialmente crucial, debido a que absorbe la radiación de alta energía dañina del Sol. Existen procesos naturales que resultan en la formación y en la destrucción del ozono en la atmósfera superior. El balance natural de todos estos procesos opuestos ha dado por resultado una cantidad de ozono que ha sido relativamente constante por años. Sin embargo, el nivel de ozono en la actualidad parece haber disminuido, especialmente en la Antártida (figura 17.5), en apariencia debido a los átomos de cloro que actúan como catalizadores para la descomposición del ozono en oxígeno por medio del siguiente par de reacciones:



Cuando las especies que aparecen en ambos lados de la ecuación se cancelan, el resultado final es la reacción

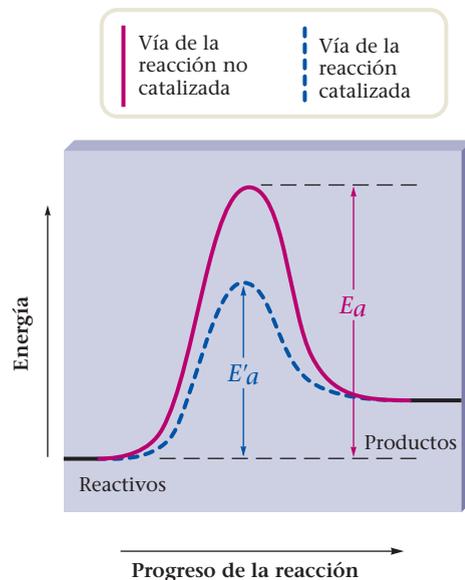
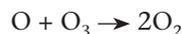


Figura 17.4

Comparación de las energías de activación para una reacción no catalizada (E_a) y para la misma reacción con un catalizador presente (E'_a). Observe que un catalizador funciona disminuyendo la energía de activación para una reacción.

Protección del ozono

Los clorofluorocarbonos (CFC) son compuestos ideales para refrigeradores y aires acondicionados debido a que no son tóxicos ni corrosivos. Sin embargo, la inactividad química de estas sustancias, alguna vez pensada como su virtud principal, se convirtió en su falla fatal. Cuando estos compuestos se filtran en la atmósfera, como inevitablemente lo hacen, son tan reactivos que persisten ahí por décadas. Con el tiempo, estos CFC alcanzan altitudes donde la luz ultravioleta ocasiona que se descompongan, produciendo átomos que promueven la destrucción del ozono en la estratosfera (vea la explicación en la sección 17.2). Debido a este problema, las naciones industrializadas del mundo firmaron en 1996 un acuerdo (llamado Protocolo de Montreal) que prohíbe los CFC (con un periodo de gracia de 10 años para las naciones en desarrollo).

La producción mundial de CFC ya ha disminuido a la mitad del nivel de 1986 de 1.13 millones de toneladas métricas. Una estrategia para el remplazo de los CFC ha sido cambiar a productos similares que contienen átomos de carbono e hidrógeno sustituyendo los átomos de cloro. Por ejemplo, la industria de electrodomésticos en Estados Unidos ha cambiado del Freón-12 (CF_2Cl_2) al compuesto CH_2FCH_3 (llamado HFC-134a) para los refrigeradores caseros, y la mayoría de los automóviles y ca-



Courtesy, Amana

Un refrigerador de Amana, uno de los muchos electrodomésticos que en la actualidad utilizan el HFC-134a. Este compuesto está remplazando los CFC, los cuales conducen a la destrucción del ozono atmosférico.

mionetas nuevos vendidos en el país tiene aires acondicionados que emplea el HFC-134a. El convertir los 140 millones de automóviles en la actualidad en circulación en Estados Unidos que utilizan el CF_2Cl_2 generará un gran dolor de cabeza, pero la experiencia sugiere que el remplazo del Freón-12 con HFC-134a es menos costoso de lo que originalmente se temía. Por ejemplo, el fabricante de automóviles Volvo de Norteamérica estima que un Volvo puede convertirse de Freón-12 a HFC 134a por alrededor de 300 dólares.

Un tema ambiental relacionado involucra la sustitución de los halones para aplicaciones en la lucha contra incendios. En particular, los científicos están buscando un remplazo efectivo para el CF_3Br (halón 1301), el "gas mágico" no tóxico utilizado para inundar espacios cerrados como oficinas, aviones,

automóviles de carreras y tanques militares en caso de fuego. El compuesto CF_3I , el cual parece tener un tiempo de vida de sólo unos cuantos días en la atmósfera, parece un candidato prometedor, pero se requerirá mucho más investigación sobre su toxicología y propiedades reductoras del ozono antes de que reciba la aprobación del gobierno como un sustituto de halones.

La industria química ha respondido sorprendentemente rápido a la emergencia de la reducción del ozono. Es alentador saber que se puede actuar con rapidez cuando ocurre una crisis ambiental. Ahora se necesita mejorar en mantener el ambiente a una prioridad más alta a medida que se planea el futuro.

Observe que se utiliza un átomo de cloro en la primera reacción pero se forma de nuevo un átomo de cloro por medio de la segunda reacción. Por tanto, la cantidad de cloro no cambia a medida que ocurre el proceso general. Esto significa que el átomo de cloro es un catalizador verdadero: participa en el proceso pero no se consume. Los estimados muestran que *un átomo de cloro puede catalizar la destrucción de alrededor de un millón de moléculas de ozono por segundo.*

Los átomos de cloro que promueven este daño a la capa de ozono están presentes debido a la contaminación. Específicamente, provienen de la descomposición de los compuestos llamados *freones*, como el CF_2Cl_2 , los cuales han sido utilizados de manera amplia en los refrigeradores y aires acondicionados. Los freones se han filtrado

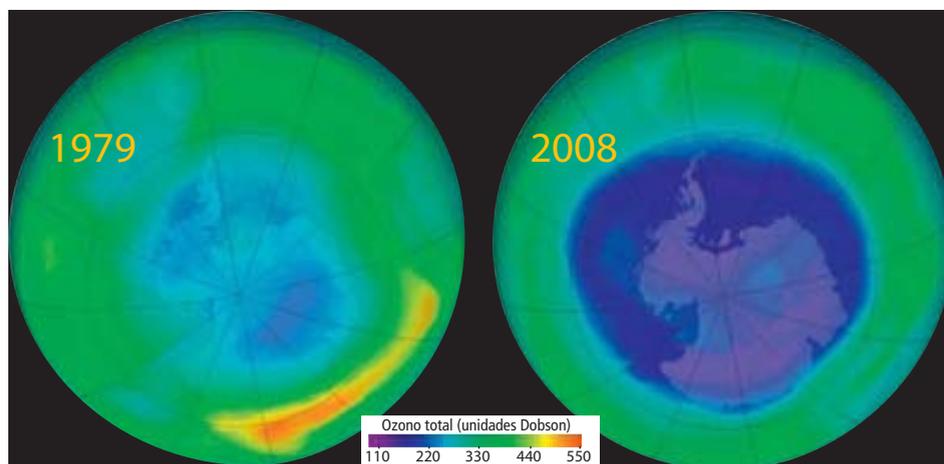


Figura 17.5

Una fotografía que muestra el “agujero” en el ozono sobre la Antártida.

en la atmósfera, donde son descompuestos por la luz para producir átomos de cloro y otras sustancias. Como resultado, su fabricación fue prohibida por un acuerdo entre las naciones del mundo a finales de 1996. En la actualidad se están utilizando compuestos sustitutos en los refrigeradores y aires acondicionados fabricados recientemente.

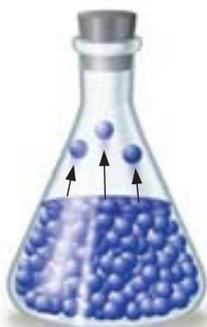
17.3 La condición del equilibrio

OBJETIVO Aprender cómo se establece el equilibrio.

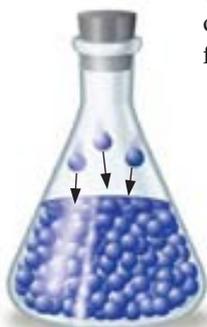
El *equilibrio* es una palabra que implica balance o estabilidad. Cuando se dice que alguien está manteniendo su equilibrio, se está describiendo un estado de balance entre varias fuerzas opuestas. El término se utiliza de una manera similar pero más específica en la química. Los químicos definen el **equilibrio** como el *balance exacto de dos procesos, uno de los cuales es el opuesto del otro*.

El concepto de equilibrio se mencionó primero en la sección 14.4, cuando se describió la manera en que se desarrolla la presión de vapor sobre un líquido en un contenedor cerrado (vea la figura 14.9). En la figura 17.6 se resume este proceso en equilibrio. El *estado en equilibrio* ocurre cuando la velocidad de la evaporación es exactamente igual a la velocidad de la condensación.

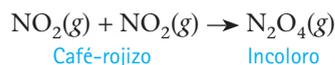
Hasta ahora en este libro de texto por lo regular se ha supuesto que las reacciones proceden hasta la consumación (o completitud), es decir, hasta que uno de los reactivos “se termina”. En realidad, varias reacciones *proceden* esencialmente a la consumación. Para tales reacciones se puede suponer que los reactivos se convierten en los productos hasta que el reactivo limitante se consume por completo. Por otro lado, existen varias reacciones químicas que se “detienen” mucho antes de la consumación cuando se permite que se lleven a cabo en un contenedor cerrado. Un ejemplo es la reacción del dióxido de nitrógeno para formar tetróxido de dinitrógeno.



Evaporación



Condensación



El reactivo NO_2 es un gas café-rojizo y el producto N_2O_4 es un gas incoloro. Imagine un experimento donde se coloca NO_2 puro en un contenedor de vidrio vacío y sellado a 25°C . El color marrón oscuro inicial disminuirá en intensidad a medida que el NO_2 se convierte en N_2O_4 incoloro (vea la figura 17.1). Sin embargo, incluso en un periodo extenso, el contenido del

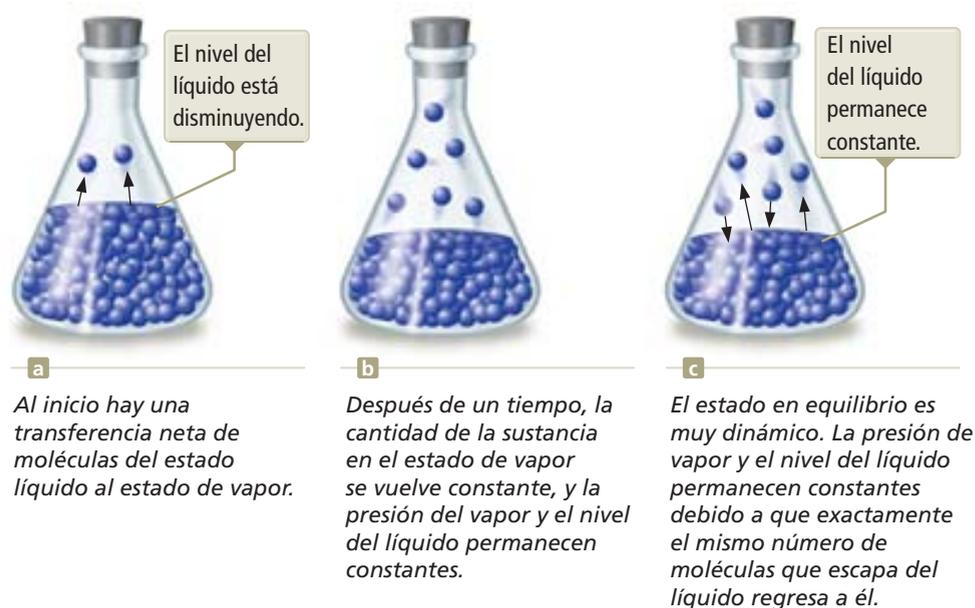


Figura 17.6

El establecimiento de la presión de vapor en equilibrio sobre un líquido en un contenedor cerrado.

recipiente no se torna incoloro. En su lugar, la intensidad del color marrón se vuelve constante con el tiempo, lo cual significa que la concentración del NO_2 ya no está cambiando. Esta observación sencilla es una clara indicación de que la reacción se ha “detenido” poco antes de la consumación. De hecho, la reacción no se ha detenido. Más bien el sistema ha alcanzado el **equilibrio químico**, un estado dinámico donde las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constantes.

Esta situación es similar a aquella en la que un líquido en un contenedor cerrado desarrolla una presión de vapor constante, excepto que en este caso están involucradas dos reacciones químicas opuestas. Cuando se coloca NO_2 puro en un matraz cerrado, no hay N_2O_4 presente. A medida que ocurren colisiones entre las moléculas de NO_2 , se forma N_2O_4 y su concentración en el contenedor aumenta. Sin embargo, también ocurre la reacción inversa. Una molécula de N_2O_4 dada puede descomponerse en dos moléculas de NO_2 .



Es decir, las reacciones químicas son *reversibles*; pueden ocurrir en cualquier dirección. Por lo regular se indica este hecho utilizando flechas dobles.



En este caso las flechas dobles significan que pueden combinarse dos moléculas de NO_2 para formar una molécula de N_2O_4 (la reacción *directa*), o puede descomponerse una molécula de N_2O_4 para formar dos moléculas de NO_2 (la reacción *inversa*).

El equilibrio se alcanza si se coloca inicialmente en un contenedor cerrado NO_2 puro, N_2O_4 puro o una mezcla de NO_2 y N_2O_4 . En cualquiera de estos casos, con el tiempo se alcanzarán las condiciones en el contenedor para que el N_2O_4 se esté formando y descomponiendo a exactamente la misma velocidad. Esto conduce al equilibrio químico, una situación dinámica donde las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes de manera indefinida, siempre y cuando no se cambien las condiciones.

17.4

Equilibrio químico: una condición dinámica

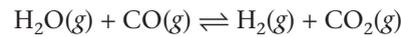
OBJETIVO Aprender acerca de las características del equilibrio químico.

El equilibrio es una situación dinámica.

Se utiliza una flecha doble (\rightleftharpoons) para mostrar que una reacción está ocurriendo en ambas direcciones.

Debido a que no ocurren cambios en las concentraciones de los reactivos o productos en un sistema de reacción en equilibrio, puede parecer que todo se ha detenido. Sin embargo, este no es el caso. A nivel molecular existe una actividad frenética. El equilibrio no es estático, sino una situación altamente *dinámica*. Considere de nuevo la analogía entre el equilibrio químico y dos ciudades en islas conectadas por un solo puente. Suponga que el tráfico que fluye en el puente es el mismo en ambas direcciones. Es obvio que hay movimiento (se puede ver los automóviles viajando a través del puente), pero su número en cada ciudad no cambia debido a que hay un flujo igual de carros entrando y saliendo. El resultado es que no hay cambio *neto* en el número de automóviles en cada una de las dos ciudades.

Para ver cómo se aplica este concepto a las reacciones químicas, considere la reacción entre el vapor y el monóxido de carbono en un contenedor cerrado a una temperatura alta donde la reacción se lleva a cabo con rapidez.



Suponga que se coloca el mismo número de moles de CO gaseoso y H₂O gaseoso en un contenedor cerrado y se permite que reaccionen (figura 17.7a).

Cuando el CO y el H₂O, los reactivos, se mezclan, de inmediato comienzan a reaccionar para formar los productos H₂ y CO₂. Esto conduce a una disminución en las concentraciones de los reactivos, pero las concentraciones de los productos, los cuales inicialmente eran de cero, están incrementándose (figura 17.7b). Después de

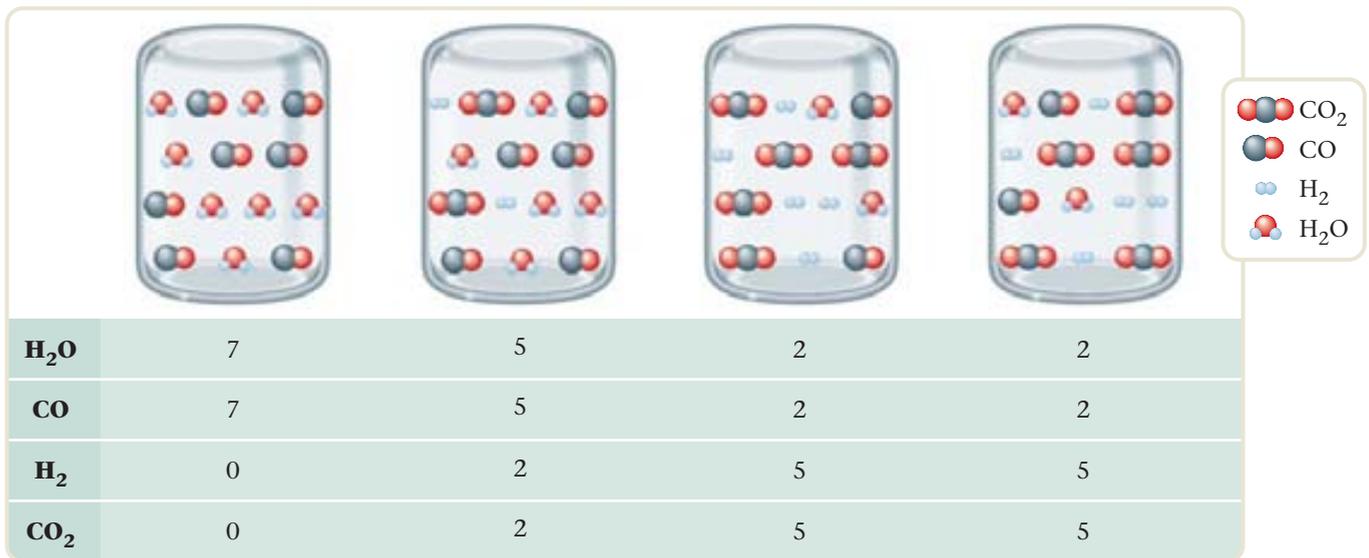
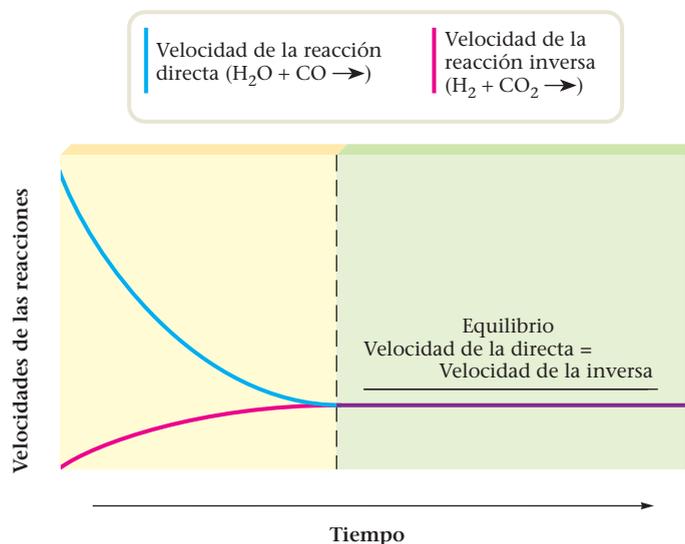


Figura 17.7

Reacción del H₂O y del CO para formar CO₂ y H₂ a medida que el tiempo pasa. **a** Se mezclan números iguales de moles de H₂O y CO en un contenedor cerrado. **b** La reacción comienza a ocurrir y se forman algunos productos (H₂ y CO₂). **c** La reacción continúa a medida que el tiempo pasa y se transforman más reactivos en productos. **d** Aunque el tiempo continúa pasando, los números de las moléculas de los reactivos y productos permanecen igual a los de **e**. No se ven más cambios a medida que el tiempo continúa pasando. El sistema ha alcanzado el equilibrio.

Figura 17.8

Cambios en el tiempo en las velocidades de las reacciones directa e inversa para $\text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g)$ cuando se mezclan número de moles iguales de $\text{H}_2\text{O}(g)$ y $\text{CO}(g)$. Al inicio, la velocidad de la reacción directa disminuye y la velocidad de la reacción inversa aumenta. Se alcanza el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa y la velocidad de la reacción inversa se vuelven iguales.



cierto periodo, las concentraciones de los reactivos y productos ya no cambian para nada: se ha alcanzado el equilibrio (figura 17.7c y d). A menos que el sistema se perturbe de alguna manera, no ocurrirán más cambios en las concentraciones.

¿Por qué ocurre el equilibrio? Anteriormente en este capítulo se dijo que las moléculas reaccionan colisionando entre sí, y que a mayor número de colisiones, más rápida es la reacción. Esto se debe a que la velocidad de una reacción depende de las concentraciones. En este caso se disminuyen las concentraciones del H_2O y del CO a medida que ocurre la reacción directa, es decir, a medida que se forman los productos.



Conforme las concentraciones de los reactivos disminuyen, la reacción directa se hace más lenta (figura 17.8). Pero como en la analogía del tráfico en el puente, también hay movimiento en la dirección inversa.



Inicialmente en este experimento no están presentes el H_2 y el CO_2 , por lo que no puede ocurrir la reacción inversa. Sin embargo, conforme la reacción directa procede, las concentraciones del H_2 y del CO_2 aumentan y la velocidad de la reacción inversa se incrementa (figura 17.8) a medida que la reacción directa se hace más lenta. Con el tiempo las concentraciones alcanzan niveles en los que *la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa*. El sistema ha alcanzado el equilibrio.

17.5

Constante de equilibrio: introducción

OBJETIVO

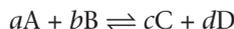
Comprender la ley del equilibrio químico y aprender cómo calcular los valores para la constante de equilibrio.

La ciencia se basa en los resultados de los experimentos. El desarrollo del concepto de equilibrio es común. Con base en sus observaciones de varias reacciones químicas, los científicos noruegos Cato Maximilian Guldberg y Peter Waage propusieron en 1864 la **ley del equilibrio químico** (originalmente llamada *ley de acción de masas*)

 El módulo 21, **Equilibrio químico**, cubre los conceptos de esta sección.

Los corchetes [] indican unidades de concentración de mol/L.

como descripción general de la condición de equilibrio. Guldberg y Waage postularon que para una reacción del tipo



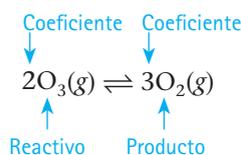
donde A, B, C y D representan las especies químicas, y a , b , c y d son sus coeficientes en la ecuación balanceada, la ley de acción de masas se representa por medio de la siguiente **expresión de equilibrio**:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Los corchetes indican las concentraciones de las especies químicas *en equilibrio* (en unidades de mol/L), y K es una constante llamada **constante de equilibrio**. Observe que la expresión de equilibrio es una razón especial de las concentraciones de los productos a las concentraciones de los reactivos. Cada concentración se eleva a una potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada.

La ley del equilibrio químico propuesta por Guldberg y Waage se basa en observaciones experimentales. Los experimentos sobre varias reacciones mostraron que las condiciones de equilibrio siempre podían describirse por medio de esta razón especial, llamada *expresión de equilibrio*.

Para ver cómo construir una expresión de equilibrio, considere la reacción donde el ozono cambia a oxígeno:



Para obtener la expresión de equilibrio, se coloca la concentración del producto en el numerador y la concentración del reactivo en el denominador.

$$\begin{array}{l} \frac{[\text{O}_2]}{[\text{O}_3]} \leftarrow \text{Producto} \\ \leftarrow \text{Reactivo} \end{array}$$

Después se utilizan los coeficientes como potencias.

$$K = \frac{[\text{O}_2]^3}{[\text{O}_3]^2} \quad \begin{array}{l} \leftarrow \text{Los coeficientes se vuelven potencias} \\ \leftarrow \end{array}$$

EJEMPLO 17.1

Escritura de expresiones de equilibrio

Escriba la expresión de equilibrio para las siguientes reacciones.



SOLUCIÓN

Al aplicar la ley del equilibrio químico se colocan los productos sobre los reactivos (utilizando corchetes para indicar las concentraciones en unidades de moles por litro), y se eleva cada concentración a la potencia que corresponde al coeficiente en la ecuación química balanceada.

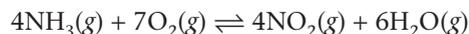
a) $K = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]}$ \leftarrow Producto (el coeficiente de 2 se vuelve una potencia de 2)
 \leftarrow Reactivos (los coeficientes de 1 se vuelven potencias de 1)

Observe que cuando ocurre un coeficiente (potencia) de 1, no se escribe, sino que se sobreentiende.

b) $K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

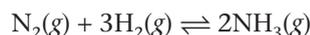
Autocomprobación

EJERCICIO 17.1 Escriba la expresión de equilibrio para la siguiente reacción.



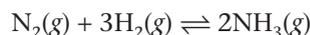
Veá los problemas 17.15 al 17.18. ■

¿Qué significa la expresión de equilibrio? Significa que, para una reacción determinada a una temperatura dada, la razón especial de las concentraciones de los productos a reactivos definida por la expresión de equilibrio siempre será igual al mismo número, es decir, la constante de equilibrio K . Por ejemplo, considere una serie de experimentos sobre la reacción de la síntesis del amoníaco



realizada a 500 °C para medir las concentraciones del N_2 , H_2 y NH_3 presentes en equilibrio. En la tabla 17.1 se muestran los resultados de estos experimentos. En esta tabla, los subíndices cero al lado de los corchetes se utilizan para indicar las *concentraciones iniciales*, las de los reactivos y productos originalmente mezclados antes de que haya ocurrido cualquier reacción.

Considere los resultados del experimento I. Un mol de N_2 y un mol de H_2 se sellaron en un contenedor de 1 L a 500 °C y se permitió que alcanzaran el equilibrio químico. En equilibrio, las concentraciones en el matraz se encontraron como $[\text{N}_2] = 0.921 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 0.763 \text{ M}$ y $[\text{NH}_3] = 0.157 \text{ M}$. La expresión de equilibrio para la reacción



es

$$\begin{aligned} K &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.157)^2}{(0.921)(0.763)^3} \\ &= 0.0602 = 6.02 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

De manera similar, como se muestra en la tabla 17.1, se puede calcular para los experimentos II y III que K , la constante de equilibrio, tiene el valor de 6.02×10^{-2} . De hecho, siempre que el N_2 , el H_2 y el NH_3 se mezclan entre sí a esta temperatura, el sistema *siempre* llega a una posición de equilibrio en la que

$$K = 6.02 \times 10^{-2}$$

sin importar las cantidades de los reactivos y productos que se mezclan inicialmente.

Tabla 17.1 Resultados de tres experimentos para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ a 500 °C

Experimento	Concentraciones iniciales			Concentraciones en equilibrio			$\frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = K^*$
	$[\text{N}_2]_0$	$[\text{H}_2]_0$	$[\text{NH}_3]_0$	$[\text{N}_2]$	$[\text{H}_2]$	$[\text{NH}_3]$	
I	1.000 M	1.000 M	0	0.921 M	0.763 M	0.157 M	$\frac{(0.157)^2}{(0.921)(0.763)^3} = 0.0602$
II	0	0	1.000 M	0.399 M	1.197 M	0.203 M	$\frac{(0.203)^2}{(0.399)(1.197)^3} = 0.0602$
III	2.00 M	1.00 M	3.00 M	2.59 M	2.77 M	1.82 M	$\frac{(1.82)^2}{(2.59)(2.77)^3} = 0.0602$

* Las unidades para K por lo habitual se omiten.

Para una reacción a una temperatura dada existen varias posiciones de equilibrio pero sólo un valor para K .

Es importante ver, a partir de la tabla 17.1, que las *concentraciones en equilibrio no siempre son las mismas*. Sin embargo, aun cuando los conjuntos individuales de concentraciones en equilibrio son bastante distintas para las diferentes situaciones, la *constante de equilibrio, la cual depende de la razón de las concentraciones, permanece igual*.

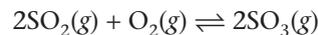
A cada *conjunto de concentraciones en equilibrio* se le llama **posición de equilibrio**. Es esencial distinguir entre la constante de equilibrio y las posiciones de equilibrio para un sistema de reacción dado. Sólo hay *una* constante de equilibrio para un sistema particular a una temperatura particular, pero hay un número *infinito* de posiciones de equilibrio. La posición de equilibrio específica adoptada por un sistema depende de las concentraciones iniciales; la constante de equilibrio no.

Observe que en la explicación anterior la constante de equilibrio se proporciona sin unidades. En ciertos casos éstas se incluyen cuando se dan las constantes de equilibrio, y en otros casos se omiten. No se explicarán las razones para esto. En este texto se omitirán las unidades.

EJEMPLO 17.2

Cálculo de las constantes de equilibrio

La reacción del dióxido de azufre con el oxígeno en la atmósfera para formar trióxido de azufre tiene implicaciones ambientales importantes debido a que el SO_2 se combina con la humedad para formar gotas de ácido sulfúrico, un componente importante de la lluvia ácida. Se recolectaron los siguientes resultados para dos experimentos que involucraban la reacción a 600°C entre el dióxido de azufre gaseoso y el oxígeno para formar trióxido de azufre gaseoso.



	Inicial	Equilibrio
Experimento I	$[\text{SO}_2]_0 = 2.00\text{ M}$	$[\text{SO}_2] = 1.50\text{ M}$
	$[\text{O}_2]_0 = 1.50\text{ M}$	$[\text{O}_2] = 1.25\text{ M}$
	$[\text{SO}_3]_0 = 3.00\text{ M}$	$[\text{SO}_3] = 3.50\text{ M}$
Experimento II	$[\text{SO}_2]_0 = 0.500\text{ M}$	$[\text{SO}_2] = 0.590\text{ M}$
	$[\text{O}_2]_0 = 0$	$[\text{O}_2] = 0.045\text{ M}$
	$[\text{SO}_3]_0 = 0.350\text{ M}$	$[\text{SO}_3] = 0.260\text{ M}$

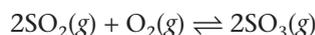
La ley del equilibrio químico predice que el valor de K debe ser el mismo para ambos experimentos. Verifique esto calculando la constante de equilibrio para cada experimento.



Algunos árboles destruidos por la lluvia ácida

SOLUCIÓN

La ecuación balanceada para la reacción es



A partir de la ley del equilibrio químico se puede escribir la expresión de equilibrio

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

Para el experimento I se calcula el valor de K sustituyendo las concentraciones en *equilibrio* observadas,

$$\begin{aligned}[\text{SO}_3] &= 3.50 \text{ M} \\ [\text{SO}_2] &= 1.50 \text{ M} \\ [\text{O}_2] &= 1.25 \text{ M}\end{aligned}$$

en la expresión de equilibrio:

$$K_{\text{I}} = \frac{(3.50)^2}{(1.50)^2(1.25)} = 4.36$$

Para el experimento II en equilibrio

$$\begin{aligned}[\text{SO}_3] &= 0.260 \text{ M} \\ [\text{SO}_2] &= 0.590 \text{ M} \\ [\text{O}_2] &= 0.045 \text{ M}\end{aligned}$$

y

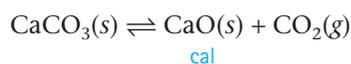
$$K_{\text{II}} = \frac{(0.260)^2}{(0.590)^2(0.045)} = 4.32$$

Observe que los valores calculados para K_{I} y K_{II} son casi iguales, como se esperaba. Es decir, el valor de K es constante, considerando las diferencias por el redondeo y el error experimental. Estos experimentos muestran *dos posiciones de equilibrio diferentes* para este sistema, pero K , la constante de equilibrio, es por supuesto constante. ■

17.6**Equilibrios heterogéneos****OBJETIVO**

Comprender la función que desempeñan los sólidos y los líquidos en la construcción de la expresión de equilibrio.

Hasta ahora sólo se han explicado los equilibrios para sistemas en el estado gaseoso, donde todos los reactivos y productos son gases. Estos son ejemplos de **equilibrios homogéneos**, en los que todas las sustancias están en el mismo estado. Sin embargo, varios equilibrios involucran más de un estado, y se les llama **equilibrios heterogéneos**. Un ejemplo es la descomposición térmica del carbonato de calcio en la preparación comercial de la cal viva por medio de una reacción que involucra sólidos y gases.



La aplicación directa de la ley del equilibrio conduce a la expresión de equilibrio

$$K = \frac{[\text{CO}_2][\text{CaO}]}{[\text{CaCO}_3]}$$

En términos de la cantidad producida, la cal viva está entre las 10 sustancias químicas principales producidas en Estados Unidos.

Las concentraciones de los líquidos y sólidos puros son constantes.

Sin embargo, los resultados experimentales muestran que la *posición de un equilibrio heterogéneo no depende de las cantidades de los sólidos o líquidos puros presentes*. La razón fundamental para este comportamiento radica en que las concentraciones de los sólidos y líquidos puros no cambian. En otras palabras, se podría decir que estas concentraciones son constantes. Por tanto, se puede escribir la expresión de equilibrio para la descomposición del carbonato de calcio sólido como

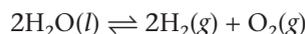
$$K' = \frac{[\text{CO}_2]C_1}{C_2}$$

donde C_1 y C_2 son constantes que representan las concentraciones de los sólidos CaO y CaCO₃, respectivamente. Esta expresión se reordena para obtener

$$\frac{C_2 K'}{C_1} = K = [\text{CO}_2]$$

donde las constantes C_2 , K' y C_1 se combinan en una sola constante K . Esto conduce al siguiente enunciado general: las concentraciones de los sólidos puros y de los líquidos puros involucrados en una reacción química *no se incluyen en la expresión de equilibrio* para la reacción. Esto *sólo* se aplica a los sólidos o líquidos puros. No se aplica a las disoluciones o a los gases, debido a que sus concentraciones pueden variar.

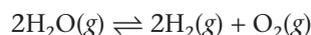
Por ejemplo, considere la descomposición del agua líquida en hidrógeno y oxígeno gaseosos:



donde

$$K = [\text{H}_2]^2[\text{O}_2]$$

El agua no se incluye en la expresión de equilibrio debido a que es un líquido puro. Sin embargo, cuando la reacción se realiza bajo condiciones donde el agua es un gas en vez de un líquido,



se tiene

$$K = \frac{[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

debido a que la concentración del vapor del agua puede cambiar.

EJEMPLO 17.3

Escritura de expresiones de equilibrio para equilibrios heterogéneos

Escriba las expresiones para K en los siguientes procesos.

- El pentacloruro de fósforo sólido se descompone a tricloruro de fósforo líquido y gas cloro.
- El sulfato de cobre(II) pentahidratado sólido de color azul oscuro se calienta para sustraer el vapor de agua y formar sulfato de cobre(II) sólido blanco.

SOLUCIÓN

- La reacción es



En este caso, ni el PCl₅ sólido puro ni el PCl₃ líquido puro se incluyen en la expresión de equilibrio. La expresión de equilibrio es

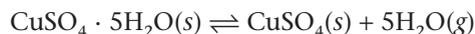
$$K = [\text{Cl}_2]$$

A medida que se calienta el sulfato de cobre(II) pentahidratado sólido, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, pierde H_2O , y con el tiempo se forma CuSO_4 blanco.

© Cengage Learning



b) La reacción es

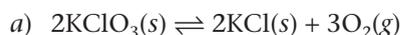


Los dos sólidos no se incluyen. La expresión de equilibrio es

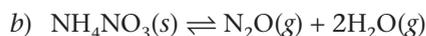
$$K = [\text{H}_2\text{O}]^5$$

Autocomprobación

EJERCICIO 17.2 Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.



Esta reacción se utiliza con frecuencia para producir gas oxígeno en el laboratorio.



Vea los problemas 17.25 al 17.28. ■

17.7

Principio de Le Châtelier

OBJETIVO

Aprender a predecir los cambios que ocurren cuando se perturba un sistema en equilibrio.

Es importante comprender los factores que controlan la *posición* de un equilibrio químico. Por ejemplo, cuando se produce una sustancia química, los químicos y los ingenieros químicos a cargo de la producción desean elegir las condiciones que favorezcan el producto deseado tanto como sea posible. Es decir, buscan que el equilibrio se encuentre muy a la derecha (hacia los productos). Cuando se empezó a desarrollar el proceso para la síntesis del amoníaco, se realizaron estudios extensivos para determinar cómo dependía la concentración en equilibrio del amoníaco de las condiciones de temperatura y presión.

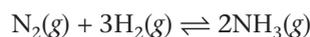
En esta sección se explorará cómo varios cambios en las condiciones afectan la posición de equilibrio de un sistema de reacción. Se pueden predecir los efectos de los cambios en la concentración, presión y temperatura en un sistema en equilibrio utilizando el **principio de Le Châtelier**, el cual enuncia que cuando *se impone un cambio en un sistema en equilibrio, la posición del equilibrio se desplaza en una dirección que tiende a reducir el efecto de ese cambio*.

► Efecto de un cambio en la concentración

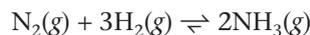
Considere la reacción de la síntesis del amoníaco. Suponga que existe una posición de equilibrio descrita por estas concentraciones:

$$[\text{N}_2] = 0.399 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = 1.197 \text{ M} \quad [\text{NH}_3] = 0.203 \text{ M}$$

¿Qué sucederá si de pronto se inyecta en el sistema 1.000 mol/L de N_2 ? Se puede comenzar a responder esta pregunta recordando que para el sistema en equilibrio, las velocidades de las reacciones directa e inversa se balancean de manera exacta,



como se indica aquí por medio de las flechas de la misma longitud. Cuando se adiciona el N_2 , de repente hay más colisiones entre las moléculas de N_2 y H_2 . Esto incrementa la velocidad de la reacción directa (mostrado aquí por la mayor longitud de la flecha que apunta en esa dirección)



y la reacción produce más NH_3 . A medida que la concentración del NH_3 aumenta, la reacción inversa también se acelera (conforme ocurren más colisiones entre las moléculas de NH_3) y el sistema de nuevo alcanza el equilibrio. Sin embargo, la nueva posición de equilibrio tiene más NH_3 de lo que había en la posición original. Se dice que el equilibrio se ha desplazado a la *derecha*, hacia los productos. Abajo se muestran las posiciones de equilibrio original y la nueva.

Posición de equilibrio I

$$\begin{aligned} [\text{N}_2] &= 0.399 \text{ M} \\ [\text{H}_2] &= 1.197 \text{ M} \\ [\text{NH}_3] &= 0.203 \text{ M} \end{aligned}$$



Adición de
1.000 mol/L
de N_2

Posición de equilibrio II

$$\begin{aligned} [\text{N}_2] &= 1.348 \text{ M} \\ [\text{H}_2] &= 1.044 \text{ M} \\ [\text{NH}_3] &= 0.304 \text{ M} \end{aligned}$$

Observe que el equilibrio, de hecho, se desplaza a la derecha; la concentración del H_2 disminuye (de 1.197 M a 1.044 M); la concentración del NH_3 aumenta (de 0.203 M a 0.304 M) y, por supuesto, debido a que se adicionó nitrógeno, la concentración del N_2 muestra un incremento en relación con la cantidad original presente.

Es importante observar en este punto que, aunque el equilibrio se desplazó a una nueva posición, el *valor de K no cambió*. Se puede demostrar esto insertando las concentraciones de equilibrio de las posiciones I y II en la expresión de equilibrio.

- Posición I
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.203)^2}{(0.399)(1.197)^3} = 0.0602$$

- Posición II
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.304)^2}{(1.348)(1.044)^3} = 0.0602$$

Estos valores de K son iguales. Por tanto, aunque la *posición* de equilibrio se desplazó cuando se adicionó más N_2 , la *constante de equilibrio K* permaneció constante.

¿Podría haberse predicho este desplazamiento con el principio de Le Châtelier? Debido a que el cambio en este caso fue la adición de nitrógeno, este principio pre-



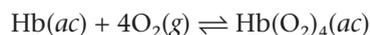
Figura 17.9

Un sistema en equilibrio se desplaza en la dirección que compensa cualquier cambio impuesto.

dice que el sistema se desplazará en una dirección que *consume* el nitrógeno. Esto tiende a compensar el cambio original: la adición de N_2 . Por tanto, el principio de Le Châtelier predice de manera correcta que la adición de nitrógeno ocasionará que el equilibrio se desplace a la derecha (figura 17.9) a medida que se consume parte del nitrógeno adicionado.

Si se hubiese adicionado amoníaco en vez de nitrógeno, el sistema se habría desplazado a la izquierda, consumiendo amoníaco. Entonces, otra manera de enunciar el principio de Le Châtelier es decir que *cuando se agrega un reactivo o producto a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza alejándose del componente adicionado*. Por otro lado, si se sustrae un reactivo o producto, el sistema se desplaza hacia el componente sustraído. Por ejemplo, si se hubiese sustraído el nitrógeno, el sistema se habría desplazado a la izquierda y la cantidad de amoníaco presente se habría reducido.

Un ejemplo en el mundo real que demuestra la importancia del principio de Le Châtelier es el efecto de las elevaciones altas sobre el suministro de oxígeno para el cuerpo. Si alguna vez ha viajado a las montañas en vacaciones, pudo haber notado que se sentía "aturdido" y especialmente cansado durante los primeros días de su visita. Estas sensaciones son el resultado de una disminución en el suministro de oxígeno para su cuerpo debido a la presión del aire más baja que existe en elevaciones más altas. Por ejemplo, el suministro de oxígeno en Leadville, Colorado (elevación de ~ 10,000 ft), sólo es de casi dos tercios del encontrado al nivel del mar. Se pueden comprender los efectos de la disminución del suministro de oxígeno en términos del siguiente equilibrio:



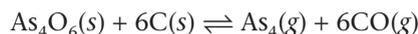
donde Hb representa la hemoglobina, la proteína con contenido de hierro que transporta el O_2 de sus pulmones a sus tejidos, donde se utiliza para soportar el metabolismo. El coeficiente 4 en la ecuación significa que cada molécula de hemoglobina recoge cuatro moléculas de O_2 en los pulmones. Observe con el principio de Le Châtelier que una presión de oxígeno más baja ocasionará que este equilibrio se desplace a la izquierda, alejándose de la hemoglobina oxigenada. Esto conduce a un suministro inadecuado de oxígeno en los tejidos, lo cual a su vez ocasiona fatiga y una sensación de "vértigo".

Este problema puede resolverse en casos extremos, como cuando se escala el monte Everest o se vuela en un avión a altitudes altas, suministrando oxígeno extra por medio de un tanque. Este oxígeno extra empuja el equilibrio a su posición normal. Sin embargo, arrastrar consigo un tanque de oxígeno no sería muy práctico para la gente que vive en las montañas. De hecho, la naturaleza resuelve este problema de una manera muy interesante. El cuerpo se adapta a vivir en elevaciones altas

produciendo hemoglobina adicional, la otra manera de desplazar este equilibrio a la derecha. Por tanto, la gente que vive en elevaciones altas tiene niveles de hemoglobina significativamente más altos que aquella que vive al nivel del mar. Por ejemplo, los sherpas que viven en Nepal se pueden desempeñar en el aire enrarecido en la cima del monte Everest sin un suministro de oxígeno auxiliar.

EJEMPLO 17.4**Uso del principio de Le Châtelier: cambios en la concentración**

El arsénico, As_4 , se obtiene de la naturaleza reaccionando primero su mena con oxígeno (llamado *tostación*) para formar As_4O_6 sólido. (El As_4O_6 , un compuesto mortal en dosis de 0.1 g o más, es el “arsénico” hecho famoso en las historias de detectives.) Después el As_4O_6 se reduce utilizando carbono:



Pronostique la dirección del desplazamiento en la posición de equilibrio para esta reacción que ocurre en respuesta a cada uno de los siguientes cambios en las condiciones.

- La adición de monóxido de carbono
- La adición o sustracción de $\text{C}(\text{s})$ o $\text{As}_4\text{O}_6(\text{s})$
- La sustracción de $\text{As}_4(\text{g})$

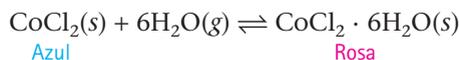
SOLUCIÓN

- El principio de Le Châtelier predice un desplazamiento alejándose de la sustancia cuya concentración se incrementa. La posición de equilibrio se desplazará a la izquierda cuando se adicione monóxido de carbono.
- Debido a que la cantidad del sólido puro no tiene efecto sobre la posición de equilibrio, cambiar la cantidad del carbono o del hexóxido de tetraarsénico no tendrá efecto.
- Cuando se sustraiga el arsénico gaseoso, la posición de equilibrio se desplazará a la derecha para formar más productos. En los procesos industriales, el producto deseado con frecuencia se sustrae de manera continua a partir del sistema de reacción para incrementar el rendimiento.

Autocomprobación

Cuando el CoCl_2 anhidro azul reacciona con agua, se forma $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ rosa.

EJERCICIO 17.3 Los dispositivos novedosos para la predicción de lluvia contienen cloruro de cobalto(II) y se basan en el siguiente equilibrio.



¿De qué color será este indicador cuando sea probable que llueva debido al incremento en el vapor de agua en el aire?

Vea los problemas 17.33 al 17.36. ■

► Efecto de un cambio en el volumen

Cuando se disminuye el volumen de un gas (cuando éste se comprime), la presión aumenta. Esto ocurre debido a que las moléculas presentes ahora están contenidas en un espacio menor y golpean las paredes de su contenedor con más frecuencia, lo que da una presión mayor. Por tanto, cuando el volumen de un sistema de reacción gaseoso en equilibrio se reduce de repente, lo que conduce a un incremento repentino en la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplazará en la dirección que reduce la presión.

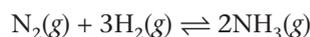
Por ejemplo, considere la reacción



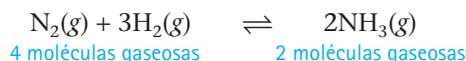
en un contenedor con un pistón móvil (figura 17.10). Si el volumen se disminuye de repente empujando el pistón, la presión del gas CO_2 aumenta inicialmente. ¿Cómo puede el sistema contrarrestar este aumento en la presión? Mediante el desplazamiento a la izquierda, la dirección que reduce la cantidad de gas presente. Es decir, un desplazamiento a la izquierda consume las moléculas de CO_2 , y por tanto disminuye la presión. (Habrá menos moléculas presentes para golpear las paredes, debido a que más moléculas de CO_2 se han combinado con el CaO y se han convertido en parte del CaCO_3 sólido.)

Por consiguiente, cuando el volumen de un sistema de reacción gaseoso en equilibrio disminuye (por tanto aumenta la presión), *el sistema se desplaza en la dirección que favorece el número menor de moléculas de gas*. En consecuencia, una disminución en el volumen del sistema conduce a un desplazamiento que reduce el número total de moléculas gaseosas en el sistema.

Suponga que se está llevando a cabo la reacción



y se tiene una mezcla de los gases nitrógeno, hidrógeno y amoníaco en equilibrio (figura 17.11a). Si de repente se reduce el volumen, ¿qué le sucederá a la posición de equilibrio? Debido a que la disminución en el volumen incrementa inicialmente la presión, el sistema se mueve en la dirección en que lo reduce. El sistema de reacción puede reducir su presión disminuyendo el número de moléculas de gas presentes. Esto significa que la reacción



se desplaza a la derecha, debido a que en esta dirección cuatro moléculas (una de nitrógeno y tres de hidrógeno) reaccionan para producir dos moléculas (de amoníaco), por lo que *se reduce el número total de moléculas gaseosas*. La posición de equilibrio se desplaza a la derecha, hacia el lado de la reacción que involucra el menor número de moléculas gaseosas en la ecuación balanceada.

Lo opuesto también es verdadero. Cuando se incrementa el volumen del contenedor (lo cual disminuye la presión del sistema), el sistema se desplaza para que aumente su presión. Un incremento del volumen en el sistema de la síntesis del amoníaco produce un desplazamiento a la izquierda para incrementar el número total de moléculas gaseosas presentes (para aumentar la presión).

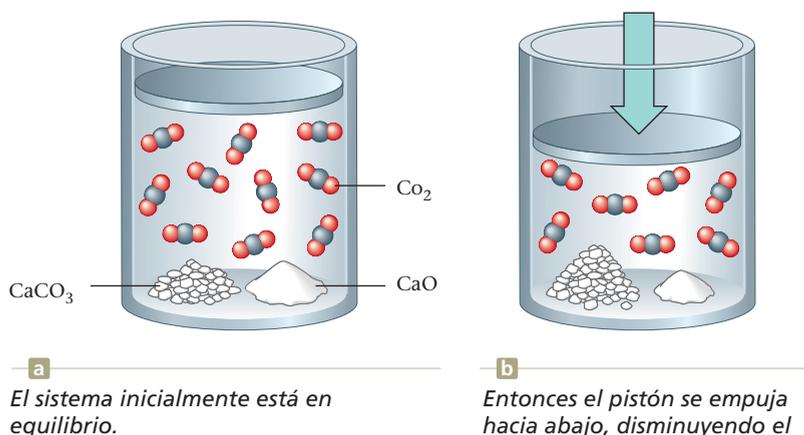


Figura 17.10

El sistema de reacción
 $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$.

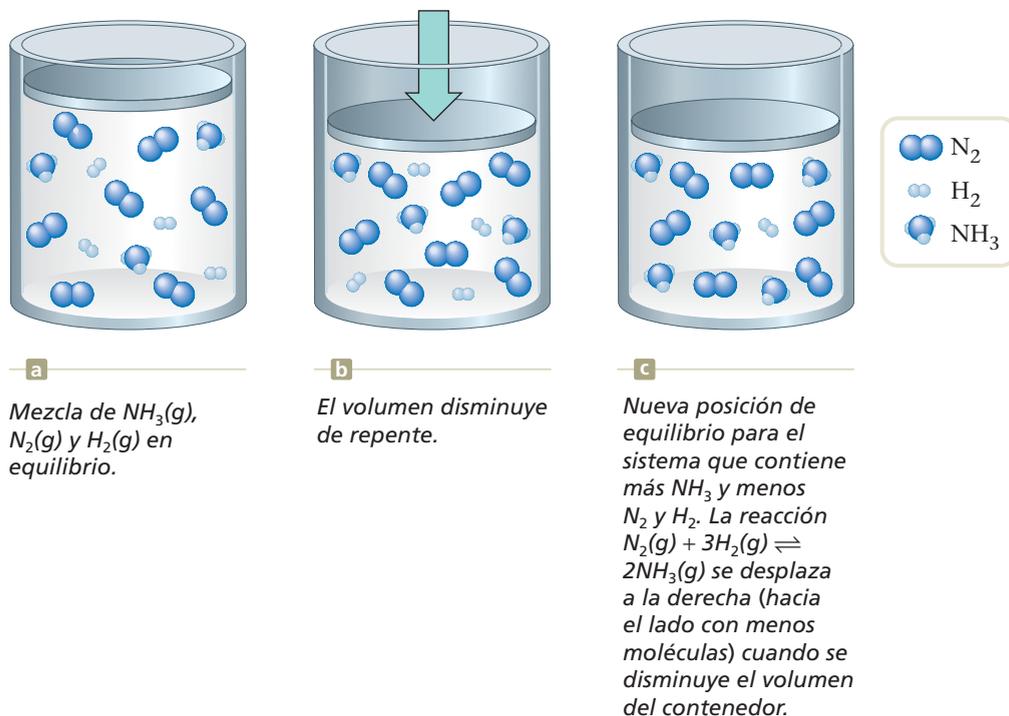
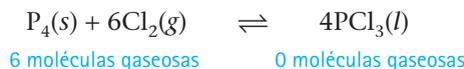


Figura 17.11

EJEMPLO 17.5**Uso del principio de Le Châtelier: cambios en el volumen**

Pronostique el desplazamiento en la posición de equilibrio que ocurrirá para cada uno de los siguientes procesos cuando se reduce el volumen.

- a) La preparación de tricloruro de fósforo líquido por medio de la reacción

**Solución a)**

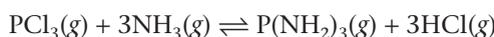
El P_4 y el PCl_3 son un sólido puro y un líquido puro, respectivamente, por lo que sólo se necesita considerar el efecto sobre el Cl_2 . Si se disminuye el volumen, la presión del Cl_2 inicialmente aumentará, por lo que la posición de equilibrio se desplazará a la derecha, consumiendo Cl_2 gaseoso y disminuyendo la presión (para contrarrestar el cambio original).

- b) La preparación de pentacloruro de fósforo gaseoso de acuerdo con la ecuación

**Solución b)**

La disminución del volumen (incrementando la presión) desplazará este equilibrio a la derecha, debido a que el lado de los productos sólo contiene una molécula gaseosa mientras que el lado de los reactivos tiene dos. Es decir, el sistema responderá a la disminución del volumen (aumento de la presión) reduciendo el número de moléculas presentes.

- c) La reacción del tricloruro de fósforo con amoníaco:



Solución c)

Ambos lados de la ecuación de la reacción balanceada tienen cuatro moléculas gaseosas. Un cambio en el volumen no tendrá efecto sobre la posición de equilibrio. No hay desplazamiento en este caso debido a que el sistema no puede cambiar el número de moléculas presentes desplazándose en cualquier dirección.

Autocomprobación

EJERCICIO 17.4 Para cada una de las siguientes reacciones, pronostique la dirección en la que se desplazará el equilibrio cuando se aumente el volumen del contenedor.

- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HF}(\text{g})$
 b) $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
 c) $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Vea los problemas 17.33 al 17.36. ■

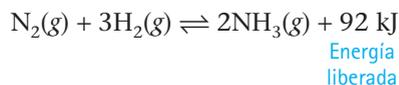
► Efecto de un cambio en la temperatura

Es importante recordar que aunque los cambios que recién se han explicado pueden alterar la *posición* de equilibrio, no alteran la *constante* de equilibrio. Por ejemplo, la adición de un reactivo desplaza la posición de equilibrio a la derecha, pero no tiene efecto sobre el valor de la constante de equilibrio; las nuevas concentraciones en equilibrio satisfacen la constante de equilibrio original. Esto se demostró anteriormente en esta sección en el caso de la adición de N_2 para la reacción de la síntesis del amoníaco.

Sin embargo, el efecto de la temperatura sobre el equilibrio es diferente debido a que *el valor de K cambió con la temperatura*. Se puede utilizar el principio de Le Châtelier para predecir la dirección del cambio en K .

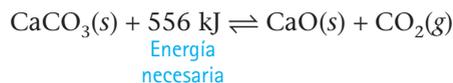
Para hacerlo se necesita clasificar las reacciones de acuerdo con el hecho de si producen calor o absorben calor. Una reacción que produce calor (el calor es un “producto”) se dice que es *exotérmica*. A una reacción que absorbe calor se le llama *endotérmica*. Debido a que se necesita calor para una reacción endotérmica, la energía (calor) puede considerarse como un “reactivo” en este caso.

En una reacción exotérmica, el calor se trata como un producto. Por ejemplo, la síntesis del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno es exotérmica (produce calor). Se puede representar esta reacción tratando la energía como un producto.



El principio de Le Châtelier predice que cuando se adiciona energía a este sistema en equilibrio calentándolo, el desplazamiento será en la dirección que consume energía, es decir, a la izquierda.

Por otro lado, para una reacción endotérmica (una que absorbe energía), como la descomposición del carbonato de calcio,



la energía se trata como un reactivo. En este caso, un incremento en la temperatura ocasiona que el equilibrio se desplace a la derecha.

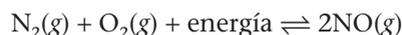
En resumen, para utilizar el principio de Le Châtelier para describir el efecto de un cambio en la temperatura sobre un sistema en equilibrio, *simplemente trate la energía como un reactivo (en un proceso endotérmico) o como un producto (en un proceso exotérmico) y pronostique la dirección del desplazamiento* de la misma manera que lo haría si se estuviera adicionando o sustrayendo un reactivo o un producto real.

EJEMPLO 17.6**Uso del principio de Le Châtelier: cambios en la temperatura**

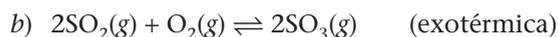
Para cada una de las siguientes reacciones, pronostique cómo se desplazará el equilibrio a medida que se incrementa la temperatura.

**SOLUCIÓN a)**

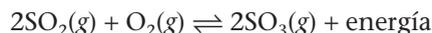
Esta es una reacción endotérmica, por lo que la energía puede verse como un reactivo.



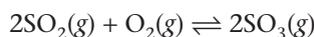
Por tanto, el equilibrio se desplazará a la derecha a medida que se incrementa la temperatura (se adiciona energía).

**SOLUCIÓN b)**

Esta es una reacción exotérmica, por lo que la energía puede considerarse como un producto.



A medida que se incrementa la temperatura, el equilibrio se desplazará a la izquierda.

Autocomprobación**EJERCICIO 17.5** Para la reacción exotérmica

pronostique el desplazamiento del equilibrio ocasionado por cada uno de los siguientes cambios.

- Se adiciona SO_2 .
- Se sustrae SO_3 .
- Se disminuye el volumen.
- Se disminuye la temperatura.

Vea los problemas 17.33 al 17.42. ■

Se ha visto cómo puede utilizarse el principio de Le Châtelier para predecir los efectos de varios tipos de cambios sobre un sistema en equilibrio. Para resumir estas ideas, la tabla 17.2 muestra cómo afectan diversos cambios la posición de equilibrio de la reacción endotérmica $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$. En la figura 17.12 se ilustra el efecto de un cambio en la temperatura sobre este sistema.

Tabla 17.2 Desplazamientos en la posición de equilibrio para la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(g) + \text{energía} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$

Adición de $\text{N}_2\text{O}_4(g)$	derecha
Adición de $\text{NO}_2(g)$	izquierda
Sustracción de $\text{N}_2\text{O}_4(g)$	izquierda
Sustracción de $\text{NO}_2(g)$	derecha
Disminución en el volumen del contenedor	izquierda
Incremento en el volumen del contenedor	derecha
Incremento en la temperatura	derecha
Disminución en la temperatura	izquierda



a
A 100 °C el matraz es café-rojizo de manera definida debido a una gran cantidad de NO_2 presente.



b
A 0 °C el equilibrio se desplaza hacia el $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ incoloro.

Figura 17.12

Desplazamiento del equilibrio de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ por un cambio en la temperatura.

17.8

Aplicaciones que involucran la constante de equilibrio

OBJETIVO

Aprender a calcular las concentraciones en equilibrio a partir de las constantes de equilibrio.

Conocer el valor de la constante de equilibrio para una reacción permite realizar varias cosas. Por ejemplo, el tamaño de K indica la tendencia inherente de la reacción a ocurrir. Un valor de K mucho mayor que 1 significa que, en equilibrio, el sistema de reacción consistirá principalmente en los productos: el equilibrio se encuentra a la derecha. Por ejemplo, considere una reacción general del tipo



donde

$$K = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

Si K para esta reacción es 10000 (10^4), entonces en equilibrio,

$$\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 10\,000 \quad \text{o} \quad \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = \frac{10\,000}{1}$$

Es decir, en equilibrio $[\text{B}]$ es 10000 veces mayor que $[\text{A}]$. Esto significa que la reacción favorece en gran medida el producto B. Otra manera de decir esto es que la reacción procede en esencia a la consumación (o completitud). Es decir, virtualmente todo A se convierte en B.

Por otro lado, un valor pequeño de K significa que el sistema en equilibrio consiste principalmente de los reactivos: la posición de equilibrio está muy a la izquierda. La reacción dada no ocurre a una extensión significativa.

Otra manera de utilizar la constante de equilibrio consiste en calcular las concentraciones en equilibrio de los reactivos y productos. Por ejemplo, si se conoce el valor de K y las concentraciones de todos los reactivos y productos excepto uno, se puede calcular la concentración faltante. En el ejemplo 17.7 se ilustra esto.

EJEMPLO 17.7

Cálculo de la concentración en equilibrio utilizando las expresiones de equilibrio

El pentacloruro de fósforo gaseoso se descompone en gas cloro y tricloruro de fósforo gaseoso. En cierto experimento, a una temperatura donde $K = 8.96 \times 10^{-2}$, las con-

centraciones en equilibrio del PCl_5 y PCl_3 encontradas fueron de $6.70 \times 10^{-3} \text{ M}$ y de 0.300 M , respectivamente. Calcule la concentración del Cl_2 presente en el equilibrio.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

Se desea determinar $[\text{Cl}_2]$ presente en equilibrio.

¿Qué se conoce?

Para esta reacción, la ecuación balanceada es



y la expresión de equilibrio es

$$K = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 8.96 \times 10^{-2}$$

Se sabe que

$$\begin{aligned} [\text{PCl}_5] &= 6.70 \times 10^{-3} \text{ M} \\ [\text{PCl}_3] &= 0.300 \text{ M} \end{aligned}$$

¿Cómo se llega allí?

Se desea calcular $[\text{Cl}_2]$. Se reordenará la expresión de equilibrio para despejar la concentración de Cl_2 . Primero se dividen ambos lados de la expresión

$$K = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

entre $[\text{PCl}_3]$ para obtener

$$\frac{K}{[\text{PCl}_3]} = \frac{\cancel{[\text{PCl}_3]}[\text{Cl}_2]}{\cancel{[\text{PCl}_3]}[\text{PCl}_5]} = \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Después se multiplican ambos lados por $[\text{PCl}_5]$.

$$\frac{K[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3]} = \frac{[\text{Cl}_2]\cancel{[\text{PCl}_5]}}{\cancel{[\text{PCl}_5]}} = [\text{Cl}_2]$$

Entonces se puede calcular $[\text{Cl}_2]$ sustituyendo la información conocida.

$$\begin{aligned} [\text{Cl}_2] &= K \times \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3]} = (8.96 \times 10^{-2}) \frac{(6.70 \times 10^{-3})}{(0.300)} \\ [\text{Cl}_2] &= 2.00 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

La concentración en equilibrio del Cl_2 es de $2.00 \times 10^{-3} \text{ M}$. ■

17.9

Equilibrios de solubilidades

OBJETIVO

Aprender a calcular el producto de solubilidad de una sal, dada su solubilidad y viceversa.

La solubilidad es un fenómeno muy importante. Considere los siguientes ejemplos.

- Debido a que el azúcar y la sal de mesa se disuelven con facilidad en el agua, se le puede dar sabor a los alimentos con facilidad.



Pastas de dientes que contienen fluoruro de sodio, un aditivo que ayuda a prevenir la caries dental.



Esta radiografía del intestino grueso ha sido mejorada por el consumo de sulfato de bario por parte del paciente.

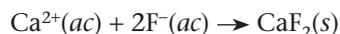
Los líquidos puros y los sólidos puros nunca se incluyen en la expresión de equilibrio.

- Debido a que el sulfato de calcio es menos soluble en el agua caliente que en el agua fría, recubre los tubos de las calderas, reduciendo la eficiencia térmica.
- Cuando los alimentos se atorán entre los dientes, se forman ácidos que disuelven el esmalte dental, los cuales contienen la hidroxiapatita mineral, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. La caries puede reducirse adicionando fluoruro a la pasta dental. El fluoruro reemplaza el hidróxido en la hidroxiapatita para producir la fluorapatita correspondiente, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, y fluoruro de calcio, CaF_2 , los cuales son menos solubles en los ácidos que el esmalte original.
- El uso de una suspensión de sulfato de bario mejora la claridad de los rayos X del tracto digestivo. El sulfato de bario contiene el ión tóxico Ba^{2+} , pero su solubilidad muy baja hace segura la ingestión de BaSO_4 sólido.

En esta sección se considerarán los equilibrios asociados con la disolución de sólidos en el agua para formar disoluciones acuosas. Cuando se disuelve en el agua un sólido iónico común, se disocia por completo en cationes y aniones separados. Por ejemplo, el fluoruro de calcio se disuelve en el agua como se indica a continuación.



Al inicio, cuando la sal sólida se adiciona al agua, ningún ión Ca^{2+} y F^{-} está presente. Sin embargo, a medida que ocurre la disolución, las concentraciones de Ca^{2+} y F^{-} se incrementan y se vuelve cada vez más probable que estos iones colisionen y vuelvan a formar el sólido. Por tanto, están ocurriendo dos procesos opuestos (competitivos): la reacción de disolución mostrada arriba y la reacción inversa para volver a formar el sólido.



Por último, se alcanza el equilibrio. No se disuelve más sólido y se dice que la disolución está saturada.

Se puede escribir una expresión de equilibrio para este proceso de acuerdo con la ley del equilibrio químico.

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

donde $[\text{Ca}^{2+}]$ y $[\text{F}^{-}]$ se expresan en mol/L. A la constante K_{ps} se le llama **constante del producto de solubilidad** o simplemente **producto de solubilidad**.

Debido a que el CaF_2 es un sólido puro, no se incluye en la expresión de equilibrio. Puede parecer extraño a primera vista que la cantidad del sólido presente en exceso no afecte la posición del equilibrio de solubilidad. Sin duda, más sólido significa más área de superficie expuesta al disolvente, lo cual parece resultar en una solubilidad mayor. Sin embargo, este no es el caso debido a que la disolución y la reformación del sólido ocurren en la superficie del sólido en exceso. Cuando éste se disuelve, son los iones en la superficie los que entran en la disolución. Y cuando los iones en la disolución vuelven a formar el sólido, lo hacen en la superficie de éste. Por tanto, duplicar el área de superficie del sólido no sólo duplica la velocidad de la disolución, sino también la velocidad de la reformación del sólido. En consecuencia, la cantidad del sólido presente en exceso no afecta la posición de equilibrio. De manera similar, aunque el incremento del área de superficie moliendo el sólido o agitando la disolución acelera el logro del equilibrio, ningún procedimiento cambia la *cantidad* del sólido disuelto en equilibrio.

EJEMPLO 17.8

Escritura de las expresiones de los productos de solubilidad

Escriba la ecuación balanceada que describe la reacción para la disolución en el agua de cada uno de los siguientes sólidos. También escriba la expresión de K_{ps} para cada sólido.

- a) $\text{PbCl}_2(s)$ b) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$ c) $\text{Bi}_2\text{S}_3(s)$

SOLUCIÓN

- a) $\text{PbCl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(ac) + 2\text{Cl}^{-}(ac); K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2$
 b) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^{+}(ac) + \text{CrO}_4^{2-}(ac); K_{ps} = [\text{Ag}^{+}]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$
 c) $\text{Bi}_2\text{S}_3(s) \rightleftharpoons 2\text{Bi}^{3+}(ac) + 3\text{S}^{2-}(ac); K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$

Autocomprobación

EJERCICIO 17.6 Escriba la ecuación balanceada para la reacción que describe la disolución en el agua de cada uno de los siguientes sólidos. También escriba la expresión de K_{ps} para cada sólido.

- a) $\text{BaSO}_4(s)$ b) $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$ c) $\text{Ag}_3\text{PO}_4(s)$

Vea los problemas 17.57 y 17.58. ■

EJEMPLO 17.9**Cálculo de los productos de solubilidad**

El bromuro de cobre(I), CuBr , tiene una solubilidad medida de 2.0×10^{-4} mol/L a 25°C . Es decir, cuando se coloca un exceso de $\text{CuBr}(s)$ en 1.0 L de agua, se puede determinar que se disuelven 2.0×10^{-4} moles del sólido para producir una disolución saturada. Calcule el valor de la K_{ps} del sólido.

SOLUCIÓN**¿A dónde se está yendo?**

Se desea determinar el valor de la K_{ps} para el CuBr sólido a 25°C .

¿Qué se conoce?

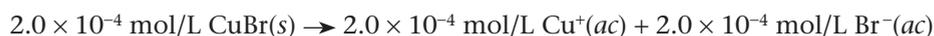
- La solubilidad del CuBr es de 2.0×10^{-4} M a 25°C .
- $\text{CuBr}(s) \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}(ac) + \text{Br}^{-}(ac)$
- $K_{sp} = [\text{Cu}^{+}][\text{Br}^{-}]$

¿Cómo se llega allí?

Se calcula el valor de la K_{ps} si se conocen $[\text{Cu}^{+}]$ y $[\text{Br}^{-}]$, las concentraciones en equilibrio de los iones. Se sabe que la solubilidad medida del CuBr es de 2.0×10^{-4} mol/L. Esto significa que se disuelven 2.0×10^{-4} moles de CuBr sólido por 1.0 L de disolución para llegar al equilibrio. La reacción es



por lo que



Ahora se pueden escribir las concentraciones en equilibrio

$$[\text{Cu}^{+}] = 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

y

$$[\text{Br}^{-}] = 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Estas concentraciones en equilibrio permiten calcular el valor de la K_{ps} para CuBr .

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Cu}^{+}][\text{Br}^{-}] = (2.0 \times 10^{-4})(2.0 \times 10^{-4}) \\ &= 4.0 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

Las unidades para los valores de K_{ps} se omiten.

Autocomprobación

La solubilidad debe expresarse en mol/L en los cálculos de K_{ps} .

EJERCICIO 17.7 Calcule el valor de la K_{ps} para el sulfato de bario, $BaSO_4$, el cual tiene una solubilidad de 3.9×10^{-5} mol/L a $25^\circ C$.

Vea los problemas 17.59 al 17.62. ■

Se ha visto que la solubilidad conocida de un sólido iónico puede utilizarse para calcular el valor de su K_{ps} . Lo inverso también es posible: puede calcularse la solubilidad de un sólido iónico si se conoce el valor de su K_{ps} .

EJEMPLO 17.10

Cálculo de la solubilidad a partir de los valores de la K_{ps}

El valor de la K_{ps} para el $AgI(s)$ es de 1.5×10^{-16} a $25^\circ C$. Calcule la solubilidad en el agua del $AgI(s)$ a $25^\circ C$.

SOLUCIÓN

¿A dónde se está yendo?

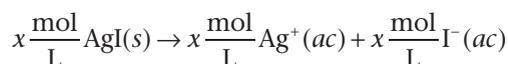
Se desea determinar la solubilidad del AgI a $25^\circ C$.

¿Qué se conoce?

- $AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + I^-(ac)$
- A $25^\circ C$, $K_{ps} = [Ag^+][I^-] = 1.5 \times 10^{-16}$

¿Cómo se llega allí?

Debido a que no se conoce la solubilidad de este sólido, se supondrá que se disuelven x moles por litro para alcanzar el equilibrio. Por tanto,



y en equilibrio,

$$[Ag]^+ = x \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[I^-] = x \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Al sustituir estas concentraciones en la expresión de equilibrio se obtiene

$$K_{ps} = 1.5 \times 10^{-16} = [Ag^+][I^-] = (x)(x) = x^2$$

Por tanto,

$$x^2 = 1.5 \times 10^{-16}$$

$$x = \sqrt{1.5 \times 10^{-16}} = 1.2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

La solubilidad del $AgI(s)$ es de 1.2×10^{-8} mol/L.

Autocomprobación

EJERCICIO 17.8 El valor de la K_{ps} para el cromato de plomo, $PbCrO_4$, es de 2.0×10^{-16} a $25^\circ C$. Calcule su solubilidad a $25^\circ C$.

Vea los problemas 17.69 y 17.70. ■

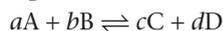
CAPÍTULO 17 REPASO

Términos clave

modelo de colisiones (17.1)	posición de equilibrio (17.5)
energía de activación (E_a) (17.2)	equilibrios homogéneos (17.6)
catalizador (17.2)	equilibrios heterogéneos (17.6)
enzima (17.2)	principio de Le Châtelier (17.7)
equilibrio (17.3)	constante del producto de solubilidad (producto de solubilidad) (K_{ps}) (17.9)
equilibrio químico (17.3)	
ley del equilibrio químico (17.5)	
expresión del equilibrio (17.5)	
constante de equilibrio (17.5)	

Resumen

- Las reacciones químicas pueden describirse por medio del modelo de colisiones, el cual supone que las moléculas deben colisionar para reaccionar. En términos de este modelo, se debe superar una cierta energía de umbral, energía de activación (E_a), para que una colisión forme productos.
- Un catalizador es una sustancia que acelera una reacción sin ser consumida. Un catalizador opera proviendo una vía de energía más baja para la reacción en cuestión. Las enzimas son catalizadores biológicos.
- Cuando se lleva a cabo una reacción química en un contenedor cerrado, el sistema alcanza el equilibrio químico, el estado donde las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo. El equilibrio es un estado altamente dinámico; los reactivos se convierten de manera continua en los productos y viceversa, a medida que las moléculas colisionan entre sí. En el equilibrio, las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.
- La ley del equilibrio químico es una descripción general de la condición del equilibrio. Enuncia que para una reacción del tipo



la expresión del equilibrio está dada por

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

donde K es la constante de equilibrio.

- Para cada sistema de reacción a una temperatura dada sólo hay un valor para la constante de equilibrio, pero hay un número infinito de posiciones de equilibrio posibles. Éstas se definen como un conjunto particular de concentraciones de equilibrio que satisfacen la expresión de equilibrio. Una posición de equilibrio

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

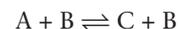
específica depende de las concentraciones iniciales. La cantidad de un líquido puro o de un sólido puro nunca se incluye en la expresión de equilibrio.

- El principio de Le Châtelier permite predecir los efectos de los cambios en la concentración, en el volumen y en la temperatura sobre un sistema en equilibrio. Este principio enuncia que cuando se impone un cambio en un sistema en equilibrio, la posición de equilibrio se desplazará en una dirección que tienda a compensar el cambio impuesto.
- El principio del equilibrio también puede aplicarse cuando se adiciona exceso de un sólido al agua para formar una disolución saturada. El producto de solubilidad (K_{ps}) es una constante de equilibrio definida por la ley del equilibrio químico. La solubilidad es una posición de equilibrio y el valor de la K_{ps} de un sólido puede determinarse midiendo su solubilidad. De manera inversa, la solubilidad de un sólido puede determinarse si se conoce su valor de la K_{ps} .

Preguntas de aprendizaje activo

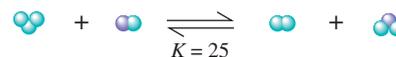
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- Considere una mezcla en equilibrio de cuatro sustancias químicas (A, B, C y D, todas gases) que reaccionan en un matraz cerrado de acuerdo con la siguiente ecuación:



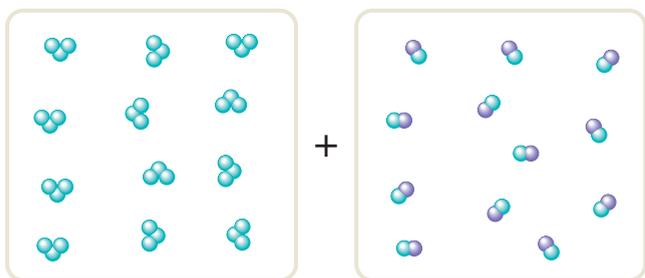
- Adiciona más A al matraz. ¿Cómo se puede comparar la concentración de cada sustancia química con su concentración original después de que el equilibrio se restablece? Justifique su respuesta.
- Tiene la situación original en equilibrio y adiciona más D al matraz. ¿Cómo se compara la concentración de cada sustancia química con su concentración original después de que el equilibrio se restablece? Justifique su respuesta.

- VP** 2. Los recuadros mostrados en la siguiente página representan un conjunto de condiciones iniciales para la reacción:



Dibuje una representación molecular cuantitativa que muestre cómo luce este sistema después de que

los reactivos se mezclan en uno de los recuadros y el sistema alcanza el equilibrio. Sustente su respuesta con cálculos.



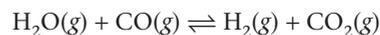
- Para la reacción $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, considere dos posibilidades: a) adiciona 0.5 moles de cada reactivo, permite que el sistema alcance el equilibrio y después adiciona 1 mol de H_2 y deja que el sistema alcance el equilibrio de nuevo, o b) adiciona 1.5 moles de H_2 y 0.5 moles de I_2 y permite que el sistema alcance el equilibrio. ¿La mezcla en equilibrio final será diferente para los dos procedimientos? Explique.
- Dada la reacción $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$, considere las siguientes situaciones:
 - Inicialmente tiene A 1.3 M y B 0.8 M.
 - Inicialmente tiene A 1.3 M, B 0.8 M y C 0.2 M.
 - Inicialmente tiene A 2.0 M y B 0.8 M.

Ordene las situaciones anteriores en términos de la concentración en equilibrio incremental de D y explique su orden. Proporcione los órdenes en términos de la concentración en equilibrio incremental de B y explique.

- Considere la reacción $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$. Un amigo le pregunta lo siguiente: “Sé que hemos hablado de que si una mezcla de A, B, C y D está en equilibrio y se adiciona más A, se formará más C y D. ¿Pero cómo se puede formar más C y D si no se adiciona más B?” ¿Qué le diría a su amigo?
- Analice los siguientes enunciados: “Considere la reacción $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$, para la que en equilibrio $[\text{A}] = 2 \text{ M}$, $[\text{B}] = 1 \text{ M}$ y $[\text{C}] = 4 \text{ M}$. A un contenedor de 1 L del sistema en equilibrio le adiciona 3 moles de B. Una condición de equilibrio posible es $[\text{A}] = 1 \text{ M}$, $[\text{B}] = 3 \text{ M}$ y $[\text{C}] = 6 \text{ M}$, debido a que en ambos casos $K = 2$.” Indique todo lo que piense que sea correcto en estos enunciados y todo lo que sea incorrecto. Corrija los incorrectos y explique.
- ¿De cuál de los siguientes factores es dependiente el valor de la constante de equilibrio K ? (Puede haber más de una respuesta.)
 - Las concentraciones iniciales de los reactivos
 - Las concentraciones iniciales de los productos
 - La temperatura del sistema
 - La naturaleza de los reactivos y productos
 Explique.
- Está navegando a través de *Handbook of Hypothetical Chemistry* cuando se encuentra con un sólido que se reporta que tiene un valor de la K_{ps} de cero en el agua a 25 °C. ¿Qué significa esto?

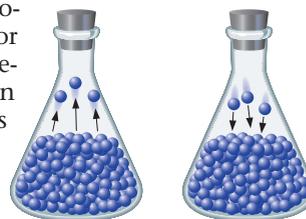
9. ¿Qué supone que le sucede al valor de la K_{ps} de un sólido a medida que la temperatura de la disolución cambia? Considere el incremento y la disminución de la temperatura y explique su respuesta.

- Considere una mezcla en equilibrio que consiste en $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $\text{CO}(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{CO}_2(\text{g})$ que reaccionan en un contenedor cerrado de acuerdo con la ecuación

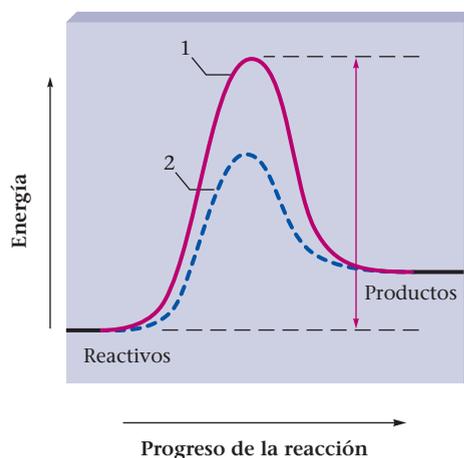


- Adiciona más H_2O al matraz. ¿Cómo se compara la nueva concentración en equilibrio de cada sustancia química con su concentración en equilibrio original después de que éste se restablece? Justifique su respuesta.
 - Adiciona más H_2 al matraz. ¿Cómo se compara la concentración de cada sustancia química con su concentración original después de que el equilibrio se restablece? Justifique su respuesta.
- El equilibrio es dinámico de manera microscópica pero estático de manera macroscópica. Explique qué significa esto.
 - En la sección 17.3 de su texto se mencionó que se alcanza el equilibrio en un “sistema cerrado”. ¿A qué se refiere el término “sistema cerrado” y por qué es necesario para que un sistema alcance el equilibrio? Explique por qué no se alcanza el equilibrio en un sistema abierto.

- VP 13. Explique por qué el desarrollo de una presión de vapor sobre un líquido en un contenedor cerrado representa un equilibrio. ¿Cuáles son los procesos opuestos? ¿Cómo se reconoce cuando el sistema ha alcanzado un estado de equilibrio?



- VP 14. Considere la figura de abajo para responder las siguientes preguntas.



- ¿Qué le hace un catalizador a una reacción química?
- ¿Cuáles de las vías en la figura es la vía de reacción catalizada? ¿Cómo lo sabe?
- ¿Qué se representa por medio de la flecha con doble cabeza?

Preguntas y problemas

17.1 Cómo ocurren las reacciones químicas

PREGUNTAS

- Para que una reacción química se lleve a cabo, parte de los enlaces químicos en los reactivos debe romperse y formarse nuevos enlaces químicos entre los átomos participantes para crear los productos. Escriba una ecuación química sencilla de su elección y liste los enlaces que deben romperse y los enlaces que deben formarse para que la reacción se lleve a cabo.

- Para la reacción sencilla



liste todos los tipos de enlaces que deben romperse y todos los tipos de enlaces que deben formarse para que la reacción se lleve a cabo.

17.2 Condiciones que afectan las velocidades de reacción

PREGUNTAS

- ¿Cómo visualizan los químicos la ocurrencia de las reacciones químicas en términos del modelo de colisiones para las reacciones? Proporcione un ejemplo de una reacción sencilla y cómo podría visualizar su ocurrencia por medio de una colisión entre las moléculas.
- En la figura 17.3 la altura de la colina de reacción se indica como E_a . ¿Qué quiere decir el símbolo E_a y qué representa en términos de una reacción química?
- ¿Cómo funciona un catalizador para acelerar una reacción química?
- ¿Qué son las *enzimas* y por qué son importantes?

17.3 La condición del equilibrio

PREGUNTAS

- ¿Cómo representa el *equilibrio* el balanceo de procesos opuestos? Proporcione un ejemplo de un "equilibrio" en la vida diaria en el que muestre cómo los procesos involucrados se oponen entre sí.
- ¿Cómo definen los *químicos* un estado de equilibrio químico?
- Cuando se escribe una ecuación química para una reacción que alcanza el equilibrio, ¿cómo se indica de manera simbólica que la reacción es *reversible*?
- ¿Cómo reconocen los científicos un sistema que ha alcanzado un estado de equilibrio químico? Cuando se escriben ecuaciones químicas, ¿cómo se indican las reacciones que alcanzan un estado de equilibrio químico?

17.4 Equilibrio químico: una condición dinámica

PREGUNTAS

- ¿A qué se refiere cuando se dice que un estado de equilibrio químico o físico es *dinámico*?

- La figura 17.8 muestra una gráfica de las *velocidades* de las reacciones directa e inversa en función del *tiempo* para la reacción $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$. ¿Cuál es el significado de la porción de la gráfica donde las dos curvas se unen para formar una sola a medida que el tiempo pasa?

17.5 Constante de equilibrio: introducción

PREGUNTAS

- En términos generales, ¿qué representa la constante de equilibrio? ¿Cuál es su forma algebraica para una reacción común? ¿Qué indican los corchetes cuando se escribe una constante de equilibrio?
- Sólo hay un valor de la constante de equilibrio para un sistema particular a una temperatura particular, pero hay un número infinito de posiciones de equilibrio. Explique.

PROBLEMAS

- Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.
 - $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{g})$
 - $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$
 - $2\text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}(\text{g})$
 - $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
- Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.
 - $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{ClNO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{ClNO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$
 - $\text{Br}_2(\text{g}) + 5\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{BrF}_5(\text{g})$
 - $4\text{NH}_3(\text{g}) + 6\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons 5\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.
 - $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
 - $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{P}_4(\text{g}) + 6\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{PBr}_3(\text{g})$

- Suponga que para la reacción



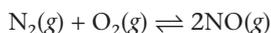
se determina, a una temperatura particular, que las concentraciones en equilibrio son $[\text{PCl}_5(\text{g})] = 0.0711 \text{ M}$, $[\text{PCl}_3(\text{g})] = 0.0302 \text{ M}$ y $[\text{Cl}_2(\text{g})] = 0.0491 \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

- Suponga que para la reacción



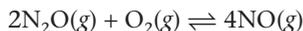
se determina, a una temperatura particular, que las concentraciones en equilibrio son $[\text{COCl}_2(\text{g})] = 0.00103 \text{ M}$, $[\text{CO}(\text{g})] = 0.0345 \text{ M}$ y $[\text{Cl}_2(\text{g})] = 0.0219 \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

21. A temperaturas altas, el nitrógeno y el oxígeno elementales reaccionan entre sí para formar monóxido de nitrógeno.



Suponga que se analiza el sistema a una temperatura particular y se encuentra que las concentraciones en equilibrio son $[\text{N}_2] = 0.041 \text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0.0078 \text{ M}$ y $[\text{NO}] = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

22. Suponga que para la reacción



se determina, a una temperatura particular, que las concentraciones en equilibrio son $[\text{NO}(\text{g})] = 0.00341 \text{ M}$, $[\text{N}_2\text{O}(\text{g})] = 0.0293 \text{ M}$ y $[\text{O}_2(\text{g})] = 0.0325 \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

17.6 Equilibrios heterogéneos

PREGUNTAS

23. ¿Qué es un sistema en equilibrio *homogéneo*? Proporcione un ejemplo de una reacción en equilibrio homogéneo. ¿Qué es un sistema en equilibrio *heterogéneo*? Escriba dos ecuaciones químicas que representen equilibrios heterogéneos.
24. Explique por qué la posición de un equilibrio heterogéneo no depende de las cantidades de los reactivos o productos sólidos puros o líquidos puros presentes.

PROBLEMAS

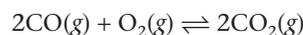
25. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.
- $\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{PF}_3(\text{g})$
 - $\text{Xe}(\text{g}) + 2\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XeF}_4(\text{s})$
 - $2\text{SiO}(\text{s}) + 4\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SiCl}_4(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
26. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.
- $\text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{FeO}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
 - $\text{CH}_4(\text{g}) + 4\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CCl}_4(\text{l}) + 4\text{HCl}(\text{g})$
27. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.
- $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $4\text{B}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$
28. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.
- $\text{CS}_2(\text{g}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CCl}_4(\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g})$
 - $\text{Xe}(\text{g}) + 3\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XeF}_6(\text{s})$
 - $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$

17.7 Principio de Le Châtelier

PREGUNTAS

29. En sus propias palabras, describa lo que indica el principio de Le Châtelier acerca de cómo se puede cambiar la posición de un sistema de reacción en equilibrio.

30. Considere la reacción

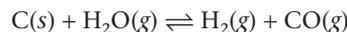


Suponga que el sistema ya está en equilibrio y después se inyecta un mol adicional de $\text{CO}(\text{g})$ en el sistema a temperatura constante. ¿La cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ en el sistema aumenta o disminuye? ¿El valor de K para la reacción cambia?

31. Para un equilibrio que involucra sustancias gaseosas, ¿qué efecto, en términos generales, se presenta cuando se disminuye el volumen del sistema?
32. ¿Cuál es el efecto sobre la posición de equilibrio si se lleva a cabo una reacción endotérmica a una temperatura alta? ¿La cantidad neta del producto aumenta o disminuye? ¿El valor de la constante de equilibrio cambia si se incrementa la temperatura?

PROBLEMAS

33. Para el sistema de reacción



el cual ya ha alcanzado el estado de equilibrio, pronostique el efecto que cada uno de los siguientes cambios tendrá sobre la posición de equilibrio. Indique si éste se desplazará a la derecha, a la izquierda o no será afectado.

- Se incrementa la presión del hidrógeno inyectando un mol adicional de gas hidrógeno en el contenedor de la reacción.
 - Se sustrae el gas monóxido de carbono a medida que se forma utilizando un absorbente químico o "lavador de gases".
 - Se adiciona una cantidad adicional de carbono sólido al contenedor de la reacción.
34. Para el sistema de reacción
- $$\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{PF}_3(\text{g})$$
- el cual ya ha alcanzado el estado de equilibrio, pronostique el efecto que cada uno de los siguientes cambios tendrá sobre la posición de equilibrio. Indique si éste se desplazará a la derecha, a la izquierda o no será afectado.
- Se agrega gas flúor adicional al sistema.
 - Se agrega fósforo adicional al sistema.
 - Se agrega gas trifluoruro de fósforo adicional al sistema.
35. Suponga que el sistema de reacción
- $$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- ya ha alcanzado el equilibrio. Pronostique el efecto de cada uno de los siguientes cambios sobre la posición del equilibrio. Indique si éste se desplazará a la derecha, a la izquierda o no será afectado.
- Se sustrae cualquier líquido presente del sistema.
 - Se adiciona CO_2 al sistema dejando caer un pedazo de hielo seco en el contenedor de la reacción.

- c) La reacción se desarrolla en un cilindro metálico acondicionado con un pistón y éste se comprime para disminuir el volumen total del sistema.
 d) Se adiciona $O_2(g)$ al sistema a partir de un cilindro de O_2 puro.

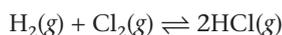
36. Considere la reacción general



la cual ya ha alcanzado el estado de equilibrio. Pronostique si el equilibrio se desplazará a la derecha, a la izquierda o no será afectado si se hicieran al sistema los cambios indicados enseguida.

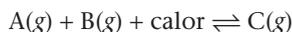
- a) Se agrega $B(s)$ adicional al sistema.
 b) Se sustrae el $C(g)$ del sistema a medida que se forma.
 c) Se disminuye el volumen del sistema en un factor de 2.
 d) Se incrementa la temperatura.

37. El gas hidrógeno y el gas cloro en presencia de la luz reaccionan de manera explosiva para formar cloruro de hidrógeno



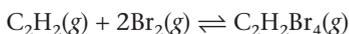
La reacción es intensamente exotérmica. ¿Un incremento en la temperatura para el sistema tendería a favorecer o a desfavorecer la producción del cloruro de hidrógeno?

38. Para la reacción general



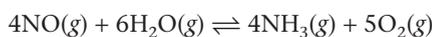
¿un incremento en la temperatura tendería a favorecer el proceso directo o el proceso inverso? ¿Por qué?

39. La reacción



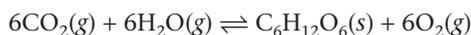
es exotérmica en la dirección directa. ¿Un incremento en la temperatura desplazará la posición del equilibrio hacia los reactivos o hacia los productos?

40. La reacción



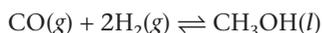
es intensamente endotérmica. ¿Un incremento en la temperatura desplazará la posición del equilibrio hacia los reactivos o hacia los productos?

41. Las plantas sintetizan el azúcar dextrosa de acuerdo con la siguiente reacción absorbiendo energía radiante del Sol (fotosíntesis).



¿Un incremento en la temperatura tendería a favorecer o a desfavorecer la producción de $C_6H_{12}O_6(s)$?

42. Considere la reacción exotérmica



Pronostique tres cambios que pudieran hacerse al sistema para incrementar el rendimiento del producto sobre el generado por un sistema en el que no se realice un cambio.

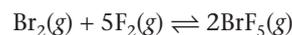
17.8 Aplicaciones que involucran la constante de equilibrio

PREGUNTAS

43. Suponga que una reacción tiene una constante de equilibrio $K = 1.3 \times 10^8$. ¿Qué indica la magnitud de esta constante acerca de las concentraciones relativas de los productos y reactivos que estarán presentes una vez que se alcance el equilibrio? ¿Es probable que esta reacción sea una buena fuente de los productos?
44. Suponga que una reacción tiene una constante de equilibrio $K = 1.7 \times 10^{-8}$ a una temperatura particular. ¿Habrá una cantidad mayor o menor de la materia prima no reactiva presente cuando esta reacción alcance el equilibrio? ¿Es probable que esta reacción sea una buena fuente de los productos a esta temperatura?

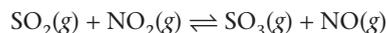
PROBLEMAS

45. Para la reacción



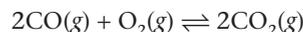
se analiza el sistema en equilibrio a una temperatura particular y se encuentran las siguientes concentraciones: $[BrF_5(g)] = 1.01 \times 10^{-9} M$, $[Br_2(g)] = 2.41 \times 10^{-2} M$ y $[F_2(g)] = 8.15 \times 10^{-2} M$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

46. Considere la reacción



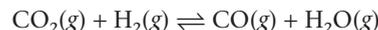
Suponga que se encuentra a una temperatura particular en que las concentraciones en el sistema en equilibrio son las siguientes: $[SO_3(g)] = 4.99 \times 10^{-5} M$; $[NO(g)] = 6.31 \times 10^{-7} M$; $[SO_2(g)] = 2.11 \times 10^{-2} M$, y $[NO_2(g)] = 1.73 \times 10^{-3} M$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.

47. Para la reacción



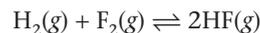
se encuentra que en equilibrio a cierta temperatura las concentraciones son $[CO(g)] = 2.7 \times 10^{-4} M$; $[O_2(g)] = 1.9 \times 10^{-3} M$, y $[CO_2(g)] = 1.1 \times 10^{-1} M$. Calcule K para la reacción a esta temperatura.

48. Para la reacción



la constante de equilibrio, K , tiene el valor de 5.21×10^{-3} a una temperatura particular. Si el sistema se analiza en equilibrio a esta temperatura, se encuentra que $[CO(g)] = 4.73 \times 10^{-3} M$; $[H_2O(g)] = 5.21 \times 10^{-3} M$ y $[CO_2(g)] = 3.99 \times 10^{-2} M$. ¿Cuál es la concentración en equilibrio del $H_2(g)$ en el sistema?

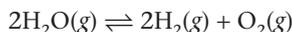
49. La constante de equilibrio para la reacción



tiene el valor de 2.1×10^3 a una temperatura particular. Cuando el sistema se analiza en equilibrio a esta

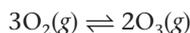
temperatura, se encuentra que las concentraciones del $\text{H}_2(\text{g})$ y del $\text{F}_2(\text{g})$ son de 0.0021 M . ¿Cuál es la concentración del $\text{HF}(\text{g})$ en el sistema en equilibrio bajo estas condiciones?

50. Para la reacción



$K = 2.4 \times 10^{-3}$ a una temperatura dada. En equilibrio se encuentra que $[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = 1.1 \times 10^{-1} \text{ M}$ y $[\text{H}_2(\text{g})] = 1.9 \times 10^{-2} \text{ M}$. ¿Cuál es la concentración del $\text{O}_2(\text{g})$ bajo estas condiciones?

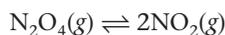
51. Para la reacción



la constante de equilibrio, K , tiene el valor de 1.12×10^{-54} a una temperatura particular.

- ¿Qué indica una constante de equilibrio muy pequeña acerca de la extensión a la que el gas oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$, se convierte en gas ozono, $\text{O}_3(\text{g})$, a esta temperatura?
- Si se analiza el equilibrio y se encuentra que $[\text{O}_2(\text{g})]$ es de $3.04 \times 10^{-2} \text{ M}$, ¿cuál es la concentración del $\text{O}_3(\text{g})$ en la mezcla?

52. Para la reacción



la constante de equilibrio K tiene el valor de 8.1×10^{-3} a una temperatura particular. Si la concentración del $\text{NO}_2(\text{g})$ se encuentra de 0.0021 M en el sistema en equilibrio, ¿cuál es la concentración del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ bajo estas condiciones?

17.9 Equilibrios de solubilidades

PREGUNTAS

- Explique cómo la disolución de un soluto iónico en el agua representa un proceso de equilibrio.
- ¿Cuál es el nombre especial dado a la constante de equilibrio para la disolución de un soluto iónico en el agua?
- ¿Por qué la cantidad del soluto sólido en exceso presente en una disolución no afecta la cantidad del soluto que al final se disuelve en una cantidad dada del disolvente?
- ¿Cuáles de los siguientes aspectos afectarán la cantidad total del soluto que puede disolverse en una cantidad dada del disolvente?
 - La disolución se agita.
 - El soluto se muele en partículas finas antes de disolverse.
 - La temperatura cambia.

PROBLEMAS

- Escriba la ecuación química balanceada que describe la disolución en el agua de cada una de las siguientes sales moderadamente solubles. Escriba la expresión para la K_{ps} de cada proceso.
 - $\text{AgIO}_3(\text{s})$
 - $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{s})$
 - $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 - $\text{BaF}_2(\text{s})$

- Escriba la ecuación química balanceada que describe la disolución en el agua de cada una de las siguientes sales moderadamente solubles. Escriba la expresión para la K_{ps} de cada proceso.

- $\text{Bi}_2\text{S}_3(\text{s})$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$
- $\text{Co}(\text{OH})_3(\text{s})$
- $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s})$

- La K_{ps} para el hidróxido de cobre(II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, tiene un valor de 2.2×10^{-20} a 25°C . Calcule la solubilidad del hidróxido de cobre(II) en mol/L y g/L a 25°C .
- La K_{ps} para el carbonato de magnesio, MgCO_3 , tiene un valor de 3.5×10^{-8} a 25°C . Calcule la solubilidad del carbonato de magnesio en mol/L y g/L a 25°C .
- Una disolución saturada de sulfuro de níquel(II) contiene aproximadamente $3.6 \times 10^{-4} \text{ g}$ de NiS disueltos por litro a 20°C . Calcule el producto de solubilidad K_{ps} para el NiS a 20°C .
- La mayoría de los hidróxidos no son muy solubles en el agua. Por ejemplo, la K_{ps} para el hidróxido de níquel(II), $\text{Ni}(\text{OH})_2$, es de 2.0×10^{-15} a 25°C . ¿Cuántos gramos de hidróxido de níquel(II) se disuelven por litro a 25°C ?
- La constante del producto de solubilidad, K_{ps} , para el carbonato de calcio a temperatura ambiente es de aproximadamente 3.0×10^{-9} . Calcule la solubilidad de CaCO_3 en gramos por litro bajo estas condiciones.
- El sulfato de calcio, CaSO_4 , sólo es soluble en agua a una extensión de aproximadamente 2.05 g/L a 25°C . Calcule la K_{ps} para el sulfato de calcio a 25°C .
- Aproximadamente se disuelven $1.5 \times 10^{-3} \text{ g}$ de hidróxido de hierro(II), $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$, por litro de agua a 18°C . Calcule la K_{ps} para el $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ a esta temperatura.
- El hidróxido de cromo(III) sólo se disuelve en el agua a una extensión de $8.21 \times 10^{-5} \text{ M}$ a 25°C . Calcule la K_{ps} para el $\text{Cr}(\text{OH})_3$ a esta temperatura.
- El fluoruro de magnesio se disuelve en el agua a una extensión de $8.0 \times 10^{-2} \text{ g/L}$ a 25°C . Calcule la solubilidad del $\text{MgF}_2(\text{s})$ en moles por litro y calcule la K_{ps} para el MgF_2 a 25°C .
- El cloruro de plomo(II), $\text{PbCl}_2(\text{s})$, se disuelve en el agua a la extensión de aproximadamente $3.6 \times 10^{-2} \text{ M}$ a 20°C . Calcule la K_{ps} para el $\text{PbCl}_2(\text{s})$ y calcule su solubilidad en gramos por litro.
- El cloruro de mercurio(I), Hg_2Cl_2 , antiguamente se administraba de manera oral como purgativo. Aunque por lo regular se piensa en los compuestos de mercurio como altamente tóxicos, la K_{ps} del cloruro de mercurio(I) es lo suficientemente pequeña (1.3×10^{-18}) como para que la cantidad que se disuelve y entra al torrente sanguíneo sea mínima. Calcule la concentración del ión mercurio(I) presente en una disolución saturada de Hg_2Cl_2 .
- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(III) es muy pequeño: $K_{\text{ps}} = 4 \times 10^{-38}$ a 25°C . Un método de análisis clásico para muestras desconocidas que contienen hierro es adicionar NaOH o NH_3 . Esto precipita el $\text{Fe}(\text{OH})_3$, el cual después puede filtrarse

y pesarse. Para demostrar que la concentración del hierro restante en la disolución de la muestra es muy pequeña, calcule la solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en moles por litro y en gramos por litro.

Problemas adicionales

- Antes de que dos moléculas puedan reaccionar, los químicos visualizan que deben *colisionar* entre sí primero. ¿La colisión entre las moléculas es la única consideración para que éstas reaccionen entre sí?
- ¿Por qué un incremento en la temperatura favorece un aumento en la velocidad de una reacción?
- A la energía mínima requerida para que las moléculas reaccionen entre sí se le llama energía de _____.
- Un _____ acelera una reacción sin ser consumido.
- El equilibrio puede definirse como el _____ de dos procesos, uno de los cuales es el opuesto del otro.
- Cuando un sistema químico ha alcanzado el equilibrio, las concentraciones de todos los reactivos permanecen _____ con el tiempo.
- ¿A qué se refiere cuando se dice que todas las reacciones químicas son, a una extensión u otra, reversibles?
- ¿A qué se refiere cuando se dice que el equilibrio químico es un proceso dinámico?
- En el punto de equilibrio químico, la velocidad de la reacción directa es _____ a la velocidad de la reacción inversa.
- Se dice que los equilibrios que involucran reactivos o productos en más de un estado son _____.
- De acuerdo con el principio de Le Châtelier, cuando se adiciona exceso de un reactivo gaseoso a un sistema de reacción en equilibrio, las cantidades de los productos _____.
- La adición de una sustancia inerte (una que no participa en la reacción) no cambia la _____ de un equilibrio.
- Cuando el volumen de un recipiente que contiene un sistema en equilibrio gaseoso se disminuye, las _____ de las sustancias presentes inicialmente se incrementan.
- ¿Por qué el incremento de la temperatura para un proceso exotérmico tiende a favorecer la conversión de los productos de regreso a los reactivos?
- ¿A qué se refiere el producto de solubilidad para una sal moderadamente soluble? Elija una sal moderadamente soluble y muestre cómo la sal se ioniza cuando se disuelve en el agua, y escriba la expresión para su producto de solubilidad.
- Para una reacción dada a una temperatura dada, la razón especial de los productos a los reactivos definida por la constante de equilibrio siempre es igual al mismo número. Explique por qué esto es verdadero, no importa cuáles sean las concentraciones iniciales de los reactivos (o productos) que pudieran haber sido tomados al diseñar un experimento.
- Muchos azúcares experimentan un proceso llamado *mutarrotación*, en el que las moléculas del azúcar se interconvierten entre dos formas isómeras, alcanzando por último un equilibrio entre ellas. Esto es verdadero para el azúcar sencilla glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, la cual existe en una disolución en las formas isómeras llamadas *alfa-glucosa* y *beta-glucosa*. Si se analiza una disolución de glucosa a cierta temperatura y se encuentra que la concentración de la alfa-glucosa es del doble de la concentración de la beta-glucosa, ¿cuál es el valor de K para la reacción de interconversión?
- Suponga que $K = 4.5 \times 10^{-3}$ a cierta temperatura para la reacción

$$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
 Si se encuentra que la concentración del PCl_5 es del doble de la concentración del PCl_3 , ¿cuál debe ser la concentración del Cl_2 bajo estas condiciones?
- Para la reacción

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$$
 la constante de equilibrio K tiene la forma $K = [\text{CO}_2]$. Utilizando un manual para encontrar la información de la densidad acerca del $\text{CaCO}_3(\text{s})$ y del $\text{CaO}(\text{s})$, muestre que las *concentraciones* de los dos sólidos (el número de moles contenidos en 1 L del volumen) son constantes.
- Como sabe a partir del capítulo 7, la mayoría de las sales carbonato metálicas es moderadamente soluble en el agua. Enseguida se listan varios carbonatos metálicos junto con sus productos de solubilidad, K_{ps} . Para cada sal, escriba la ecuación que muestre la ionización de la sal en el agua y calcule la solubilidad de la sal en mol/L.

Sal	K_{ps}
BaCO_3	5.1×10^{-9}
CdCO_3	5.2×10^{-12}
CaCO_3	2.8×10^{-9}
CoCO_3	1.5×10^{-13}
- Los dientes y los huesos se conforman, a una primera aproximación, de fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$. La K_{ps} para esta sal es de 1.3×10^{-32} a 25 °C. Calcule la concentración del ión calcio en una disolución saturada de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- ¿Bajo cuáles circunstancias se pueden analizar las solubilidades de dos sales de manera directa comparando los valores de sus productos de solubilidad?
- ¿Cómo explica el modelo de colisiones el hecho de que una reacción proceda con mayor rapidez cuando se incrementan las concentraciones de los reactivos?
- ¿Cómo un incremento en la temperatura resulta en un incremento en el número de colisiones exitosas entre las moléculas de los reactivos? ¿Qué significa en una base molecular un aumento en la temperatura?
- Explique por qué el desarrollo de una presión de vapor sobre un líquido en un contenedor cerrado representa un equilibrio. ¿Cuáles son los procesos opuestos? ¿Cómo se reconoce cuando el sistema ha alcanzado un estado de equilibrio?

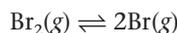
96. Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.

- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{g})$
 b) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$
 c) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{C}_2\text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCN}(\text{g})$

97. Escriba la expresión de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.

- a) $2\text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{O}_2(\text{g})$
 b) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 c) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2(\text{g})$

98. A temperaturas altas, el bromo elemental, Br_2 , se disocia en átomos de bromo individuales.



Suponga que en un experimento a 2000 °C, se encuentra que $[\text{Br}_2] = 0.97 \text{ M}$ y $[\text{Br}] = 0.034 \text{ M}$ en equilibrio. Calcule el valor de K .

99. El pentacloruro de fósforo gaseoso se descompone de acuerdo con la reacción



Se analizó el sistema en equilibrio a una temperatura particular y se determinaron las concentraciones de las sustancias presentes como $[\text{PCl}_5] = 1.1 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{PCl}_3] = 0.325 \text{ M}$ y $[\text{Cl}_2] = 3.9 \times 10^{-3} \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción.

100. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.

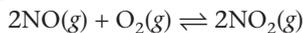
- a) $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
 b) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$
 c) $2\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{MgO}(\text{s})$

101. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.

- a) $\text{P}_4(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$
 b) $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{NaOH}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 c) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

102. ¿Cuál es el efecto sobre la posición de un sistema de reacción en equilibrio cuando se desarrolla una reacción exotérmica a una temperatura más alta? ¿El valor de la constante de equilibrio cambia en esta situación?

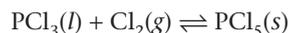
103. Suponga que el sistema de reacción



ya ha alcanzado el equilibrio. Pronostique el efecto de cada uno de los siguientes cambios sobre la posición del equilibrio. Indique si éste se desplazará a la derecha, a la izquierda o no será afectado.

- a) Se inyecta oxígeno adicional en el sistema.
 b) Se sustrae NO_2 del contenedor de la reacción.
 c) Se inyecta 1.0 mol de helio en el sistema.

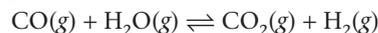
104. La reacción



libera 124 kJ de energía por mol del PCl_3 que reacciona. ¿Un incremento en la temperatura desplaza la

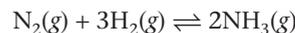
posición de equilibrio hacia los productos o hacia los reactivos?

105. Para el proceso



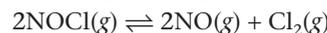
se encuentra que las concentraciones en equilibrio a una temperatura particular son $[\text{H}_2] = 1.4 \text{ M}$; $[\text{CO}_2] = 1.3 \text{ M}$; $[\text{CO}] = 0.71 \text{ M}$, y $[\text{H}_2\text{O}] = 0.66 \text{ M}$. Calcule la constante de equilibrio K para la reacción bajo estas condiciones.

106. Para la reacción



$K = 1.3 \times 10^{-2}$ a una temperatura dada. Si se analiza el sistema en equilibrio y se encuentra que las concentraciones del N_2 y del H_2 son de 0.10 M, ¿cuál es la concentración del NH_3 en el sistema?

107. La constante de equilibrio para la reacción



tiene un valor de 9.2×10^{-6} a una temperatura particular. Se analiza el sistema en equilibrio y se encuentra que las concentraciones del $\text{NOCl}(\text{g})$ y del $\text{NO}(\text{g})$ son de 0.44 M y $1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$, respectivamente. ¿Cuál es la concentración del $\text{Cl}_2(\text{g})$ en el sistema en equilibrio bajo estas condiciones?

108. Como aprendió en el capítulo 7, la mayoría de los hidróxidos metálicos es moderadamente soluble en el agua. Escriba ecuaciones químicas balanceadas que describan la disolución de los siguientes hidróxidos metálicos en el agua. Escriba la expresión para K_{ps} de cada proceso.

- a) $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ c) $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s})$
 b) $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s})$ d) $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{s})$

109. Los tres halogenuros de plata comunes (AgCl , AgBr y AgI) son sales moderadamente solubles. Enseguida se proporcionan sus valores para la K_{ps} ; calcule la concentración del ión plata, en mol/L, en una disolución saturada de cada sal.

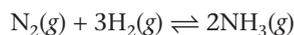
Halogenuro de plata	K_{ps}
AgCl	1.8×10^{-10}
AgBr	5.0×10^{-13}
AgI	8.3×10^{-17}

110. Aproximadamente se disuelven $9.0 \times 10^{-4} \text{ g}$ de cloruro de plata, $\text{AgCl}(\text{s})$, por litro de agua a 10 °C. Calcule la K_{ps} para el $\text{AgCl}(\text{s})$ a esta temperatura.

111. El sulfuro mercúrico, HgS , es una de las sales menos solubles conocidas, con una $K_{\text{ps}} = 1.6 \times 10^{-54}$ a 25 °C. Calcule la solubilidad del HgS en moles por litro y en gramos por litro.

112. Aproximadamente se disuelven 0.14 g de hidróxido de níquel(II), $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$, por litro de agua a 20 °C. Calcule la K_{ps} para el $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$ a esta temperatura.

113. Para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, liste los tipos de enlace que deben romperse y el tipo de enlaces que deben formarse para que se lleve a cabo la reacción.
114. ¿Qué representa la *energía de activación* para una reacción? ¿Cómo se relaciona la energía de activación con el hecho de que una colisión entre moléculas sea exitosa?
115. ¿Cuáles son los catalizadores en las células vivas? ¿Por qué son necesarios estos catalizadores biológicos?
116. Cuando un sistema de reacción ha alcanzado el equilibrio químico, las concentraciones de los reactivos y productos ya no cambian con el tiempo. ¿Por qué la cantidad del producto ya no aumenta aun cuando pueden seguir estando presentes grandes concentraciones de los reactivos?
117. El amoníaco, una sustancia química industrial muy importante, se produce por medio de la combinación directa de los elementos bajo condiciones cuidadosamente controladas.



Suponga, en un experimento, que se analiza la mezcla de la reacción después de que alcanza el equili-

brio y se encuentra, a una temperatura particular, que $[\text{NH}_3(\text{g})] = 0.34 \text{ M}$, $[\text{H}_2(\text{g})] = 2.1 \times 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{N}_2(\text{g})] = 4.9 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule el valor de la K a esta temperatura.

118. Escriba la expresión de equilibrio para cada uno de los siguientes equilibrios heterogéneos.
- a) $2\text{LiHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Li}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 b) $\text{PbCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{PbO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 c) $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
119. Suponga que una reacción tiene la constante de equilibrio $K = 4.5 \times 10^{-6}$ a una temperatura particular. Si se prepara un experimento con esta reacción, ¿habrá grandes concentraciones relativas de los productos presentes en equilibrio? ¿Es esta reacción útil como medio de elaboración de los productos? ¿Cómo podría hacerse más útil esta reacción?

PREGUNTAS

- ¿En qué son similares las definiciones de Arrhenius y de Brønsted-Lowry sobre los ácidos y bases y en qué difieren estas definiciones? ¿Podría una sustancia ser un ácido de Arrhenius pero no un ácido de Brønsted-Lowry? ¿Podría una sustancia ser un ácido de Brønsted-Lowry pero no un ácido de Arrhenius? Explique.
- Describa la relación entre un par ácido-base conjugado en el modelo de Brønsted-Lowry. Escriba ecuaciones químicas balanceadas que muestren las siguientes moléculas/iones comportándose como ácidos de Brønsted-Lowry en el agua: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 , NH_4^+ . Escriba ecuaciones químicas balanceadas que muestren las siguientes moléculas/iones comportándose como bases de Brønsted-Lowry en el agua: NH_3 , HCO_3^- , NH_2^- , H_2PO_4^- .
- El ácido acético es un ácido débil en el agua. ¿Qué indica esto acerca de la afinidad del ión acetato para los protones en comparación con la afinidad de las moléculas del agua para los protones? Si se disuelve en el agua una disolución de acetato de sodio, la disolución es básica. Explique. Escriba ecuaciones de reacciones en equilibrio para la ionización del ácido acético en el agua y para la reacción del ión acetato con el agua en una disolución de acetato de sodio.
- ¿Cómo es la *fuerza* de un ácido en relación con la *posición* de su equilibrio de ionización? Escriba las ecuaciones para la disociación (ionización) del HCl , HNO_3 y HClO_4 en el agua. Dado que estos ácidos son fuertes, ¿qué indica esto acerca de la basicidad de los iones Cl^- , NO_3^- y ClO_4^- ? ¿Las disoluciones acuosas del NaCl , NaNO_3 o NaClO_4 son básicas?
- Explique cómo el agua es una sustancia *anfótera*. Escriba la ecuación química para la autoionización del agua. Escriba la expresión para la constante de equilibrio, K_w , en esta reacción. ¿Qué valores de K_w se tienen a 25°C ? ¿Cuáles son la $[\text{H}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ en el agua pura a 25°C ? ¿Cómo se compara $[\text{H}^+]$ con $[\text{OH}^-]$ en una disolución ácida? ¿Cómo se compara $[\text{H}^+]$ con $[\text{OH}^-]$ en una disolución básica?
- ¿Cómo se define la escala del pH? ¿Qué intervalo de valores del pH corresponde a las disoluciones ácidas? ¿Qué intervalo corresponde a las disoluciones básicas? ¿Por qué el $\text{pH} = 7.00$ se considera *neutro*? Cuando el pH de una disolución cambia en una unidad, ¿por qué factor cambia la concentración del ión hidrógeno en la disolución? ¿Cómo se define el pOH? ¿Cómo se relacionan el pH y el pOH para una disolución dada? Explique.
- Describa una disolución *reguladora*. Proporcione tres ejemplos de disoluciones reguladoras. Para cada uno de sus ejemplos, escriba ecuaciones y explique cómo los componentes de la disolución reguladora consumen los ácidos o bases fuertes adicionados. ¿Por qué la regulación de las disoluciones en los sistemas biológicos es tan importante?
- Explique el *modelo de colisiones* para las reacciones químicas. ¿Qué “colisiona”? ¿Todas las colisiones resultan en la ruptura de enlaces y en la formación de productos? ¿Por qué? ¿Cómo explica el modelo de colisiones el por qué las concentraciones más altas y las temperaturas más altas tienden a hacer que la reacciones ocurran más rápido?
- Dibuje una gráfica para el progreso de una reacción que ilustre la *energía de activación* para la reacción. Defina la “energía de activación” Explique cómo un incremento en la temperatura para una reacción afecta el número de colisiones que poseen una energía mayor que E_a . ¿Un incremento en la temperatura cambia la E_a ? ¿Cómo acelera una reacción un *catalizador*? ¿Un catalizador cambia la E_a para la reacción?
- Explique qué significa que una reacción “ha alcanzado un estado de equilibrio químico”. Explique por qué el equilibrio es un estado *dinámico*. ¿Una reacción realmente “se detiene” cuando el sistema alcanza un estado de equilibrio? Explique por qué, una vez que un sistema químico ha alcanzado el equilibrio, las concentraciones de todos los reactivos permanecen *constantes* con el tiempo. ¿Por qué esta *constancia* de la concentración no contradice la visualización del equilibrio como *dinámico*? ¿Qué le sucede a las *velocidades* de las reacciones directa e inversa a medida que un sistema procede al equilibrio a partir de un punto de inicio donde sólo están presentes los reactivos?
- Describa cómo se escribe la expresión de equilibrio para una reacción. Proporcione tres ejemplos de ecuaciones químicas balanceadas y las expresiones correspondientes para sus constantes de equilibrio.
- Aunque la constante de equilibrio para una reacción dada siempre tiene el mismo valor a la misma temperatura, las *concentraciones* presentes en equilibrio pueden diferir de un experimento a otro. Explique. ¿A qué se refiere una *posición de equilibrio*? ¿La posición de equilibrio siempre es la misma para una reacción sin importar las cantidades tomadas de los reactivos?
- Compare los equilibrios *homogéneos* y *heterogéneos*. Proporcione una ecuación química balanceada y escriba la expresión de la constante de equilibrio correspondiente como ejemplo de cada uno de estos casos. ¿Cómo el hecho de que un equilibrio es *heterogéneo* influye en la expresión que se escribe para la constante de equilibrio de la reacción?
- En sus propias palabras, parafrasee el principio de Le Châtelier. Mencione un ejemplo (incluyendo una ecuación química balanceada) de cómo cada uno de los siguientes cambios puede afectar la posición de equilibrio a favor de los productos adicionales para un sistema: se incrementa la concentración de uno de los reactivos; se sustrae del sistema de manera selectiva uno de los productos; se comprime el sistema de reacción a un volumen menor; se incrementa la temperatura para una reacción endotérmica; se disminuye la temperatura para un proceso exotérmico.
- Explique cómo la disolución de una sal ligeramente soluble para formar una disolución saturada es un proceso en *equilibrio*. Proporcione tres ecuaciones químicas balanceadas para los procesos de solubilidad, y escriba la expresión para la K_{ps} que correspon-

de a las reacciones que ha elegido. Cuando escriba las expresiones para la K_{ps} , ¿por qué la concentración de la sal moderadamente soluble no se incluye en la expresión? Dado el valor para el producto de solubilidad de una sal moderadamente soluble, explique cómo se pueden calcular la solubilidad molar y la solubilidad en g/L.

PROBLEMAS

16. Elija 10 especies que podrían esperarse que se comporten como ácidos o bases de Brønsted-Lowry en una disolución acuosa. Para cada una de sus elecciones, a) escriba una ecuación que demuestre cómo se comporta la especie como un ácido o como una base en el agua, y b) escriba la fórmula de la base o ácido conjugado para cada una de las especies que ha elegido.
17. a) Escriba la *base conjugada* para cada uno de los siguientes ácidos de Brønsted-Lowry.
 HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , NH_4^+ , H_2CO_3
 b) Escriba el *ácido conjugado* para cada una de las siguientes bases de Brønsted-Lowry.
 Cl^- , HSO_4^- , NH_2^- , NH_3 , CO_3^{2-}
18. Identifique los pares ácido-base conjugados de Brønsted-Lowry en cada una de las siguientes reacciones.
 a) $\text{NH}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$
 b) $\text{H}_2\text{SO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HSO}_4^-(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$
 c) $\text{O}_2^-(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons 2\text{OH}^-(ac)$
 d) $\text{NH}_2^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_3(ac) + \text{OH}^-(ac)$
 e) $\text{H}_2\text{PO}_4^-(ac) + \text{OH}^-(ac) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
19. Para cada uno de los siguientes, calcule la cantidad indicada.
 a) $[\text{OH}^-] = 2.11 \times 10^{-4} \text{ M}$, $[\text{H}^+] = ?$
 b) $[\text{OH}^-] = 7.34 \times 10^{-6} \text{ M}$, $\text{pH} = ?$
 c) $[\text{OH}^-] = 9.81 \times 10^{-8} \text{ M}$, $\text{pOH} = ?$
 d) $\text{pH} = 9.32$, $\text{pOH} = ?$
 e) $[\text{H}^+] = 5.87 \times 10^{-11} \text{ M}$, $\text{pH} = ?$
 f) $\text{pH} = 5.83$, $[\text{H}^+] = ?$
20. Calcule los valores del pH y del pOH para cada una de las siguientes disoluciones.
 a) HNO_3 0.00141 M
 b) NaOH $2.13 \times 10^{-3} \text{ M}$
 c) HCl 0.00515 M
 d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $5.65 \times 10^{-5} \text{ M}$
21. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.
 a) $4\text{NO}(g) \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}(g) + \text{O}_2(g)$
 b) $4\text{PF}_3(g) \rightleftharpoons \text{P}_4(s) + 6\text{F}_2(g)$
 c) $\text{CO}(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 d) $2\text{BrF}_3(g) \rightleftharpoons \text{Br}_2(g) + 5\text{F}_2(g)$
 e) $\text{S}(s) + 2\text{HCl}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(g) + \text{Cl}_2(g)$
22. Suponga que para la siguiente reacción
 $\text{Br}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{BrCl}(g)$
 se determina que, a una temperatura particular, las concentraciones en equilibrio son las siguientes:
 $[\text{Br}_2(g)] = 7.2 \times 10^{-8} \text{ M}$, $[\text{Cl}_2(g)] = 4.3 \times 10^{-6} \text{ M}$, $[\text{BrCl}(g)] = 4.9 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule el valor de K para la reacción a esta temperatura.
23. Escriba las expresiones para la K_{ps} de cada una de las siguientes sustancias moderadamente solubles.
 a) $\text{Cu}(\text{OH})_2(s)$
 b) $\text{Co}_2\text{S}_3(s)$
 c) $\text{Hg}_2(\text{OH})_2(s)$
 d) $\text{CaCO}_3(s)$
 e) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$
 f) $\text{Hg}(\text{OH})_2(s)$
24. El producto de solubilidad del carbonato de magnesio, MgCO_3 , tiene el valor $K_{ps} = 6.82 \times 10^{-6}$ a 25°C . ¿Cuántos gramos de MgCO_3 se disolverán en 1.00 L de agua?

18

Reacciones de oxidación-reducción y electroquímica

- 18.1** Reacciones de oxidación-reducción
- 18.2** Estados de oxidación
- 18.3** Reacciones de oxidación-reducción entre no metales
- 18.4** Balanceo de reacciones de oxidación-reducción por el método de medias reacciones
- 18.5** Electroquímica: introducción
- 18.6** Baterías
- 18.7** Corrosión
- 18.8** Electrólisis

- Un trabajador pinta de rojo el casco de un barco para evitar la oxidación.
(© Bogdan Vasilescu)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

¿Qué tienen en común un incendio forestal, la oxidación del acero, la combustión en el motor de un automóvil y el metabolismo de los alimentos en el cuerpo humano? Todos estos procesos importantes involucran reacciones de oxidación-reducción. De hecho, virtualmente todos los procesos que proveen energía para calentar edificios, impulsar vehículos y permitir que las personas trabajen y jueguen dependen de reacciones de oxidación-reducción. Y cada vez que arranca su automóvil, enciende su calculadora, ve su reloj digital o escucha la radio en la playa está dependiendo de una reacción de oxidación-reducción para energizar la batería en cada uno de estos dispositivos. Además, los automóviles impulsados por baterías se han vuelto más comunes en las calles de Estados Unidos. Esto conduce a un incremento en la confianza de la sociedad sobre estos dispositivos y fomentará la investigación de baterías nuevas y más eficientes.

En este capítulo se explorarán las propiedades de las reacciones de oxidación-reducción y se verá cómo se utilizan para energizar baterías.



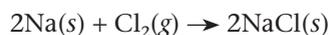
La energía generada por una batería alcalina AA, una batería de litio y una batería de mercurio resulta de las reacciones de oxidación-reducción.

18.1

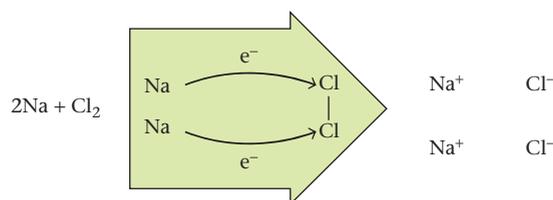
Reacciones de oxidación-reducción

OBJETIVO Aprender acerca de las reacciones de oxidación-reducción metal-no metal

En la sección 7.5 se explicaron las reacciones químicas entre los metales y los no metales. Por ejemplo, el cloruro de sodio se forma por medio de la reacción de sodio y de cloro elementales.



Debido a que el sodio y el cloro elementales contienen átomos sin carga y a que se conoce que el cloruro de sodio contiene iones Na^+ y Cl^- , esta reacción debe involucrar una transferencia de electrones de los átomos de sodio a los átomos de cloro.



Algunos estudiantes utilizan el mnemónico OSP RSG

Oxidación Se Pierde;
Reducción Se Gana

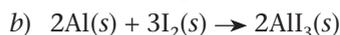
A las reacciones como ésta, en la que se transfieren uno o más electrones, se les llama **reacciones de oxidación-reducción** o **reacciones redox**. La **oxidación** se define como una *pérdida de electrones*. La **reducción** se define como una *ganancia de electrones*. En la reacción de sodio y cloro elementales cada átomo de sodio pierde un electrón para formar un ión $1+$. Por tanto, el sodio se oxida. Cada átomo de cloro gana un

electrón formando un ión cloruro negativo y por tanto se reduce. Siempre que un metal reacciona con un no metal para formar un compuesto iónico se transfieren electrones del metal al no metal, por lo que éstas siempre son reacciones de oxidación-reducción donde el metal se oxida (pierde electrones) y el no metal se reduce (gana electrones).

EJEMPLO 18.1

Identificación de la oxidación y la reducción en una reacción

En las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se oxida y cuál elemento se reduce.



SOLUCIÓN

a) Se ha aprendido que los metales del grupo 2 forman cationes $2+$ y que los no metales del grupo 6 forman aniones $2-$, por lo que se puede predecir que el óxido de magnesio contiene iones Mg^{2+} y O^{2-} . Esto significa que en la reacción dada, cada Mg pierde dos electrones para formar el Mg^{2+} y por tanto se oxida, y cada O gana dos electrones para formar el O^{2-} y como resultado se reduce.

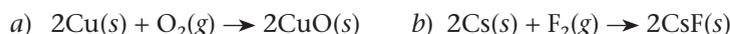
b) El yoduro de aluminio contiene los iones Al^{3+} y I^- , por tanto, los átomos de aluminio pierden electrones (se oxidan) y los átomos de yodo ganan electrones (se reducen).



El magnesio se quema en el aire para formar una flama blanca brillante.

Autoevaluación

EJERCICIO 18.1 Para las siguientes reacciones, identifique el elemento oxidado y el elemento reducido.



Vea los problemas 18.3 al 18.6. ■

Aunque se pueden identificar las reacciones entre los metales y los no metales como reacciones redox, es más difícil decidir si una reacción dada entre dos no metales es redox. De hecho, varias de las reacciones redox más significativas sólo involucran no metales. Por ejemplo, las reacciones de combustión como la del metano en el oxígeno,



son de oxidación-reducción. Aun cuando ninguno de los reactivos o productos son iónicos, la reacción involucra una transferencia de electrones del carbono al oxígeno. Para explicar esto se debe introducir el concepto de *estados de oxidación*.

18.2

Estados de oxidación

OBJETIVOS

Aprender cómo asignar estados de oxidación.

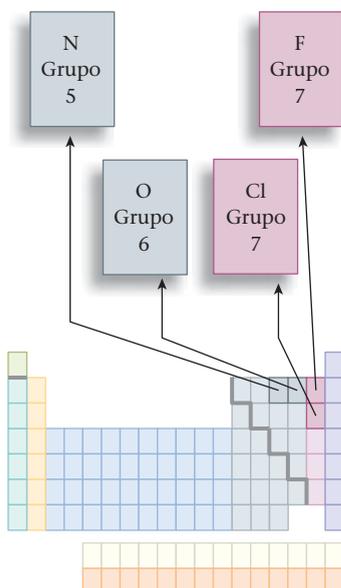
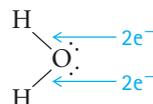
El concepto de **estados de oxidación** (en ocasiones llamados *números de oxidación*) permite realizar un seguimiento de los electrones en las reacciones de oxidación-reducción asignando cargas a diversos átomos en un compuesto. En ocasiones estas

cargas son bastante aparentes. Por ejemplo, en un compuesto iónico binario los iones tienen cargas identificadas con facilidad: en el cloruro de sodio, el sodio es +1 y el cloro es -1; en el óxido de magnesio, el magnesio es +2 y el oxígeno es -2, etc. En tales compuestos iónicos binarios los estados de oxidación simplemente son las cargas de los iones.

Ión	Estado de oxidación
Na ⁺	+1
Cl ⁻	-1
Mg ²⁺	+2
O ²⁻	-2

En un elemento no combinado, todos los átomos no tienen carga (son neutros). Por ejemplo, el metal sodio contiene átomos de sodio neutros y el gas cloro está conformado por moléculas de Cl₂, cada una de las cuales contiene dos átomos de cloro neutros. Por tanto, un átomo en un elemento puro no tiene carga y se le asigna un estado de oxidación de cero.

En un compuesto covalente como el agua, aunque en realidad no están presentes iones, los químicos encuentran útil asignar cargas imaginarias a sus elementos. Los estados de oxidación de los elementos en estos compuestos son iguales a las cargas imaginarias que se determinan suponiendo que el átomo más electronegativo (vea la sección 12.2) en un enlace controla o posee *ambos* de los electrones compartidos. Por ejemplo, en los enlaces O—H en el agua se supone para propósitos de asignación de estados de oxidación que el átomo de oxígeno mucho más electronegativo controla ambos de los electrones compartidos en cada enlace. Esto le da al oxígeno ocho electrones de valencia.



De hecho, se dice que cada hidrógeno ha perdido su único electrón al oxígeno. Esto le da a cada hidrógeno un estado de oxidación de +1 y al oxígeno un estado de oxidación de -2 (el átomo de oxígeno formalmente ha ganado dos electrones). En virtualmente todos los compuestos covalentes, al oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -2 y al hidrógeno un estado de oxidación de +1.

Debido a que el flúor es tan electronegativo, se espera que controle cualquier electrón compartido, por lo que siempre se supone que tiene un octeto completo de electrones y se le asigna un estado de oxidación de -1. Es decir, para propósitos de asignación de estados de oxidación, el flúor siempre se imagina como F⁻ en sus compuestos covalentes.

Los elementos más electronegativos son el F, el O, el N y el Cl. En general, a cada uno se le da un estado de oxidación igual a su carga como un anión (el flúor es -1, el cloro es -1, el oxígeno es -2 y el nitrógeno es -3). Cuando se encuentran dos de estos elementos en el mismo compuesto, se asignan en orden de electronegatividad, comenzando con el que tiene la electronegatividad más grande:



Por ejemplo, en el compuesto NO₂, debido a que el oxígeno tiene una electronegatividad mayor que el nitrógeno, se le asigna a cada oxígeno un estado de oxidación de -2. Esto da una "carga" total de -4 (2 × -2) en los dos átomos de oxígeno. Como la molécula de NO₂ tiene una carga total de cero, el N debe ser de +4 para balancear de manera exacta el -4 en los oxígenos. Entonces, en el NO₂ el estado de oxidación de cada oxígeno es -2, y el estado de oxidación del nitrógeno es +4.

A continuación se proporcionan las reglas para la asignación de estados de oxidación y se ilustran en la tabla 18.1. La aplicación de estas reglas permite asignar estados de oxidación en la mayoría de los compuestos. Los principios son ilustrados en el ejemplo 18.2.

Reglas para la asignación de estados de oxidación

1. El estado de oxidación de un átomo en un elemento no combinado es 0.
2. El estado de oxidación de un ión monoatómico es el mismo que su carga.
3. Al oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -2 en la mayoría de sus compuestos covalentes. Excepciones importantes: los peróxidos (compuestos que contienen el grupo O_2^{2-}), en los que a cada oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -1 .
4. En sus compuestos covalentes con no metales, al hidrógeno se le asigna un estado de oxidación de $+1$.
5. En compuestos binarios, al elemento con la mayor electronegatividad se le asigna un estado de oxidación negativo igual a su carga como un anión en sus compuestos iónicos.
6. Para un compuesto eléctricamente neutro, la suma de los estados de oxidación debe ser cero.
7. Para una especie iónica, la suma de los estados de oxidación debe ser igual a la carga total.

Tabla 18.1 Ejemplos de estados de oxidación

Sustancia	Estados de oxidación	Comentarios
Metal sodio, Na	Na, 0	regla 1
Fósforo, P	P, 0	regla 1
Fluoruro de sodio, NaF	Na, +1 F, -1	regla 2 regla 2
Sulfuro de magnesio, MgS	Mg, +2 S, -2	regla 2 regla 2
Monóxido de carbono, CO	C, +2 O, -2	regla 3
Dióxido de azufre, SO ₂	S, +4 O, -2	regla 3
Peróxido de hidrógeno, H ₂ O ₂	H, +1 O, -1	regla 3 (excepción)
Amoníaco, NH ₃	H, +1 N, -3	regla 4 regla 5
Sulfuro de hidrógeno, H ₂ S	H, +1 S, -2	regla 4 regla 5
Yoduro de hidrógeno, HI	H, +1 I, -1	regla 4 regla 5
Carbonato de sodio, Na ₂ CO ₃	Na, +1 O, -2 C, +4	regla 2 regla 3 Para el CO ₃ ²⁻ , la suma de los estados de oxidación es $+4 + 3(-2) = -2$. regla 7
Cloruro de amonio, NH ₄ Cl	N, -3 H, +1 Cl, -1	regla 4 regla 5 Para el NH ₄ ⁺ , la suma de los estados de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$. regla 7 regla 2



El peróxido de hidrógeno puede utilizarse para desinfectar una herida.

EJEMPLO 18.2**Asignación de estados de oxidación**

Asigne estados de oxidación a todos los átomos en las siguientes moléculas o iones.

- CO_2
- SF_6
- NO_3^-

SOLUCIÓN

- a) La regla 3 toma prioridad aquí: al oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -2 . Se determina el estado de oxidación para el carbono reconociendo que debido a que el CO_2 no tiene carga, la suma de los estados de oxidación para el oxígeno y el carbono deber ser cero (regla 6). Cada oxígeno es -2 y hay dos átomos de oxígeno, por lo que al átomo de carbono se le debe asignar un estado de oxidación de $+4$.



COMPROBACIÓN. $+4 + 2(-2) = 0$

- b) Debido a que el flúor tiene la mayor electronegatividad, se asigna primero su estado de oxidación. Su carga como un anión siempre es -1 , por lo que se le asigna -1 como el estado de oxidación de cada átomo de flúor (regla 5). Entonces al azufre se le debe asignar un estado de oxidación de $+6$ para balancear el total de -6 de los seis átomos de flúor (regla 7).



COMPROBACIÓN. $+6 + 6(-1) = 0$

- c) El oxígeno tiene una electronegatividad mayor que el nitrógeno, por lo que primero se le asigna su estado de oxidación de -2 (regla 5). Debido a que la carga total en el NO_3^- es -1 y a que la suma de los estados de oxidación de los tres oxígenos es -6 , el nitrógeno debe tener un estado de oxidación de $+5$.



COMPROBACIÓN. $+5 + 3(-2) = -1$

Esto es correcto, el NO_3^- tiene una carga de -1 .

Autocomprobación

EJERCICIO 18.2 Asigne estados de oxidación a todos los átomos en las siguientes moléculas o iones.

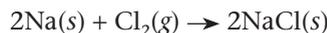
- SO_3
- SO_4^{2-}
- N_2O_5
- PF_3
- C_2H_6

Vea los problemas 18.13 al 18.22. ■

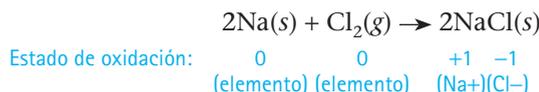
18.3 Reacciones de oxidación-reducción entre no metales

OBJETIVOS Comprender la oxidación y la reducción en términos de los estados de oxidación.
 • Aprender a identificar los agentes oxidantes y reductores.

Se ha visto que las reacciones de oxidación-reducción se caracterizan por una transferencia de electrones. En algunos casos la transferencia literalmente ocurre para formar iones, como en la reacción



Se pueden utilizar los estados de oxidación para verificar que ha ocurrido una transferencia de electrones.



Por tanto, en esta reacción la transferencia de electrones se representa como se indica a continuación.



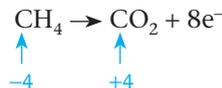
En otros casos la transferencia de electrones ocurre en un sentido diferente, como en la combustión del metano (el estado de oxidación para cada átomo se muestra debajo de cada reactivo y producto).



Observe que el estado de oxidación del oxígeno en el O_2 es 0 debido a que el oxígeno está en forma elemental. En esta reacción no hay compuestos iónicos, pero se puede seguir describiendo el proceso en términos de la transferencia de electrones. Observe que el carbono experimenta un cambio en el estado de oxidación de -4 en el CH_4 a $+4$ en el CO_2 . Tal cambio puede explicarse por una pérdida de ocho electrones:



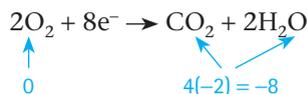
o, en forma de ecuación,



Por otro lado, cada oxígeno cambia de un estado de oxidación de 0 en O_2 a -2 en el H_2O y el CO_2 , lo que significa una ganancia de dos electrones por átomo. Están involucrados cuatro átomos de oxígeno, por lo que es una ganancia de ocho electrones:



o, en forma de ecuación



Observe que se requieren ocho electrones debido a que cuatro átomos de oxígeno están pasando de un estado de oxidación de 0 a -2 , por lo que cada oxígeno requiere dos electrones.

Oxidación

Pérdida de electrones

0
incremento en el estado
de oxidación

Reducción

Ganancia de electrones

0
disminución en el estado
de oxidación.

Agente oxidante

Acepta electrones

Contiene el elemento reducido

Agente reductor

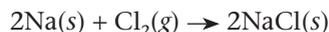
Provee electrones

Contiene el elemento oxidado

En una **reacción redox**, un agente oxidante se reduce (gana electrones) y el agente reductor se oxida (pierde electrones).

No ocurren cambios en el estado de oxidación del hidrógeno y no está involucrado en el proceso de transferencia de electrones.

Con este antecedente, ahora se puede definir la *oxidación* y la *reducción* en términos de los estados de oxidación. La **oxidación** es un *incremento* en el estado de oxidación (una pérdida de electrones). La **reducción** es una *disminución* en el estado de oxidación (una ganancia de electrones). Por tanto, en la reacción



el sodio se oxida y el cloro se reduce. Al Cl_2 se le llama **agente oxidante (aceptor de electrones)** y al Na se le llama **agente reductor (donador de electrones)**. También se puede definir el *agente oxidante* como el reactivo que contiene el elemento que se reduce (gana electrones). El *agente reductor* puede definirse de manera similar como el reactivo que contiene el elemento que se oxida (pierde electrones).

Con respecto a la reacción



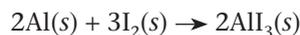
se puede decir lo siguiente:

1. El carbono se oxida debido a que hay un incremento en su estado de oxidación (aparentemente ha perdido electrones).
2. El reactivo CH_4 contiene el carbono que se oxida, por lo que el CH_4 es el agente reductor. Es el reactivo que provee los electrones (aquellos perdidos por el carbono).
3. El oxígeno se reduce debido a que ha ocurrido una disminución en su estado de oxidación (aparentemente ha ganado electrones).
4. El reactivo que contiene los átomos de oxígeno es el O_2 , por lo que éste es el agente oxidante. Es decir, el O_2 acepta los electrones.

Observe que cuando se nombra el agente oxidante o reductor, se especifica *todo el compuesto*, no sólo el elemento que experimenta el cambio en el estado de oxidación.

EJEMPLO 18.3**Identificación de los agentes oxidantes y reductores, I**

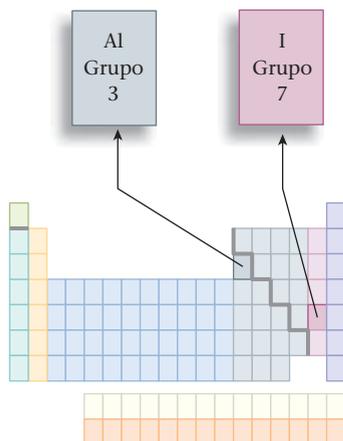
Cuando el metal aluminio en polvo se mezcla con cristales de yodo pulverizados y se adiciona una gota de agua, la reacción resultante produce una gran cantidad de energía. La mezcla estalla en flamas y se produce un humo púrpura de vapor de I_2 a partir del yodo en exceso. La ecuación para la reacción es



Para esta reacción, identifique los átomos que se oxidan y aquellos que se reducen, y especifique los agentes oxidante y reductor.

SOLUCIÓN

El primer paso es asignar los estados de oxidación



Debido a que cada átomo de aluminio cambia su estado de oxidación de 0 a +3 (un incremento en el estado de oxidación), el aluminio se *oxida* (pierde electrones). Por otro lado, el estado de oxidación de cada átomo de yodo disminuye de 0 a -1 y el yodo se *reduce* (gana electrones). Debido a que el Al provee los electrones para la reducción del yodo, es el *agente reductor*. El I_2 es el *agente oxidante* (el reactivo que acepta los electrones).

EJEMPLO 18.4**Identificación de los agentes oxidantes y reductores, II**

La metalurgia, el proceso de producir un metal a partir de su mena, siempre involucra reacciones de oxidación-reducción. En la metalurgia de la galena (PbS), la mena principal que contiene plomo, la primera etapa es la conversión del sulfuro de plomo en su óxido (un proceso llama *tostación*).



Después el óxido se trata con monóxido de carbono para producir el metal libre.



Para cada reacción, identifique los átomos que se oxidan y aquellos que se reducen, y especifique los agentes oxidantes y reductores.

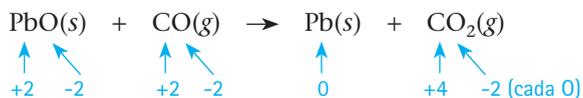
SOLUCIÓN

Para la primera reacción se pueden asignar los siguientes estados de oxidación.



El estado de oxidación para el átomo de azufre aumenta de -2 a +4, por lo que el azufre se oxida (pierde electrones). El estado de oxidación para cada átomo de oxígeno disminuye de 0 a -2. El oxígeno se reduce (gana electrones). El agente oxidante (aceptor de electrones) es el O_2 y el agente reductor (donador de electrones) es el PbS.

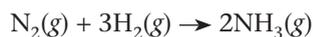
Para la segunda reacción se tiene



El plomo se reduce (gana electrones; su estado de oxidación disminuye de +2 a 0) y el carbono se oxida (pierde electrones; su estado de oxidación aumenta de +2 a +4). El PbO es el agente oxidante (aceptor de electrones) y el CO es el agente reductor (donador de electrones).

Autocomprobación

EJERCICIO 18.3 El amoníaco, NH_3 , el cual se utiliza de manera amplia como fertilizante, se prepara por medio de la siguiente reacción.



¿Es esta una reacción de oxidación-reducción? Si lo es, especifique el agente oxidante y el agente reductor.

Vea los problemas 18.29 al 18.36. ■

¿Envejecemos por la oxidación?

Las personas (especialmente aquellos por arriba de los 30 años de edad) parecen obsesionadas con permanecer jóvenes, pero la fuente de la juventud buscada desde los días de Ponce de León ha probado ser elusiva. El cuerpo parece desgastarse de manera inevitable después de 70 u 80 años. ¿Es este nuestro destino, o se pueden encontrar maneras de combatir el envejecimiento?

¿Por qué se envejece? No se sabe con certeza, pero varios científicos piensan que la oxidación desempeña una función principal. Aunque el oxígeno es esencial para la vida, también puede tener un efecto perjudicial. La molécula de oxígeno y otras sustancias oxidantes en el cuerpo pueden extraer sólo electrones a partir de las moléculas grandes que conforman las membranas (paredes) celulares; por tanto, ocasionan que se vuelvan muy reactivas. De hecho, estas moléculas activadas pueden reaccionar entre sí para cambiar las propiedades de las membranas celulares. Si se acumulan suficientes de estos cambios, el sistema inmunitario del cuerpo empieza a ver la célula cambiada como "ajena" y la destruye. Esta acción es particularmente dañina para el organismo si las células involucradas son irremplazables, como las células nerviosas.

Debido a que el cuerpo humano es tan complejo, es muy difícil determinar con precisión la causa o las causas del envejecimiento. Por tanto, los científicos están estudiando formas de vida más sencillas. Por ejemplo, Rajindar Sohal (actualmente en la Universidad de California) y sus colaboradores de la Universidad Southern Methodist en Dallas están examinando el envejecimiento en las moscas comunes. Su trabajo indica que el daño acumulado a partir de la oxidación está vinculado con la vitalidad y la esperanza de vida de la mosca. Un estudio encontró que las moscas que eran forzadas a ser sedentarias (no podían volar a su alrededor) mostraban mucho menos daño a partir de la oxidación (debido a su consumo de oxígeno más bajo) y vivían el doble que aquellas que tenían actividades normales.

El conocimiento acumulado a partir de varios estudios indica que la oxidación probablemente es la causa principal del envejecimiento. Si esto es verdadero, ¿cómo podemos protegernos? La mejor mane-

ra para aproximarse a la respuesta a esta pregunta es estudiar las defensas naturales del cuerpo contra la oxidación. Un estudio de Russel J. Reiter, del Texas Health Science Center en San Antonio, mostró que la melatonina, una sustancia química segregada por la glándula pineal en el cerebro (pero sólo por la noche), protege contra la oxidación. Además, se ha sabido por mucho tiempo que la vitamina E es un antioxidante. Los estudios han mostrado que los glóbulos rojos deficientes en vitamina E envejecen mucho más rápido que los glóbulos con niveles normales de vitamina E. Con base en este tipo de evidencia, varias personas toman dosis diarias de esta vitamina para detener los efectos del envejecimiento.

Los estudios del Center for Human Nutrition and Aging en la Universidad Tufts sugieren que una dieta rica en antioxidantes puede reducir los efectos del envejecimiento cerebral. Las ratas que se alimentaron con una dieta alta en antioxidantes parecieron tener una memoria mejor y elevaron sus habilidades motrices en comparación con las ratas que recibieron una dieta normal. Las más viejas, que fueran alimentadas con dietas que incluían arándanos, incluso recuperaron parte de la memoria y de las habilidades motrices perdidas como resultado del envejecimiento cerebral normal.

La oxidación sólo es una causa posible del envejecimiento. La investigación continúa en muchos frentes para encontrar las causas por las cuales se "envejece" a medida que pasa el tiempo.



Alimentos que contienen antioxidantes naturales.

18.4 Balanceo de reacciones de oxidación-reducción por el método de medias reacciones

OBJETIVO Aprender a balancear ecuaciones de oxidación-reducción utilizando medias reacciones.

Muchas reacciones de oxidación-reducción pueden balancearse con facilidad por medio de prueba y error. Es decir, se utiliza el procedimiento descrito en el capítulo 6 para encontrar un conjunto de coeficientes que provee el mismo número de cada tipo de átomo en ambos lados de la ecuación.

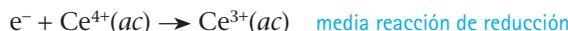
Sin embargo, las reacciones de oxidación-reducción que ocurren en una disolución acuosa con frecuencia son tan complicadas que se vuelve tedioso balancearlas por prueba y error. En esta sección se desarrollará un método sistemático para balancear las ecuaciones en estas reacciones.

A fin de balancear las ecuaciones para las reacciones de oxidación-reducción que ocurren en una disolución acuosa, se separa la reacción en dos medias reacciones. Las **medias reacciones** son ecuaciones que tienen electrones como reactivos o productos. Una media reacción representa un proceso de reducción y la otra media reacción representa un proceso de oxidación. En la de reducción los electrones se muestran en el lado de los reactivos (los electrones son ganados por un reactivo en la ecuación), y en la de oxidación los electrones se muestran en el lado de los productos (los electrones son perdidos por un reactivo en la ecuación).

Por ejemplo, considere la ecuación no balanceada para la reacción de oxidación-reducción entre el ión cerio(IV) y el ión estaño(II).



Esta reacción puede separarse en una media reacción que involucra la sustancia a *reducirse*:



y una media reacción que involucra la sustancia a *oxidarse*:

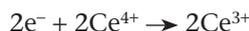


Observe que el Ce^{4+} debe ganar un electrón para convertirse en Ce^{3+} , por lo que se muestra un electrón como un reactivo junto con el Ce^{4+} en esta media reacción. Por otro lado, para que el Sn^{2+} se convierta en Sn^{4+} , debe perder dos electrones. Esto significa que se deben mostrar dos electrones como productos en esta media reacción.

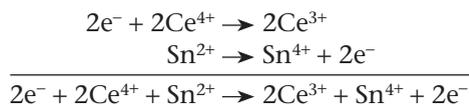
El principio clave en el balanceo de reacciones de oxidación-reducción radica en que el número de electrones perdidos (a partir del reactivo que se oxida) debe ser igual al de electrones ganados (a partir del reactivo que se reduce).



En las medias reacciones mostradas arriba, un electrón se gana por cada Ce^{4+} mientras que dos electrones se pierden por cada Sn^{2+} . Se debe igualar el número de electrones ganados y perdidos. Para hacer esto, primero se multiplica por 2 la media reacción de reducción



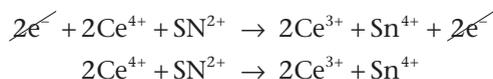
Después se suma esta media reacción a la media reacción de oxidación.



El Ce^{4+} gana 1e^{-} para formar Ce^{3+} y por tanto se reduce.

El Sn^{2+} pierde 2e^{-} para formar Sn^{4+} y por tanto se oxida.

Por último, se cancelan los $2e^-$ en cada lado para obtener la ecuación balanceada general:



Ahora se puede resumir lo que se ha expuesto acerca del método para balancear reacciones de oxidación-reducción en una disolución acuosa.

1. Separar la reacción en una media reacción de oxidación y una media reacción de reducción.
2. Balancear las medias reacciones por separado.
3. Igualar el número de electrones ganados y perdidos.
4. Sumar las medias reacciones y cancelar los electrones para obtener la ecuación balanceada general.

Resulta que la mayoría de las reacciones de oxidación-reducción ocurren en disoluciones que son claramente básicas o claramente ácidas. En este caso sólo se cubrirá la de tipo ácido debido a que es la más común. Abajo se detalla el procedimiento para balancear las ecuaciones en las reacciones de oxidación-reducción que ocurren en una disolución ácida, y en el ejemplo 18.5 se ilustra el uso de estos pasos.

Método de medias reacciones para balancear las ecuaciones en reacciones de oxidación-reducción que ocurren en disoluciones ácidas

Paso 1 Identificar y escribir las ecuaciones para las medias reacciones de oxidación y reducción.

Paso 2 Para cada media reacción:

- a) Balancear todos los elementos excepto el hidrógeno y el oxígeno.
- b) Balancear el oxígeno utilizando el H_2O .
- c) Balancear el hidrógeno utilizando el H^+ .
- d) Balancear la carga utilizando electrones.

Paso 3 Si es necesario, multiplicar una o ambas medias reacciones balanceadas por un entero que iguale el número de electrones transferidos en las dos medias reacciones.

Paso 4 Sumar las medias reacciones y cancelar las especies idénticas que aparecen en ambos lados.

Paso 5 Comprobar para asegurarse de que los elementos y las cargas están balanceados.

EJEMPLO 18.5

Se adicionará el H_2O y el H^+ a esta ecuación a medida que se balancee. No se tiene que preocupar por ellos ahora.

Balanceo de reacciones de oxidación-reducción utilizando el método de medias reacciones, I

Balancee la ecuación para la reacción entre los iones permanganato y hierro (II) en una disolución ácida. La ecuación iónica neta para esta reacción es

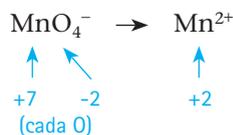


Esta reacción se utiliza para analizar el contenido de hierro en la mena de hierro.

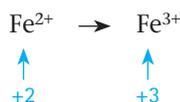
SOLUCIÓN

Paso 1 Identificar y escribir las ecuaciones para las medias reacciones.

La oxidación que enuncia la media reacción que involucra el ión permanganato muestra que el manganeso se reduce.



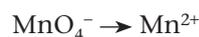
Debido a que el manganeso cambia de un estado de oxidación de +7 a +2, se reduce, por lo que esta es la *media reacción de reducción*. Tendrá los electrones como reactivos, aunque aún no se escribirán. La otra media reacción involucra la oxidación de hierro(II) a hierro(III) y es la *media reacción de oxidación*.



Esta reacción tendrá los electrones como productos, aunque aún no se escribirán.

Paso 2 Balancear cada media reacción.

Para la reacción de reducción se tiene:



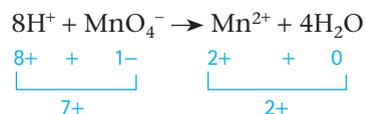
- El manganeso ya está balanceado.
- Se balancea el oxígeno adicionando $4\text{H}_2\text{O}$ al lado derecho de la ecuación.



- Después se balancea el hidrógeno adicionando 8H^+ al lado izquierdo.



- Se han balanceado todos los elementos, pero se necesita balancear la carga utilizando electrones. En este punto se tienen las siguientes cargas para los reactivos y productos en la media reacción de reducción.



Observe que el lado izquierdo contiene oxígeno, pero el lado derecho no. Esto se tomará en cuenta más adelante cuando se adicione el agua.

El H^+ proviene de la disolución ácida en la que se está llevando a cabo la reacción.

Una disolución que contiene iones MnO_4^- (izquierda) y una disolución que contiene iones Fe^{2+} (derecha).

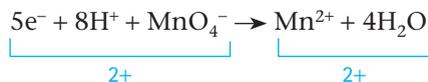


© Olga Mitsova/Shutterstock



Siempre adicione electrones en el lado de la media reacción con un exceso de carga positiva.

Se pueden igualar las cargas adicionándole cinco electrones al lado izquierdo.

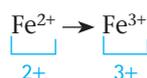


Ahora están balanceados los *elementos* y las *cargas*, por lo que ésta representa la media reacción de reducción balanceada. El hecho de que aparecen cinco electrones en el lado de los reactivos de la ecuación tiene sentido, debido a que se requieren cinco electrones para reducir el MnO_4^- (en el que el Mn tiene un estado de oxidación de +7) a Mn^{2+} (en el que el Mn tiene un estado de oxidación de +2).

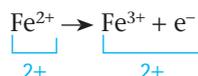
Para la reacción de oxidación,



los elementos están balanceados, por lo que todo lo que se tiene que hacer es balancear la carga.

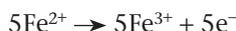


Se necesita un electrón en el lado derecho para obtener una carga neta de 2+ en ambos lados.

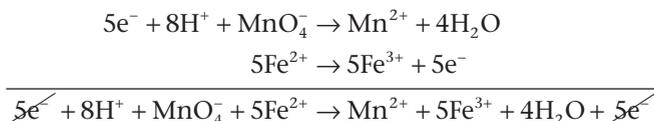


Paso 3 Igualar el número de electrones transferidos en las dos medias reacciones.

Debido a que la media reacción de reducción involucra una transferencia de cinco electrones y la media reacción de oxidación involucra una transferencia de sólo un electrón, debe multiplicarse por 5 la media reacción de oxidación.



Paso 4 Sumar las medias reacciones y cancelar las especies idénticas.

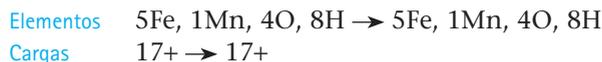


Observe que los electrones se cancelan (como deben) para obtener la ecuación balanceada final:



Observe que los estados físicos de los reactivos y productos, (ac) y (l) en este caso, sólo se muestran en la *ecuación balanceada final*.

Paso 5 Comprobar para asegurarse de que los elementos y las cargas están balanceados.



La ecuación está balanceada.

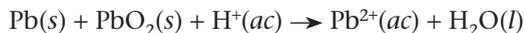
EJEMPLO 18.6

Balanceo de reacciones de oxidación-reducción utilizando el método de medias reacciones, II

Cuando un motor de un automóvil arranca, utiliza la energía suministrada por un acumulador de plomo. Esta batería recurre a una reacción de oxidación-reducción entre el plomo elemental (metal plomo) y el óxido de plomo(IV) a fin de producir la

El número de electrones ganados en la media reacción de reducción debe ser igual al número de electrones perdidos en la media reacción de oxidación.

energía para arrancar el motor. La ecuación balanceada para una versión simplificada de la reacción es



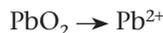
Balancee esta ecuación utilizando el método de medias reacciones.

SOLUCIÓN

Paso 1 Primero se identifican y se escriben las dos medias reacciones. Una media reacción debe ser



y la otra es



La primera reacción involucra la oxidación del Pb a Pb^{2+} . La segunda involucra la reducción del Pb^{4+} (en el PbO_2) a Pb^{2+} .

Paso 2 Ahora se balanceará cada una de las medias reacciones por separado. *La media reacción de oxidación*



a)-c) Todos los elementos están balanceados.

d) La carga a la izquierda es cero y la de la derecha es +2, por lo que se deben adicionar $2e^-$ a la derecha para obtener la carga total de cero.



Esta media reacción está balanceada.

La media reacción de reducción



a) Todos los elementos están balanceados, excepto el O.

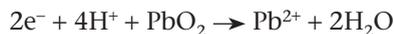
b) El lado izquierdo tiene dos átomos de oxígeno y el lado derecho ninguno, por lo que se adicionan $2\text{H}_2\text{O}$ al lado derecho.



c) Ahora se balancea el hidrógeno adicionando 4H^+ al lado izquierdo.



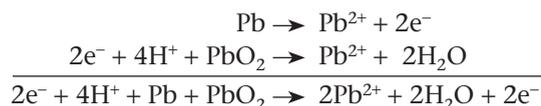
d) Debido a que el lado izquierdo tiene una carga total de +4 y el lado derecho tiene una carga de +2, se deben adicionar $2e^-$ al lado izquierdo.



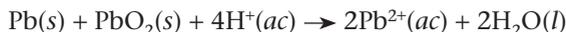
La media reacción está balanceada.

Paso 3 Debido a que cada media reacción involucra $2e^-$, simplemente se pueden sumar las medias reacciones como están.

Paso 4



Al cancelar los electrones se obtiene la ecuación general balanceada:



donde también se indican los estados apropiados.

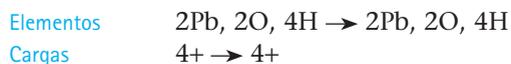
Debido a que el Pb^{2+} es el único producto que contiene plomo, debe ser el producto en ambas medias reacciones.



Richard Megna/Fundamental Photographs

Metal cobre que reacciona con ácido nítrico. La disolución es colorida por la presencia de los iones Cu^{2+} . El gas marrón es el NO_2 , el cual se forma cuando el NO reacciona con el O_2 en el aire.

Paso 5 Los elementos y las cargas están balanceados.



La ecuación está correctamente balanceada.

Autocomprobación

EJERCICIO 18.4 El metal cobre reacciona con el ácido nítrico, $\text{HNO}_3(ac)$, para formar nitrato de cobre(II) acuoso, agua y gas monóxido de nitrógeno como productos. Escriba y balancee la ecuación para esta reacción.

Vea los problemas 18.45 al 18.48. ■

18.5

Electroquímica: introducción

OBJETIVOS

Comprender el término *electroquímica*. • Aprender a identificar los componentes de una celda electroquímica (galvánica).

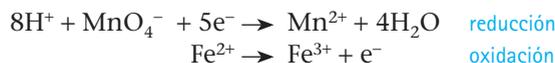
Nuestra vida sería muy diferente sin las baterías. Se tendrían que dar vueltas al cigüeñal a mano para arrancar los motores en los automóviles, darle cuerda a los relojes y comprar extensiones eléctricas muy largas si se deseara escuchar una radio en un día de campo. De hecho, la sociedad en ocasiones parece funcionar con baterías. En esta sección y en la siguiente se encontrará cómo producen energía eléctrica estos dispositivos.

Una batería utiliza la energía de una reacción de oxidación-reducción para producir una corriente eléctrica. Esta es una ilustración importante de la **electroquímica**: *el estudio del intercambio de energía química y eléctrica*.

La electroquímica involucra dos tipos de procesos:

1. La producción de una corriente eléctrica a partir de una reacción química (de oxidación-reducción).
2. El uso de una corriente eléctrica para producir un cambio químico.

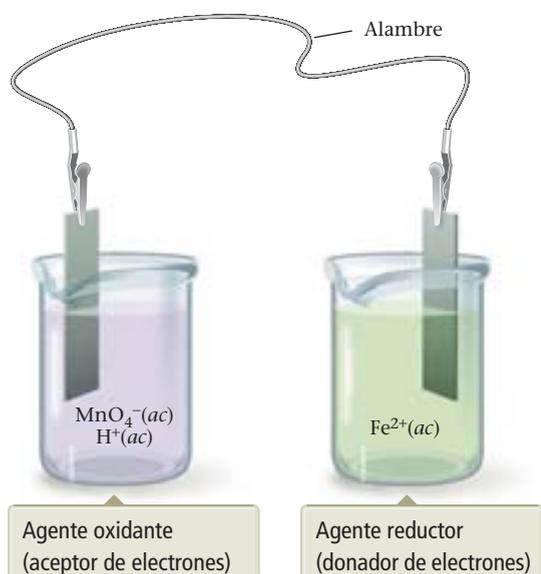
A efecto de comprender cómo puede utilizarse una reacción redox para generar una corriente, se considera la reacción acuosa entre el MnO_4^- y el Fe^{2+} con la que se trabajó en el ejemplo 18.5. Se puede dividir esta reacción redox en las siguientes dos medias reacciones:



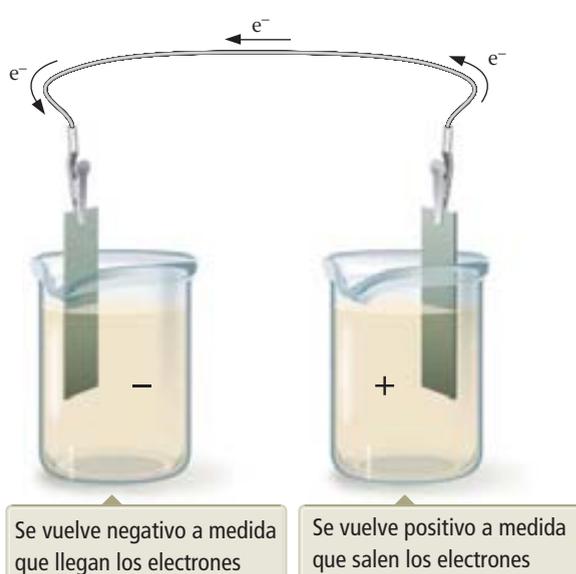
Cuando la reacción entre el MnO_4^- y el Fe^{2+} ocurre en una disolución, los electrones se transfieren de manera directa a medida que los reactivos colisionan. No se obtiene un trabajo útil a partir de la energía química involucrada en la reacción. *¿Cómo se puede aprovechar esta energía? La clave es separar el agente oxidante (aceptor de electrones) del agente reductor (donador de electrones)*. Por tanto, se requiere que la transferencia de electrones ocurra a través de un alambre. Es decir, para ir del agente reductor al agente oxidante, los electrones deben viajar a través del alambre. La corriente producida en el alambre por este flujo de electrones puede dirigirse a través de un dispositivo, como un motor eléctrico, para realizar un trabajo útil.

Por ejemplo, considere el sistema ilustrado en la figura 18.1. Si el razonamiento ha sido correcto, los electrones deben fluir a través del alambre del Fe^{2+} al MnO_4^- . Sin embargo, cuando se construye el aparato como se muestra, no ocurre un flujo de electrones. ¿Por qué? El problema es que si los electrones fluyeran del compartimiento derecho al izquierdo, el compartimiento izquierdo tendría carga negativa y el derecho experimentaría una acumulación de carga positiva (figura 18.2). La creación

La energía involucrada en una reacción química por lo general no se muestra en la ecuación balanceada. En la reacción del MnO_4^- con el Fe^{2+} se libera energía que puede utilizarse para realizar un trabajo útil.

**Figura 18.1**

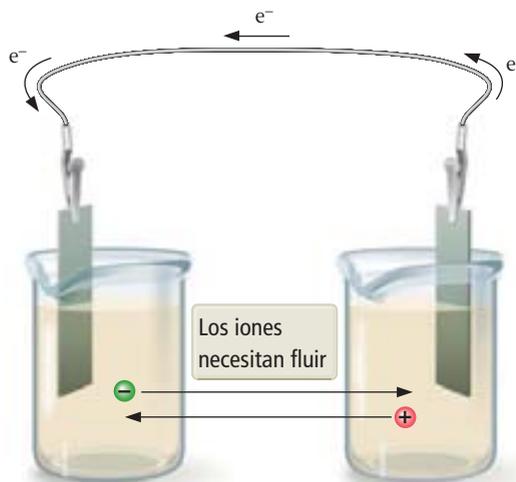
Esquema de un método para separar los agentes oxidante y reductor en una reacción redox. (La disolución también contiene otros iones para balancear la carga.) Esta celda está incompleta en este punto.

**Figura 18.2**

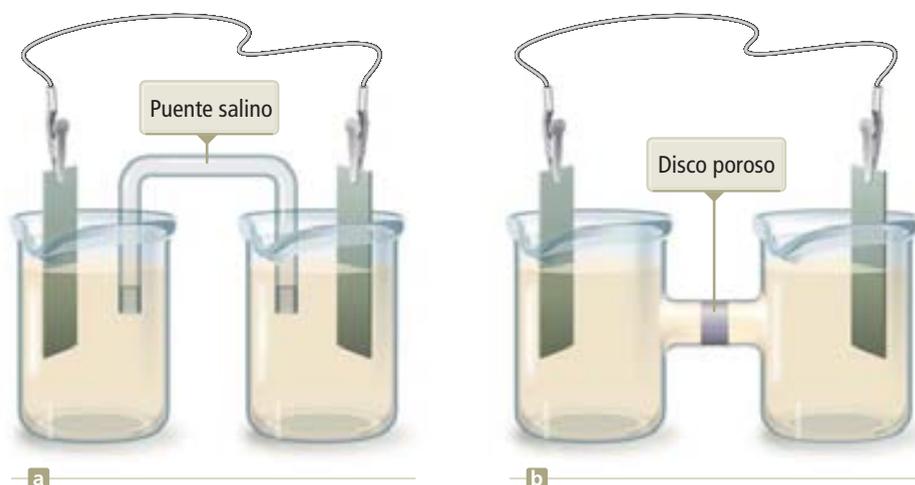
El flujo de electrones bajo estas condiciones conduce a una acumulación de carga negativa a la izquierda y de una carga positiva a la derecha, lo cual no es factible sin una gran entrada de energía.

de una separación de cargas de este tipo requeriría grandes cantidades de energía. Por tanto, no ocurre un flujo de electrones bajo estas condiciones.

Sin embargo, se puede resolver este problema de manera muy sencilla. Las disoluciones deben conectarse (sin permitir que se mezclen de manera extensa) para que los *iones* también puedan fluir a fin de mantener en cero la carga neta en cada compartimento (figura 18.3). Esto puede lograrse utilizando un puente salino (un tubo en forma de U llenado con un electrolito fuerte) o un disco poroso en un tubo que conecta las dos disoluciones (figura 18.4). Cualquiera de estos dispositivos permite el flujo de iones pero previene la mezcla extensiva de las disoluciones. Cuando se hace que fluya una provisión de iones, el circuito está completo. Los electrones fluyen

**Figura 18.3**

Aquí el flujo de iones entre las dos disoluciones mantiene la carga neutra a medida que se transfieren los electrones. Esto puede lograrse teniendo iones negativos (aniones) que fluyen en la dirección opuesta a los electrones, o teniendo iones positivos (cationes) que fluyen en la misma dirección que los electrones. En la realidad, ambos ocurren en una batería trabajando.

**Figura 18.4**

Una conexión por medio de un puente salino o un disco poroso permite que los iones fluyan, completando el circuito eléctrico.

El puente salino contiene un electrolito fuerte como un gel o como una disolución; ambos extremos se recubren con una membrana que sólo permite que pasen los iones.

El disco poroso permite el flujo de iones pero no permite la mezcla total de las disoluciones en los dos compartimientos.

El nombre *celda galvánica* se creó en honor a Luigi Galvani (1737-1798), científico italiano al que por lo general se le acredita el descubrimiento de la electricidad. En ocasiones a estas celdas se les llama *celdas voltaicas* en honor a Alessandro Volta (1745-1827), otro italiano, quien fue el primero en construir celdas de este tipo alrededor de 1800.

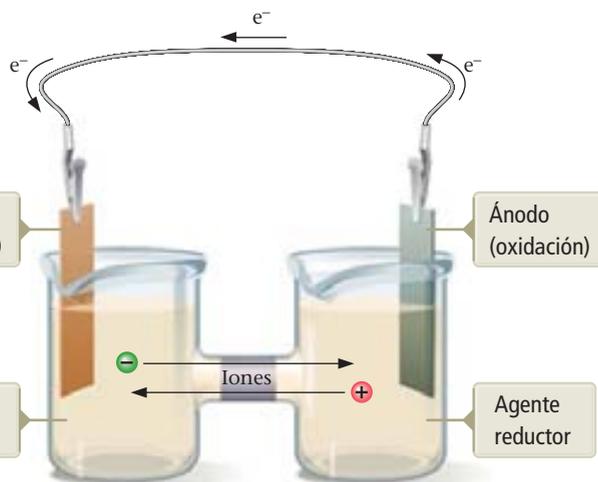
a través del agente reductor al agente oxidante, y los iones en las dos disoluciones acuosas fluyen de un compartimiento al otro para mantener en cero la carga neta.

Por tanto, una **batería electroquímica**, también llamada **celda galvánica**, es un dispositivo energizado por una reacción de oxidación-reducción en la que el agente oxidante está separado del agente reductor para que los electrones deban viajar a través de un alambre del agente reductor al agente oxidante (figura 18.5).

Observe que en una batería el agente reductor pierde electrones (los cuales fluyen a través del alambre hacia el agente oxidante) y por tanto se oxida. Al electrodo en el que ocurre la oxidación se le llama **ánodo**. En el otro electrodo, el agente oxidante gana electrones y por tanto se reduce. Al electrodo donde ocurre la reducción se le llama **cátodo**.

Se ha visto que puede utilizarse una reacción de oxidación-reducción para generar una corriente eléctrica. De hecho, este tipo de reacción se utiliza para producir corrientes eléctricas en muchos vehículos espaciales. Una reacción de oxidación-

Ánodo. Electrodo en el que ocurre la oxidación. **Cátodo.** Electrodo en el que se presenta la reducción.

**Figura 18.5**

Esquema de una batería (celda galvánica).

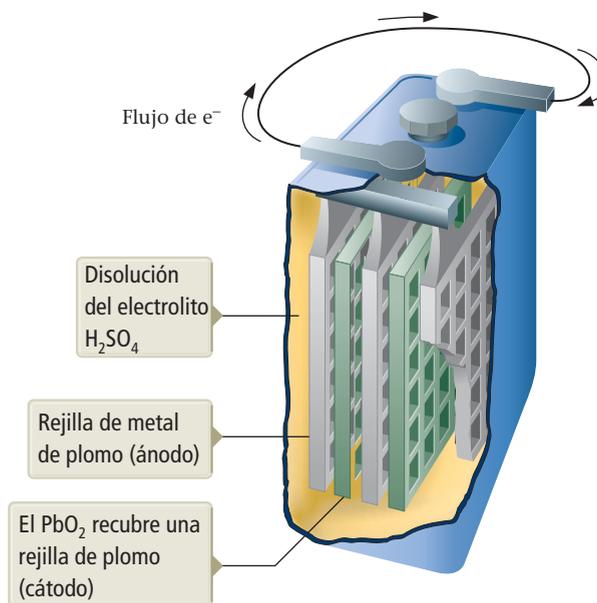


Corbis-Bettmann

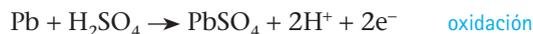
Alessandro Volta.

Figura 18.6

En un acumulador de plomo cada celda consiste de varias rejillas de plomo que están conectadas por medio de una barra metálica. Estas rejillas proveen electrones (los átomos de plomo pierden electrones para formar iones Pb^{2+} , los cuales se combinan con los iones SO_4^{2-} para formar PbSO_4 sólido). Debido a que el plomo se oxida, funciona como el ánodo de la celda. La sustancia que gana electrones es el PbO_2 , que está recubriendo las rejillas de plomo, varias de las cuales están enganchadas juntas por una barra de metal. El PbO_2 formalmente contiene Pb^{4+} , el cual se reduce a Pb^{2+} , que a su vez se combina con el SO_4^{2-} para formar PbSO_4 sólido. El PbO_2 acepta electrones, por lo que funciona como el cátodo.



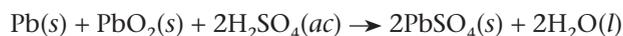
Reacción en el ánodo:



Reacción en el cátodo:



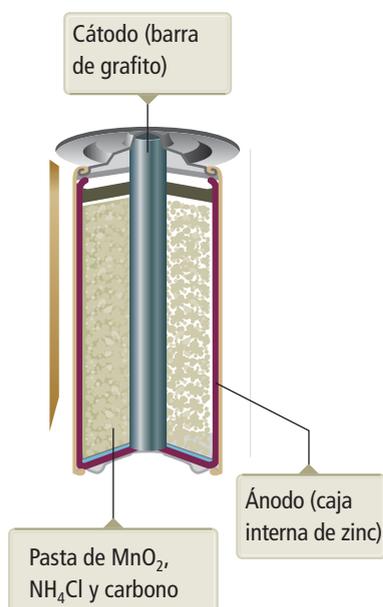
Reacción general:



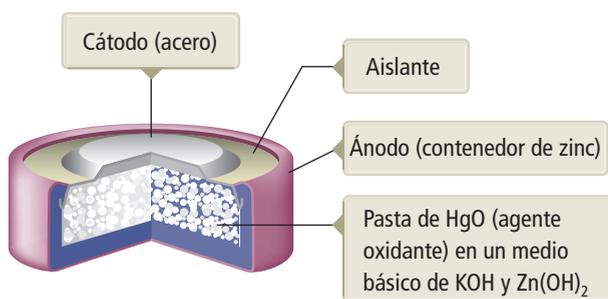
La tendencia de los electrones de fluir del ánodo al cátodo en una batería depende de la habilidad del agente reductor para liberar electrones, y de la habilidad del agente oxidante para capturar electrones. Si una batería consiste de un agente reductor que libera electrones con facilidad y un agente oxidante con una afinidad alta para capturar los electrones, éstos se conducen a través del alambre conductor con una gran fuerza y pueden proveer mucha energía eléctrica. Es útil pensar en la analogía del agua que fluye a través de una tubería. Mientras mayor sea la presión, más vigoroso es el flujo del agua. A la "presión" sobre los electrones para fluir de un electrodo a otro en una batería se le llama **potencial** de la batería y se mide en volts. Por ejemplo, cada celda en un acumulador de plomo produce alrededor de 2 volts de potencial. En un acumulador real de un automóvil se conectan seis de estas celdas para producir alrededor de 12 volts de potencial.

► Baterías de celda seca

Las calculadoras, los relojes electrónicos, los reproductores de CD y los reproductores de MP3 que nos son tan familiares están energizados por **baterías de celda seca** pequeñas y eficientes. Se les llaman *celdas secas* debido a que no contienen un electrolito líquido. La batería de celda seca común fue inventada hace más de 100 años por el químico francés George Leclanché (1839-1882). En su *versión ácida*, la batería con celda seca contiene una caja interna de zinc que actúa como el ánodo, y una barra de carbono (grafito) en contacto con una pasta húmeda de MnO_2 sólido, NH_4Cl sólido,

**Figura 18.7**

Una batería de celda seca común.

**Figura 18.8**

Una batería de mercurio del tipo utilizado en las calculadoras pequeñas.

y carbono que actúa como el cátodo (figura 18.7). Las medias reacciones en la celda son complejas pero pueden aproximarse como se indica a continuación.



Reacción en el cátodo:



Esta celda produce un potencial de alrededor de 1.5 volts.

En la *versión alcalina* de la batería de celda seca, el NH_4Cl es reemplazado con KOH y $NaOH$. En este caso las medias reacciones son las siguientes.



La celda seca alcalina dura más, principalmente debido a que el ánodo de zinc se corroe menos rápido bajo condiciones básicas que bajo condiciones ácidas.

Otros tipos de baterías de celda seca incluyen la *celda de plata*, la cual tiene un ánodo de Zn y un cátodo que emplea el Ag_2O como agente oxidante en un ambiente básico. Las *celdas de mercurio*, utilizadas con frecuencia en las calculadoras, tienen un ánodo de Zn y un cátodo que involucra el HgO como el agente oxidante en un medio básico (vea la figura 18.8).

Un tipo especialmente importante de celda seca es la *batería de níquel-cadmio*, en la que las reacciones en los electrodos son las siguientes.



En esta celda, como en el acumulador de plomo, los productos se adhieren a los electrodos. Por tanto, una batería de níquel-cadmio puede recargarse un número indefinido de veces debido a que los productos pueden convertirse de vuelta a los reactivos por medio del uso de una fuente de corriente externa.

18.7

Corrosión

OBJETIVO

Comprender la naturaleza electroquímica de la corrosión y aprender algunas maneras de prevenirla.

La mayoría de los metales se encuentra en la naturaleza en compuestos con no metales como el oxígeno y el azufre. Por ejemplo, el hierro existe como una mena de hierro (la cual contiene Fe_2O_3 y otros óxidos de hierro).

Acero inoxidable: se pica

Uno de los gigantes de Nueva York, el edificio Chrysler, se vanagloria de poseer un pináculo de acero inoxidable art decó muy admirado que ha resistido con éxito la corrosión desde su construcción en 1929. El acero inoxidable es la nobleza entre los aceros. Consistente de hierro, cromo (al menos 13%) y níquel (con molibdeno y titanio adicionados para los tipos más costosos), el acero inoxidable es altamente resistente a la oxidación que consume al acero común. Sin embargo, los grados más baratos de acero inoxidable tienen un talón de Aquiles: la corrosión por picadura. En ciertos ambientes ésta puede penetrar a una profundidad de varios milímetros en cuestión de semanas.

La metalurgia, la ciencia de la producción de materiales metálicos útiles, casi siempre requiere algún tipo de arreglo. En el caso del acero inoxidable, las inclusiones de MnS hacen que el acero sea más fácil de maquinar en partes útiles, pero tales inclusiones también son la fuente de la corrosión por picadura. Recientemente un grupo de investigadores británicos analizó el acero inoxidable utilizando un haz de iones de alta energía que hizo volar los átomos sueltos de la superficie del acero. Los estudios del vapor de átomos resultantes reveló la fuente del problema. Sucede que cuando el acero inoxidable se enfría, las inclusiones de MnS "chupan" los átomos de cromo del área circun-

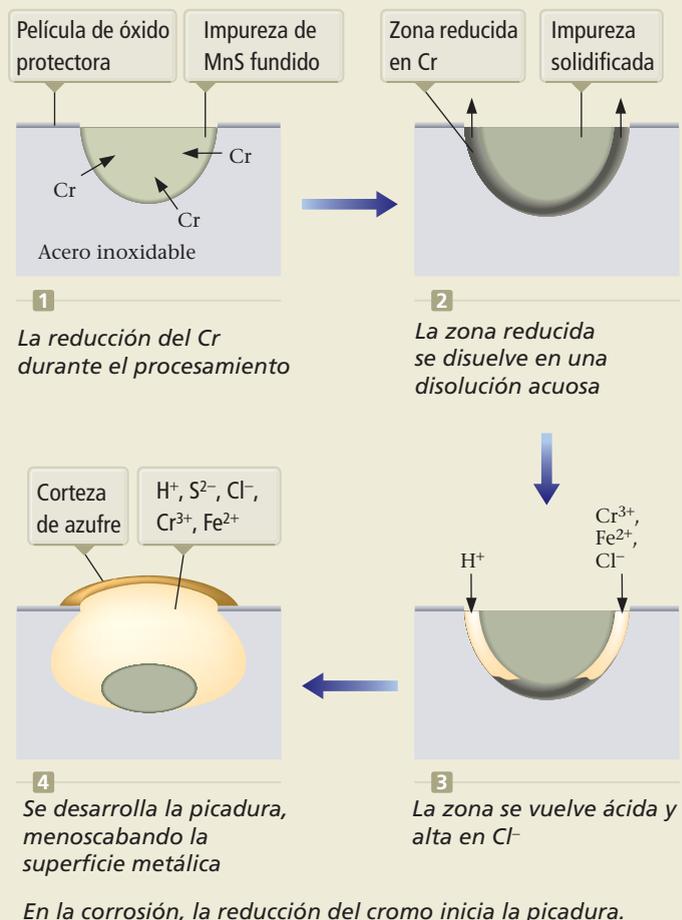


Construido en Nueva York en 1929, el pináculo de acero inoxidable del edificio Chrysler sólo se ha limpiado unas cuantas veces. A pesar del ambiente urbano, el material muestra pocos signos de corrosión.

Dreamtime

dante, dejando atrás una región deficiente en cromo. La corrosión ocurre en esta región como se ilustra en el diagrama anexo. El problema esencial estriba en que, para resistir la corrosión, el acero debe contener al menor 13% de átomos de cromo. La región baja en cromo alrededor de la inclusión no es acero inoxidable, por lo que se corroe como el acero regular. Esta corrosión conduce a una picadura que ocasiona el deterioro de la superficie del metal.

Ahora que se comprende la razón de la corrosión por picadura, los metalurgistas deben ser capaces de inventar métodos de formulación de acero inoxidable que eviten este problema. Una científica británica, Mary P. Ryan, sugiere que el tratamiento térmico del acero inoxidable puede resolver el problema al permitir que los átomos de Cr se difundan de la inclusión de vuelta al área circundante. Debido a que la corrosión del acero regular es un problema importante, encontrar maneras de fabricar un acero inoxidable más barato tendrá un impacto económico significativo. Se necesita acero sin picaduras.



La **corrosión** puede verse como el proceso de regresar los metales a su estado natural, las menas a partir de las cuales se obtuvieron originalmente. La corrosión involucra la oxidación del metal. Debido a que el metal corroído con frecuencia pierde su resistencia y atractivo, este proceso ocasiona grandes pérdidas económicas. Por ejemplo, aproximadamente una quinta parte del hierro y del acero producidos al año se utiliza para reemplazar el metal oxidado.

Debido a que la mayoría de los metales reaccionan con el O_2 , se podría esperar que se corroan tan rápido en el aire que no serían útiles. Por tanto, es sorprendente que el problema de la corrosión no prevenga de manera virtual el uso de los metales en el aire. Parte de la explicación radica en que la mayoría de los metales desarrolla un recubrimiento delgado de óxido, el cual tiende a proteger sus átomos internos contra más oxidación. El mejor ejemplo es el aluminio, el cual pierde electrones con facilidad, por lo que debe ser oxidado muy fácil por el O_2 . Dado este hecho, ¿por qué el aluminio es tan útil para fabricar aviones, marcos de bicicletas, etc.? El aluminio es un material estructural tan valioso debido a que forma una capa adherente de óxido de aluminio, Al_2O_3 , la cual inhibe en gran medida más corrosión. Por tanto, el aluminio se protege con este recubrimiento de óxido resistente. Muchos otros metales, como el cromo, el níquel y el estaño, se protegen de la misma manera.

El hierro también puede formar un recubrimiento protector de óxido. Sin embargo, este óxido no es un escudo muy efectivo contra la corrosión debido a que se descama con facilidad, exponiendo a la oxidación nuevas superficies metálicas. Bajo condiciones atmosféricas normales, el cobre forma una capa externa de sulfato o carbonato de cobre verdoso llamada *pátina*. El *deslustre de la plata* es sulfuro de plata, Ag_2S , el cual en capas delgadas le da a la superficie de la plata una apariencia más rica. El oro no muestra corrosión apreciable en el aire.

La prevención de la corrosión es una manera importante de conservar los suministros naturales de los metales y la energía. El medio de protección principal es la aplicación de un recubrimiento, casi siempre pintura o chapado de metales, para proteger el metal del oxígeno y de la humedad. El cromo y el estaño se utilizan con frecuencia para recubrir (o chapar) el acero debido a que se oxidan para formar un recubrimiento de óxido efectivo y durable.

También se utiliza el aleado para prevenir la corrosión. El *acero inoxidable* contiene cromo y níquel, los cuales forman recubrimientos de óxido que protegen el acero.

La **protección catódica** es el método empleado casi siempre para proteger el acero en tanques de combustibles y tuberías enterradas. Un metal que provee electrones con mayor facilidad que el hierro, como el magnesio, se conecta por medio de un alambre a la tubería o tanque que se va a proteger (figura 18.9). Debido a que el magnesio es un mejor agente reductor que el hierro, los electrones fluyen a través del alambre de magnesio a la tubería de hierro. Por tanto, los electrones los proporciona el magnesio en vez del hierro, evitando que *éste* se oxide. A medida que ocurre la oxidación del magnesio, *éste* se disuelve, por lo que debe reemplazarse de manera periódica.

Algunos metales, como el cobre, el oro, la plata y el platino, son relativamente difíciles de oxidar. Con frecuencia se les llama *metales nobles*.

Una aleación es una mezcla de elementos con propiedades metálicas.

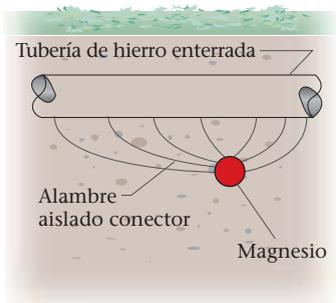


Figura 18.9

Protección catódica de una tubería subterránea.

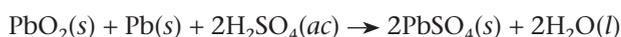
18.8

Electrólisis

OBJETIVO

Comprender el proceso de la electrólisis y aprender acerca de la preparación comercial del aluminio.

A menos que sea recargable, una batería “se agota” debido a que las sustancias contenidas en ella que proveen y aceptan electrones (para producir el flujo de electrones) son consumidas. Por ejemplo, en el acumulador de plomo (vea la sección 18.6), el PbO_2 y el Pb se consumen para formar $PbSO_4$ hasta que la batería se agota.



Chimenea que funciona con agua

El gas hidrógeno está siendo anunciado como un combustible amigable con el ambiente debido a que, a diferencia de los combustibles fósiles, no produce el gas de invernadero dióxido de carbono. El único producto de la combustión del H_2 es el agua. Como resultado, el hidrógeno se está investigando como un posible combustible para automóviles, camionetas y autobuses. En la actualidad, un fabricante, Heat & Glo, está presentando

Cortesía de Health & Home Technologies



una chimenea casera que utiliza agua como combustible. La chimenea Aqueon utiliza la electrólisis para descomponer el agua a $H_2(g)$ y $O_2(g)$; después se quema el hidrógeno a fin de proveer calor al hogar. La chimenea de 31 000 Btu consiste de cobre y acero inoxidable y tiene un diseño contemporáneo (vea la fotografía anexa). Para operar la chimenea, simplemente se conecta a los suministros de agua y energía eléctrica del hogar.

Una celda electrolítica utiliza energía eléctrica para producir un cambio químico que de otra manera no ocurriría.



© Odysseyz/Dreamstime

Figura 18.10

Burbujas de hidrógeno escapan de un electrodo en este experimento casero que demuestra el proceso de electrólisis del agua en el que se produce hidrógeno y oxígeno.

Sin embargo, una de las características más útiles del acumulador de plomo radica en que puede recargarse. El *forzar* una corriente a través del acumulador en la dirección opuesta a la dirección normal invierte la reacción de oxidación-reducción. Es decir, se consume el $PbSO_4$ y se vuelven a formar el PbO_2 y el Pb en el proceso de carga. Esta recarga la realiza de manera continua el alternador del automóvil, el cual es energizado por el motor.

El proceso de **electrólisis** involucra *forzar una corriente a través de una celda para producir un cambio químico que de otra manera no ocurriría*.

Un ejemplo importante de este tipo de proceso es la electrólisis del agua. Ésta es una sustancia muy estable que puede descomponerse en sus elementos utilizando una corriente eléctrica (figura 18.10).



La electrólisis del agua para producir hidrógeno y oxígeno ocurre siempre que se fuerza una corriente a través de una disolución acuosa. Por tanto, cuando el acumulador de plomo se carga, o “se eleva”, se producen mezclas potencialmente explosivas de H_2 y O_2 por la corriente que fluye a través de la disolución en el acumulador. Esta es la razón de por qué es muy importante no producir una chispa cerca del acumulador durante estas operaciones.

Otro uso importante de la electrólisis se aplica en la producción de metales a partir de sus menas. El metal producido en mayores cantidades por medio de la electrólisis es el aluminio.

El *aluminio* es uno de los elementos más abundantes en la Tierra: es el tercero detrás del oxígeno y el silicio. Debido a que es un metal muy reactivo, se encuentra en la naturaleza como su óxido en una mena llamada *bauxita* (nombrada así en honor a Les Baux, Francia, donde fue descubierta en 1821). La producción del metal aluminio a partir de su mena probó ser más difícil que la producción de la mayoría de los demás metales. En 1792 Lavoisier, el químico francés pionero, reconoció el aluminio como un metal “cuya afinidad para el oxígeno es tan intensa que no puede ser superada por ningún otro agente reductor”. Como resultado, el aluminio puro

Figura 18.11

Charles Martin Hall (1863-1914) era un estudiante en el Oberlin College en Ohio cuando se interesó por primera vez en el aluminio. Uno de sus profesores comentó que cualquiera que pudiera encontrar una manera de fabricar aluminio de manera económica haría una fortuna, y Hall decidió intentarlo. A los 21 años trabajaba en un cobertizo de madera cerca de su casa con un sartén de hierro como contenedor, una fundidora de herrero como fuente de calor y celdas galvánicas construidas a partir de jarras de frutas. Utilizando estas celdas galvánicas toscas, Hall encontró que podría producir aluminio pasando una corriente a través de una mezcla fundida de Al_2O_3 y Na_3AlF_6 . Por una extraña coincidencia, Paul Heroult, químico francés que había nacido y muerto en los mismos años que Hall, hizo igual descubrimiento casi al mismo tiempo.



Colección Granger

Tabla 18.2 El precio del aluminio de 1855 a 1990

Fecha	Precio del aluminio (dólares/lb)*
1855	\$100,000
1885	100
1890	2
1895	0.50
1970	0.30
1980	0.80
1990	0.74

* Observe la caída estrepitosa en el precio después del descubrimiento del proceso de Hall-Heroult en 1886.

sigue sin conocerse. Por último, en 1854 se encontró un proceso para la producción de aluminio metálico utilizando sodio, pero el aluminio seguía siendo una rareza costosa. De hecho, se dice que Napoleón III halagaba a sus invitados más apreciados con tenedores y cucharas de aluminio, ¡mientras que los demás tenían que conformarse con usar utensilios de oro y plata!

El avance vino en 1886 cuando dos científicos, Charles M. Hall en Estados Unidos (figura 18.11) y Paul Heroult en Francia, descubrieron de manera casi simultánea un proceso de electrólisis práctico para la producción de aluminio, el cual aumentaba en gran medida la disponibilidad de este elemento para varios propósitos. La tabla 18.2 muestra de qué manera tan drástica disminuyó el precio del aluminio después de este descubrimiento. El efecto del proceso de electrólisis es reducir los iones Al^{3+} a los átomos de Al neutros que forman el metal. El aluminio producido en este proceso electrolítico es 99.5% puro. Para que sea útil como material estructural, se alea con metales como zinc (para la construcción de remolques y aviones) y manganeso (para utensilios de cocina, tanques de almacenamiento y señales de carreteras). La producción del aluminio consume casi 4.5% de toda la electricidad utilizada en Estados Unidos.

CAPÍTULO 18 REPASO

Términos clave

reacciones de oxidación-reducción (redox) (18.1)
oxidación (18.1, 18.3)
reducción (18.1, 18.3)
estados de oxidación (18.2)

agente oxidante (aceptor de electrones) (18.3)
agente reductor (donador de electrones) (18.3)
medias reacciones (18.4)
electroquímica (18.5)

batería electroquímica (celda galvánica) (18.5)
ánodo (18.5)
cátodo (18.5)
electrólisis (18.5, 18.8)
acumulador de plomo (18.6)

potencial (18.6)
batería de celda seca (18.6)
corrosión (18.7)
protección catódica (18.7)

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en OWL

Resumen

- Las reacciones de oxidación-reducción involucran una transferencia de electrones. Los estados de oxidación proveen una manera de realizar un seguimiento de los electrones en estas reacciones. Se utiliza un conjunto de reglas para asignar los estados de oxidación.
- La oxidación es un incremento en el estado de oxidación (una pérdida de electrones); la reducción es una disminución en el estado de oxidación (una ganancia de electrones). Un agente oxidante acepta electrones y un agente reductor los dona. La oxidación y la reducción siempre ocurren juntas.
- Las ecuaciones de oxidación-reducción pueden balancearse por inspección o por el método de medias reacciones. Este método involucra la separación de una reacción en dos partes (la media reacción de oxidación y la media reacción de reducción).
- La electroquímica es el estudio del intercambio de energía química y eléctrica que ocurre a través de las reacciones de oxidación-reducción.
- Cuando ocurre una reacción de oxidación-reducción con los reactivos en la misma disolución, los electrones se transfieren de manera directa y no se puede obtener un trabajo útil. Sin embargo, cuando se separa el agente oxidante del agente reductor, de tal manera que los electrones deban fluir a través de un alambre de uno al otro, la energía química se transforma en energía eléctrica. Al proceso opuesto, en que se utiliza la energía eléctrica para producir un cambio químico, se le llama *electrólisis*.
- Una celda galvánica (electroquímica) es un dispositivo en el que la energía se transforma en energía eléctrica útil. La oxidación ocurre en el ánodo de la celda; la reducción ocurre en el cátodo.
- Una batería es una celda galvánica, o un grupo de celdas, que sirve como una fuente de corriente eléctrica. El acumulador de plomo tiene un ánodo de plomo y un cátodo de plomo recubierto con PbO_2 , ambos inmersos en una disolución de ácido sulfúrico. Las baterías de celda seca no tienen electrolitos líquidos, sino que contienen una pasta húmeda en su lugar.
- La corrosión involucra la oxidación de los metales para formar principalmente óxidos y sulfuros. Algunos metales, como el aluminio, forman un recubrimiento protector delgado de óxido que inhibe más corrosión. La del hierro puede prevenirse por medio de un recubrimiento (como una pintura), del aleado y de la protección catódica.

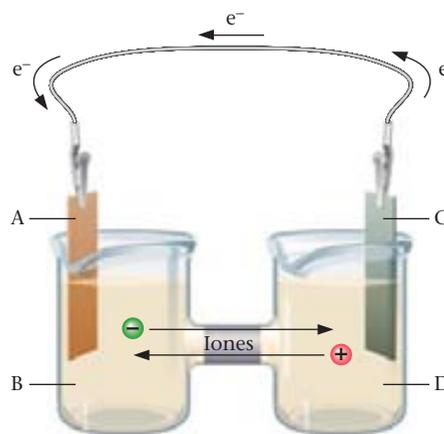
Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcio-

nan bien para la introducción de un tema en particular en la clase.

- Dibuje una celda galvánica y explique cómo funciona. Vea las figuras 18.1 y 18.5. Explique qué está ocurriendo en cada contenedor y por qué la celda en la figura 18.5 "funciona", pero la de la figura 18.1 no.
- Elabore una lista de los compuestos de nitrógeno con tantos estados de oxidación para el nitrógeno como pueda.
- ¿Cuáles de las siguientes son reacciones de oxidación-reducción? Explique.
 - $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
 - $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
 - $\text{CO}_2 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
 - $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$
- ¿Cuál(es) de los siguientes enunciados es (son) verdadero(s)? Explique. (Puede haber más de una respuesta.)
 - La oxidación y la reducción no pueden ocurrir de manera independiente entre sí.
 - La oxidación y la reducción acompañan todos los cambios químicos.
 - La oxidación y la reducción describen la pérdida y la ganancia de electrones, respectivamente.
- ¿Por qué se dice que cuando algo gana electrones se reduce? ¿Qué se está reduciendo?
- La ecuación $\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Ag}$ tiene números iguales de cada tipo de elemento en cada lado de la ecuación. Sin embargo, no está balanceada. ¿Por qué no lo está? Balancee la ecuación.
- En el balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción, ¿por qué es permisible adicionar agua a cualquier lado de la ecuación?
- ¿Qué significa que una sustancia se *oxide*? El término "oxidación" proviene originalmente de las sustancias que reaccionan con el gas oxígeno. Explique por qué una sustancia que reacciona con este gas siempre se oxidará.
- Etiquete las siguientes partes de la celda galvánica.

ánodo
cátodo
agente reductor
agente oxidante



Preguntas y problemas

18.1 Reacciones de oxidación-reducción

PREGUNTAS

- Mencione algunos ejemplos de cómo se hace un buen uso de las reacciones de oxidación-reducción en la vida diaria.
- ¿Cómo definen los químicos los procesos de *oxidación* y *reducción*? Escriba una ecuación sencilla que ilustre cada una de sus definiciones.
- Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo.
 - $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ICl}(\text{g})$
 - $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Li}(\text{s}) \rightarrow 2\text{LiCl}(\text{s})$
 - $2\text{Na}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NaBr}(\text{ac}) \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{ac}) + \text{Br}_2(\text{l})$
- Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo.
 - $4\text{B}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
 - $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaH}_2(\text{g}) + 2\text{C}(\text{s})$
 - $\text{CuSO}_4(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{MgSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$
- Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo.
 - $\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}, \text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HF}(\text{g})$
 - $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
 - $2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{FeCl}_3(\text{s})$
- Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo.
 - $2\text{Cr}_2\text{S}_3(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6\text{S}(\text{s})$
 - $\text{P}_4(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $2\text{B}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$

18.2 Estados de oxidación

PREGUNTAS

- ¿Qué es un estado de oxidación? ¿Por qué se define tal concepto?
- ¿Por qué el estado de oxidación de un elemento en el estado no combinado es igual a cero?
- Explique por qué, aunque no es un compuesto iónico, se le sigue asignando al oxígeno un estado de oxidación de -2 en el agua, H_2O . Proporcione un ejemplo de un compuesto en el que el oxígeno *no* está en estado de oxidación de -2 .

- ¿Por qué al flúor siempre se le asigna un estado de oxidación de -1 ? ¿Qué número de oxidación se le asigna *por lo regular* a los demás elementos de los halógenos cuando aparecen en los compuestos? En un *interhalógeno* que involucra flúor (como el ClF), ¿cuál átomo tiene un estado de oxidación negativo?
- La suma de todos los estados de oxidación de todos los átomos en el H_3PO_4 es _____.
- La suma de todos los estados de oxidación de todos los átomos en el PO_4^{3-} es _____.

PROBLEMAS

- Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
 - CBr_4
 - HClO_4
 - K_3PO_4
 - N_2O
- Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
 - CrCl_3
 - $\text{Ni}(\text{OH})_2$
 - H_2S
 - CS_2
- ¿Cuál es el estado de oxidación del *azufre* en cada una de las siguientes sustancias?
 - S_8
 - H_2SO_4
 - NaHSO_4
 - Na_2S
- ¿Cuál es el estado de oxidación del *nitrógeno* en cada una de las siguientes sustancias?
 - N_2
 - NH_3
 - NO_2
 - NaNO_3
- ¿Cuál es el estado de oxidación del *cloro* en cada una de las siguientes sustancias?
 - ClF
 - Cl_2
 - HCl
 - HClO
- ¿Cuál es el estado de oxidación del *manganeso* en cada una de las siguientes sustancias?
 - MnCl_2
 - KMnO_4
 - MnO_2
 - $\text{Mn}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3$
- Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
 - CuCl_2
 - KClO_3
 - KClO_4
 - Na_2CO_3
- Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
 - CaO
 - Al_2O_3
 - PF_3
 - P_2O_5
- Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los iones siguientes.
 - CO_3^{2-}
 - NO_3^-
 - PO_4^{3-}
 - SO_4^{2-}

22. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los iones siguientes.

- a) HSO_4^- c) ClO_3^-
 b) MnO_4^- d) BrO_4^-

18.3 Reacciones de oxidación-reducción entre no metales

PREGUNTAS

23. La oxidación puede definirse como una pérdida de electrones o como un incremento en el estado de oxidación. Explique por qué las dos definiciones significan lo mismo y proporcione un ejemplo para sustentar su explicación.

24. La reducción puede definirse como una ganancia de electrones o como una disminución en el estado de oxidación. Explique por qué las dos definiciones significan lo mismo y aporte un ejemplo para sustentar su explicación.

25. ¿Qué es un agente oxidante? ¿Qué es un agente reductor?

26. Provea un ejemplo de una ecuación de oxidación-reducción sencilla. Identifique la especie que se está oxidando y la especie que se está reduciendo. Identifique el agente oxidante y el agente reductor en su ejemplo.

27. ¿Un agente oxidante dona o acepta electrones? ¿Un agente reductor dona o acepta electrones?

F 28. El segmento "Química en enfoque" *¿Envejecemos por la oxidación?* trata sobre los antioxidantes. ¿Qué significa que una sustancia química sea un antioxidante? ¿Cómo funcionaría de manera química?

PROBLEMAS

29. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo asignando números de oxidación.

- a) $\text{Fe}(s) + \text{CuSO}_4(ac) \rightarrow \text{FeSO}_4(ac) + \text{Cu}(s)$
 b) $\text{Cl}_2(g) + 2\text{NaBr}(ac) \rightarrow 2\text{NaCl}(ac) + \text{Br}_2(l)$
 c) $3\text{CuS}(s) + 8\text{HNO}_3(ac) \rightarrow$
 $3\text{CuSO}_4(ac) + 8\text{NO}(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $2\text{Zn}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{ZnO}(s)$

30. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo asignando números de oxidación.

- a) $2\text{Al}(s) + 3\text{S}(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3(s)$
 b) $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$
 c) $2\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{C}(s) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{Fe}(s, l)$
 d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(ac) + 14\text{HCl}(ac) \rightarrow$
 $2\text{KCl}(ac) + 2\text{CrCl}_3(s) + 7\text{H}_2\text{O}(l) + 3\text{Cl}_2(g)$

31. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo asignando estados de oxidación.

- a) $2\text{Cu}(s) + \text{S}(s) \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}(s)$
 b) $2\text{Cu}_2\text{O}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CuO}(s)$
 c) $4\text{B}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{B}_2\text{O}_3(s)$
 d) $6\text{Na}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}_3\text{N}(s)$

32. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo asignando números de oxidación.

- a) $4\text{KClO}_3(s) + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) \rightarrow$
 $4\text{KCl}(s) + 6\text{H}_2\text{O}(l) + 6\text{CO}_2(g)$
 b) $2\text{C}_8\text{H}_{18}(l) + 25\text{O}_2(g) \rightarrow 16\text{CO}_2(g) + 18\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{PCl}_5(g)$
 d) $\text{Ca}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CaH}_2(g)$

33. Los peniques en Estados Unidos consisten de un núcleo de zinc galvanizado con un recubrimiento delgado de cobre. El zinc se disuelve en el ácido clorhídrico, pero el cobre no. Si se realiza un arañazo pequeño en la superficie de un penique, es posible disolver el núcleo de zinc, dejando sólo la capa delgada de cobre. Identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce en la reacción para la disolución del zinc por el ácido.

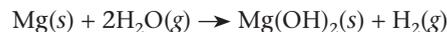


34. Las menas de hierro, por lo regular óxidos de hierro, se convierten en metal puro por medio de la reacción en un alto horno con carbono (coque). Primero reacciona el carbono con el aire para formar monóxido de carbono, el cual a su vez reacciona con el óxido de hierro como se indica a continuación.



Identifique los átomos que se oxidan y se reducen y especifique los agentes oxidante y reductor.

35. Aunque el metal magnesio no reacciona con el agua a temperatura ambiente, sí lo hace de manera vigorosa con el vapor a temperaturas más altas, liberando gas hidrógeno elemental a partir del agua.



Identifique cuál elemento se está oxidando y cuál se está reduciendo.

36. El yoduro de potasio en disolución reacciona con facilidad con muchos reactivos. En las siguientes reacciones identifique los átomos que se están oxidando y reduciendo, y especifique los agentes oxidante y reductor.

- a) $\text{Cl}_2(g) + \text{KI}(ac) \rightarrow \text{KCl}(ac) + \text{I}_2(s)$
 b) $2\text{FeCl}_3(ac) + 2\text{KI}(ac) \rightarrow$
 $2\text{FeCl}_2(ac) + 2\text{KCl}(ac) + \text{I}_2(s)$
 c) $2\text{CuCl}_2(ac) + 4\text{KI}(ac) \rightarrow$
 $2\text{CuI}(s) + 4\text{KCl}(ac) + \text{I}_2(s)$

18.4 Balanceo de reacciones de oxidación-reducción con el método de medias reacciones

PREGUNTAS

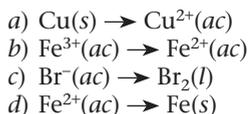
37. ¿En cuáles *dos* valores se deben balancear las reacciones de oxidación-reducción?

38. ¿Por qué es necesario un método sistemático para el balanceo de las reacciones de oxidación-reducción? ¿Por qué estas reacciones no se pueden balancear con facilidad por inspección?

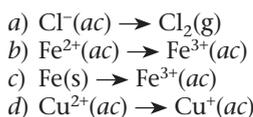
39. ¿Qué es una media reacción? ¿Qué representa cada una de las dos medias reacciones que conforman un proceso general?
40. ¿Por qué el número de electrones perdidos en la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la reducción? ¿Es posible tener electrones “sobrantes” en una reacción?

PROBLEMAS

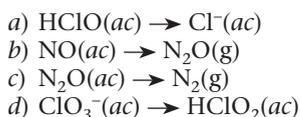
41. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones.



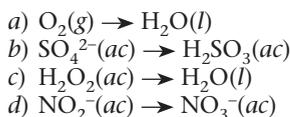
42. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones.



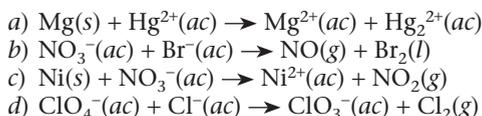
43. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida.



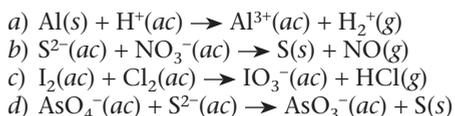
44. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida.



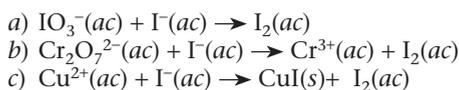
45. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida, utilizando el método de “medias reacciones”.



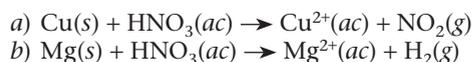
46. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida, utilizando el método de “medias reacciones”.



47. El ión yoduro, I^{-} , es una de las especies más fácilmente oxidadas. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida, utilizando el método de “medias reacciones”.



48. El ácido nítrico es un ácido potente, pero también es un agente oxidante muy fuerte y por lo general se comporta como el último que disolverá muchos metales. Balancee las siguientes reacciones de oxidación-reducción del ácido nítrico.



18.5 Electroquímica: introducción

PREGUNTAS

49. Dibuje una representación esquemática de una celda galvánica común utilizando una reacción de su elección. Indique la dirección del flujo de electrones en su celda. ¿Cómo se ponen en contacto eléctrico estas disoluciones para permitir que la carga se balancee entre las cámaras de la celda?
50. ¿Qué es un puente salino? ¿Por qué es necesario en una celda galvánica? ¿Puede utilizarse algún otro método en lugar del puente salino?
51. ¿En cuál dirección fluyen los electrones en una celda galvánica: del ánodo al cátodo o viceversa?
52. ¿Qué tipo de reacción se lleva a cabo en el cátodo en una celda galvánica? ¿En el ánodo?

PROBLEMAS

53. Considere la reacción de oxidación-reducción



Dibuje una celda galvánica que haga uso de esta reacción. ¿Cuál ión metálico se reduce? ¿Cuál metal se oxida? ¿Cuál media reacción se lleva a cabo en el ánodo en la celda? ¿Cuál media reacción se lleva a cabo en el cátodo?

54. Considere la reacción de oxidación-reducción



Dibuje una celda galvánica que utilice esta reacción. ¿Cuál ión metálico se reduce? ¿Cuál metal se oxida? ¿Qué media reacción se lleva a cabo en el ánodo en la celda? ¿Cuál media reacción se lleva a cabo en el cátodo?

18.6 Baterías

PREGUNTAS

55. Escriba la ecuación química para la reacción general en la celda que ocurre en un acumulador de plomo para automóvil. ¿Qué especie se oxida en tal batería? ¿Qué especie se reduce? ¿Por qué la batería puede “recargarse”?
56. Las baterías de níquel-cadmio (“nicad”) son muy comunes debido a que, a diferencia de las baterías de celda seca, pueden recargarse un número indefinido de veces. Escriba las medias reacciones para las reacciones de oxidación y reducción que se llevan a cabo cuando opera una batería de nicad.

18.7 Corrosión

PREGUNTAS

57. ¿Qué proceso está representado por la *corrosión* de un metal? ¿Por qué es indeseable la corrosión?
58. Explique cómo algunos metales, en particular el aluminio, resisten de manera natural la oxidación completa por la atmósfera.
59. El hierro puro por lo regular se oxida rápido, pero el acero no se corroe tan rápido. ¿Cómo resiste el acero la corrosión?
- F 60. El segmento “Química en enfoque” *Acero inoxidable: se pica* trata sobre el hecho de que este material puede corroerse si hay un déficit de cromo. ¿Cómo protege el cromo el acero inoxidable?

18.8 Electrólisis

PREGUNTAS

61. ¿En qué difiere una celda de *electrólisis* de una celda *galvánica*?
62. ¿Qué reacciones proceden durante la recarga de una batería de automóvil?
63. Aunque el aluminio es uno de los metales más abundantes en la Tierra, su precio hasta la década de 1890 lo hacía un “metal precioso” como el oro y el platino. ¿Por qué?
- F 64. El segmento “Química en enfoque” *Chimenea que funciona con agua* trata sobre una chimenea que utiliza la *electrólisis* del agua para producir gas hidrógeno. Escriba la ecuación química balanceada para la *electrólisis*. ¿Cuál elemento en el agua se oxida? ¿Cuál elemento se reduce? Encuentre los estados de oxidación para responder estas preguntas. También explique: ¿cómo genera calor la chimenea?

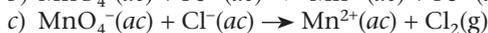
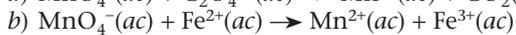
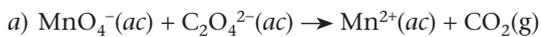
Problemas adicionales

65. A las reacciones en las que se transfieren uno o más _____ entre las especies se les llama *reacciones de oxidación-reducción*.
66. La oxidación puede describirse como una _____ de electrones o como un incremento en el _____.
67. La reducción puede describirse como un _____ de electrones o como una disminución en el _____.
68. Al asignar estados de oxidación para una molécula enlazada de manera covalente se supone que el elemento más _____ controla ambos electrones del enlace.
69. La suma de los estados de oxidación de los átomos en un ión poliatómico es igual al _____ total del ión.
70. ¿Qué es un *agente oxidante*? ¿Un agente oxidante se oxida o se reduce cuando actúa sobre otra especie?

71. Un agente oxidante ocasiona la (oxidación/reducción) de otra especie y el agente oxidante se (oxida/reduce).
72. Para funcionar como un buen agente reductor, una especie debe _____ electrones con facilidad.
73. Cuando se balancea una ecuación de oxidación-reducción, el número de electrones perdidos por el agente reductor debe ser _____ al número de electrones ganados por el agente oxidante.
74. Para obtener energía eléctrica útil a partir de un proceso de oxidación-reducción se debe preparar la reacción de tal manera que la media reacción de oxidación y la media reacción de reacción físicamente _____ entre sí.
75. A una celda electroquímica que produce una corriente a partir de una reacción de oxidación-reducción con frecuencia se le llama celda _____.
76. ¿Cuál proceso (oxidación/reducción) se lleva a cabo en el ánodo de una celda galvánica?
77. ¿En qué electrodo (ánodo/cátodo) la especie gana electrones en una celda galvánica?
78. ¿Qué es una reacción de *electrólisis*? Proporcione un ejemplo.
79. A la “presión” sobre los electrones para que fluyan de un electrodo al otro en una batería se le llama _____ de la batería.
80. El “salto de partida” de una batería de automóvil muerta puede ser peligroso si no se toman precauciones, debido a la producción de una mezcla explosiva de los gases _____ y _____ en la batería.
81. La batería de celda seca ácida común por lo regular contiene una caja interna hecha de metal _____, la cual funciona como el ánodo.
82. La corrosión de un metal representa su _____ por especie presente en la atmósfera.
83. Aunque el aluminio es un metal reactivo, el aluminio puro por lo regular no se corroe de manera severa en el aire debido a que se acumula una capa protectora de _____ en la superficie del metal.
84. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas de oxidación-reducción no balanceadas, balancee la ecuación por inspección e identifique cuál especie está experimentando oxidación y cuál está experimentando reducción.
 - a) $\text{Fe}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(s)$
 - b) $\text{Al}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{AlCl}_3(s)$
 - c) $\text{Mg}(s) + \text{P}_4(s) \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2(s)$
85. En cada una de las siguientes reacciones identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce.
 - a) $\text{Zn}(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{ZnCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 - b) $2\text{CuI}(s) \rightarrow \text{CuI}_2(s) + \text{Cu}(s)$
 - c) $6\text{Fe}^{2+}(ac) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14\text{H}^+(ac) \rightarrow 6\text{Fe}^{3+}(ac) + 2\text{Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O}(l)$

86. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce.
- $2\text{Al}(s) + 6\text{HCl}(ac) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(ac) + 3\text{H}_2(g)$
 - $2\text{HI}(g) \rightarrow \text{H}_2(g) + \text{I}_2(s)$
 - $\text{Cu}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{CuSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$
87. Los compuestos de carbono que contienen enlaces dobles (se les llama *alquenos*) reaccionan con facilidad con muchos otros reactivos. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuáles átomos se oxidan y cuáles se reducen, y especifique los agentes oxidante y reductor.
- $\text{CH}_2=\text{CH}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{ClCH}_2-\text{CH}_2\text{Cl}(l)$
 - $\text{CH}_2=\text{CH}_2(g) + \text{Br}_2(g) \rightarrow \text{BrCH}_2-\text{CH}_2\text{Br}(l)$
 - $\text{CH}_2=\text{CH}_2(g) + \text{HBr}(g) \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Br}(l)$
 - $\text{CH}_2=\text{CH}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3(g)$
88. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción por inspección.
- $\text{C}_3\text{H}_8(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 - $\text{CO}(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(l)$
 - $\text{SnO}_2(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{Sn}(s) + \text{CO}(g)$
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
89. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida.
- $\text{MnO}_4^-(ac) + \text{H}_2\text{O}_2(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{O}_2(g)$
 - $\text{BrO}_3^-(ac) + \text{Cu}^+(ac) \rightarrow \text{Br}^-(ac) + \text{Cu}^{2+}(ac)$
 - $\text{HNO}_2(ac) + \text{I}^-(ac) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{I}_2(ac)$
90. Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción de metales con no metales, identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce.
- $4\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}(s)$
 - $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{FeSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$
 - $2\text{Al}_2\text{O}_3(s) \rightarrow 4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g)$
 - $3\text{Mg}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(s)$
91. Para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción de metales con no metales, identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce.
- $3\text{Zn}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow \text{Zn}_3\text{N}_2(s)$
 - $\text{Co}(s) + \text{S}(s) \rightarrow \text{CoS}(s)$
 - $4\text{K}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{K}_2\text{O}(s)$
 - $4\text{Ag}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{O}(s)$
92. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
- NH_3
 - CO
 - CO_2
 - NF_3
93. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
- PBr_3
 - C_3H_8
 - KMnO_4
 - CH_3COOH
94. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
- MnO_2
 - BaCrO_4
 - H_2SO_3
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
95. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
- CrCl_3
 - K_2CrO_4
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - $\text{Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$
96. Asigne estados de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos.
- BiO^+
 - PO_4^{3-}
 - NO_2^-
 - Hg_2^{2+}
97. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce asignando estados de oxidación.
- $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
 - $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g)$
 - $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$
 - $\text{C}_2\text{H}_2(g) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g)$
98. En cada una de las siguientes reacciones, identifique cuál elemento se oxida y cuál se reduce asignando estados de oxidación.
- $2\text{B}_2\text{O}_3(s) + 6\text{Cl}_2(g) \rightarrow 4\text{BCl}_3(l) + 3\text{O}_2(g)$
 - $\text{GeH}_4(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Ge}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$
 - $\text{C}_2\text{H}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2(l)$
 - $\text{O}_2(g) + 2\text{F}_2(g) \rightarrow 2\text{OF}_2(g)$
99. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones.
- $\text{I}^-(ac) \rightarrow \text{I}_2(s)$
 - $\text{O}_2(g) \rightarrow \text{O}_2^{2-}(s)$
 - $\text{P}_4(s) \rightarrow \text{P}^{3-}(s)$
 - $\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{Cl}^-(ac)$
100. Balancee cada una de las siguientes medias reacciones, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida.
- $\text{SiO}_2(s) \rightarrow \text{Si}(s)$
 - $\text{S}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(ac)$
 - $\text{NO}_3^-(ac) \rightarrow \text{HNO}_2(ac)$
 - $\text{NO}_3^-(ac) \rightarrow \text{NO}(g)$
101. Balancee cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción, las cuales se llevan a cabo en una disolución ácida, utilizando el método de "medias reacciones".
- $\text{I}^-(ac) + \text{MnO}_4^-(ac) \rightarrow \text{I}_2(ac) + \text{Mn}^{2+}(ac)$
 - $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(ac) + \text{Cr}^{3+}(ac) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(ac) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac)$
 - $\text{BiO}_3^-(ac) + \text{Mn}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Bi}_3^+(ac) + \text{MnO}_4^-(ac)$
102. El permanganato de potasio, KMnO_4 , es uno de los agentes oxidantes más ampliamente utilizados. Balancee cada una de las siguientes reacciones de

oxidación-reducción del ión permanganato en una disolución ácida utilizando el método de “medias reacciones”.



103. Considere la reacción de oxidación-reducción



Dibuje una celda galvánica que utilice esta reacción. ¿Cuál ión metálico se reduce? ¿Cuál metal se oxida? ¿Qué media reacción se lleva a cabo en el ánodo en la celda? ¿Cuál media reacción se lleva a cabo en el cátodo?

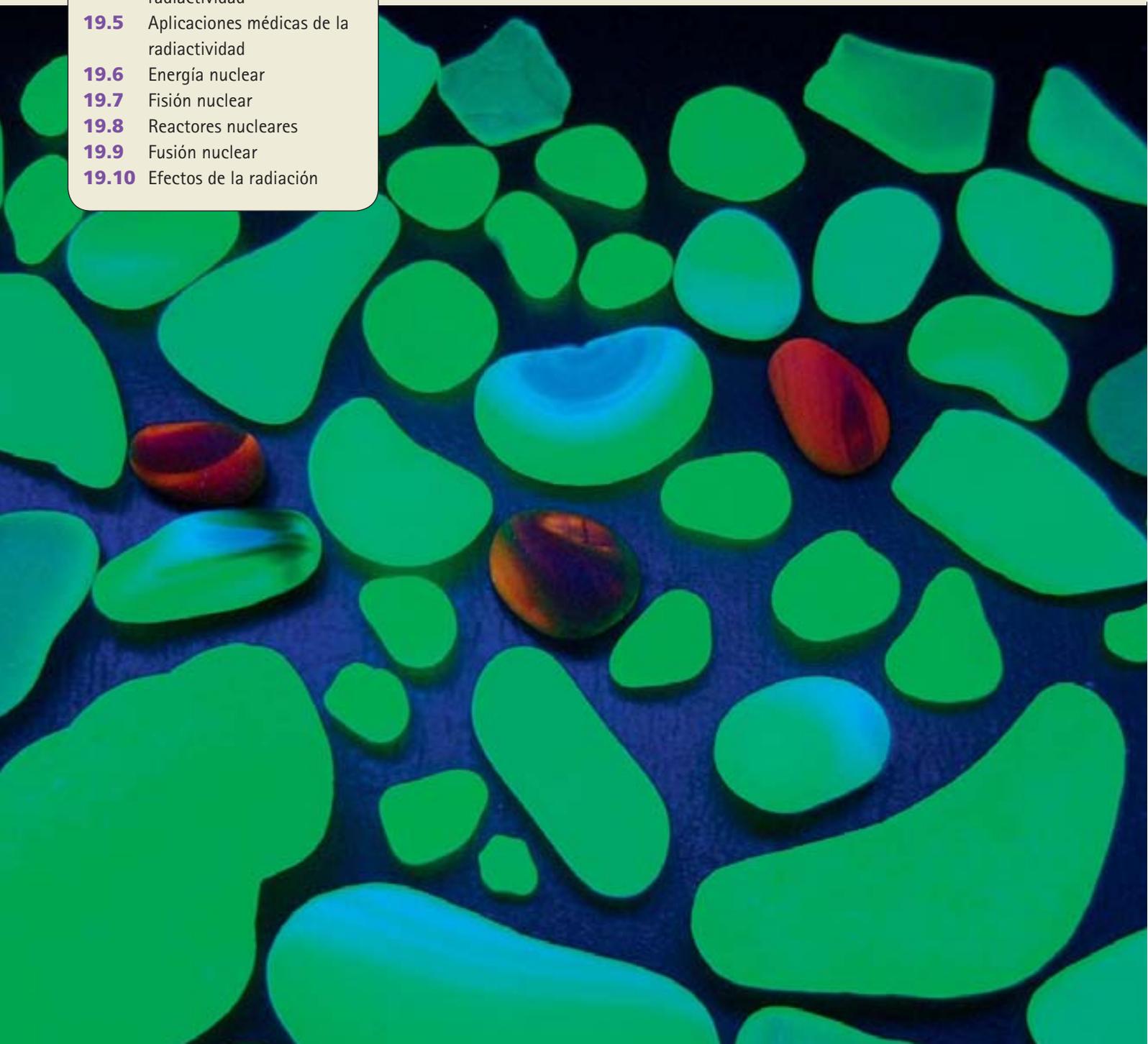
104. Explíquelo a un amigo que no ha tomado ningún curso de química en qué consiste una *celda galvánica* y cómo puede utilizarse como fuente de electricidad.

19

Radiactividad y energía nuclear

- 19.1** Decaimiento radiactivo
- 19.2** Transformaciones nucleares
- 19.3** Detección de la radiactividad y el concepto de vida media
- 19.4** Datación por medio de la radiactividad
- 19.5** Aplicaciones médicas de la radiactividad
- 19.6** Energía nuclear
- 19.7** Fisión nuclear
- 19.8** Reactores nucleares
- 19.9** Fusión nuclear
- 19.10** Efectos de la radiación

- Cristal marino radiactivo.
(Cortesía, Bay Treasures, fotografía de Charles Peden)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

Debido a que la química de un átomo está determinada por el número y el arreglo de sus electrones, las propiedades del núcleo no afectan tanto su comportamiento. Por tanto, podría preguntarse por qué se destina un capítulo al núcleo en un libro de texto de química. La razón estriba en que el núcleo es muy importante para todos nosotros. Una lectura rápida de cualquier periódico testificará esto. Los procesos nucleares pueden utilizarse para detectar explosivos en el equipaje de las líneas aéreas (vea "Química en enfoque: *Medición: pasado, presente y futuro*", p. 22), para generar energía eléctrica y establecer las edades de objetos muy antiguos, como los artefactos humanos, las rocas y los diamantes (vea "Química en enfoque: *Datación de diamantes*", p. 624). Este capítulo considera los aspectos del núcleo y sus propiedades que debe conocer.

Varios hechos acerca del núcleo son sorprendentemente impresionantes: su tamaño muy pequeño, su densidad muy grande y la energía que lo mantiene unido. El radio de un núcleo típico es de alrededor de 10^{-13} cm, sólo una cienmilésima del radio de un átomo típico. De hecho, si el núcleo del átomo de hidrógeno fuera del tamaño de una pelota de ping pong, el electrón en el orbital 1s estaría, en promedio, a 0.5 km (0.3 millas) de distancia. Su densidad es igualmente impresionante: es de aproximadamente 1.6×10^{14} g/cm³. ¡Una esfera de material nuclear del tamaño de una pelota de ping pong tendría una masa de 2.5 miles de millones de toneladas! Por último, las energías involucradas en los procesos nucleares por lo regular son millones de veces mayores que aquellas asociadas con las reacciones químicas normales, un hecho que hace estos procesos nucleares potencialmente atractivos para la generación de energía.

Se cree que el núcleo está conformado por partículas llamadas **nucleones (neutrones y protones)**.

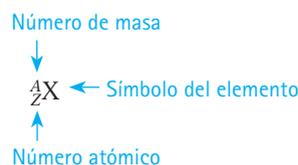


© Bodil 1955 / Shutterstock

Los artefactos de madera como este mascarón de proa de dragón de un barco vikingo puede datarse a partir de su contenido de carbono 14.

El número atómico (Z) representa el número de protones en un núcleo; el número de masa (A) representa la suma de los números de protones y neutrones en un núcleo.

Recuerde a partir del capítulo 4 que al número de protones en un núcleo se le llama **número atómico (Z)** y la suma de los números de neutrones y protones es el **número de masa (A)**. A los átomos que tienen números atómicos idénticos pero números de masa diferentes se les llaman **isótopos**. El término general **núclido** se aplica a cada átomo único y se representa como se muestra a continuación.

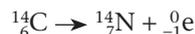


donde X representa el símbolo para un elemento particular. Por ejemplo, los siguientes núclidos constituyen los isótopos comunes del carbono: carbono-12, ${}^{12}_6\text{C}$; carbono-13, ${}^{13}_6\text{C}$, y carbono-14, ${}^{14}_6\text{C}$. Observe que todos los núclidos del carbono tienen seis protones ($Z = 6$) y que tienen seis, siete y ocho neutrones, respectivamente.

19.1 Decaimiento radiactivo

OBJETIVOS Aprender los tipos de decaimiento radiactivo. • Aprender a escribir las ecuaciones nucleares que describen este decaimiento.

Muchos núcleos son **radiactivos**; es decir, se descomponen de manera espontánea formando un núcleo diferente y produciendo una o más partículas. Un ejemplo es el carbono-14, el cual decae como se muestra en la ecuación

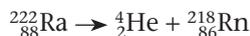


donde ${}^0_{-1}\text{e}$ representa un electrón, al cual en la terminología nuclear se le llama **partícula beta** o **partícula β** . Esta **ecuación nuclear**, común entre aquellas que representan el decaimiento nuclear, es bastante diferente de las ecuaciones químicas que se han descrito antes. Recuerde que en una ecuación química balanceada los átomos deben conservarse. En una ecuación nuclear *deben conservarse el número atómico (Z) y el número de masa (A)*. Es decir, las sumas de los valores de Z en ambos lados de la flecha deben ser iguales y la misma restricción se aplica a los valores de A . Por ejemplo, en la ecuación de arriba, la suma de los valores de Z es 6 en ambos lados de la flecha (6 y $7 - 1$), y la suma de los valores de A es 14 en ambos lados de la flecha (14 y $14 + 0$). Observe que el número de masa para la partícula β es cero; la masa del electrón es tan pequeña que puede despreciarse aquí. De los aproximadamente 2000 núclidos conocidos, sólo 279 no experimentan decaimiento radiactivo. El estaño tiene el número más grande de isótopos no radiactivos: 10.

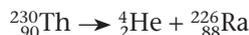
Más de 85% de todos los núclidos conocidos son radiactivos.

► Tipos de decaimiento radiactivo

Existen tipos diferentes de decaimiento radiactivo. Un proceso de decaimiento observado con frecuencia involucra la producción de una **partícula alfa** (α), la cual es un núcleo del helio (${}^4_2\text{He}$). La **producción de partículas alfa** es un modo de decaimiento muy común para los núclidos radiactivos pesados. Por ejemplo, el ${}^{222}_{88}\text{Ra}$, radio-222, decae por medio de la producción de partículas α para formar radón-218.



Observe en esta ecuación que el número de masa se conserva ($222 = 4 + 218$) y también el número atómico ($88 = 2 + 86$). Otro productor de partículas α es el ${}^{230}_{90}\text{Th}$:

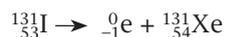


Note que la producción de una partícula α resulta en una pérdida de 4 en el número de masa (A) y de 2 en el número atómico (Z).

La **producción de partículas β** es otro proceso de decaimiento común. Por ejemplo, el núclido del torio-234 produce una partícula β a medida que cambia a protactinio-234.



El yodo-131 también es un productor de partículas β :



Recuerde que a la partícula β se le asigna un número de masa 0 debido a que ésta es pequeña en comparación con la de un protón o un neutrón. El valor de Z es -1 para la partícula β , por lo que el número atómico para el nuevo núclido es mayor por 1 que el número atómico para el núclido original. Por tanto, *el efecto neto de la producción de partículas β es el cambio de un neutrón a un protón*.

La producción de esta partícula resulta en ningún cambio en el número de masa (A) y en un incremento de 1 en el número atómico (Z).

Observe que Z y A están balanceados en cada una de estas ecuaciones nucleares.

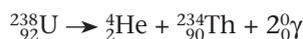
Tabla 19.1 Varios tipos de procesos radiactivos

Proceso	Ejemplo
producción de partículas β (electrón)	${}^{227}_{89}\text{Ac} \rightarrow {}^{227}_{90}\text{Th} + {}^0_{-1}\text{e}$
producción de positrones	${}^{13}_7\text{N} \rightarrow {}^{13}_6\text{C} + {}^0_{+1}\text{e}$
captura de electrones	${}^{73}_{33}\text{As} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{73}_{32}\text{Ge}$
producción de partículas α	${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$
producción de rayos γ	núcleo excitado \rightarrow núcleo en el estado basal + ${}^0_0\gamma$ energía en exceso energía más baja

Un rayo gamma es un fotón de energía alta producido en conexión con el decaimiento nuclear.

La notación ${}^0_0\gamma$ indica $Z=0$ y $A=0$ para un rayo γ . Un rayo gamma con frecuencia simplemente se indica por medio de γ .

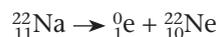
Un **rayo gamma**, o **rayo γ** , es un fotón de luz de energía alta. Un núclido en un estado de energía nuclear excitado puede liberar el exceso de energía produciendo un rayo gamma y la generación de rayos γ con frecuencia acompaña decaimientos nucleares de varios tipos. Por ejemplo, en el decaimiento por partículas α del ${}^{238}_{92}\text{U}$,



son producidos dos rayos γ de energías distintas, además de la partícula α (${}^4_2\text{He}$). Los rayos gamma son fotones de luz y por tanto tienen una carga de cero y un número de masa de cero.

La producción de un rayo γ no da por resultado algún cambio en el número de masa (A) ni en el número atómico (Z).

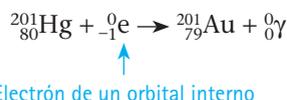
El **positrón** es una partícula con la misma masa que el electrón, pero con carga opuesta. Un ejemplo de un núclido que decae por medio de la **producción de positrones** es el sodio-22:



Observe que la producción de un positrón parece cambiar un protón en un neutrón.

La producción de un positrón no da por resultado algún cambio en el número de masa (A), pero sí una disminución de 1 en el número atómico (Z).

La **captura de electrones** es un proceso en el que uno de los electrones en los orbitales internos es capturado por el núcleo, como se ilustra enseguida.



Esta reacción fue de gran interés para los alquimistas, pero desafortunadamente no ocurre con la suficiente frecuencia como para hacerla un medio práctico para cambiar el mercurio en oro. Los rayos gamma siempre se producen junto con la captura de electrones.

La tabla 19.1 lista los tipos comunes de decaimiento radiactivo con ejemplos.

Con frecuencia un núcleo radiactivo no puede alcanzar un estado estable (no radiactivo) a través de un solo proceso de decaimiento. En tal caso, ocurre una **serie de decaimientos** hasta que se forma un núclido estable. Un ejemplo bien conocido es la serie de decaimientos que comienza con el ${}^{238}_{92}\text{U}$ y termina con el ${}^{206}_{82}\text{Pb}$, como se muestra en la figura 19.1. Existe una serie similar para el ${}^{235}_{92}\text{U}$:



y para el ${}^{232}_{90}\text{Th}$:

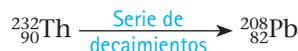
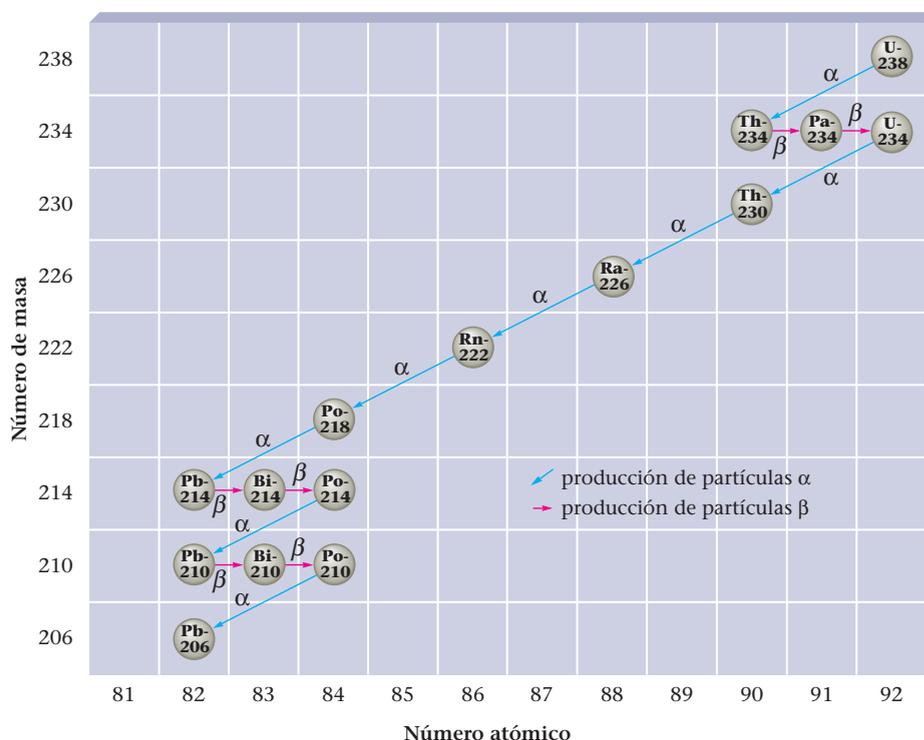


Figura 19.1

Serie de decaimientos del ${}^{238}_{92}\text{U}$ al ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. Cada núcleo en la serie, excepto el ${}^{206}_{82}\text{Pb}$, es radiactivo y las transformaciones sucesivas (mostradas por las flechas) continúan hasta que al último se forma el ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. Las flechas rojas horizontales indican la producción de partículas β (Z aumenta por 1 y A no cambia). Las flechas azules diagonales indican la producción de partículas α (A y Z disminuyen).

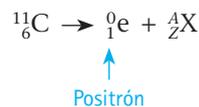
**EJEMPLO 19.1****Escritura de ecuaciones nucleares, I**

Escriba las ecuaciones nucleares balanceadas para cada uno de los siguientes procesos.

- ${}^{11}_6\text{C}$ produce un positrón.
- ${}^{214}_{83}\text{Bi}$ produce una partícula β .
- ${}^{237}_{93}\text{Np}$ produce una partícula α .

SOLUCIÓN

- a) Se debe encontrar el núcleo producido representado por ${}^A_Z\text{X}$ en la siguiente ecuación.



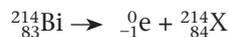
La clave para resolver este problema consiste en reconocer que A y Z deben conservarse. Es decir, se puede encontrar la identidad de ${}^A_Z\text{X}$ reconociendo que las sumas de los valores de Z y A deben ser iguales en ambos lados de la ecuación. Por tanto, para X , Z debe ser 5 dado que $Z + 1 = 6$. A debe ser 11 dado que $11 + 0 = 11$. Por tanto, ${}^A_Z\text{X}$ es ${}^{11}_5\text{B}$. (El hecho de que Z sea 5 indica que el núcleo es boro. Vea la tabla periódica en el interior de la portada del libro.) En consecuencia, la ecuación balanceada es ${}^{11}_6\text{C} \rightarrow {}^0_1\text{e} + {}^{11}_5\text{B}$.

COMPROBACIÓN.	Lado izquierdo	Lado derecho
	$Z = 6$	$Z = 5 + 1 = 6$
	$A = 11$	$A = 11 + 0 = 11$

b) Al conocer que una partícula β se representa por medio de ${}_{-1}^0\text{e}$, se puede escribir



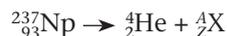
donde $Z - 1 = 83$ y $A + 0 = 214$. Esto significa que $Z = 84$ y $A = 214$. Ahora se puede escribir



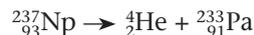
Utilizando la tabla periódica se encuentra que $Z = 84$ para el elemento polonio, por lo que ${}_{84}^{214}\text{X}$ debe ser ${}_{84}^{214}\text{Po}$.

COMPROBACIÓN.	Lado izquierdo		Lado derecho
	$Z = 83$		$Z = 84 - 1 = 83$
	$A = 214$	\rightarrow	$A = 214 + 0 = 214$

c) Debido a que una partícula α se representa por medio de ${}_{2}^4\text{He}$, se puede escribir



Donde $A + 4 = 237$ o $A = 237 - 4 = 233$, y $Z + 2 = 93$ o $Z = 93 - 2 = 91$. Por tanto $A = 233$, $Z = 91$, y la ecuación balanceada debe ser



COMPROBACIÓN.	Lado izquierdo		Lado derecho
	$Z = 93$		$Z = 91 + 2 = 93$
	$A = 237$	\rightarrow	$A = 233 + 4 = 237$

Autocomprobación

EJERCICIO 19.1 En la figura 19.1 se representa la serie de decaimiento para el ${}_{92}^{238}\text{U}$. Escriba la ecuación nuclear balanceada para cada uno de los siguientes decaimientos radiactivos.

- La producción de una partícula alfa por ${}_{88}^{226}\text{Ra}$
- La producción de una partícula beta por ${}_{82}^{214}\text{Pb}$

Vea los problemas 19.25 al 19.28. ■

EJEMPLO 19.2

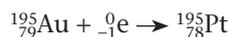
Escritura de ecuaciones nucleares, II

En cada una de las siguientes reacciones nucleares suministre la partícula faltante.

- ${}_{79}^{195}\text{Au} + ? \rightarrow {}_{78}^{195}\text{Pt}$
- ${}_{19}^{38}\text{K} \rightarrow {}_{18}^{38}\text{Ar} + ?$

SOLUCIÓN

a) A no cambia y Z para el Pt es 1 menor que Z para el Au, por lo que la partícula faltante debe ser un electrón.



COMPROBACIÓN.	Lado izquierdo		Lado derecho
	$Z = 79 - 1 = 78$		$Z = 78$
	$A = 195 + 0 = 195$	\rightarrow	$A = 195$

Este es un ejemplo de una captura de electrones.

b) Para que Z y A se conserven, la partícula faltante debe ser un positrón

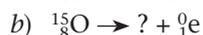


COMPROBACIÓN.	Lado izquierdo		Lado derecho
	$Z = 19$	\rightarrow	$Z = 18 + 1 = 19$
	$A = 38$		$A = 38 + 0 = 38$

El potasio-38 decae por medio de la producción de un positrón.

Auto comprobación

EJERCICIO 19.2 Suministre la especie faltante en cada una de las siguientes ecuaciones nucleares.



Veá los problemas 19.21 al 19.24. ■

19.2 Transformaciones nucleares

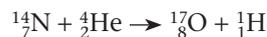
OBJETIVO Aprender cómo puede cambiarse un elemento en otro por medio del bombardeo de partículas.

Culver Pictures/ Colección La Granger

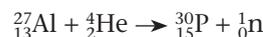


Irene Curie y Frederick Joliot.

En 1919 Lord Rutherford observó la primera **transformación nuclear**: *el cambio de un elemento en otro*. Encontró que el bombardeo de ${}^{14}_7\text{N}$ con partículas α producía el núcleo ${}^{17}_8\text{O}$:



con un protón (${}^1_1\text{H}$) como otro producto. Catorce años después, Irene Curie y su esposo Frederick Joliot observaron una transformación similar de aluminio en fósforo:



donde ${}^1_0\text{n}$ representa un neutrón que se produce en el proceso.

Observe que en estos casos la partícula del bombardeo es un núcleo de helio (una partícula α). También pueden utilizarse otros núcleos pequeños, como el ${}^{12}_6\text{C}$ y el ${}^{15}_7\text{N}$, para bombardear núcleos más pesados y causar transformaciones. Sin embargo, debido a que estos iones de bombardeo positivos son repelidos por la carga positiva del núcleo objetivo, la partícula de bombardeo debe moverse a una velocidad muy alta para penetrar el objetivo. Estas velocidades altas se alcanzan en varios tipos de *aceleradores de partículas*.

También se emplean neutrones como partículas de bombardeo para efectuar transformaciones nucleares. Sin embargo, debido a que los neutrones no tienen carga (y por tanto no son repelidos por el núcleo objetivo), son absorbidos con facilidad por varios núcleos, lo que produce nuevos núclidos. La fuente de neutrones más común para este propósito es un reactor de fisión (vea la sección 19.8).

Utilizando el bombardeo con neutrones y iones positivos, los científicos han sido capaces de extender la tabla periódica, es decir, producir elementos químicos que no están presentes de manera natural. Antes de 1940 el elemento más pesado conocido era el uranio ($Z = 92$), pero en ese año se produjo el neptunio ($Z = 93$) por el bombardeo con neutrones del ${}^{238}_{92}\text{U}$. El proceso inicialmente da ${}^{239}_{92}\text{U}$, el cual decae a ${}^{239}_{93}\text{Np}$ mediante la producción de una partícula β :



Tabla 19.2 Síntesis de algunos elementos transuránicos

Bombardeo con neutrones	neptunio ($Z = 93$)	${}^{238}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{239}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + {}^0_{-1}\text{e}$
	americio ($Z = 95$)	${}^{239}_{94}\text{Pu} + 2 {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{241}_{94}\text{Pu} \rightarrow {}^{241}_{95}\text{Am} + {}^0_{-1}\text{e}$
Bombardeo con iones positivos	curio ($Z = 96$)	${}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{242}_{96}\text{Cm} + {}^1_0\text{n}$
	californio ($Z = 98$)	${}^{242}_{96}\text{Cm} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{245}_{98}\text{Cf} + {}^1_0\text{n}$ o ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^{12}_6\text{C} \rightarrow {}^{246}_{98}\text{Cf} + 4 {}^1_0\text{n}$
	rutherfordio ($Z = 104$)	${}^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{12}_6\text{C} \rightarrow {}^{257}_{104}\text{Rf} + 4 {}^1_0\text{n}$
	dubnio ($Z = 105$)	${}^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{15}_7\text{N} \rightarrow {}^{260}_{105}\text{Db} + 4 {}^1_0\text{n}$
	seaborgio ($Z = 106$)	${}^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{18}_8\text{O} \rightarrow {}^{263}_{106}\text{Sg} + 4 {}^1_0\text{n}$

Desde 1940 se han sintetizado los elementos con los números 93 al 112, llamados **elementos transuránicos**. Además, se ha reportado la producción del elemento 114 (en 1999), 113 y 115 (en 2004) y 118 (en 2006). La tabla 19.2 proporciona algunos ejemplos de estos procesos.

19.3

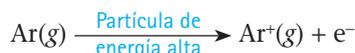
Detección de la radiactividad y el concepto de vida media

OBJETIVOS

Aprender acerca de los instrumentos de detección de la radiación. • Comprender la vida media.

A los contadores Geiger se les llama de manera común *medidores de inspección*.

El instrumento más familiar para medir los niveles de radiactividad es el **contador Geiger-Müller** o **contador Geiger** (figura 19.2). Las partículas de energía alta del decaimiento radiactivo producen iones cuando viajan a través de la materia. La sonda del contador Geiger contiene gas argón. Los átomos de argón no tienen carga, pero pueden ser ionizados por una partícula moviéndose con rapidez.



Es decir, las partículas moviéndose rápido “expulsan” los electrones de algunos de los átomos de argón. Aunque una muestra de átomos de argón sin carga no conduce una corriente, los iones y los electrones formados por la partícula de energía alta permiten que fluya una corriente de manera momentánea, por lo que un “pulso” de corriente fluye cada vez que una partícula entra en la sonda. El contador Geiger detecta cada pulso de corriente y se cuentan estos eventos.

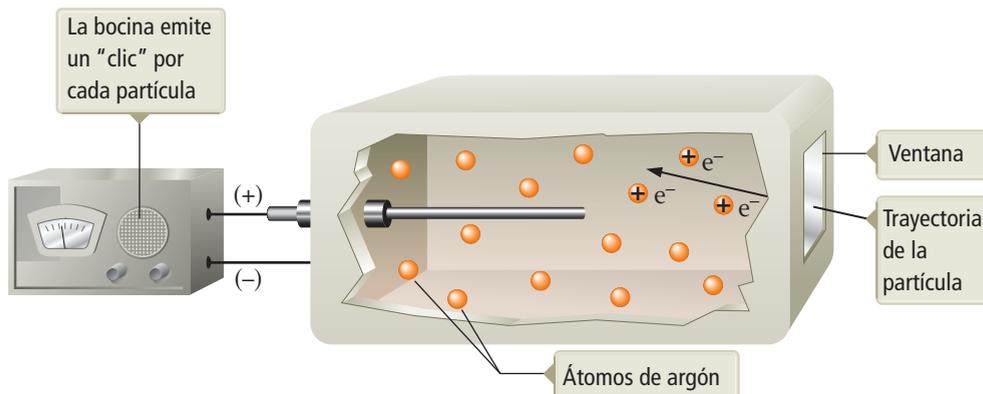
Un **contador de centelleos** es otro instrumento empleado con frecuencia para detectar la radiactividad. Este dispositivo utiliza una sustancia, como el yoduro de

Figura 19.2

Representación esquemática de un contador Geiger-Müller. La partícula con velocidad alta expulsa los electrones de los átomos de argón para formar iones,



y fluye un pulso de corriente.



sodio, que emite luz cuando es golpeada por una partícula de energía alta. Un detector percibe los centelleos de luz y por tanto cuenta los eventos de decaimiento.

Una característica importante de un tipo dado de núclido radiactivo es su vida media. La **vida media** es el *tiempo requerido para que decaiga la mitad de la muestra de núcleos original*. Por ejemplo, si cierta muestra radiactiva contiene 1000 núcleos en un tiempo dado y 500 núcleos (la mitad del número original) 7.5 días después, este núclido radiactivo tiene una vida media de 7.5 días.

Un tipo dado de núclido radiactivo siempre tiene la misma vida media. Sin embargo, los diversos núclidos radiactivos tienen vidas medias que cubren un intervalo inmenso. Por ejemplo, el ${}^{234}_{91}\text{Pa}$, protactinio-234, tiene una vida media de 1.2 minutos y el ${}^{238}_{92}\text{U}$, uranio-238, tiene una vida media de 4.5×10^9 (4.5 miles de millones) años. Esto significa que una muestra que contiene 100 millones de núcleos de ${}^{234}_{91}\text{Pa}$ sólo tendrá 50 millones de núcleos de ${}^{234}_{91}\text{Pa}$ después de que hayan pasado 1.2 minutos. En otros 1.2 minutos el número de núcleos disminuirá a la mitad de 50 millones, o 25 millones de núcleos.



Es decir, una muestra de ${}^{234}_{91}\text{Pa}$ con 100 millones de núcleos mostrará 50 millones de eventos de decaimiento (decaerán 50 millones de núcleos de ${}^{234}_{91}\text{Pa}$) en un periodo de 1.2 minutos. En cambio, una muestra que contiene 100 millones de núcleos de ${}^{238}_{92}\text{U}$ experimentará 50 millones de eventos de decaimiento en 4.5 mil millones de años. Por tanto, el ${}^{234}_{91}\text{Pa}$ muestra una actividad mucho mayor que el ${}^{238}_{92}\text{U}$. En ocasiones se dice que ${}^{234}_{91}\text{Pa}$ es “más caliente” que ${}^{238}_{92}\text{U}$.

En un momento dado, es mucho más probable que decaiga un núcleo radiactivo con una vida media corta que uno con una vida media larga.

EJEMPLO 19.3

Comprensión de la vida media

Tabla 19.3 Vidas medias para algunos núclidos radiactivos del radio

Núclido	Vida media
${}^{223}_{88}\text{Ra}$	12 días
${}^{224}_{88}\text{Ra}$	3.6 días
${}^{225}_{88}\text{Ra}$	15 días
${}^{226}_{88}\text{Ra}$	1 600 años
${}^{228}_{88}\text{Ra}$	6.7 años

La tabla 19.3 lista varios núclidos radiactivos del radio.

- Ordene estos núclidos en términos de la actividad (del que tiene más decaimientos por día al que tiene menos).
- ¿Cuánto tiempo le tomará a una muestra que contiene 1.00 mol de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$ alcanzar un punto donde sólo contenga 0.25 moles de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$?

SOLUCIÓN

- La vida media más corta indica la mayor actividad (más decaimiento en un periodo de tiempo dado). Por tanto, el orden es



- En una vida media (12 días), la muestra decaerá de 1.00 mol de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$ a 0.50 moles de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$. En la siguiente vida media (otros 12 días), decaerá de 0.50 moles de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$ a 0.25 moles de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$.



Por tanto, le tomará 24 días (dos vidas medias) a la muestra cambiar de 1.00 mol de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$ a 0.25 moles de ${}^{223}_{88}\text{Ra}$.

Auto comprobación



© plasticque/Shutterstock

Un reloj marcado con pintura de radio.

EJERCICIO 19.3 Los relojes con números que “brillan en la oscuridad” anteriormente se fabricaban con radio radiactivo en la pintura utilizada para rotular sus carátulas. Suponga que para fabricar el número 3 en un reloj dado se utilizó una muestra de pintura que contenía 8.0×10^{-7} moles de $^{228}_{88}\text{Ra}$. Este reloj después se colocó en una gaveta y se olvidó. Varios años después alguien lo encontró y desea conocer de qué estaba hecho. Al analizar la pintura, esta persona encuentra 1.0×10^{-7} moles de $^{228}_{88}\text{Ra}$ en el número 3. ¿Cuánto tiempo pasó entre la fabricación del reloj y su hallazgo?

SUGERENCIA. Use la vida media del $^{228}_{88}\text{Ra}$ a partir de la tabla 19.3.

Vea los problemas 19.37 al 19.42. ■

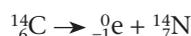
19.4

Datación por medio de la radiactividad

OBJETIVOS Aprender cómo pueden datarse los objetos por medio de la radiactividad.

Los arqueólogos, los geólogos y otros científicos involucrados en la reconstrucción de la historia antigua de la Tierra dependen en gran medida de la vida media de los núcleos radiactivos para proveer fechas precisas a artefactos y rocas. Un método de datación de artículos antiguos hechos de madera o tela es la **datación por radio-carbono** o **datación por carbono-14**, una técnica creada en la década de 1940 por Willard Libby, químico estadounidense que recibió el Premio Nobel por sus esfuerzos.

La datación por radiocarbono se basa en la radiactividad del $^{14}_6\text{C}$, el cual decae por la producción de partículas β .



El carbono-14 se produce de manera continua en la atmósfera cuando los neutrones de energía alta del espacio colisionan con el nitrógeno-14.



Al igual que el carbono-14 se produce de manera continua por medio de este proceso, se descompone de manera continua a través de la producción de partículas β . A lo largo de los años estos dos procesos opuestos han alcanzado un balance, ocasionando que la cantidad del $^{14}_6\text{C}$ presente en la atmósfera permanezca aproximadamente constante.

El carbono-14 puede utilizarse para fechar artefactos de madera y tela debido a que el $^{14}_6\text{C}$, junto con los otros isótopos del carbono en la atmósfera, reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono. Una planta viva consume este dióxido de carbono en el proceso de fotosíntesis e incorpora el carbono, incluyendo $^{14}_6\text{C}$, en sus moléculas. Mientras viva la planta, el contenido de $^{14}_6\text{C}$ en sus moléculas es el mismo que en la atmósfera debido a la absorción continua de carbono por la planta. Sin embargo, tan pronto como se corta un árbol para hacer un tazón de madera o una planta de lino se cosecha para fabricar paño de lino, deja de absorber carbono. Ya no hay una fuente de $^{14}_6\text{C}$ para remplazar el perdido por el decaimiento radiactivo, por lo que el contenido de $^{14}_6\text{C}$ del material comienza a disminuir.

Debido a que la vida media del $^{14}_6\text{C}$ se conoce que es de 5730 años, un tazón de madera encontrado en una excavación arqueológica que muestra un contenido de $^{14}_6\text{C}$ de la mitad del que se encuentra en los árboles vivos actuales tiene aproximadamente 5730 años. Es decir, como ha desaparecido la mitad del $^{14}_6\text{C}$ presente cuando se cortó el árbol, éste debe haberse cortado hace una vida media del $^{14}_6\text{C}$.



© Juraiah Mosin/Shutterstock

Para calcular la antigüedad de esta momia egipcia se utilizó el sistema de conteo de carbono-14.

Datación de diamantes

Mientras que los expertos en gemas valoran los diamantes más diáfanos posibles, los geólogos aprenden más de los diamantes impuros. Los diamantes se forman en la corteza terrestre a profundidades de alrededor de 200 kilómetros, donde las presiones y temperaturas altas favorecen la forma más densa del carbono. A medida que se forma, en ocasiones atrapa impurezas y éstas pueden utilizarse para determinar su fecha de "nacimiento". Una impureza para datación importante es el $^{238}_{92}\text{U}$, el cual es radiactivo y decae en una serie de etapas a $^{206}_{82}\text{Pb}$, que es estable (no radiactivo). Debido a que se conoce la velocidad a la que decae el $^{238}_{92}\text{U}$, la determinación de cuánto se ha convertido a $^{206}_{82}\text{Pb}$ le indica a los científicos la cantidad de tiempo que ha pasado desde que el $^{238}_{92}\text{U}$ se quedó atrapado en el diamante a medida que se formaba.

Utilizando estas técnicas de datación, Peter D. Kinney, de la Universidad de Tecnología Curtin en Perth, Australia, y Henry O. A. Meyer, de la Universidad Purdue en Lafayette del Oeste, Indiana, han identificado el diamante más joven encontrado. Descubierta en Mbuji Mayi, Zaire, el diamante tiene 628 millones de años, mucho más joven que los datados con anterioridad, los cuales van de 2.4 a 3.2 miles de millones de años.

La edad grande de los diamantes datados anteriormente ha ocasionado que algunos geólogos especulen que la formación de todos los diamantes ocurrió hace miles de millones de años. Sin embargo, este "jovenzuelo" sugiere que los diamantes se han formado a lo largo del tiempo geológico y quizás se estén formando ahora mismo en la corteza terrestre. No se verán por mucho tiempo, debido a que por lo regular permanecen enterrados profundamente en la corteza terrestre millones de años antes de que suban a la superficie por medio de explosiones volcánicas llamadas *de kimberlita*.

Es bueno saber a qué eones de ahora habrá una plenitud de diamantes para indicar los compromisos de futuras parejas.



Smithsonian Institution, Museo de Historia Natural, Departamento de Ciencias Minerales.

El diamante Hope.

19.5

Aplicaciones médicas de la radiactividad

OBJETIVO

Explicar el uso de la radiotrazadores en la medicina.

Los núclidos utilizados como radiotrazadores tienen vida media corta, por lo que desaparecen del cuerpo con rapidez.

Aunque se poseen los avances rápidos de las ciencias médicas en las décadas recientes para diversas causas, uno de los más importantes ha sido el descubrimiento y uso de los **radiotrazadores**: núclidos radiactivos que pueden introducirse en organismos, alimentos o fármacos y posteriormente ser *rastreados* monitoreando su radiactividad. Por ejemplo, la incorporación de núclidos como el $^{14}_6\text{C}$ y el $^{32}_{15}\text{P}$ en los nutrientes ha proporcionado información importante acerca de cómo se utilizan estos nutrientes para proveer energía al cuerpo.

El yodo-131 ha probado ser muy útil en el diagnóstico y tratamiento de enfermedades de la glándula tiroides. Los pacientes beben una disolución que contiene una cantidad pequeña de NaI que incluye el ^{131}I , y la ingesta del yodo por la glándula tiroides es monitoreada con un escáner (figura 19.3).

El talio-201 puede utilizarse para evaluar el daño al músculo cardíaco en una persona que ha sufrido un ataque al corazón debido a que se concentra en el tejido

La TEP, la mejor amiga del cerebro

Una de las aplicaciones más valiosas de la radiactividad es el uso de radiotrazadores para diagnósticos médicos. Los radiotrazadores son átomos radiactivos que se unen a las moléculas biológicamente activas. La radiactividad resultante es monitoreada para comprobar el funcionamiento de órganos como el corazón, o para rastrear la trayectoria y el destino final de un fármaco.

A una técnica con radiotrazadores particularmente valiosa se le llama *tomografía por emisión de positrones (TEP)*. Como su nombre sugiere, la TEP utiliza productores de protones, como el ^{18}F y el ^{11}C , como "marcadores" en moléculas biológicas. La TEP es especialmente *útil* para escanear el cerebro. Por ejemplo, una forma modificada de la glucosa con ^{18}F unido se utiliza de manera común para mapear el metabolismo de la glucosa. Las áreas del cerebro donde ésta se está consumiendo con rapidez se "encienden" en el escaneo con TEP. El cerebro de un paciente que tiene un tumor o que tiene mal de Alzheimer mostrará una imagen muy diferente a la del cerebro de un paciente sin mal de Alzheimer. Otra aplicación de la TEP es ver cuánto de un fármaco marcado regular alcanza el blanco buscado. Esto le permite a las compañías farmacéuticas comprobar la efectividad de un fármaco y fijar las dosis.

Uno de los retos del uso de la TEP es la velocidad requerida para sintetizar la molécula marcada. Por ejemplo, el ^{18}F tiene una vida media de 110 minutos.

Por tanto, menos de 2 horas después de que se ha producido el ^{18}F en un acelerador de partículas, la mitad ya ha decaído. Además, debido a los peligros en el manejo del ^{18}F radiactivo, las operaciones de síntesis deben realizarse por medio de manipulaciones robóticas dentro de una caja revestida con plomo. La buena noticia es que la TEP es increíblemente sensible: puede detectar cantidades de ^{18}F tan pequeñas como 10^{-12} moles. El uso del ^{11}C es incluso más desafiante de manera sintética que el del ^{18}F debido a que tiene una vida media de sólo 20 minutos.

La TEP es una tecnología en rápido crecimiento. En particular, se necesitan más químicos en este campo para mejorar los métodos sintéticos y para desarrollar nuevos trazadores radiactivos. Si esto le interesa, haga un poco de exploración y vea cómo prepararse para un trabajo en este campo.



Un escáner de tomografías por emisión de positrones (TEP).

Figura 19.3

Después del consumo del Na^{131}I , la tiroides del paciente se escanea para identificar los niveles de radiactividad a fin de determinar la eficiencia de la absorción del yodo.



© Alexander Raits/Shutterstock

Tabla 19.4 Algunos núclidos radiactivos, su vida media y sus aplicaciones médicas como radiotrazadores*

Núclido	Vida media	Área del cuerpo estudiada
^{131}I	8.1 días	tiroides
^{59}Fe	45.1 días	glóbulos rojos
^{99}Mo	67 horas	metabolismo
^{32}P	14.3 días	ojos, hígado, tumores
^{51}Cr	27.8 días	glóbulos rojos
^{87}Sr	2.8 horas	huesos
^{99}Tc	6.0 horas	corazón, huesos, hígado, pulmones
^{133}Xe	5.3 días	pulmones
^{24}Na	14.8 horas	sistema circulatorio

* En ocasiones no se escribe Z cuando se listan los núclidos.

muscular sano. El tecnecio-99, el cual también es absorbido por el tejido cardiaco normal, se utiliza de manera similar para la evaluación del daño.

Los radiotrazadores proveen métodos perceptivos y no quirúrgicos para aprender acerca de los sistemas biológicos y la detección de enfermedades, y monitorear la acción y la efectividad de los fármacos. En la tabla 19.4 se listan algunos radiotrazadores útiles.

19.6

Energía nuclear

OBJETIVO

Introducir la fusión y la fisión como productores de energía nuclear.

Los protones y los neutrones en los núcleos atómicos están unidos con fuerzas que son mucho mayores que las fuerzas que unen los átomos para formar moléculas. De hecho, las energías asociadas con los procesos nucleares son más de un millón de veces aquellas asociadas con las reacciones químicas. Esto hace potencialmente al núcleo una fuente de energía muy atractiva.

Debido a que los núcleos de tamaño mediano contienen las fuerzas de unión más fuertes (el $^{56}_{26}\text{Fe}$ tiene las fuerzas de unión más intensas de todos), existen dos tipos de procesos nucleares que producen energía:

1. La combinación de dos núcleos ligeros para formar un núcleo más pesado. A este proceso se le llama **fusión**.
2. La división de un núcleo pesado en dos núcleos con números de masa menores. A este proceso se le llama **fisión**.

Como se verá en las siguientes secciones, estos dos procesos pueden suministrar cantidades sorprendentes de energía con el consumo de masas relativamente pequeñas de materiales.

19.7

Fisión nuclear

OBJETIVOS

Aprender acerca de la fisión nuclear.

La fisión nuclear se descubrió a finales de la década de 1930, cuando se observó que los núclidos de $^{235}_{92}\text{U}$ bombardeados con neutrones se dividían en dos elementos más ligeros.

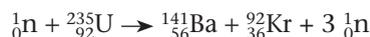
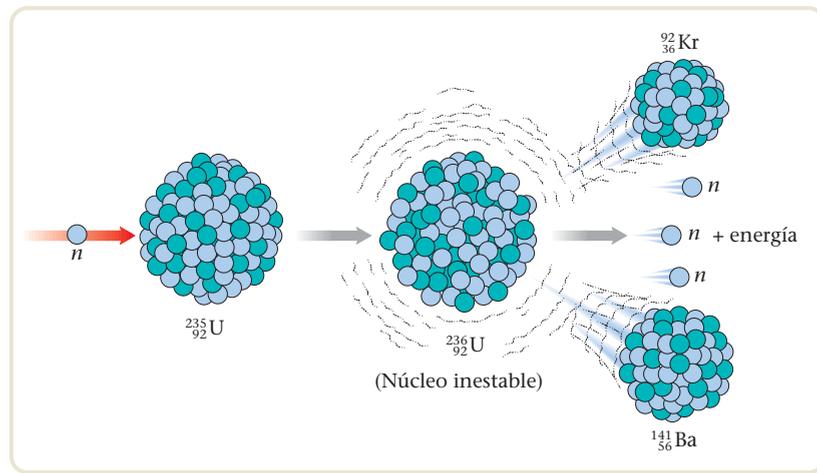


Figura 19.4

Al capturar un neutrón, el núcleo del $^{235}_{92}\text{U}$ experimenta la fisión para producir dos núclidos más ligeros, más neutrones (por lo regular tres) y una gran cantidad de energía.

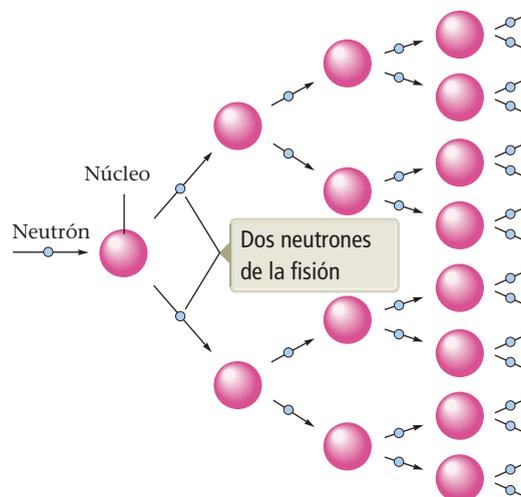


El proceso, mostrado de manera esquemática en la figura 19.4, libera 2.1×10^{13} joules de energía por mol de $^{235}_{92}\text{U}$. En comparación con la que se obtiene a partir de los combustibles comunes, esta es una cantidad enorme de energía. Por ejemplo, la fisión de 1 mol de $^{235}_{92}\text{U}$ produce alrededor de *26 millones de veces* tanta energía como la combustión de 1 mol de metano.

El proceso mostrado en la figura 19.4 sólo es una de las muchas reacciones de fisión que puede experimentar el $^{235}_{92}\text{U}$. De hecho, se han observado más de 200 isótopos diferentes de 35 elementos distintos entre los productos de la fisión del $^{235}_{92}\text{U}$.

Además de los núclidos, en las reacciones de fisión del $^{235}_{92}\text{U}$ se producen neutrones. A medida que estos neutrones vuelan a través de la muestra sólida de uranio, pueden colisionar con otros núcleos de $^{235}_{92}\text{U}$, produciendo eventos de fisión adicionales. Cada uno de estos eventos produce más neutrones que pueden, a su vez, producir la fisión de más núcleos de $^{235}_{92}\text{U}$. Debido a que cada evento de fisión produce neutrones, el proceso puede autosostenerse. Se le llama **reacción en cadena** (figura 19.5). Para que el proceso de fisión se autosostenga, al menos un neutrón de cada evento debe dividir otro núcleo. Si, en promedio, *menos de un* neutrón ocasiona otro evento de fisión, el proceso termina. Si *exactamente un* neutrón de cada evento ocasiona otro evento de fisión, el proceso se autosostiene al mismo nivel y se dice que es *crítico*. Si *más de un* neutrón de cada evento de fisión ocasiona otro evento de fisión, el proceso escala con rapidez y el calor acumulado desencadena una explosión violenta.

Para alcanzar el estado crítico se necesita cierta masa de material fisionable, llamada **masa crítica**. Si la muestra es demasiado pequeña, muchos neutrones escapan

**Figura 19.5**

Representación de un proceso de fisión en el que cada evento produce dos neutrones que pueden dividir otros núcleos, conduciendo a una reacción en cadena autosostenida.

antes de que tengan la oportunidad de ocasionar un evento de fisión, y el proceso se detiene.

Durante la Segunda Guerra Mundial Estados Unidos realizó un esfuerzo de investigación intensa llamado *Proyecto Manhattan* para construir una bomba basada en los principios de la fisión nuclear. Este programa produjo la bomba de fisión, la cual se utilizó con un efecto devastador sobre las ciudades de Hiroshima y Nagasaki en 1945. Básicamente, una bomba de fisión opera combinando de manera repentina dos masas subcríticas, lo cual resulta en un escalamiento rápido de los eventos de fisión que produce una explosión de intensidad increíble.

19.8 Reactores nucleares

OBJETIVO Comprender cómo funciona un reactor nuclear.

El uranio natural consiste principalmente de $^{238}_{92}\text{U}$.



© Silverblack/Shutterstock

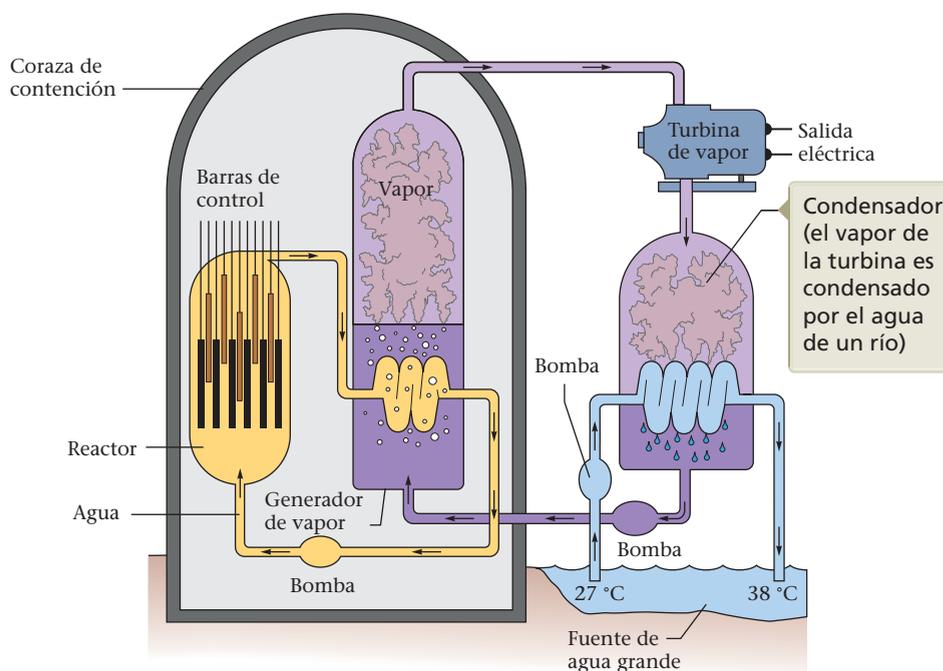
Las torres de enfriamiento de una planta nuclear para la generación de energía eléctrica.

Debido a las enormes energías involucradas, la fisión se ha desarrollado como una fuente de energía para producir electricidad en reactores donde puede ocurrir una fisión controlada. La energía resultante se utiliza para calentar agua a fin de producir vapor que hace funcionar generadores de turbinas de una manera muy similar a la forma en que las plantas eléctricas que queman carbón generan energía calentando el agua para producir vapor. En la figura 19.6 se muestra el diagrama esquemático de una planta de energía nuclear.

En el núcleo del reactor (figura 19.7) se guarda en cilindros metálicos uranio que ha sido enriquecido aproximadamente a 3% $^{235}_{92}\text{U}$ (el uranio natural sólo contiene 0.7% $^{235}_{92}\text{U}$). Un *moderador* que rodea los cilindros desacelera los neutrones para que el combustible con uranio pueda capturarlos de manera más eficiente. Se utilizan *barras de control*, conformadas por sustancias (como el cadmio) que absorben neutrones, para regular el nivel de energía del reactor. Éste se diseña de tal manera que si ocurre un mal funcionamiento, las barras de control se inserten de manera automática en el núcleo para absorber los neutrones y detener la reacción. Se hace circular un líquido (por lo regular agua) a través del núcleo para extraer el calor generado por la energía de la fisión. Este calor se utiliza después para cambiar el agua a vapor, el cual hace funcionar las turbinas que a su vez hacen funcionar los generadores eléctricos.

Figura 19.6

Diagrama esquemático de una planta de energía nuclear. La energía del proceso de fisión se utiliza para hervir agua, lo que produce vapor para su uso en el generador impulsado por turbinas. Se utiliza el agua fría de un lago o río para condensar el vapor después de que sale de la turbina.



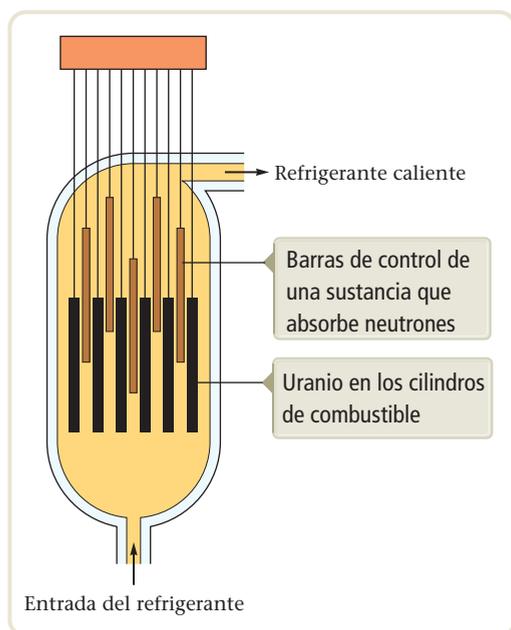


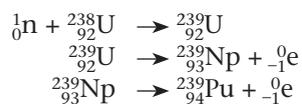
Figura 19.7

Diagrama esquemático del núcleo de un reactor.

Aunque la concentración del ^{235}U en los elementos del combustible no es lo suficientemente grande para permitir una explosión como la que ocurre en una bomba de fisión, una falla en el sistema de enfriamiento puede conducir a temperaturas lo suficientemente altas como para fundir el núcleo del reactor. Esto significa que la construcción del alojamiento del núcleo debe diseñarse para contener el núcleo incluso en el evento de tal “fundición”. En la actualidad existe una gran controversia acerca de la eficiencia de los sistemas de seguridad en las plantas de energía nuclear. Los accidentes como el de la instalación de la Isla Tres Millas en Pennsylvania en 1979 y el de Chernobil en la Unión soviética en 1986 ha llevado a varias personas a preguntarse sobre la prudencia de continuar construyendo plantas eléctricas basadas en la fisión.

► Reactores reproductores

Un problema potencial que enfrenta la industria de la energía nuclear es el suministro limitado de ^{235}U . Algunos científicos creen que ya casi se han agotado los depósitos de uranio que son lo suficientemente ricos en ^{235}U para hacer factible desde el punto de vista económico la producción de combustible fisionable. Debido a esta posibilidad, se han desarrollado reactores en los que en realidad se produce el combustible fisionable mientras funciona el reactor. En estos **reactores reproductores** el componente principal del uranio natural, ^{235}U no fisionable, es convertido en ^{239}Pu fisionable. La reacción involucra la absorción de un neutrón, seguida por la producción de dos partículas β .



A medida que el reactor trabaja y el ^{235}U se divide, parte de los neutrones en exceso son absorbidos por el ^{238}U para producir ^{239}Pu . Después el ^{239}Pu se separa y se utiliza como combustible en otro reactor nuclear. Por tanto, tal reactor “reproduce” combustible nuclear a medida que opera.

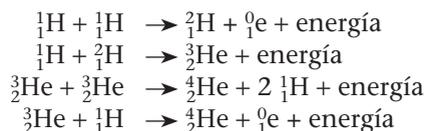
Aunque en la actualidad se utilizan reactores reproductores en Europa, Estados Unidos está procediendo con lentitud en su desarrollo debido a la intensa controversia que rodea su uso. Un problema involucra los peligros que surgen en el manejo del plutonio, el cual es muy tóxico y hace combustión en contacto con el aire.

19.9 Fusión nuclear

OBJETIVO Aprender acerca de la fusión nuclear.

A las partículas ${}^2_1\text{H}$ se les llaman *deuterones*.

El proceso de la combinación de dos núcleos ligeros, llamado **fusión nuclear**, produce incluso más energía por mol que la fisión nuclear. De hecho, las estrellas generan su energía a través de la fusión nuclear. Nuestro Sol, que en la actualidad consiste de 73% de hidrógeno, 26% de helio y 1% de otros elementos, genera cantidades vastas de energía a partir de la fusión de los protones para formar helio. Un esquema posible para este proceso es



Se realizan esfuerzos intensos para desarrollar un proceso de fusión factible debido a que ya se dispone de varios núclidos ligeros (por ejemplo, el deuterio, ${}^2_1\text{H}$, en el agua

Futuro de la energía nuclear

La energía, una comodidad crucial en el mundo actual, se volverá aún más importante a medida que aumente el ritmo del desarrollo del mundo. Debido a que el contenido energético del universo es constante, el reto de la energía no es su cantidad sino su calidad. Se deben encontrar maneras económicas y amigables para el ambiente con el fin de cambiar la energía disponible en el universo en formas útiles para la humanidad. Este proceso involucra pros y contras. Una de las fuentes de energía más abundantes es la energía que une el núcleo atómico. Se puede derivar energía útil ensamblando núcleos pequeños (fusión) o dividiendo núcleos grandes (fisión). Aunque los reactores de fusión están bajo estudio, un reactor práctico parece estar a décadas de distancia. Por el contrario, se han utilizado reactores de fisión desde la década de 1950. De hecho, la producción de electricidad por medio de reactores nucleares está muy extendida. En el presente operan más de 430 reactores nucleares en 31 países, los cuales producen más de 370 mil millones de watts de energía eléctrica. En la actualidad están bajo construcción más de 45 reactores. Los 104 que funcionan en la actualidad en Estados Unidos producen más de 100 mil millones de watts de electricidad, casi 20% de la demanda eléctrica del país.

Los pronósticos indican que Estados Unidos necesitará 355 mil millones de watts adicionales de capacidad generadora en los siguientes 20 años. ¿De dónde provendrá esta energía? Una cantidad significativa se derivará de las plantas centrales que queman carbón. Sin embargo, los problemas principales con estas plantas son la contaminación del aire y la producción de gas invernadero (CO_2) (vea "Química en enfoque" *Efectos atmosféricos* en la p. 326).

Otra fuente energética potencial es la energía solar. Debe ser una excelente fuente de energía libre

de contaminación, pero deben resolverse problemas técnicos significativos antes de que se extienda su uso.

Otra fuente potencial importante es la energía nuclear. Para proveer los 355 mil millones de watts necesarios a partir de la energía nuclear se requerirían cientos de reactores nuevos. Sin embargo, la generación de esta energía es muy controvertida debido a problemas de seguridad, eliminación de desechos y costos.

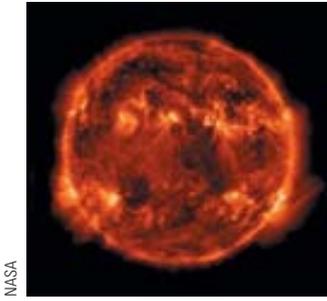
Para resolver estos problemas se están gastando enormes cantidades de dinero a fin de mejorar los diseños de los reactores existentes y encontrar nuevos tipos que sean más seguros y eficientes y generen menos desechos. En el 2000 se formó un consorcio internacional, Foro Internacional de Generación IV (GIF, por sus siglas en inglés), el cual ha decidido estudiar seis nuevos diseños de reactores con el objetivo de desarrollar uno o más para el 2030.

La generación de energía nuclear es demasiado importante como para ignorarla. En el futuro cercano se debe decidir si su uso puede extenderse de manera segura y económica.



Un reactor nuclear.

del mar) que pueden servir como combustible en reactores de fusión. Sin embargo, iniciar el proceso de fusión es mucho más difícil que iniciar la fisión. Las fuerzas que unen los nucleones para formar un núcleo sólo son efectivas a distancias *muy pequeñas* (de aproximadamente 10^{-13} cm), por lo que para que dos protones se unan y por tanto liberen energía, deben acercarse mucho entre sí. Sin embargo, debido a que tienen cargas idénticas, los protones se repelen entre sí. Esto sugiere que para acercar dos protones (o dos deuterones) lo suficiente como para que se unan (la fuerza de unión nuclear intensa no *está* relacionada con la carga), deben "dispararse" entre sí a



Una llamarada solar brota de la superficie del Sol.

19.10

Efectos de la radiación

OBJETIVO

Ver cómo la radiación daña el tejido humano.

Todos saben que ser atropellado por un tren es un evento catastrófico. La energía transferida en tal colisión es muy grande. De hecho, cualquier fuente de energía es potencialmente dañina para los organismos. La energía transferida a las células puede romper los enlaces químicos y ocasionar un mal funcionamiento de los sistemas celulares. Este hecho está detrás de la preocupación acerca del mantenimiento de la capa de ozono en la atmósfera superior de la Tierra, la cual la protege de la radiación ultravioleta que llega del Sol. Los elementos radiactivos, los cuales son fuente de partículas de energía alta, también son potencialmente peligrosos. Sin embargo, sus efectos por lo regular son bastante sutiles debido a que aun cuando estén involucradas partículas de energía alta, la cantidad de energía depositada en realidad en los tejidos *por evento de decaimiento* es bastante pequeña. El daño resultante no es menos real, pero los efectos pueden no ser aparentes por años.

El daño a los organismos debido a la radiación puede clasificarse como somático o genético. El *somático* es el daño al organismo en sí, lo que resulta en enfermedad o muerte. Los efectos pueden aparecer casi de inmediato si se recibe una dosis masiva de radiación: para dosis más pequeñas, el daño aparece años después, por lo regular en la forma de cáncer. El *daño genético* es el perjuicio causado a la maquinaria genética de las células reproductoras, el cual crea problemas que con frecuencia afectan a la descendencia del organismo.

Los efectos biológicos de una fuente de radiación particular dependen de varios factores.

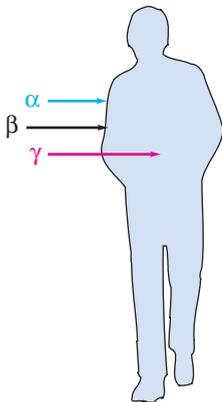


Figura 19.8

Las partículas radiactivas y los rayos varían en gran medida en su poder de penetración. Los rayos gamma son por mucho los más penetrantes.

1. *La energía de la radiación.* Mientras mayor sea el contenido energético de la radiación, más daño puede ocasionar.
2. *La capacidad de penetración de la radiación.* Las partículas y los rayos producidos en procesos radiactivos varían en su capacidad para penetrar el tejido humano: los rayos γ son altamente penetrantes, las partículas β pueden penetrar aproximadamente 1 cm y las partículas α son detenidas por la piel (figura 19.8).
3. *La capacidad de ionización de la radiación.* Debido a que los iones se comportan de manera bastante diferente a las moléculas neutras, la radiación que sustrae electrones de las moléculas en los tejidos vivos daña de manera seria sus funciones. La capacidad de ionización de la radiación varía de manera drástica. Por ejemplo, los rayos γ penetran muy profundamente pero sólo provocan ionización ocasional. Por otro lado, las partículas α , aunque no son muy penetrantes, son muy efectivas para ocasionar ionización y producen un daño serio. Por tanto la ingestión de un productor de partículas α , como el plutonio, es particularmente dañina.

Eliminación de desechos nucleares

Nuestra sociedad no tiene un récord muy impresionante para la eliminación segura de desechos industriales. Se ha contaminado el agua y el aire, y algunas áreas terrestres se han vuelto virtualmente inhabitables debido al enterramiento inapropiado de desechos químicos. Como resultado, muchas personas están preocupadas por los desechos radiactivos de los reactores nucleares. Las amenazas potenciales de cáncer y mutaciones genéticas hace que estos materiales sean especialmente temidos.

Debido a su naturaleza controvertida, la mayoría de los desechos nucleares generados en los últimos 50 años se ha puesto en almacenamiento temporal. Sin embargo, en 1982 el Congreso de Estados Unidos aprobó el Acta de Política de Desechos Nucleares, la cual establece un itinerario para la elección y preparación de sitios para la eliminación subterránea profunda de materiales radiactivos.

El plan de eliminación tentativo requiere la incorporación del combustible nuclear consumido en bloques de vidrio que se empaquetarán en contenedores metálicos resistentes a la corrosión, y después se enterrarán en una formación rocosa profunda y estable (indicada por las capas de rocas de la figura 19.9).

Hay indicadores de que este método aislará los desechos hasta que la radiactividad decaiga a niveles seguros. Parte de la evidencia reconfortante proviene de un "reactor" de fisión natural que ha sido descubierto en Oklo, en Gabón, África. Generado hace 2 mil millones de años cuando el uranio en depósitos de menas formó allí una masa crítica, este "reactor" generó productos de fisión y fusión por varios miles de años. Aunque parte de estos productos han migrado del sitio en el intermedio de 2 mil millones de años, la mayoría ha permanecido en el lugar.

Por último, más de 25 años después del acta de política nuclear se ha comenzado a almacenar basura nuclear. En 1998, a la planta piloto para el aislamiento de desechos (WIPP por sus siglas en inglés) en Nuevo México le fue autorizada una licencia de la Agencia de Protección Ambiental de Estados Uni-

dos para comenzar a recibir desechos nucleares, y en marzo de 1999 la WIPP recibió sus primeros depósitos. Esta planta emplea túneles tallados en los lechos salinos de un océano antiguo. Una vez que el compartimiento de depósitos se llene, la sal colapsará alrededor de los desechos, encapsulándolos para siempre.

Otro sitio de confinamiento, debajo de la Montaña Yucca en Nevada, puede comenzar a almacenar desechos nucleares en los siguientes años. En junio de 2008 el Departamento de Energía envió una solicitud de licencia a la Comisión Reguladora Nuclear (NCR por sus cifras en inglés) para construir un repositorio. Este proceso puede tomar de tres a cuatro años para que se apruebe, y después más tiempo para construir en realidad el depósito.

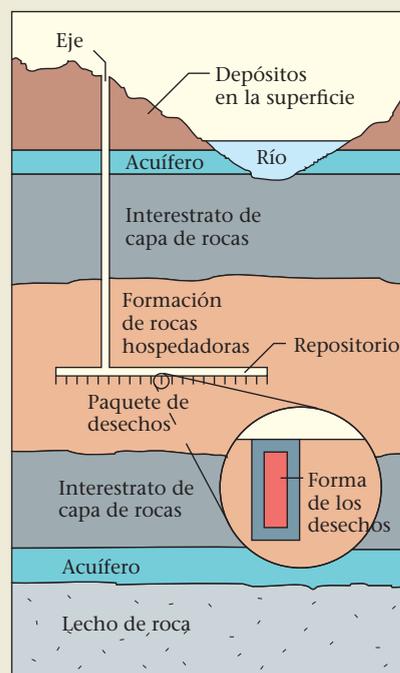


Figura 19.9

Diagrama esquemático del plan tentativo para el aislamiento subterráneo profundo de desechos nucleares. El sistema de eliminación consistiría en un paquete de desechos enterrados en un repositorio subterráneo. (Reimpreso con permiso de *Chemical & Engineering News*, 18 de julio de 1983. Copyright © 1983 American Chemical Society.)

4. *Las propiedades químicas de la fuente de radiación.* Cuando se ingiere un núclido radiactivo, su capacidad para ocasionar daño depende de qué tanto permanezca en el cuerpo. Por ejemplo, el $^{85}_{36}\text{Kr}$ y el $^{90}_{38}\text{Sr}$ son productores de partículas β . Debido a que el kriptón, al ser un gas noble, es químicamente inerte, pasa a través del cuerpo con rapidez y no tiene mucho tiempo para hacer daño. Por su parte, el estroncio es químicamente similar al calcio. Puede acumularse en los huesos, donde ocasiona leucemia y cáncer óseo.

Debido a las diferencias en el comportamiento de las partículas y los rayos producidos por el decaimiento radiactivo, se ha inventado una unidad llamada **rem**, que indica el peligro que posee la radiación para los humanos.

La tabla 19.5 muestra los efectos físicos de la exposición a corto plazo para varias dosis de radiación, y la tabla 19.6 proporciona las fuentes y cantidades de la radiación a la que se expone cada año una persona común en Estados Unidos. Observe que las fuentes naturales contribuyen con casi el doble de la exposición total que las actividades humanas. Sin embargo, aunque la industria nuclear sólo contribuye con un pequeño porcentaje de la exposición total, la controversia rodea las plantas de energía nuclear debido a su *potencial* para crear peligros por radiación. Éstos surgen principalmente de dos fuentes: accidentes que permiten la liberación de materiales radiactivos y la eliminación inapropiada de los productos radiactivos en los elementos combustibles consumidos.

Tabla 19.5 Efectos de la exposición a corto plazo a la radiación

Dosis (rem)	Efecto clínico
0-25	No detectable
25-50	Disminución temporal en el conteo de glóbulos blancos
100-200	Disminución intensa en el conteo de glóbulos blancos
500	Muerte de la mitad de la población expuesta en los 30 días después de la exposición

Tabla 19.6 Exposiciones a la radiación comunes para una persona que vive en Estados Unidos (1 milirem = 10^{-3} rem)

Fuente	Exposición (milirrems/año)
Cósmica	50
A partir de la Tierra	47
A partir de materiales de construcción	3
En tejidos humanos	21
Inhalación del aire	5
<i>Total a partir de fuentes naturales</i>	126
Diagnóstico con rayos X	50
Radioterapia con rayos X, radioisótopos	10
Diagnóstico interno y terapia	1
Industria de la energía nuclear	0.2
Carátulas luminosas de relojes, tubos de TV, desechos industriales	2
Escapes radiactivos	4
<i>Total a partir de actividades humanas</i>	67
Total	193 = 0.193 rem

CAPÍTULO 19 REPASO

Términos clave

nucleones (neutrones y protones) (p. 615)	transformación nuclear (19.2)
número atómico (Z) (p. 615)	elementos transuránicos (19.2)
número de masa (A) (p. 615)	contador Geiger-Müller (o Geiger) (19.3)
isótopo (p. 615)	contador de centelleos (19.3)
núclido (p. 615)	vida media (19.3)
radiactivo (19.1)	datación por radiocarbono (datación por carbono-14) (19.4)
partícula beta (β) (19.1)	radiotrazadores (19.5)
ecuación nuclear (19.1)	fusión (19.6)
partícula alfa (α) (19.1)	fisión (19.6)
producción de partículas alfa (α) (19.1)	reacción en cadena (19.7)
producción de partículas beta (β) (19.1)	masa crítica (19.7)
rayo gamma (γ) (19.1)	reactor reproductor (19.8)
positrón (19.1)	fusión nuclear (19.9)
producción de positrones (19.1)	rem (19.10)
captura de electrones (19.1)	
series de decaimientos (19.1)	

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

- Los radiotrazadores, núclidos radiactivos que pueden introducirse en organismos, alimentos o fármacos, y cuyas trayectorias puede rastrearse monitoreando su radiactividad, se utilizan para diagnósticos en la medicina.
- La fusión nuclear es el proceso de combinación de dos núcleos ligeros para formar un núcleo más pesado y más estable. La fisión nuclear involucra la división de un núcleo pesado en dos núcleos ligeros (más estables). Los reactores nucleares actuales emplean la fisión controlada.
- La radiación puede ocasionar daño directo a los tejidos vivos o a las células reproductivas, el cual se manifiesta en la descendencia del organismo. Los efectos biológicos de la radiación dependen de la energía de la radiación, de su capacidad para penetrar, de su capacidad de ionización y de las propiedades químicas de la fuente de la radiación.

Resumen

- La radiactividad es la descomposición espontánea de un núcleo para formar otro núcleo y producir una o más partículas. Se puede escribir una ecuación nuclear para representar el decaimiento radiactivo, en el que A (el número de masa) y Z (el número atómico) deben conservarse.
- Existen varios tipos de decaimiento radiactivo: producción de partículas alfa, en el que se produce una partícula α (núcleo de helio); producción de partículas beta (o electrón); producción de rayos gamma (fotones de luz de energía alta), y captura de electrones, en el que uno de los electrones en los orbitales internos es capturado por el núcleo. Con frecuencia ocurre una serie de decaimientos antes de que un núcleo radiactivo alcance un estado estable.
- La producción de elementos nuevos por medio de una transformación nuclear (el cambio de un elemento en otro) se realiza bombardeando varios núcleos con partículas en aceleradores. Los elementos transuránicos se han sintetizado de esta manera.
- La vida media de un núclido radiactivo es el tiempo requerido para que la mitad de la muestra original decaiga. La datación por radiocarbono se basa en la radiactividad del carbono-14.

Preguntas de aprendizaje activo

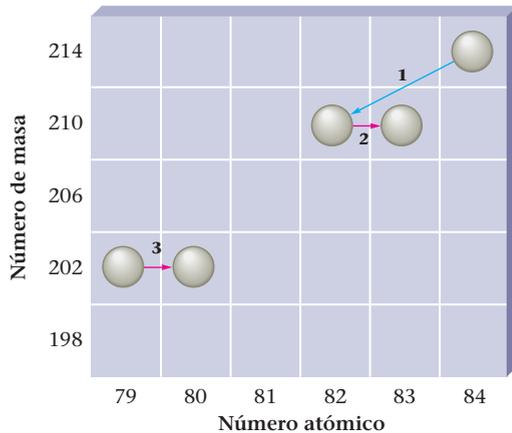
Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- En la sección 19.1 de su texto se enuncia que se conocen aproximadamente 2000 núclidos. ¿Cómo puede ser esto posible si sólo hay alrededor de 100 elementos?
- ¿Por cuántas unidades cambia el número de masa de un núcleo cuando éste produce una partícula alfa? ¿Por cuántas unidades cambia el número de masa de un núcleo cuando produce una partícula beta? ¿Cada cambio es un incremento o una disminución en el número de masa?
- Determine el número de vidas medias que deben pasar para que sólo quede 1% del radioisótopo particular.
- Hace cientos de años los alquimistas trataron de convertir el plomo en oro. ¿Es posible esta transformación? Si no lo es, ¿por qué? Si lo es, ¿cómo se haría?
- ¿Los radiotrazadores por lo general tienen vidas medias largas o cortas? ¿Por qué?
- ¿Por qué el núcleo de un átomo es una gran fuente de energía?
- Explique a qué se refiere el término “masa crítica” y por qué la capacidad para alcanzar una masa crítica es esencial para mantener una reacción en cadena.

8. ¿Qué hace a la fusión preferible sobre la fisión? ¿Qué hace que la fusión sea más complicada?
9. ¿Por qué es difícil determinar los efectos de la radiación sobre los humanos?

VP 10. ¿Qué tipo de decaimiento radiactivo debe ocurrir para cada una de las siguientes transformaciones?

- Transformación 1
- Transformación 2
- Transformación 3



Preguntas y problemas

19.1 Decaimiento radiactivo

PREGUNTAS

- ¿El núcleo de un átomo afecta en gran medida sus propiedades químicas? Explique.
- ¿Qué tan grande es un núcleo atómico común y cómo se compara el tamaño del núcleo de un átomo con el tamaño general del átomo?
- ¿Qué representa el *número atómico* de un átomo?
- ¿Qué representa el *número de masa* de un núcleo?
- ¿A qué se refiere cuando se dice que un elemento existe en varias formas isotópicas? ¿Los isótopos de un elemento dado tienen propiedades químicas similares? Explique.
- Utilizando Z para representar el número atómico y A para representar el número de masa, proporcione el símbolo general para un núclido del elemento X . También mencione un ejemplo específico del uso de tal simbolismo.
- Escriba el símbolo nuclear para una partícula *alfa*.
- ¿A cuál partícula nuclear se refiere el símbolo ${}_{-1}^0\text{e}$?
- Cuando un núcleo emite una partícula *beta*, ¿por cuántas unidades de masa atómica cambia la masa del núcleo? ¿Por cuántas unidades cambia el número atómico del núcleo? Explique.
- Cuando un núcleo emite un neutrón, ¿el número atómico del núcleo cambia? ¿Su número de masa cambia? Explique.
- ¿Qué es una *serie de decaimientos*?
- ¿Qué cambios, si los hay, le suceden al número atómico y al número de masa de un núcleo estable cuando el núcleo emite un rayo gamma?
- ¿Qué es un *positrón*? ¿Cuáles son el número de masa y la carga de un positrón? ¿Cómo cambian el número de masa y el número atómico de un núcleo cuando éste produce un positrón?
- ¿A qué se refiere cuando se dice que un núcleo ha experimentado un proceso de *captura de electrones*? ¿Qué tipo de electrón es capturado por el núcleo en este proceso?

PROBLEMAS

- El estado natural del azufre consiste principalmente (94.9%) del isótopo con número de masa 32, pero también están presentes pequeñas cantidades de los isótopos con números de masas 33, 34 y 36. Escriba el símbolo nuclear para cada uno de los isótopos del azufre. ¿Cuántos neutrones están presentes en cada isótopo? ¿La masa atómica promedio del azufre (32.07 g) es consistente con las abundancias relativas de los isótopos?
- Aunque el estado natural del potasio consiste principalmente del isótopo de número de masa 39 (93.25%), también están presentes los isótopos de número de masa 41 (6.73%) y 40 (0.01%). Escriba el símbolo nuclear para cada uno de los isótopos del potasio. ¿Cuántos neutrones están presentes en cada isótopo? ¿La masa atómica promedio del potasio (39.10 g) es consistente con las abundancias relativas de los isótopos?
- El estado natural del magnesio consiste principalmente de tres isótopos con números de masa 24, 25 y 26. ¿Cuántos protones contiene cada uno de estos núclidos? ¿Cuántos neutrones contiene cada núclido? Escriba los símbolos nucleares para cada uno de estos isótopos.
- Considere los tres isótopos del magnesio mencionados en el ejercicio 17. Dado que las abundancias naturales relativas de estos isótopos son de 79, 10 y 11%; respectivamente, sin ver el interior de la portada de este libro, ¿cuál es la masa molar atómica *aproximada* del magnesio? Explique cómo hizo su predicción.
- Proporcione el símbolo nuclear para cada una de las siguientes partículas.
 - Una partícula beta
 - Una partícula alfa
 - Un neutrón
 - Un protón
- Nombre la partícula que tiene el siguiente símbolo nuclear.

a) ${}_{-1}^0\text{e}$	c) ${}_{0}^1\text{n}$
b) ${}_{-1}^0\text{e}$	d) ${}_{1}^1\text{H}$

21. Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.

- a) ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow ? + {}^{222}_{86}\text{Rn}$
 b) ${}^9_4\text{Be} + {}^1_1\text{H} \rightarrow ? + {}^4_2\text{He}$
 c) ${}^{17}_8\text{O} + ? \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^3_1\text{H}$

22. Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.

- a) ${}^{23}_{89}\text{Ac} \rightarrow {}^0_{+1}\beta + ?$
 b) ${}^1_1\text{H} + {}^4_2\text{He} \rightarrow ?$
 c) ${}^{28}_{14}\text{Si} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{25}_{12}\text{Mg} + ?$

23. Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.

- a) ${}^{210}_{89}\text{Ac} \rightarrow {}^4_2\text{He} + ?$
 b) ${}^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + ?$
 c) ${}^{88}_{35}\text{Br} \rightarrow {}^{87}_{35}\text{Br} + ?$

24. Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.

- a) $? \rightarrow {}^{210}_{84}\text{Po} + {}^4_2\text{He}$
 b) ${}^{40}_{19}\text{K} \rightarrow {}^{40}_{18}\text{Ar} + ?$
 c) ${}^{137}_{57}\text{La} + {}^0_{-1}\text{e} + ?$

25. Se sabe que cada uno de los siguientes núclidos experimenta decaimiento radiactivo por la producción de una partícula beta, ${}^0_{-1}\text{e}$. Escriba una ecuación nuclear balanceada para cada proceso.

- a) ${}^{14}_6\text{C}$ b) ${}^{140}_{55}\text{Cs}$ c) ${}^{234}_{90}\text{Th}$

26. Se sabe que cada uno de los siguientes núclidos experimenta decaimiento radiactivo por la producción de una partícula alfa, ${}^4_2\text{He}$. Escriba una ecuación nuclear balanceada para cada proceso.

- a) ${}^{234}_{92}\text{U}$ b) ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ c) ${}^{162}_{75}\text{Re}$

27. Se sabe que cada uno de los siguientes núclidos experimenta decaimiento radiactivo por la producción de una partícula beta, ${}^0_{-1}\text{e}$. Escriba una ecuación nuclear balanceada para cada proceso.

- a) ${}^{188}_{74}\text{W}$ b) ${}^{40}_{19}\text{K}$ c) ${}^{198}_{79}\text{Au}$

28. Se sabe que cada uno de los siguientes núclidos experimenta decaimiento radiactivo por la producción de una partícula beta, ${}^0_{-1}\text{e}$. Escriba una ecuación nuclear balanceada para cada proceso.

- a) ${}^{212}_{82}\text{Pb}$ b) ${}^{212}_{81}\text{Tl}$ c) ${}^{228}_{88}\text{Ra}$

19.2 Transformaciones nucleares

PREGUNTAS

29. ¿Qué representa una *transformación nuclear*? ¿Cómo se realiza?
30. ¿A qué se refiere cuando se habla de un proceso de *bombardeo nuclear*? Proporcione un ejemplo de tal proceso y describa cuál es su resultado neto.
31. Escriba una ecuación nuclear balanceada que muestre el bombardeo del ${}^9_4\text{Be}$ con partículas alfa para producir ${}^{12}_6\text{C}$ y un neutrón.

32. Escriba una ecuación nuclear balanceada que muestre el bombardeo del ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ con átomos de deuterio (el isótopo del hidrógeno con $A = 2$, ${}^2_1\text{H}$) para producir ${}^{22}_{11}\text{Na}$ y una partícula alfa.

19.3 Detección de la radiactividad y el concepto de vida media

PREGUNTAS

33. Describa la operación de un contador Geiger. ¿Cómo detecta partículas radiactivas? ¿En qué difiere un contador de centelleos de un contador Geiger?
34. ¿Qué es la *vida media* de un núcleo radiactivo? ¿Un tipo dado de núcleo siempre tiene la misma vida media? ¿Los núcleos de elementos diferentes tienen la misma vida media?
35. ¿A qué se refiere cuando se dice que un núcleo radiactivo es “más caliente” que otro? ¿Cuál elemento tendría más eventos de decaimiento en un periodo de tiempo dado?
36. Considere los isótopos del radio de la tabla 19.3. ¿Cuál isótopo es más estable contra el decaimiento? ¿Qué isótopo es el “más caliente”?

PROBLEMAS

37. Los siguientes isótopos (listados con su vida media) se han utilizado en las ciencias médicas y biológicas. Clasifique estos isótopos en orden por sus actividades de decaimiento relativas: ${}^3\text{H}$ (12.2 años), ${}^{24}\text{Na}$ (15 horas), ${}^{131}\text{I}$ (8 días), ${}^{60}\text{Co}$ (5.3 años), ${}^{14}\text{C}$ (5730 años).
38. En la tabla 19.4 se proporciona una lista de varios radionúclidos importantes. ¿Cuál es el “más caliente”? ¿Cuál es el más estable al decaimiento?
39. El nitrógeno-13 (${}^{13}\text{N}$) es un radionúclido que decae por emisión de positrones (${}^0_{+1}\text{e}$) a carbono-13 (${}^{13}\text{C}$), con una vida media muy cercana a los 10 minutos. Si se comienza con una muestra que contiene 100 microgramos de nitrógeno-13, ¿cuánto N-13 quedará después de un periodo de dos vidas medias?
40. El cobalto-62 (${}^{62}\text{Co}$) es un radionúclido con una vida media de 1.5 minutos. ¿Qué fracción de una muestra inicial de Co-62 quedará después de 6 minutos?
41. El kriptón elemental tiene varios isótopos radiactivos. Abajo se listan varios de estos isótopos junto con su vida media. ¿Cuál de los isótopos es el más estable? ¿Cuál es el “más caliente”? Si se fuera a comenzar un experimento de vida media con muestras separadas de 125 μg de cada isótopo, ¿aproximadamente cuánto de cada isótopo permanecería después de 24 horas?

Isótopo	Vida media
Kr-73	27 s
Kr-74	11.5 min
Kr-76	14.8 h
Kr-81	2.1×10^5 años

42. El tecnecio-99 se utiliza como agente radiográfico en escáneres de huesos (el $^{99}_{43}\text{Tc}$ es absorbido por éstos). Si el $^{99}_{43}\text{Tc}$ tiene una vida media de 6.0 horas, ¿qué fracción de una dosis administrada de 100 μg quedará en el cuerpo de un paciente después de 2.0 días?

19.4 Datación por medio de la radiactividad

PREGUNTAS

43. Describa en términos generales cómo se fecha un artefacto arqueológico utilizando el carbono 14.
44. ¿Cómo se produce el $^{14}_6\text{C}$ en la atmósfera? Escriba una ecuación balanceada para este proceso.
45. En la datación de artefactos utilizando carbono-14 se hace una suposición acerca de la cantidad de carbono-14 en la atmósfera. ¿Cuál es esta suposición? ¿Por qué es importante?
46. ¿Por qué un artefacto de madera o tela antiguo contiene menos $^{14}_6\text{C}$ que los artículos contemporáneos o fabricados más recientemente con materiales similares?

19.5 Aplicaciones médicas de la radiactividad

PREGUNTAS

47. La glándula tiroides es interesante debido a que es prácticamente el único lugar en el cuerpo donde se utiliza el elemento yodo. ¿Cómo se han utilizado los radiotrazadores para estudiar y tratar enfermedades de la glándula tiroides?
- F 48. El segmento “Química en enfoque” *La TEP, la mejor amiga del cerebro* trata sobre el uso de radiotrazadores para monitorear el funcionamiento de los órganos o para rastrear la trayectoria y el destino final de un fármaco. El isótopo ^{18}F se cita como un posible radiotrazador y tiene una vida media de 110 minutos. A partir de una muestra de 1 mol de ^{18}F , ¿alrededor de cuántos átomos quedan después de un día?

19.6 Energía nuclear

PREGUNTAS

49. ¿Cómo se comparan las fuerzas que mantienen un núcleo atómico con las fuerzas entre los átomos en una molécula?
50. Durante la ____ nuclear se transforma un núcleo grande en núcleos pequeños. Durante la ____ nuclear se combinan núcleos pequeños para formar un núcleo más pesado. Ambos procesos liberan energía, pero la ____ nuclear libera mucho más energía que la ____ nuclear.

19.7 Fisión nuclear

PREGUNTAS

51. ¿Cómo se comparan en magnitud las energías liberadas por los procesos nucleares con las energías de los procesos químicos ordinarios?

52. Escriba una ecuación para la fisión del $^{235}_{92}\text{U}$ por bombardeo con neutrones.

53. ¿Qué es una *reacción en cadena*? ¿Cómo se autosostiene una reacción en cadena que involucra al ^{235}U ?

54. ¿A qué se refiere cuando se dice que un material fisionable posee una *masa crítica*? ¿Puede ocurrir una reacción en cadena cuando una muestra tiene menos que la masa crítica?

19.8 Reactores nucleares

PREGUNTAS

55. Describa el propósito de cada uno de los componentes principales de un reactor nuclear (moderador, barras de control, contención, líquido enfriador, etc.)
56. ¿Puede ocurrir una explosión nuclear en un reactor? ¿La concentración del material fisionable utilizada en los reactores es suficientemente grande para esto?
57. ¿Qué es una *fundición* y cómo puede ocurrir? La mayoría de los reactores nucleares utiliza agua como líquido enfriador. ¿Existe peligro de una explosión por el vapor si el núcleo del reactor se sobrecalienta?
- F 58. El segmento “Química en enfoque” *Futuro de la energía nuclear* trata sobre la energía nuclear como una fuente de energía. ¿Cuáles son sus ventajas? ¿Cuáles son algunos problemas potenciales?

19.9 Fusión nuclear

PREGUNTAS

59. ¿Cuál es la *fusión* nuclear de núcleos pequeños? ¿Cómo se compara en magnitud la energía liberada por la fusión con la liberada por la fisión?
60. ¿Cuáles son algunas razones del por qué aún no se ha desarrollado un reactor de fusión práctico?
61. ¿Qué tipo de “combustible” pudiera utilizarse en un reactor nuclear y por qué es deseable?
62. El Sol irradia cantidades vastas de energía como consecuencia de la reacción de fusión nuclear de ____ para formar núcleos ____.

19.10 Efectos de la radiación

PREGUNTAS

63. Aunque la energía transferida por evento cuando una criatura viva se expone a la radiación es pequeña, ¿por qué tal exposición es peligrosa?
64. Explique la diferencia entre el daño *somático* de la radiación y el daño *genético*. ¿Cuál tipo ocasiona daño inmediato al individuo expuesto?
65. Describa potencias de penetración relativas de la radiación alfa, beta y gamma.
66. Explique por qué, aunque los rayos gamma son mucho más penetrantes que las partículas alfa, es más probable que los últimos ocasionen un daño al organismo. ¿Cuál radiación es más efectiva en causar la ionización de biomoléculas?

67. ¿Cómo influyen las *propiedades químicas* de los núcleos radiactivos (como opuestas al decaimiento nuclear que experimentan) en el grado de daño que le causan a un organismo?
68. Aunque los procesos nucleares ofrecen el potencial de una fuente de energía abundante, no se han construido nuevas plantas nucleares en Estados Unidos desde hace algún tiempo. Además del temor de un mal funcionamiento de tal planta (como el que sucedió en la planta nuclear en la Isla Tres Millas en Pennsylvania) o el peligro de un ataque terrorista, existe el problema muy práctico de la eliminación regular del material de desecho. Explique algunos problemas asociados con los desechos nucleares y algunas propuestas que se han planteado para su eliminación.

Problemas adicionales

69. Al número de protones contenidos en un núcleo dado se le llama _____.
70. Se dice que un núcleo que se descompone de manera espontánea es _____.
71. Al _____, cuando es producido por un núcleo a velocidad alta, se llama de manera más común *partícula beta*.
72. En una ecuación nuclear, el número atómico y el número de _____ deben conservarse.
73. A la producción de un núcleo de helio a partir de un átomo pesado se le refiere como decaimiento _____.
74. El efecto neto de la producción de una partícula beta es convertir un _____ en un _____.
75. Además de partículas, varios núcleos radiactivos también producen rayos _____ de energía alta cuando decaen.
76. Cuando un núclido se descompone a través de una serie de etapas antes de alcanzar la estabilidad, se dice que el núclido ha pasado a través de una serie de _____.
77. Cuando un núclido produce una partícula beta, el número atómico del nuevo núclido resultante es una unidad _____ que el del núclido original.
78. Cuando un núcleo experimenta un decaimiento alfa, el _____ disminuye en cuatro unidades.
79. A las máquinas que incrementan la velocidad de la especie utilizada para los procesos de bombardeo nuclear se les llama _____.
80. A los elementos con números atómicos de 93 o mayor se les refiere como elementos _____.
81. Un contador _____ contiene gas argón, el cual es ionizado por la radiación, haciendo posible la medición de las velocidades de los decaimientos radiactivos.
82. Al tiempo requerido para que la mitad de una muestra de un núclido radiactivo decaiga se le refiere como la _____ del núclido.
83. El núclido radiactivo que se ha utilizado para determinar la edad de artefactos de madera históricos es el _____.
84. Los _____ son sustancias radiactivas que los médicos introducen en el cuerpo para estudiar la absorción y el metabolismo de la sustancia, o para analizar el funcionamiento de un órgano o una glándula que puede hacer uso de la sustancia.
85. A la combinación de dos núcleos pequeños para formar un núcleo más grande se le refiere como el proceso de _____ nuclear.
86. Al proceso nuclear autosostenido en el que las partículas de bombardeo necesarias para producir la fisión de más material se producen a sí mismas como el producto de la fisión inicial se le llama reacción _____.
87. El tipo más común de reactor nuclear utiliza el núclido _____ como su material fisionable.
88. A un reactor nuclear que genera combustible fisionable adicional (además de producir calor para la generación de electricidad) se le refiere como un reactor _____.
89. En la figura 19.1 se indica una serie de decaimientos del uranio-238 al plomo-206. Para cada *etapa* del proceso indicado en la figura, especifique qué tipo de partícula es producida por el núcleo particular involucrado en ese punto en la serie.
90. El Departamento de Energía de Estados Unidos vende a investigadores calificados un isótopo del elemento transuránico californio en 10 dólares por microgramo. ¿Cuánto costaría una libra del núclido Cf?
91. Cada uno de los siguientes isótopos se ha utilizado de manera médica para el propósito indicado. Sugiera razones de por qué el elemento particular pudo ser elegido para este propósito.
- Cobalto-57, para el estudio del uso de la vitamina B₁₂ por el cuerpo
 - Calcio-47, para el estudio del metabolismo óseo
 - Hierro-59, para el estudio de la función de los glóbulos rojos
 - Mercurio-197, para escáneres cerebrales antes de que se dispusiera de los escaneos de TAC
92. La fisión del ${}_{92}^{235}\text{U}$ libera 2.1×10^{13} joules por mol de ${}_{92}^{235}\text{U}$. Calcule la energía liberada por átomos y por gramo de ${}_{92}^{235}\text{U}$.
93. Durante la investigación que condujo a la producción de las dos bombas atómicas utilizadas contra Japón en la Segunda Guerra Mundial se analizaron diferentes mecanismos para la obtención de una masa supercrítica de material fisionable. Un tipo de bomba en esencia era una pistola utilizada para disparar una pieza de material fisionable en una cavidad que contenía otra pieza de material fisionable. En el segundo tipo de bomba el material fisionable estaba rodeado con un alto explosivo que, cuando detonaba, comprimía el material fisionable a un volumen más pequeño. Explique a qué se refiere el término *masa crítica* y por qué la capacidad para alcanzar una masa crítica es esencial para mantener una reacción nuclear.

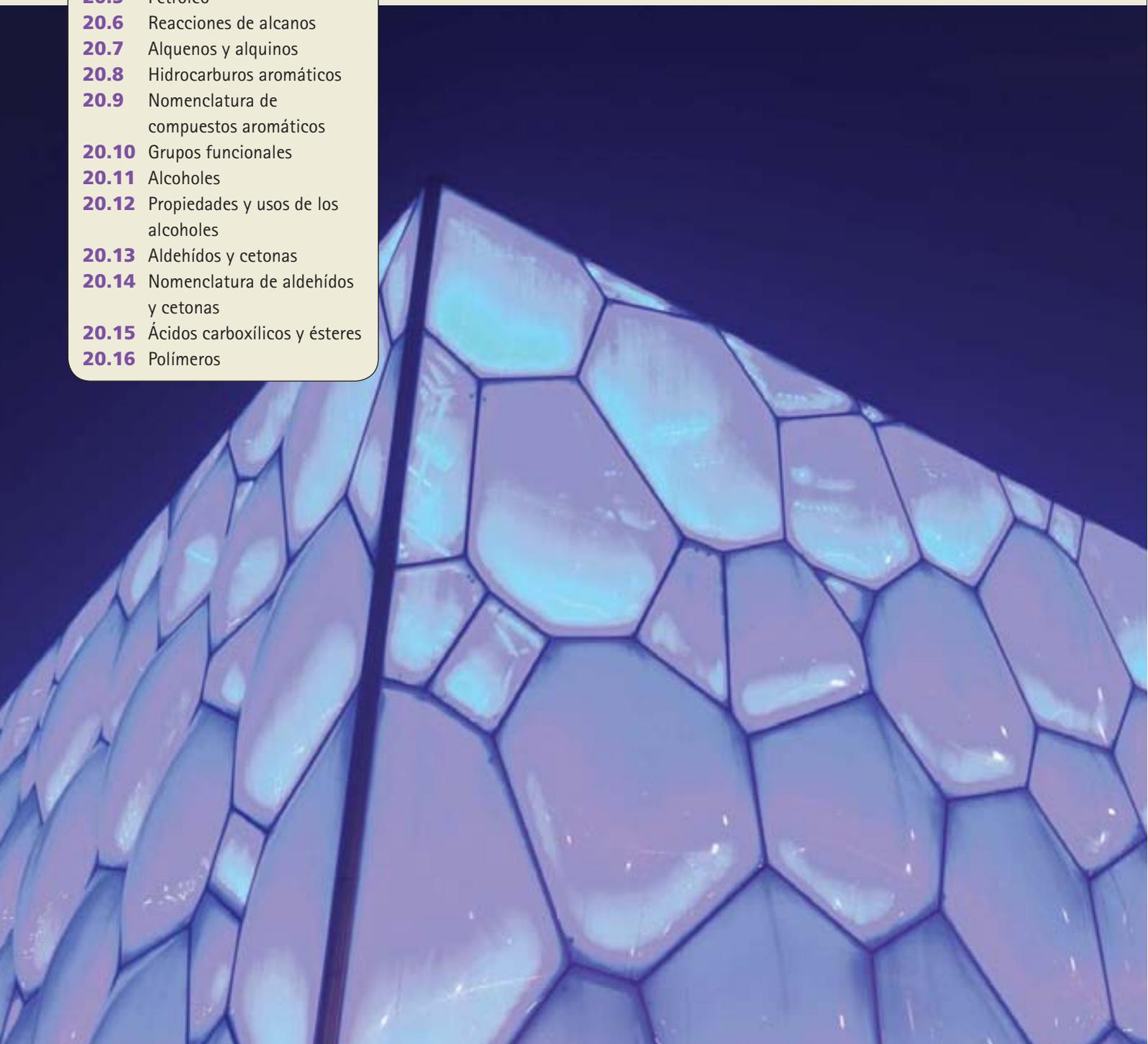
- 94.** El zirconio consiste en cinco isótopos principales de los números de masas y de las abundancias mostrados enseguida.
- | | |
|-------|-------|
| Zr-90 | 51.5% |
| Zr-91 | 11.2% |
| Zr-92 | 17.1% |
| Zr-94 | 17.4% |
| Zr-96 | 2.8% |
- Escriba el símbolo nuclear A_ZX para cada uno de estos isótopos del zirconio.
- 95.** El zinc elemental en la naturaleza consiste de cinco isótopos con abundancias naturales mayores a 0.5%, con los números de masa 64, 66, 67, 68 y 70. Escriba el símbolo químico para cada uno de estos isótopos. ¿Cuántos protones contiene cada uno? ¿Cuántos neutrones?
- 96.** El aluminio existe en varias formas isotópicas, incluyendo el ${}^{27}_{13}\text{Al}$, el ${}^{28}_{13}\text{Al}$ y el ${}^{29}_{13}\text{Al}$. Indique el número de protones y el número de neutrones en cada uno de estos isótopos.
- 97.** Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.
- ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + ?$
 - ${}^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + ?$
 - ${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + ?$
- 98.** Complete cada una de las siguientes ecuaciones nucleares suministrando la partícula faltante.
- ${}^{69}_{30}\text{Zn} \rightarrow {}^{69}_{31}\text{Ga} + ?$
 - ${}^{74}_{35}\text{Br} \rightarrow {}^0_1\beta + ?$
 - ${}^{244}_{94}\text{Pu} \rightarrow {}^4_2\text{He} + ?$
- 99.** Escriba una ecuación nuclear balanceada del bombardeo de ${}^{14}_7\text{N}$ con partículas alfa para producir ${}^{17}_8\text{O}$ y un protón.
- 100.** Escriba una ecuación nuclear que muestre el bombardeo del berilio-9 con partículas alfa, lo que resulta en la producción de carbono-12 y un neutrón.
- 101.** ¿Cómo se han utilizado en el diagnóstico químico el ${}^{131}_{53}\text{I}$ y el ${}^{201}_{81}\text{Tl}$? ¿Por qué estos núclidos particulares son especialmente adecuados para este propósito?
- 102.** La reacción más común utilizada en los reactores reproductores involucra el bombardeo del uranio-238 con neutrones: el ${}^{238}\text{U}$ es convertido por este bombardeo en ${}^{239}\text{U}$. El uranio-239 después experimenta dos decaimientos beta, primero a ${}^{239}\text{Np}$ y después a ${}^{239}\text{Pu}$, el cual es un material fisionable y el producto deseado. Escriba las ecuaciones nucleares balanceadas para la reacción del bombardeo y las dos reacciones de decaimiento beta.
- 103.** Se sabe que cada uno de los siguientes núclidos experimenta decaimiento radiactivo por la producción de una partícula alfa, ${}^4_2\text{He}$. Escriba una ecuación nuclear balanceada para cada proceso.
- ${}^{232}_{90}\text{Th}$
 - ${}^{220}_{86}\text{Rn}$
 - ${}^{216}_{84}\text{Po}$

20

Química orgánica

- 20.1** Enlazamiento de carbono
- 20.2** Alcanos
- 20.3** Fórmulas estructurales e isomerismo
- 20.4** Nomenclatura de alcanos
- 20.5** Petróleo
- 20.6** Reacciones de alcanos
- 20.7** Alquenos y alquinos
- 20.8** Hidrocarburos aromáticos
- 20.9** Nomenclatura de compuestos aromáticos
- 20.10** Grupos funcionales
- 20.11** Alcoholes
- 20.12** Propiedades y usos de los alcoholes
- 20.13** Aldehídos y cetonas
- 20.14** Nomenclatura de aldehídos y cetonas
- 20.15** Ácidos carboxílicos y ésteres
- 20.16** Polímeros

- El Centro Acuático Nacional (también conocido como "Cubo de agua") utilizado en los Juegos Olímpicos de verano de 2008 en Beijing, China.
(© TonyV3112/Shutterstock)



OWL Ingrese a OWL en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

go Chemistry Descargue videos de minilecciones para repasar los conceptos clave y prepararse para el examen desde OWL, o adquiéralos en www.ichapters.com

Al estudio de los compuestos que contienen carbono y sus propiedades se le llama **química orgánica**. Las industrias basadas en las sustancias orgánicas han revolucionado de verdad nuestra vida. En particular, el desarrollo de polímeros, como el nailon para telas; el velcro para abrochadores; el kevlar para los compuestos utilizados en automóviles exóticos, aviones y bicicletas, y el cloruro de polivinilo (PVC) para tuberías, revestimientos y juguetes ha producido un nuevo mundo maravilloso.

Dos elementos del grupo 4, el carbono y el silicio, forman la base de la mayoría de las sustancias naturales. El silicio, con su gran afinidad para el oxígeno, forma cadenas y anillos que contienen enlaces Si—O—Si para producir sílice y silicatos que integran las estructuras básicas de la mayoría de las rocas, arenas y suelos. Por tanto, los compuestos de silicio son los materiales inorgánicos fundamentales de la Tierra. Lo que el silicio es al mundo geológico, el carbono es al mundo orgánico o biológico.

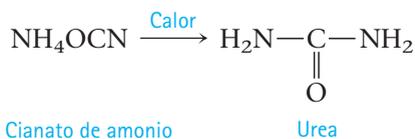
El carbono tiene la habilidad inusual de enlazarse con intensidad a sí mismo, formando cadenas o anillos largos de átomos de carbono. Además, forma enlaces fuertes con otros no metales como el hidrógeno, el nitrógeno, el azufre y los halógenos. Debido a estas propiedades de enlazamiento, existe un número extraordinario de compuestos de carbono; en la actualidad se conocen varios millones, y el número continúa creciendo con rapidez. Entre estos compuestos están las **biomoléculas**, moléculas que hacen posible el mantenimiento y la reproducción de la vida.

Aunque unos cuantos compuestos del carbono, como los óxidos de carbono y los carbonatos, se consideran sustancias inorgánicas, la gran mayoría se designa como compuestos orgánicos, que por lo regular contienen cadenas o anillos de átomos de carbono. Originalmente la distinción entre sustancias inorgánicas y orgánicas se basaba en si eran producidos por sistemas vivos. Por ejemplo, todavía a principios del siglo XIX se creía que los compuestos orgánicos tenían algún tipo de "fuerza de vida" y sólo podían ser sintetizados por organismos vivos. Este concepto erróneo fue disipado en 1828 cuando el químico alemán Friedrich Wöhler (1800-1882) preparó urea a partir de la sal inorgánica cianato de amonio por simple calentamiento.



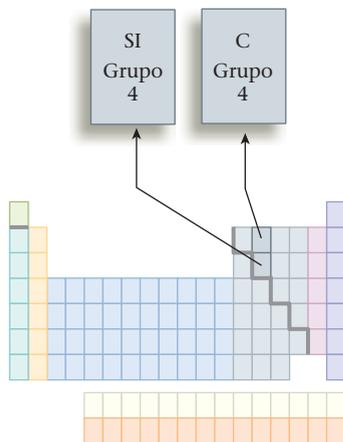
© Adisa / Shutterstock

Fotografía del velcro, un material sintético-orgánico utilizado como sujetador o cierres.



La urea es un componente de la orina, por lo que claramente es un material orgánico formado por organismos vivos, aunque aquí había evidencia concreta de que podría producirse también en el laboratorio.

La química orgánica desempeña una función vital en la búsqueda de la comprensión de los sistemas vivos, además de que los tejidos sintéticos, los plásticos, los edulcorantes artificiales y las medicinas se da por sentado que son productos de la química orgánica industrial. Por último, la energía en la que confiamos en gran medida para impulsar nuestra civilización se basa principalmente en la combustión de los materiales orgánicos encontrados en el carbón y el petróleo.



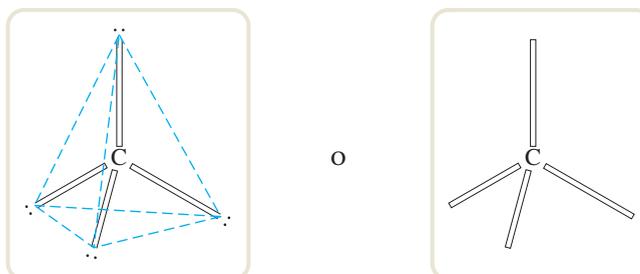
Como la química orgánica es un tema muy vasto, sólo se puede introducir de manera breve en este texto. Se comenzará con la clase más sencilla de compuestos orgánicos, los hidrocarburos, y después se mostrará cómo la mayoría de los demás compuestos orgánicos puede considerarse como derivados de los hidrocarburos.

20.1 Enlazamiento de carbono

OBJETIVO Comprender los tipos de enlaces formados por el átomo de carbono.

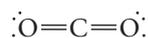
Existen incontables compuestos que contienen carbono debido a que éste forma enlaces fuertes consigo mismo y con otros elementos. Un átomo de carbono puede formar enlaces con un máximo de otros cuatro átomos; estos pueden ser átomos de carbono o átomos de otros elementos. Uno de los materiales más duros y resistentes conocidos es el diamante, una forma del carbono puro en la que cada átomo de carbono se enlaza con otros cuatro átomos de carbono (vea la figura 4.16a).

Uno de los compuestos más familiares del carbono es el metano, CH_4 , el componente principal del gas natural. La molécula de metano consiste en un átomo de carbono con cuatro átomos de hidrógeno enlazados con éste de una manera tetraédrica. Es decir, pronosticado por el modelo de RPECV (vea la sección 12.9), los cuatro pares de electrones de enlace alrededor del carbono tienen repulsiones mínimas cuando están localizados en las esquinas del tetraedro.



Esto conduce a la estructura para el CH_4 mostrada en la figura 20.1. Cuando el carbono tiene cuatro átomos enlazados a él, estos átomos siempre tendrán un arreglo tetraédrico alrededor del carbono.

El carbono puede enlazarse con menos de cuatro elementos formando uno o más enlaces múltiples. Recuerde que un enlace múltiple involucra la compartición de más de un par de electrones. Por ejemplo, un *enlace doble* involucra la compartición de dos pares de electrones, como en el dióxido de carbono:

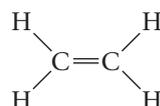


y un *enlace triple* involucra la compartición de tres pares de electrones, como en el monóxido de carbono:



Observe que el carbono está enlazado con otros dos átomos en el CO_2 y sólo con otro átomo en el CO.

El enlazamiento múltiple también ocurre en las moléculas orgánicas. El etileno, C_2H_4 , tiene un enlace doble



El CO_2 y el CO se clasifican como sustancias inorgánicas.

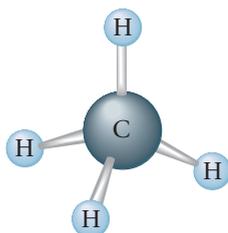
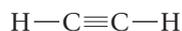


Figura 20.1

El metano es una molécula tetraédrica.

En este caso, cada carbono está enlazado a otros tres átomos (un átomo de C y dos átomos de H). El acetileno, C_2H_2 , es una molécula con un enlace triple:



Aquí cada carbono está enlazado a otros dos átomos (un átomo de carbono y un átomo de hidrógeno).

Más que cualquier otro elemento, el carbono tiene la habilidad para formar cadenas de átomos, como se ilustra por medio de las estructuras del propano y del butano mostradas en la figura 20.3. En estos compuestos cada átomo de carbono está enlazado a cuatro átomos de una manera tetraédrica. En la siguiente sección se explicarán a detalle estas moléculas.

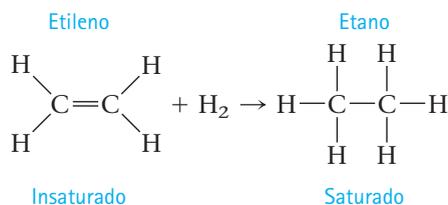
20.2 Alcanos

OBJETIVO

 El módulo 15, **Nomenclatura de compuestos orgánicos**, cubre los conceptos de esta sección.

Aprender acerca de los alcanos: compuestos que contienen átomos de carbono saturados.

Los **hidrocarburos**, como su nombre indica, son compuestos conformados por carbono e hidrógeno. Aquellos cuyos enlaces carbono-carbono son todos sencillos se dice que están **saturados** debido a que cada carbono está enlazado a cuatro átomos, el número máximo. Los hidrocarburos que contienen enlaces múltiples carbono-carbono se describen como **insaturados** porque los átomos de carbono involucrados en un enlace múltiple pueden enlazarse a uno o más átomos adicionales. Esto se muestra por medio de la *adición* de hidrógeno al etileno.



Observe que cada carbono en el etileno está enlazado a tres átomos (un carbono y dos hidrógenos) pero puede enlazarse a un átomo adicional después de que se rompe un enlace del doble enlace carbono-carbono. Esto conduce al etano, un hidrocarburo saturado (cada átomo de carbono está enlazado a cuatro átomos).

A los hidrocarburos saturados se les llaman **alcanos**. El más sencillo es el *metano*, CH_4 , el cual tiene una estructura tetraédrica (vea la figura 20.1). El siguiente alcano, que contiene dos átomos de carbono, es el *etano*, C_2H_6 , mostrado en la figura 20.2. Observe que cada átomo de carbono en el etano está enlazado a cuatro átomos.

Los siguientes dos miembros de la serie son el *propano*, con tres átomos de carbono y la fórmula C_3H_8 , y el *butano*, con cuatro átomos de carbono y la fórmula C_4H_{10} .

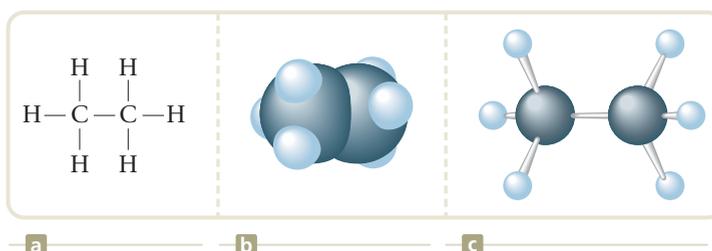


Figura 20.2

a Estructura de Lewis del etano, C_2H_6 . Estructura molecular del etano representada por **b** un modelo compacto (o de llenado espacial) y **c** un modelo de barras y esferas.

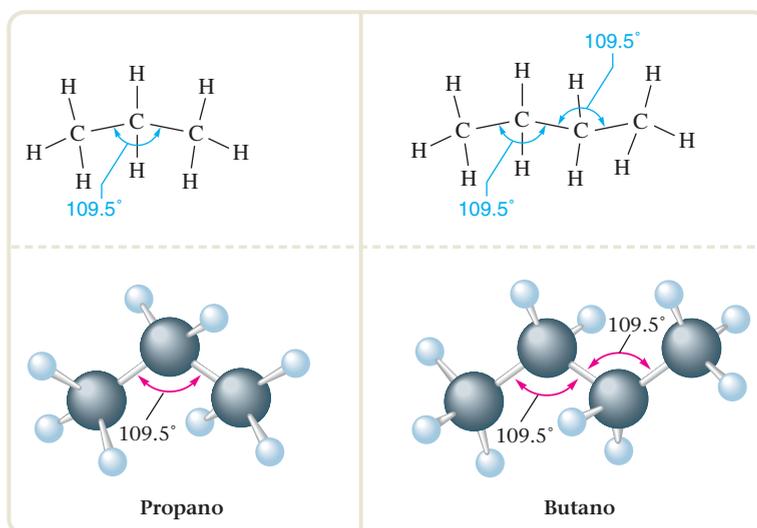
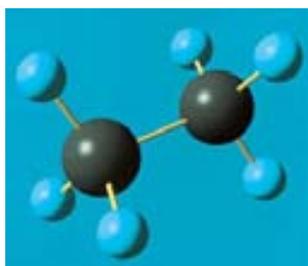


Figura 20.3

Las estructuras del propano y el butano.

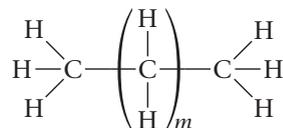


Frank Cox

Modelo del etano generado por computadora.

En la figura 20.3 se muestran estas moléculas. De nuevo, estos son hidrocarburos saturados (alcanos); cada carbono está enlazado a cuatro átomos.

A los alcanos en los que los átomos de carbono forman “cordones” o cadenas largas se les llama **normales, de cadena recta o hidrocarburos no ramificados**. Como se ilustra en la figura 20.3, las cadenas en los alcanos normales no son en realidad rectas sino en forma de zigzag debido a que el ángulo del C—C—C tetraédrico es de 109.5°. Los alcanos normales pueden representarse por medio de la estructura



donde m es un entero. Observe que cada miembro se obtiene a partir del anterior por medio de la inserción de un grupo *metileno*, CH_2 . Se pueden condensar las fórmulas estructurales omitiendo algunos enlaces C—H. Por ejemplo, la fórmula general para los alcanos normales mostrados arriba puede considerarse como



EJEMPLO 20.1

Escritura de las fórmulas para alcanos

Proporcione las fórmulas para los alcanos normales (o de cadena recta) con seis y ocho átomos de carbono.

SOLUCIÓN

El alcano con seis átomos de carbono puede escribirse como



el cual puede condensarse como



Observe que la molécula contiene 14 átomos de hidrógeno además de los seis átomos de carbono. Por tanto, la fórmula es C_6H_{14} .

20.3 Fórmulas estructurales e isomerismo

OBJETIVO Aprender acerca de los isómeros estructurales y cómo dibujar sus fórmulas estructurales.

El butano y todos los alcanos subsiguientes exhiben isomerismo estructural. El **isomerismo estructural** ocurre cuando dos moléculas tienen los mismos átomos pero diferentes enlaces. Es decir, las moléculas tienen las mismas fórmulas pero distintos arreglos de átomos. Por ejemplo, el butano puede existir como una molécula de cadena recta (butano normal o *n*-butano) o como una estructura de cadena ramificada (llamado *isobutano*), como se muestra en la figura 20.4. Debido a sus estructuras diferentes, estos isómeros estructurales tienen propiedades distintas.

EJEMPLO 20.3

Dibujo de los isómeros estructurales de los alcanos

Dibuje los isómeros estructurales del pentano, C_5H_{12} .

SOLUCIÓN

Para encontrar las estructuras isoméricas del pentano, C_5H_{12} , primero se debe escribir la cadena de carbono recta y después adicionar los átomos de hidrógeno.

1. La estructura de cadena recta tiene los cinco átomos de carbono en una fila.

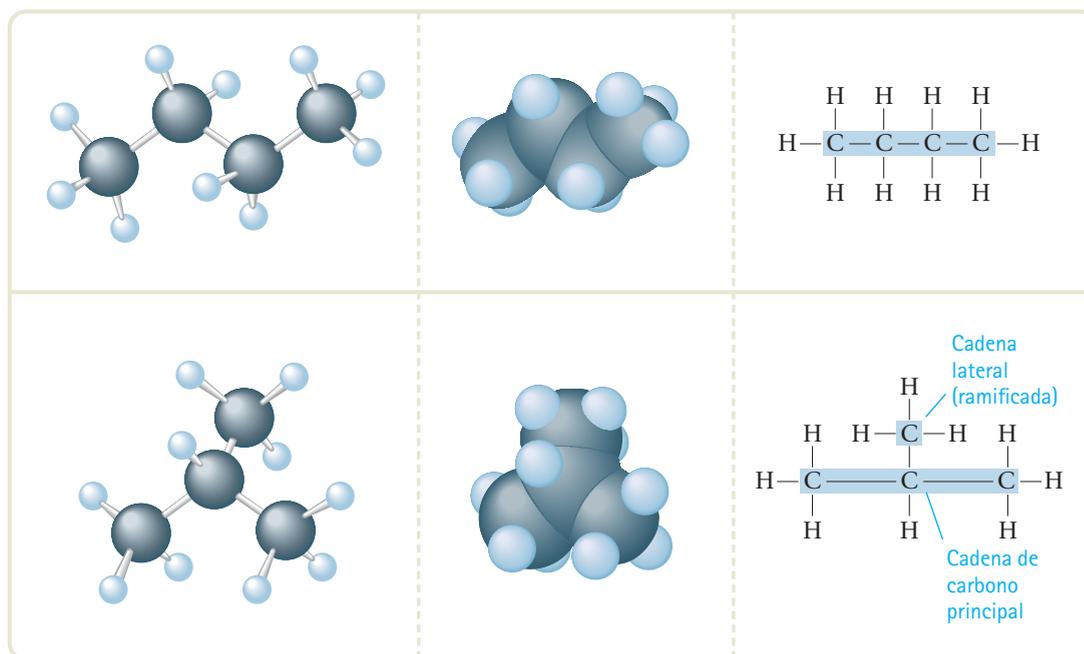
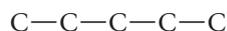
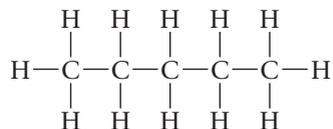
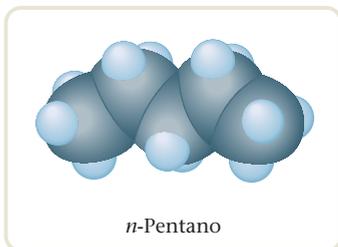


Figura 20.4

Isómeros estructurales del C_4H_{10} . Cada molécula se representa de tres maneras: una estructura de barras y esferas, una estructura de llenado espacial y otra que muestra los electrones compartidos como líneas (una estructura de Lewis). (Imagen superior) El butano normal (abreviado como *n*-butano). (Imagen inferior) El isómero ramificado del butano (llamado *isobutano*).

Ahora se pueden adicionar los átomos de H.

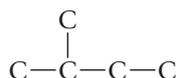


Esto puede escribirse de forma abreviada como

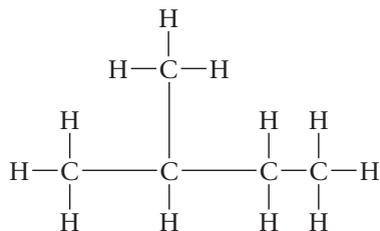


y se le llama *n*-pentano.

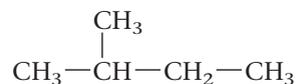
2. Después se elimina un átomo de C de la cadena principal y se enlaza al segundo carbono en la cadena.



Enseguida se colocan los átomos de H de tal manera que cada carbono tenga cuatro enlaces.

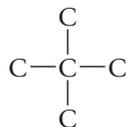


Esta estructura puede representarse como

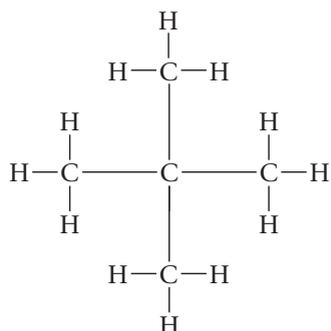


y se le llama *isopentano*.

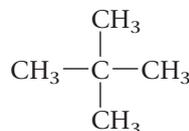
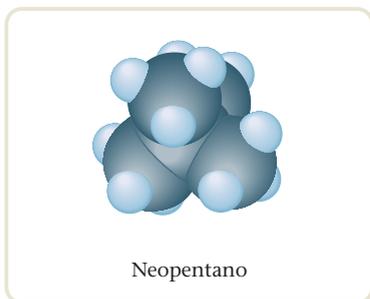
3. Por último, se eliminan dos carbonos de la cadena para obtener el arreglo



Al adicionar los átomos de H se obtiene



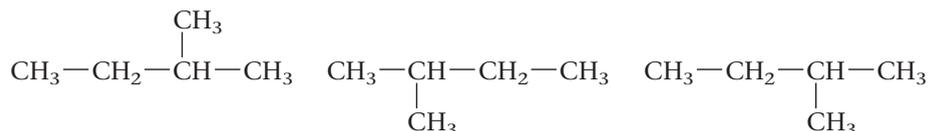
lo cual puede escribirse de forma abreviada como



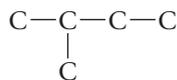
A esta molécula se le llama *neopentano*.

En el margen se muestran los modelos de llenado espacial para estas moléculas.

Note que estas moléculas tienen la fórmula C_5H_{12} , como se requiere. También observe que estas estructuras



las cuales podrían parecer a primera vista isómeros adicionales, en realidad son idénticas a la estructura 2. Estas tres estructuras tienen exactamente el mismo esqueleto de carbono que la mostrada en la parte 2. Estas estructuras tienen cuatro carbonos en la cadena con un carbono lateral:



20.4 Nomenclatura de alcanos

OBJETIVO Aprender el sistema para nombrar alcanos y alcanos sustituidos.

Debido a que existen literalmente millones de compuestos orgánicos, sería imposible recordar los nombres comunes de todos. Tal como se hizo en el capítulo 5 para los compuestos inorgánicos, se debe aprender un método sistemático para la nomenclatura de los compuestos orgánicos. Primero se considerarán los principios aplicados en la nomenclatura de los alcanos y después se resumirán como un conjunto de reglas.

1. Los primeros cuatro miembros de la serie de los alcanos se llaman metano, etano, propano y butano. Los nombres de los alcanos posteriores al butano se obtienen adicionando el sufijo *-ano* a la raíz griega para el número de átomos de carbono.

Número	Raíz griega
5	<i>pent</i>
6	<i>hex</i>
7	<i>hept</i>
8	<i>oct</i>
9	<i>non</i>
10	<i>dec</i>

Por tanto, al alcano



que tiene ocho carbonos en la cadena, se le llama *octano*.

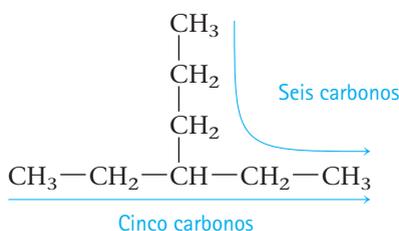
(oct — ano)

Indica que
hay ocho
carbonos

Indica
que es un
alcano

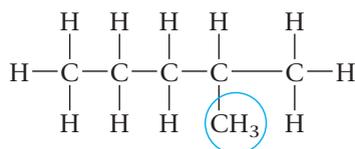
El nombre completo para este alcano es *n*-octano, la *n* indica un alcano de cadena recta.

2. Para un hidrocarburo ramificado, la cadena continua más larga de átomos de carbono da el nombre raíz para el hidrocarburo. Por ejemplo, en el alcano



la cadena continua más larga contiene seis átomos de carbono. El nombre específico de este compuesto no es importante en este punto, pero se nombrará como un hexano (que indica una cadena con seis carbonos).

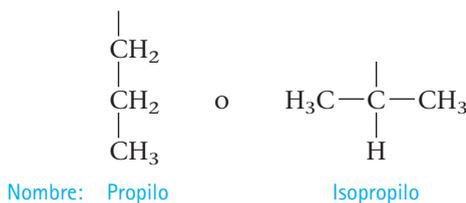
3. Los alcanos que carecen de un átomo de hidrógeno pueden unirse a una cadena de hidrocarburo en lugar de a un átomo de hidrógeno. Por ejemplo, la molécula



CH₃ sustituido por el H

puede verse como un pentano (cadena con cinco carbonos) en el que un átomo de hidrógeno ha sido remplazado por un grupo —CH₃, el cual es una molécula de metano, CH₄, con un hidrógeno eliminado. Cuando se sustituye un grupo por un hidrógeno en la cadena de un alcano, a este grupo se le llama *sustituyente*. Para nombrar el sustituyente —CH₃, se comienza con el nombre de su alcano precursor (o principal), se elimina la terminación *-ano* y se añade la de *-ilo*. Por tanto, al —CH₃ se le llama *metilo*. De manera similar, cuando se elimina un hidrógeno del etano, CH₃CH₃, se obtiene —CH₃CH₂. Al eliminar la terminación *-ano* y añadir la terminación *-ilo*, este grupo obtiene el nombre de *etilo*. La eliminación de un hidrógeno del carbono extremo del propano, CH₃CH₂CH₃, da —CH₃CH₂CH₂, al cual se le llama grupo *propilo*.

Existen dos maneras en las que el grupo propilo puede unirse a un sustituyente. Puede eliminarse un hidrógeno de un carbono extremo para obtener el grupo propilo o del carbono de enmedio para obtener el grupo isopropilo.



Cuando se elimina un hidrógeno del butano, CH₃CH₂CH₂CH₃, se obtiene un sustituyente butilo. En el caso del grupo butilo, existen cuatro maneras en las que pueden arreglarse los átomos. En la tabla 20.2 se muestran éstas, con sus nombres respectivos.

El nombre general para un alcano cuando funciona como un sustituyente es *alquilo*. En la tabla 20.2 se muestran todos los grupos alquilo normales.

4. Se especifican las posiciones de los grupos sustituyentes numerando de manera secuencial los carbonos en la cadena más larga de átomos de carbono, comen-

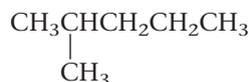
Tabla 20.2 Los sustituyentes alquilo más comunes y sus nombres

Estructura*	Nombre
—CH ₃	metilo
—CH ₂ CH ₃	etilo
—CH ₂ CH ₂ CH ₃	propilo
$ \begin{array}{c} \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_3 \end{array} $	isopropilo
—CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	butilo
$ \begin{array}{c} \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3 \end{array} $	<i>sec</i> -butilo
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	isobutilo
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ -\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	<i>ter</i> -butilo

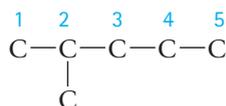
* El enlace con un extremo abierto muestra el punto de unión del sustituyente.

Este alcano tiene seis carbonos en la misma cadena continua, por lo que se le llama hexano o, de manera más apropiada, *n*-hexano, indicando que todos los átomos de carbono están en la misma cadena.

2. Ahora se extrae un carbono de la cadena principal y se hace un sustituyente metilo. Esto proporciona la molécula



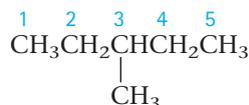
La estructura de carbono es la siguiente:



Observe que al colocar el grupo $-\text{CH}_3$ en el carbono 4, se obtiene la misma molécula que al colocarlo en el carbono 2.

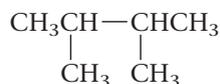
Debido a que la cadena más larga tiene cinco carbonos, el nombre base es pentano. Se ha numerado la cadena a partir de la izquierda, comenzando lo más cercano al sustituyente, un grupo metilo. Se indica la posición del grupo metilo en la cadena por medio del 2, el número del carbono al que está unido. Por tanto, el nombre es 2-metilpentano. Observe que si se hubiera numerado la cadena a partir del extremo derecho, el grupo metilo estaría en el carbono 4. Se desea el número más pequeño posible, por lo que la numeración mostrada es la correcta.

3. El sustituyente metilo también puede estar en el carbono 3:

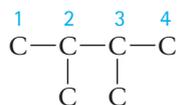


El nombre es 3-metilpentano. Ahora se han agotado todas las posibilidades para la colocación de un solo grupo metilo en el pentano.

4. Después se sacan dos carbonos de la cadena original con seis miembros.

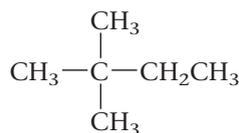


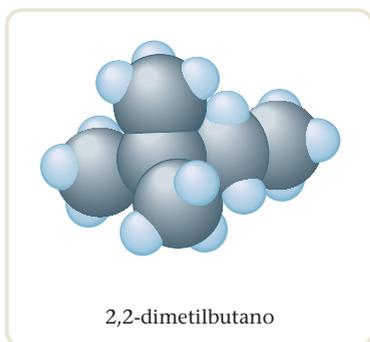
La estructura de carbono es



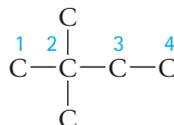
La cadena más larga de esta molécula tiene cuatro carbonos, por lo que el nombre raíz es butano. Debido a que hay dos grupos metilo (en los carbonos 2 y 3), se utiliza el prefijo *di*-. El nombre de la molécula es 2,3-dimetilbutano. Observe que cuando se utilizan dos o más números, se separan con una coma.

5. También pueden unirse dos grupos metilo al mismo átomo de carbono en la cadena con cuatro carbonos para obtener la siguiente molécula:



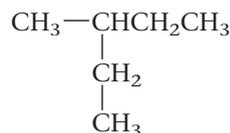


La estructura de carbono es

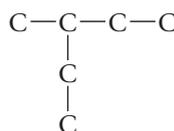


El nombre raíz es butano y hay dos grupos metilo en el carbono número 2. El nombre es 2,2-dimetilbutano.

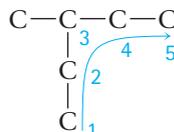
6. En la búsqueda de más isómeros se podría tratar de colocar un sustituyente etilo en la cadena con cuatro carbonos para obtener la molécula



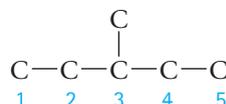
La estructura de carbono es



Se podría estar tentado a nombrar esta molécula como 2-etilbutano, pero esto es incorrecto. Observe que hay cinco átomos de carbono en la cadena más larga.

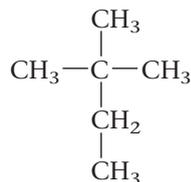


Se puede reordenar esta estructura (esqueleto) de carbono para obtener



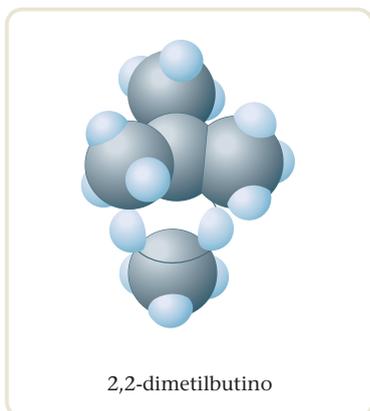
De hecho, esta molécula es un pentano (3-metilpentano), debido a que la cadena más larga tiene cinco átomos de carbono, por lo que no es un nuevo isómero.

En la búsqueda de más isómeros se podría intentar una estructura como



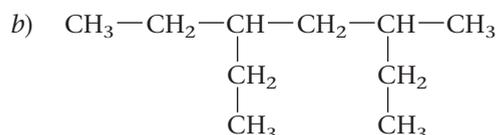
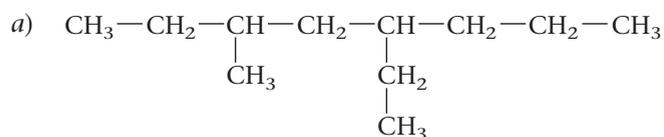
Como se ha dibujado, esta molécula podría parecer un propano. Sin embargo, tiene una cadena más larga de cuatro átomos (véala de manera vertical), por lo que el nombre correcto es 2,2-dimetilbutano

Por tanto, hay cinco isómeros estructurales distintos del C_6H_{14} : el *n*-hexano, el 2-metilpentano, el 3-metilpentano, el 2,3-dimetilbutano y el 2,2-dimetilbutano.



Autocomprobación

EJERCICIO 20.2 Nombre las siguientes moléculas.



Vea los problemas 20.25 y 20.26. ■

Hasta ahora ha aprendido cómo nombrar un compuesto examinando su fórmula estructural. También debe ser capaz de realizar lo inverso: escribir la fórmula estructural a partir del nombre.

EJEMPLO 20.5

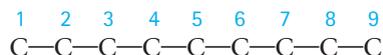
Escritura de los isómeros estructurales a partir de los nombres

Escriba la fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos.

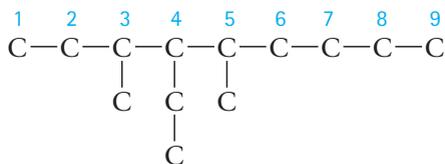
- a) 4-etil-3,5-dimetilnonano b) 4-ter-butilheptano

SOLUCIÓN

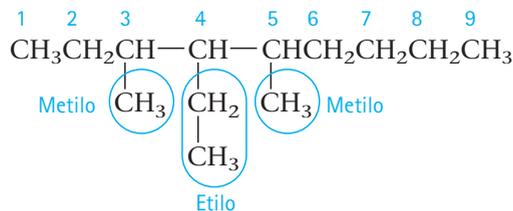
- a) El nombre raíz nonano significa una cadena con nueve carbonos. Por tanto, se tiene la siguiente cadena principal de carbonos:



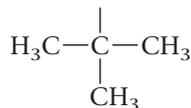
El nombre indica un grupo etilo unido al carbono 4 y dos grupos metilo, uno en el carbono 3 y uno en el carbono 5. Esto da la siguiente estructura de carbono:



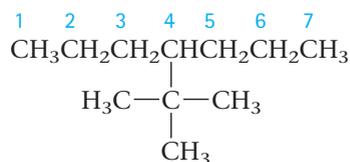
Cuando se adicionan los átomos de hidrógeno, se obtiene la estructura final



- b) El heptano significa una cadena con siete carbonos, y el grupo *ter*-butilo (vea la tabla 20.2) es



Por tanto, se tiene la molécula



Autocomprobación

EJERCICIO 20.3 Escriba la fórmula estructural para el 5-isopropil-4-metildecano.

Veá los problemas 20.27 y 20.28. ■

20.5 Petróleo

OBJETIVO Aprender acerca de la composición y los usos del petróleo.

Las plantas leñosas, el carbón, el petróleo y el gas natural proveen un recurso vasto de energía que originalmente provino del Sol. Por medio del proceso de la fotosíntesis las plantas almacenan energía que se puede obtener quemando las plantas o, más por lo común, quemando los productos descompuestos que se han convertido en combustibles fósiles. Aunque Estados Unidos en la actualidad depende en gran medida del petróleo para la energía, esta dependencia es un fenómeno relativamente reciente (vea la figura 10.7).

Los depósitos de petróleo y gas natural quizás se formaron a partir de los restos de organismos marinos que vivieron aproximadamente hace 500 millones de años. El **petróleo** es un líquido espeso y oscuro conformado principalmente de hidrocarburos que contienen de 5 a más de 25 átomos de carbono. El **gas natural**, el cual por lo regular está asociado con los depósitos de petróleo, consiste principalmente de metano, pero también contiene cantidades significativas de etano, propano y butano.

Para ser utilizado de manera eficiente, el petróleo debe separarse hirviéndolo en porciones llamadas *fracciones*. Los hidrocarburos más pequeños pueden hervirse a temperaturas relativamente bajas; las moléculas más grandes requieren temperaturas de manera sucesiva más altas. En la tabla 20.3 se muestran los usos principales de varias fracciones del petróleo.

La era del crudo comenzó cuando la demanda por el aceite para lámparas durante la Revolución Industrial superó la de las fuentes tradicionales: las grasas animales y el aceite de ballena. En respuesta a este incremento en la demanda, Edwin Drake perforó el primer pozo de petróleo en 1859 en Titusville, Pennsylvania. El crudo de este pozo se refinó para producir *queroseno* (fracción C_{10} - C_{18}), el cual servía como un excelente aceite para lámparas. La *gasolina* (fracción C_5 - C_{12}) tenía un uso limitado y con frecuencia se descartaba. Sin embargo, la importancia de estas fracciones se invirtió cuando el desarrollo de la luz eléctrica redujo la necesidad de queroseno, y la llegada de los “carruajes sin caballos” señaló el nacimiento de la era de la gasolina.

A medida que la gasolina se volvió más importante, se buscaron nuevas maneras de incrementar el rendimiento de la obtenida a partir de cada barril de petróleo. William Burton inventó un proceso llamado *descomposición pirolítica* en la Standard Oil en Indiana. En este proceso, las moléculas más pesadas de la fracción del queroseno se calientan a alrededor de 700 °C, lo cual ocasiona que se quiebren (rompan) en las moléculas más pequeñas características de la fracción de la gasolina. A medida que los automóviles se volvieron más grandes, se diseñaron motores de combustión interna más eficientes. Debido a la combustión dispereja de la gasolina entonces disponible, estos motores “golpeteaban”, produciendo un ruido indeseado e incluso daño en el motor. La investigación intensiva para hallar aditivos que promoverían una combustión más pareja produjo el tetraetilo de plomo, $(C_2H_5)_4Pb$, un agente “antigolpeteo” muy efectivo.

En la sección 3.5 se explicó la destilación (la separación por ebullición).

Tabla 20.3 Usos de las diversas fracciones del petróleo

Fracción del petróleo*	Usos principales
C_5 - C_{12}	gasolina
C_{10} - C_{18}	queroseno combustible para jets
C_{15} - C_{25}	combustible diesel aceite de calefacción aceite lubricante
$>C_{25}$	asfalto

* Muestra las longitudes de las cadenas presentes en cada fracción.

La adición de tetraetilo de plomo a la gasolina se convirtió en una práctica común, y en la década de 1960 ésta contenía tanto como 3 gramos de plomo por galón. Como se ha descubierto con tanta frecuencia en años recientes, los avances tecnológicos pueden producir problemas ambientales. El plomo en la gasolina ocasiona dos problemas principales. Primero, “envenena” los convertidores catalíticos que se han añadido a los sistemas del tubo de escape para ayudar a prevenir la contaminación del aire. Segundo, la gasolina con plomo ha aumentado la cantidad de este metal en el ambiente, donde puede ser ingerido por animales y humanos. Por estas razones, el uso del plomo en las gasolinas se ha descontinuado en gran medida. Esto ha requerido modificaciones extensas (y costosas) de los motores y del proceso de refinación de la gasolina.

20.6 Reacciones de alcanos

OBJETIVO Aprender los diversos tipos de reacciones químicas que experimentan los alcanos.

A temperaturas bajas, los alcanos no son muy reactivos debido a que sus enlaces C—C y C—H son relativamente fuertes. Por ejemplo, a 25 °C, los alcanos no reaccionan con los ácidos, bases o agentes oxidantes fuertes. Esta inactividad química hace que sean valiosos como materiales lubricantes y esqueleto para materiales estructurales como los plásticos.

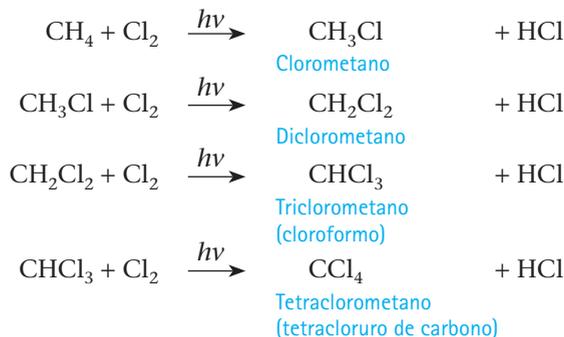
Sin embargo, a temperaturas lo suficientemente altas los alcanos *reaccionan de manera vigorosa con el oxígeno*. Estas **reacciones de combustión** constituyen la base para su uso amplio como combustibles. Por ejemplo, la reacción de combustión del butano con el oxígeno es



Los alcanos también experimentan **reacciones de sustitución**, en las que *uno o más átomos de hidrógeno del alcano son remplazados (sustituidos) por átomos diferentes*. Se puede representar la reacción de sustitución de un alcano con una molécula de halógeno como se muestra a continuación.



donde *R* representa un grupo alquilo y *X* un átomo de halógeno. Por ejemplo, el metano puede reaccionar de manera sucesiva con el cloro como se indica a continuación.



El símbolo $h\nu$ significa que se utiliza luz ultravioleta para proveer energía a la reacción.

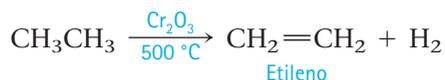
La $h\nu$ arriba de cada flecha significa que se necesita luz ultravioleta para proveer la energía que permita romper el enlace Cl—Cl para producir los átomos de cloro:



Un átomo de cloro tiene un electrón sin aparear, indicado por el punto, lo cual lo hace muy reactivo y capaz de romper el enlace C—H.

Observe que cada etapa en el proceso involucra el remplazo de un enlace C—H por un enlace C—Cl. Es decir, un átomo de cloro *sustituye* un átomo de hidrógeno. Los nombres de los productos de estas reacciones utilizan el término *cloro* para los sustituyentes cloro con un prefijo que indica el número de átomos de cloro presentes: *di-* para dos, *tri-* para tres y *tetra-* para cuatro. No se utilizan números para describir las posiciones del cloro en este caso debido a que el metano sólo tiene un átomo de carbono. Observe que los productos de las últimas dos reacciones tienen dos nombres: el nombre sistemático y el nombre común entre paréntesis.

Además de las reacciones de sustitución, los alcanos también experimentan **reacciones de deshidrogenación** en las que *sustraen átomos de hidrógeno* y el producto es un hidrocarburo insaturado. Por ejemplo, en la presencia de un catalizador [óxido de cromo(III)] a temperaturas altas, el etano puede deshidrogenarse, produciendo etileno, C₂H₄.

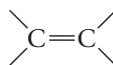


20.7 Alquenos y alquinos

OBJETIVOS

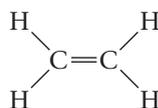
Aprender a nombrar los hidrocarburos con enlaces dobles (alquenos) y enlaces triples (alquinos). • Comprender las reacciones de adición.

Se ha visto que los alcanos son hidrocarburos saturados: cada uno de los átomos de carbono está enlazado a cuatro átomos por medio de enlaces sencillos. A los hidrocarburos que contienen *enlaces dobles* carbono-carbono.



se les denomina **alquenos**. A los que tienen *enlaces triples* carbono-carbono se les llama **alquinos**. Los alquenos y los alquinos son hidrocarburos insaturados.

Los enlaces carbono-carbono múltiples resultan cuando se sustraen átomos de hidrógeno de los alcanos. Los alquenos que contienen un enlace doble carbono-carbono tienen la fórmula general C_nH_{2n}. El alqueno más sencillo, C₂H₄, conocido de manera común como *etileno*, tiene la estructura de Lewis

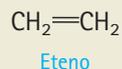


En la figura 20.5 se muestra el modelo de barras y esferas del etileno.

El sistema para la nomenclatura de alquenos y alquinos es similar al que se ha utilizado para los alcanos. Las siguientes reglas son útiles.

Reglas para la nomenclatura de los alquenos y alquinos

1. Seleccionar la cadena continua más larga de átomos de carbono que contiene el enlace doble o triple.
2. Para un alqueno, el nombre raíz de la cadena de carbono es el mismo que para el alcano, excepto que la terminación *-ano* se reemplaza con *-eno*. Para un alquino, *-ano* se reemplaza con *-ino*. Por ejemplo, para una cadena con dos carbonos se tiene



Ken O' Donoghue

Gas acetileno quemándose. El acetileno se forma por medio de la reacción del carburo de calcio, CaC₂, con agua en el matraz.

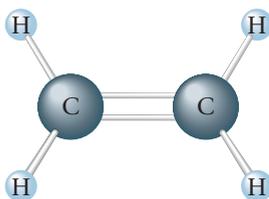
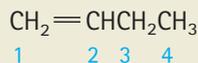


Figura 20.5

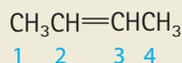
Modelo de barras y esferas del etileno (eteno).

Al escribir las fórmulas abreviadas, los átomos de hidrógeno con frecuencia se escriben justo después del carbono al cual están unidos. Por ejemplo, la fórmula para $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ con frecuencia se escribe como $\text{CH}\equiv\text{CH}$.

3. Numerar la cadena principal, comenzando en el extremo más cercano al enlace doble o triple. La localización del enlace múltiple está dada por el carbono con el número menor involucrado en el enlace. Por ejemplo, al



se le llama *1-buteno*, y al



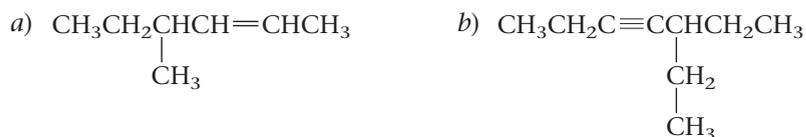
se le denomina *2-buteno*

4. Los sustituyentes en la cadena principal se tratan de la misma manera que en la nomenclatura de los alcanos. Por ejemplo, a la molécula $\text{ClCH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ se le llama 1-cloro-1-buteno.

EJEMPLO 20.6

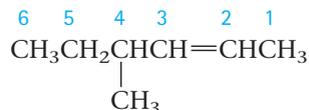
Nomenclatura de alquenos y alquinos

Nombre cada una de las siguientes moléculas.



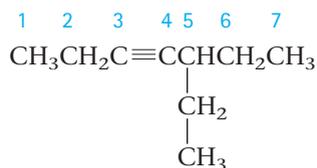
SOLUCIÓN

- a) La cadena más larga contiene seis átomos de carbono y se numeran los carbonos comenzando a partir del extremo más cercano al enlace doble.



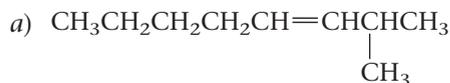
Por tanto, el nombre raíz para el hidrocarburo es 2-hexeno. (Recuerde utilizar el número más bajo de los dos átomos de carbono involucrados en el enlace doble.) Hay un grupo metilo unido al carbono número 4. Por ende, el nombre del compuesto es 4-metil-2-hexeno.

- b) La cadena más larga de átomos de carbono es de siete carbonos de largo y la cadena se numera como se muestra (comenzando a partir del extremo más cercano al enlace triple).



El hidrocarburo es 3-heptino (se utiliza el carbono con el número más bajo en el enlace triple). Debido a que hay un grupo etilo en el carbono número 5, el nombre completo es 5-etil-3-heptino.

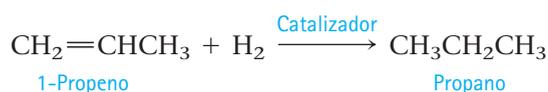
Autocomprobación

EJERCICIO 20.4 Nombre las siguientes moléculas.

Vea los problemas 20.45 y 20.46. ■

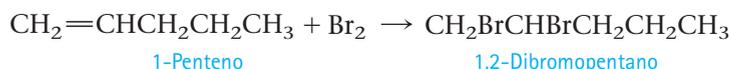
► Reacciones de los alquenos

Debido a que los alquenos y los alquinos son insaturados, sus reacciones más importantes son las **reacciones de adición**, en las que *nuevos átomos forman enlaces sencillos con los carbonos anteriormente involucrados en los enlaces dobles o triples*. Una reacción de adición para un alqueno cambia el enlace doble carbono-carbono a un enlace sencillo, lo que da un hidrocarburo saturado (cada carbono enlazado a cuatro átomos). Por ejemplo, las **reacciones de hidrogenación**, las cuales utilizan el H_2 como un reactivo, conducen a la adición de un átomo de hidrógeno a cada carbono anteriormente involucrado en el enlace doble.



La hidrogenación de las moléculas con enlaces dobles es un proceso industrial importante, en particular en la preparación de grasas sólidas. Las grasas insaturadas (que contienen enlaces dobles) por lo general son líquidas a temperatura ambiente, mientras que las saturadas (aquellas que contienen enlaces sencillos C—C) son sólidas. Las grasas insaturadas líquidas se convierten en grasas saturadas sólidas por medio de la hidrogenación.

La **halogenación** de hidrocarburos insaturados involucra la adición de átomos de halógeno. Aquí hay un ejemplo:



Otra reacción importante de ciertos hidrocarburos insaturados es la **polimerización**, un proceso en el que se unen varias moléculas pequeñas para formar una molécula grande. En la sección 20.16 se explicará la polimerización.

20.8 Hidrocarburos aromáticos

OBJETIVO Aprender acerca de los hidrocarburos aromáticos.

Cuando las mezclas de hidrocarburos de fuentes naturales, como el petróleo o el carbón, se separan, algunos de los compuestos que emergen tienen aromas agradables y por tanto se les conoce como **hidrocarburos aromáticos**. Cuando se examina estas sustancias, las cuales incluyen la pirola, la canela y la vainilla, se encuentra que contienen una característica común: un anillo de átomos de carbono con seis miembros, llamado *anillo de benceno*. El **benceno** tiene la fórmula C_6H_6 y una estructura planar (plana) en la que todos los ángulos de enlace son de 120° (figura 20.6).

Al examinar el enlazamiento en el anillo de benceno se encuentra que puede dibujarse más de una estructura de Lewis. Es decir, los enlaces dobles pueden localizarse en diferentes posiciones, como se muestra en la figura 20.7. Debido a que el enlazamiento real es una



La canela es un hidrocarburo aromático.

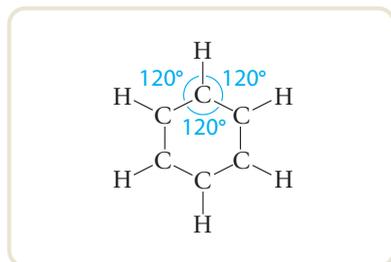
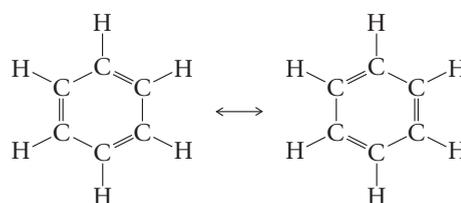
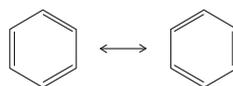


Figura 20.6

El benceno, C_6H_6 , consiste de seis átomos de carbono enlazados entre sí para formar un anillo. Cada carbono tiene un átomo de hidrógeno enlazado. Todos los átomos en el benceno se encuentran en el mismo plano. Esta representación no muestra todos los enlaces entre los átomos de carbono en el anillo.



a



b

Figura 20.7

a Dos estructuras de Lewis para el anillo de benceno. b Como una notación abreviada, los anillos por lo regular se representan sin etiquetar los átomos de carbono e hidrógeno.



Figura 20.8

Para mostrar que el enlazamiento en el anillo de benceno es una combinación de diferentes estructuras de Lewis, el anillo se dibuja con un círculo en el interior.

combinación de las estructuras representadas en la figura 20.7, el anillo de benceno por lo regular se muestra con un círculo (figura 20.8).

20.9 Nomenclatura de compuestos aromáticos

OBJETIVO Aprender el sistema para la nomenclatura de compuestos aromáticos.

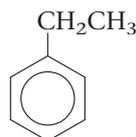
Las moléculas de benceno sustituidas se forman reemplazando uno o más de los átomos de H en el anillo de benceno con otros átomos o grupos de átomos. Se considerarán primero los anillos de benceno con un sustituyente (llamados *bencenos monosustituidos*).

► Bencenos monosustituidos

El método sistemático para la nomenclatura de los bencenos monosustituidos utiliza el nombre del sustituyente como un prefijo del benceno. Por ejemplo, a la molécula

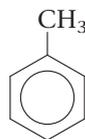


se le llama *clorobenceno*, y a la molécula

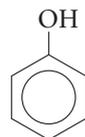


se le denomina *etilbenceno*.

En ocasiones los compuestos de benceno monosustituídos tienen nombres especiales. Por ejemplo, la molécula

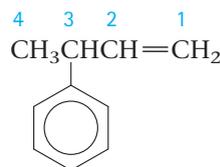


tiene el nombre sistemático metilbenceno. Sin embargo, por conveniencia se le denomina tolueno. De manera similar, la molécula

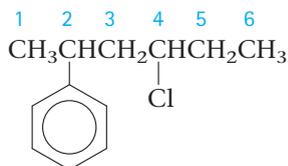


la cual podría llamarse hidroxibenceno, tiene el nombre especial fenol. En la figura 20.9 se muestran varios ejemplos de bencenos monosustituídos.

En ocasiones es más conveniente nombrar los compuestos cual si se viera el anillo de benceno como un sustituyente. Por ejemplo, el compuesto



es más fácil de nombrar como un 1-buteno con un anillo de benceno como sustituyente en el carbono número 3. Cuando se utiliza el anillo de benceno como un sustituyente, se le llama **grupo fenilo**. Por tanto, el nombre del compuesto anterior es 3-fenil-1-buteno. Como otro ejemplo, al compuesto



se le nombra 4-cloro-2-fenilhexano. Recuerde, se comienza a numerar la cadena desde el extremo más cercano al primer sustituyente, y se nombran los sustituyentes en orden alfabético (el cloro antes que el fenilo).

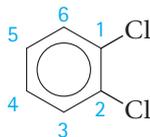
 Clorobenceno	 Tolueno
 Bromobenceno	 Fenol
 Nitrobenceno	 Estireno

Figura 20.9

Nombres de algunos bencenos monosustituídos comunes.

► Bencenos disustituídos

Cuando hay más de un sustituyente en el anillo de benceno, se utilizan números para indicar la posición de los sustituyentes. Por ejemplo, el compuesto



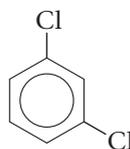
se nombra 1,2-diclorobenceno. Otro sistema de nomenclatura utiliza el prefijo *orto-* (*o-*) para dos sustituyentes adyacentes; *meta-* (*m-*) para dos sustituyentes con un carbono entre ellos, y *para-* (*p-*) para dos sustituyentes opuestos entre sí.

Orto- (*o-*) significa dos sustituyentes adyacentes.

Para- (*p-*) significa dos sustituyentes directamente a través del anillo entre sí.

Meta- (*m-*) significa dos sustituyentes con un carbono entre ellos.

Esto significa que el 1,2-diclorobenceno también puede llamarse *orto*-diclorobenceno u *o*-diclorobenceno. De manera similar, el compuesto

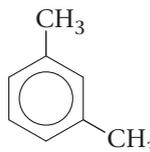


puede denominarse 1,3-diclorobenceno o *m*-diclorobenceno. Al compuesto



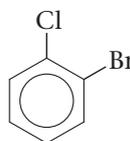
se le nombra 1,4-diclorobenceno o *p*-diclorobenceno.

Los bencenos que tienen dos sustituyentes metilo adoptan el nombre especial xileno, por lo que al compuesto



al cual podría llamársele 1,3-dimetilbenceno, en su lugar se le denomina *m*-xileno (*meta*-xileno).

Cuando están presentes dos sustituyentes diferentes en el anillo de benceno, siempre se supone que uno está en el carbono número 1, y este número no se especifica en el nombre. Por ejemplo, al compuesto



se le nombra 2-bromoclorobenceno, no 2-bromo-1-clorobenceno. En la figura 20.10 de la p. 662 se muestran varios ejemplos de bencenos disustituídos.

El benceno es la molécula aromática más sencilla. Los sistemas aromáticos más complejos pueden verse como si consistieran de un número de anillos de benceno "fusionados". En la tabla 20.4 se mencionan algunos ejemplos.

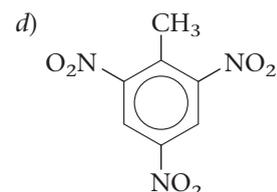
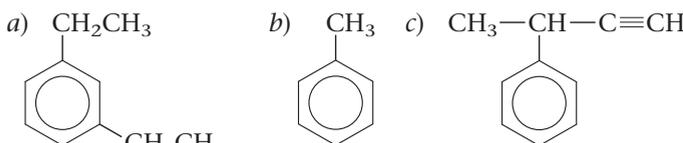
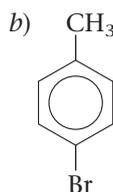
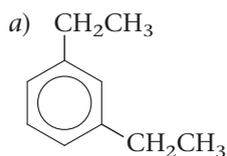


Las bolas de alcanfor solían contener naftaleno, conformadas por anillos de benceno "fusionados", pero ahora contienen *p*-diclorobenceno.

EJEMPLO 20.7

Nomenclatura de compuestos aromáticos

Nombre los siguientes compuestos.



© Albert Lozano/Shutterstock



Cuerdas de nailon teñidas.

Figura 20.10

Algunos bencenos disustituidos seleccionados y sus denominaciones. Los nombres comunes se dan entre paréntesis.

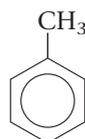
<p>1,2-dibromobenceno (<i>o</i>-dibromobenceno)</p>	<p>1,3-dibromobenceno (<i>m</i>-dibromobenceno)</p>	<p>1,4-dibromobenceno (<i>p</i>-dibromobenceno)</p>
<p>1,4-dimetilbenceno (<i>p</i>-xileno)</p>	<p>1,2-dimetilbenceno (<i>o</i>-xileno)</p>	<p>1,3-dimetilbenceno (<i>m</i>-xileno)</p>
<p>2-nitrotolueno (<i>o</i>-nitrotolueno)</p>	<p>3-bromonitrobenzeno (<i>m</i>-bromonitrobenzeno)</p>	<p>3-clorotolueno (<i>m</i>-clorotolueno)</p>

Tabla 20.4 Moléculas aromáticas más complejas

Fórmula estructural	Nombre	Uso
	naftaleno	Anteriormente utilizado en las bolas de alcanfor
	antraceno	Tintes
	fenantreno	Tintes, explosivos y síntesis de fármacos

SOLUCIÓN

- a) Hay grupos etilo en las posiciones 1 y 3 (o *meta*-), por lo que el nombre es 1,3-dietilbenceno o *m*-dietilbenceno.
- b) Al grupo



se le llama tolueno. El bromo está en la posición 4 (o *para*-). El nombre es 4-bromotolueno o *p*-bromotolueno.

Almacenamiento en naftaleno de termitas

Por lo regular a las termitas no se les tiene mucho respeto. Se les considera insectos lentos y destructivos. Sin embargo, son los primeros insectos conocidos que fumigan sus nidos con naftaleno, una sustancia química utilizada durante mucho tiempo por los humanos para prevenir que las polillas dañen las prendas de lana. Aunque las termitas no se preocupan de los agujeros en sus suéteres, pueden utilizar el naftaleno para alejar microbios y hormigas depredadoras, entre otras plagas.

Gregg Henderson y Jian Chen, del Centro de Agricultura de la Universidad Estatal de Louisiana en Baton Rouge, han observado que las termitas de Formosa por lo regular son inusualmente resistentes al naftaleno. De hecho, estos insectos construyen sus galerías subterráneas de madera masticada pegada entre sí con saliva y excremento. Este "pegamento" (llamado *cartón*) contiene cantidades significativas de naftaleno, el cual se evapora y se filtra al aire en los túneles subterráneos. La fuente del naftaleno se

desconoce: podría ser un metabolito de una fuente de alimento de las termitas o podría ser producido a partir del cartón por organismos presentes en el nido. Cualquiera que sea la fuente, este ejemplo interesante muestra cómo los organismos utilizan la química para protegerse.



Naftaleno



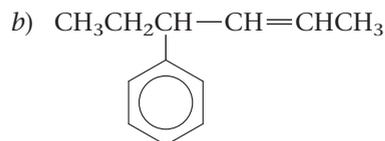
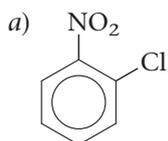
Investigación Agrícola. Fotografía por Scott Bauer.

Termitas subterráneas de Formosa.

- c) En este caso, se nombra el compuesto como un butino con un sustituyente fenilo. El nombre es 3-fenil-1-butino.
- d) Se nombra este compuesto como un tolueno sustituido (suponiendo que el grupo —CH_3 está en el carbono número 1). Por tanto, el nombre es 2,4,6-trinitrotolueno. A este compuesto se le conoce de manera más común como TNT, un componente de explosivos violentos.

Autocomprobación

EJERCICIO 20.5 Nombre los siguientes compuestos.



Vea los problemas 20.55 y 20.56. ■

20.10

Grupos funcionales

OBJETIVO Aprender los grupos funcionales comunes en las moléculas orgánicas.

La vasta mayoría de las moléculas orgánicas contiene elementos aparte de carbono e hidrógeno. Sin embargo, la mayoría de estas sustancias puede verse como **derivados**

Tabla 20.5 Los grupos funcionales comunes

Clase	Grupo funcional	Fórmula general*	Ejemplo
halohidrocarburos†	—X(F, Cl, Br, I)	R—X	CH ₃ I
alcoholes	—OH	R—OH	CH ₃ OH
éteres	—O—	R—O—R'	CH ₃ —O—CH ₃
aldehídos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H—C—H} \end{array}$
cetonas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \end{array}$
ácidos carboxílicos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—OH} \end{array}$
ésteres	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—O—} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—O—R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—OCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$
aminas	—NH ₂	R—NH ₂	CH ₃ NH ₂

* R y R' representan fragmentos de hidrocarburos, los cuales pueden ser los mismos o diferentes.

† A estas sustancias también se les llama *halogenuros de alquilo*.

de **hidrocarburos**, moléculas que fundamentalmente son hidrocarburos pero que tienen átomos o grupos de átomos adicionales llamados **grupos funcionales**. En la tabla 20.5 se listan los grupos funcionales comunes; para cada uno se menciona un ejemplo de un compuesto que contiene ese grupo funcional. En las siguientes secciones se describirán de manera breve algunos de estos grupos y se mostrará cómo nombrar los compuestos que los contienen.

20.11 Alcoholes

OBJETIVO Aprender acerca de los alcoholes sencillos y explicar cómo nombrarlos.

Los **alcoholes** se caracterizan por la presencia del grupo —OH. En la tabla 20.6 se listan algunos de los más comunes. El nombre sistemático para un alcohol se obtiene reemplazando la terminación *-o* del nombre del hidrocarburo precursor con *-ol*. La posición del grupo —OH se especifica por medio de un número (donde sea necesario) elegido de tal manera que sea el menor de los números de los sustituyentes.

A continuación se proporcionan las reglas para la nomenclatura de los alcoholes.

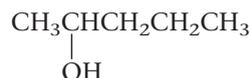
Reglas para la nomenclatura de los alcoholes

1. Seleccionar la cadena más larga de átomos de carbono que contiene el grupo —OH.
2. Numerar la cadena de tal manera que el carbono con el grupo —OH tenga el número más bajo posible.
3. Obtener el nombre raíz a partir del nombre del hidrocarburo precursor (o principal) reemplazando la terminación *-o* con *-ol*.
4. Nombrar cualquier otro sustituyente de la manera usual.

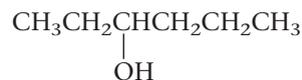
Tabla 20.6 Algunos alcoholes comunes

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
CH ₃ OH	metanol	alcohol metílico
CH ₃ CH ₂ OH	etanol	alcohol etílico
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	1-propanol	alcohol n-propílico
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	2-propanol	alcohol isopropílico

Por ejemplo, al compuesto



se le llama 2-pentanol debido a que la cadena de carbono principal es el pentano. Al compuesto



se le denomina 3-hexanol.

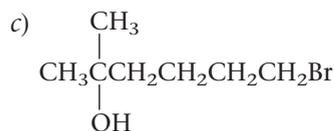
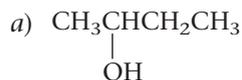
Los alcoholes se clasifican de acuerdo con el número de fragmentos de hidrocarburo (grupos alquilo) enlazados al carbono donde está unido el grupo —OH. Por tanto, se tiene



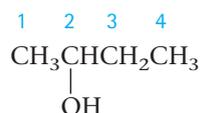
donde R, R' y R'' (los cuales pueden ser iguales o diferentes) representan los fragmentos de hidrocarburo (grupos alquilo).

EJEMPLO 20.8**Nomenclatura de alcoholes**

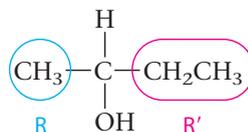
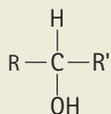
Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes alcoholes y especifique si es primario, secundario o terciario.

**SOLUCIÓN**

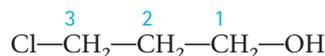
a) La cadena se numera como se muestra a continuación.



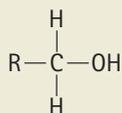
Al compuesto se le llama 2-butanol debido a que el grupo —OH está localizado en la posición número 2 de la cadena con cuatro carbonos. Observe que el carbono al que está unido el —OH tiene dos grupos R (—CH₃ y —CH₂CH₃) unidos. Por tanto, es un alcohol *secundario*.



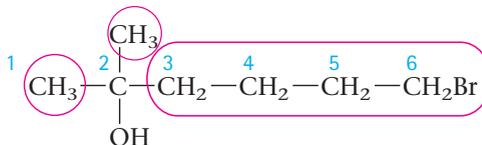
b) La cadena se numera como se indica a continuación.



Recuerde que al nombrar un alcohol se da al carbono con el —OH unido el número más bajo posible. El nombre es 3-cloro-1-propanol. Este es un alcohol *primario*.



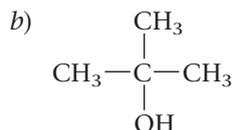
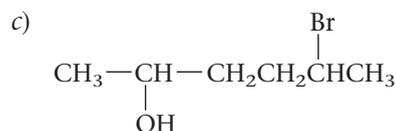
c) La cadena se numera como se muestra a continuación.



El nombre es 6-bromo-2-metil-2-hexanol. Este es un alcohol *terciario* debido a que el carbono donde está unido el —OH también tiene unidos tres grupos R.

Autocomprobación

EJERCICIO 20.6 Nombre cada uno de los siguientes alcoholes y especifique si es primario, secundario o terciario.



Vea los problemas 20.61 y 20.62. ■

20.12

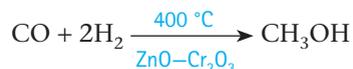
Propiedades y usos de los alcoholes

OBJETIVO

Aprender acerca de cómo se preparan y utilizan los alcoholes.

Aunque existen varios alcoholes importantes, los más sencillos, el metanol y el etanol, tienen el valor comercial más grande. El metanol, también conocido como *alcohol de madera* debido a que antiguamente se obtenía calentando este material en

ausencia de aire, se prepara de manera industrial (más de 20 millones de toneladas al año en Estados Unidos) por medio de la hidrogenación del monóxido de carbono (catalizada por una mezcla de $\text{ZnO}-\text{Cr}_2\text{O}_3$).



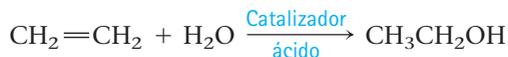
El metanol se utiliza como materia prima para la síntesis del ácido acético y de varios tipos de adhesivos, tejidos y plásticos. También sirve como combustible para motores. De hecho, el metanol puro se ha utilizado por varios años en los motores de los automóviles que se conducen en la Indianápolis 500 y carreras similares. Este alcohol es especialmente útil en los motores de carreras debido a su resistencia al golpeteo. Es ventajoso para automóviles regulares debido a que produce menos monóxido de carbono (un gas tóxico) en el tubo de escape que la gasolina. El metanol es altamente tóxico para los humanos y su ingesta puede conducir a la ceguera o a la muerte.

El etanol es el alcohol encontrado en bebidas como la cerveza, el vino y el whiskey; se produce mediante la fermentación del azúcar glucosa en el maíz, cebada, uvas, etcétera.

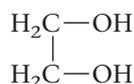


Esta reacción es catalizada por las enzimas (catalizadores biológicos) encontradas en la levadura, y sólo puede proceder hasta que el contenido de alcohol alcanza aproximadamente el 13% (que se encuentra en la mayoría de los vinos). En ese punto la levadura ya no puede sobrevivir. Las bebidas con contenidos de alcohol más altos se preparan destilando la mezcla de fermentación.

El etanol, como el metanol, puede quemarse en los motores de combustión interna de los automóviles, y en la actualidad se adiciona de manera común a la gasolina para formar *gasohol*. También se utiliza en la industria como disolvente y para la preparación de ácido acético. La producción comercial del etanol (medio millón de toneladas al año en Estados Unidos) se realiza por medio de la reacción del agua con el etileno.



Se sabe que varios alcoholes contienen más de un grupo $-\text{OH}$. El más importante de manera comercial es el etilenglicol,

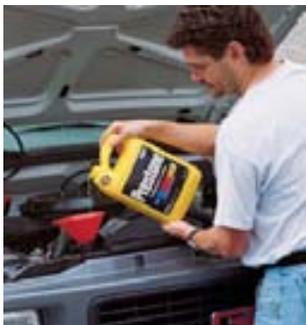


una sustancia tóxica que es el constituyente principal de la mayoría de los anticongelantes para automóviles.

El alcohol aromático más sencillo es el



al cual se le llama de manera común **fenol**. Las más de 1 millón de toneladas de fenol producidas anualmente en Estados Unidos se utilizan para generar polímeros para adhesivos y plásticos.



© Cengage Learning

El etilenglicol es un componente del anticongelante, el cual se utiliza para proteger los sistemas de enfriamiento de los automóviles.

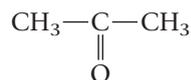
20.13 Aldehídos y cetonas

OBJETIVO Aprender las fórmulas generales para los aldehídos y cetonas y algunos de sus usos.

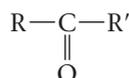
Los aldehídos y las cetonas contienen el **grupo carbonilo**



En las **cetonas**, este grupo está enlazado a dos átomos de carbono; un ejemplo es la acetona:

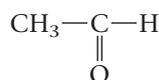


La fórmula general para la cetona es

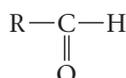


donde R y R' son los grupos alquilo que pueden o no ser iguales. En una cetona, el grupo carbonilo nunca está en el extremo de la cadena del hidrocarburo. (Si lo estuviera, sería un aldehído.)

En los **aldehídos**, el grupo carbonilo siempre aparece en el extremo de la cadena del hidrocarburo. Siempre hay al menos un hidrógeno enlazado al átomo de carbono del carbonilo. Un ejemplo de un aldehído es el acetaldehído:



La fórmula general para un aldehído es



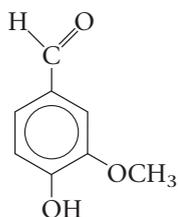
Con frecuencia se utilizan fórmulas compactas para los aldehídos y las cetonas. Por ejemplo, el formaldehído (donde R = H) y el acetaldehído (donde R = CH₃) por lo regular se representan como HCHO y CH₃CHO, respectivamente. La acetona se escribe con frecuencia como CH₃COCH₃ o (CH₃)₂CO.

Varias cetonas tienen propiedades disolventes útiles (por ejemplo, la acetona con frecuencia se encuentra en el quitaesmalte) y se utilizan en la industria para este propósito. Los aldehídos por lo general tienen aromas intensos. La vainilina es responsable del aroma agradable de las semillas de vainilla; el cinamaldehído produce el aroma característico de la canela. Por otro lado, el olor desagradable de la mantequilla rancia surge de la presencia de butiraldehído (y del ácido butírico). (Vea la figura 20.11 para las estructuras de estos compuestos.)

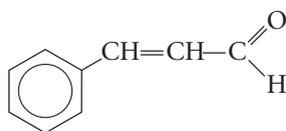
Los aldehídos y las cetonas se producen con mayor frecuencia de manera comercial por medio de la oxidación de alcoholes. La oxidación de un alcohol *primario* forma el aldehído correspondiente. Por ejemplo,



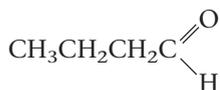
La oxidación de un alcohol *secundario* resulta en una cetona:



Vainilina



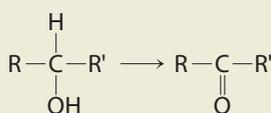
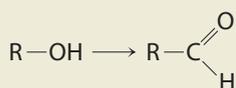
Cinamaldehído



Butiraldehído

Figura 20.11

Algunos aldehídos comunes.



20.14

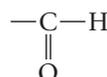
Nomenclatura de aldehídos y cetonas

OBJETIVOS Aprender los sistemas para la nomenclatura de aldehídos y cetonas.

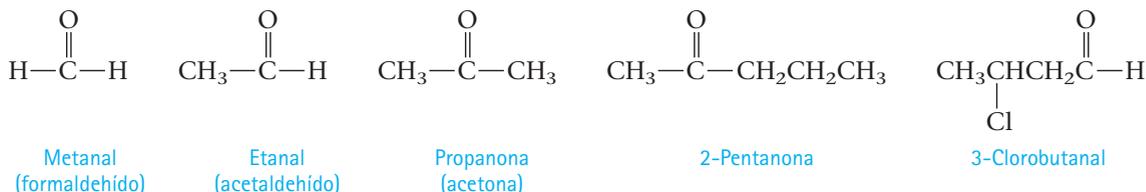
Se obtiene el nombre sistemático para un aldehído a partir del alcano principal, eliminando la terminación *-o* y añadiendo *-al*. Para las cetonas, la terminación *-o* se reemplaza con *-ona*, y un número indica la posición del grupo carbonilo donde es necesario. La cadena de carbono en las cetonas se numera de tal manera que



el carbono tenga el número más bajo posible. En los aldehídos, el

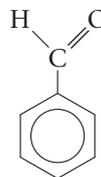


siempre está en el extremo de la cadena y se supone que está en el carbono número 1. La posición de los otros sustituyentes se especifica por medio de números, de la manera usual. Los siguientes ejemplos ilustran estos principios.



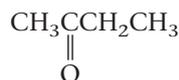
Las denominaciones entre paréntesis son los nombres comunes, los cuales se utilizan con más frecuencia que los nombres sistemáticos.

Otro aldehído común es el benzaldehído (un aldehído aromático), el cual tiene la estructura

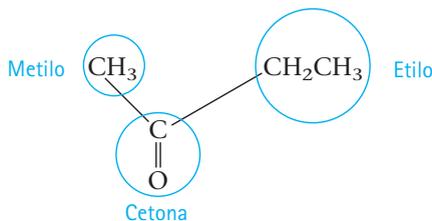


Benzaldehído

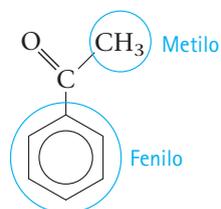
Un sistema alternativo para la nomenclatura de las cetonas especifica los sustituyentes unidos al grupo $\text{C}=\text{C}$. Por ejemplo, al compuesto



se le llama 2-butanona cuando se utiliza el sistema recién descrito. Sin embargo, esta molécula también puede nombrarse como metil etil cetona y se le refiere de manera común en la industria como MEC (*metil etil cetona*):



Otro ejemplo es el uso del nombre cetona para el compuesto

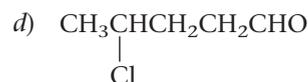
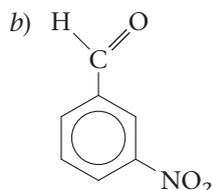
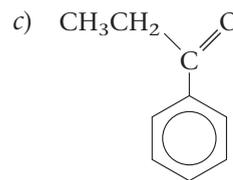
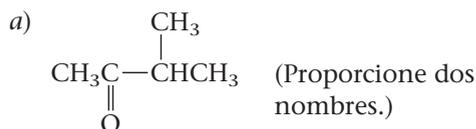


al cual se le llama de manera común metil fenil cetona.

EJEMPLO 20.9

Nomenclatura de aldehídos y cetonas

Nombre las siguientes moléculas.



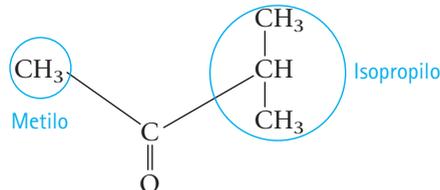
SOLUCIÓN

- a) Se puede nombrar esta molécula como 2-butanona debido a que la cadena más larga tiene cuatro átomos de carbono (raíz butano) con el grupo



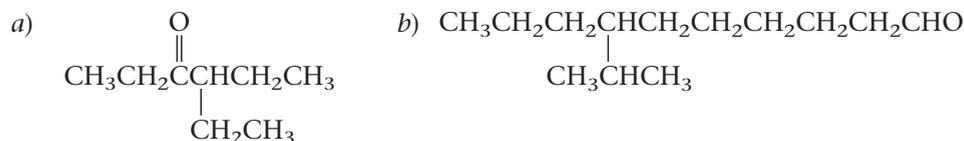
en la posición número 2 (el número más bajo posible).

Debido a que el grupo metilo está en la posición número 3, el nombre es 3-metil-2-butanona. También se puede nombrar este compuesto como metil isopropil cetona.



- b) Se nombra esta molécula como un benzaldehído sustituido (el grupo nitro está en la posición número 3): 3-nitrobenzaldehído. También podría nombrarse como *m*-nitrobenzaldehído.
- c) Esta molécula se nombra como una cetona: etil fenil cetona.
- d) Su nombre es 4-cloropentanal. Observe que un grupo aldehído siempre está en el extremo de la cadena y automáticamente se asigna como el carbono número 1.

Autocomprobación

EJERCICIO 20.7 Nombre las siguientes moléculas.

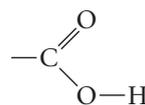
Vea los problemas 20.73 y 20.74. ■

20.15

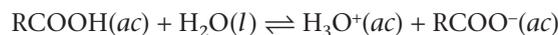
Ácidos carboxílicos y ésteres

OBJETIVO Aprender las estructuras y los nombres de los ácidos carboxílicos comunes.

Los **ácidos carboxílicos** se caracterizan por la presencia del **grupo carboxilo**, $-\text{COOH}$, el cual tiene la estructura



La fórmula general de un ácido carboxílico es RCOOH , donde R representa el fragmento de hidrocarburo. Estas moléculas por lo regular son ácidos débiles en una disolución acuosa. Es decir, el equilibrio de la disociación (ionización)



se encuentra hacia la izquierda: sólo se ioniza un porcentaje pequeño de las moléculas de RCOOH .

Los ácidos carboxílicos se nombran eliminando la terminación *-o* del alcano principal (la cadena más larga que contiene el grupo $-\text{COOH}$) y añadiendo *-oico*. Los ácidos carboxílicos con frecuencia se conocen por medio de sus nombres comunes. Por ejemplo, el CH_3COOH , que a menudo se escribe $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y se le llama de manera común *ácido acético*, tiene el nombre sistemático de ácido etanoico debido a que el alcano principal es el etano. En la tabla 20.7 se mencionan varios ácidos carboxílicos, sus nombres sistemáticos y sus nombres comunes. En la figura 20.12 se muestran otros ejemplos. Observe que al grupo $-\text{COOH}$ siempre se le asigna la posición número 1 en la cadena.

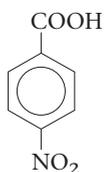
Los ácidos carboxílicos pueden producirse oxidando alcoholes primarios con un agente oxidante fuerte. Por ejemplo, se puede oxidar el etanol a ácido acético utilizando permanganato de potasio.

**Tabla 20.7** Varios ácidos carboxílicos, sus nombres sistemáticos y sus nombres comunes

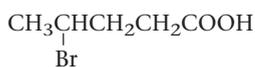
Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
HCOOH	ácido metanoico	ácido fórmico
CH_3COOH	ácido etanoico	ácido acético
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido propanoico	ácido propiónico
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido butanoico	ácido butírico
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido pentanoico	ácido valérico



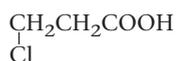
Ácido benzoico



Ácido p-nitrobenzoico



Ácido 4-bromopentanoico

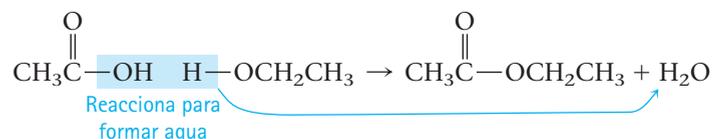


Ácido 3-cloropropanoico

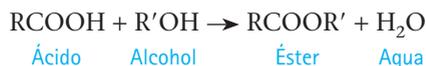
Figura 20.12

Algunos ácidos carboxílicos.

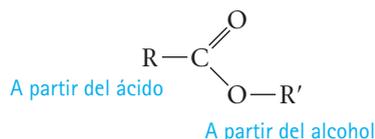
Un ácido carboxílico reacciona con un alcohol para formar un éster y una molécula de agua. Por ejemplo, la reacción del ácido acético y del etanol produce el éster acetato de etilo y agua.



Esta reacción puede representarse en general como se indica a continuación.



Un éster tiene la siguiente fórmula general:

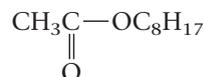


El amilo es un nombre común para el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$.

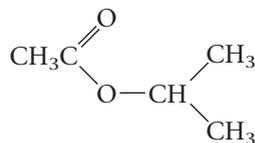
Los ésteres con frecuencia tienen un aroma afrutado y dulzón que contrasta de manera notable con los olores acres de los ácidos carboxílicos precursores. Por ejemplo, el aroma de los plátanos deriva del acetato de *n*-amilo:



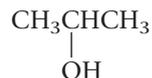
y el de las naranjas del acetato de *n*-octilo:



Como con los ácidos carboxílicos, a los ésteres con frecuencia se les refiere por medio de su nombre común. Éste consiste del nombre del ácido, donde la terminación *-ico* se reemplaza con *-ato*, seguido por la palabra *de* y el nombre del alquilo del alcohol. Por ejemplo, el éster



se prepara a partir del ácido acético, CH_3COOH , y del alcohol isopropílico,

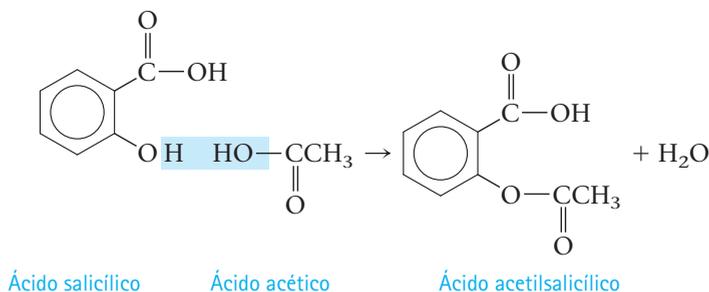


y se le llama acetato de isopropilo. Su nombre sistemático es isopropiletanoato (a partir del ácido etanoico, el nombre sistemático para el ácido acético).



Modelo de llenado espacial del *ácido acetilsalicílico* (aspirina) generado por computadora.

Un éster muy importante se forma a partir de la reacción del ácido salicílico y del ácido acético.



El producto es el *ácido acetilsalicílico*, comúnmente llamado *aspirina*, el cual se produce en enormes cantidades y se utiliza de manera amplia como analgésico (calmante).

20.16

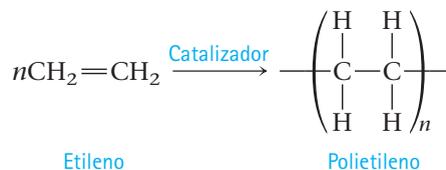
Polímeros

OBJETIVO

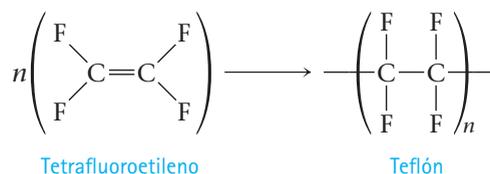
Aprender acerca de algunos polímeros comunes.

Los **polímeros** son moléculas grandes por lo regular en forma de cadena que se construyen a partir de moléculas pequeñas llamadas *monómeros*. Los polímeros forman la base de las telas sintéticas, de los hules y los plásticos y han desempeñado una función principal en la revolución producida en nuestra vida por la química durante los pasados 50 años. (Muchas biomoléculas importantes también son polímeros.)

El más sencillo y uno de los polímeros sintéticos mejor conocidos es el *polietileno*, el cual se construye a partir de monómeros de etileno. Su estructura es



donde n representa un número grande (por lo regular varios miles). El polietileno es un plástico resistente y flexible utilizado para tuberías, botellas, aislamiento eléctrico, películas para empaquetamiento, bolsas de basura y otros propósitos. Sus propiedades pueden variarse utilizando monómeros de etileno sustituidos. Por ejemplo, cuando el tetrafluoroetileno es el monómero, se obtiene el polímero teflón.



Debido a la resistencia al ataque químico de los enlaces C—F fuertes, el teflón es un material inerte, resistente y no inflamable que se utiliza de manera amplia para aislantes eléctricos, recubrimientos antiadherentes de utensilios de cocina y cojinetes para aplicaciones a temperaturas bajas.

Otros polímeros del tipo polietileno similares se forman a partir de monómeros que contienen los sustituyentes cloro, metilo, ciano y fenilo (tabla 20.8). En cada caso, el enlace doble carbono-carbono en el monómero de etileno sustituido se vuelve un enlace sencillo en el polímero. Los diferentes sustituyentes conducen a una amplia variedad de propiedades.

Tabla 20.8 Algunos polímeros sintéticos comunes, sus monómeros y sus aplicaciones

Nombre y fórmula del monómero	Nombre y fórmula del polímero	Aplicaciones
etileno $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	polietileno $-(\text{CH}_2-\text{CH}_2)_n-$	tuberías de plástico, botellas, aislantes eléctricos, juguetes
propileno $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	polipropileno $-(\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$ $\begin{array}{cc} & \\ \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \end{array}$	película para empaquetamiento, alfombras, material de laboratorio, juguetes
cloruro de vinilo $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	cloruro de polivinilo (PVC) $-(\text{CH}_2-\text{CH})_n-$ $\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}$	tuberías, revestimientos, losetas, ropa, juguetes
acrilonitrilo $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{CN} \end{array}$	poliacrilonitrilo (PAN) $-(\text{CH}_2-\text{CH})_n-$ $\begin{array}{c} \\ \text{CN} \end{array}$	alfombras, telas
tetrafluoroetileno $\text{F}_2\text{C}=\text{CF}_2$	teflón $-(\text{CF}_2-\text{CF}_2)_n-$	recubrimiento para utensilios de cocina, aislantes eléctricos, cojinetes
estireno $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	poliestireno $-(\text{CH}_2-\text{CH})_n-$ $\begin{array}{c} \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	contenedores, aislantes térmicos, juguetes
butadieno $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \end{array}$	polibutadieno $-(\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2)_n-$	banda de rodamiento, resina para recubrimiento
butadieno y estireno (vea arriba)	hule de estireno-butadieno $(\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$ $\begin{array}{c} \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	hule sintético

Los polímeros de polietileno ilustran uno de los principales tipos de reacciones de polimerización, llamada **polimerización por adición**, en la que los monómeros simplemente se “adicionan entre sí” para formar el polímero, y no hay otros productos.

Otro tipo común de polimerización es la **polimerización por condensación**, en la que se forma una molécula pequeña, como el agua, por cada extensión de la cadena del polímero. El polímero más familiar producido por condensación es el *nailon*. Éste es un **copolímero** debido a que se combinan dos tipos diferentes de monómeros para formar la cadena (en cambio, un **homopolímero** resulta de la polimerización de un solo tipo de monómero). Una forma común del nailon se pro-

La química de la música

La producción de música instrumental grandiosa requiere una combinación de talento musical del ejecutante y un instrumento de alta calidad. El componente principal de los instrumentos de cuerda como las guitarras acústicas y los violines es la madera. Ésta es una mezcla de polímeros naturales que incluyen la celulosa (un polisacárido lineal de masa molar alta) y la hemicelulosa (un polisacárido ramificado con masa molar más baja). Estos componentes son mantenidos juntos por la lignina, un polímero ramificado complejo. En todos los instrumentos de madera, gran parte del sonido proviene del cuerpo del instrumento. La madera específica utilizada puede tener un efecto profundo sobre el sonido amortiguando ciertas frecuencias y amplificando otras.

Uno de los grandes misterios en relación con los instrumentos musicales es la calidad legendaria de los violines fabricados en el siglo XVII y a principios del XVIII en Cremona, Italia, por Antonio Stradivari, Nicolo Amati y Bartolomeo Giuseppe Guarneri. Los instrumentos creados por estos maestros tienen sonidos que no se comparan con los de otros fabricantes de violines antes o desde entonces.

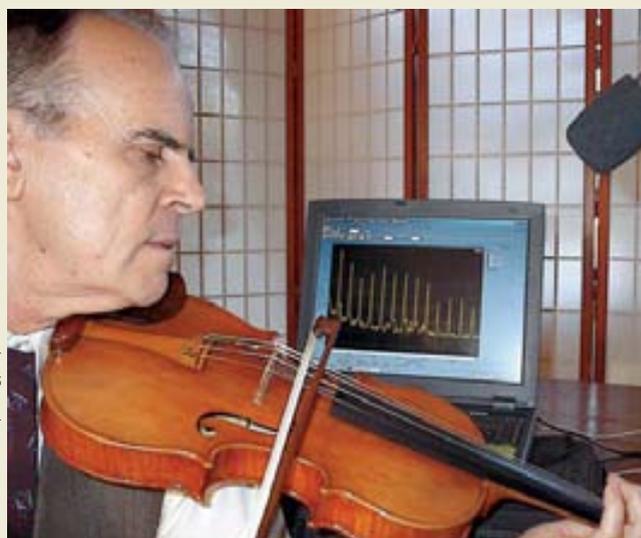
Joseph Nagyvary, profesor de bioquímica jubilado de la Universidad de Texas A&M, ha trabajado durante los últimos 30 años en comprender las propiedades únicas de los instrumentos cremonianos. Utilizando varios análisis científicos, Nagyvary ha decidido que los secretos se encuentran principalmente en el tratamiento de la madera antes de que los violines fueran construidos. Primero la madera fue empapada a medida que flotaba río abajo a Cremona. Después aparentemente fue tratada con un remojo químico para prevenir el moho y matar las plagas como carcomas que podrían taladrar agujeros en la madera. Los análisis de Nagyvary indican que este remojo químico era bastante complejo y probablemente fue preparado por un químico local para los fabricantes de violines. Sus estudios indican que la madera pudo haber sido tratada de manera química con una disolución alcalina, la cual reducía el contenido de hemicelulosa de la madera.

Nagyvary ha utilizado el conocimiento obtenido a partir del estudio de los instrumentos cremonianos para construir más de 150 violines. Lo ha logrado variando grados de éxito en la igualdad de los sonidos de los instrumentos cremonianos.

La química también es importante en la construcción de los instrumentos modernos. En las guitarras acústicas no sólo es importante el tipo de madera; el recubrimiento utilizado en ella también influye en la calidad del sonido. Un recubrimiento duro tiende a enfatizar las frecuencias altas, mientras que uno más blando resuena a frecuencias más bajas.

De manera similar, la química es importante para las bocinas de su sistema de audio. Para producir sonidos, los componentes de una bocina vibran con rapidez, generando una cantidad tremenda de calor. De hecho, sólo 2% de la energía de la bocina se convierte en sonido. El restante 98% es calor. Mientras más fuerte sea el sonido, mayor es el calor. Para soportar temperaturas de hasta 150 °C, los polímeros utilizados en la bocina deben ser materiales de alto rendimiento.

Los grandes sonidos requieren el sonido de la química.



Joseph Nagyvary.

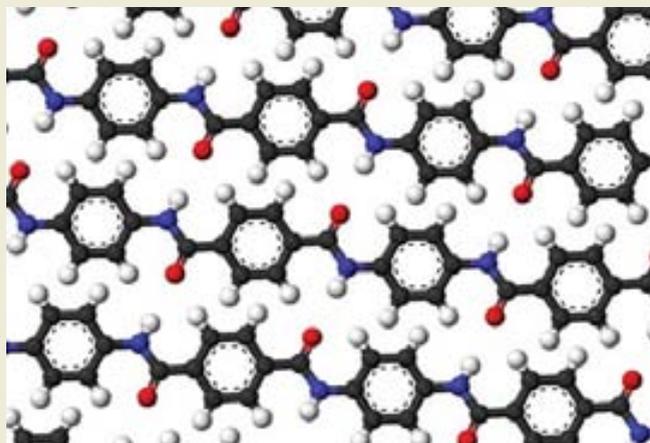
La madre de la invención

Stephanie Kwolek no es muy alta (4 pies 11 pulgadas), pero ha tenido un gran impacto sobre la sociedad moderna. La señorita Kwolek es la científica responsable del descubrimiento del kevlar, un tejido resistente y ligero utilizado en los chalecos a "prueba de balas" que son utilizados por oficiales de las fuerzas de la ley. La compañía DuPont, la cual fabrica el kevlar, estima que más de 3000 oficiales han sobrevivido a heridas mortales debido al descubrimiento de Stephanie Kwolek del tejido de color dorado. Además, se han salvado incontables soldados. Casi todo miembro al servicio de Estados Unidos ha utilizado un casco reforzado con kevlar desde 1991. Éste también tiene otros usos, incluyendo el reforzamiento para neumáticos, cables especiales para puentes de suspensión, componente de ropa resistente al fuego y en varios tipos de equipo deportivo.

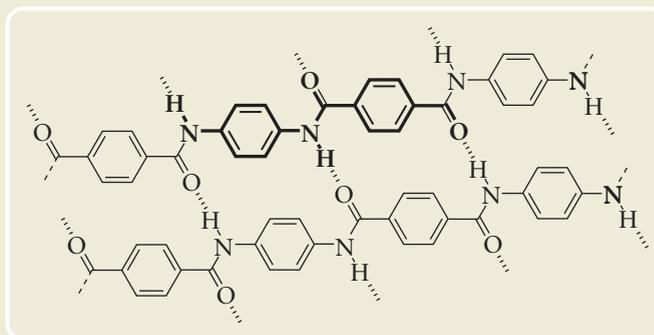
Kwolek tenía 42 años en 1965 cuando descubrió el polímero (una cadena larga conformada por varias unidades pequeñas) que forma la base del kevlar. Las pruebas mostraron que, libra por libra, este material es cinco veces más resistente que el acero. La resistencia inusual del kevlar se debe principalmente a la manera en la que las cadenas largas se "pegan" entre sí debido a las atracciones intensas entre los átomos en las cadenas adyacentes. También, en vez de disponerse de forma aleatoria como un plato de espagueti, las cadenas del kevlar tienden a alinearse en paralelo para maximizar sus interacciones.

Stephanie Kwolek atribuye su curiosidad científica a su padre, un naturalista aficionado que la llevó a varias excursiones para recolectar muestras biológicas en su natal Pennsylvania. Se especializó en química en la universidad, e inicialmente deseaba convertirse en doctora, pero debido a que no podía pagar la escuela médica, tomó un trabajo en la industria química con DuPont, y el resto es historia.

Kwolek ha recibido varios honores en su carrera, incluyendo la inducción al Salón de la Fama de Inventores Nacionales en Akron, Ohio, en 1995.

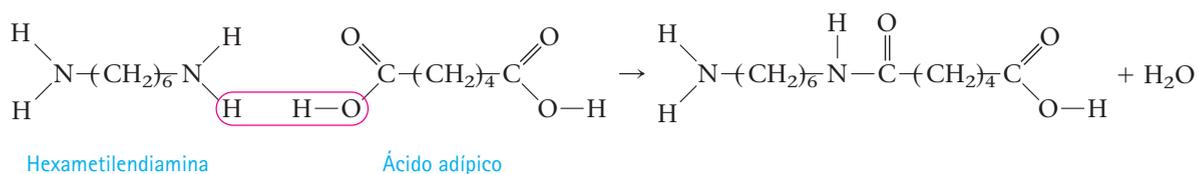


Vista tridimensional del kevlar.



La estructura del kevlar.

duce cuando la hexametildiamina y el ácido adípico reaccionan separando una molécula de agua para formar un enlace C—N:

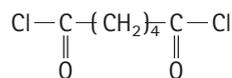




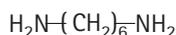
© Cengage Learning

Figura 20.13

La reacción para formar el nylon puede realizarse en la interfaz de dos capas líquidas inmiscibles en un vaso de precipitados. La capa inferior contiene cloruro de adipilo,

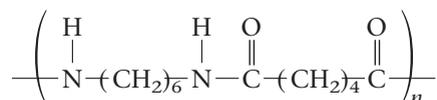


disuelto en CCl_4 , y la capa superior contiene hexametildiamina,



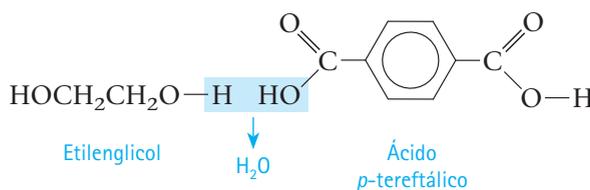
disuelta en agua. Se forma una molécula de HCl a medida que se forma cada enlace C—N. Esta es una variación de la reacción para formar nylon explicada en el texto.

La molécula formada, a la cual se le llama **dímero** (dos monómeros unidos), puede experimentar más reacciones de condensación debido a que tiene un grupo amino en un extremo y un grupo carboxilo en el otro. Por tanto, ambos extremos son libres de reaccionar con otro monómero. La repetición de este proceso conduce a una cadena larga del tipo

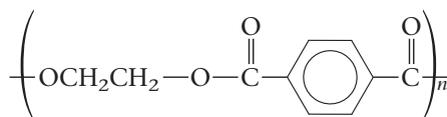


la cual es la estructura general del nylon. La reacción para formar el nylon ocurre con bastante rapidez y con frecuencia se utiliza como una demostración de explicación (figura 20.13). Las propiedades del nylon pueden variarse cambiando el número de átomos de carbono en la cadena de los monómeros del ácido o de la amina.

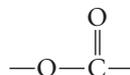
Anualmente se producen más de 1 millón de toneladas de nylon en Estados Unidos para su uso en ropa, alfombras, cuerdas, etc. También se producen otros tipos de polímeros de condensación. Por ejemplo, el dacrón es un copolímero formado a partir de la reacción de condensación del etilenglicol (un dialcohol) y del ácido *p*-tereftálico (un ácido dicarboxílico).



La unidad de repetición del dacrón es



Observe que esta polimerización involucra un ácido carboxílico y un alcohol para formar un grupo éster.



Por tanto, al dacrón se le llama **poliéster**. Por sí mismo o mezclado con algodón, éste se utiliza de manera amplia en los tejidos para la fabricación de ropa.

CAPÍTULO 20 REPASO

Términos clave

química orgánica (p. 641)
biomoléculas (p. 641)
hidrocarburo (20.2)
saturado (20.2)
insaturado (20.2)
alcano (20.2)

hidrocarburo normal
(de cadena recta o no
ramificado) (20.2)
isomerismo estructural
(20.3)
petróleo (20.5)
gas natural (20.5)

reacción de combustión
(20.6)
reacción de sustitución
(20.6)
reacción de
deshidrogenación
(20.6)

alqueno (20.7)
alquino (20.7)
reacción de adición (20.7)
reacción de
hidrogenación (20.7)
halogenación (20.7)
polimerización (20.7)

hidrocarburo aromático (20.8)	grupo funcional (20.10)	ácido carboxílico (20.15)	polimerización por condensación (20.16)
benceno (20.8)	alcohol (20.11)	grupo carboxilo (20.15)	copolímero (20.16)
grupo fenilo (20.9)	fenol (20.12)	éster (20.15)	homopolímero (20.16)
derivado de hidrocarburo (20.10)	grupo carbonilo (20.13)	polímero (20.16)	dímero (20.16)
	cetona (20.13)	polimerización por adición (20.16)	poliéster (20.16)
	aldehído (20.13)		

F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl.

Resumen

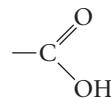
- Al estudio de los compuestos que contienen carbono y sus propiedades se le llama *química orgánica*. La mayoría de los compuestos orgánicos contienen cadenas o anillos de átomos de carbono. A las moléculas orgánicas responsables de mantener y reproducir la vida se les llama *biomoléculas*.
- Los hidrocarburos son compuestos conformados por carbono e hidrógeno. Aquellos que sólo contienen enlaces sencillos C—C están saturados y se les llama *alcanos*, y aquellos con enlaces múltiples carbono-carbono están insaturados. Los hidrocarburos insaturados pueden saturarse por medio de la adición de hidrógeno, halógeno y(o) otros sustituyentes.
- Todos los alcanos pueden representarse por medio de la fórmula general C_nH_{2n+2} . El metano, CH_4 , es el alcano más sencillo, y los siguientes tres en la serie son el etano, C_2H_6 ; el propano, C_3H_8 , y el butano, C_4H_{10} . En un hidrocarburo saturado, cada átomo de carbono está enlazado a cuatro átomos. A los alcanos que contienen cadenas largas de átomos de carbono se les llama hidrocarburos normales, o de cadena recta.
- El isomerismo estructural en los alcanos involucra la formación de estructuras ramificadas. Las reglas específicas para la nomenclatura sistemática de los alcanos indican el punto de unión de cualquier grupo sustituyente, la longitud de la cadena raíz, y así sucesivamente.
- Los alcanos pueden experimentar reacciones de combustión para formar dióxido de carbono y agua, o reacciones de sustitución en las que los átomos de hidrógeno son remplazados por otros átomos. Los alcanos también pueden experimentar deshidrogenación para formar hidrocarburos insaturados.
- A los hidrocarburos con enlaces dobles carbono-carbono se les llama *alquenos*. El más sencillo es el etileno, C_2H_4 . Los alquinos son hidrocarburos insaturados con un enlace triple carbono-carbono. El más sencillo en la serie es el acetileno, C_2H_2 .
- Los hidrocarburos insaturados experimentan reacciones de adición como la hidrogenación (adición de átomos de hidrógeno) y la halogenación (adición de átomos de halógeno). Las moléculas del etileno y del etileno sus-

tituido pueden experimentar polimerización, un proceso por medio del cual se unen muchas moléculas (monómeros) para formar una molécula grande con forma de cadena.

- Las moléculas orgánicas que contienen elementos además de carbono e hidrógeno pueden visualizarse como derivados de hidrocarburo: hidrocarburos con grupos funcionales. Cada grupo funcional exhibe propiedades químicas características.
- Los alcoholes contienen el grupo funcional —OH. Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo funcional carbonilo,



En los aldehídos, el grupo está enlazado al menos a un átomo de hidrógeno. Los ácidos carboxílicos se caracterizan por el grupo funcional carboxilo,



Pueden reaccionar con los alcoholes para formar ésteres.

- Los polímeros pueden formarse por medio de la polimerización por adición, en la que los monómeros se adicionan entre sí o por medio de la polimerización por condensación, la cual involucra la separación de moléculas pequeñas (como el agua) a medida que reaccionan los monómeros.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

- ¿A qué se refiere el término “hidrocarburo insaturado”? ¿Qué característica estructural distingue a los hidrocarburos insaturados?
- Los siguientes compuestos están nombrados de manera incorrecta, pero puede formarse una estructura correcta a partir del nombre dado. Dibújelos y nómbralos de manera correcta.
 - 2-etil-3-metil-5-isopropilhexano
 - 3-metil-4-isopropilpentano
 - 2-etil-3-butino
- Cuando el propano experimenta la deshidrogenación ¿cuál es el producto? Nómbralo y dibuje una fórmula estructural.

- ¿Cuántos “tetrametilbencenos” posibles diferentes existen? Provea las fórmulas estructurales y los nombres para cada uno.
- Para la fórmula general $C_6H_{14}O$, dibuje las estructuras de los tres alcoholes isoméricos que ilustran las estructuras primaria, secundaria y terciaria.
- Diferencie entre un polímero por adición y un polímero por condensación y provea un ejemplo de cada uno. Haga lo mismo para el copolímero y el homopolímero.

Preguntas y problemas

20.1 Enlazamiento de carbono

PREGUNTAS

- ¿Qué hace que el carbono sea capaz de formar tantos compuestos diferentes?
- Su compañero de cuarto, un especialista en química, asevera que ha sintetizado el compuesto CH_5 en el laboratorio. ¿Por qué no es posible esto?
- ¿Qué representa un enlace doble? ¿Cuántos pares de electrones son compartidos entre los átomos en un enlace doble? Dibuje la estructura de Lewis de una molécula sencilla que contenga un enlace doble.
- ¿Cuántos pares de electrones son compartidos cuando existe un enlace triple entre dos átomos de carbono? ¿Cuál debe ser el arreglo geométrico alrededor de los átomos de carbono en un enlace triple? Dibuje la estructura de Lewis de una molécula sencilla que contenga un enlace triple.
- Cuando un átomo de carbono está enlazado a otros cuatro átomos, ¿cuál arreglo geométrico ocurre alrededor del átomo de carbono? ¿Por qué?
- Dibuje las estructuras de Lewis para el dióxido de carbono y el monóxido de carbono.

20.2 Alcanos

PREGUNTAS

- ¿Cuáles de las siguientes moléculas están *insaturadas*?
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
 - $CH_3-CH=CH-CH_3$
 - $CH_3-C\equiv C-CH_3$
 - $CH_3-CH_2-CH_3$
- ¿Cuáles de las siguientes moléculas están *saturadas*?
 - CH_3-CH_3
 - $CH_2=CH_2$
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
 - $CH_3-CH_2-CH=CH_2$

- La figura 20.3 muestra las estructuras de los hidrocarburos propano y butano. Explique el arreglo de los pares de electrones alrededor de cada uno de los átomos de carbono en estas moléculas. ¿Son lineales estas moléculas? ¿Por qué sí o por qué no?
- ¿Cómo se sabe que la cadena de átomos de carbono en los alcanos de cadena “recta” en realidad existen en un arreglo en zigzag? ¿Cuáles son los ángulos de enlace alrededor de los átomos de carbono en un alcano?

PREGUNTAS

- ¿Cuál es la fórmula “general” para un alcano? Muestre cómo puede utilizarse esta fórmula general para determinar el número de hidrógenos que estarían presentes en un alcano con 20 átomos de carbono.
- Sin dibujar una fórmula estructural, indique cuántos átomos de hidrógeno estarían presentes en los alcanos de cadena recta con los siguientes números de átomos de carbono.
 - cuatro
 - seis
 - trece
 - diecisiete
- Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes alcanos de cadena recta.
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
 - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
- Dibuje la fórmula estructural para cada uno de los siguientes alcanos de cadena recta.
 - pentano
 - undecano (11 átomos de carbono)
 - nonano
 - heptano

20.3 Fórmulas estructurales e isomerismo

PREGUNTAS

- ¿Qué son los *isómeros* estructurales? ¿Cuál es el alcano más pequeño que tiene un isómero estructural? Dibuje estructuras para ilustrar los isómeros.
- ¿Qué es un alcano *ramificado*? Dibuje la estructura de un alcano ramificado y encierre en círculo la ramificación.

PREGUNTAS

- Sin ver de nuevo el texto, dibuje las fórmulas estructurales y proporcione los nombres comunes para los tres isómeros del pentano, C_5H_{12} .
- Dibuje las fórmulas para los tres alcanos isoméricos que tienen la fórmula C_6H_{14} .

20.4 Nomenclatura de alcanos

PREGUNTAS

19. Proporcione los nombres raíces para los alcanos con tres, cinco, siete y nueve átomos de carbono.
20. ¿A qué corresponde el nombre raíz para un hidrocarburo ramificado?
21. ¿Qué es un grupo *alquilo*? ¿Cómo se relaciona un grupo alquilo dado con su alcano precursor?
22. En los nombres sistemáticos de los alcanos (como 4-etil-3,5-dimetilnonano), ¿qué son los números utilizados para indicar? ¿Cómo se determinan estos números cuando se nombra un alcano?
23. ¿Qué *prefijos* se utilizarían en el nombre sistemático de un alcano para indicar que contiene los siguientes números de ramas de metilo?
- a) dos c) cinco
b) cuatro d) tres
24. Al proporcionar el nombre de el hidrocarburo con varios sustituyentes, ¿en qué orden se listan éstos?

PREGUNTAS

25. Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes alcanos ramificados.
- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$
- d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
26. Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes alcanos.
- a) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$
- c) $\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$
- d) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\text{CH}_3$

27. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes alcanos ramificados.
- a) 2,3-dimetilpentano
b) 2,4-dimetilpentano
c) 2,2-dimetilpentano
d) 3,3-dimetilpentano
28. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes alcanos ramificados.
- a) 2,2,4-trimetilheptano
b) 2,3,4-trimetilheptano
c) 3,3,4-trimetilheptano
d) 2,4,4-trimetilheptano

20.5 Petróleo

PREGUNTAS

29. ¿Cuáles son los constituyentes principales del petróleo crudo? ¿Cuál es el constituyente principal del gas natural? ¿Cómo se formaron estas mezclas?
30. Liste varias fracciones del petróleo e indique cómo se utiliza principalmente cada fracción.
31. ¿Qué es la *descomposición pirolítica* y por qué es el proceso aplicado a la fracción del queroseno del petróleo?
32. ¿Por qué en el pasado se le adicionaba tetraetilo de plomo (II), $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{Pb}$, a la gasolina? ¿Por qué se está descontinuando el uso de esta sustancia?

20.6 Reacciones de alcanos

PREGUNTAS

33. Explique por qué los alcanos son relativamente inertes.
34. Escriba una ecuación que muestre la *combustión* del propano, C_3H_8 . ¿Cómo se hace uso de las reacciones de combustión?
35. Indique la molécula faltante en cada una de las siguientes reacciones de sustitución.
- a) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{HCl} + ?$
b) $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CHCl}_3 + ?$
c) $? + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
d) $\text{CH}_3\text{Cl} + ? \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl}$
36. Cuando se *deshidrogena* una molécula de alcano, ¿qué tipo de característica se introduce en la molécula? Mencione un ejemplo.

PREGUNTAS

37. Complete y balancee cada una de las siguientes reacciones de combustión de alcanos.
- a) $\text{C}_2\text{H}_6(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow$
b) $\text{C}_4\text{H}_{10}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow$
c) $\text{C}_3\text{H}_8(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow$

38. Complete y balancee cada una de las siguientes ecuaciones químicas.

- a) $C_6H_{14}(l) + O_2(g) \rightarrow$
 b) $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow$
 c) $CHCl_3(l) + Cl_2(g) \rightarrow$

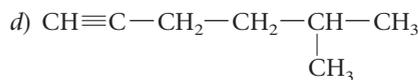
20.7 Alquenos y alquinos

PREGUNTAS

39. ¿Qué es un *alqueno*? ¿Qué característica estructural lo distingue? Proporcione la fórmula general para los alquenos.
40. ¿Qué es un *alquino*? ¿Cuál característica estructural lo distingue? Proporcione la fórmula general para los alquinos.
41. ¿Cómo se modifica el *nombre raíz* de un alcano para indicar que un hidrocarburo dado contiene un enlace doble o triple en su cadena continua más larga?
42. ¿Cómo se indica la *localización* de un enlace doble o triple en la cadena continua más larga de un hidrocarburo insaturado?
43. Indique la molécula faltante en cada una de las siguientes reacciones de alquenos.
- a) $CH_2=CH-CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt} ?$
 b) $? + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CHBr-CH_3$
 c) $2CH_2=CH-CH_3 + 9? \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$
44. ¿Cómo se utiliza la *hidrogenación* en la producción de grasas sólidas para cocinar? Mencione un ejemplo de una reacción de hidrogenación.

PROBLEMAS

45. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes hidrocarburos insaturados.
- a) $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$
 b) $CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3$
 c) $CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-CH_3$
 d) $CH_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-CH_2-CH_3$
46. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes hidrocarburos insaturados.
- a) $CH_2=CH-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}$
 b) $CH_3-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}$
 c) $CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



47. Dibuje las fórmulas estructurales y provea los nombres sistemáticos para al menos *cuatro* hidrocarburos isoméricos que contienen siete átomos de carbono y un enlace doble.
48. Dibuje las fórmulas estructurales que muestren todas las moléculas posibles que contienen seis átomos de carbono y un enlace triple.

20.8 Hidrocarburos aromáticos

PREGUNTAS

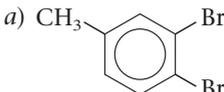
49. ¿Qué estructura tienen en común todos los hidrocarburos aromáticos?
50. El benceno exhibe resonancia. Explique este enunciado en términos de las diferentes estructuras de Lewis que pueden dibujarse para el benceno.

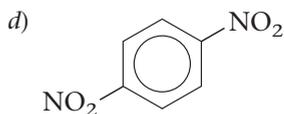
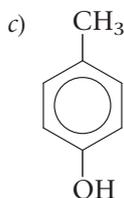
20.9 Nomenclatura de compuestos aromáticos

PREGUNTAS

51. ¿Cómo se nombra un benceno monosustituido? Proporcione las estructuras y los nombres de dos ejemplos. También proporcione dos ejemplos de bencenos monosustituidos que tengan nombres especiales.
52. ¿Cómo se nombra el anillo de benceno si se considera como un sustituyente en otra molécula? Proporcione las estructuras y los nombres de dos ejemplos.
53. Si un anillo de benceno contiene varios sustituyentes, ¿cómo se numeran las localizaciones relativas de los sustituyentes en el nombre sistemático dado a la molécula?
54. ¿A qué se refieren los prefijos *orto-*, *meta-* y *para-*, en términos de la localización relativa de los sustituyentes en un benceno disustituido?

PROBLEMAS

55. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos aromáticos o aromáticos sustituidos.
- a) naftaleno
 b) 2-bromofenol
 c) 3-metilestireno
 d) 4-nitroclorobenceno
 e) 1,3-dinitrobenzoceno
56. Nombre los siguientes compuestos aromáticos o aromáticos sustituidos.
- a) 
- b) 



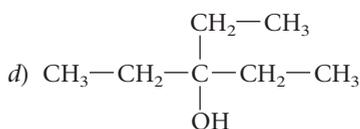
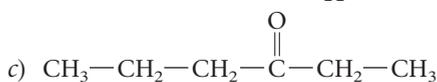
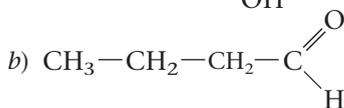
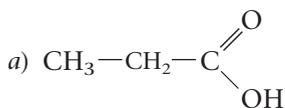
20.10 Grupos funcionales

PROBLEMAS

57. Sin volver a ver el texto, escriba la fórmula estructural y el nombre para un compuesto representativo de cada una de las siguientes familias (grupos funcionales).

- amina
- alcohol
- ácido carboxílico
- aldehído
- éster
- cetona
- éter

58. Con base en el grupo funcional que contiene cada molécula de abajo, identifique la familia de los compuestos orgánicos a la que pertenece cada uno.



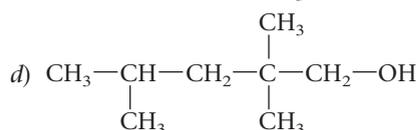
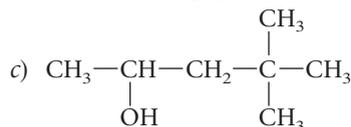
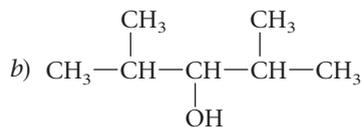
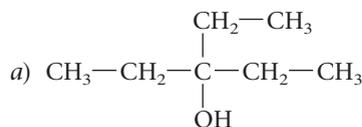
20.11 Alcoholes

PREGUNTAS

- ¿Qué grupo funcional caracteriza un alcohol? ¿Qué terminación se le añade al nombre del hidrocarburo precursor para mostrar que una molécula es un alcohol?
- Distinga entre los alcoholes primarios, secundarios y terciarios. Proporcione una fórmula estructural para un ejemplo de cada tipo.

PROBLEMAS

61. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes alcoholes. Indique si el alcohol es primario, secundario o terciario.



62. Sin volver a ver el texto, dibuje las estructuras para los ejemplos de un alcohol primario, secundario y terciario y nombre cada uno de los componentes que elija.

20.12 Propiedades y usos de los alcoholes

PREGUNTAS

- ¿Por qué en ocasiones se le llama *alcohol de madera* al metanol? Describa la síntesis moderna del metanol. ¿Cuáles son algunos de sus usos?
- Escriba la ecuación de la fermentación de la glucosa para formar etanol. ¿Por qué las disoluciones de etanol no pueden ser mayores a 13% de la concentración preparada de manera directa por medio de la fermentación? ¿Cómo puede incrementarse más allá de este nivel el contenido de etanol en las bebidas?
- Escriba la ecuación para la síntesis del etanol a partir del etileno. ¿Cuáles son algunos usos comerciales del etanol preparado por este proceso?
- Proporcione los nombres y las fórmulas estructurales de otros dos alcoholes comercialmente importantes. Cite el uso principal de cada uno.

20.13 Aldehídos y cetonas

PREGUNTAS

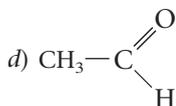
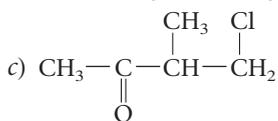
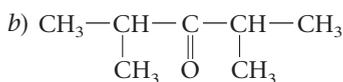
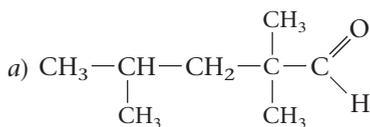
- ¿Qué grupo funcional es *común* para los aldehídos y cetonas?
- ¿Qué característica estructural *distingue* a los aldehídos de las cetonas?
- Mencione algunos usos comerciales de aldehídos y cetonas específicos.

70. Escriba ecuaciones que muestren la oxidación de un alcohol primario y la oxidación de un alcohol secundario para producir un aldehído y una cetona, respectivamente. Indique la estructura de cada alcohol y de los productos orgánicos principales de la oxidación.

20.14 Nomenclatura de aldehídos y cetonas

PREGUNTAS

71. Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo carbonilo, pero las propiedades de estos dos tipos de compuestos son lo suficientemente distintas como para que se clasifiquen por separado. Sin ver de nuevo el texto, dibuje la estructura de la cetona y del aldehído que tienen tres átomos de carbono. Nombre cada uno de estos compuestos.
72. Describa el sistema alternativo para la nomenclatura de las cetonas. Mencione dos ejemplos de cetonas, junto con sus nombres en ambos sistemas.
73. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes aldehídos y cetonas.



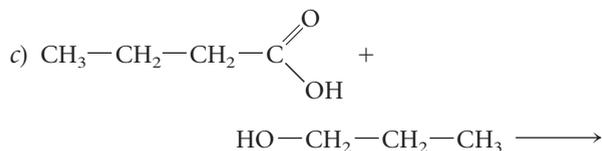
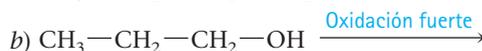
74. Dibuje las fórmulas estructurales para cada uno de los siguientes aldehídos y cetonas.
- dimetil cetona
 - 3-metil-2-butanona
 - propanal
 - 2,2-dimetil-3-pentanona

20.15 Ácidos carboxílicos y ésteres

PREGUNTAS

75. Dibuje la estructura del grupo que caracteriza los ácidos orgánicos (carboxílicos). Mencione la fórmula condensada general para un ácido orgánico.
76. ¿Los ácidos carboxílicos por lo general son ácidos fuertes o débiles? Escriba una ecuación que muestre el ácido $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ ionizándose en el agua.
77. ¿Cuál terminación sistemática se utiliza para mostrar que una molécula es un ácido carboxílico? Proporcione un ejemplo.

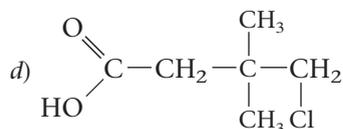
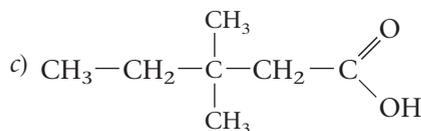
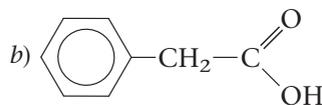
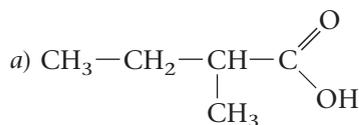
78. Complete las siguientes ecuaciones con la fórmula estructural del producto orgánico principal.



79. ¿A partir de cuáles dos familias de compuestos orgánicos se sintetizan los ésteres? Provea un ejemplo específico de una reacción en la que se forma un éster e indique cómo se deriva el nombre del éster en su ejemplo a partir de los compuestos utilizados para sintetizarlo.
80. Escriba una ecuación que muestre la síntesis del ácido acetilsalicílico (aspirina).

PROBLEMAS

81. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes ácidos orgánicos.



82. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos.
- butanoato de metilo
 - acetato de etilo
 - ácido *o*-clorobenzoico
 - ácido 2,2-dimetil-3-clorobutanoico

20.16 Polímeros

PREGUNTAS

83. En términos generales, ¿qué es un polímero? ¿Qué es un monómero?
84. ¿Qué es la *polimerización por adición*? Proporcione un ejemplo de un polímero por adición común.

85. ¿Qué es una *polimerización por condensación* y en qué difiere de la polimerización por adición? Provea un ejemplo de un polímero por condensación común.
- F 86. El segmento “Química en enfoque” *La madre de la invención* trata sobre Stephanie Kwolek y la invención del kevlar. ¿Éste es un copolímero o un homopolímero?

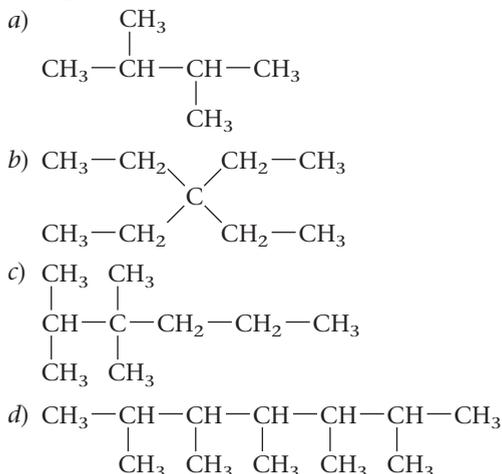
PROBLEMAS

87. Liste al menos cinco polímeros comunes explicados en este capítulo, junto con sus usos comunes.
88. Para las sustancias poliméricas nailon y dacrón, dibuje representaciones de la unidad de repetición en cada una.

Problemas adicionales

89. El primer compuesto “orgánico” en ser sintetizado en el laboratorio, en vez de aislarse a partir de la naturaleza, fue la _____, la cual se preparó a partir de _____.
90. Un compuesto de carbono que contiene un enlace doble o triple carbono-carbono se dice que está ____.
91. La orientación general de los cuatro pares de electrones alrededor de los átomos de carbono en los alcanos es _____.
92. Los alcanos en los que los átomos de carbono forman una cadena sencilla no ramificada se dice que son alcanos _____.
93. El isomerismo estructural ocurre cuando dos moléculas tienen el mismo número de cada tipo de átomo pero exhiben arreglos diferentes de los _____ entre los átomos.
94. Los nombres sistemáticos de todos los hidrocarburos saturados tienen la terminación _____ añadida al nombre raíz que indica el número de átomos de carbono en la molécula.
95. Para un hidrocarburo ramificado, el nombre raíz para el hidrocarburo proviene del número de átomos de carbono en la cadena continua _____ en la molécula.
96. Las posiciones de los sustituyentes junto a la estructura del hidrocarburo de una molécula se indican por medio del _____ del átomo de carbono al que están unidos los sustituyentes.
97. El queroseno puede convertirse en gasolina por medio del _____, lo cual significa que los componentes del queroseno más grandes y más pesados son descompuestos por el calor en fragmentos de gasolina más pequeños y más ligeros.
98. El tetraetilo de plomo, $(C_2H_5)_4Pb$, se adicionaba a la gasolina en el pasado como un agente _____.
99. El uso principal de los alcanos ha sido en las reacciones de _____, como una fuente de calor y luz.
100. Con agentes muy reactivos, como los elementos halógenos, los alcanos experimentan reacciones de _____, donde un nuevo átomo reemplaza uno o más átomos de hidrógeno del alcano.
101. Los alquenos y los alquinos se caracterizan por su habilidad para experimentar reacciones de _____
- rápidas y completas, por medio de las cuales se unen otros átomos a los átomos de carbono del enlace doble o triple.
102. Las grasas insaturadas pueden convertirse en grasas saturadas por medio del proceso de _____.
103. El benceno es el miembro precursor del grupo de hidrocarburos llamados hidrocarburos _____.
104. A un átomo o un grupo de átomos que imparte propiedades nuevas y características a una molécula orgánica se le llama grupo _____.
105. Un alcohol _____ es aquel en el que sólo hay un grupo hidrocarburo unido al átomo de carbono que sostiene al grupo hidroxilo.
106. El alcohol más sencillo, el metanol, se prepara de manera industrial por medio de la hidrogenación del _____.
107. El etanol por lo común se prepara por medio de la _____ de ciertos azúcares por la levadura.
108. Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo _____, pero difieren en la ubicación de este grupo a lo largo de la cadena de hidrocarburo.
109. Los aldehídos y las cetonas pueden prepararse por la _____ del alcohol correspondiente.
110. Los ácidos orgánicos, los cuales contienen el grupo _____, por lo regular son ácidos débiles.
111. Los compuestos que por lo regular tienen un aroma dulzón, llamados _____, resultan de la reacción de condensación de un ácido orgánico con un(a) _____.
112. En la polimerización por _____, las unidades de monómeros simplemente se combinan una y otra vez para formar la cadena larga del polímero.
113. Muestre (dibujando estructuras) cómo difieren los miembros de una serie de alcanos de los miembros previo y siguiente de la serie por una unidad de $-CH_2-$.
114. Dibuje al menos tres alcanos isoméricos que tengan la fórmula general C_7H_{16} y proporcione el nombre sistemático de cada uno.
115. A medida que aumenta el tamaño de una molécula orgánica, el número de isómeros estructurales que son posibles se incrementa de manera drástica. Para la fórmula general de los alcanos $C_{20}H_{42}$, dibuje estructuras que muestren el esqueleto de carbono de al menos 10 isómeros. (No tiene que mostrar todos los átomos de hidrógeno.)
116. Proporcione el nombre sistemático de cada uno de los siguientes alcanos sustituidos.
- a) $CH_3-CH-CH_2-CH_3$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad Cl$
- b) CH_2-CH_2
 $\quad | \quad |$
 $\quad Br \quad Br$
- c) CHI_3
- d) $CH_3-CH-CH-CH-CH_3$
 $\quad \quad | \quad | \quad |$
 $\quad \quad Cl \quad Cl \quad Cl$

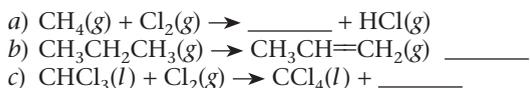
130. Proporcione el nombre sistemático para cada uno de los siguientes alcanos.



131. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos.

- 2,2-dimetilhexano
- 2,3-dimetilhexano
- 3,3-dimetilhexano
- 3,4-dimetilhexano
- 2,4-dimetilhexano

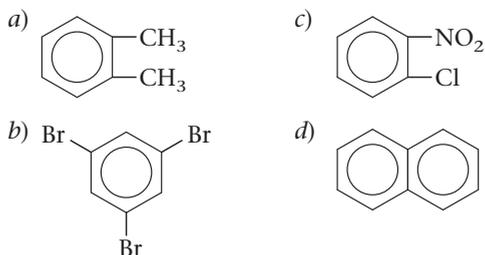
132. Escriba la fórmula para el reactivo o el producto faltante en cada una de las siguientes ecuaciones químicas.



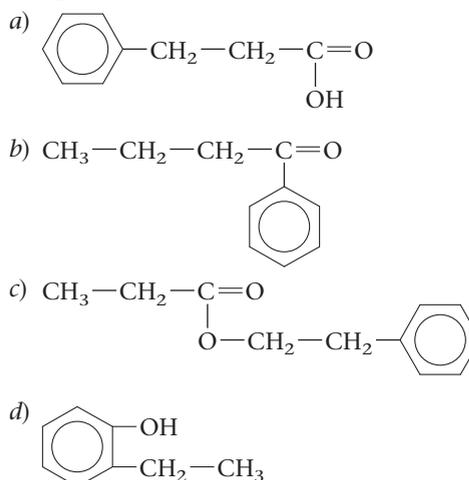
133. Dibuje las estructuras para cinco hidrocarburos *insaturados* o hidrocarburos sustituidos diferentes y nombre sus moléculas.

134. Dibuje fórmulas estructurales que muestren todos los isómeros del alquino de cadena recta con ocho átomos de carbono. Nombre cada isómero.

135. Nombre cada uno de los siguientes compuestos aromáticos o aromáticos sustituidos.



136. Con base en los grupos funcionales listados en la tabla 20.5, identifique la familia de compuestos orgánicos a la que pertenece cada uno de los siguientes compuestos.



137. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes alcoholes. Indique si el alcohol es primario, secundario o terciario.

- 2-propanol
- 2-metil-2-propanol
- 4-isopropil-2-heptanol
- 2,3-dicloro-1-pentanol

138. Dibuje la fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos.

- 3-metilpentanal
- 3-metil-2-pentanona
- metil fenil cetona
- 2-hidroxibutanal
- propanal

139. ¿Cómo se sintetizan los ácidos carboxílicos? Proporcione un ejemplo de un ácido orgánico y la molécula a partir de la cual se sintetiza. ¿Qué tipo de reacción es ésta?

140. Dibuje una fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos.

- ácido 3-metilbutanoico
- ácido 2-clorobenzoico
- ácido hexanoico
- ácido acético

141. Dibuje la estructura del monómero y la unidad de repetición básica para cada una de las siguientes sustancias poliméricas.

- polietileno
- cloruro de polivinilo
- teflón
- polipropileno
- poliestireno

21

Bioquímica

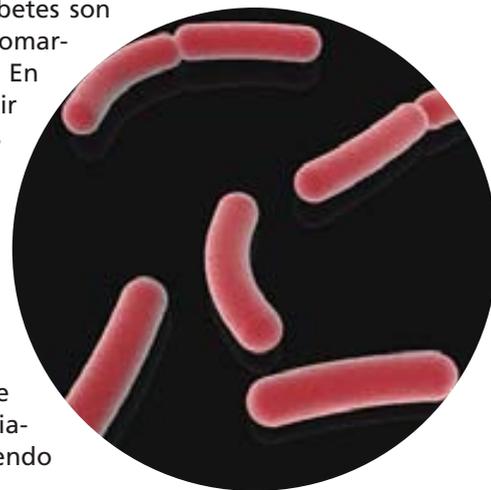
- 21.1 Proteínas
- 21.2 Estructura primaria de las proteínas
- 21.3 Estructura secundaria de las proteínas
- 21.4 Estructura terciaria de las proteínas
- 21.5 Funciones de las proteínas
- 21.6 Enzimas
- 21.7 Carbohidratos
- 21.8 Ácidos nucleicos
- 21.9 Lípidos

- La energía para ejercitarse la proporcionan las reacciones químicas en el cuerpo.
(© Bikeworldtravel/Shutterstock.com)



OWL Ingrese a owl en www.cengage.com/owl para ver tutoriales y simulaciones, desarrollar habilidades para la resolución de problemas y completar las tareas en línea asignadas por su profesor.

La bioquímica, el estudio de la química de los sistemas vivos, es un campo vasto y excitante en el que a diario se hacen descubrimientos importantes acerca de cómo se mantiene la vida y cómo ocurren las enfermedades. En particular, ha habido un crecimiento rápido en la comprensión de cómo se forman las células vivas y del uso de las moléculas necesarias para la vida. Esto no sólo ha sido benéfico para la detección y tratamiento de enfermedades, también ha originado un nuevo campo, la **biotecnología**, la cual utiliza la "maquinaria" de la naturaleza para sintetizar ciertas sustancias deseadas. Por ejemplo, la insulina es una biomolécula compleja que se utiliza en el cuerpo para regular el metabolismo de los azúcares. Las personas que padecen diabetes son deficientes en insulina natural y deben tomarla a través de inyecciones y otros medios. En el pasado esta insulina se obtenía a partir de tejidos animales (en particular de las vacas). Sin embargo, el incremento en la comprensión de los procesos bioquímicos de las células ha permitido "cultivar" insulina. Se ha aprendido a insertar las "instrucciones" para su preparación en las células de bacterias como la *Escherichia coli* para que a medida que las bacterias crezcan produzcan insulina que pueda ser cultivada para su uso por los diabéticos. Muchos otros productos, incluyendo los pesticidas naturales, también se están produciendo por medio de las técnicas de la biotecnología.



© Mardre/Shutterstock

La bacteria *E. coli* puede alterarse genéticamente para producir insulina humana. Las bacterias se cultivan en laboratorio y de ellas se obtiene insulina humana pura.

Una comprensión de la bioquímica también permite a la sociedad producir alimentos procesados más saludables. Por ejemplo, la industria alimentaria está

haciendo grandes esfuerzos para reducir los niveles de grasa en los alimentos sin arruinar el buen sabor que éstas le confieren.

No se espera cubrir todos los aspectos importantes de este campo en este capítulo; sólo se concentrará en los principales tipos de biomoléculas que soportan a los organismos vivos. Sin embargo, primero se examinarán los elementos encontrados en los organismos vivos y se describirá de manera breve la constitución de una célula.

En la actualidad se conocen 30 elementos que definitivamente son esenciales para la vida humana. En la figura 21.1 se muestran a color estos **elementos esenciales**. Los más abundantes son el hidrógeno, el carbono, el nitrógeno y el oxígeno; el sodio, el magnesio, el potasio, el calcio, el fósforo, el azufre y el cloro también se encuentran en cantidades relativamente grandes. Aunque sólo están presentes en trazas, los metales de transición del primer periodo son esenciales para la acción de muchas enzimas (catalizadores biológicos). Por ejemplo, el zinc, uno de los **elementos traza**, se encuentra en casi 200 moléculas biológicamente importantes. En la tabla 21.1 se resumen las funciones de los elementos esenciales. Con el tiempo es probable que se encuentren otros elementos que sean esenciales.

La vida se organiza alrededor de las funciones de la **célula**, la unidad más pequeña en los sistemas vivos que exhibe las propiedades normalmente asociadas con la vida, como la reproducción, el metabolismo, la mutación y la sensibilidad a estímulos externos.

1																	8
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup			118 Uuo

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

Figura 21.1

Los elementos químicos esenciales para la vida. Los más abundantes en los sistemas vivos se muestran en color púrpura. Diecinueve elementos, llamados *elementos traza*, se muestran en verde.

Tabla 21.1 Algunos elementos esenciales y sus principales funciones

Elemento	Porcentaje en masa en el cuerpo humano	Función
oxígeno	65	En el agua y en muchos compuestos orgánicos
carbono	18	En todos los compuestos orgánicos
hidrógeno	10	En el agua y en muchos compuestos inorgánicos y orgánicos
nitrógeno	3	En compuestos inorgánicos y orgánicos
calcio	1.5	En los huesos; esencial para algunas enzimas y para la acción muscular
fósforo	1.2	Esencial en las membranas celulares y para la transferencia de energía en las células
potasio	0.2	Catión en los fluidos celulares
cloro	0.2	Anión dentro y fuera de las células
azufre	0.2	En proteínas
sodio	0.1	Catión en fluidos celulares
magnesio	0.05	Esencial para algunas enzimas
hierro	<0.05	En moléculas que transportan y almacenan oxígeno
zinc	<0.05	Esencial para muchas enzimas
cobalto	<0.05	Encontrado en la vitamina B ₁₂
yodo	<0.05	Esencial para las hormonas tiroideas
flúor	<0.01	En dientes y huesos

Como las estructuras de construcción fundamentales de todos los sistemas vivos, los agregados de células forman tejidos, los cuales a su vez se ensamblan en los órganos que conforman los sistemas vivos complejos. Por tanto, para comprender cómo se mantiene y se reproduce la vida, se debe aprender cómo operan las células a nivel molecular. Este es el impulso principal de la bioquímica.

21.1

Proteínas

OBJETIVO Aprender acerca de las proteínas.



© Shi Yali/Shutterstock

La seda es un polímero de ocurrencia natural.

En el capítulo 20 se vio que muchos materiales sintéticos útiles son polímeros. Muchísimos materiales naturales también son polímeros: el almidón, el cabello, las fibras de la seda y del algodón, y la celulosa en las plantas leñosas, por nombrar unos cuantos.

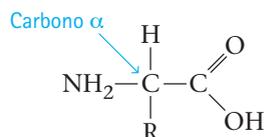
En esta sección se introduce una clase de polímeros naturales, las **proteínas**, las cuales conforman alrededor de 15% de nuestro cuerpo y tienen masas molares que van de aproximadamente 6000 a más de 1000000 gramos. Las proteínas cumplen muchas funciones en el cuerpo humano. Las **proteínas fibrosas** proveen integridad estructural y resistencia para varios tipos de tejidos, y son los componentes principales de los músculos, cabello y cartílagos. Otras proteínas, por lo regular llamadas **proteínas globulares**, debido a su forma casi esférica, son las moléculas "obreras" del cuerpo. Estas proteínas transportan y almacenan oxígeno y nutrientes, actúan como catalizadores para las miles de reacciones que hacen posible la vida, pelean contra la invasión de objetos extraños en el cuerpo, participan en los diversos sistemas regulatorios del organismo y transportan electrones en el proceso complejo del metabolismo de los nutrientes.

21.2

Estructura primaria de las proteínas

OBJETIVO Comprender la estructura primaria de las proteínas.

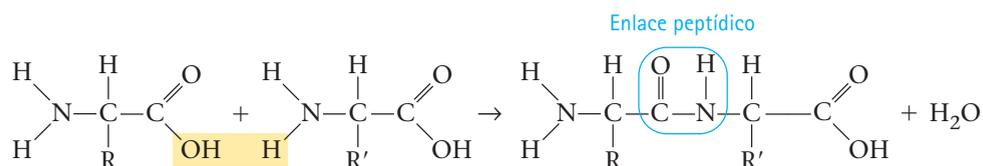
Las estructuras fundamentales de todas las proteínas son los α -aminoácidos:



La R en esta estructura puede representar el H, el CH₃ o más sustituyentes complejos. A estas moléculas se les llama α -aminoácidos debido a que el grupo amino (—NH₂) siempre está unido al carbono α , el que está al lado del grupo carboxilo (—COOH). En la figura 21.2 se muestran los 20 aminoácidos más comúnmente encontrados en las proteínas.

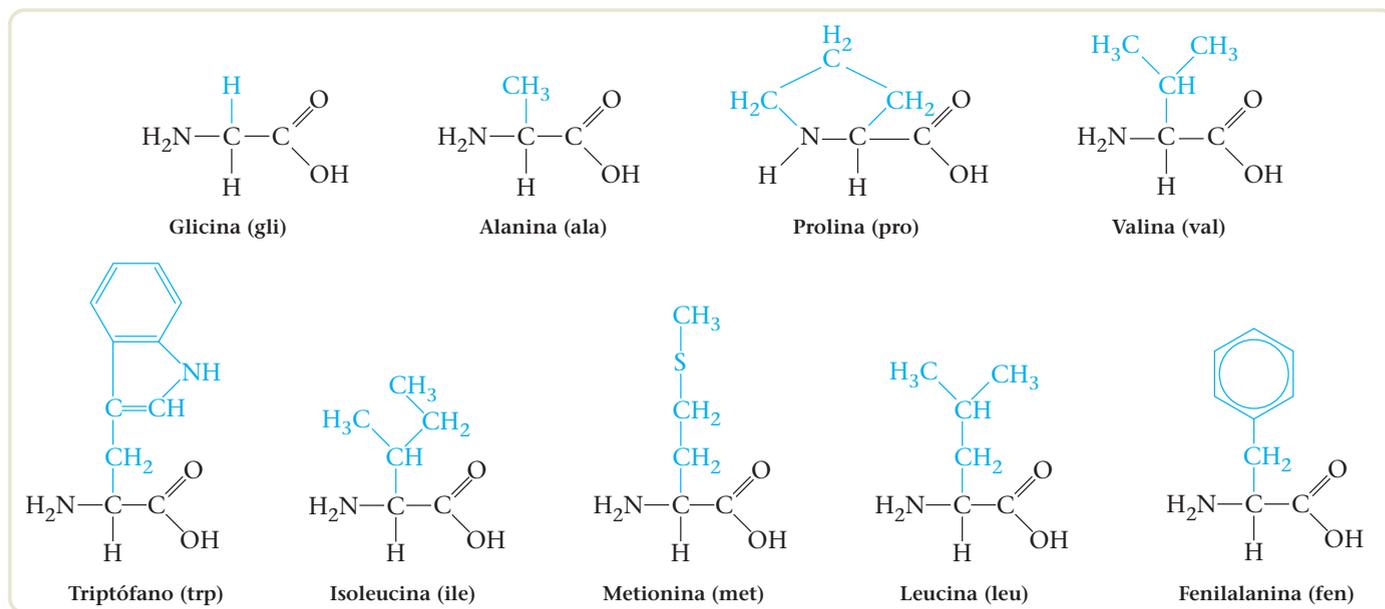
Observe a partir de la figura 21.2 que los aminoácidos se agrupan en las clases polares y no polares con base en la composición de los grupos R, también llamados **cadenas laterales**. Las cadenas laterales no polares contienen principalmente átomos de carbono e hidrógeno; las cadenas laterales polares contienen átomos de nitrógeno y oxígeno. Esta diferencia es importante debido a que las cadenas laterales polares son *hidrofílicas* (afines al agua) y las no polares son *hidrofóbicas* (no afines al agua). Esto afecta en gran medida la estructura tridimensional de las proteínas resultantes, debido a que existen en medios acuosos en los sistemas vivos.

El polímero proteína se construye por medio de las reacciones entre los aminoácidos. Por ejemplo, los aminoácidos pueden reaccionar como se muestra a continuación, formando un enlace C—N con la eliminación del agua.



En el pH en los fluidos biológicos, los aminoácidos mostrados en la figura 21.2 existen en una forma diferente, con el protón del grupo —COOH transferido al grupo —NH₂. Por ejemplo, la glicina estaría en la forma H₃⁺NCH₂COO⁻.

Grupos R no polares (hidrofóbicos)



Grupos R polares (hidrofílicos)

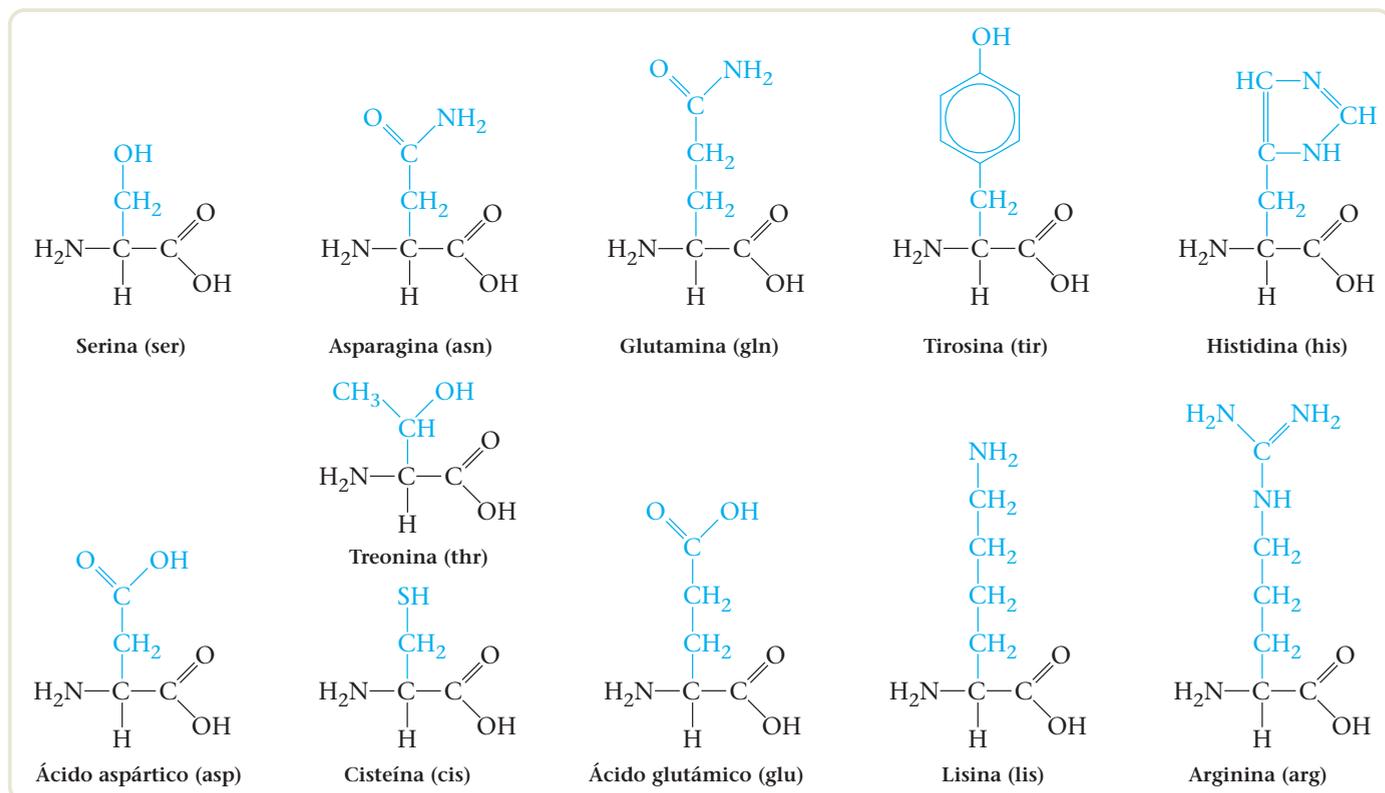


Figura 21.2

Los 20 α -aminoácidos encontrados en la mayoría de las proteínas. El grupo R se muestra a color.

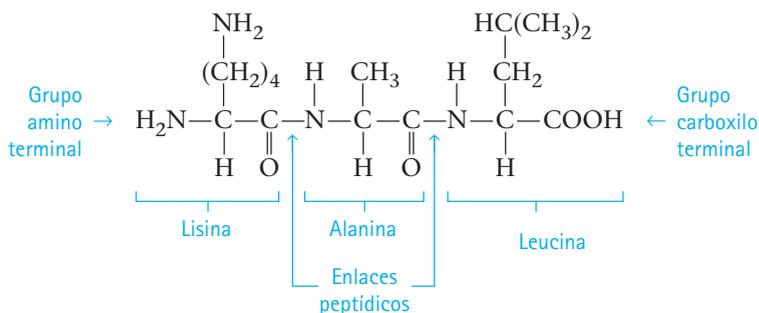
Al producto mostrado en la página 691 se le llama **dipéptido**. El término *péptido* proviene de la estructura



a la cual los químicos le llaman **unión peptídica** o **enlace peptídico**. El prefijo *di-* indica que se han unido dos aminoácidos. Reacciones adicionales alargan la cadena para producir un **polipéptido**, y con el tiempo una proteína.

Los 20 aminoácidos pueden ensamblarse en cualquier orden, lo cual hace posible un número enorme de proteínas diferentes. Esta variedad permite los varios tipos de proteínas necesarias para las funciones que realizan los organismos.

Al *orden* o *secuencia* de los aminoácidos en la cadena de la proteína se le llama **estructura primaria**. Ésta se indica utilizando códigos de tres letras para los aminoácidos (vea la figura 21.2), donde se comprende que el grupo carboxilo terminal está a la derecha y el grupo amino terminal está a la izquierda. Por ejemplo, una secuencia posible para un tripéptido que contiene los aminoácidos lisina, alanina y leucina es



la cual se representa en notación abreviada (código de tres letras) como

lis-ala-leu

EJEMPLO 21.1

Comprensión de la estructura primaria

Escriba las secuencias de todos los tripéptidos posibles conformados por los aminoácidos tirosina (tir), histidina (his) y cisteína (cis).

cis-tir-ile-gin-asn-cis-pro-leu-gli

a

cis-tir-phe-gin-asn-cis-pro-arg-gli

b

SOLUCIÓN

Existen seis secuencias posibles:

tir-his-cis

his-tir-cis

cis-tir-his

tir-cis-his

his-cis-tir

cis-his-tir ■

Figura 21.3

Secuencias de los aminoácidos en **a** la oxitocina y en **b** la vasopresina. Los aminoácidos en los que difieren se encierran en recuadros.

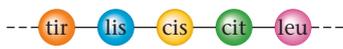
Un ejemplo notable de la importancia de la estructura primaria de los polipéptidos puede verse en las diferencias entre la *oxitocina* y la *vasopresina*. La oxitocina es una hormona que dispara la contracción del útero y la secreción de leche. La vasopresina eleva la presión sanguínea y regula la función renal. Estas moléculas son polipéptidos con nueve unidades y sólo difieren en dos aminoácidos (figura 21.3), pero tienen funciones completamente diferentes en el cuerpo humano.

21.3

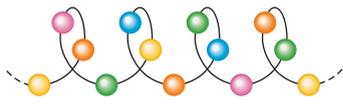
Estructura secundaria de las proteínas

OBJETIVO

Comprender la estructura secundaria de las proteínas.



a
La estructura primaria de una proteína describe el orden de los aminoácidos en la cadena. Se muestra un ejemplo.



b
La estructura secundaria de una proteína describe el arreglo de la cadena en el espacio. Se muestra un arreglo en espiral (de hélice) de la cadena de la proteína.

Figura 21.4

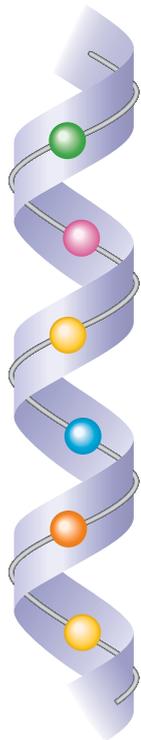


Figura 21.5

Un tipo de estructura secundaria de las proteínas es como una escalera en espiral, y se le llama *hélice α* . Los círculos representan aminoácidos individuales.

Hasta ahora se ha considerado la estructura primaria de las proteínas, el orden de los aminoácidos en la cadena (figura 21.4a). Un segundo nivel de la estructura en las proteínas es el arreglo en el espacio de la cadena de la molécula larga. A éste se le llama **estructura secundaria** de la proteína (figura 21.4b).

Un tipo común de estructura secundaria se asemeja a una escalera en espiral. A esta estructura se le llama **hélice α** (figura 21.5). Una estructura parecida a una espiral le proporciona elasticidad a la proteína y se encuentra en las proteínas fibrosas de la lana, el cabello y los tendones. Otro tipo de estructura secundaria involucra la unión de varias cadenas de proteína diferentes en un arreglo llamado **lámina plegada**, como se muestra en la figura 21.6. La seda tiene este arreglo de proteínas, lo que hace que sus fibras sean flexibles pero muy firmes y resistentes al estiramiento. La lámina plegada también se encuentra en las fibras musculares.

Como podrá imaginar, una molécula tan grande como una proteína tiene una gran cantidad de flexibilidad y puede asumir una variedad de formas generales. La función para la que sirve la proteína influye en la forma específica que tendrá. Para las estructuras largas y delgadas como el cabello, las fibras de lana y seda y los tendones, se requiere una forma alargada. Esto puede involucrar una estructura secundaria de hélice α , como se encuentra en la proteína α -queratina en el cabello y la lana, o en el colágeno que aparece en los tendones (figura 21.7a), o puede involucrar una estructura secundaria de lámina plegada, como la encontrada en la seda (figura 21.7b).

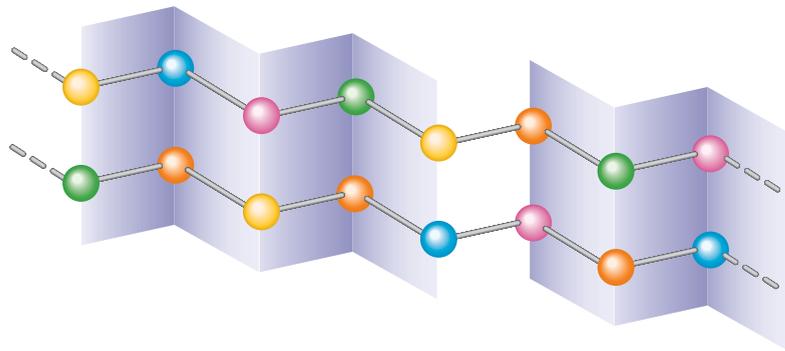


Figura 21.6

Dos cadenas de proteínas unidas en la estructura secundaria de lámina plegada. Cada esfera representa un aminoácido.

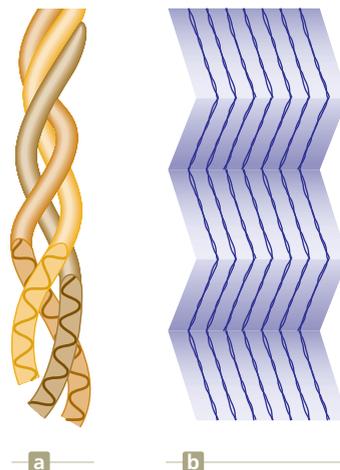


Figura 21.7

a El colágeno, una proteína encontrada en los tendones, consiste de tres cadenas de proteína (cada una con una estructura de hélice α) torcidas juntas para formar una superhélice. El resultado es una proteína larga relativamente estrecha. **b** Muchas proteínas se unen en el arreglo de lámina plegada para formar la proteína alargada encontrada en las fibras de la seda.

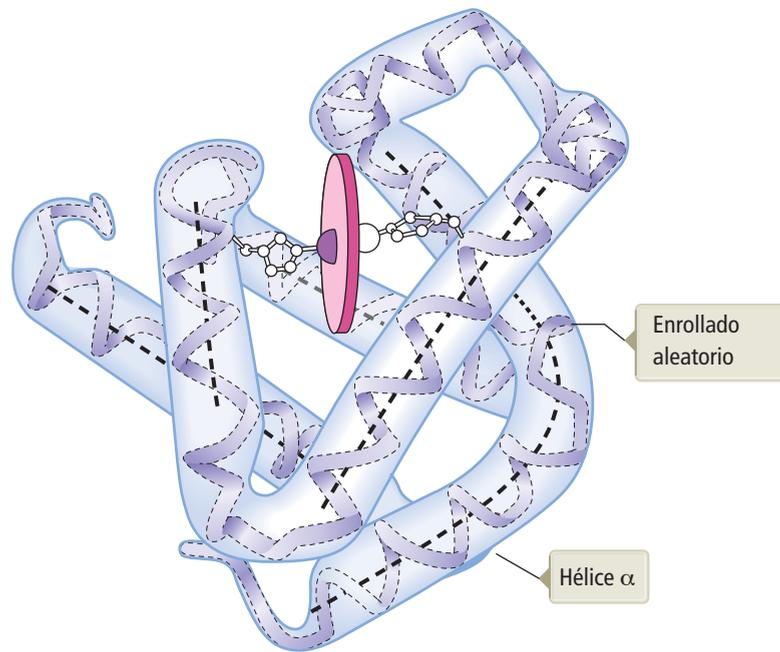


Figura 21.8

Proteína mioglobina. Observe que la estructura secundaria es básicamente de *hélice* α , excepto en los dobleces. La estructura terciaria es globular.

Muchas proteínas en el cuerpo humano que tienen funciones no estructurales (como las que funcionan como enzimas) son globulares. Una es la mioglobina (figura 21.8), la cual absorbe una molécula de O_2 que almacena las células para su uso a medida que sea necesario. Observe que la estructura secundaria de la mioglobina es básicamente de *hélice* α . Sin embargo, en las áreas donde la cadena se dobla para darle a la proteína su estructura globular compacta, la *hélice* α se rompe para que la proteína pueda “dar vuelta en la esquina”.

21.4

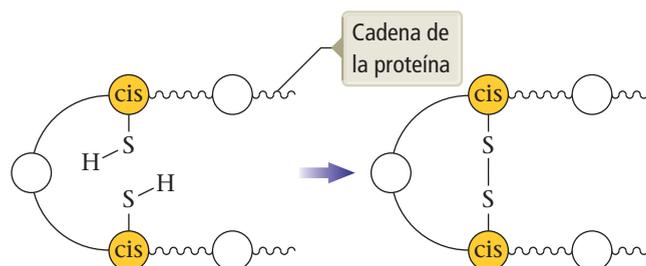
Estructura terciaria de las proteínas

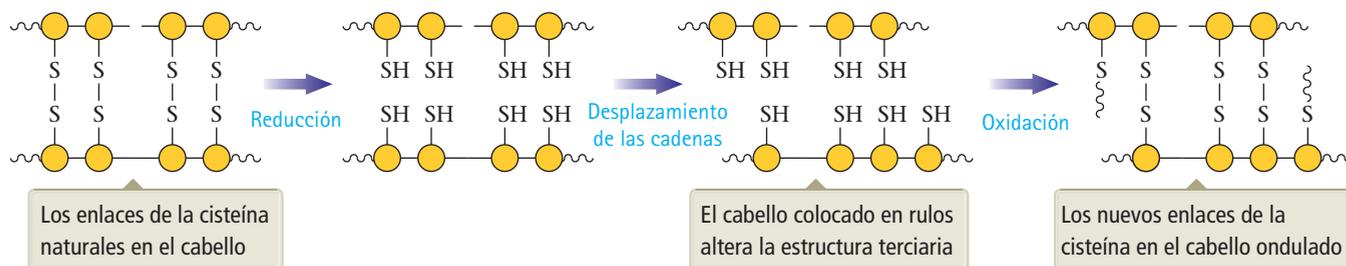
OBJETIVO

Comprender la estructura terciaria de las proteínas.

A la forma general de la proteína, larga y estrecha o globular, se le llama **estructura terciaria**. Para asegurarse de que está clara la diferencia entre la estructura secundaria y la terciaria, examine de nuevo la figura 21.8. La estructura secundaria de la proteína mioglobina es de *hélice*, excepto en las regiones donde se dobla sobre sí misma para dar la estructura terciaria compacta (globular) general. Si no ocurriera el doblamiento, esta estructura sería un tubo largo (tubular). En ambos arreglos terciarios (globular y tubular), la estructura secundaria de la proteína es básicamente de *hélice*.

El aminoácido *cisteína* (cis) desempeña una función especial en la estabilización de la estructura terciaria de muchas proteínas debido a que los grupos $-SH$ en dos cisteínas pueden reaccionar para formar un enlace $S-S$ llamado **enlace disulfuro**.



**Figura 21.9**

La ondulación permanente del cabello.

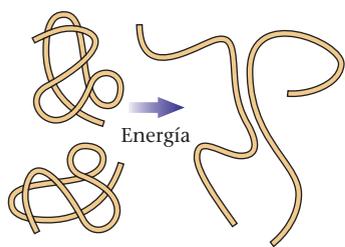
Por ejemplo, la formación de un enlace disulfuro puede sujetar dos partes de una cadena de proteína para formar y mantener un doblez en la cadena. Una aplicación práctica de la química de los enlaces disulfuro es el ondulado permanente del cabello (figura 21.9). Los enlaces S—S en la proteína del cabello se rompen por medio del tratamiento con un agente reductor. Después el cabello se coloca en rulos para cambiar la estructura terciaria de la proteína a la forma deseada. En seguida el tratamiento con un agente oxidante ocasiona que se formen nuevos enlaces S—S, los cuales hacen que la proteína del cabello retenga la nueva estructura.

21.5

Funciones de las proteínas

OBJETIVO

Aprender acerca de las diversas funciones que cumplen las proteínas.

**Figura 21.10**

Una representación esquemática de la desnaturalización térmica de una proteína.

La estructura tridimensional de una proteína es crucial para su función. Al proceso del rompimiento de esta estructura se le llama **desnaturalización** (figura 21.10). Por ejemplo, el calor ocasiona la desnaturalización de las proteínas de los huevos cuando se cuecen. Cualquier fuente de energía puede ocasionar la desnaturalización de las proteínas y por tanto es potencialmente peligrosa para los organismos vivos. Por ejemplo, la radiación ultravioleta, la radiación de rayos X o la radiactividad nuclear desestabilizan la estructura de la proteína, lo cual puede conducir a cáncer o al daño genético. Los metales plomo y mercurio, los cuales tienen una afinidad muy alta para el azufre, ocasionan la desnaturalización de las proteínas al desestabilizar los enlaces disulfuro.

La variabilidad enorme en los diversos niveles de la estructura de las proteínas permite que se diseñen de manera específica para cumplir un amplio intervalo de funciones, algunas de las cuales se mencionan en la tabla 21.2.

21.6

Enzimas

OBJETIVO

Comprender cómo funcionan las enzimas.

Las **enzimas** son proteínas que catalizan reacciones biológicas específicas. La vida sería imposible sin los varios cientos de enzimas conocidas en la actualidad. Casi todas las reacciones bioquímicas críticas ocurrirían con demasiada lentitud a las temperaturas a las que existe la vida. Las enzimas son impresionantes por su gran eficiencia (por lo regular son de 1 a 10 millones de veces tan eficientes como los catalizadores inorgánicos) y su selectividad increíble (una enzima “ignora” las miles de moléculas en los fluidos corporales que no están involucradas en la reacción que cataliza).

Aunque los mecanismos de la actividad enzimática de estas proteínas son complejos y no se comprenden por completo en la mayoría de los casos, una teoría sencilla llamada **modelo de cerradura y llave** (figura 21.11) parece ajustarse a muchas enzimas. Este modelo postula que las formas de la molécula reactiva (el **sustrato**) y de la enzima son tales que se ajustan de manera muy parecida a la forma en que una llave se ajusta a una cerradura específica. El sustrato y la enzima se unen entre sí

Una enzima con frecuencia cambia de manera ligera la estructura a medida que el sustrato se enlaza. Esto “sujeta” el sustrato en su lugar.

Tabla 21.2 Funciones comunes de las proteínas

Función	Comentario/ejemplo
Estructura	Las proteínas proveen la resistencia de los tendones, los huesos y la piel. Los cartílagos, el cabello, la lana, las uñas y las garras son principalmente proteína. Los virus tienen una capa externa de proteína.
Movimiento	Las proteínas son los componentes principales de los músculos y son directamente responsables de su habilidad para contraerse. El movimiento natatorio de los espermatozoides resulta de la contracción de los filamentos de proteína en sus colas.
Catálisis	Casi todas las reacciones químicas en los organismos vivos son catalizadas por enzimas, las cuales casi siempre son proteínas.
Transporte	El oxígeno se transporta de los pulmones a los tejidos por medio de la proteína hemoglobina en los glóbulos rojos.
Almacenamiento	La proteína <i>ferritina</i> almacena hierro en el hígado, en el bazo y en la médula ósea.
Transformación de energía	Los citocromos son proteínas encontradas en todas las células. Extraen energía de las moléculas de los alimentos transfiriendo electrones en una serie de reacciones de oxidación-reducción.
Protección	Los <i>anticuerpos</i> son proteínas especiales que se sintetizan en respuesta a sustancias y células extrañas, como las células bacterianas. Pueden unirse a aquellas sustancias o células y proveen inmunidad para diversas enfermedades. El interferón, una proteína pequeña formada y liberada por las células cuando se exponen a un virus, protege otras células contra la infección viral. Las proteínas coagulantes de la sangre protegen contra el sangrado (hemorragia).
Control	Muchas <i>hormonas</i> son proteínas producidas en el cuerpo que tienen efectos específicos sobre la actividad de ciertos órganos.
Regulación	Debido a que las proteínas contienen grupos ácidos y básicos en sus cadenas laterales, pueden neutralizar ácidos y bases y por tanto proveen regulación para la sangre y los tejidos.

de tal manera que la parte del sustrato donde va a ocurrir la reacción ocupa el **sitio activo** de la enzima. Después de que ocurre la reacción, se liberan los productos y la enzima está lista para un nuevo sustrato. Se puede representar la catálisis de las enzimas por medio de las siguientes etapas.

Paso 1 La enzima E y el sustrato S se unen.



Paso 2 Ocurre la reacción para formar el producto P, el cual se libera de la enzima.

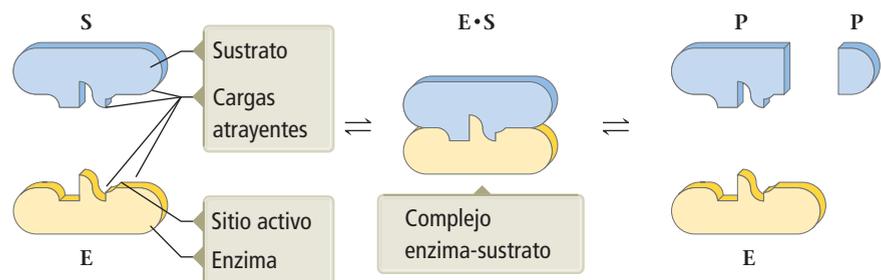
**Figura 21.11**

Diagrama esquemático del modelo de cerradura y llave del funcionamiento de una enzima.

Cultivo de la orina

La naturaleza es un buen químico: cada segundo los organismos forman cientos de sustancias químicas complejas para sobrevivir. La ciencia en rápida expansión de la biotecnología está aprendiendo más cada día acerca de cómo utilizar las vías químicas naturales para preparar moléculas valiosas. Por ejemplo, actualmente la insulina para los diabéticos se prepara casi de manera exclusiva por medio del "cultivo" de la *Escherichia coli* genéticamente alterada o de la levadura.

Convertir el ganado en fábricas farmacéuticas de cuatro patas ha parecido una opción atractiva desde que se aprendió a realizar la "ingeniería genética". De hecho, se ha gastado una gran cantidad de esfuerzo en la creación de vacas, ovejas y cabras genéticamente modificadas para producir proteínas humanas útiles que sean segregadas en la leche de los animales, a partir de la cual puedan cosecharse. Ninguna de estas proteínas ha llegado aún al mercado (en la actualidad se están realizando pruebas para comprobar su eficacia y seguridad), pero un agente coagulante de la sangre, la antitrombina III, desarrollado por la Genzyme Transgenics Corporation de Framingham, Massachusetts, está cerca de la aplicación comercial. La creación de un animal transgénico es costosa (aproximadamente 60 000 dólares) pero después las técnicas de reproducción estándar pueden conducir a un rebaño entero de animales programados para producir moléculas de interés comercial.

Como medio, la leche tiene algunas desventajas. Sólo es producida por las hembras maduras y contiene una amplia variedad de proteínas que complican el proceso de purificación para obtener el producto deseado. La orina puede ser una alternativa mejor.

Contiene menos proteínas naturales y se produce a una edad temprana en animales machos y hembras. Robert J. Wall y sus colaboradores del Departamento de Agricultura de Estados Unidos en Beltsville, Maryland, han desarrollado ratones transgénicos que producen la hormona del crecimiento humano en las paredes de sus vejigas. Por obvias razones, los ratones no son ideales para la producción a gran escala de sustancias químicas, pero los experimentos de Wall muestran que el concepto funciona. En la actualidad es muy temprano para conocer si el cultivo de orina probará ser factible. Los rendimientos de la vejiga son casi 10 000 veces menores que los de las glándulas mamarias. Además, la recolección de la orina de los animales de granja pudiera probar ser un negocio muy difícil.



Cortesía de Genzyme Transgenics Corporation

Una cabra de Nueva Zelanda, uno de los animales utilizadas para el cultivo de orina.

Después de que se libera el producto, la enzima es libre de emplear otro sustrato. Debido a que este proceso ocurre de manera muy rápida, sólo se requiere una pequeña cantidad de la enzima.

En algunos casos puede unirse al sitio activo de la enzima una sustancia diferente al sustrato. Cuando esto ocurre, se dice que la enzima está *inhibida*. Si la inhibición es permanente, la enzima queda inactivada. Algunas de las toxinas más poderosas actúan inhibiendo, o inactivando, las enzimas clave.

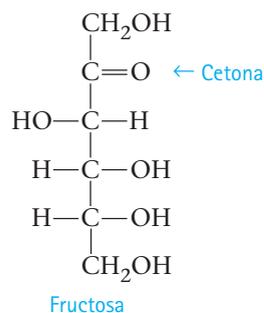
Debido a que las enzimas son cruciales para la vida y a que se espera aprender cómo imitar su eficiencia en los catalizadores industriales, su estudio ocupa un lugar prominente en la investigación química.

21.7 Carbohidratos

OBJETIVO Comprender las propiedades fundamentales de los carbohidratos.

Los **carbohidratos** constituyen otra clase de moléculas biológicamente importantes: sirven como fuente de alimento para la mayoría de los organismos y como materiales estructurales para las plantas. Debido a que varios carbohidratos tienen la fórmula empírica CH_2O , originalmente se creía que estas sustancias eran hidratos del carbono ($\text{C} \cdot \text{H}_2\text{O}$), lo cual justifica su nombre.

Como las proteínas, los carbohidratos aparecen en variedades casi perturbadoras. Muchos de los más importantes son polímeros: moléculas grandes construidas uniendo muchas moléculas más pequeñas. Se ha visto que las proteínas son polímeros construidos a partir de aminoácidos. Los carbohidratos poliméricos se construyen con las moléculas llamadas **azúcares sencillos** o, de manera más precisa, **monosacáridos**. Éstos son aldehídos o cetonas que contienen varios sustituyentes hidroxilo ($-\text{OH}$). Un ejemplo de un monosacárido es la fructosa, con la siguiente estructura.



La fructosa es un azúcar que se encuentra en la miel y las frutas. Los monosacáridos tienen varios átomos de carbono y se nombran de acuerdo con el número de átomos de carbono que contienen añadiendo prefijos a la raíz *-osa*. En la tabla 21.3 se muestran los nombres generales de los monosacáridos. Observe que la fructosa es una cetona con seis átomos de carbono y cinco sustituyentes $-\text{OH}$. Además, es un miembro de la familia hexosa, donde el prefijo *hex-* significa seis.

Los monosacáridos más importantes encontrados en los organismos vivos son las pentosas y las hexosas. En la tabla 21.4 se muestran las más comunes.



El pan, una fuente alimenticia de carbohidratos.



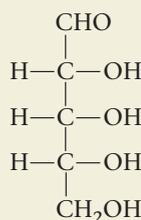
La fruta, una fuente dietética de fructosa.

Tabla 21.3 Nombres generales de los monosacáridos

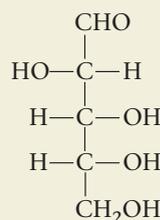
Número de átomos de carbono	Prefijo	Nombre general del azúcar
3	<i>tri-</i>	triosa
4	<i>tetr-</i>	tetrosa
5	<i>pent-</i>	pentosa
6	<i>hex-</i>	hexosa
7	<i>hept-</i>	heptosa
8	<i>oct-</i>	octosa
9	<i>non-</i>	nonosa

Tabla 21.4 Algunos monosacáridos importantes*Pentosas (cinco átomos de carbono)*

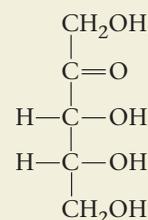
Ribosa



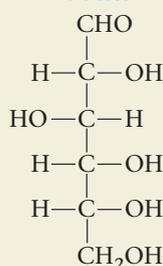
Arabinosa



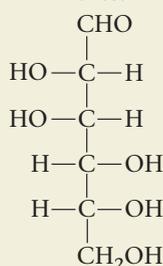
Ribulosa

*Hexosas (seis átomos de carbono)*

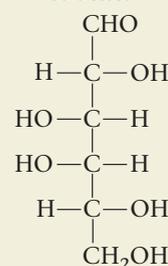
Glucosa



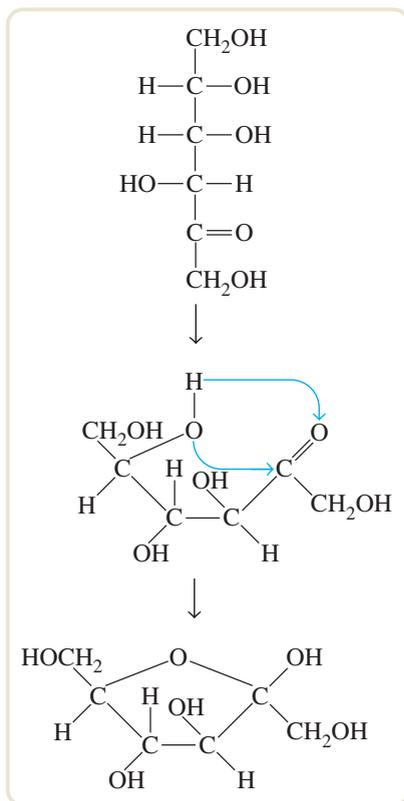
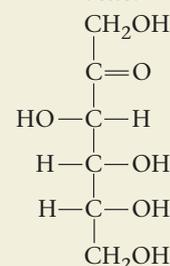
Manosa



Galactosa



Fructosa

**Figura 21.12**

Formación de una estructura de anillo para la fructosa.

Aunque hasta ahora se han representado los monosacáridos como moléculas de cadena recta, por lo regular forman estructuras de anillo en una disolución acuosa. La figura 21.12 muestra cómo se forma el anillo de la fructosa. Observe que se configura un nuevo enlace entre el oxígeno de un grupo hidroxilo y el carbono del grupo cetona. En la forma cíclica, la fructosa es un anillo con cinco miembros que contiene un enlace C—O—C. La glucosa, una hexosa que es un aldehído, forma una estructura de anillo con seis miembros. En la figura 21.13a se muestra esta estructura. Observe que el anillo no es planar.

Se forman carbohidratos más complejos mediante la combinación de monosacáridos. Por ejemplo, pueden combinarse dos monosacáridos para formar un **disacárido**. La **sacarosa**, azúcar de mesa común, es un disacárido formado a partir de la glucosa y la fructosa por medio de la eliminación del agua para constituir un enlace C—O—C entre los anillos, al que se le llama **enlace glicosídico** (figura 21.13c). Cuando se consume la sacarosa en los alimentos, esta reacción se invierte (se rompe el enlace glicosídico). Una enzima en la saliva cataliza la descomposición de la sacarosa en sus dos monosacáridos.

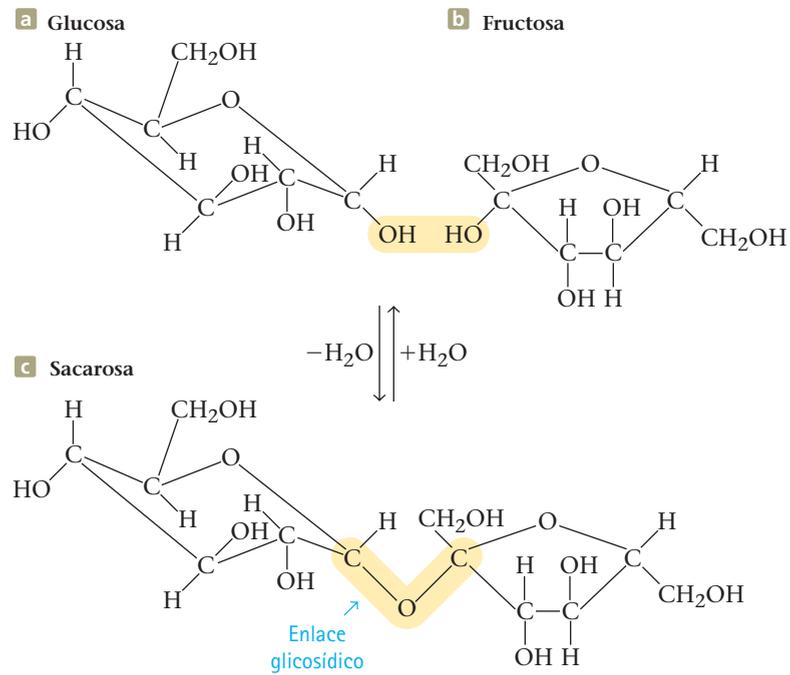


Figura 21.13

La sacarosa **c** es un disacárido formado a partir de la glucosa **a** y la fructosa **b**.

A los polímeros grandes que contienen muchas unidades de monosacáridos se les llama **polisacáridos**, y pueden formarse cuando cada anillo conforma dos enlaces glicosídicos, como se muestra en la figura 21.14. Tres de los más importantes son el almidón, la celulosa y el glucógeno. Estas sustancias son polímeros de la glucosa y difieren en la manera que se enlazan entre sí los anillos de ésta.

El **almidón** (figura 21.14) es la reserva de carbohidratos de las plantas. Es la forma en la que la glucosa es almacenada por la planta para su uso posterior como combustible celular por ésta y por los organismos que la consumen.

La **celulosa**, el componente estructural principal de las plantas leñosas y las fibras naturales como el algodón, también es un polímero de la glucosa. Sin embargo, en la celulosa la manera en la que se unen los anillos de la glucosa es diferente de la forma en la que se unen en el almidón. Esta diferencia tiene consecuencias muy importantes. El sistema digestivo humano contiene enzimas que pueden catalizar la ruptura de los enlaces glicosídicos entre las moléculas de glucosa en el almidón. Sin embargo, estas enzimas *no* son efectivas en los enlaces glicosídicos de la celulosa, presumiblemente debido a que la estructura diferente ocasiona un deficiente ajuste entre el sitio activo de la enzima y el carbohidrato. De manera interesante, las enzimas necesarias para romper los enlaces glicosídicos en la celulosa se encuentran en las bacterias que existen en los tractos digestivos de las termitas, vacas, ciervos y otros animales. Por tanto, a diferencia de los humanos, estos animales pueden derivar la nutrición a partir de la celulosa en la madera, en el heno y en otras sustancias similares.

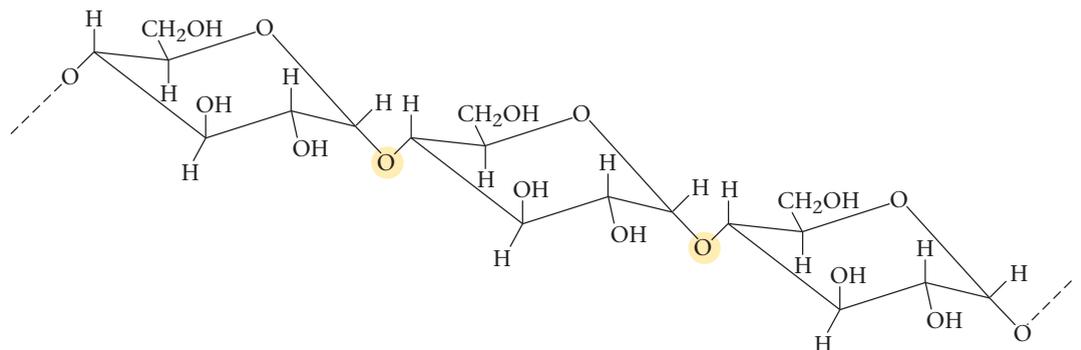


Figura 21.14

El almidón se forma uniendo varios anillos de glucosa. Aquí sólo se muestra una parte pequeña de la cadena.

¿Grandes esperanzas? La química de los placebos

Los científicos han estado intrigados por el “efecto placebo” por más de 50 años. Por ejemplo, a un paciente que se queja de un dolor se le da un placebo (una sustancia inactiva, como una píldora de azúcar), pero se le dice que en realidad es un fármaco para aliviar el dolor. En alrededor de un tercio de los casos estudiados por varias décadas el paciente reporta que el dolor ha desaparecido. ¿Pero cómo alivió el dolor el placebo, el cual no tiene un valor medicinal inherente? Las primeras explicaciones tenían que ver más con la psicología que con la química. La explicación más común es que el paciente se siente mejor debido a que *espera* sentirse mejor.

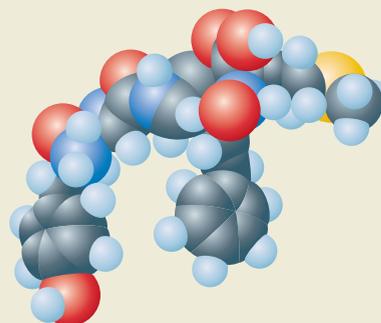
Sin embargo, estudios recientes sugieren que hay química involucrada en el efecto placebo: de manera específica, las acciones de las endorfinas, las cuales fueron descubiertas en 1975. Éstas son neurotransmisores en el cerebro que se liberan cuando una persona está estresada. Estas endorfinas tienen una calidad de alivio del dolor muy parecida a la de la codeína y la morfina.

Los investigadores de la Universidad de Michigan han encontrado que el efecto placebo se correlaciona con un incremento en las endorfinas liberadas por el cerebro. En su estudio, inyectaron disoluciones de sal de mesa altamente concentradas en las mandíbulas de 14 voluntarios sanos para producir dolor. A medida que esto ocurría, el cerebro de los sujetos era escaneado. Durante estos escaneos

los hombres calificaban su dolor en una escala de 0 a 100 y se les dijo cuándo se les suministraría un alivio del dolor.

Los escáneres del cerebro revelaron que el sistema de endorfina se activaba después de que se les decía a los sujetos que se les proporcionaría un alivio del dolor y se les daba el placebo. Los sujetos respondieron cuando se les informó que el alivio del dolor era inminente, haciendo que su cuerpo liberara un aliviador natural del dolor. Estudios diferentes han sustentado este vínculo entre el efecto placebo y la liberación de endorfinas al mostrar que cuando a un paciente que reporta menos dolor debido a un placebo se le administra naloxona (un fármaco que bloquea las endorfinas), esa persona reportará la reaparición del dolor.

La siguiente vez que alguien le diga que el dolor está “en su mente”, puede rebatir diciendo que la química tiene mucho que ver con el alivio del dolor.



La estructura de una molécula de endorfina.

El **glucógeno** es la reserva de carbohidratos principal en los animales. Por ejemplo, se encuentra en los músculos, donde puede descomponerse en unidades de glucosa cuando se requiere energía para la actividad física.

21.8 Ácidos nucleicos

OBJETIVO Comprender las estructuras de los ácidos nucleicos fundamentales.

La vida sólo es posible debido a que cada célula, cuando se divide, puede transmitir la información vital acerca de lo que es a la siguiente generación de células. Se ha conocido por mucho tiempo que este proceso involucra los cromosomas en los núcleos de la célula. Sin embargo, sólo desde 1953 los científicos han comprendido la base molecular de este “talento” celular intrigante.

Observe que el prefijo *des-* se refiere a la ausencia de la sustancia que le sigue. Por tanto, la desoxirribosa significa ribosa con un oxígeno faltante (vea la figura 21.15).

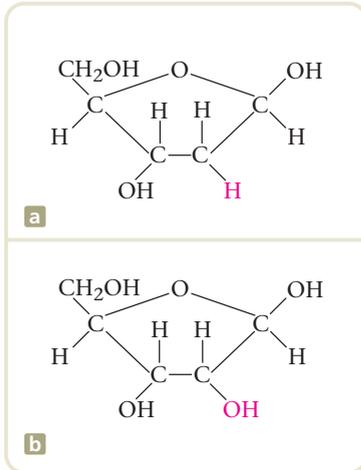


Figura 21.15

Estructura de las pentosas: **a** desoxirribosa y **b** ribosa. La desoxirribosa es la molécula de azúcar presente en el ADN; la ribosa se encuentra en el ARN. La diferencia en estos azúcares es la sustitución, en la ribosa, de un OH por un H en la desoxirribosa (mostrado a color).

La sustancia que almacena y transmite la información genética es un polímero llamado **ácido desoxirribonucleico (ADN)**, una molécula enorme con una masa molar tan alta como varios miles de millones de gramos. Junto con otros ácidos nucleicos similares llamados **ácidos ribonucleicos (ARN)**, el ADN transporta la información necesaria para la síntesis de las diversas proteínas que la célula requiere para realizar sus funciones de vida. Las moléculas de ARN, las cuales se encuentran en el citoplasma en el exterior del núcleo de la célula, son mucho más pequeñas que los polímeros del ADN, con valores de masa molar de sólo 20 000 a 40 000 gramos.

El ADN y el ARN son polímeros, y se construyen uniendo entre sí muchas unidades más pequeñas. A la unidad fundamental en estos polímeros se le llama **nucleótido**. Cada nucleótido, a su vez, tiene tres partes:

1. Una base orgánica que contiene nitrógeno
2. Un azúcar con cinco carbonos
3. Un grupo fosfato

Un nucleótido puede representarse como se observara a continuación.



En el polímero de ADN, el azúcar con cinco carbonos es la desoxirribosa (figura 21.15a); en el polímero de ARN, es la ribosa (figura 21.15b). Esta diferencia en las moléculas de azúcar presentes en los polímeros es responsable de los nombres ADN (ácido desoxirribonucleico) y ARN (ácido ribonucleico).

En la figura 21.16 se muestran las moléculas de las bases orgánicas en los nucleótidos del ADN y el ARN. Observe que algunas de estas bases sólo se encuentran en el ADN, otras sólo en el ARN y algunas en ambos. En la figura 21.17 se ilustra la formación de un nucleótido específico que contiene la base adenina y el azúcar ribosa. Para formar los polímeros de ADN y ARN, los nucleótidos se unen entre sí. Los polímeros de ADN pueden contener hasta *mil millones* de unidades de nucleótido. La figura 21.18 muestra una porción pequeña de una cadena de ADN.

La clave para el funcionamiento del ADN es su *estructura de doble hélice con bases complementarias en las dos cadenas*. Las bases complementarias forman enlaces de hidrógeno entre sí, como se muestra en la figura 21.19. Observe que las estructuras de la citosina y de la guanina las hacen compañeras perfectas (complementarias) para el enlace de hidrógeno, y que *siempre* se encuentran como pares en las dos cadenas del ADN. La timina y la adenina forman pares de enlace de hidrógeno similares.

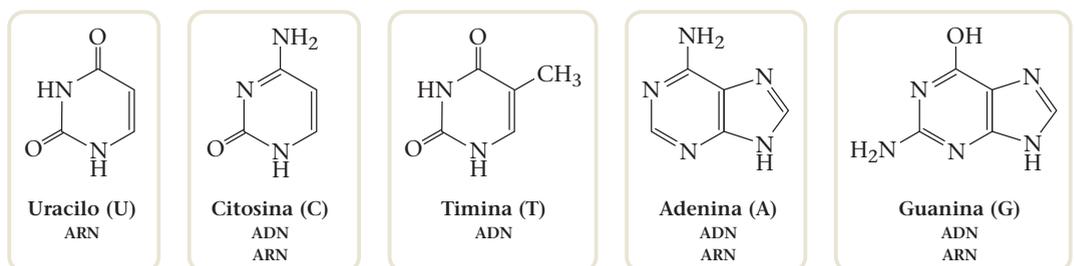


Figura 21.16

Bases orgánicas encontradas en el ADN y el ARN. Observe que el uracilo sólo se encuentra en el ARN y la timina sólo en el ADN.

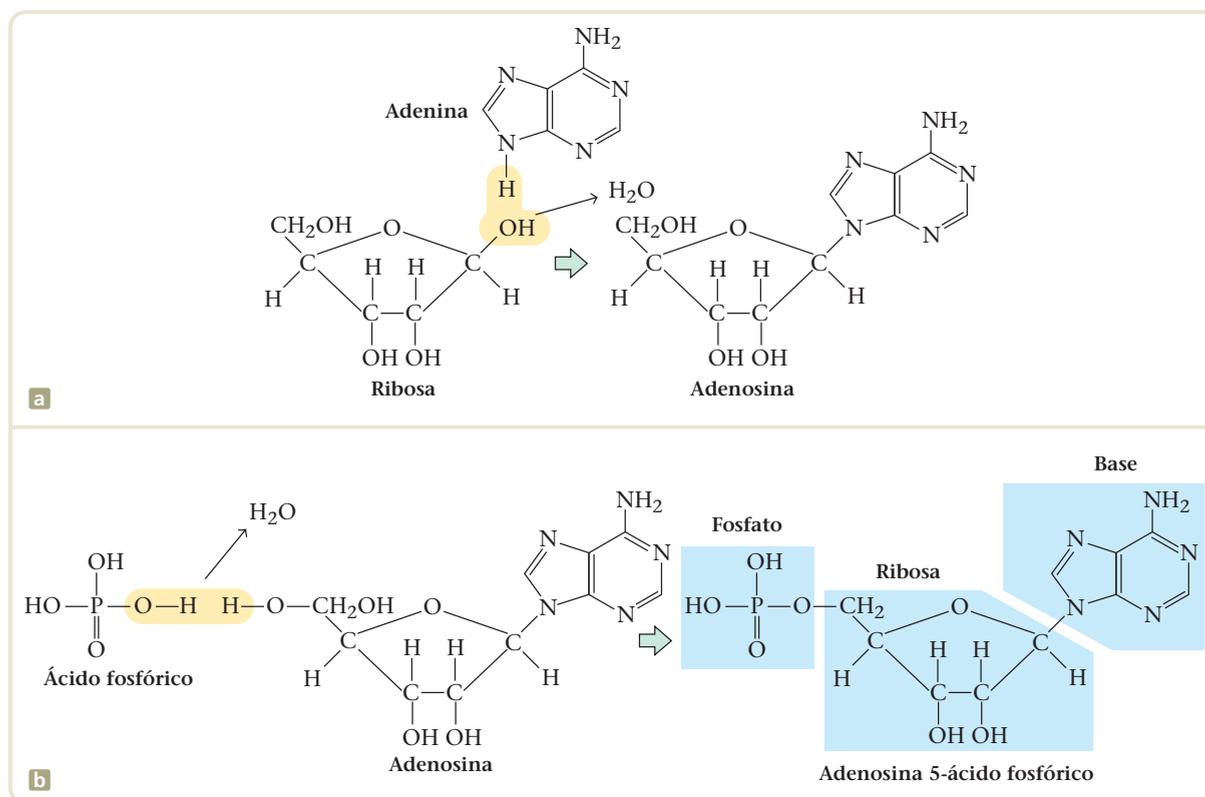


Figura 21.17

a La adenosina se forma por medio de la reacción de la adenina y la ribosa. **b** Reacción del ácido fosfórico con la adenosina para formar el éster adenosina 5-ácido fosfórico, un nucleótido. (En el pH biológico, el ácido fosfórico no se protonaría por completo como se muestra aquí.)

Existe mucha evidencia que sugiere que las dos cadenas de ADN se desenrollan durante la división celular y que se construyen nuevas cadenas complementarias en las cadenas desenrolladas (figura 21.20). Debido a que las bases en las cadenas siempre se aparean de la misma manera —la citosina con la guanina y la timina con la adenina— cada cadena desenrollada sirve como una plantilla para la unión de cada base complementaria (junto con el resto de su nucleótido). Este proceso resulta en dos nuevas estructuras de ADN de doble hélice que son idénticas a la original. Cada nueva cadena doble contiene una cadena de la doble hélice del ADN original y una cadena recién sintetizada. Esta replicación del ADN hace posible la transmisión de la información genética cuando las células se dividen.

► ADN y síntesis de proteínas

Además de la replicación, la otra función principal del ADN es la **síntesis de proteínas**. Las proteínas consumidas por un organismo en sus alimentos por lo regular no son las proteínas específicas que necesita para mantener su existencia. Las proteínas de los nutrientes se descomponen en sus aminoácidos constitutivos, los cuales después se utilizan para construir aquellas proteínas que el organismo necesita. La información para la construcción de cada proteína necesaria por un organismo particular se almacena en el ADN de ese organismo. Un segmento dado del ADN, llamado **gen**, contiene el código para una proteína específica. Este código para la estructura



M. Freeman/PhotoLink/PhotoDisc/PictureQuest

Modelo molecular de una parte de la estructura del ADN.

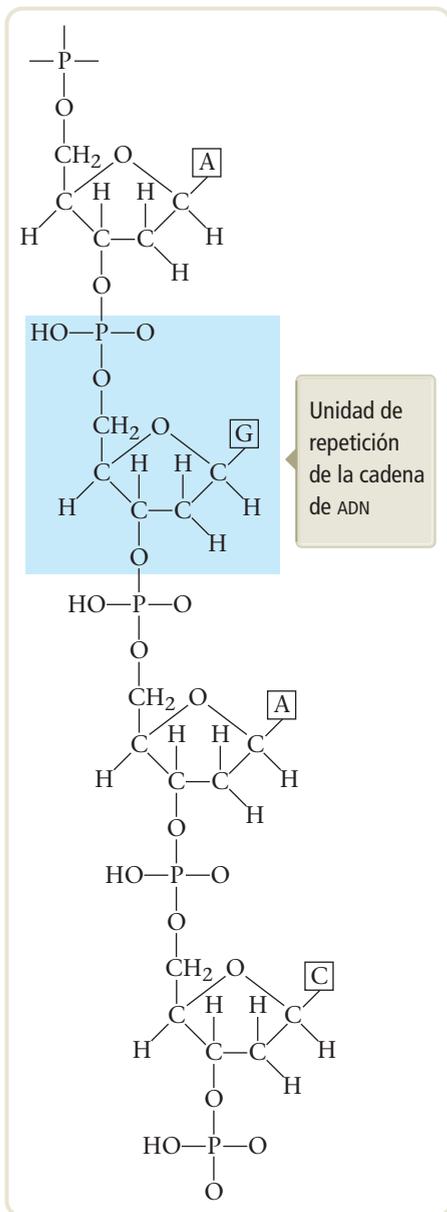


Figura 21.18

Una porción de una cadena de ácido nucleico común; en la figura 21.19 se muestra la mitad de la hélice doble del ADN.

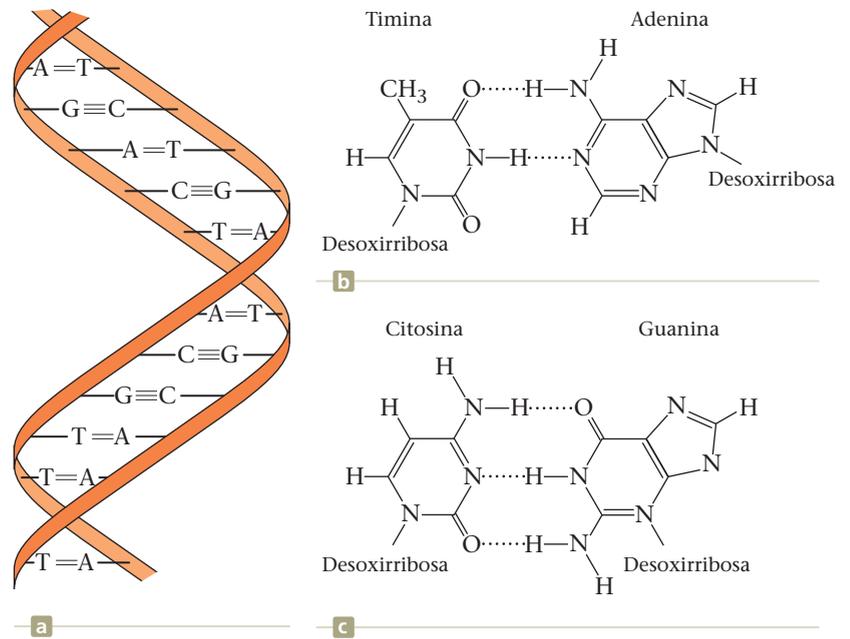


Figura 21.19

a La hélice doble del ADN contiene dos estructuras azúcar-fosfato con las bases de las dos cadenas con enlaces de hidrógeno entre sí. Los pares b timina-adenina y c citosina-guanina muestran complementariedad. Las interacciones del enlazamiento de hidrógeno se muestran mediante líneas punteadas.

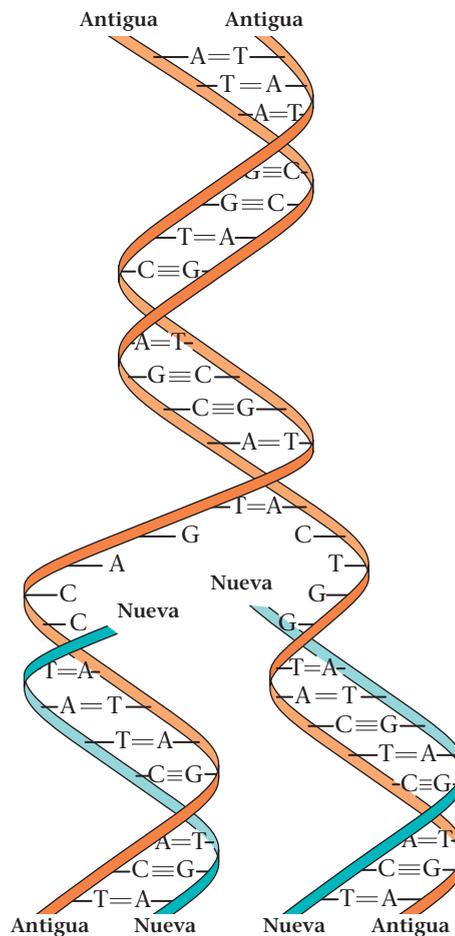


Figura 21.20

Durante la división celular, la doble hélice del ADN original se desenrolla y se construyen nuevas cadenas complementarias en cada cadena original. De esta manera, las dos células que resultan de la división tienen copias exactas del ADN de la célula original.

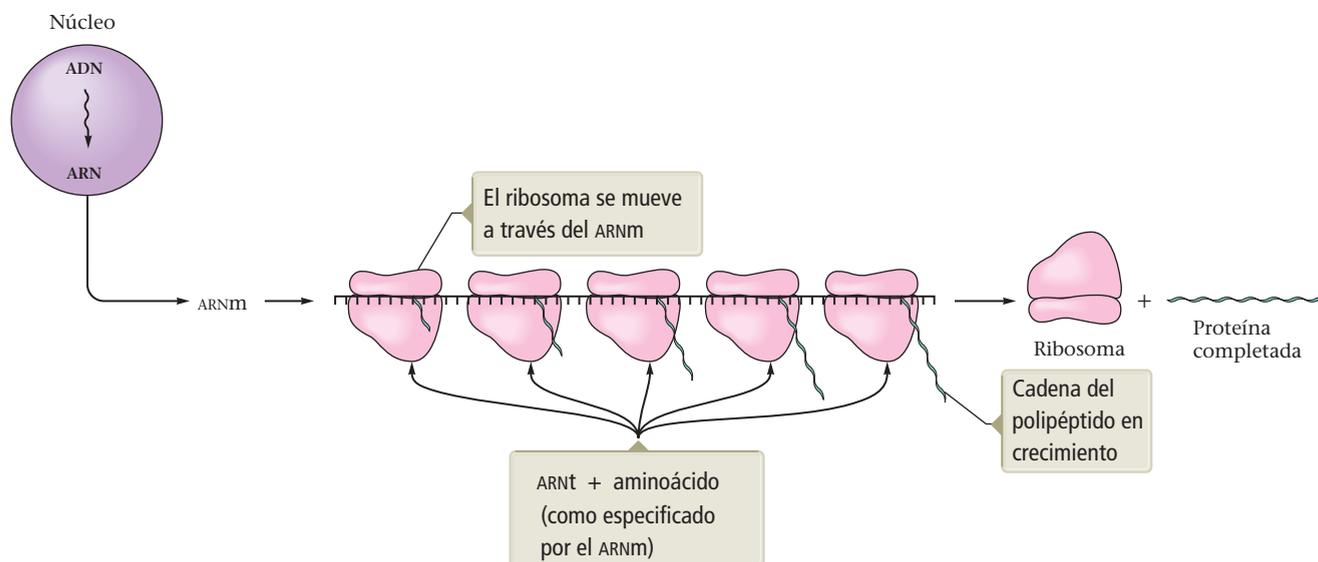


Figura 21.21

La molécula del ARNm, construida a partir de un gen específico en el ADN, se utiliza como patrón para la construcción de una proteína dada con la asistencia de los ribosomas. Las moléculas del ARNt se unen a aminoácidos específicos y se colocan en la posición dictada por los patrones en el ARNm. Esta secuencia (izquierda a derecha) muestra el crecimiento de la cadena de la proteína.

primaria de la proteína (la secuencia de los aminoácidos) puede transmitirse a la “maquinaria” de construcción de la célula.

El ADN almacena la información genética y las moléculas del ARN son responsables de la transmisión de esta información a los componentes de las células llamados *ribosomas*, donde en realidad ocurre la síntesis de las proteínas. Primero este proceso involucra la construcción de una molécula de ARN especial llamada **ARN mensajero (ARNm)**. Éste se construye en el núcleo de la célula, donde se utiliza una sección específica del ADN (un gen) como patrón. El ARNm migra del núcleo al citoplasma de la célula, donde, con la asistencia de los ribosomas, se sintetiza la proteína.

Los fragmentos de ARN pequeños, llamados **ARN de transferencia (ARNt)**, se unen a sí mismos a aminoácidos específicos y los llevan a la cadena de la proteína en crecimiento, como es dictado por el patrón de construcción en el ARNm. En la figura 21.21 se resume este proceso.

21.9 Lípidos

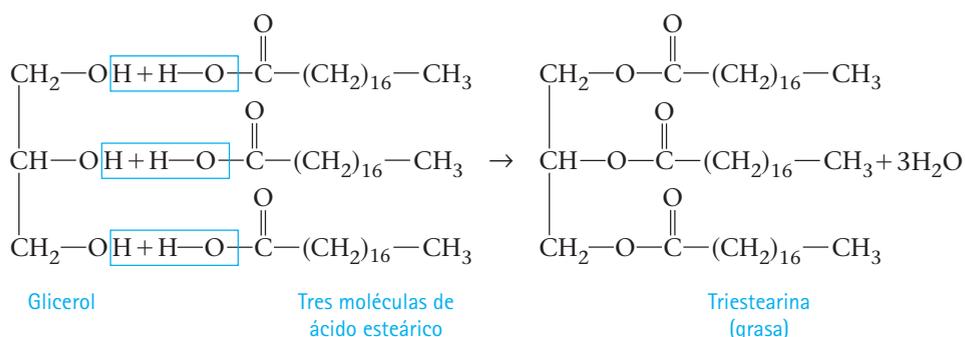
OBJETIVO Aprender las cuatro clases de lípidos.

Los **lípidos** constituyen un grupo de sustancias definidas en términos de sus características de solubilidad. Son sustancias insolubles en el agua que pueden extraerse a partir de las células por medio de disolventes orgánicos como el benceno. Los lípidos encontrados en el cuerpo humano pueden dividirse en cuatro clases de acuerdo con su estructura molecular: grasas, fosfolípidos, ceras y esteroides.

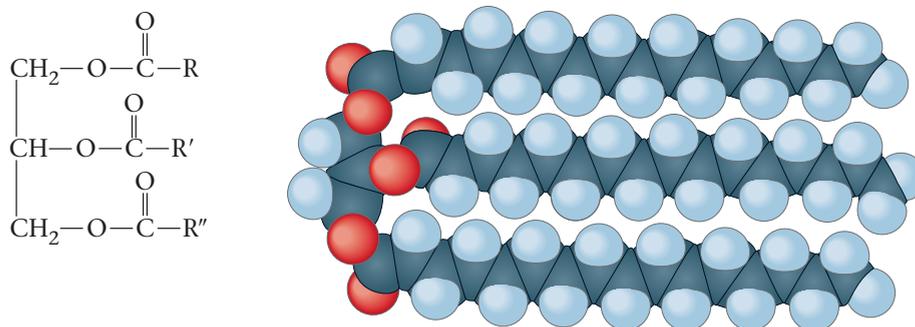
Las **grasas** más comunes son los ésteres conformados por el alcohol trihidroxílico conocido como *glicerol*, y por los ácidos carboxílicos de cadena larga llamados **ácidos grasos** (tabla 21.5). La *triestearina*, la grasa animal más común, es típica de estas sustancias.

Tabla 21.5 Algunos ácidos grasos comunes y sus fuentes principales

Nombre	Fórmula	Fuente principal
<i>Saturados</i>		
ácido araquídico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{18}-\text{COOH}$	aceite de cacahuete
ácido butírico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$	mantequilla
ácido caproico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$	mantequilla
ácido láurico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}-\text{COOH}$	aceite de coco
ácido esteárico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$	grasas animales y vegetales
<i>Insaturados</i>		
ácido oleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$	aceite de maíz
ácido linoleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$	aceite de linaza
ácido linolénico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	aceite de linaza



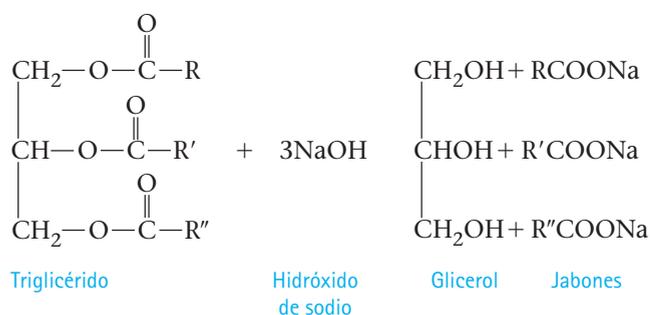
A las grasas que son ésteres del glicerol se les llaman **triglicéridos**, y tienen la siguiente estructura general.



donde los tres grupos R pueden ser iguales o diferentes y estar saturados o insaturados. Las grasas vegetales tienden a estar insaturadas y por lo regular se presentan como líquidos aceitosos; la mayoría de las grasas animales está saturada (sólo contiene enlaces sencillos C—C) y se presenta como sólido a temperatura ambiente.

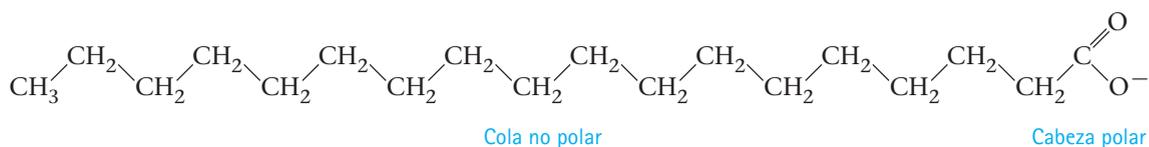
Los triglicéridos pueden descomponerse por medio del tratamiento con hidróxido de sodio acuoso. Los productos son el glicerol y las sales del ácido graso; a estas últimas se les conoce como *jabones*. A este proceso se le llama **saponificación**.

Las grasas insaturadas contienen uno o más enlaces C=C.



Semejante disuelve semejante.

Mucho de aquello a lo que se le llama *suciedad grasienta* es no polar. Por ejemplo, la grasa consiste principalmente de hidrocarburos de cadena larga. Sin embargo, el agua, el disolvente más comúnmente disponible, es muy polar y no disuelve la "suciedad grasienta". Se necesita adicionarle algo que de alguna manera sea compatible con el agua polar y la grasa no polar. Los aniones de los ácidos grasos son perfectos para esta función debido a que tienen una cola no polar larga y una cabeza polar. Por ejemplo, el anión estearato puede representarse como



Tales iones pueden dispersarse en el agua porque forman **micelas** (figura 21.22). Estos agregados de los aniones de ácidos grasos tienen colas incompatibles con el agua en el interior; las partes aniónicas (las cabezas polares) apuntan hacia afuera

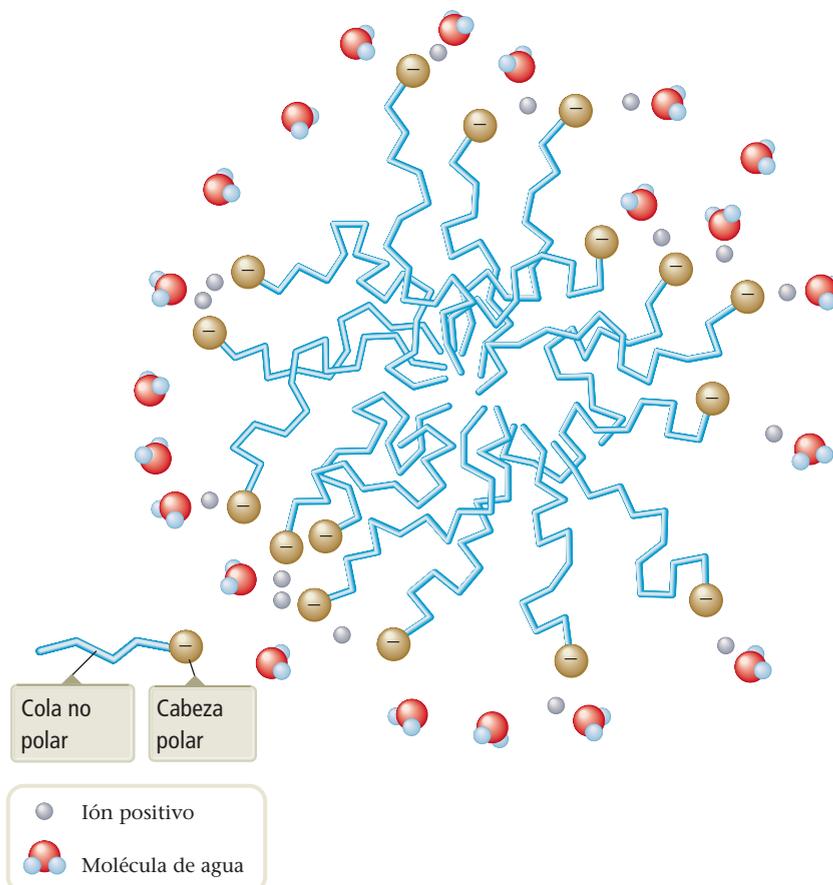


Figura 21.22

"Corte" bidimensional de la estructura de una micela de aniones de ácidos grasos.

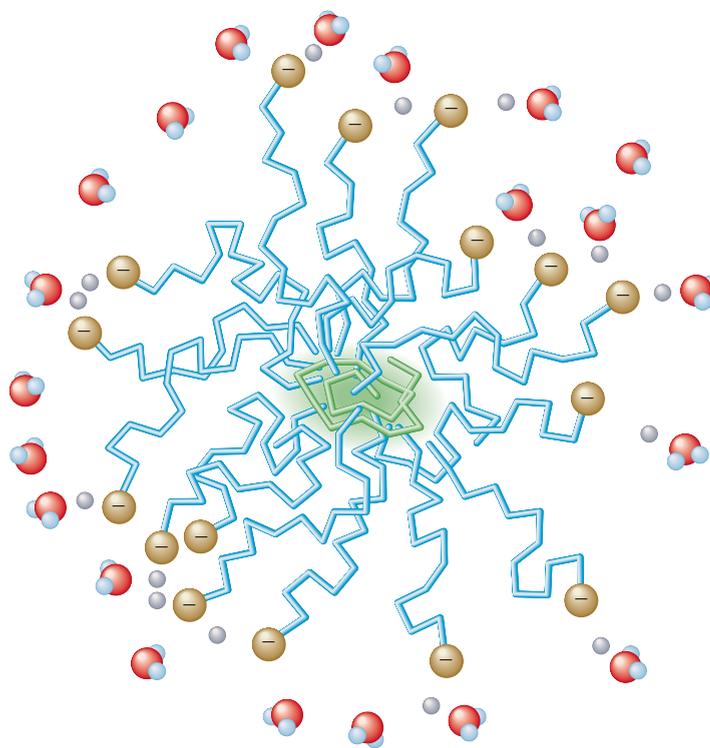


Figura 21.23

Las micelas del jabón absorben las moléculas de grasa en su interior para que las moléculas estén suspendidas en el agua y puedan lavarse.

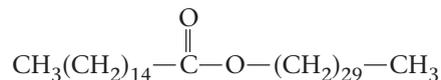
e interaccionan con las moléculas del agua polares. Una disolución jabonosa no contiene aniones de ácidos grasos *individuales* dispersos en el agua, sino grupos de iones (micelas).

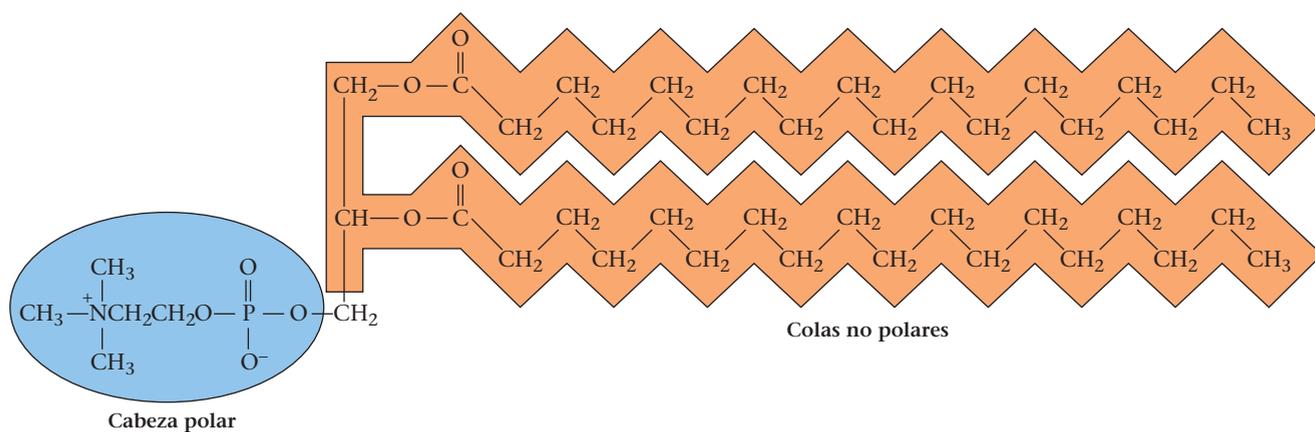
El jabón disuelve la grasa tomando las moléculas de ésta en el interior no polar de la micela (figura 21.23) para que puedan ser arrastradas por el agua. Por tanto, actúa para suspender la grasa normalmente incompatible en el agua. Debido a esta habilidad de asistir al agua en la suspensión de materiales no polares, al jabón también se le llama *agente humectante*, o **tensoactivo (surfactante)**.

Una desventaja principal estriba en que los aniones del jabón forman precipitados en agua dura (agua que contiene grandes concentraciones de iones como Ca^{2+} y Mg^{2+}). Estos precipitados ocurren debido a que los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} forman sólidos insolubles con los aniones del jabón. Tales “residuos” opacan los tejidos y reducen de manera drástica la eficiencia limpiadora del jabón. Para ayudar a atenuar este problema se ha desarrollado una industria enorme para producir jabones artificiales llamados *detergentes*, los cuales son similares a los jabones naturales en que tienen una cola no polar larga y una cabeza iónica. Sin embargo, los aniones del detergente tienen la ventaja de no formar sólidos insolubles con los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} .

Los **fosfolípidos** son similares en estructura a las grasas en que son ésteres del glicerol. Sin embargo, a diferencia de éstas sólo contienen dos ácidos grasos. El tercer grupo enlazado al glicerol es un grupo fosfato, lo cual le da a los fosfolípidos dos partes distintas: la “cola” no polar larga y la “cabeza” polar sustituida con fosfato (figura 21.24).

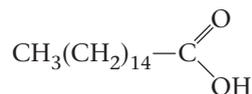
Las **ceras** son otra clase de lípidos. Como las grasas y los fosfolípidos, las ceras son ésteres, pero a diferencia de estos otros lípidos, involucran alcoholes monohidroxílicos en vez de glicerol. Por ejemplo, la *cera de abeja*, una sustancia segregada por las glándulas serosas de las abejas, es principalmente palmitato de miricilo,



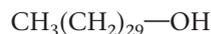
**Figura 21.24**

Lecitina, un fosfolípido, con sus colas largas no polares y su cabeza polar sustituida con fosfato.

formada a partir del ácido palmítico,

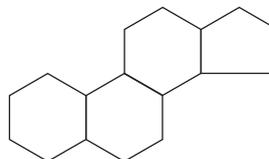


y del alcohol carnaubílico,



Las ceras son sólidos que proveen recubrimientos a prueba de agua en las hojas y frutas, y en las pieles y plumas de los animales. Las ceras también son importantes de manera comercial. Por ejemplo, el aceite de ballena está conformado en gran medida por la cera palmitato de cetilo. Se ha utilizado en tantos productos, incluyendo cosméticos y velas, que se ha cazado la ballena azul casi hasta su extinción.

Los **esteroides** son una clase de lípidos que tienen una estructura de anillo de carbono característica del tipo siguiente.

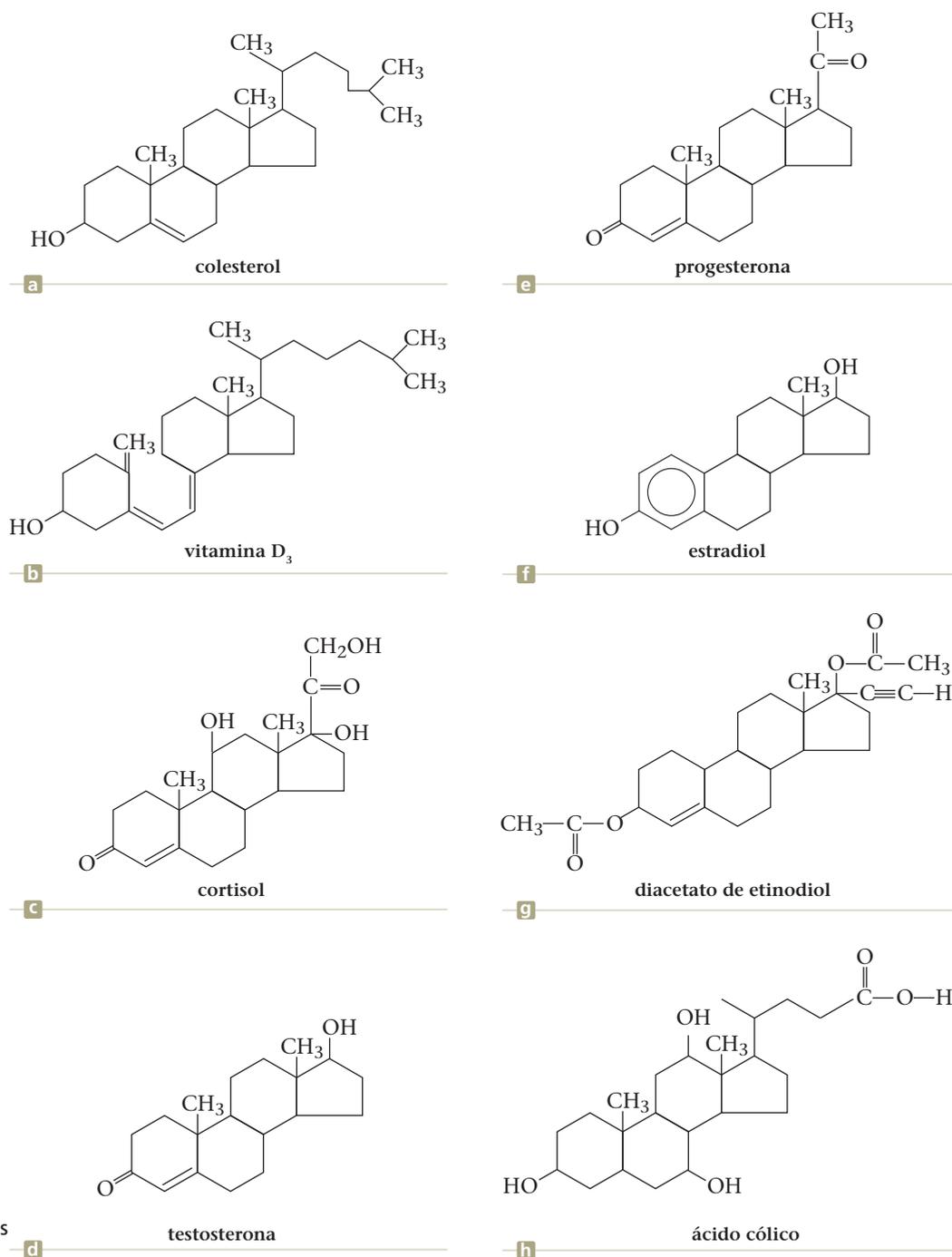


Los esteroides consisten de cuatro grupos: el colesterol, las hormonas adrenocorticoideas, las hormonas sexuales y los ácidos biliares.

El **colesterol** (figura 21.25a) se encuentra en virtualmente todos los organismos y es la materia prima para la formación de otras moléculas basadas en esteroides, como la vitamina D (figura 21.25b). Aunque el colesterol es esencial para la vida humana, está implicado en la formación de la placa en las paredes de las arterias (un proceso llamado *aterosclerosis* o endurecimiento de estas venas), la cual puede conducir con el tiempo a la obstrucción. Este efecto parece especialmente importante en las arterias que suministran la sangre al corazón. Su bloqueo conduce a un daño en este órgano que con frecuencia resulta en la muerte por un ataque cardíaco.

Las **hormonas adrenocorticoideas**, como el cortisol (figura 21.5c), son sintetizadas en las glándulas suprarrenales (que se encuentran al lado de cada riñón) y están involucradas en varias funciones regulatorias.

De las **hormonas sexuales**, la hormona masculina más importantes es la *testosterona* (figura 21.5d), que controla el crecimiento de los órganos reproductivos y del vello, así como el desarrollo de la estructura muscular y la profundidad de la voz que son característicos de los varones. Existen dos tipos de hormonas sexuales femeninas de significancia particular: la *progesterona* (figura 21.25e) y un grupo de

**Figura 21.25**

Varios esteroides y derivados de esteroides comunes.

estrógenos, uno de los cuales es el *estradiol* (figura 21.25f). Las alteraciones en las concentraciones de estas hormonas ocasionan los cambios periódicos en los ovarios y en el útero que son responsables del ciclo menstrual. Durante el embarazo se mantiene un nivel alto de progesterona, lo cual previene la ovulación. Este efecto ha conducido al uso de compuestos del tipo de la progesterona como fármacos anticonceptivos. Uno de los más comunes es el diacetato de etinodiol (figura 21.25g).

Los **ácidos biliares** son producidos en el hígado a partir del colesterol y se almacenan en la vesícula biliar. El ácido biliar humano principal es el ácido cólico (figura 21.25h), sustancia que ayuda a la digestión de las grasas emulsionándolas en el intestino. Los ácidos biliares también pueden disolver el colesterol ingerido en los alimentos y por tanto son importantes para su control en el cuerpo.

CAPÍTULO 21 REPASO

Términos clave

bioquímica (p. 689)	polisacárido (21.7)
biotecnología (p. 689)	almidón (21.7)
elementos esenciales (p. 689)	celulosa (21.7)
elementos traza (p. 689)	glucógeno (21.7)
célula (p. 689)	ácido desoxirribonucleico (ADN) (21.8)
proteína (21.1)	ácido ribonucleico (ARN) (21.8)
proteína fibrosa (21.1)	nucleótido (21.8)
proteína globular (21.1)	síntesis de proteínas (21.8)
α -aminoácido (21.2)	gen (21.8)
cadena lateral (21.2)	ARN mensajero (ARNm) (21.8)
dipéptido (21.2)	ARN de transferencia (ARNt) (21.8)
enlace peptídico (21.2)	lípidos (21.9)
polipéptido (21.2)	grasa (21.9)
estructura primaria (21.2)	ácido graso (21.9)
estructura secundaria (21.3)	triglicérido (21.9)
hélice α (21.3)	saponificación (21.9)
lámina plegada (21.3)	micela (21.9)
estructura terciaria (21.4)	tensoactivo (surfactante) (21.9)
enlace disulfuro (21.4)	fosfolípido (21.9)
desnaturalización (21.5)	cera (21.9)
enzima (21.6)	esteroide (21.9)
modelo de cerradura y llave (21.6)	colesterol (21.9)
sustrato (21.6)	hormona
sitio activo (21.6)	adrenocorticoide (21.9)
carbohidrato (21.7)	hormona sexual (21.9)
monosacárido (azúcar sencillo) (21.7)	ácido biliar (21.9)
disacárido (21.7)	
sacarosa (21.7)	
enlace glicosídico (21.7)	

Resumen

- En la actualidad se conocen 30 elementos que son esenciales para la vida. Los más abundantes en el cuerpo humano son el hidrógeno, el carbono, el nitrógeno y el oxígeno, pero el calcio, el fósforo, el sodio, el magnesio, el potasio, el azufre y el cloro también están presentes en cantidades grandes. Otros elementos que sólo se encuentran en cantidades traza, como el zinc, son esenciales para la acción de muchas enzimas.
- Las proteínas son una clase de polímeros naturales con masas molares que van de 6000 a más de 1 000 000 gramos. Las proteínas fibrosas se emplean en el cuerpo humano para propósitos estructurales en los músculos, cabello y cartílagos. Las proteínas globulares son moléculas que transportan y almace-

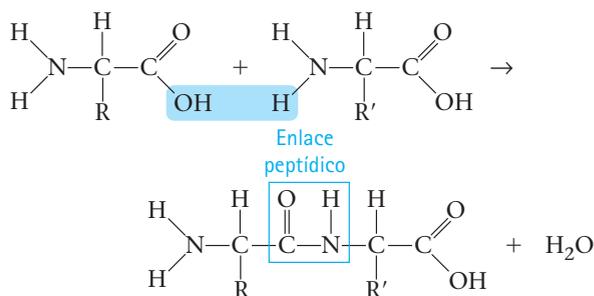
F dirige a la sección *Química en enfoque* en el capítulo

VP indica problemas visuales

OWL las versiones interactivas de estos problemas son asignables en owl

nan oxígeno y nutrientes, actúan como catalizadores, ayudan a regular los sistemas del cuerpo, defienden contra objetos extraños, etcétera.

- Las estructuras fundamentales de las proteínas son los α -aminoácidos, los cuales se clasifican como polares o no polares, dependiendo de si la cadena lateral (grupo R) unida al carbono α es hidrofílica o hidrofóbica. Un polímero de proteína se construye por medio de reacciones de condensación sucesivas que producen enlaces peptídicos como el siguiente.



- Al orden de la secuencia de los aminoácidos en la cadena de la proteína se le llama *estructura primaria de la proteína*. Las diferencias en la estructura primaria son las que permiten que las proteínas se diseñen para funciones diferentes y muy específicas.
- La estructura secundaria es el arreglo de la cadena de la proteína en el espacio. Las dos estructuras secundarias comunes son la hélice α y la lámina plegada.
- A la forma general de la proteína se le llama *estructura terciaria*. Las fuentes de energía y una variedad de sustancias químicas pueden ocasionar la descomposición de la estructura terciaria de la proteína, a lo cual se le llama *desnaturalización*.
- Las enzimas son proteínas que actúan como catalizadores en las reacciones biológicas.
- Los carbohidratos sirven como fuentes de alimento para la mayoría de los organismos y como materiales estructurales para las plantas. Los carbohidratos sencillos, llamados *monosacáridos*, son más comúnmente cetonas y aldehídos de polihidroxi con cinco y seis carbonos.
- Los monosacáridos se combinan para formar carbohidratos más complejos. Por ejemplo, la sacarosa es un disacárido, y el almidón y la celulosa son polímeros de la glucosa (polisacáridos).

10. Cuando una célula se divide, la información genética es transmitida por medio del ácido desoxirribonucleico (ADN), el cual tiene una estructura de doble hélice. Durante la división celular la doble hélice se desenrolla y se forma un nuevo polímero junto con cada cadena del ADN original, creando dos moléculas de ADN con doble hélice. El ADN contiene segmentos llamados *genes*, los cuales almacenan las estructuras primarias de proteínas específicas. Varios tipos de moléculas de ácido ribonucleico (ARN) asisten en la síntesis de proteínas.
11. Los lípidos son sustancias insolubles en el agua encontradas en las células. Pueden dividirse en cuatro clases: grasas, fosfolípidos, ceras y esteroides.

Preguntas de aprendizaje activo

Estas preguntas están diseñadas para ser consideradas por grupos de estudiantes en la clase. Con frecuencia funcionan bien para la introducción de un tema en particular.

1. Diferencie entre la estructura primaria, secundaria y terciaria en las proteínas.
2. Dibuje las estructuras de los dipéptidos sencillos *gli-ala* y *ala-gli*.
3. ¿Cómo son capaces las proteínas de proveer una acción reguladora?
4. ¿Qué significa la inhibición de una enzima? ¿Qué sucede cuando una enzima se inhibe de manera irreversible?
5. Diferencie entre monosacárido y disacárido. Provea un ejemplo de cada uno.
6. Dibuje una representación de la sacarosa y etiquete de manera clara la porción que se origina a partir de la glucosa, la porción que se origina a partir de la fructosa y el enlace glicosídico entre los anillos.
7. ¿Qué es un polisacárido? ¿Qué unidad de monómero conforma el almidón y la celulosa?
8. Describa la estructura de un nucleótido común.
9. Dibuje las estructuras de los azúcares ribosa y desoxirribosa. ¿Cuál molécula, el ADN o el ARN, contiene cada azúcar?
10. Dibuje la estructura general de un triglicérido. ¿Cuáles son los componentes que intervienen en la formación de un triglicérido común?
11. Describa el mecanismo por medio del cual las sales de los ácidos grasos son capaces de ejercer una acción limpiadora.

Preguntas y problemas

1. La _____ es el estudio de la química de los sistemas vivos.
2. ¿Qué son los *elementos traza* y por qué son importantes para la salud del cuerpo?

21.1 Proteínas

PREGUNTAS

3. ¿Qué son las *proteínas*? ¿Las proteínas son *polímeros*? Explique. ¿Cuáles intervalos de masa molar son mostrados por las proteínas? ¿Qué fracción de nuestros cuerpos está conformada por proteínas?
4. ¿Qué funciones generales tienen en el cuerpo las proteínas *fibrosas* y *globulares*?

21.2 Estructura primaria de las proteínas

PREGUNTAS

5. Considere los 20 aminoácidos más comunes mostrados en la figura 21.2. Aunque es posible que no se le pida que *memorice* todas estas estructuras, será de ayuda en su estudio si se *familiariza* con ellas. Elija cinco de los aminoácidos y dibuje sus estructuras. También dibuje la fórmula para un aminoácido *general*. Encierre en un círculo el grupo R en cada uno de sus dibujos.
6. ¿A qué se refiere la *cadena lateral* o “grupo R” de una proteína? ¿Cómo influye la estructura interna de la cadena lateral en la relación entre la proteína y el agua?
7. Las cadenas laterales no polares en los α -aminoácidos tienden a ser _____, mientras que las cadenas laterales polares están con mayor frecuencia _____ en un medio acuoso.
8. Dadas las estructuras de los aminoácidos en la figura 21.2, elija dos aminoácidos que esperaría que tengan cadenas laterales hidrofóbicas y dos aminoácidos que esperaría que tengan cadenas laterales hidrofílicas; explique sus elecciones en términos de la estructura de las cadenas laterales involucradas.
9. Dadas las estructuras de los aminoácidos *alanina* y *serina* como se muestran en la figura 21.2, dibuje las estructuras para cada uno de los dos dipéptidos que podrían formar estos aminoácidos.
10. ¿Cuántas secuencias de aminoácidos únicas son posibles para un tripéptido que sólo contiene los aminoácidos *gli*, *ala* y *cis* con cada aminoácido sólo apareciendo una vez en cada molécula?

PROBLEMAS

11. ¿Qué es un *enlace peptídico*? Elija dos aminoácidos de la figura 21.2 y dibuje las estructuras para los dos dipéptidos que son capaces de formar tales aminoácidos, encerrando en un círculo el enlace peptídico en cada uno.
12. ¿Qué representa la *estructura primaria* de una proteína? ¿Cómo se mantienen juntas las unidades individuales que conforman esta estructura primaria general?

21.3 Estructura secundaria de las proteínas

PREGUNTAS

13. En términos generales, ¿qué representa la estructura secundaria de una proteína?
14. ¿Cómo se relaciona la estructura secundaria de una proteína con su función en el cuerpo? Proporcione ejemplos.
15. Describa la estructura secundaria de la proteína colágeno.
16. Describa la estructura secundaria de la proteína encontrada en la seda.

21.4 Estructura terciaria de las proteínas

PREGUNTAS

17. En términos generales, ¿qué describe la estructura terciaria de una proteína? Distinga de manera clara entre las estructuras secundaria y terciaria.
18. ¿Qué es un enlace *disulfuro*? ¿Cuáles aminoácidos forman de manera común tales enlaces? ¿Por qué es importante este enlace?

21.5 Funciones de las proteínas

PREGUNTAS

19. ¿A qué se refiere la *desnaturalización* de una proteína? Mencione tres ejemplos de situaciones en las que las proteínas se desnaturalizan.
20. ¿Qué proteína es responsable del transporte del oxígeno a través de la corriente sanguínea?
21. ¿Qué nombre se le da a las proteínas que catalizan las reacciones bioquímicas en la célula?
22. La proteína *ferritina* es importante debido a que ayuda a almacenar _____ en el hígado, en el bazo y en la médula ósea.
23. Mencione varios ejemplos de proteínas que proporcionan una función protectora en el cuerpo.
24. ¿Cómo son capaces de actuar como agentes reguladores las proteínas en la sangre y en los tejidos?

21.6 Enzimas

PREGUNTAS

25. ¿Cómo se compara la eficiencia de una enzima con la de los catalizadores inorgánicos? ¿Las enzimas son más o menos eficientes?
26. ¿A qué se refiere cuando se dice que una enzima es muy *selectiva*?
27. ¿Qué nombre se le da a la porción específica de la molécula de una enzima donde en realidad ocurre la catálisis?
28. Describa el *modelo de cerradura y llave* para las enzimas. ¿Por qué las *formas* de la enzima y su sustrato

son importantes en este modelo? ¿A qué se refiere cuando se dice que una enzima está *inhibida* por una molécula particular? ¿Qué sucede si esta inhibición es irreversible? ¿Puede pensar en una situación en la que podría ser ventajoso el ser capaz de inhibir una enzima?

21.7 Carbohidratos

PREGUNTAS

29. Dibuje las representaciones de cadena recta del azúcar aldehído glucosa y del azúcar cetona fructosa. Encierre en un círculo el grupo funcional aldehído o cetona en sus estructuras.
30. Los azúcares pueden referirse como compuestos de *polihidroxi carbonilo*. Explique esta terminología.
31. Dibuje las estructuras de anillo de la glucosa y de la fructosa. Con base en los pares de electrones que rodean los átomos de los anillos, ¿esperaría que estos anillos sean planares (planos)?
32. ¿Qué es un azúcar *pentosa*? Dibuje la representación de cadena recta de la pentosa *ribosa*.
33. ¿Qué es un disacárido? ¿Qué unidades de monosacárido conforman el disacárido sacarosa? ¿Cómo se le llama al enlace que se forma entre las unidades de monosacárido?
34. El almidón y la celulosa son polímeros de la glucosa sintetizados por las plantas. ¿Para qué utilizan el almidón las plantas? ¿Para qué utilizan la celulosa? ¿Por qué el almidón es digestible para los humanos pero la celulosa no lo es?

PROBLEMAS

35. Dibuje una representación del disacárido sacarosa (azúcar de mesa). Etiquete de manera clara la porción del disacárido que se origina a partir de la glucosa, la porción que se origina a partir de la fructosa y el enlace glicosídico entre los anillos.
36. Además del uso de prefijos *numéricos* en los nombres generales de los azúcares para indicar cuántos átomos de carbono están presentes, con frecuencia se utilizan los prefijos *ceto-* y *aldo-* para indicar si el azúcar es una cetona o un aldehído. Por ejemplo, al monosacárido fructosa con frecuencia se le llama *cetohexosa* para enfatizar que contiene el grupo funcional cetona. Para cada uno de los monosacáridos mostrados en la tabla 21.4, clasifique los azúcares como aldohexosas, aldopentosas, cetohexosas o cetopentosas.

21.8 Ácidos nucleicos

PREGUNTAS

37. El _____ transporta la información necesaria para la síntesis de las diversas proteínas que requiere la célula para realizar sus funciones de vida.
38. Un nucleótido consiste en una base orgánica que contiene nitrógeno, un azúcar con cinco carbonos y un grupo _____ enlazados en una unidad.

39. Los nucleótidos de ADN contienen la pentosa _____, mientras que los nucleótidos de ARN contienen la pentosa _____.
40. Nombre las cinco bases con nitrógeno encontradas en el ADN y el ARN. ¿Cuál base se encuentra de manera común en el ARN pero no en el ADN? ¿Cuál base se encuentra de manera común en el ADN pero no en el ARN?

41. Describa la estructura de doble hélice del ADN. ¿Qué tipo de enlazamiento ocurre *dentro* de la cadena de cada hebra de la hélice doble? ¿Qué tipo de enlazamiento existe *entre* las cadenas que las unen?
42. El texto enuncia que la clave del funcionamiento del ADN es su *estructura de doble hélice* con las *bases complementarias* en las dos cadenas. Explique en referencia particular a la forma en que se replica el ADN.
43. ¿Qué es un *gen*?

21.9 Lípidos

PREGUNTAS

44. Los lípidos constituyen un grupo de sustancias definidas en términos de sus características de _____.
45. ¿Cuáles son las cuatro *clases* de lípidos? Proporcione un ejemplo de un miembro de cada clase.
46. Dibuje la estructura general de un triglicérido. ¿Cuáles son los componentes que participan en la formación de un triglicérido común?
47. Con base en la tabla 21.5, mencione un ejemplo de un ácido graso *saturado* y uno *insaturado*. ¿Los triglicéridos a partir de fuentes animales por lo general están saturados o insaturados? ¿Los triglicéridos a partir de fuentes vegetales por lo general están saturados o insaturados?
48. Utilizando la fórmula general para un triglicérido, escriba una ecuación que muestre el proceso de *saponificación*. ¿Qué es un *jabón*?
49. Describa el mecanismo por medio del cual un jabón es capaz de eliminar la suciedad grasosa de la ropa.
50. ¿Qué es una *micela*? ¿Cómo las micelas formadas por las moléculas de jabón suspenden la suciedad grasosa en una disolución?
51. ¿Qué es un *esteroide*? ¿Qué estructura de anillo básica es común para todos los esteroides? Dibuje un ejemplo de un esteroide encontrado en el cuerpo y remarque la estructura de anillo básica que hace a la molécula un esteroide.
52. ¿Qué esteroide sirve como materia prima en el cuerpo para la síntesis de otros esteroides? ¿Qué peligros están involucrados en tener una concentración demasiado grande de esta sustancia en el cuerpo?
53. Proporcione los nombres de varias hormonas sexuales esteroideas e indique sus funciones en el cuerpo.
54. ¿Qué son los ácidos biliares y a partir de qué son sintetizados por el cuerpo? ¿Cuál es el ácido biliar más común y qué función cumple?

Problemas adicionales

RELACIONAR

En los ejercicios 55-76 elija uno de los siguientes términos para relacionar la descripción dada.

- | | |
|----------------------|------------------------|
| a) aldohexosa | n) enlace glicosídico |
| b) anticuerpo | o) hormona |
| c) celulosa | p) hidrofóbico |
| d) CH ₂ O | q) inhibición |
| e) cisteína | r) cetohexosas |
| f) desnaturalización | s) oxitocina |
| g) disacáridos | t) lámina plegada |
| h) disulfuro | u) polipéptido |
| i) ADN | v) polisacáridos |
| j) enzimas | w) estructura primaria |
| k) fibrosa | x) saliva |
| l) globular | y) sustrato |
| m) glucógeno | z) sacarosa |

55. Polímero que consiste de varios aminoácidos
56. Enlace que se forma entre dos especies de cisteína
57. Hormona péptida que dispara la segregación de leche
58. Proteínas con forma aproximadamente esférica
59. Secuencia de los aminoácidos en una proteína
60. Estructura secundaria de la proteína de la seda
61. Cadena lateral de un aminoácido repelente al agua
62. Aminoácido responsable del ondulado permanente en el cabello
63. Catalizadores biológicos
64. Descomposición de la estructura terciaria y(o) secundaria de una proteína
65. Molécula que actúa por una enzima
66. Ocurre cuando el sitio activo de una enzima es bloqueado por una molécula foránea
67. Proteína especial sintetizada en respuesta a una sustancia foránea
68. Sustancia que tiene un efecto específico sobre un órgano objetivo particular
69. Polímero animal de la glucosa
70. Enlace —C—O—C— entre los anillos en los azúcares disacáridos
71. Fórmula empírica que conduce al nombre *carbohidrato*

72. Donde se encuentran las enzimas que catalizan el rompimiento de los enlaces glicosídicos
73. Azúcares cetonas con seis carbonos
74. Componente estructural de las plantas, polímero de la glucosa
75. Azúcar que consiste de dos unidades de monómero
76. Azúcares aldehídos con seis carbonos
77. La sustancia en el núcleo de la célula que almacena y transmite la información genética es el ADN, la cual representa el _____.
78. A las unidades de monómero de repetición básicas del ADN y del ARN se les llama _____.
79. La pentosa desoxirribosa se encuentra en el ADN, mientras que la _____ se encuentra en el ARN.
80. El enlace básico en el ADN o en el ARN entre la molécula del azúcar y el ácido fosfórico es un enlace _____ fosfato.
81. Se dice que las bases en las cadenas opuestas del ADN son _____ entre sí, lo cual significa que se ajustan juntas de manera específica por medio del enlazamiento del hidrógeno entre sí.
82. En una cadena de ADN normal, la base _____ siempre se encuentra apareada con la base adenina, mientras que la _____ siempre se encuentra apareada con la citosina.
83. A un segmento dado de la molécula de ADN, el cual contiene la codificación molecular para que se sintetice una proteína específica, se le refiere como un(a) _____.
84. Durante la síntesis de proteínas, las moléculas de ADN _____ se unen a y transportan aminoácidos específicos a la posición apropiada en el patrón provisto por las moléculas del ARN _____.
85. Los códigos especificados por el _____ son responsables del ensamble correcto de la estructura primaria de las proteínas.
86. Las sustancias en la célula se clasifican como _____ si son insolubles en el agua pero solubles en disolventes orgánicos no polares.
87. Los _____ son ésteres del alcohol polihidroxílico glicerol con ácidos carboxílicos de cadena larga.
88. Los aceites vegetales tienden a contener ácidos grasos _____, mientras que las grasas animales tienden a ser _____.
89. El proceso de _____ involucra el tratamiento de una grasa con hidróxido de sodio para que los ácidos grasos presentes se conviertan a sus sales de sodio.
90. Los aniones de los ácidos grasos forman buenos jabones porque tienen una porción _____ que es miscible con el agua y una porción _____ que es miscible con la grasa.
91. A las agregaciones de aniones de ácidos grasos que se forman cuando se adiciona un jabón al agua se les llama _____.
92. Las ceras son ésteres de ácidos _____ con alcoholes monohidroxílicos.
93. La materia prima en el cuerpo para la síntesis de otros esteroides es _____.
94. Durante el embarazo se previene la ovulación por medio de la segregación de la hormona _____.
95. El ácido cólico y otros ácidos biliares actúan como agentes _____ durante la digestión, ayudando a descomponer las grasas en gotas más pequeñas que pueden ser influenciadas por las enzimas.
96. ¿A qué se refiere la *estructura primaria* de una proteína?
97. ¿Cuántas estructuras primarias posibles existen para un polipéptido pequeño que contiene cuatro aminoácidos individuales?
98. Liste tres usos estructurales de las proteínas en el cuerpo.
99. ¿Qué proteína específica transporta el oxígeno de los pulmones a otros tejidos en el cuerpo?
100. ¿Cómo son capaces las proteínas de proveer una acción reguladora?
101. ¿A qué se refiere la *inhibición* de una enzima? ¿Qué sucede cuando una enzima se inhibe de manera irreversible?
102. ¿Qué nombre general se le da a los azúcares que contienen cinco átomos de carbono? ¿A los de seis átomos de carbono? ¿A los de tres átomos de carbono?
103. Aunque el almidón y la celulosa son polímeros de la glucosa, el almidón es digerible por los humanos y la celulosa no. ¿En qué difieren las estructuras de estos polisacáridos que resulta en sus digestibilidades diferentes?
104. En la formación de un polinucleótido (una porción pequeña de la molécula de ADN), ¿cuáles componentes (el azúcar, la base o el fosfato) en los nucleótidos adyacentes se enlazan entre sí?
105. Describa la estructura de una *cera*. ¿Dónde se presentan de manera natural las ceras en los organismos vivos y qué función cumplen?
106. ¿Qué es un *fosfolípido*? ¿En qué difiere la estructura de un fosfolípido de la de un triglicérido? ¿Cuál es la función del fosfolípido lecitina?

Uso de su calculadora

En esta sección se repasará cómo utilizar su calculadora para realizar operaciones matemáticas comunes. En esta explicación se supone que utiliza el sistema de operación algebraico, el sistema utilizado por la mayoría de las marcas.

Un principio muy importante a tener en cuenta a medida que utiliza su calculadora es reconocer que ésta no es un sustituto de su cerebro. Siga pensando a medida que realice los cálculos. Siga preguntándose: “¿La respuesta tiene sentido?”

Suma, resta, multiplicación y división

La realización de estas operaciones sobre un par de números siempre involucra los siguientes pasos:

1. Introduzca el primer número utilizando las teclas numéricas y la tecla decimal (.) de ser necesario.
2. Introduzca la operación a realizar.
3. Introduzca el segundo número.
4. Presione la tecla “igual” para mostrar la respuesta.

Por ejemplo, la operación

$$15.1 + 0.32$$

se realiza como se muestra a continuación:

Presionar	Pantalla
15.1	15.1
+	15.1
.32	0.32
=	15.42

La respuesta de la pantalla es 15.42. Si este es el resultado final de un cálculo, debe redondearlo al número correcto de cifras significativas (15.4), como se explica en la sección 2.5. Si el número se va a utilizar en cálculos posteriores, retómelo de manera exacta como aparece en la pantalla. Sólo redondee la respuesta final en el cálculo.

Realice las siguientes operaciones por práctica. Los procedimientos detallados se presentan enseguida.

- | | |
|------------------|---|
| a) $1.5 + 32.36$ | c) $0.33 + 153$ |
| b) $23.5 - 0.41$ | d) $\frac{9.3}{0.56}$ o $9.3 \div 0.56$ |

Procedimientos

a) Presionar	Pantalla	b) Presionar	Pantalla
1.5	1.5	23.5	23.5
+	1.5	-	23.5
32.86	32.86	.41	0.41
=	34.36	=	23.09
Redondeado:	34.4	Redondeado:	23.1

c) Presionar	Pantalla	d) Presionar	Pantalla
.33	0.33	9.3	9.3
×	0.33	÷	9.3
153	153	0.56	0.56
=	50.49	=	16.607143
Redondeado:	50.	Redondeado:	17

Cuadrados, raíces cuadradas, recíprocos y logs

Ahora se considerarán cuatro operaciones adicionales que con frecuencia son necesarias para resolver problemas químicos.

El *elevar al cuadrado* un número se realiza con la tecla etiquetada X^2 . La tecla *raíz cuadrada* por lo regular se etiqueta \sqrt{X} . Para tomar el *recíproco* de un número necesita la tecla $1/X$. El *logaritmo* de un número se determina utilizando una tecla etiquetada como log o logX.

Para realizar estas operaciones, siga estos pasos:

1. Introduzca el número.
2. Presione la tecla de la función apropiada.
3. La respuesta se muestra de manera automática.

Por ejemplo, para calcular la raíz cuadrada de 235.

Presionar	Pantalla
235	235
\sqrt{X}	15.32971
Redondeado:	15.3

Se puede obtener el log de 23 como se indica a continuación.

Presionar	Pantalla
23	23
log	1.3617278
Redondeado:	1.36

Con frecuencia una tecla en una calculadora tiene dos funciones. En este caso, la primera función se lista en la tecla y la segunda se muestra en la calculadora justo arriba de la tecla. Por ejemplo, en algunas calculadoras la fila superior de teclas aparece como se observa a continuación.

$$1/X \quad X^2$$

(2nd) (R/S) (\sqrt{X}) (off) (on/C)

Para hacer que la calculadora eleve al cuadrado un número, se debe utilizar 2nd y después \sqrt{X} ; presionar 2nd le indica a la calculadora que se desea la función que está listada *arriba* de la tecla. Por tanto, se obtiene el cuadrado de 11.56 en esta calculadora como se indica a continuación.

Presionar	Pantalla
11.56	11.56
2nd después \sqrt{X}	133.6336
Redondeado:	133.6

A2 Apéndice

Se obtiene el recíproco de 348 (1/348) en esta calculadora como se aprecia a continuación.

Presionar	Pantalla
384	384
2nd después R/S	0.0026042
Redondeado:	0.00260

Su calculadora puede ser diferente. Vea el manual de usuario si está teniendo dificultades con estas operaciones.

Cálculos en cadena

Al resolver problemas con frecuencia tiene que realizar una serie de cálculos: una cadena de cálculos. Esto por lo general es bastante sencillo si teclaea la cadena a medida que lee los números y las operaciones en orden. Por ejemplo, para calcular

$$\frac{14.68 + 1.58 - 0.87}{0.0850}$$

debe utilizar las teclas apropiadas a medida que lo lee:

14.68 más 1.58 igual; menos .87 igual; dividido entre 0.0850 igual

A continuación se presentan los detalles.

Presionar	Pantalla
14.68	14.68
+	14.68
1.58	1.58
=	16.26
-	16.26
.87	0.87
=	15.39
÷	15.39
.0850	0.0850
=	181.05882
Redondeado:	181

Observe que debe presionar ⊞ después de cada operación para mantener el cálculo "actualizado".

Para más práctica, considere el cálculo

$$(0.360)(298) + \frac{(14.8)(16.0)}{1.50}$$

Aquí está sumando dos números, pero cada uno debe obtenerse por medio de los cálculos indicados. Un procedimiento es calcular primero cada número y después sumarlos. El primer término es

$$(0.360)(298) = 107.28$$

El segundo término,

$$\frac{(14.8)(16.0)}{1.50}$$

puede calcularse de manera sencilla leyéndolo. Se "lee"

14.8 por 16.0 igual; dividido entre 1.50 igual

y se resume como se observa a continuación.

Presionar	Pantalla
14.8	14.8
×	14.8
16.0	16.0
=	236.8
÷	236.8
1.50	1.50
=	157.86667

Ahora se puede mantener este último número en la calculadora y sumarlo a 107.28 a partir del primer cálculo.

Presionar	Pantalla
+	157.86667
107.28	107.28
=	265.14667
Redondeando:	265

Para resumir,

$$(0.360)(298) + \frac{(14.8)(16.0)}{1.50}$$

se vuelve

$$107.28 + 157.86667$$

y la suma es 265.14667 o, redondeado al número correcto de cifras significativas, 265. Existen otras maneras para realizar este cálculo, pero este es el modo *más seguro* (suponiendo que sea cuidadoso).

Un tipo común de cálculos en cadena involucra un número de términos multiplicados entre sí en el numerador y en el denominador, como en

$$\frac{(323)(.0821)(1.46)}{(4.05)(76)}$$

Existen varias secuencias posibles por medio de las cuales puede realizarse este cálculo, pero la siguiente parece la más natural.

323 por .0821 igual; por 1.46 igual; dividido entre 4.05 igual; dividido entre 76 igual

Esta secuencia se resume como se indica a continuación.

Presionar	Pantalla
323	323
×	323
.0821	0.0821
=	26.5183
×	26.5183
1.46	1.46
=	38.716718
÷	38.716718
4.05	4.05
=	9.5596835
÷	9.5596835
76	76
=	0.1257853

La respuesta es 0.1257853, la cual, cuando se redondea al número correcto de cifras significativas, es 0.13. Observe que cuando se multiplican dos o más números en el denominador, se debe dividir entre *cada* uno.

Aquí se presentan algunos cálculos en cadena adicionales (con sus soluciones) para que obtenga más práctica.

- a) $15 - (0.750)(243)$
 b) $\frac{(13.1)(43.5)}{(1.8)(63)}$
 c) $\frac{(85.8)(0.142)}{(16.46)(18.0)} + \frac{(131)(0.0156)}{10.17}$
 d) $(18.1)(0.051) - \frac{(325)(1.87)}{(14.0)(3.81)} + \frac{1.56 - 0.43}{1.33}$

Álgebra básica

En la resolución de problemas en la química utilizará, una y otra vez, relativamente pocos procedimientos matemáticos. En esta sección se repasarán algunas manipulaciones algebraicas que necesitará.

Resolución de una ecuación

En el curso de resolución de un problema de química con frecuencia se construye una ecuación algebraica que incluye una cantidad desconocida (lo que desea calcular). Un ejemplo es

$$(1.5)V = (0.23)(0.08206)(298)$$

Se necesita “resolver esta ecuación para V ”. Es decir, es necesario aislar V en un lado del signo igual con todos los números en el otro lado. ¿Cómo se puede hacer esto? La idea clave en la resolución de una ecuación algebraica estriba en que *realizar lo mismo en ambos lados del signo igual* no cambia la igualdad. Es decir, siempre es “legal” hacer lo mismo en ambos lados de la ecuación. Aquí se desea resolver para V , por lo que se debe llevar el número 1.5 al otro lado del signo igual. Se puede hacer esto dividiendo *ambos lados* entre 1.5.

$$\frac{(1.5)V}{1.5} = \frac{(0.23)(0.08206)(298)}{1.5}$$

Ahora el 1.5 en el denominador a la izquierda cancela el 1.5 en el numerador:

$$\frac{\cancel{1.5}V}{\cancel{1.5}} = \frac{(0.23)(0.08206)(298)}{1.5}$$

para obtener

$$V = \frac{(0.23)(0.08206)(298)}{1.5}$$

Utilizando los procedimientos en “Uso de su calculadora” para los cálculos en cadena, ahora se puede obtener el valor para V con una calculadora.

$$V = 3.7$$

Soluciones

- a) $15 - 182 = -167$
 b) 5.0
 c) $0.0411 + 0.201 = 0.242$
 d) $0.92 - 11.4 + 0.850 = -9.6$

Al realizar cálculos en cadena, tome los siguientes pasos en el orden listado.

1. Realice cualquier suma y resta que aparezca entre paréntesis.
2. Complete las multiplicaciones y las divisiones de términos individuales.
3. Suma y reste los términos individuales como se requiera.

En ocasiones es necesario resolver una ecuación que consiste de símbolos. Por ejemplo, considere la ecuación

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Se supone que se desea resolver para T_2 . Es decir, se desea aislar T_2 en un lado de la ecuación. Existen varias maneras posibles de proceder teniendo en cuenta que siempre se haga lo mismo en ambos lados del signo igual. Primero se multiplican ambos lados por T_2 .

$$T_2 \times \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{\cancel{T_2}} \times \cancel{T_2}$$

Esto cancela T_2 a la derecha. Después se multiplican ambos lados por T_1 .

$$T_2 \times \frac{P_1V_1}{\cancel{T_1}} \times \cancel{T_1} = P_2V_2T_1$$

Esto cancela T_1 a la izquierda. Ahora se dividen ambos lados entre P_1V_1 .

$$T_2 \times \frac{\cancel{P_1V_1}}{\cancel{P_1V_1}} = \frac{P_2V_2T_1}{P_1V_1}$$

Esto da la ecuación deseada,

$$T_2 = \frac{P_2V_2T_1}{P_1V_1}$$

Por práctica, resuelva cada una de las siguientes ecuaciones para la variable indicada.

- a) $PV = k$; resolver para P
 b) $1.5x + 6 = 3$; resolver para x
 c) $PV = nRT$; resolver para n
 d) $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$; resolver para V_2
 e) $\frac{^\circ\text{F} - 32}{^\circ\text{C}} = \frac{9}{5}$; resolver para $^\circ\text{C}$
 f) $\frac{^\circ\text{F} - 32}{^\circ\text{C}} = \frac{9}{5}$; resolver para $^\circ\text{F}$

Soluciones

$$a) \frac{PY}{Y} = \frac{k}{V}$$

$$P = \frac{k}{V}$$

$$b) 1.5x + 6 - 6 = 3 - 6$$

$$1.5x = -3$$

$$\frac{1.5x}{1.5} = \frac{-3}{1.5}$$

$$x = -\frac{3}{1.5} = -2$$

$$c) \frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$\frac{PV}{RT} = n$$

$$d) \frac{P_1 V_1}{T_1} \times T_2 = \frac{P_2 V_2}{T_2} \times T_2$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{P_2 V_2}{P_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = V_2$$

$$e) \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{^{\circ}\text{C}} \times ^{\circ}\text{C} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C}$$

$$\frac{9}{5} (^{\circ}\text{F} - 32) = \frac{9}{5} \times \frac{9}{9} ^{\circ}\text{C}$$

$$\frac{9}{5} (^{\circ}\text{F} - 32) = ^{\circ}\text{C}$$

$$f) \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{^{\circ}\text{C}} \times ^{\circ}\text{C} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C}$$

$$^{\circ}\text{F} - 32 + 32 = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$$

Notación científica (exponencial)

Los números con los que se debe trabajar en las mediciones científicas con frecuencia son muy grandes o muy pequeños; por tanto, es conveniente expresarlos utilizando potencias de 10. Por ejemplo, el número 1300000 puede expresarse como 1.3×10^6 , lo cual significa multiplicar 1.3 por 10 seis veces, o

$$1.3 \times 10^6 = 1.3 \times \underbrace{10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10}_{10^6 = 1 \text{ millón}}$$

Un número escrito en notación científica siempre tiene la forma:

Un número (entre 1 y 10) por la potencia de 10 apropiada

Para representar un número grande como 20500 en notación científica se debe mover el punto decimal de tal manera que se alcance un número entre 1 y 10, y después multiplicar el resultado por una potencia de 10 para compensar el movimiento del punto decimal. En este caso, se debe mover el punto decimal cuatro posiciones a la izquierda

$$20500$$

$$\underbrace{\quad\quad\quad\quad}_{4 \ 3 \ 2 \ 1}$$

para obtener un número entre 1 y 10:

$$2.05$$

donde sólo se retienen las cifras significativas (el número 20500 tiene tres cifras significativas). Para compensar el movimiento del punto decimal cuatro posiciones a la izquierda se debe multiplicar por 10^4 . Por tanto,

$$20500 = 2.05 \times 10^4$$

Como otro ejemplo, el número 1985 puede expresarse como 1.985×10^3 . Para llegar al número 1.985, el cual está entre 1 y 10, se tuvo que mover el punto decimal tres posiciones a la izquierda. Para compensar eso, se debe multiplicar por 10^3 . En la lista anexa se proporcionan otros ejemplos.

Número	Notación exponencial
5.6	5.6×10^0 o 5.6×1
39	3.9×10^1
934	9.43×10^3
1126	1.126×10^3

Hasta ahora se han considerado números mayores a 1. ¿Cómo se representa un número como 0.0034 en notación exponencial? Primero, para alcanzar un número entre 1 y 10, se comienza con 0.0034 y se mueve el punto decimal tres posiciones a la derecha.

$$0.0034$$

$$\underbrace{\quad\quad\quad}_{1 \ 2 \ 3}$$

Esto da 3.4. Entonces, para compensar el mover el punto decimal a la derecha, se debe multiplicar por una potencia de 10 con un exponente negativo, en este caso, 10^{-3} . Por tanto,

$$0.0034 = 3.4 \times 10^{-3}$$

De manera similar, el número 0.00000014 puede escribirse como 1.4×10^{-7} , debido a que al ir del 0.00000014 al 1.4 se requiere que se mueva el punto decimal siete posiciones a la derecha.

Operaciones matemáticas con exponenciales

A continuación se considera cómo se realizan varias operaciones matemáticas utilizando números exponenciales. Primero se cubren las reglas para estas operaciones; después se considera cómo efectuarlas en su calculadora.

Multiplicación y división

Cuando se multiplican dos números expresados en notación exponencial, los números iniciales se multiplican y los exponentes de 10 se *suman*.

$$(M \times 10^m)(N \times 10^n) = (MN) \times 10^{m+n}$$

Por ejemplo (a dos cifras significativas, como se requiere),

$$(3.2 \times 10^4)(2.8 \times 10^3) = 9.0 \times 10^7$$

Cuando se multiplican los números, si se obtiene un resultado mayor de 10 para el número inicial, el punto decimal se mueve una posición a la izquierda y el exponente de 10 se incrementa en 1.

$$\begin{aligned} (5.8 \times 10^2)(4.3 \times 10^8) &= 24.9 \times 10^{10} \\ &= 2.49 \times 10^{11} \\ &= 2.5 \times 10^{11} \quad (\text{dos cifras significativas}) \end{aligned}$$

La división de dos números expresados en notación exponencial involucra la división normal de los números iniciales y la *resta* del exponente del divisor al del dividendo. Por ejemplo,

$$\frac{4.8 \times 10^8}{2.1 \times 10^3} = \frac{4.8}{2.1} \times 10^{(8-3)} = 2.3 \times 10^5$$

Divisor

Si el número inicial resultante de la división es menor que 1, el punto decimal se mueve una posición a la derecha y el exponente de 10 se incrementa en 1. Por ejemplo,

$$\begin{aligned} \frac{6.4 \times 10^3}{8.3 \times 10^5} &= \frac{6.4}{8.3} \times 10^{(3-5)} = 0.77 \times 10^{-2} \\ &= 7.7 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

Suma y resta

Para sumar o restar números expresados en notación exponencial, *los exponentes de los números deben ser iguales*. Por ejemplo, para sumar 1.31×10^5 y 4.2×10^4 , se debe reescribir un número para que los exponentes de ambos sean iguales. El número 1.31×10^5 puede reescribirse como 13.1×10^4 : disminuir el exponente en 1 se compensa al mover el punto decimal una posición a la derecha. Ahora se pueden sumar los números.

$$\begin{array}{r} 13.1 \times 10^4 \\ + 4.2 \times 10^4 \\ \hline 17.3 \times 10^4 \end{array}$$

En la notación exponencial correcta, el resultado se expresa como 1.73×10^5 .

Para realizar la suma o resta con números expresados en notación exponencial, sólo se deben sumar o restar los números iniciales. El exponente del resultado es el mismo

que los exponentes de los números que se están sumando o restando. Para restar 1.8×10^2 de 8.99×10^3 , primero se debe convertir 1.8×10^2 a 0.18×10^3 para que ambos números tengan el mismo exponente. Entonces se resta.

$$\begin{array}{r} 8.99 \times 10^3 \\ -0.18 \times 10^3 \\ \hline 8.81 \times 10^3 \end{array}$$

Potencias y raíces

Cuando un número expresado en notación exponencial se eleva a alguna potencia, el número inicial se eleva a la potencia apropiada y el exponente de 10 se *multiplica* por esa potencia.

$$(M \times 10^n)^m = M^m \times 10^{m \times n}$$

Por ejemplo

$$\begin{aligned} (7.5 \times 10^2)^2 &= (7.5)^2 \times 10^{2 \times 2} \\ &= 56. \times 10^4 \\ &= 5.6 \times 10^5 \end{aligned}$$

Cuando se toma una raíz de un número expresado en notación exponencial, se considera la raíz del número inicial y el exponente de 10 se divide entre el número que representa la raíz. Por ejemplo, se toma la raíz cuadrada de un número como se indica a continuación.

$$\sqrt{N \times 10^n} = (N \times 10^n)^{1/2} = \sqrt{N} \times 10^{n/2}$$

Por ejemplo,

$$\begin{aligned} (2.9 \times 10^6)^{1/2} &= \sqrt{2.9} \times 10^{6/2} \\ &= 1.7 \times 10^3 \end{aligned}$$

Uso de calculadora para operaciones matemáticas sobre exponenciales

Al tratar con números exponenciales debe aprender a introducirlos en su calculadora. Primero se tecléa el número y después el exponente. Existe una tecla especial que debe presionarse justo antes de introducir el exponente. Esta tecla con frecuencia se etiqueta como **(EE)** o **(exp)**. Por ejemplo, el número 1.56×10^6 se introduce como se observa a continuación.

Presionar	Pantalla
1.56	1.56
EE o exp	1.56 00
6	1.56 06

Para introducir un número con un exponente negativo, utilice la tecla de cambio de signo **(+/-)** después de introducir el número del exponente. Por ejemplo, el número 7.54×10^{-3} se introduce como se indica a continuación.

Presionar	Pantalla
7.54	7.54
EE o exp	7.54 00
3	7.54 03
+/-	7.54 -03

A6 Apéndice

Una vez que introduce en su calculadora un número con un exponente, las operaciones matemáticas se realizan exactamente de la misma manera que con un número “regular”. Por ejemplo, los números 1.0×10^3 y 1.0×10^2 se multiplican como se indica a continuación.

Presionar	Pantalla
1.0	1.0
EE o exp	1.0 00
3	1.0 03
×	1 03
1.0	1.0
EE o exp	1.0 00
2	1.0 00
2	1.0 02
=	1 05

La respuesta se representa de manera correcta como 1.0×10^5 .

Los números 1.50×10^5 y 1.1×10^4 se suman como se observa a continuación.

Presionar	Pantalla
1.5	1.50
EE o exp	1.50 00
5	1.50 05
+	1.5 05
1.1	1.1
EE o exp	1.1 00
4	1.1 04
=	1.61 05

La respuesta se representa de manera correcta como 1.61×10^5 . Observe que cuando se suman números exponenciales, la calculadora toma en cuenta de manera automática cualquier diferencia en los exponentes.

Para elevar a una potencia, tomar la raíz o el recíproco de un número exponencial, se introduce el número primero, después se presiona la tecla o teclas apropiadas. Por ejemplo, la raíz cuadrada de 5.6×10^3 se obtiene como puede ver a continuación.

Presionar	Pantalla
5.6	5.6
EE o exp	5.6 00
3	5.6 03
\sqrt{x}	7.4833148 01

La respuesta se representa de manera correcta como 7.5×10^1 .

Practique realizando las siguientes operaciones que involucran números exponenciales. Las respuestas se proporcionan después de los ejercicios.

- | | |
|--|--------------------------------|
| a) $7.9 \times 10^2 \times 4.3 \times 10^4$ | f) $\frac{1}{8.3 \times 10^2}$ |
| b) $\frac{5.4 \times 10^3}{4.6 \times 10^5}$ | g) $\log(1.0 \times 10^{-7})$ |
| c) $1.7 \times 10^2 + 1.63 \times 10^3$ | h) $-\log(1.3 \times 10^{-5})$ |
| d) $4.3 \times 10^{-3} + 1 \times 10^{-4}$ | i) $\sqrt{6.7 \times 10^9}$ |
| e) $(8.6 \times 10^{-6})^2$ | |

Soluciones

- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| a) 3.4×10^7 | f) 1.2×10^{-3} |
| b) 1.2×10^{-2} | g) -7.00 |
| c) 1.80×10^3 | h) 4.89 |
| d) 4.4×10^{-3} | i) 8.2×10^4 |
| e) 7.4×10^{-11} | |

Graficación de funciones

Al interpretar los resultados de un experimento científico, con frecuencia es útil hacer una gráfica. Si es posible, la función a graficarse debe estar en una forma que genere una línea recta. La ecuación para una línea recta (una *ecuación lineal*) puede representarse en la forma general

$$y = mx + b$$

donde y es la *variable dependiente*, x es la *variable independiente*, m es la *pendiente* y b es la *intercepción* con el eje y .

Para ilustrar las características de una ecuación lineal, en la figura A.1 se grafica la función $y = 3x + 4$. Para esta ecuación, $m = 3$ y $b = 4$. Observe que la *intercepción* en y ocurre cuando $x = 0$. En este caso la intercepción en y es 4, como puede verse a partir de la ecuación ($b = 4$).

La pendiente de una línea recta se define como la razón de la velocidad de cambio en y a la de en x :

$$m = \text{pendiente} = \frac{\Delta y}{\Delta x}$$

Para la ecuación $y = 3x + 4$, y cambia tres veces más rápido que x (debido a que x tiene un coeficiente de 3). Por tanto,

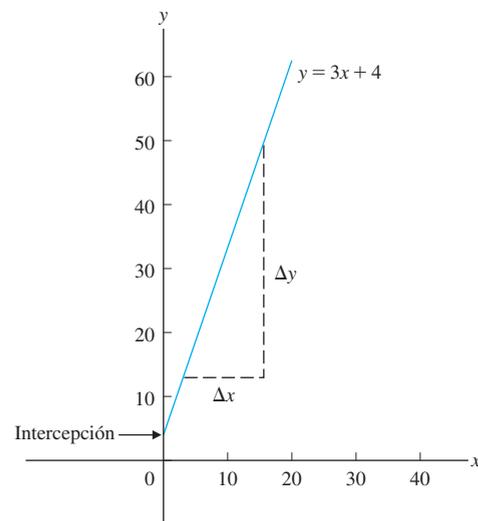


Figura A.1

Gráfica de la ecuación lineal $y = 3x + 4$.

la pendiente en este caso es 3. Esto puede verificarse a partir de la gráfica. Para el triángulo mostrado en la figura A.1,

$$\Delta y = 15 - 16 = 36 \quad \text{y} \quad \Delta x = 15 - 3 = 12$$

por tanto,

$$\text{Pendiente} = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{36}{12} = 3$$

Este ejemplo ilustra un método general para la obtención de la pendiente de una línea a partir de la gráfica de esa línea. Simplemente dibuje un triángulo con un lado paralelo al eje y y el otro lado paralelo al eje x , como se muestra en la figura A.1. Después determine las longitudes de los lados para obtener Δy y Δx , respectivamente, y calcule la razón $\Delta y/\Delta x$.

Unidades del SI y factores de conversión

Estos factores de conversión se proporcionan con más cifras significativas que las utilizadas por lo general en el cuerpo del texto.

Longitud

Unidad del SI: metro (m)

1 metro	= 1.0936 yardas
1 centímetro	= 0.39370 pulgadas
1 pulgada	= 2.54 centímetros (exactos)
1 kilómetro	= 0.62137 millas
1 milla	= 5280. pies = 1.6093 kilómetros

Volumen

Unidad del SI: metro cúbico (m³)

1 litro	= 10 ⁻³ m ³ = 1 dm ³ = 1.0567 cuartos de galón
1 galón	= 4 cuartos de galón = 8 pintas = 3.7854 litros
1 cuarto de galón	= 32 onzas líquidas = 0.94635 litros

Masa

Unidad del SI: kilogramo (kg)

1 kilogramo	= 1000 gramos = 2.2046 libras
1 libra	= 453.59 gramos = 0.45359 kilogramos = 16 onzas
1 unidad de masa atómica	= 1.66057 × 10 ⁻²⁷ kilogramos

Presión

Unidad del SI: pascal (Pa)

1 atmósfera	= 101.325 kilopascales = 760. torr (mm de Hg) = 14.70 libras por pulgada cuadrada
-------------	---

Energía

Unidad del SI: joule (J)

1 joule	= 0.23901 calorías
1 caloría	= 4.184 joules

SOLUCIONES PARA LOS EJERCICIOS DE AUTOCOMPROBACIÓN

Capítulo 2

Ejercicio de autoevaluación 2.1

$$357 = 3.57 \times 10^2$$

$$0.0055 = 5.5 \times 10^{-3}$$

Ejercicio de autoevaluación 2.2

- Tres cifras significativas. Los ceros al inicio (a la izquierda del 1) no cuentan, pero los ceros al final sí.
- Cinco cifras significativas. El cero cautivo y los dos ceros al final cuentan.
- Este es un número exacto obtenido contando los automóviles. Tiene un número ilimitado de cifras significativas.

Ejercicio de autoevaluación 2.3

a) $12.6 \times 0.53 = 6.678 = 6.7$

b) $12.6 \times 0.53 = 6.7$; $\frac{6.7}{2.11} = 2.1$

c) $\frac{25.36}{-4.15} \times \frac{21.21}{2.317} = 9.15408 = 9.154$

Ejercicio de autoevaluación 2.4

$$0.750 \text{ L} \times \frac{1.06 \text{ qt}}{1 \text{ L}} = 0.795 \text{ qt}$$

Ejercicio de autoevaluación 2.5

$$225 \frac{\text{mi}}{\text{h}} \times \frac{1760 \text{ yd}}{1 \text{ mi}} \times \frac{1 \text{ mi}}{1.094 \text{ yd}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 362 \frac{\text{km}}{\text{h}}$$

Ejercicio de autoevaluación 2.6

La mejor manera de resolver este problema es convertir 172 K a grados Celsius. Para hacer esto se utilizará la fórmula $T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273$.

$$T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273 = 172 - 273 = -101$$

Como resultado, 172 K = -101 °C, la cual es una temperatura más baja que -75 °C. Por tanto, 172 K es más fría que -75 °C.

Ejercicio de autoevaluación 2.7

El problema es 41 °C = ? °F.

Utilizando la fórmula

$$T_{\text{F}} = 1.80 (T_{\text{C}}) + 32$$

se tiene

$$T_{\text{F}} = ? \text{ °F} = 1.80(41) + 32 = 74 + 32 = 106$$

Es decir, 41 °C = 106 °F.

Ejercicio de autoevaluación 2.8

Este problema puede enunciarse como 239 °F = ? °C.

Utilizando la fórmula

$$T_{\text{C}} = \frac{T_{\text{F}} - 32}{1.80}$$

se tiene en este caso

$$T_{\text{C}} = ? \text{ °C} = \frac{239 - 32}{1.80} = \frac{207}{1.80} = 115$$

Es decir, 239 °F = 115 °C.

Ejercicio de autoevaluación 2.9

Se obtiene la densidad del limpiador dividiendo su masa entre su volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{28.1 \text{ g}}{35.8 \text{ mL}} = 0.785 \text{ g/mL}$$

La densidad permite identificar al líquido como alcohol isopropílico.

Capítulo 3

Ejercicio de autoevaluación 3.1

Los incisos a) y c) son propiedades físicas. Cuando el galio sólido se funde, forma galio líquido. No hay cambio en la composición. Los incisos b) y d) reflejan la habilidad para cambiar la composición, y por tanto son propiedades químicas. El enunciado b) significa que el platino no reacciona con el oxígeno para formar una nueva sustancia. El enunciado d) significa que el cobre reacciona en el aire para formar una nueva sustancia, la cual es de color verde.

Ejercicio de autoevaluación 3.2

- La leche se vuelve agria debido a que se forma una nueva sustancia. Este es un cambio químico.
- La fundición de la cera es un cambio físico (un cambio de estado). Cuando la cera se quema, se forman nuevas sustancias. Este es un cambio químico.

Ejercicio de autoevaluación 3.3

- La miel de maple es una mezcla homogénea de azúcar y otras sustancias dispersas de manera uniforme en agua.
- El helio y el oxígeno forman una mezcla homogénea.
- El aderezo de aceite y vinagre para ensalada es una mezcla heterogénea. (Observe las dos capas distintas la siguiente vez que vea una botella de aderezo.)
- La sal común es una sustancia pura (cloruro de sodio), por lo que siempre tiene la misma composición. (Observe que otras sustancias como el yodo con frecuencia se adicionan a las preparaciones comerciales de la sal de mesa, la cual es principalmente cloruro de sodio. Por tanto, la sal de mesa comercial es una mezcla homogénea.)

Capítulo 4

Ejercicio de autoevaluación 4.1

- a) P_4O_{10} b) UF_6 c) AlCl_3

Ejercicio de autoevaluación 4.2

En el símbolo ${}_{38}^{90}\text{Sr}$, el 38 es el número atómico, el cual representa el número de protones en el núcleo de un átomo de estroncio. Debido a que el átomo es neutro en su totalidad, también debe tener 38 electrones. El 90 (el número de masa) representa el número de protones más el número de neutrones. Por tanto, el número de neutrones es: $A - Z = 90 - 38 = 52$.

Ejercicio de autoevaluación 4.3

El átomo ${}_{80}^{201}\text{Hg}$ tiene 80 protones, 80 electrones y $201 - 80 = 121$ neutrones.

Ejercicio de autoevaluación 4.4

El número atómico para el fósforo es 15 y el número de masa es $15 + 17 = 32$. Por tanto, el símbolo para el átomo es ${}_{15}^{32}\text{P}$.

A10 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

Ejercicio de autoevaluación 4.5

Elemento	Símbolo	Número atómico	Metal o no metal	Nombre de la familia
a) argón	Ar	18	no metal	gas noble
b) cloro	Cl	17	no metal	halógeno
c) bario	Ba	56	metal	metal alcalinotérreo
d) cesio	Cs	55	metal	metal alcalino

Ejercicio de autoevaluación 4.6

- a) KI $(1+) + (1-) = 0$
 b) Mg_3N_2 $3(2+) + 2(3-) = (6+) + (6-) = 0$
 c) Al_2O_3 $2(3+) + 3(2-) = 0$

Capítulo 5

Ejercicio de autoevaluación 5.1

- a) óxido de rubidio
 b) yoduro de estroncio
 c) sulfuro de potasio

Ejercicio de autoevaluación 5.2

- a) El compuesto $PbBr_2$ debe contener Pb^{2+} , llamado plomo(II), para balancear las cargas de los dos iones Br^- . Por tanto, el nombre es bromuro de plomo(II). El compuesto $PbBr_4$ debe contener Pb^{4+} , llamado plomo(IV), para balancear las cargas de los cuatro iones Br^- , por lo que el nombre es bromuro de plomo(IV).
 b) El compuesto FeS contiene el ión S^{2-} (sulfuro) y por tanto el catión hierro presente debe ser Fe^{2+} , hierro (II). El nombre es sulfuro de hierro(II). El compuesto Fe_2S_3 contiene tres iones S^{2-} y dos cationes de hierro de carga desconocida. Se puede determinar la carga del hierro a partir de lo siguiente:



En este caso, ? debe representar 3 debido a que

$$2(3+) + 3(2-) = 0$$

Por tanto, el Fe_2S_3 contiene Fe^{3+} y S^{2-} , y su nombre es sulfuro de hierro(III).

- c) El compuesto $AlBr_3$ contiene Al^{3+} y Br^- . Debido a que el aluminio sólo forma un ión (Al^{3+}), no se requiere un número romano. El nombre es bromuro de aluminio.
 d) El compuesto Na_2S contiene los iones Na^+ y S^{2-} . Su nombre es sulfuro de sodio. (Debido a que el sodio sólo forma Na^+ , no se necesita un número romano.)
 e) El compuesto $CoCl_3$ contiene tres iones Cl^- . Por tanto, el catión debe ser Co^{3+} , el cual se nombra cobalto (III) debido a que el cobalto es un metal de transición y puede formar más de un tipo de catión. Por tanto, el nombre del $CoCl_3$ es cloruro de cobalto(III).

Ejercicio de autoevaluación 5.3

Compuesto	Nombres		Nombre
	individuales	Prefijos	
a) CCl_4	carbono cloruro	ninguno <i>tetra-</i>	tetracloruro de carbono
b) NO_2	nitrógeno óxido	ninguno <i>di-</i>	dióxido de nitrógeno
c) IF_5	yodo fluoruro	ninguno <i>penta-</i>	pentafluoruro de yodo

Ejercicio de autoevaluación 5.4

- a) dióxido de silicio c) hexafluoruro de xenón
 b) difluoruro de dióxigeno

Ejercicio de autoevaluación 5.5

- a) trifluoruro de cloro d) óxido de manganeso(IV)
 b) fluoruro de vanadio(V) e) óxido de magnesio
 c) cloruro de cobre(I) f) agua

Ejercicio de autoevaluación 5.6

- a) hidróxido de calcio c) permanganato de potasio
 b) fosfato de sodio d) dicromato de amonio
 e) perclorato de cobalto(II) (El perclorato tiene una carga de $1-$, por lo que el catión debe ser Co^{2+} para balancear los dos iones ClO_4^- .)
 f) clorato de potasio
 g) nitrito de cobre(II) (Este compuesto contiene dos iones NO_2^- (nitrito) y por tanto debe contener un catión Cu^{2+} .)

Ejercicio de autoevaluación 5.7

- | Compuesto | Nombre |
|-------------------|--|
| a) $NaHCO_3$ | hidrógeno carbonato de sodio
Contiene Na^+ y HCO_3^- ; con frecuencia se le llama <i>bicarbonato de sodio</i> (nombre común). |
| b) $BaSO_4$ | sulfato de bario
Contiene Ba^{2+} y SO_4^{2-} . |
| c) $CsClO_4$ | perclorato de cesio
Contiene Cs^+ y ClO_4^- . |
| d) BrF_5 | pentafluoruro de bromo
Ambos son no metales (binario del tipo III). |
| e) $NaBr$ | bromuro de sodio
Contiene Na^+ y Br^- (binario del tipo I). |
| f) $KOCl$ | hipoclorito de potasio
Contiene K^+ y OCl^- . |
| g) $Zn_3(PO_4)_2$ | fosfato de zinc(II)
Contiene Zn^{2+} y PO_4^{3-} ; el Zn es un metal de transición y de manera oficial requiere un número romano. Sin embargo, debido a que sólo forma el catión Zn^{2+} , el II por lo regular se omite. Por tanto, el nombre del compuesto por lo regular se conoce como <i>fosfato de zinc</i> . |

Ejercicio de autoevaluación 5.8

- | Nombre | Fórmula química |
|---------------------------|--|
| a) sulfato de amonio | $(NH_4)_2SO_4$
Se requieren dos iones amonio (NH_4^+) por cada ión sulfato (SO_4^{2-}) para lograr el balance de las cargas. |
| b) fluoruro de vanadio(V) | VF_5
El compuesto contiene iones V^{5+} y requiere cinco iones F^- para balancear la carga. |
| c) dicloruro de azufre | S_2Cl_2
El prefijo <i>di-</i> indica dos de cada átomo. |
| d) peróxido de rubidio | Rb_2O_2
Debido a que el rubidio está en el grupo I, sólo forma iones $1+$. Por tanto, se necesitan dos iones Rb^+ para balancear la carga de $2-$ en el ión peróxido (O_2^{2-}). |
| e) óxido de aluminio | Al_2O_3
El aluminio sólo forma iones $3+$. Se requieren dos iones Al^{3+} para balancear la carga en los tres iones O^{2-} . |

Capítulo 6

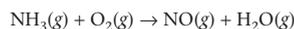
Ejercicio de autoevaluación 6.1

- a) $Mg(s) + H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(s) + H_2(g)$
 Observe que el magnesio (el cual está en el grupo 2) siempre forma el catión Mg^{2+} y por tanto requiere dos aniones OH^- para una carga neta de cero.

b) El dicromato de amonio contiene los iones poliatómicos NH_4^+ y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (usted debe memorizarlos). Debido a que el NH_4^+ tiene una carga de 1+, se requieren dos cationes NH_4^+ por cada $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, con carga de 2-, para obtener la fórmula $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. El óxido de cromo(III) contiene los iones Cr^{3+} , denotado como cromo(III), y O^{2-} (el ión óxido). Para lograr una carga neta de cero, el sólido debe contener dos iones Cr^{3+} por cada tres iones O^{2-} , por lo que la fórmula es Cr_2O_3 . El gas nitrógeno contiene moléculas diatómicas y se escribe $\text{N}_2(\text{g})$, y el agua gaseosa se escribe $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Por tanto, la ecuación no balanceada para la descomposición del dicromato de amonio es



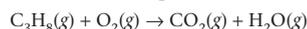
c) El amoníaco gaseoso, $\text{NH}_3(\text{g})$, y el oxígeno gaseoso, $\text{O}_2(\text{g})$, reaccionan para formar el gas monóxido de nitrógeno, $\text{NO}(\text{g})$, más agua gaseosa, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. La ecuación no balanceada es



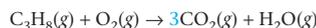
Ejercicio de autocombprobación 6.2

Paso 1 Los reactivos son propano, $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$, y oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$; los productos son dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, y agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Todos están en el estado gaseoso.

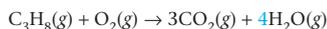
Paso 2 La ecuación no balanceada para la reacción es



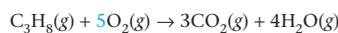
Paso 3 Se comienza con el C_3H_8 debido a que es la molécula más complicada. El C_3H_8 contiene tres átomos de carbono por molécula, por lo que se necesita un coeficiente de 3 para el CO_2 .



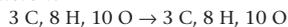
Además, cada molécula de C_3H_8 contiene ocho átomos de hidrógeno, por lo que se requiere un coeficiente de 4 para el H_2O .



El elemento final a balancear es el oxígeno. Observe que el lado izquierdo de la ecuación ahora tiene dos átomos de oxígeno y el lado derecho tiene 10. Se puede balancear el oxígeno utilizando un coeficiente de 5 para el O_2 .



Paso 4 Comprobación.



Átomos de los reactivos
Átomos de los productos

No se pueden dividir todos los coeficientes entre un entero dado para obtener coeficientes enteros más pequeños.

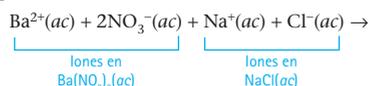
Ejercicio de autocombprobación 6.3

- a) $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (no balanceada)
 $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (balanceada)
- b) $\text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$ (no balanceada)
 $3\text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$ (balanceada)
- c) $\text{HNO}_3(\text{l}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ (no balanceada)
 $4\text{HNO}_3(\text{l}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ (balanceada)

Capítulo 7

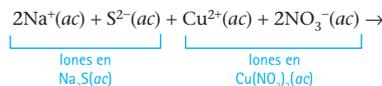
Ejercicio de autocombprobación 7.1

a) Los iones presentes son

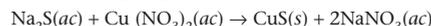


Al intercambiar los aniones se obtienen los productos sólidos posibles BaCl_2 y NaNO_3 . Utilizando la tabla 7.1, se ve que ambas sustancias son muy solubles (reglas 1, 2 y 3). Por tanto, no se forma un sólido.

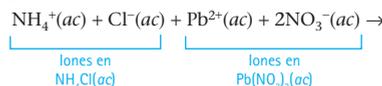
b) Los iones presentes en la disolución mezclada antes de que ocurra cualquier reacción son



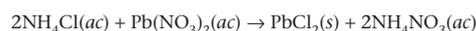
Al intercambiar los aniones se obtienen los productos sólidos posibles CuS y NaNO_3 . De acuerdo con las reglas 1 y 2 en la tabla 7.1, el NaNO_3 es soluble, y por medio de la regla 6, el CuS debe ser insoluble. Por tanto, el CuS se precipitará. La ecuación balanceada es



c) Los iones presentes son

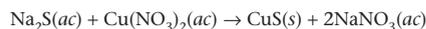


Al intercambiar los aniones se obtienen los productos sólidos posibles NH_4NO_3 y PbCl_2 . El NH_4NO_3 es soluble (reglas 1 y 2) y el PbCl_2 es insoluble (regla 3). Por tanto, el PbCl_2 se precipitará. La ecuación balanceada es

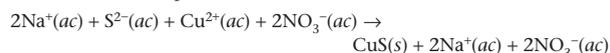


Ejercicio de autocombprobación 7.2

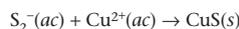
a) Ecuación molecular:



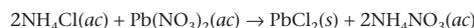
Ecuación iónica completa:



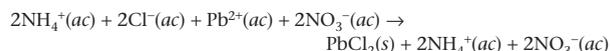
Ecuación iónica neta:



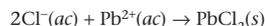
b) Ecuación molecular:



Ecuación iónica completa:

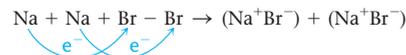


Ecuación iónica neta:

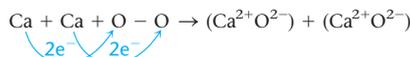


Ejercicio de autocombprobación 7.3

a) El compuesto NaBr contiene los iones Na^+ y Br^- . Por tanto, cada átomo de sodio pierde un electrón ($\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$) y cada átomo de bromo gana un electrón ($\text{Br} + \text{e}^- \rightarrow \text{Br}^-$).



b) El compuesto CaO contiene los iones Ca^{2+} y O^{2-} . Por tanto cada átomo de calcio pierde dos electrones ($\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$) y cada átomo de oxígeno gana dos electrones ($\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$).



Ejercicio de autocombprobación 7.4

- a) reacción de oxidación-reducción; reacción de combustión
- b) reacción de síntesis; reacción de oxidación-reducción; reacción de combustión
- c) reacción de síntesis, reacción de oxidación-reducción
- d) reacción de descomposición; reacción de oxidación-reducción
- e) reacción de precipitación (y desplazamiento doble)
- f) reacción de síntesis, reacción de oxidación-reducción
- g) reacción ácido-base (y desplazamiento doble)
- h) reacción de combustión; reacción de oxidación-reducción

Capítulo 8

Ejercicio de autoevaluación 8.1

La masa promedio del nitrógeno es de 14.01 uma. El enunciado de equivalencia apropiado es 1 átomo de N = 14.01 uma, el cual proporciona el factor de conversión que se necesita:

$$23 \text{ átomos de N} \times \frac{14.01 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de N}} = 322.2 \text{ uma}$$

(exacto)

Ejercicio de autoevaluación 8.2

La masa promedio del oxígeno es de 16.00 uma. El enunciado de equivalencia apropiado es 1 átomo de O = 16.00 uma. El número de átomos de oxígeno presentes es

$$288 \text{ } \mu\text{má} \times \frac{1 \text{ átomo de O}}{16.00 \text{ } \mu\text{má}} = 18.0 \text{ átomos de O}$$

Ejercicio de autoevaluación 8.3

Observe que la muestra de 5.00×10^{20} átomos de cromo es menor a 1 mol (6.022×10^{23} átomos) de cromo. La fracción de un mol que representa puede determinarse como se indica a continuación.

$$5.00 \times 10^{20} \text{ átomos de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Cr}} = 8.30 \times 10^{-4} \text{ moles de Cr}$$

Debido a que la masa de 1 mol de átomos de cromo es de 52.00 g, la masa de 5.00×10^{20} átomos puede determinarse como se indica a continuación.

$$8.30 \times 10^{-4} \text{ moles de Cr} \times \frac{52.00 \text{ g de Cr}}{1 \text{ mol de Cr}} = 4.32 \times 10^{-2} \text{ g de Cr}$$

Ejercicio de autoevaluación 8.4

Cada molécula de C_2H_3Cl contiene dos átomos de carbono, tres átomos de hidrógeno y un átomo de cloro, por lo que 1 mol de moléculas de C_2H_3Cl contiene 2 moles de átomos de C, 3 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de Cl.

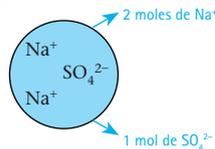
$$\begin{aligned} \text{Masa de 2 moles de átomos de C: } & 2 \times 12.01 = 24.02 \text{ g} \\ \text{Masa de 3 moles de átomos de H: } & 3 \times 1.008 = 3.024 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de átomos de Cl: } & 1 \times 35.45 = 35.45 \text{ g} \\ \hline & 62.494 \text{ g} \end{aligned}$$

La masa molar del C_2H_3Cl es de 62.49 g (redondeando al número correcto de cifras significativas).

Ejercicio de autoevaluación 8.5

La fórmula para el sulfato de sodio es Na_2SO_4 . Un mol de Na_2SO_4 contiene 2 moles de iones sodio y 1 mol de iones sulfato.

1 mol de $Na_2SO_4 \rightarrow$ 1 mol de



$$\begin{aligned} \text{Masa de 2 moles de Na}^+ &= 2 \times 22.99 &= 45.98 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de SO}_4^{2-} &= 32.07 + 4(16.00) &= 96.07 \text{ g} \\ \text{Masa de 1 mol de Na}_2\text{SO}_4 & &= 142.05 \text{ g} \end{aligned}$$

La masa molar para el sulfato de sodio es de 142.05 g.

Una muestra de sulfato de sodio con una masa de 300.0 g representa más de 1 mol. (Compare 300.0 g con la masa molar del Na_2SO_4 .) Se calcula el número de moles de Na_2SO_4 presentes en 300.0 g como se observa a continuación.

$$300.0 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{142.05 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} = 2.112 \text{ moles de Na}_2\text{SO}_4$$

Ejercicio de autoevaluación 8.6

Primero se debe calcular la masa de un mol de moléculas de C_2F_4 (la masa molar). Debido a que 1 mol de C_2F_4 contiene dos moles de átomos de C y 4 moles de átomos de F, se tiene

$$2 \text{ moles de C} \times \frac{12.01 \text{ g}}{\text{mol}} = 24.02 \text{ g de C}$$

$$4 \text{ moles de F} \times \frac{19.00 \text{ g}}{\text{mol}} = 76.00 \text{ g de F}$$

Masa de 1 mol de C_2F_4 : 100.02 g = masa molar

Utilizando el enunciado de equivalencia 100.02 g de C_2F_4 = 1 mol de C_2F_4 , se calculan los moles de unidades de C_2F_4 en 135 g de teflón.

$$135 \text{ g de unidades de } C_2F_4 \times \frac{1 \text{ mol de } C_2F_4}{100.02 \text{ g de } C_2F_4} = 1.35 \text{ moles de unidades de } C_2F_4$$

Después, utilizando el enunciado de equivalencia 1 mol = 6.022×10^{23} unidades, se calcula el número de unidades de C_2F_4 en 135 moles de teflón.

$$135 \text{ moles de } C_2F_4 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades}}{1 \text{ mol}} = 8.13 \times 10^{23} \text{ unidades de } C_2F_4$$

Ejercicio de autoevaluación 8.7

La masa molar de la penicilina F se calculó como se indica a continuación.

$$\text{C: } 14 \text{ moles} \times 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 168.1 \text{ g}$$

$$\text{H: } 20 \text{ moles} \times 1.008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 20.16 \text{ g}$$

$$\text{N: } 2 \text{ moles} \times 14.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28.02 \text{ g}$$

$$\text{S: } 1 \text{ mol} \times 32.07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32.07 \text{ g}$$

$$\text{O: } 4 \text{ moles} \times 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 64.00 \text{ g}$$

Masa de 1 mol de $C_{14}H_{20}N_2SO_4$ = 312.39 g = 312.4 g

$$\text{Porcentaje en masa del C} = \frac{168.1 \text{ g de C}}{312.4 \text{ g de } C_{14}H_{20}N_2SO_4} \times 100\% = 53.81\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del H} = \frac{20.16 \text{ g de H}}{312.4 \text{ g de } C_{14}H_{20}N_2SO_4} \times 100\% = 6.453\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del N} = \frac{28.02 \text{ g de N}}{312.4 \text{ g de } C_{14}H_{20}N_2SO_4} \times 100\% = 8.969\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del S} = \frac{32.07 \text{ g de S}}{312.4 \text{ g de } C_{14}H_{20}N_2SO_4} \times 100\% = 10.27\%$$

$$\text{Porcentaje en masa del O} = \frac{64.00 \text{ g de O}}{312.4 \text{ g de } C_{14}H_{20}N_2SO_4} \times 100\% = 20.49\%$$

Comprobación. Los porcentajes suman 99.99%.

Ejercicio de autoevaluación 8.8

Paso 1 0.6884 g de plomo y 0.2356 g de cloro

$$\text{Paso 2 } 0.6884 \text{ g de Pb} \times \frac{1 \text{ mol de Pb}}{207.2 \text{ g de Pb}} = 0.0033222 \text{ moles de Pb}$$

$$0.2356 \text{ g de Cl} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35.45 \text{ g de Cl}} = 0.006646 \text{ moles de Cl}$$

$$\text{Paso 3 } \frac{0.003322 \text{ moles de Pb}}{0.003322} = 1.000 \text{ mol de Pb}$$

$$\frac{0.006646 \text{ moles de Cl}}{0.003322} = 2.001 \text{ moles de Cl}$$

Estos números son muy cercanos a enteros, por lo que el paso 4 es innecesario. La fórmula empírica es PbCl_2 .

Ejercicio de autoevaluación 8.9

Paso 1 0.8007 g de C, 0.9333 g de N, 0.2016 g de H y 2.133 g de O

$$\text{Paso 2 } 0.8007 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 0.06667 \text{ moles de C}$$

$$0.9333 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14.01 \text{ g de N}} = 0.06662 \text{ moles de N}$$

$$0.2016 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 0.2000 \text{ moles de H}$$

$$2.133 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.1333 \text{ moles de O}$$

$$\text{Paso 3 } \frac{0.06667 \text{ moles de C}}{0.06667} = 1.0001 \text{ moles de C}$$

$$\frac{0.06662 \text{ moles de N}}{0.06667} = 1.000 \text{ mol de N}$$

$$\frac{0.2000 \text{ moles de H}}{0.06662} = 3.002 \text{ moles de H}$$

$$\frac{0.1333 \text{ moles de O}}{0.06662} = 2.001 \text{ moles de O}$$

La fórmula empírica es CNH_3O_2 .

Ejercicio de autoevaluación 8.10

Paso 1 En 100.00 g de nailon 6, las masas de los elementos presentes son 63.68 g de C, 12.38 g de N, 9.80 g de H y 14.14 g de O.

$$\text{Paso 2 } 63.68 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 5.302 \text{ moles de C}$$

$$12.38 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14.01 \text{ g de N}} = 0.8837 \text{ moles de N}$$

$$9.80 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 9.72 \text{ moles de H}$$

$$14.14 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 0.8838 \text{ moles de O}$$

$$\text{Paso 3 } \frac{5.302 \text{ moles de C}}{0.8836} = 6.000 \text{ moles de C}$$

$$\frac{0.8837 \text{ moles de N}}{0.8837} = 1.000 \text{ mol de N}$$

$$\frac{9.72 \text{ moles de H}}{0.8837} = 11.0 \text{ moles de H}$$

$$\frac{0.8838 \text{ moles de O}}{0.8837} = 1.000 \text{ mol de O}$$

La fórmula empírica para el nailon -6 es $\text{C}_6\text{NH}_{11}\text{O}$.

Ejercicio de autoevaluación 8.11

Paso 1 Primero se convierten los porcentajes en masa a masa en gramos. En 100.0 g del compuesto hay 71.65 g de cloro, 24.27 g de carbono y 4.07 g de hidrógeno.

Paso 2 Se utilizan estas masas para calcular los moles de átomos presentes.

$$71.65 \text{ g de Cl} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35.45 \text{ g de Cl}} = 2.021 \text{ moles de Cl}$$

$$24.27 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 2.021 \text{ moles de C}$$

$$4.07 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 4.04 \text{ moles de H}$$

Paso 3 Al dividir cada valor de moles entre 2.021 (el número de moles más pequeño presente), se obtiene la fórmula empírica ClCH_2 .

Para determinar la fórmula molecular, se deben comparar la masa de la fórmula empírica con la masa molar. La masa de la fórmula empírica es 49.48.

$$\begin{array}{ll} \text{Cl:} & 35.45 \\ \text{C:} & 12.01 \\ 2 \text{ H:} & 2 \times (1.008) \\ \text{ClCH}_2: & 49.48 = \text{masa de la fórmula empírica} \end{array}$$

La masa molar se conoce como de 98.96. Se sabe que

$$\text{Masa molar} = n \times (\text{masa de la fórmula empírica})$$

Por tanto, se puede obtener el valor de n como se indica a continuación.

$$\frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa de la fórmula empírica}} = \frac{98.96}{49.48} = 2$$

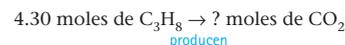
$$\text{Fórmula molecular} = (\text{ClCH}_2)_2 = \text{Cl}_2\text{C}_2\text{H}_4$$

Esta sustancia está conformada por moléculas con la fórmula $\text{Cl}_2\text{C}_2\text{H}_4$.

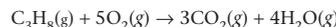
Capítulo 9

Ejercicio de autoevaluación 9.1

El problema puede enunciarse como se indica a continuación.



A partir de la ecuación balanceada



se deriva el enunciado de equivalencia

$$1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 = 3 \text{ moles de CO}_2$$

El factor de conversión apropiado (los moles de C_3H_8 deben cancelarse) es 3 moles de CO_2 /1 mol de C_3H_8 y el cálculo es

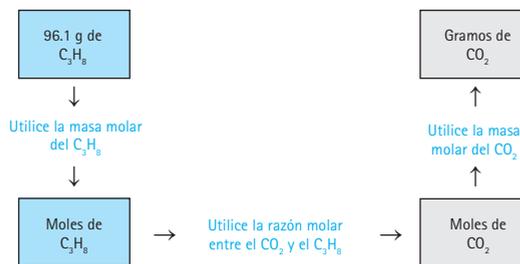
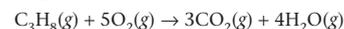
$$4.30 \text{ moles de C}_3\text{H}_8 \times \frac{3 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} = 12.9 \text{ moles de CO}_2$$

Por tanto, se dice que

$$4.30 \text{ moles de C}_3\text{H}_8 \text{ producen } 12.9 \text{ moles de CO}_2$$

Ejercicio de autoevaluación 9.2

El problema puede representarse como se indica a continuación.



En el ejemplo 9.4 ya se ha realizado el primero paso.



A14 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

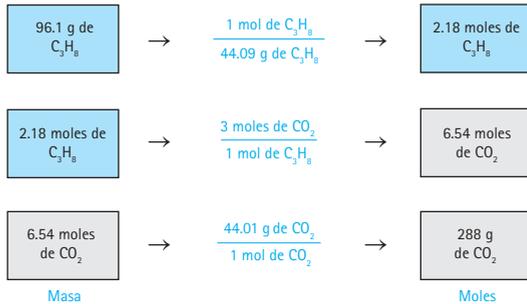
Para encontrar cuántos moles de CO_2 pueden producirse a partir de 2.18 moles de C_3H_8 , se ve a partir de la ecuación balanceada que se producen 3 moles de CO_2 por cada mol de C_3H_8 que reacciona. La razón molar que se necesita es de 3 moles de CO_2 /1 mol de C_3H_8 . Por tanto la conversión es

$$2.18 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{44.01 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} = 6.54 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Después, utilizando la masa molar del CO_2 , la cual es de $12.01 + 32.00 = 44.01 \text{ g}$, se calcula la masa del CO_2 producida.

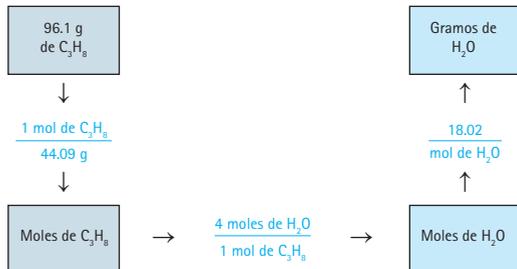
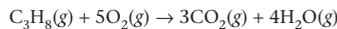
$$6.54 \text{ moles de } \text{CO}_2 \times \frac{44.01 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 288 \text{ g de } \text{CO}_2$$

En el siguiente diagrama se resume la secuencia de pasos a tomar para encontrar la masa del dióxido de carbono producida a partir de 96.1 g de propano.

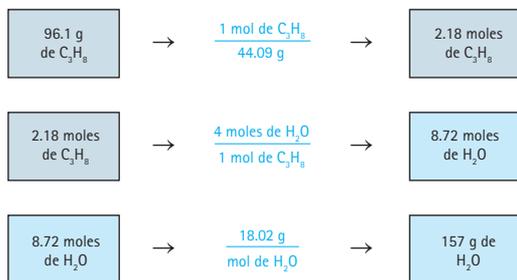


Ejercicio de autoevaluación 9.3

Se representa el problema como se observa a continuación.



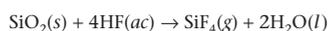
Después se realizan los cálculos



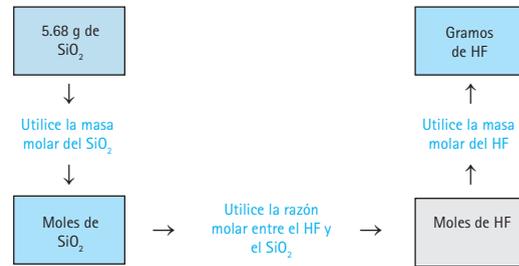
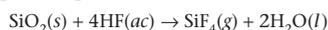
Por tanto, se producen 157 g de H_2O a partir de 96.1 g de C_3H_8 .

Ejercicio de autoevaluación 9.4

a) Primero se escribe la ecuación balanceada



El mapa de los pasos requeridos es



Los 5.68 g de SiO_2 se convierten a moles como se indica a continuación.

$$5.68 \text{ g de } \text{SiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{SiO}_2}{60.09 \text{ g de } \text{SiO}_2} = 9.45 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{SiO}_2$$

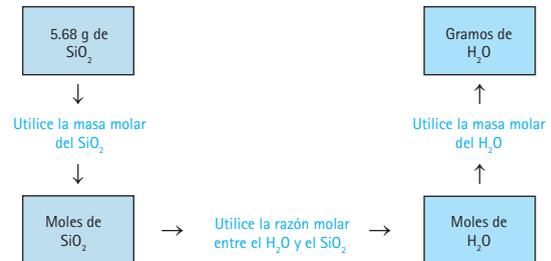
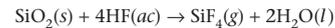
Utilizando la ecuación balanceada, se obtiene la razón molar apropiada y se convierte a moles de HF.

$$9.45 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{SiO}_2 \times \frac{4 \text{ moles de HF}}{1 \text{ mol de } \text{SiO}_2} = 3.78 \times 10^{-1} \text{ moles de HF}$$

Por último, se calcula la masa del HF utilizando su masa molar.

$$3.78 \times 10^{-1} \text{ moles de HF} \times \frac{20.01 \text{ g de HF}}{\text{mol de HF}} = 7.56 \text{ g de HF}$$

b) El mapa para el problema es



Ya se ha realizado la primera conversión en el inciso a) Utilizando la ecuación balanceada, se obtienen los moles de H_2O como se aprecia a continuación.

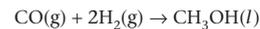
$$9.45 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{SiO}_2 \times \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{SiO}_2} = 1.89 \times 10^{-1} \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

La masa del agua formada es

$$1.89 \times 10^{-1} \text{ moles de } \text{H}_2\text{O} \times \frac{18.02 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{\text{mol de } \text{H}_2\text{O}} = 3.41 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

Ejercicio de autoevaluación 9.5

En este problema se conoce la masa del producto a formarse por medio de la reacción



y se desea encontrar las masas necesarias de los reactivos. El procedimiento es el mismo que se ha estado siguiendo. Primero se debe convertir la masa del CH_3OH a moles, después utilizar la ecuación balanceada para obtener los moles de H_2 y de CO necesarios, y luego convertir estos moles a masas. Utilizando la masa molar del CH_3OH (32.04 g/mol), se convierte a moles de CH_3OH .

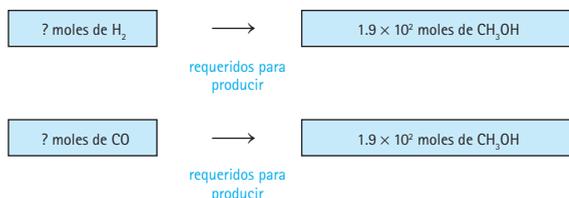
Primero se convierte de kilogramos a gramos.

$$6.0 \text{ kg de } \text{CH}_3\text{OH} \times \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} = 6.0 \times 10^3 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}$$

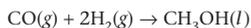
Después se convierten los $6.0 \times 10^3 \text{ g}$ de CH_3OH a moles de CH_3OH utilizando el factor de conversión 1 mol de $\text{CH}_3\text{OH}/32.04 \text{ g}$ de CH_3OH .

$$6.0 \times 10^3 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}}{32.04 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}} = 1.9 \times 10^2 \text{ moles de } \text{CH}_3\text{OH}$$

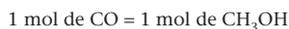
Después se tienen dos interrogantes a responder:



Para responder estas dos interrogantes se utiliza la ecuación balanceada



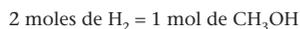
a efecto de obtener las razones molares entre los reactivos y productos. En la ecuación balanceada los coeficientes para el CO y el CH₃OH son 1, por lo que se puede escribir el enunciado de equivalencia



Utilizando la razón molar 1 mol de CO/1 mol de CH₃OH, ahora se puede convertir de moles de CH₃OH a moles de CO.

$$1.9 \times 10^2 \text{ moles de CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = 1.9 \times 10^2 \text{ moles de CO}$$

Para calcular los moles de H₂ requeridos, se construye el enunciado de equivalencia entre el CH₃OH y el H₂ utilizando los coeficientes de la ecuación balanceada



Utilizando la razón molar 2 moles de H₂/1 mol de CH₃OH, se puede convertir de moles de CH₃OH a moles de H₂.

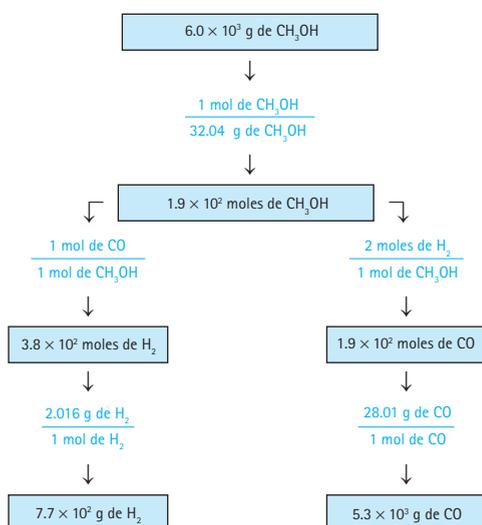
$$1.9 \times 10^2 \text{ moles de CH}_3\text{OH} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = 3.8 \times 10^2 \text{ moles de H}_2$$

Ahora se tienen los moles de los reactivos requeridos para producir 6.0 kg de CH₃OH. Dado que se necesitan las masas de los reactivos, se deben utilizar las masas molares para convertir de moles a masa.

$$1.9 \times 10^2 \text{ moles de CO} \times \frac{28.01 \text{ g de CO}}{1 \text{ mol de CO}} = 5.3 \times 10^3 \text{ g de CO}$$

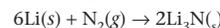
$$3.8 \times 10^2 \text{ moles de H}_2 \times \frac{2.016 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 7.7 \times 10^2 \text{ g de H}_2$$

Por tanto, se necesitan 5.3 × 10³ g de CO para reaccionen con 7.7 × 10² g de H₂ para formar 6.0 × 10³ g (6.0 kg) de CH₃OH. Este proceso general se mapea en el siguiente diagrama.



Ejercicio de autoevaluación 9.6

Paso 1 La ecuación balanceada para la reacción es



Paso 2 Para determinar el reactivo limitante se deben convertir las masas del litio (masa atómica = 6.941 g) y del nitrógeno (masa molar = 28.02 g) a moles,

$$56.0 \text{ g de Li} \times \frac{1 \text{ mol de Li}}{6.941 \text{ g de Li}} = 8.07 \text{ moles de Li}$$

$$56.0 \text{ g de N}_2 \times \frac{1 \text{ mol de N}_2}{28.02 \text{ g de N}_2} = 2.00 \text{ moles de N}_2$$

Paso 3 Utilizando la razón molar a partir de la ecuación balanceada se pueden calcular los moles de litio requeridos para que reaccionen con 2.00 moles de nitrógeno.

$$2.00 \text{ moles de N}_2 \times \frac{6 \text{ moles de Li}}{1 \text{ mol de N}_2} = 12.0 \text{ moles de Li}$$

Por tanto, se requieren 12.0 moles de Li para que reaccionen con 2.00 moles de N₂. Sin embargo, sólo se tienen 8.07 moles de Li, por lo que el Li es el limitante. Se consumirá antes de que se acabe el nitrógeno.

Paso 4 Debido a que el litio es el reactivo limitante, se deben utilizar los 8.07 moles de Li para determinar cuántos moles de Li₃N pueden formarse.

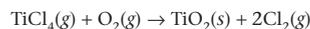
$$8.07 \text{ moles de Li} \times \frac{2 \text{ moles de Li}_3\text{N}}{6 \text{ moles de Li}} = 2.69 \text{ moles de Li}_3\text{N}$$

Paso 5 Ahora se puede utilizar la masa molar del Li₃N (34.83 g) para calcular la masa del Li₃N formado.

$$2.69 \text{ moles de Li}_3\text{N} \times \frac{34.83 \text{ g de Li}_3\text{N}}{1 \text{ mol de Li}_3\text{N}} = 93.7 \text{ g de Li}_3\text{N}$$

Ejercicio de autoevaluación 9.7

a) **Paso 1** La ecuación balanceada es

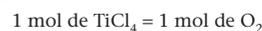


Paso 2 Los números de moles de los reactivos son

$$6.71 \times 10^3 \text{ g de TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol de TiCl}_4}{189.68 \text{ g de TiCl}_4} = 3.54 \times 10^1 \text{ moles de TiCl}_4$$

$$2.45 \times 10^3 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32.00 \text{ g de O}_2} = 7.66 \times 10^1 \text{ moles de O}_2$$

Paso 3 En la ecuación balanceada el TiCl₄ y el O₂ tienen coeficientes de 1, por lo que



y

$$3.54 \times 10^1 \text{ moles de TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de TiCl}_4}$$

$$= 3.54 \times 10^1 \text{ moles de O}_2 \text{ requeridos}$$

Se tienen 7.66 × 10¹ moles de O₂, por lo que el O₂ está en exceso y el TiCl₄ es el limitante. Esto tiene sentido, el TiCl₄ y el O₂ reaccionan en una razón molar 1:1, por lo que el TiCl₄ es el limitante debido a que están presentes menos moles de TiCl₄ que de O₂.

Paso 4 Ahora se utilizarán los moles de TiCl₄ (el reactivo limitante) para determinar los moles del TiO₂ que se formarían si la reacción produjera 100% del rendimiento esperado (el rendimiento teórico).

$$3.54 \times 10^1 \text{ moles de TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol de TiO}_2}{1 \text{ mol de TiCl}_4} = 3.54 \times 10^1 \text{ moles de TiO}_2$$

La masa del TiO₂ esperada para un rendimiento del 100% es

$$3.54 \times 10^1 \text{ moles de TiO}_2 \times \frac{79.88 \text{ g de TiO}_2}{1 \text{ mol de TiO}_2} = 2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2$$

Esta cantidad representa el rendimiento teórico.

A16 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

b) Debido a que se dice que la reacción sólo provee un rendimiento de 75.0% del TiO_2 , se utiliza la definición del rendimiento porcentual,

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\% = \text{rendimiento porcentual}$$

para escribir la ecuación

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2} \times 100\% = \text{rendimiento de 75.0\%}$$

Ahora se desea resolver para el rendimiento real. Primero se dividen ambos lados entre 100%.

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2} \times \frac{100\%}{100\%} = \frac{75.0}{100} = 0.750$$

Después se multiplican ambos lados por $2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2$.

$$\begin{aligned} 2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2 \times \frac{\text{Rendimiento real}}{2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2} \\ &= 0.750 \times 2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2 \\ \text{Rendimiento real} &= 0.750 \times 2.83 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2 \\ &= 2.12 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2 \end{aligned}$$

Por tanto, en realidad se obtienen $2.12 \times 10^3 \text{ g de TiO}_2(s)$ en esta reacción.

Capítulo 10

Ejercicio de autoevaluación 10.1

El factor de conversión necesario es $\frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}}$, y la conversión es

$$28.4 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 6.79 \text{ cal}$$

Ejercicio de autoevaluación 10.2

Se sabe que se requieren 4.184 J de energía para cambiar la temperatura de cada gramo de agua en 1°C , por lo que se debe multiplicar 4.184 por la masa del agua (454 g) y el cambio de temperatura ($98.6^\circ\text{C} - 5.4^\circ\text{C} = 93.2^\circ\text{C}$).

$$4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 454 \text{ g} \times 93.2^\circ\text{C} = 1.77 \times 10^5 \text{ J}$$

Ejercicio de autoevaluación 10.3

A partir de la tabla 10.1, la capacidad calorífica específica para el oro sólido es de $0.13 \text{ J/g}^\circ\text{C}$. Debido a que se requieren 0.13 J para cambiar la temperatura de un gramo de oro en un grado Celsius, se debe multiplicar 0.13 por el tamaño de la muestra (5.63 g) y el cambio de temperatura ($32^\circ\text{C} - 21^\circ\text{C} = 11^\circ\text{C}$).

$$0.13 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 5.63 \text{ g} \times 11^\circ\text{C} = 8.1 \text{ J}$$

Se puede cambiar esta energía en unidades de calorías como se indica a continuación.

$$8.1 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 1.9 \text{ cal}$$

Ejercicio de autoevaluación 10.4

La tabla 10.1 lista las capacidades caloríficas específicas de varios metales. Se desea calcular la capacidad calorífica (s) para este metal, y después utilizar la tabla 10.1 para identificarlo. Utilizando la ecuación

$$Q = s \times m \times \Delta T$$

se puede resolver para s dividiendo ambos lados entre m (la masa de la muestra) y por ΔT :

$$\frac{Q}{m \times \Delta T} = s$$

En este caso,

$$Q = \text{energía (calor) requerida} = 10.1 \text{ J}$$

$$m = 2.8 \text{ g}$$

$$\Delta T = \text{cambio de temperatura} = 36^\circ\text{C} - 21^\circ\text{C} = 15^\circ\text{C}$$

por lo que

$$s = \frac{Q}{m \times \Delta T} = \frac{10.1 \text{ J}}{(2.8 \text{ g})(15^\circ\text{C})} = 0.24 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

La tabla 10.1 muestra que la plata tiene una capacidad calorífica de $0.24 \text{ J/g}^\circ\text{C}$. El metal es plata.

Ejercicio de autoevaluación 10.5

Se indica que se liberan 1652 kJ de energía cuando reaccionan 4 moles de Fe. Primero se necesita determinar el número de moles que representa 1.00 g de Fe.

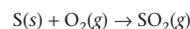
$$1.00 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol}}{55.85 \text{ g}} = 1.79 \times 10^{-2} \text{ moles de Fe}$$

$$1.79 \times 10^{-2} \text{ moles de Fe} \times \frac{1652 \text{ kJ}}{4 \text{ moles de Fe}} = 7.39 \text{ kJ}$$

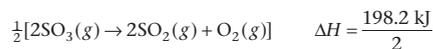
Por tanto se liberan 7.39 kJ de energía (como calor) cuando reacciona 1.00 g de hierro.

Ejercicio de autoevaluación 10.6

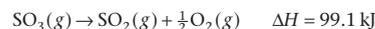
Observe los reactivos y productos en la reacción deseada



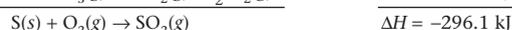
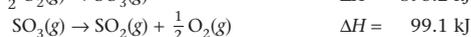
Se necesita invertir la segunda ecuación y multiplicarla por $\frac{1}{2}$. Esto invierte el signo y corta la cantidad de energía por un factor de 2.



o



Ahora se suma esta reacción a la primera reacción.



Capítulo 11

Ejercicio de autoevaluación 11.1

- Trayectorias circulares para los electrones en el modelo de Bohr.
- Mapas de probabilidad tridimensionales que representan la probabilidad de que el electrón ocupe un punto dado en el espacio.
- La superficie que contiene 90% de la probabilidad electrónica total.
- Conjunto de orbitales de un tipo de orbital dado dentro de un nivel de energía principal. Por ejemplo, hay tres subniveles en el nivel de energía principal 3 (s, p, d).

Ejercicio de autoevaluación 11.2

Elemento	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales				
		1s	2s	2p	3s	3p
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ [Ne] $3s^2 3p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \square \square
Si	[Ne] $3s^2 3p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \square
P	[Ne] $3s^2 3p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow
S	[Ne] $3s^2 3p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
Cl	[Ne] $3s^2 3p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
Ar	[Ne] $3s^2 3p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

Ejercicio de autoevaluación 11.3

F: $1s^2 2s^2 2p^5$ o [He] $2s^2 2p^5$

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ o [Ne] $3s^2 3p^2$

Cs: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$ o [Xe] $6s^1$

Pb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

I: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$ o [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$

Silicio (Si): en el grupo 4 y periodo 3, es el segundo de los "elementos 3p". Su configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ o [Ne] $3s^2 3p^2$.

Cesio (Cs): en el grupo 1 y periodo 6, es el primero de los "elementos 6s". Su configuración es

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$, o [Xe] $6s^1$.

Plomo (Pb): en el grupo 4 y periodo 6, es el segundo de los "elementos 6p". Su configuración es [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$.

Yodo (I): en el grupo 7 y periodo 5, es el quinto de los "elementos 5p". Su configuración es [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$.

Capítulo 12

Ejercicio de autoevaluación 12.1

Utilizando los valores de la electronegatividad en la figura 12.3, se elige el enlace en el que los átomos exhiben la mayor diferencia en electronegatividad. (Los valores de la electronegatividad se muestran entre paréntesis.)

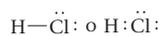
- a) H—C > H—P c) S—O > N—O
(2.1)(2.5) (2.1)(2.1) (2.5)(3.5) (3.0)(3.5)
- b) O—I > O—F d) N—H > Si—H
(3.5)(2.5) (3.5)(4.0) (3.0)(2.1) (1.8)(2.1)

Ejercicio de autoevaluación 12.2

El H tiene un electrón y el Cl tiene siete electrones de valencia. Esto provee un total de ocho electrones de valencia. Primero se trazan en el par de enlace:



Aun se tienen que colocar seis electrones. El H ya tiene dos electrones, por lo que se colocan tres pares solitarios alrededor del cloro para satisfacer la regla del octeto.



Ejercicio de autoevaluación 12.3

Paso 1 O_3 : $3(6) = 18$ electrones de valencia

Paso 2 $\text{O}—\text{O}—\text{O}$

Paso 3 $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}:$ y $\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}$

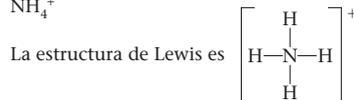
Esta molécula muestra resonancia (tiene dos estructuras de Lewis válidas).

Ejercicio de autoevaluación 12.4

Vea la tabla en la parte superior de la página A10.

Ejercicio de autoevaluación 12.5

a) NH_4^+



(Vea el ejercicio de autoevaluación 12.4.) Hay cuatro pares de electrones alrededor del nitrógeno. Esto requiere un arreglo tetraédrico de pares de electrones. El ión NH_4^+ tiene una estructura molecular tetraédrica (renglón 3 en la tabla 12.4), debido a que todos los pares de electrones están compartidos.

b) SO_4^{2-}



(Vea el ejercicio de autoevaluación 12.4.) Los cuatro pares de electrones alrededor del azufre requieren un arreglo tetraédrico. El SO_4^{2-} tiene una estructura molecular tetraédrica (renglón 3 en la tabla 12.4).

c) NF_3



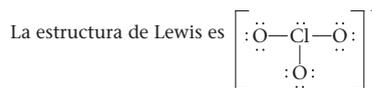
(Vea el ejercicio de autoevaluación 12.4.) Los cuatro pares de electrones alrededor del nitrógeno requieren un arreglo tetraédrico. En este caso sólo tres de los pares están compartidos con los átomos del flúor, dejando un par solitario. Por tanto, la estructura molecular es una pirámide trigonal (renglón 4 en la tabla 12.4).

d) H_2S



(Vea el ejercicio de autoevaluación 12.4.) Los cuatro pares de electrones alrededor del azufre requieren un arreglo tetraédrico. En este caso dos pares están compartidos con los átomos de hidrógeno, dejando dos pares solitarios. Por tanto, la estructura molecular es angular o en forma de V (renglón 5 en la tabla 12.4).

e) ClO_3^-



(Vea el ejercicio de autoevaluación 12.4.) Los cuatro pares de electrones requieren un arreglo tetraédrico. En este caso tres pares están compartidos con los átomos de oxígeno, dejando un par solitario. Por tanto, la estructura molecular es una pirámide trigonal (renglón 4 en la tabla 12.4).

A18 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

Molécula o ión	Electrones de valencia totales	Dibujar los enlaces sencillos	Calcular el número de electrones restantes	Utilizar los electrones restantes para alcanzar las configuraciones de gas noble	Comprobación	
					Átomos	Electrones
a) NF ₃	5 + 3(7) = 26		26 - 6 = 20		N	8
b) O ₂	2(6) = 12	O—O	12 - 2 = 10		O	8
c) CO	4 + 6 = 10	C—O	10 - 2 = 8		C	8
					O	8
d) PH ₃	5 + 3(1) = 8		8 - 6 = 2		P	8
					H	2
e) H ₂ S	2(1) + 6 = 8	H—S—H	8 - 4 = 4		S	8
					H	2
f) SO ₄ ²⁻	6 + 4(6) + 2 = 32		32 - 8 = 24		S	8
					O	8
g) NH ₄ ⁺	5 + 4(1) - 1 = 8		8 - 8 = 0		N	8
					H	2
h) ClO ₃ ⁻	7 + 3(6) + 1 = 26		26 - 6 = 20		Cl	8
					O	8
i) SO ₂	6 + 2(6) = 18	O—S—O	18 - 4 = 14		S	8
					O	8

Respuesta al ejercicio de autoevaluación 12.4

f) BeF₂

La estructura de Lewis es $\text{:}\ddot{\text{F}}\text{—Be—}\ddot{\text{F}}\text{:}$:

Los dos pares de electrones en el berilio requieren un arreglo lineal. Debido a que ambos pares están compartidos por los átomos de flúor, la estructura molecular también es lineal (renglón 1 en la tabla 12.4).

Al resolver la ley de Boyle ($P_1V_1 = P_2V_2$) para V_2 se obtiene

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} = 1.51 \text{ L} \times \frac{635 \text{ torr}}{785 \text{ torr}} = 1.22 \text{ L}$$

Observe que el volumen disminuye, tal como el incremento en la presión conduce a lo esperado.

Capítulo 13

Ejercicio de autoevaluación 13.1

Se sabe que 1.000 atm = 760.0 mm de Hg. Por lo que

$$525 \text{ mm de Hg} \times \frac{1.000 \text{ atm}}{760.0 \text{ mm de Hg}} = 0.691 \text{ atm}$$

Ejercicio de autoevaluación 13.2

Condiciones iniciales

$P_1 = 635 \text{ torr}$
 $V_1 = 1.51 \text{ L}$

Condiciones finales

$P_2 = 785 \text{ torr}$
 $V_2 = ?$

Ejercicio de autoevaluación 13.3

Debido a que la temperatura del gas dentro de la burbuja disminuye (a presión constante), la burbuja se vuelve más pequeña. Las condiciones son

Condiciones iniciales

$T_1 = 28 \text{ }^\circ\text{C} = 28 + 273 = 301 \text{ K}$
 $V_1 = 23 \text{ cm}^3$

Condiciones finales

$T_2 = 18 \text{ }^\circ\text{C} = 18 + 273 = 291 \text{ K}$
 $V_2 = ?$

Al resolver la ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

para V_2 se obtiene

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 23 \text{ cm}^3 \times \frac{291 \text{ K}}{301 \text{ K}} = 22 \text{ cm}^3$$

Ejercicio de autoevaluación 13.4

Debido a que la temperatura y la presión de las dos muestras son iguales, se puede utilizar la ley de Avogadro en la forma

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Se proporciona la siguiente información:

Muestra 1 **Muestra 2**

$V_1 = 36.7 \text{ L}$ $V_2 = 16.5 \text{ L}$

$n_1 = 1.5 \text{ mol}$ $n_2 = ?$

Ahora se puede resolver la ley de Avogadro para el valor de n_2 (los moles de N_2 en la muestra 2):

$$n_2 = n_1 \times \frac{V_2}{V_1} = 1.5 \text{ moles} \times \frac{16.5 \text{ L}}{36.7 \text{ L}} = 0.67 \text{ moles}$$

Aquí n_2 es menor que n_1 , lo que tiene sentido en vista del hecho de que V_2 es menor que V_1 .

Nota. Se aísla n_2 a partir de la ley de Avogadro como se muestra arriba multiplicando ambos lados de la ecuación por n_2 y después por n_1/V_1 .

$$\left(n_2 \times \frac{n_1}{V_1} \right) \frac{V_1}{n_1} = \left(n_2 \times \frac{n_1}{V_1} \right) \frac{V_2}{n_2}$$

para obtener $n_2 = n_1 \times V_2/V_1$.

Ejercicio de autoevaluación 13.5

Se proporciona la siguiente información:

$$\begin{aligned} P &= 1.00 \text{ atm} \\ V &= 2.70 \times 10^6 \text{ L} \\ n &= 1.10 \times 10^5 \text{ moles} \end{aligned}$$

Se resuelve para T dividiendo ambos lados de la ley de los gases ideales entre nR :

$$\frac{PV}{nR} = \frac{\mu R T}{\mu R}$$

para obtener

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{(1.00 \text{ atm})(2.70 \times 10^6 \text{ L})}{(1.10 \times 10^5 \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right)}$$

$$= 299 \text{ K}$$

La temperatura del helio es de 299 K o $299 - 273 = 26^\circ \text{C}$.

Ejercicio de autoevaluación 13.6

Se proporciona la siguiente información acerca de la muestra de radón:

$$\begin{aligned} n &= 1.5 \text{ mol} \\ V &= 21.0 \text{ L} \\ T &= 33^\circ \text{C} = 33 + 273 = 306 \text{ K} \\ P &= ? \end{aligned}$$

Se resuelve la ley de los gases ideales ($PV = nRT$) para P dividiendo ambos lados de la ecuación entre V :

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(1.5 \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right) (306 \text{ K})}{21.0 \text{ L}}$$

$$= 1.8 \text{ atm}$$

Ejercicio de autoevaluación 13.7

Para resolver este problema se toma la ley de los gases ideales y se separan las cantidades que cambian de aquellas que se mantienen constantes (en lados opuestos de la ecuación). En este caso el volumen y la temperatura cambian, y el número de moles y la presión (y, por supuesto, R) permanecen constantes. Por tanto, $PV = nRT$ se convierte en $V/T = nR/P$, lo cual conduce a

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{nR}{P} \quad \text{y} \quad \frac{V_2}{T_2} = \frac{nR}{P}$$

Al combinar éstas se obtiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{nR}{P} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Se proporciona

Condiciones iniciales

$T_1 = 5^\circ \text{C} = 5 + 273 = 278 \text{ K}$

$V_1 = 3.8 \text{ L}$

Condiciones finales

$T_2 = 86^\circ \text{C} = 86 + 273 = 359 \text{ K}$

$V_2 = ?$

Por tanto,

$$V_2 = \frac{T_2 V_1}{T_1} = \frac{(359 \text{ K})(3.8 \text{ L})}{278 \text{ K}} = 4.9 \text{ L}$$

Comprobación. ¿Es razonable la respuesta? En este caso se disminuyó la temperatura (a presión constante), por lo que el volumen debe aumentar. La respuesta tiene sentido.

Observe que este caso podría describirse como un "problema de la ley de Charles". La ventaja real de utilizar la ley de los gases ideales radica en que sólo necesita recordar una ecuación para resolver virtualmente cualquier problema que involucre gases.

Ejercicio de autoevaluación 13.8

Se proporciona la siguiente información:

Condiciones iniciales

$P_1 = 0.747 \text{ atm}$

$T_1 = 13^\circ \text{C} = 13 + 273 = 286 \text{ K}$

$V_1 = 11.0 \text{ L}$

Condiciones finales

$P_2 = 1.18 \text{ atm}$

$T_2 = 56^\circ \text{C} = 56 + 273 = 329 \text{ K}$

$V_2 = ?$

En este caso, el número de moles permanece constante. Por tanto, se puede decir que

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR \quad \text{y} \quad \frac{P_2 V_2}{T_2} = nR$$

o

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Al resolver para V_2 se obtiene

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1} \times \frac{P_1}{P_2} = (11.0 \text{ L}) \left(\frac{329 \text{ K}}{286 \text{ K}} \right) \left(\frac{0.747 \text{ atm}}{1.18 \text{ atm}} \right)$$

$$= 8.01 \text{ L}$$

Ejercicio de autoevaluación 13.9

Como es usual cuando se trata con gases, se puede utilizar la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$. Primero se considera la información proporcionada:

$P = 0.91 \text{ atm} = P_{\text{total}}$

$V = 2.0 \text{ L}$

$T = 25^\circ \text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

A20 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

Dada esta información, se puede calcular el número de moles del gas en la mezcla $n_{\text{total}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2}$. Al resolver para n en la ecuación de los gases ideales se obtiene

$$n_{\text{total}} = \frac{P_{\text{total}} V}{RT} = \frac{(0.91 \text{ atm})(2.0 \text{ L})}{\left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right)(298 \text{ K})} = 0.074 \text{ moles}$$

También se sabe que están presentes 0.050 moles de N_2 . Debido a que

$$n_{\text{total}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = 0.074 \text{ moles}$$



se pueden calcular los moles de O_2 presentes.

$$0.050 \text{ moles} + n_{\text{O}_2} = 0.074 \text{ moles}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0.074 \text{ moles} - 0.050 \text{ moles} = 0.024 \text{ moles}$$

Ahora que se conocen los moles de oxígeno presentes, se puede calcular la presión parcial del oxígeno a partir de la ecuación de los gases ideales.

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{V} = \frac{(0.024 \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right) (298 \text{ K})}{2.0 \text{ L}} = 0.29 \text{ atm}$$

Aunque no se requiere, observe que la presión parcial del N_2 debe ser de 0.62 atm debido a que

$$\underbrace{0.62 \text{ atm}}_{P_{\text{N}_2}} + \underbrace{0.29 \text{ atm}}_{P_{\text{O}_2}} = \underbrace{0.91 \text{ atm}}_{P_{\text{total}}}$$

Ejercicio de autoevaluación 13.10

El volumen es de 0.500 L, la temperatura es de 25 °C (o 25 + 273 = 298 K) y la presión total se da como de 0.950 atm. De esta presión total, 24 torr se deben al vapor de agua. Se puede calcular la presión parcial del H_2 debido a que se sabe que

$$P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.950 \text{ atm}$$

$$\begin{array}{c} \uparrow \\ 24 \text{ torr} \end{array}$$

Sin embargo, antes de llevar a cabo el cálculo debe convertir las presiones a las mismas unidades. Al convertir $P_{\text{H}_2\text{O}}$ en atmósferas se obtiene

$$24 \text{ torr} \times \frac{1.000 \text{ atm}}{760.0 \text{ torr}} = 0.032 \text{ atm}$$

Por tanto,

$$P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.950 \text{ atm} = P_{\text{H}_2} + 0.032 \text{ atm}$$

y

$$P_{\text{H}_2} = 0.950 \text{ atm} - 0.032 \text{ atm} = 0.918 \text{ atm}$$

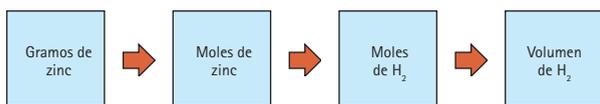
Ahora que se conoce la presión parcial del gas hidrógeno se puede utilizar la ecuación de los gases ideales para calcular los moles de H_2 .

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V}{RT} = \frac{(0.918 \text{ atm})(0.500 \text{ L})}{\left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right) (298 \text{ K})} = 0.0188 \text{ moles} = 1.88 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

La muestra del gas contiene 1.88×10^{-2} moles de H_2 , los cuales ejercen una presión parcial de 0.918 atm.

Ejercicio de autoevaluación 13.11

Este problema se resolverá tomando los siguientes pasos:



Paso 1 Utilizando la masa atómica del zinc (65.38), se calculan los moles de zinc en 26.5 g.

$$26.5 \text{ g de Zn} \times \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65.38 \text{ g de Zn}} = 0.405 \text{ moles de Zn}$$

Paso 2 Utilizando la ecuación balanceada se calculan después los moles de H_2 producidos

$$0.405 \text{ moles de Zn} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de Zn}} = 0.405 \text{ moles de H}_2$$

Paso 3 Ahora que se conocen los moles de H_2 , se puede calcular el volumen del H_2 utilizando la ley de los gases ideales, donde

$$P = 1.50 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$n = 0.405 \text{ moles}$$

$$R = 0.08206 \text{ L atm/K mol}$$

$$T = 19 \text{ °C} = 19 + 273 = 292 \text{ K}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.405 \text{ moles}) \left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right) (292 \text{ K})}{1.50 \text{ atm}} = 6.47 \text{ L de H}_2$$

Ejercicio de autoevaluación 13.12

Aunque existen varias maneras posibles de resolver este problema, el método más conveniente involucra el uso del volumen molar a TPE. Primero se utiliza la ecuación de los gases ideales para calcular los moles de NH_3 presentes.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

donde $P = 15.0 \text{ atm}$, $V = 5.00 \text{ L}$ y $T = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$.

$$n = \frac{(15.0 \text{ atm})(5.00 \text{ L})}{\left(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right) (298 \text{ K})} = 3.07 \text{ moles}$$

Se sabe que a TPE cada mol del gas ocupa 22.4 L. Por tanto, 3.07 moles tienen un volumen

$$3.07 \text{ moles} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 68.8 \text{ L}$$

El volumen del amoníaco a TPE es de 68.8 L.

Capítulo 14

Ejercicio de autoevaluación 14.1

La energía para derretir el hielo:

$$15 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 0.83 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$0.83 \text{ moles de H}_2\text{O} \times 6.02 \frac{\text{kJ}}{\text{mol de H}_2\text{O}} = 5.0 \text{ kJ}$$

La energía para calentar el agua de 0 °C a 100 °C:

$$4.18 \frac{\text{J}}{\text{g °C}} \times 15 \text{ g} \times 100 \text{ °C} = 6300 \text{ J}$$

$$6300 \text{ J} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 6.3 \text{ kJ}$$

La energía para evaporar el agua a 100 °C:

$$0.83 \text{ moles de H}_2\text{O} \times 40.6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol de H}_2\text{O}} = 34 \text{ kJ}$$

La energía total requerida:

$$5.0 \text{ kJ} + 6.3 \text{ kJ} + 34 \text{ kJ} = 45 \text{ kJ}$$

Ejercicio de autoevaluación 14.2

- Contiene moléculas de SO_3 , un sólido molecular.
- Contiene los iones Ba^{2+} y O^{2-} , un sólido iónico.
- Contiene átomos de Au, un sólido atómico.

Capítulo 15

Ejercicio de autoevaluación 15.1

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

Para esta muestra, la masa de la disolución es de 135 g y la masa del soluto es de 4.73 g, por lo que

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa} &= \frac{4.73 \text{ g del soluto}}{135 \text{ g de la disolución}} \times 100\% \\ &= 3.50\% \end{aligned}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.2

Utilizando la definición del porcentaje en masa, se tiene que

$$\frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} =$$

$$\frac{\text{gramos del soluto}}{\text{gramos del soluto} + \text{gramos del disolvente}} \times 100\% = 40.0\%$$

Hay 425 gramos del soluto (formaldehído). Al sustituir se tiene

$$\frac{425 \text{ g}}{425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente}} \times 100\% = 40.0\%$$

Ahora se debe resolver para los gramos del disolvente (agua). Esto requerirá algo de paciencia, pero se puede hacer si se procede paso por paso. Primero se dividen ambos lados entre 100%.

$$\frac{425 \text{ g}}{425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente}} \times \frac{100\%}{100\%} = \frac{40.0\%}{100\%} = 0.400$$

Ahora se tiene

$$\frac{425 \text{ g}}{425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente}} = 0.400$$

Después se multiplican ambos lados por (425 g + gramos del disolvente).

$$\begin{aligned} (\text{425 g} + \text{gramos del disolvente}) \times \frac{425 \text{ g}}{425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente}} \\ = 0.400 \times (425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente}) \end{aligned}$$

Esto da

$$425 \text{ g} = 0.400 \times (425 \text{ g} + \text{gramos del disolvente})$$

Al realizar la multiplicación se obtiene

$$425 \text{ g} = 170. \text{ g} + 0.400 (\text{gramos del disolvente})$$

Ahora se restan 170. g de ambos lados,

$$425 \text{ g} - 170. \text{ g} = 170. \text{ g} - 170. \text{ g} + 0.400 (\text{gramos del disolvente})$$

$$255 \text{ g} = 0.400 (\text{gramos del disolvente})$$

y se dividen ambos lados entre 0.400.

$$\frac{255 \text{ g}}{0.400} = \frac{0.400}{0.400} (\text{gramos del disolvente})$$

Por último se tiene la respuesta

$$\begin{aligned} \frac{255 \text{ g}}{0.400} &= 638 \text{ g} = \text{gramos del disolvente} \\ &= \text{masa del agua necesaria} \end{aligned}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.3

Los moles de etanol pueden obtenerse a partir de su masa molar (46.1).

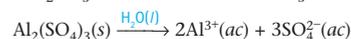
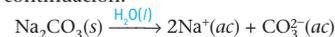
$$1.00 \text{ g de } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ mol de } C_2H_5OH}{46.1 \text{ g de } C_2H_5OH} = 2.17 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_2H_5OH$$

$$\text{Volumen en litros} = 101 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.101 \text{ L}$$

$$\begin{aligned} \text{Molaridad del } C_2H_5OH &= \frac{\text{moles de } C_2H_5OH}{\text{litros de la disolución}} \\ &= \frac{2.17 \times 10^{-2} \text{ moles}}{0.101 \text{ L}} \\ &= 0.215 \text{ M} \end{aligned}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.4

Cuando el Na_2CO_3 y el $Al_2(SO_4)_3$ se disuelven en el agua, producen iones como se indica a continuación.



Por tanto, en una disolución de Na_2CO_3 0.10 M, la concentración de los iones Na^+ es $2 \times 0.10 \text{ M} = 0.20 \text{ M}$, y la concentración de los iones CO_3^{2-} es 0.10 M. En una disolución de $Al_2(SO_4)_3$ 0.010 M, la concentración de los iones Al^{3+} es $2 \times 0.010 \text{ M} = 0.020 \text{ M}$ y la concentración de los iones SO_4^{2-} es $3 \times 0.010 \text{ M} = 0.030 \text{ M}$.

Ejercicio de autoevaluación 15.5

Cuando el $AlCl_3$ sólido se disuelve, produce iones como se indica a continuación.



por lo que una disolución de $AlCl_3$ $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$ contiene iones Al^{3+} $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$ y iones Cl^- $3.0 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Para calcular los moles de iones Cl^- en 1.75 L de la disolución de $AlCl_3$ $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$, se debe multiplicar el volumen por la molaridad.

$$\begin{aligned} 1.75 \text{ L de disolución} \times Cl^- 3.0 \times 10^{-3} \text{ M} \\ = 1.75 \text{ L de disolución} \times \frac{3.0 \times 10^{-3} \text{ moles de } Cl^-}{\text{L de disolución}} \\ = 5.25 \times 10^{-3} \text{ moles de } Cl^- = 5.3 \times 10^{-3} \text{ moles de } Cl^- \end{aligned}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.6

Primero se debe determinar el número de moles de formaldehído en 2.5 L de formalina 12.3 M. Recuerde que el volumen de la disolución (en litros) por la molaridad proporciona los moles del soluto. En este caso, el volumen de la disolución es de 2.5 L y la molaridad es de 12.3 moles de HCHO por litro de la disolución.

$$2.5 \text{ L de disolución} \times \frac{12.3 \text{ moles de HCHO}}{\text{L de disolución}} = 31 \text{ moles de HCHO}$$

Después, utilizando la masa molar del HCHO (30.0 g), se convierten los 31 moles de HCHO a gramos.

$$31 \text{ moles de HCHO} \times \frac{30.0 \text{ g de HCHO}}{1 \text{ mol de HCHO}} = 9.3 \times 10^2 \text{ g de HCHO}$$

Por tanto, 2.5 L de formalina 12.3 M contienen $9.3 \times 10^2 \text{ g}$ de formaldehído. Se deben pesar 930 g de formaldehído y disolverlos en agua suficiente para preparar 2.5 L de la disolución.

Ejercicio de autoevaluación 15.7

Se proporciona la siguiente información:

$$M_1 = 12 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \qquad M_2 = 0.25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V_1 = ? \text{ (lo que se necesita encontrar)} \qquad V_2 = 0.75 \text{ L}$$

Considerando el hecho de que los moles del soluto no cambian al diluirse, se sabe que

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Al resolver para V_1 dividiendo ambos lados entre M_1 se obtiene

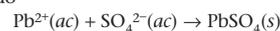
$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1} = \frac{0.25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.75 \text{ L}}{12 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

y

$$V_1 = 0.016 \text{ L} = 16 \text{ mL}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.8

Paso 1 Cuando se mezclan las disoluciones acuosas de Na_2SO_4 (que contiene los iones Na^+ y SO_4^{2-}) y $Pb(NO_3)_2$ (que contiene los iones Pb^{2+} y NO_3^-), se forma $PbSO_4$ sólido



A22 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

Paso 2 Primero se debe determinar si el Pb^{2+} o el SO_4^{2-} es el reactivo limitante calculando los moles de los iones Pb^{2+} o SO_4^{2-} presentes. Debido a que el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.0500 M contiene iones Pb^{2+} 0.0500 M, se pueden calcular los moles de iones Pb^{2+} en 1.25 L de esta disolución como se indica a continuación.

$$1.25 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.0500 \text{ moles de } \text{Pb}^{2+}}{\cancel{\text{L}}} = 0.0625 \text{ moles de } \text{Pb}^{2+}$$

La disolución de Na_2SO_4 0.0250 M contiene iones SO_4^{2-} 0.0250 M, y el número de moles de iones SO_4^{2-} en 2.00 L de esta disolución es

$$2.00 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.0250 \text{ moles de } \text{SO}_4^{2-}}{\cancel{\text{L}}} = 0.0500 \text{ moles de } \text{SO}_4^{2-}$$

Paso 3 El Pb^{2+} y el SO_4^{2-} reaccionan en una razón 1:1, por lo que la cantidad de iones SO_4^{2-} es el limitante, debido a que éstos están presentes en el número menor de moles.

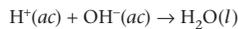
Paso 4 Los iones Pb^{2+} están presentes en exceso y sólo se formarán 0.0500 moles de PbSO_4 sólido.

Paso 5 Se calcula la masa del PbSO_4 utilizando la masa molar del PbSO_4 (303.3 g).

$$0.0500 \cancel{\text{ moles de } \text{PbSO}_4} \times \frac{303.3 \text{ g de } \text{PbSO}_4}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{PbSO}_4}} = 15.2 \text{ g de } \text{PbSO}_4$$

Ejercicio de autoevaluación 15.9

Paso 1 Debido a que el ácido nítrico es un ácido fuerte, su disolución contiene iones H^+ y NO_3^- . La disolución de KOH contiene iones K^+ y OH^- . Cuando estas disoluciones se mezclan, el H^+ y el OH^- reaccionan para formar agua.



Paso 2 El número de moles de OH^- presentes en 125 mL de KOH 0.050 M es

$$125 \cancel{\text{ mL}} \times \frac{1 \cancel{\text{ L}}}{1000 \cancel{\text{ mL}}} \times \frac{0.050 \text{ moles de } \text{OH}^-}{\cancel{\text{ L}}} = 6.3 \times 10^{-3} \text{ moles de } \text{OH}^-$$

Paso 3 El H^+ y el OH^- reaccionan en una razón 1:1, por lo que se necesitan 6.3×10^{-3} moles de H^+ del HNO_3 0.100 M.

Paso 4 6.3×10^{-3} moles de OH^- requieren 6.3×10^{-3} moles de H^+ para formar 6.3×10^{-3} moles de H_2O . Por tanto,

$$V \times \frac{0.100 \text{ moles de } \text{H}^+}{\text{L}} = 6.3 \times 10^{-3} \text{ moles de } \text{H}^+$$

donde V representa el volumen en litros del HNO_3 0.100 M requerido. Al resolver para V , se tiene

$$\begin{aligned} V &= \frac{6.3 \times 10^{-3} \cancel{\text{ moles de } \text{H}^+}}{0.100 \cancel{\text{ moles de } \text{H}^+}} = 6.3 \times 10^{-2} \text{ L} \\ &= 6.3 \times 10^{-2} \cancel{\text{ L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\cancel{\text{ L}}} = 63 \text{ mL} \end{aligned}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.10

A partir de la definición de normalidad, $N = \text{equiv/L}$, se necesitan calcular: 1) los equivalentes del KOH, y 2) el volumen de la disolución en litros. Para encontrar el número de equivalentes se utiliza el peso equivalente del KOH, el cual es de 56.1 g (vea la tabla 15.2).

$$23.6 \text{ g de } \text{KOH} \times \frac{1 \text{ equiv de } \text{KOH}}{56.1 \text{ g de } \text{KOH}} = 0.421 \text{ equiv de } \text{KOH}$$

Después se convierte el volumen a litros

$$755 \cancel{\text{ mL}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{ mL}}} = 0.755 \text{ L}$$

Por último, se sustituyen estos valores en la ecuación que define la normalidad.

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} = \frac{0.421 \text{ equiv}}{0.755 \text{ L}} = 0.558 \text{ N}$$

Ejercicio de autoevaluación 15.11

Para resolver este problema se utiliza la relación

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

donde

$$N_{\text{ácido}} = 0.50 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}$$

$$V_{\text{ácido}} = ?$$

$$N_{\text{base}} = 0.80 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}$$

$$V_{\text{base}} = 0.250 \text{ L}$$

Se resuelve la ecuación

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

para $V_{\text{ácido}}$ dividiendo ambos lados entre $N_{\text{ácido}}$.

$$\begin{aligned} \frac{N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}}}{N_{\text{ácido}}} &= \frac{N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}}{N_{\text{ácido}}} \\ V_{\text{ácido}} &= \frac{N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}}{N_{\text{ácido}}} = \frac{\left(0.80 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}\right) \times (0.250 \text{ L})}{0.50 \frac{\text{equiv}}{\text{L}}} \end{aligned}$$

$$V_{\text{ácido}} = 0.40 \text{ L}$$

Por tanto, se requieren 0.40 L de H_2SO_4 0.50 N para neutralizar 0.250 L de KOH 0.80 N.

Capítulo 16

Ejercicio de autoevaluación 16.1

Los pares ácido-base conjugados son



Base



Ácido conjugado

y



Ácido



Base conjugada

Los miembros de ambos pares difieren por un H^+ .

Ejercicio de autoevaluación 16.2

Debido a que $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$, se puede resolver para $[\text{H}^+]$.

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-2}} = 5.0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

Esta disolución es básica: $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-2} \text{ M}$ es mayor que $[\text{H}^+] = 5.0 \times 10^{-13} \text{ M}$.

Ejercicio de autoevaluación 16.3

- Como $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$, se obtiene $\text{pH} = 3.00$ debido a que $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[1.0 \times 10^{-3}] = 3.00$.
- Debido a que $[\text{OH}^-] = 5.0 \times 10^{-5} \text{ M}$, se puede encontrar $[\text{H}^+]$ a partir de la expresión para K_w .

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.0 \times 10^{-5}} = 2.0 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[2.0 \times 10^{-10}] = 9.70$$

Ejercicio de autoevaluación 16.4

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 3.5$$

$$\text{pOH} = 10.5$$

Ejercicio de autoevaluación 16.5

Paso 1 $\text{pH} = 3.50$

Paso 2 $-\text{pH} = -3.50$

Paso 3 $(\text{inv}) (\text{log}) - 3.50 = 3.2 \times 10^{-4}$
 $[\text{H}^+] = 3.2 \times 10^{-4} \text{ M}$

Ejercicio de autoevaluación 16.6

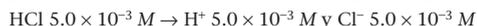
Paso 1 $\text{pOH} = 10.50$

Paso 2 $-\text{pOH} = -10.50$

Paso 3 $(\text{inv}) (\text{log}) - 10.50 = 3.2 \times 10^{-11}$
 $[\text{OH}^-] = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$

Ejercicio de autoevaluación 16.7

Debido a que el HCl es un ácido fuerte, se disocia por completo:



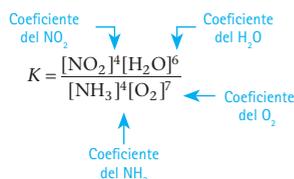
por lo que $[\text{H}^+] = 5.0 \times 10^{-3} \text{ M}$.

$$\text{pH} = -\log(5.0 \times 10^{-3}) = 2.30$$

Capítulo 17

Ejercicio de autoevaluación 17.1

Al aplicar la ley del equilibrio químico se obtiene



Ejercicio de autoevaluación 17.2

- a) $K = [\text{O}_2]^3$ Los sólidos no se incluyen.
- b) $K = [\text{N}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]^2$ El sólido no se incluye. El agua es gaseosa en esta reacción, por lo que se incluye.
- c) $K = \frac{1}{[\text{CO}_2]}$ Los sólidos no se incluyen
- d) $K = \frac{1}{[\text{SO}_3]}$ El agua y el H₂SO₄ son líquidos puros, y por tanto no se incluyen.

Ejercicio de autoevaluación 17.3

Cuando la lluvia es inminente, la concentración del vapor de agua en el aire aumenta. Esto desplaza el equilibrio a la derecha, formando $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(s)$, el cual es rosa.

Ejercicio de autoevaluación 17.4

- a) No cambia. Ambos lados de la ecuación contienen el mismo número de componentes gaseosos. El sistema no puede cambiar su presión desplazando su posición de equilibrio.
- b) Se desplaza a la izquierda. El sistema puede aumentar el número de componentes gaseosos presentes y por tanto incrementa la presión, desplazándose a la izquierda.
- c) Se desplaza a la derecha para incrementar el número de componentes gaseosos y por tanto su presión.

Ejercicio de autoevaluación 17.5

- a) Se desplaza a la derecha del SO₂ adicionado.
- b) Se mueve a la derecha para reemplazar el SO₃ sustraído.
- c) Se desplaza a la derecha para disminuir su presión.
- d) Cambia a la derecha. La energía es un producto en este caso, por lo que una disminución en la temperatura favorece la reacción directa (la cual produce energía).

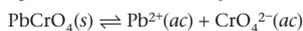
Ejercicio de autoevaluación 17.6

- a) $\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac); K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$
- b) $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(ac) + 3\text{OH}^-(ac); K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$
- c) $\text{Ag}_3\text{PO}_4(s) \rightleftharpoons 3\text{Ag}^+(ac) + \text{PO}_4^{3-}(ac); K_{ps} = [\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}]$

Ejercicio de autoevaluación 17.7

$$(3.9 \times 10^{-5})^2 = 1.5 \times 10^{-9} = K_{ps}$$

Ejercicio de autoevaluación 17.8



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] = 2.0 \times 10^{-16}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = x$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = x$$

$$K_{ps} = 2.0 \times 10^{-16} = x^2$$

$$x = [\text{Pb}^{2+}] = [\text{CrO}_4^{2-}] = 1.4 \times 10^{-8}$$

Capítulo 18

Ejercicio de autoevaluación 18.1

- a) El CuO contiene los iones Cu²⁺ y O²⁻, por lo que el cobre se oxida (Cu → Cu²⁺ + 2e⁻) y el oxígeno se reduce (O + 2e⁻ → O²⁻).
- b) El CsF contiene los iones Cs⁺ y F⁻, por lo que el cesio se oxida (Cs → Cs⁺ + e⁻) y el flúor se reduce (F + e⁻ → F⁻).

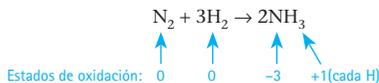
Ejercicio de autoevaluación 18.2

- a) SO₃
 Se asigna el oxígeno primero. A cada O se le asigna un estado de oxidación de -2, lo que da un total de -6 (3 × -2) para los tres átomos de oxígeno. Debido a que la molécula tiene una carga total de cero, el azufre debe tener un estado de oxidación de +6.
Comprobación. +6 + 3(-2) = 0
- b) SO₄²⁻
 Como en el inciso a), a cada oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -2, lo que da un total de -8 (4 × -2) en los cuatro átomos de oxígeno. El anión tiene una carga neta de -2, por lo que el azufre debe tener un estado de oxidación de +6.
Comprobación. +6 + 4(-2) = -2
 El SO₄²⁻ tiene una carga de -2, por lo que esto es correcto.
- c) N₂O₅
 Se asigna el oxígeno antes que el nitrógeno debido a que es más electronegativo. Por tanto, a cada O se le asigna un estado de oxidación de -2, lo que da un total de -10 (5 × -2) en los cinco átomos de oxígeno. Por ende, los estados de oxidación de los dos átomos de nitrógeno deben sumar +10 debido a que el N₂O₅ no tiene carga total. A cada N se le asigna un estado de oxidación de +5.
Comprobación. 2(+5) + 5(-2) = 0
- d) PF₃
 Primero se le asigna al flúor un estado de oxidación de -1, lo que da un total de -3 (3 × -1) en los tres átomos de flúor. Por tanto, el P debe tener un estado de oxidación de +3.
Comprobación. +3 + 3(-1) = 0
- e) C₂H₆
 En este caso es mejor reconocer que el hidrógeno siempre es +1 en los compuestos con no metales. Por tanto, a cada H se le asigna un estado de oxidación de +1, lo que significa que los seis átomos de H son responsables de +6 (6 × +1). En consecuencia, los dos átomos de carbono deben ser responsables para -6, y a cada carbono se le asigna un estado de oxidación de -3.
Comprobación. 2(-3) + 6(+1) = 0

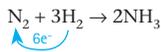
A24 Soluciones para los ejercicios de autoevaluación

Ejercicio de autoevaluación 18.3

Se puede decir si esta es una reacción de oxidación-reducción comparando los estados de oxidación de los elementos en los reactivos y productos.

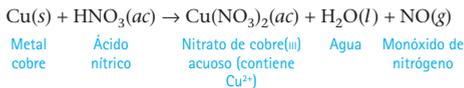


El nitrógeno pasa de 0 a -3. Por tanto, gana tres electrones y se reduce. Cada átomo de hidrógeno pasa de 0 a +1 y por ende se oxida, por lo que esta es una reacción de oxidación-reducción. El agente oxidante es el N_2 (toma electrones del H_2). El agente reductor es el H_2 (cede electrones al N_2).

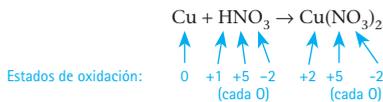


Ejercicio de autoevaluación 18.4

La ecuación no balanceada para esta reacción es



Paso 1 La media reacción de oxidación es



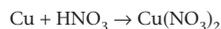
El gas cobre pasa de 0 a +2 y por tanto se oxida. Esta reacción de reducción es



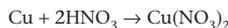
En este caso el nitrógeno pasa de +5 en el HNO_3 a +2 en el NO y por tanto se reduce. Observe dos detalles acerca de estas reacciones:

1. El HNO_3 debe incluirse en la media reacción de oxidación para suministrar el NO_3^- en el producto $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
2. Aunque el agua es un producto en la reacción general, no necesita incluirse en ninguna media reacción al inicio. Aparecerá más adelante a medida que se balancee la ecuación.

Paso 2 Balancear la media reacción de oxidación.

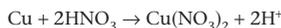


a) Balancear el nitrógeno primero.

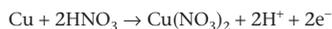


b) El balanceo del nitrógeno ocasiona que también se balancee el oxígeno.

c) Balancear el hidrógeno utilizando el H^+ .



d) Balancear la carga utilizando e^- .



Esta es la media reacción de oxidación balanceada.

Balancear la media reacción de reducción.

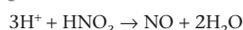


a) Todos los elementos están balanceados, excepto el hidrógeno y el oxígeno.

b) Balancear el oxígeno utilizando el H_2O .



c) Balancear el hidrógeno utilizando el H^+ .

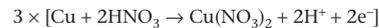


d) Balancear la carga utilizando e^- .



Esta es la media reacción de reducción balanceada.

Paso 3 Igualar los electrones multiplicando la media reacción de oxidación por 3:



se obtiene



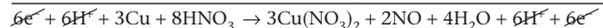
Al multiplicar la media reacción de reducción por 2:



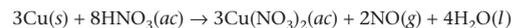
se obtiene



Paso 4 Ahora se pueden sumar las medias reacciones balanceadas, las cuales involucran un cambio de seis electrones.



Al cancelar las especies comunes en ambos lados se obtiene la ecuación general balanceada:



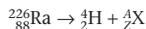
Paso 5 Comprobar los elementos y las cargas.



Capítulo 19

Ejercicio de autoevaluación 19.1

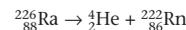
- a) Una partícula alfa es un núcleo de helio ${}^4_2\text{He}$. Se puede representar inicialmente la producción de una partícula α por medio de ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ como se indica a continuación.



Debido a que se conoce que A y Z se conservan, se puede escribir

$$A + 4 = 226 \quad \text{y} \quad Z + 2 = 88$$

Al resolver para A se obtiene 222, y para Z se obtiene 86, por lo que ${}^A_Z\text{X}$ es ${}^{222}_{86}\text{X}$. Debido a que el Rn tiene Z = 86, ${}^A_Z\text{X}$ es ${}^{222}_{86}\text{Rn}$. La ecuación balanceada general es

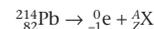


Comprobación. $Z = 88$ $Z = 86 + 2 = 88$

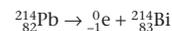
→

$$A = 226 \quad \text{y} \quad A = 222 + 4 = 226$$

- b) Utilizando una estrategia similar se tiene



Debido a que $Z - 1 = 82$, $Z = 83$, y debido a que $A + 0 = 214$, $A = 214$. Por tanto ${}^A_Z\text{X}$ es ${}^{214}_{83}\text{Bi}$. La ecuación balanceada es



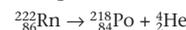
Comprobación. $Z = 82$ $Z = 83 - 1 = 82$

→

$$A = 214 \quad \text{y} \quad A = 214 + 0 = 214$$

Ejercicio de autoevaluación 19.2

- a) La partícula faltante debe ser ${}^4_2\text{He}$ (una partícula α), debido a que



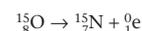
es una ecuación balanceada.

Comprobación. $Z = 86$ $Z = 84 + 2 = 86$

→

$$A = 222 \quad \text{y} \quad A = 218 + 4 = 222$$

- b) La especie faltante debe ser ${}^{15}_8\text{O}$ o ${}^{15}_7\text{N}$, debido a que la ecuación balanceada es



Comprobación. $Z = 8$ $Z = 7 + 1 = 8$

→

$$A = 15 \quad \text{y} \quad A = 15 + 0 = 15$$

RESPUESTAS PARA LAS PREGUNTAS Y EJERCICIOS PARES DE FINAL DE CAPÍTULO

Capítulo 1

- La respuesta depende de las experiencias del estudiante.
- Las respuestas dependerán de las respuestas del estudiante.
- Las respuestas dependerán de las elecciones del estudiante.
- Reconocer el problema y enunciarlo de manera clara; proponer soluciones o explicaciones posibles; decidir cuál solución/explicación es la mejor a través de experimentos.
- Las respuestas dependerán de las contestaciones del estudiante. Una observación cuantitativa debe incluir un número; por ejemplo: "Hay tres ventanas en esta habitación." Una observación cualitativa podría incluir algo como: "La silla es azul."
- La respuesta depende de las contestaciones/ejemplos del estudiante.
- La química no sólo es un conjunto de hechos que tienen que memorizarse. Para tener éxito en la química debe ser capaz de aplicar lo que ha aprendido a nuevas situaciones, nuevos fenómenos, nuevos experimentos. En vez de sólo aprender una lista de hechos o de estudiar la solución de alguien más al problema, su instructor espera que aprenda *cómo* resolver el problema *por usted mismo* para que sea capaz de aplicar lo que ha aprendido en circunstancias futuras.
- En las situaciones de la vida real los problemas y aplicaciones con los que es probable que se encuentre no son ejemplos sencillos de libros de texto. Debe ser capaz de observar un evento, hipotetizar una causa y después probar esta hipótesis. Debe ser capaz de trasladar lo que ha aprendido en clase hacia situaciones nuevas y diferentes.

Capítulo 2

- La "notación científica" se refiere a tener que colocar el punto decimal después de la primera cifra significativa, y después expresar el orden de magnitud del número como una potencia de 10. Por tanto, se desea colocar el punto decimal después del 2:

$$2421 \rightarrow 2.421 \times 10^{\text{alguna potencia}}$$

El ser capaz de mover el punto decimal tres posiciones a la izquierda al pasar de 2421 a 2.421 significa que necesitará una potencia de 10^3 después del número, donde el exponente 3 muestra que movió el punto decimal tres posiciones a la izquierda.

$$2421 \rightarrow 2.421 \times 10^{\text{alguna potencia}} = 2.421 \times 10^3$$

- a) 10^4 ; b) 10^{-3} ; c) 10^2 ; d) 10^{-30}
- a) negativo; b) cero; c) positivo; d) negativo
- a) 2789; b) 0.002789; c) 9 300 000; d) 42.89; e) 99 990; f) 0.00009999
- a) tres posiciones a la izquierda; b) una posición a la izquierda; c) cinco posiciones a la derecha; d) una posición a la izquierda; e) dos posiciones a la derecha; f) dos posiciones a la izquierda
- a) 6244; b) 0.09117; c) 82.99; d) 0.0001771; e) 545.1; f) 0.00002934
- a) 3.1×10^3 ; b) 1×10^6 ; c) $1 \text{ o } 1 \times 10^0$; d) 1.8×10^{-3} ; e) 1×10^7 ; f) 1.00×10^6 ; g) 1.00×10^{-7} ; h) 1×10^4
- La respuesta depende de los ejemplos del estudiante.
- alrededor de $\frac{1}{4}$ de libra 20. alrededor de una pulgada
- una botella de 2 litros 24. la mujer
- a) centímetro; b) metro; c) kilómetro
- d)
- Por lo regular se lee la escala en los dispositivos de medición a 0.1 la unidad de la división de la escala más pequeña. Se aproxima esta cifra significativa final, la cual proporciona la cifra significativa final en la incertidumbre de la medición.
- La escala de la regla está marcada a la décima más cercana de un centímetro. El escribir 2.850 implica que la escala estaba marcada a la décima más cercana de un centímetro (y que se ha aproximado el cero en la posición de las milésimas).
- a) tres; la relación es exacta; b) dos; c) cinco; d) probablemente dos
- Es mejor sólo redondear la respuesta final y llevar los dígitos extra en los cálculos intermedios. Si hay suficientes pasos para el cálculo, el redondear en cada paso conduce a un error acumulativo en la respuesta final.
- a) 4.18×10^{-6} ; b) 3.87×10^4 ; c) 9.11×10^{-30} ; d) 5.46×10^6
- a) 8.8×10^{-4} ; b) 9.375×10^4 ; c) 8.97×10^{-1} ; d) 1.00×10^3
- La masa se determinaría por medio del número de posiciones decimales disponibles en la lectura de la escala/balanza. Por ejemplo, si se utilizara una balanza cuya lectura es cercana a 0.01 g, la masa total se reportaría a la segunda posición decimal. Por ejemplo, $42.05 \text{ g} + 29.15 \text{ g} + 31.09 \text{ g}$ se reportaría como 102.29 a la segunda posición decimal. Aun cuando sólo hay cuatro cifras significativas en cada medición, hay cinco cifras significativas en la respuesta debido a que se ve la posición decimal cuando se suman (o restan) números.
- La mayoría de las calculadoras diría 0.66666666. Si el 2 y el 3 fueran números determinados de manera experimental, este cociente implicaría demasiadas cifras significativas.
- ninguno
- a) 2.3; b) 9.1×10^2 ; c) 1.323×10^3 ; d) 6.63×10^{-13}
- a) uno; b) cuatro; c) dos; d) tres
- a) 2.045; b) 3.8×10^3 ; c) 5.19×10^{-5} ; d) 3.8418×10^{-7}
- un número infinito, una definición
- $\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}}$; $\frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}}$ 58. $\frac{1 \text{ lb}}{\$0.79}$
- a) 50.5 in.; b) 3.11 ft; c) 452 mm; d) 76.12 cm; e) 1.32 qt; f) 8.42 pt; g) 13.7 lb; h) 28.0 oz
- a) 1.03598 atm; b) 3.13 qt; c) 0.510 kg; d) 1.007 cal; e) 8617 ft; f) 9.04 qt; g) 262 g; h) 1.76 qt
- 4117 km 66. $1 \times 10^{-8} \text{ cm}$; $4 \times 10^{-9} \text{ in.}$; 0.1 mm
- congelación/fusión 70. 273
- Fahrenheit (F)
- a) 195 K; b) 502 °C; c) 216 °C; d) 297 K
- a) 173 °F; b) 104 °F; c) -459 °F; d) 90. °F
- a) 2 °C; b) 28 °C; c) -5.8 °F (-6 °F); d) -40 °C (-40 es donde ambas escalas de temperatura tienen el mismo valor)
- g/cm^3 (g/mL) 82. 100 in.³
- La densidad es una propiedad característica de una sustancia pura.
- cobre
- a) 22 g/cm³; b) 0.034 g/cm³; c) 0.962 g/cm³; d) $2.1 \times 10^{-5} \text{ g/cm}^3$
- $2.94 \times 10^3 \text{ g}$; 159 mL 92. flota 94. 11.7 mL
- a) 966 g; b) 394 g; c) 567 g; d) 135 g
- a) 301 100 000 000 000 000 000 000; b) 5 091 000 000; c) 720; d) 123 400; e) 0.000432002; f) 0.03001; g) 0.00000029901; h) 0.42
- a) cm; b) m; c) km; d) cm; e) mm

otro elemento; *d*) Un compuesto dado siempre tiene los mismos números y tipos de átomos; *e*) Los átomos no se crean ni se destruyen en los procesos químicos. Una reacción química simplemente cambia la manera en la que los átomos se agrupan.

18. De acuerdo con Dalton, todos los átomos del mismo elemento son *idénticos*; en particular, cada átomo de un elemento dado tiene la misma *masa* que cualquier otro átomo de ese elemento. Si un compuesto dado siempre contiene los *mismos números relativos* de átomos de cada tipo y los átomos siempre tienen las mismas *masas*, entonces el compuesto conformado por aquellos elementos siempre contiene las mismas masas relativas de sus elementos.
20. a) CO₂; b) CO; c) CaCO₃; d) H₂SO₄; e) BaCl₂; f) Al₂S₃
22. a) Falso; los experimentos de bombardeo de Rutherford con láminas metálicas sugerían que las partículas α estaban siendo reflejadas al acercarse a un núcleo atómico *denso con carga positiva*; b) Falso; el protón y el electrón tienen cargas opuestas, pero la masa del electrón es *mucho menor* que la masa del protón; c) Verdadero.
24. Los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo. Los protones tienen carga positiva; los neutrones no poseen carga. Los protones y los neutrones pesan aproximadamente lo mismo.
26. Neutrón; electrón 28. Los electrones; fuera del núcleo
30. El número atómico representa el número de protones en el núcleo del átomo y hace al átomo un elemento particular. El número de masa representa el número total de protones y neutrones en el núcleo de un átomo y distingue un isótopo de un elemento de otro.
32. Los neutrones no poseen carga y sólo contribuyen a la masa.
34. Los átomos del mismo elemento (los átomos con el mismo número de protones en el núcleo) pueden tener diferentes números de neutrones y por tanto tendrán masas distintas.

36.	Z	Símbolo	Nombre
	14	Si	silicio
	54	Xe	xenón
	79	Au	oro
	56	Ba	bario
	53	I	yodo
	50	Sn	estaño
	48	Cd	cadmio

38. a) ⁵⁴₂₆Fe; b) ⁵⁶₂₆Fe; c) ⁵⁷₂₆Fe; d) ¹⁴₇N; e) ¹⁵₇N; f) ¹⁵₇N
40. Los investigadores han encontrado que las concentraciones del hidrógeno-2 (deuterio) y del oxígeno-18 en el agua potable varían de manera significativa de región a región en Estados Unidos. Al recolectar muestras de diferentes partes del país, también han encontrado que 86% de las variaciones en los isótopos de hidrógeno y oxígeno en las muestras del cabello resultan de la composición isotópica del agua local.

42.	Nombre	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de neutrones
	oxígeno	¹⁷ ₈ O	8	17	9
	neón	²⁰ ₁₀ Ne	10	20	10
	hierro	⁵⁶ ₂₆ Fe	26	56	30
	plutonio	²⁴⁴ ₉₄ Pu	94	244	150
	mercurio	²⁰² ₈₀ Hg	80	202	122
	cobalto	⁵⁹ ₂₇ Co	27	59	32
	níquel	⁵⁶ ₂₈ Ni	28	56	28
	flúor	¹⁹ ₉ F	9	19	10
	cromo	⁵⁰ ₂₄ Cr	24	50	26

44. vertical; grupos

46. Los elementos metálicos se encuentran hacia la *izquierda* y hacia *abajo* de la tabla periódica; hay por mucho más elementos metálicos que no metálicos.

48. Elementos gaseosos no metálicos: oxígeno, nitrógeno, flúor, cloro, hidrógeno y los gases nobles; no hay elementos gaseosos no metálicos en condiciones ambiente.

50. Un metaloide es un elemento que tiene algunas propiedades comunes para los elementos metálicos y no metálicos. Los metaloides se encuentran en la región "en forma de escalera" marcada en la mayoría de las tablas periódicas.

52. a) Flúor, cloro, bromo, yodo, ástato; b) litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio; c) berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio; d) helio, neón, argón, kriptón, xenón, radón.

54. El arsénico es un metaloide. Otros elementos en el mismo grupo (5A) incluyen al nitrógeno (N), al fósforo (P), al antimonio (Sb) y al bismuto (Bi).

56. La mayoría de los elementos son muy reactivos como para encontrarse en forma no combinada en la naturaleza, y sólo se hallan en compuestos.

58. Estos elementos se encuentran no combinados en la naturaleza y no reaccionan con facilidad con otros elementos. Aunque alguna vez se pensó que no forman compuestos, en la actualidad se ha demostrado que no es cierto.

60. gases diatómicos: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂; gases monoatómicos: He, Ne, Kr, Xe, Rn, Ar

62. cloro 64. diamante 66. electrones 68. 3+

70. -uro 72. no metálicos

74. a) 36; b) 36; c) 21; d) 36; e) 80; f) 27

76. a) ganarse dos electrones; b) ganarse tres electrones; c) perderse tres electrones; d) perderse dos electrones; e) perderse un electrón; f) perderse dos electrones

78. a) P³⁻; b) Ra²⁺; c) At⁻; d) ningún ión; e) Cs⁺; f) Se²⁻

80. El cloruro de sodio es un compuesto *iónico*, que consiste de los *iones* Na⁺ y Cl⁻. Cuando el NaCl se disuelve en el agua, estos iones se *liberan* y pueden moverse de manera independiente para conducir la corriente eléctrica. Los cristales del azúcar, aunque visualmente pueden *parecer* similares, *no* contienen iones. Cuando el azúcar se disuelve en el agua, se disuelve como *moléculas* sin carga. No están presentes especies con carga eléctrica en una disolución de azúcar para transportar la corriente eléctrica.

82. El número total de cargas positivas debe ser igual al número total de cargas negativas para que los cristales de un compuesto iónico *no tengan carga negativa*. Una muestra macroscópica de compuestos por lo general no tiene carga neta.

84. a) CsI, BaI₂, AlI₃; b) Cs₂O, BaO, Al₂O₃; c) Cs₃P, Ba₃P₂, AlP; d) Cs₂Se, BaSe, Al₂Se₃; e) CsH, BaH₂, AlH₃

86. a) 7, halógenos; b) 8, gases nobles; c) 2, elementos alcalinotérreos; d) 2, elementos alcalinotérreos; e) 4; f) 6; g) 8, gases nobles; h) 1, metales alcalinos

88.	Elemento	Símbolo	Número atómico
Grupo 3	boro	B	5
	aluminio	Al	13
	galio	Ga	31
	indio	In	49
Grupo 5	nitrógeno	N	7
	fósforo	P	15
	arsénico	As	33
Grupo 6	antimonio	Sb	51
	oxígeno	O	8
	azufre	S	16
Grupo 8	selenio	Se	34
	telurio	Te	52
	helio	He	2
	neón	Ne	10
	argón	Ar	18
	kriptón	Kr	36

90. La mayoría de la masa de un átomo está concentrada en el núcleo: los protones y los neutrones que constituyen el núcleo tienen masas similares y son casi 2000 veces más masivos que los electrones. Las propiedades químicas de un átomo dependen del número y de la localización de los electrones que posee. Los electrones se encuentran en las regiones exteriores del átomo y están involucrados en las interacciones entre los átomos.
92. $C_6H_{12}O_6$
94. a) 29 electrones, 34 neutrones, 29 electrones;
b) 35 protones, 45 neutrones, 35 electrones;
c) 12 protones, 12 neutrones, 12 electrones
96. El uso principal del oro en tiempos antiguos era como *ornamentación*, ya sea en santuarios o en la joyería. El oro posee un brillo especialmente hermoso; dado que es relativamente blando y maleable, puede ser trabajado de manera fina por los artesanos. Entre los metales, el oro es inerte a los ataques por la mayoría de las sustancias en el ambiente.
98. a) I; b) Si; c) W; d) Fe; e) Cu; f) Co
100. a) Br; b) Bi; c) Hg; d) V; e) F; f) Ca
102. a) osmio; b) zirconio; c) rubidio; d) radón; e) uranio; f) manganeso; g) níquel; h) bromo
104. a) CO_2 ; b) $AlCl_3$; c) $HClO_4$; d) SCl_6
106. a) $^{13}_6C$; b) $^{13}_6C$; c) $^{13}_6C$; d) $^{44}_{19}K$; e) $^{41}_{20}Ca$; f) $^{35}_{19}K$

108. Símbolo	Número de protones	Número de neutrones	Número de masa
$^{41}_{20}Ca$	20	21	41
$^{55}_{25}Mn$	25	30	55
$^{109}_{47}Ag$	47	62	109
$^{45}_{21}Sc$	21	24	45

Capítulo 5

2. Un compuesto químico binario sólo contiene dos elementos; los tipos principales son los iónicos (conformados por un metal y un no metal) y los no iónicos o moleculares (conformados por dos no metales). Las respuestas dependen de las contestaciones del estudiante.
4. catión (ión positivo)
6. Algunas sustancias no contienen moléculas; la fórmula que se escribe sólo refleja el número relativo de cada tipo de átomo presente.
8. Número romano
10. a) cloruro de litio; b) fluoruro de bario; c) óxido de calcio; d) yoduro de aluminio; e) sulfuro de magnesio; f) óxido de rubidio
12. a) correcto; b) incorrecto, óxido de cobre(I); c) incorrecto, óxido de potasio; d) correcto; e) incorrecto, sulfuro de rubidio
14. a) cloruro de cobre(II); b) óxido de cromo(III); c) cloruro de mercurio(II); d) óxido de mercurio(I); e) bromuro de oro(III); f) óxido de manganeso(IV)
16. a) cloruro cobáltico; b) bromuro ferroso; c) óxido plúmbico; d) cloruro estánico; e) yoduro mercúrico; f) sulfuro ferroso
18. a) pentafluoruro de cloro; b) dicloruro de xenón; c) dióxido de selenio; d) trióxido de dinitrógeno; e) hexacloruro de diyodo; f) disulfuro de carbono
20. a) sulfuro de plomo(IV), sulfuro plúmbico;
b) sulfuro de plomo(II), sulfuro plumboso;
c) dióxido de silicio;
d) fluoruro de estaño(IV), fluoruro estánico;
e) heptóxido de dicloro;
f) sulfuro de cobalto(III), sulfuro cobáltico
22. a) fluoruro de bario; b) óxido de radio; c) óxido de dinitrógeno; d) óxido de rubidio; e) pent(a)óxido de diarsénico; f) nitruro de calcio

24. Un oxianión es un ión poliatómico que contiene un elemento dado y uno o más átomos de oxígeno. Abajo se dan los oxianiones del cloro y del bromo.

Oxianión	Nombre	Oxianión	Nombre
ClO^-	hipoclorito	BrO^-	hipobromito
ClO_2^-	clorito	BrO_2^-	bromito
ClO_3^-	clorato	BrO_3^-	bromato
ClO_4^-	perclorato	BrO_4^-	perbromato

26. *hipo-* (menor); *per-* (mayor)
28. IO^- , hipoyodito; IO_2^- , yodito; IO_3^- , yodato; IO_4^- , peryodato
30. a) NO_3^- ; b) NO_2^- ; c) NH_4^+ ; d) CN^-
32. CN^- , cianuro; CO_3^{2-} , carbonato; HCO_3^- , hidrógeno carbonato; $C_2H_3O_2^-$, acetato
34. a) ión amonio; b) ión dihidrógeno fosfato; c) ión sulfato; d) ión hidrógeno sulfito (ión bisulfito); e) ión perclorato; f) ión yodato
36. a) permanganato de sodio; b) fosfato de aluminio;
c) carbonato de cromo(II), carbonato cromoso;
d) hipoclorito de calcio; e) carbonato de bario; f) cromato de calcio
38. oxígeno
40. a) ácido hipocloroso; b) ácido sulfuroso; c) ácido brómico; d) ácido hipoyodoso; e) ácido perbrómico; f) ácido sulfhídrico; g) ácido selenhídrico; h) ácido fosforoso
42. a) MgF_2 ; b) FeI_2 ; c) HgS ; d) Ba_3N_2 ; e) $PbCl_2$;
f) SnF_4 ; g) Ag_2O ; h) K_2Se
44. a) N_2O ; b) NO_2 ; c) N_2O_4 ; d) SF_6 ; e) PBr_3 ; f) Cl_4 ;
g) OCl_2
46. a) $NH_4C_2H_3O_2$; b) $Fe(OH)_2$; c) $Co_2(CO_3)_3$; d) $BaCr_2O_7$;
e) $PbSO_4$; f) KH_2PO_4 ; g) Li_2O_2 ; h) $Zn(ClO_3)_2$
48. a) HCN ; b) HNO_3 ; c) H_2SO_4 ; d) H_3PO_4 ;
e) $HClO$ o $HOCl$; f) HBr ; g) $HBrO_2$; h) HF
50. a) $Ca(HSO_4)_2$; b) $Zn_3(PO_4)_2$; c) $Fe(ClO_4)_3$; d) $Co(OH)_3$;
e) K_2CrO_4 ; f) $Al(H_2PO_4)_3$; g) $LiHCO_3$; h) $Mn(C_2H_3O_2)_2$;
i) $MgHPO_4$; j) $CsClO_2$; k) BaO_2 ; l) $NiCO_3$
52. Una pasta húmeda de NaCl contendría los iones Na^+ y Cl^- en una disolución y serviría como un *conductor* de impulsos eléctricos.
54. $H \rightarrow H^+$ (ión hidrógeno) + e^- ; $H + e^- \rightarrow H^-$ (ión hidruro)
56. ClO_4^- , $HClO_4$; IO_3^- , HIO_3 ; ClO^- , $HClO$; BrO_2^- , $HBrO_2$; ClO_2^- , $HClO_2$
58. a) bromuro de oro(III) (bromuro áurico); b) cianuro de cobalto(III) (cianuro cobáltico); c) hidrógeno fosfato de magnesio; d) hexahidruro de diboro (nombre común diborano); e) amoníaco; f) sulfato de plata(I) (por lo regular llamado sulfato de plata); g) hidróxido de berilio
60. a) carbonato de amonio; b) hidrógeno carbonato de amonio, bicarbonato de amonio; c) fosfato de calcio; d) ácido sulfuroso; e) óxido de manganeso(IV); f) ácido yódico; g) hidruro de potasio
62. a) $M(C_2H_3O_2)_4$; b) $M(MnO_4)_4$; c) MO_2 ; d) $M(HPO_4)_2$; e) $M(OH)_4$;
f) $M(NO_2)_4$
64. Compuestos de M^+ : MD , M_2E , M_3F ; compuestos de M^{2+} : MD_2 , ME , M_3F_2 ; compuestos de M^{3+} : MD_3 , M_2E_3 , MF

66.

$Ca(NO_3)_2$	$CaSO_4$	$Ca(HSO_4)_2$	$Ca(H_2PO_4)_2$	CaO	$CaCl_2$
$Sr(NO_3)_2$	$SrSO_4$	$Sr(HSO_4)_2$	$Sr(H_2PO_4)_2$	SrO	$SrCl_2$
NH_4NO_3	$(NH_4)_2SO_4$	NH_4HSO_4	$NH_4H_2PO_4$	$(NH_4)_2O$	NH_4Cl
$Al(NO_3)_3$	$Al_2(SO_4)_3$	$Al(HSO_4)_3$	$Al(H_2PO_4)_3$	Al_2O_3	$AlCl_3$
$Fe(NO_3)_3$	$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe(HSO_4)_3$	$Fe(H_2PO_4)_3$	Fe_2O_3	$FeCl_3$
$Ni(NO_3)_2$	$NiSO_4$	$Ni(HSO_4)_2$	$Ni(H_2PO_4)_2$	NiO	$NiCl_2$
$AgNO_3$	Ag_2SO_4	$AgHSO_4$	AgH_2PO_4	Ag_2O	$AgCl$
$Au(NO_3)_3$	$Au_2(SO_4)_3$	$Au(HSO_4)_3$	$Au(H_2PO_4)_3$	Au_2O_3	$AuCl_3$
KNO_3	K_2SO_4	$KHSO_4$	KH_2PO_4	K_2O	KCl
$Hg(NO_3)_2$	$HgSO_4$	$Hg(HSO_4)_2$	$Hg(H_2PO_4)_2$	HgO	$HgCl_2$
$Ba(NO_3)_2$	$BaSO_4$	$Ba(HSO_4)_2$	$Ba(H_2PO_4)_2$	BaO	$BaCl_2$

68. helio 70. F_2 , Cl_2 (gases); Br_2 (líquido); I_2 , At_2 (sólido)
72. I^- 74. I^-
76. a) $Al(13e) \rightarrow Al^{3+}(10e) + 3e^-$; b) $S(16e) + 2e^- \rightarrow S^{2-}(18e)$;
 c) $Cu(29e) \rightarrow Cu^+(28e) + e^-$; d) $F(9e) + e^- \rightarrow F^-(10e)$;
 e) $Zn(30e) \rightarrow Zn^{2+}(28e) + 2e^-$; f) $P(15e) + 3e^- \rightarrow P^{3-}(18e)$
78. a) Na_2S ; b) KCl ; c) BaO ; d) $MgSe$; e) $CuBr_2$;
 f) AlI_3 ; g) Al_2O_3 ; h) Ca_3N_2
80. a) óxido de plata(I) o sólo óxido de plata; b) correcto; c) óxido de hierro(III); d) óxido plúmbico; e) correcto
82. a) cloruro estanoso; b) óxido ferroso; c) óxido estánico; d) sulfuro plumboso; e) sulfuro cobáltico; f) cloruro cromoso
84. a) acetato de hierro(III); b) monofluoruro de bromo; c) peróxido de potasio; d) tetrabromuro de silicio; e) permanganato de cobre(II); f) cromato de calcio
86. a) CO_3^{2-} ; b) HCO_3^- ; c) $C_2H_3O_2^-$; d) CN^-
88. a) carbonato; b) clorato; c) sulfato; d) fosfato; e) perclorato; f) permanganato
90. La respuesta depende de las elecciones del estudiante.
92. a) NaH_2PO_4 ; b) $LiClO_4$; c) $Cu(HCO_3)_2$; d) $KC_2H_3O_2$;
 e) BaO_2 ; f) Cs_2SO_3

Capítulo 6

2. La mayoría de estos productos contiene un peróxido, el cual se descompone y libera gas oxígeno.
4. El burbujeo toma lugar a medida que el peróxido de hidrógeno se descompone de manera química en agua y gas oxígeno.
6. La aparición del color negro en realidad indica la descomposición de los almidones y azúcares en el pan a carbono elemental. También puede ver vapor que proviene del pan (el agua producida por la descomposición de los carbohidratos).
8. átomos
10. El balancear una ecuación asegura que no se crean ni se destruyen átomos durante la reacción. La masa total después de la reacción debe ser la misma que la masa total antes de la reacción.
12. Sólido (s); líquido (l); gas (g)
14. $H_2O_2(ac) \rightarrow H_2(g) + O_2(g)$
16. $N_2H_4(l) \rightarrow N_2(g) + H_2(g)$
18. $C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$; $C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO(g) + H_2O(g)$
20. $CaCO_3(s) + HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$
22. $SiO_2(s) + C(s) \rightarrow Si(s) + CO(g)$
24. $Fe(s) + H_2O(l) \rightarrow FeO(s) + H_2(g)$
26. $SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(ac)$; $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(ac)$
28. $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$
30. $P_4(s) + O_2(g) \rightarrow P_2O_5(s)$ 32. $Xe(g) + F_2(g) \rightarrow XeF_4(s)$
34. $NH_3(g) + O_2(g) \rightarrow HNO_3(ac) + H_2O(l)$
36. Para balancear una ecuación química se debe tener el mismo número de cada tipo de átomo en ambos lados de la ecuación. Además, se debe balancear la ecuación que se proporciona; es decir, no se está cambiando la naturaleza de las sustancias.

Por ejemplo, la ecuación $2H_2O_2(ac) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$ puede representarse como



La ecuación $H_2O_2(ac) \rightarrow H_2(g) + O_2(g)$ puede representarse como



38. a) $Zn(s) + CuO(s) \rightarrow ZnO(s) + Cu(l)$; b) $P_4(s) + 6F_2(g) \rightarrow 4PF_3(g)$; c) $Xe(g) + 2F_2(g) \rightarrow XeF_4(s)$; d) $2NH_4Cl(g) + Mg(OH)_2(s) \rightarrow 2NH_3(g) + 2H_2O(g) + MgCl_2(s)$; e) $2SiO(s) + 4Cl_2(g) \rightarrow 2SiCl_4(l) + O_2(g)$; f) $Cs_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2CsOH(ac)$; g) $N_2O_3(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_2(ac)$;
 h) $Fe_2O_3(s) + 3H_2SO_4(l) \rightarrow Fe_2(SO_4)_3(s) + 3H_2O(g)$

40. a) $Na_2SO_4(ac) + CaCl_2(ac) \rightarrow CaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$;
 b) $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightarrow Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$;
 c) $Ca(OH)_2(ac) + 2HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + 2H_2O(l)$;
 d) $Br_2(g) + 2H_2O(l) + SO_2(g) \rightarrow 2HBr(ac) + H_2SO_4(ac)$;
 e) $3NaOH(s) + H_3PO_4(ac) \rightarrow Na_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$;
 f) $2NaNO_3(s) \rightarrow 2NaNO_2(s) + O_2(g)$; g) $2Na_2O_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 4NaOH(ac) + O_2(g)$; h) $4Si(s) + S_8(s) \rightarrow 2Si_2S_4(s)$
42. a) $4NaCl(s) + 2SO_2(g) + 2H_2O(g) + O_2(g) \rightarrow 2Na_2SO_4(s) + 4HCl(g)$;
 b) $3Br_2(l) + I_2(s) \rightarrow 2IBr_3(s)$;
 c) $Ca(s) + 2H_2O(g) \rightarrow Ca(OH)_2(ac) + H_2(g)$;
 d) $2BF_3(g) + 3H_2O(g) \rightarrow B_2O_3(s) + 6HF(g)$;
 e) $SO_2(g) + 2Cl_2(g) \rightarrow SOCl_2(l) + Cl_2O(g)$;
 f) $Li_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(ac)$;
 g) $Mg(s) + CuO(s) \rightarrow MgO(s) + Cu(l)$;
 h) $Fe_3O_4(s) + 4H_2(g) \rightarrow 3Fe(l) + 4H_2O(g)$
44. a) $Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2CrO_4(ac) \rightarrow BaCrO_4(s) + 2NaNO_3(ac)$;
 b) $PbCl_2(ac) + K_2SO_4(ac) \rightarrow PbSO_4(s) + 2KCl(ac)$;
 c) $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$;
 d) $CaC_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$;
 e) $Sr(s) + 2HNO_3(ac) \rightarrow Sr(NO_3)_2(ac) + H_2(g)$;
 f) $BaO_2(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + H_2O_2(ac)$;
 g) $2AsI_3(s) \rightarrow 2As(s) + 3I_2(s)$;
 h) $2CuSO_4(ac) + 4KI(s) \rightarrow 2CuI(s) + I_2(s) + 2K_2SO_4(ac)$
46. $Na(s) + O_2(g) \rightarrow Na_2O_2(s)$; $Na_2O_2(s) + H_2O(l) \rightarrow NaOH(ac) + O_2(g)$
48. $C_{12}H_{22}O_{11}(ac) + H_2O(l) \rightarrow 4C_2H_5OH(ac) + 4CO_2(g)$
50. $2Al_2O_3(s) + 3C(s) \rightarrow 4Al(s) + 3CO_2(g)$
52. $2Li(s) + S(s) \rightarrow Li_2S(s)$; $2Na(s) + S(s) \rightarrow Na_2S(s)$; $2K(s) + S(s) \rightarrow K_2S(s)$; $2Rb(s) + S(s) \rightarrow Rb_2S(s)$; $2Cs(s) + S(s) \rightarrow Cs_2S(s)$;
 $2Fr(s) + S(s) \rightarrow Fr_2S(s)$
54. $BaO_2(s) + H_2O(l) \rightarrow BaO(s) + H_2O_2(ac)$
56. $2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$
58. $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$
60. A los sentidos a los que se le llama "olfato" y "gusto" en realidad son reacciones químicas de los receptores en nuestro cuerpo con las moléculas en los alimentos que estamos comiendo. El hecho de que los receptores ya no detecten el olor o sabor "maloliente" sugiere que la adición del jugo de limón o del vinagre ha cambiado la naturaleza de las aminas en el pescado.
62. $Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$
64. $K_2CrO_4(ac) + BaCl_2(ac) \rightarrow BaCrO_4(s) + 2KCl(ac)$
66. $2NaCl(ac) + 2H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2NaOH(ac, s)$
 $2NaBr(ac) + 2H_2O(l) \rightarrow Br_2(l) + H_2(g) + 2NaOH(ac, s)$
 $2NaI(ac) + 2H_2O(l) \rightarrow I_2(s) + H_2(g) + 2NaOH(ac, s)$
68. $CaC_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$
70. $CuO(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + H_2O(l)$
72. $Na_2SO_3(ac) + S(s) \rightarrow Na_2S_2O_3(ac)$
74. a) $Cl_2(g) + 2KI(ac) \rightarrow 2KCl(ac) + I_2(s)$; b) $CaC_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$; c) $2NaCl(s) + H_2SO_4(l) \rightarrow Na_2SO_4(s) + 2HCl(g)$; d) $CaF_2(s) + H_2SO_4(l) \rightarrow CaSO_4(s) + 2HF(g)$; e) $K_2CO_3(s) \rightarrow K_2O(s) + CO_2(g)$; f) $3BaO(s) + 2Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3Ba(s)$; g) $2Al(s) + 3F_2(g) \rightarrow 2AlF_3(s)$;
 h) $CS_2(g) + 3Cl_2(g) \rightarrow CCl_4(l) + S_2Cl_2(g)$
76. a) $Pb(NO_3)_2(ac) + K_2CrO_4(ac) \rightarrow PbCrO_4(s) + 2KNO_3(ac)$;
 b) $BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$;
 c) $2CH_3OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(g)$;
 d) $Na_2CO_3(ac) + S(s) + SO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + Na_2S_2O_3(ac)$;
 e) $Cu(s) + 2H_2SO_4(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + 2H_2O(l)$;
 f) $MnO_2(s) + 4HCl(ac) \rightarrow MnCl_2(ac) + Cl_2(g) + 2H_2O(l)$;
 g) $As_2O_3(s) + 6KI(ac) + 6HCl(ac) \rightarrow 2AsI_3(s) + 6KCl(ac) + 3H_2O(l)$;
 h) $2Na_2S_2O_3(ac) + I_2(ac) \rightarrow Na_2S_4O_6(ac) + 2NaI(ac)$

Capítulo 7

2. Las fuerzas conductoras son tipos de cambios en un sistema que empujan una reacción en la dirección de la formación de los productos; las fuerzas conductoras incluyen la formación de un sólido, la formación de agua, la formación de un gas y la transferencia de electrones.

A32 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

4. Un reactivo en una disolución acuosa se indica con (ac); la formación de un sólido se indica con (s).
6. Hay el doble de iones cloruro que de iones magnesio.
8. La evidencia más sencilla indica que las disoluciones de sustancias iónicas conducen electricidad.
10. La respuesta depende de las elecciones del estudiante.
12. a) soluble; regla 3; b) soluble; regla 2; c) soluble; regla 2; d) insoluble; regla 5; e) soluble; regla 2; f) soluble; regla 1; g) soluble; regla 4; h) insoluble; regla 6
14. a) regla 6; b) regla 6; c) regla 6; d) regla 3; e) regla 4
16. a) MnCO_3 , regla 6; b) CaSO_4 , regla 4; c) Hg_2Cl_2 , regla 3; d) no hay precipitado, la mayoría de las sales de sodio y nitrato son solubles; e) $\text{Ni}(\text{OH})_2$, regla 5; f) BaSO_4 , regla 4
18. a) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{CuCO}_3(\text{s})$
 b) $\text{HCl}(\text{ac}) + \text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{ac}) + \text{AgCl}(\text{s})$
 c) no hay precipitado
 d) $3(\text{NH}_4)_2\text{S}(\text{ac}) + 2\text{FeCl}_3(\text{ac}) \rightarrow 6\text{NH}_4\text{Cl}(\text{ac}) + \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$
 e) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{PbSO}_4(\text{s})$
 f) $2\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + 3\text{CaCl}_2(\text{ac}) \rightarrow 6\text{KCl}(\text{ac}) + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
20. a) $\text{CaCl}_2(\text{ac}) + 2\text{AgNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{AgCl}(\text{s})$;
 b) $2\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + 2\text{KNO}_3(\text{ac})$;
 c) $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{KCl}(\text{ac})$
22. a) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow$ no hay precipitado; todas las combinaciones son solubles b) $\text{CuCl}_2(\text{ac}) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{ac}) \rightarrow 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{ac}) + \text{CuCO}_3(\text{s})$ c) $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + \text{AlCl}_3(\text{ac}) \rightarrow 3\text{KCl}(\text{ac}) + \text{AlPO}_4(\text{s})$
24. Los iones espectadores son iones que permanecen en la disolución durante una reacción de precipitación/desplazamiento doble. Por ejemplo, en la reacción $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{KCl}(\text{ac})$, los iones K^+ y Cl^- son espectadores.
26. a) $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$; b) $\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$; c) $2\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$
28. $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$; $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{PbCl}_2(\text{s})$; $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$
30. $\text{Co}^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CoS}(\text{s})$; $2\text{Co}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Co}_2\text{S}_3(\text{s})$; $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{FeS}(\text{s})$; $2\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$
32. Las bases fuertes son aquellos compuestos de hidróxido que se disocian por completo cuando se disuelven en el agua. Las bases fuertes que son altamente solubles en el agua (NaOH , KOH) también son electrolitos fuertes.
34. ácidos: HCl (clorhídrico), HNO_3 (nitríco), H_2SO_4 (sulfúrico); bases: hidróxidos de los elementos del grupo 1A: NaOH , KOH , RbOH , CsOH .
36. Una sal es el producto iónico que permanece en la disolución cuando un ácido neutraliza una base. Por ejemplo, en la reacción $\text{HCl}(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, el cloruro de sodio es la sal producida por la reacción de neutralización.
38. $\text{RbOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Rb}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; $\text{CsOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Cs}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
40. a) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2\text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 c) $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 d) $2\text{HClO}_4(\text{ac}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
42. La respuesta depende del ejemplo que elija el estudiante: $\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{s})$ es un ejemplo.
44. El metal pierde electrones, el no metal gana electrones.
46. Cada átomo de magnesio perdería dos electrones. Cada átomo de oxígeno ganaría dos electrones (por lo que la molécula de O_2 ganaría cuatro electrones). Se requerirían dos átomos de magnesio para que reaccionen con cada molécula de O_2 . Los iones magnesio tienen una carga de 2+, los iones óxido tienen una carga de 2-.
48. Cada átomo de potasio pierde un electrón. El átomo de azufre gana dos electrones. Por tanto, se requieren dos átomos de potasio para que reaccionen con un átomo de azufre.
- $$2 \times (\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-)$$
- $$\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$$
50. a) $\text{P}_4(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$; b) $\text{MgO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$; c) $\text{Sr}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$;
 d) $\text{Co}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{CoCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
52. La reacción incluye al metal aluminio como un reactivo y los productos que contienen iones aluminio. Para esta reacción deben transferirse electrones. Es decir, para formar un catión aluminio deben sustraerse electrones del metal. Una oxidación-reducción es aquella que involucra transferencias de electrones.
54. a) oxidación-reducción; b) oxidación-reducción; c) ácido base; d) ácido-base, precipitación; e) precipitación; f) precipitación; g) oxidación-reducción; h) oxidación-reducción; i) ácido-base
56. oxidación-reducción
58. Una reacción de descomposición es aquella en la que se descompone un compuesto dado en compuestos más sencillos o en sus elementos constitutivos. Las reacciones $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ y $2\text{HgO}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ representan reacciones de descomposición. Tales reacciones con frecuencia pueden clasificarse de otras maneras. Por ejemplo, la del $\text{HgO}(\text{s})$ también es una reacción de oxidación-reducción.
60. a) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$;
 b) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$;
 c) $2\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16\text{CO}_2(\text{g}) + 18\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
62. La respuesta depende de la selección del estudiante.
64. a) $8\text{Fe}(\text{s}) + \text{S}_8(\text{s}) \rightarrow 8\text{FeS}(\text{s})$; b) $4\text{Co}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Co}_2\text{O}_3(\text{s})$; c) $\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HClO}_4(\text{ac})$
66. a) $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow 2\text{AlBr}_3(\text{s})$
 b) $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}(\text{ClO}_4)_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 c) $3\text{Na}(\text{s}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_3\text{P}(\text{s})$
 d) $\text{CH}_4(\text{g}) + 4\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{l}) + 4\text{HCl}(\text{g})$
 e) $\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{AgNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{Ag}(\text{s})$
68. a) ión plata: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$; ión plomo (II): $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{PbCl}_2(\text{s})$; ión mercurio (II): $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$; b) ión sulfato: $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$; ión carbonato: $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$; ión fosfato: $3\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$; c) ión hidróxido: $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$; ión sulfuro: $2\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$; ión fosfato: $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{ac}) \rightarrow \text{FePO}_4(\text{s})$; d) ión bario: $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$; ión calcio: $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$; ión plomo (II): $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s})$; e) ión cloruro: $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$; ión sulfuro: $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{S}(\text{s})$; ión carbonato: $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{CO}_3(\text{s})$; f) ión cloruro: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$; ión hidróxido: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgOH}(\text{s})$; ión carbonato: $2\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$
70. a) $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{KNO}_3(\text{ac})$;
 b) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
 c) $\text{HClO}_4(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NaClO}_4(\text{ac})$;
 d) $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
72. a) soluble (regla 2: la mayoría de las sales de potasio es soluble); b) soluble (regla 2: la mayoría de las sales de amonio es soluble); c) insoluble (regla 6: la mayoría de las sales de carbonato sólo es ligeramente soluble); d) insoluble (regla 6: la mayoría de las sales de fosfato sólo es ligeramente soluble); e) soluble (regla 2: la mayoría de las sales de sodio es soluble); f) insoluble (regla 6: la mayoría de las sales de carbonato sólo es ligeramente soluble); g) soluble (regla 3: la mayoría de las sales de cloruro es soluble)
74. a) $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac})$;
 b) $\text{CuSO}_4(\text{ac}) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{CuCO}_3(\text{s}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{ac})$;
 c) $\text{FeSO}_4(\text{ac}) + \text{K}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{FeCO}_3(\text{s}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac})$;
 d) no hay reacción; e) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{Li}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{PbCO}_3(\text{s}) + 2\text{LiNO}_3(\text{ac})$; f) $\text{SnCl}_4(\text{ac}) + 4\text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_4(\text{s}) + 4\text{NaCl}(\text{ac})$

76. $\text{Fe}^{2+}(ac) + \text{S}^{2-}(ac) \rightarrow \text{FeS}(s)$; $2\text{Cr}^{3+}(ac) + 3\text{S}^{2-}(ac) \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3(s)$;
 $\text{Ni}^{2+}(ac) + \text{S}^{2-}(ac) \rightarrow \text{NiS}(s)$
78. Estos aniones tienden a formar precipitados insolubles con muchos iones metálicos. Los siguientes son ilustrativos para el cloruro de cobalto(II), cloruro de estaño(II) y nitrato de cobre(II), que reaccionan con sales de sodio de los aniones dados.
- a) $\text{CoCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow \text{CoS}(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{SnCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow \text{SnS}(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{Na}_2\text{S}(ac) \rightarrow \text{CuS}(s) + 2\text{NaNO}_3(ac)$; b) $\text{CoCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow \text{CoCO}_3(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{SnCl}_2(ac) + \text{Na}_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow \text{SnCO}_3(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{Na}_2\text{CO}_3(ac) \rightarrow \text{CuCO}_3(s) + 2\text{NaNO}_3(ac)$; c) $\text{CoCl}_2(ac) + 2\text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{SnCl}_2(ac) + 2\text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaCl}(ac)$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac) + 2\text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaNO}_3(ac)$; d) $3\text{CoCl}_2(ac) + 2\text{Na}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6\text{NaCl}(ac)$; $3\text{SnCl}_2(ac) + 2\text{Na}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6\text{NaCl}(ac)$; $3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(ac) + 2\text{Na}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6\text{NaNO}_3(ac)$
80. a) $2\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2(s)$; (b) $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{FeSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$; (c) $2\text{Al}_2\text{O}_3(s) \rightarrow 4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g)$;
d) $2\text{Fe}(s) + 3\text{Br}_2(l) \rightarrow 2\text{FeBr}_3(s)$; (e) $\text{Zn}(s) + 2\text{HNO}_3(ac) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{H}_2(g)$
82. a) $2\text{C}_4\text{H}_{10}(l) + 13\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(g)$;
b) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(l) + 6\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 5\text{H}_2\text{O}(g)$;
c) $2\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2(l) + 11\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(g)$
84. a) $2\text{NaHCO}_3(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}_2(g)$;
b) $2\text{NaClO}_3(s) \rightarrow 2\text{NaCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$; c) $2\text{HgO}(s) \rightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$; d) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(s) \rightarrow 12\text{C}(s) + 11\text{H}_2\text{O}(g)$;
e) $2\text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
86. $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{FeSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$; $\text{Zn}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{ZnSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$; $\text{Mg}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{MgSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$;
 $\text{Co}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{CoSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$; $\text{Ni}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{NiSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$
88. a) uno; (b) uno; (c) dos; (d) dos; (e) tres
90. La reacción $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$ es un ejemplo.
92. a) $2\text{C}_3\text{H}_8\text{O}(l) + 9\text{O}_2(g) \rightarrow 6\text{CO}_2(g) + 8\text{H}_2\text{O}(g)$; oxidación-reducción, combustión; b) $\text{HCl}(ac) + \text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) \rightarrow \text{AgCl}(s) + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$, precipitación, desplazamiento doble;
c) $3\text{HCl}(ac) + \text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightarrow \text{AlCl}_3(ac) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$, ácido-base, desplazamiento doble; d) $2\text{H}_2\text{O}_2(ac) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$, oxidación-reducción, descomposición; e) $\text{N}_2\text{H}_4(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$, oxidación-reducción, combustión
94. $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s)$; $2\text{Al}(s) + 3\text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(s)$;
 $\text{Zn}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{ZnCl}_2(s)$; $\text{Ca}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{CaCl}_2(s)$;
 $2\text{Fe}(s) + 3\text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{FeCl}_3(s)$
24. a) 1.16×10^{-20} g; b) 6.98×10^3 uma; c) 2.24 moles;
d) 6.98×10^3 g; e) 1.35×10^{24} átomos; f) 7.53×10^{25} átomos
26. La masa molar se calcula sumando las masas atómicas individuales de los átomos en la fórmula.
28. a) hidrógeno carbonato de potasio; 100.12 g; b) cloruro de mercurio(II), cloruro mercurioso; 427.1 g; c) peróxido de hidrógeno; 34.02 g; d) cloruro de berilio; 79.91 g; e) sulfato de aluminio; 342.2 g; f) clorato de potasio; 122.55 g
30. a) LiClO_4 ; 106.39 g; b) NaHSO_4 ; 120.07 g; c) MgCO_3 ; 84.32 g; d) AlBr_3 ; 266.7 g; e) Cr_2S_3 ; 200.2 g
32. a) 0.463 moles; b) 11.3 moles; c) 7.18×10^{-3} moles;
d) 2.36×10^{-7} moles; e) 0.362 moles; f) 0.0129 moles
34. a) 2.64×10^{-5} moles; b) 38.1 moles; c) 7.76×10^{-6} moles;
d) 3.49×10^{-2} moles; e) 2.09×10^{-3} moles;
f) 2.69×10^{-2} moles
36. a) 41.2 g; b) 0.194 g; c) 3.63×10^4 g; d) 0.773 g;
e) 6.68×10^5 g; f) 0.270 g
38. a) 77.6 g; b) 177 g; c) 6.09×10^{-3} g; d) 0.220 g;
e) 1.26×10^3 g; f) 3.78×10^{-2} g
40. a) 3.84×10^{24} moléculas; b) 1.37×10^{23} moléculas;
c) 8.76×10^{16} moléculas; d) 1.58×10^{18} moléculas;
e) 4.03×10^{22} moléculas
42. a) 0.0141 moles de S; b) 0.0159 moles de S; c) 0.0258 moles de S;
d) 0.0127 moles de S
44. menos
46. a) 80.34% Zn; 19.66% O; b) 58.91% Na; 41.09% S;
c) 41.68% Mg; 54.86% O; 3.456% H; d) 5.926% H; 94.06% O;
e) 95.20% Ca; 4.789% H; f) 83.01% K; 16.99% O
48. a) 81.10% Ba; b) 89.56% Ba; c) 26.94% Co;
d) 19.73% Co; e) 62.61% Sn; f) 45.57% Sn;
g) 87.32% Li; h) 89.93% Al
50. a) 78.16% I; b) 63.65% N; c) 46.68% N;
d) 73.89% Hg; e) 84.98% Hg; f) 21.96% S;
g) 77.55% Xe; h) 63.19% Mn
52. a) 47.06% S²⁻; b) 63.89% Cl⁻; c) 10.44% O²⁻;
d) 62.08% SO₄²⁻
54. La fórmula empírica indica la razón de números enteros más pequeños del número y tipo de átomos presentes en una molécula. Por ejemplo, el NO₂ y el N₂O₄ tienen dos átomos de oxígeno por cada átomo de nitrógeno y por tanto la misma fórmula empírica.
56. a) y c) 58. NCl₃ 60. BH₃ 62. SnCl₄ 64. Co₂S₃
66. AlF₃ 68. Li₂O 70. Li₃N
72. Co₂O₃ 74. PCl₃, PCl₅
76. masa molar 78. C₆H₆ 80. C₄H₁₀O₂
82. Ambos son 30.45% N, 69.55% O
84. 5.00 g de Al, 0.185 moles, 1.12×10^{23} átomos; 0.140 g de Fe, 0.00250 moles, 1.51×10^{21} átomos; 2.7×10^2 g de Cu, 4.3 moles, 2.6×10^{24} átomos; 0.00250 g de Mg, 1.03×10^{-4} moles, 6.19×10^{19} átomos; 0.062 g de Na, 2.7×10^{-3} moles, 1.6×10^{21} átomos; 3.95×10^{-18} g de U, 1.66×10^{-20} moles, 1.00×10^4 átomos
86. 24.8% X, 17.4% Y, 57.8% Z. Si la fórmula molecular fuera en realidad X₄Y₂Z₆, la composición porcentual sería la misma: la masa relativa de cada elemento presente no cambiaría. La fórmula molecular siempre es un múltiplo de número entero de la fórmula empírica.
88. Cu₂O, CuO
90. a) 2.82×10^{23} átomos de H, 1.41×10^{23} átomos de O;
b) 9.32×10^{22} átomos de C, 1.86×10^{23} átomos de O;
c) 1.02×10^{19} átomos de C y átomos de H; d) 1.63×10^{25} átomos de C, 2.99×10^{25} átomos de H, 1.50×10^{25} átomos de O
92. a) 4.141 g de C, 52.96% C, 2.076×10^{23} átomos de C;
b) 0.0305 g de C, 42.88% C, 1.53×10^{21} átomos de C;
c) 14.4 g de C, 76.6% C, 7.23×10^{23} átomos de C

Capítulo 8

2. La fórmula empírica es la razón de números enteros más bajos de los átomos en el compuesto. La gráfica del PVDF muestra cuatro de cada tipo de átomo (carbono, hidrógeno y flúor), por lo que la fórmula empírica es CHF.
4. La masa atómica promedio toma en cuenta los varios isótopos de un elemento y las abundancias relativas en las que se encuentran aquellos átomos.
6. a) uno; b) cinco; c) 10; d) 50; e) 10
8. Una muestra que contiene 35 átomos de estaño pesaría 4155 uma; 2967.5 uma de estaño representarían 25 átomos de estaño.
10. 26.98 12. 3.011×10^{23} átomos de Ne; 2.002 g de He 14. 177 g
16. 1.99×10^{-23} g 18. 0.50 moles de átomos de Ne
20. a) 3.500 moles de átomos de F; b) 2.000 mmol de Hg;
c) 3.000 moles de Si; d) 0.2500 moles de Pt;
e) 100.0 moles de Mg; f) 0.5000 moles de Mo
22. a) 0.221 g; b) 0.0676 g; c) 3.64×10^3 g;
d) 1.84×10^{-5} g; e) 86.4 g; f) 7.47×10^{-3} g

A34 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

94. 2.12 g de Fe 96. 7.86 g de Hg 98. 2.554×10^{-22} g
100. a) 0.9331 g de N; b) 1.388 g de N; c) 0.8537 g de N;
d) 1.522 g de N
102. MgN_2O_6 [$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$]
104. La masa promedio no sólo toma en cuenta las masas atómicas de los isótopos de un elemento, sino también la abundancia relativa de los isótopos en la naturaleza.
106. 8.61×10^{11} átomos de sodio; 6.92×10^{24} uma
108. a) 2.0×10^2 g de K; b) 0.0612 g de Hg; c) 1.27×10^{-3} g de Mn;
d) 325 g de P; e) 2.7×10^6 g de Fe; f) 868 g de Li;
g) 0.2290 g de F
110. a) 151.9 g; b) 454.4 g; c) 150.7 g; d) 129.8 g;
e) 187.6 g
112. a) 0.311 moles; b) 0.270 moles; c) 0.0501 moles;
d) 2.8 moles; e) 6.2 moles
114. a) 4.2 g; b) 3.05×10^5 g; c) 0.533 g; d) 1.99×10^3 g;
e) 4.18×10^3 g
116. a) 1.15×10^{22} moléculas; b) 2.08×10^{24} moléculas;
c) 4.95×10^{22} moléculas; d) 2.18×10^{22} moléculas;
e) 6.32×10^{20} unidades de fórmula (la sustancia es iónica)
118. a) 38.76% Ca, 19.97% P, 41.27% O; b) 53.91% Cd, 15.38% S, 30.70% O; c) 27.93% Fe, 24.06% S, 48.01% O;
d) 43.66% Mn, 56.34% Cl; e) 29.16% N, 8.392% H, 12.50% C, 49.95% O; f) 27.37% Na, 1.200% H, 14.30% C, 57.14% O; g) 27.29% C, 72.71% O; h) 63.51% Ag, 8.246% N, 28.25% O
120. a) 36.76% Fe; b) 93.10% Ag; c) 55.28% Sr;
d) 55.80% C; e) 37.48% C; f) 52.92% Al;
g) 36.70% K; h) 52.45% K
122. $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$ 124. HgO 126. BaCl₂

Capítulo 9

2. Los coeficientes de la ecuación química balanceada indican los *números relativos de moléculas* (o moles) de cada reactivo que se combinan, al igual que el número de moléculas (o moles) de cada producto formado.
4. Las ecuaciones químicas balanceadas indican en qué razones molares se combinan las sustancias para formar productos, no en qué proporciones en masa se combinan.
6. a) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
Una unidad de fórmula (o formular) del carbonato de amonio sólido se descompone para producir dos moléculas de gas amoníaco, una molécula de gas dióxido de carbono y una molécula de vapor de agua. Un mol de carbonato de amonio sólido se descompone en dos moles de amoníaco gaseoso, un mol de gas dióxido de carbono y un mol de vapor de agua.
b) $6\text{Mg}(\text{s}) + \text{P}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{Mg}_3\text{P}_2(\text{s})$.
Seis átomos del metal magnesio reaccionan con una molécula de fósforo sólido (P_4) para formar dos unidades de fórmula de fosfuro de magnesio sólido. Seis moles de metal magnesio reaccionan con un mol de fósforo sólido (P_4) para producir dos moles de fosfuro de magnesio sólido.
c) $4\text{Si}(\text{s}) + \text{S}_8(\text{s}) \rightarrow 2\text{Si}_2\text{S}_4(\text{l})$.
Cuatro átomos de silicio sólido reaccionan con una molécula de azufre sólida (S_8) para formar dos moléculas de tetrasulfuro de disilicio líquido. Cuatro moles de silicio sólido reaccionan con un mol de azufre sólido (S_8) para formar dos moles de tetrasulfuro de disilicio líquido.
d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
Una molécula de etanol líquido se quema con tres moléculas de gas oxígeno para producir dos moléculas de gas dióxido de carbono y tres moléculas de vapor de agua. Un mol de etanol líquido se quema con tres moles de gas oxígeno para producir dos moles de dióxido de carbono gaseoso y tres moles de vapor de agua.
8. La ecuación química balanceada indica en qué razones molares se combinan las sustancias para formar productos, no en qué proporcio-

nes en masa se combinan. ¿Cómo podrían 2 g de reactivo producir un total de 3 g de productos?

10. $\frac{3 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}$; $\frac{1 \text{ mol de Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}$; $\frac{3 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}$
12. a) 0.125 moles de Bi_2O_3 ; b) 0.250 moles de Sn; 0.500 moles de H_2O ; c) 0.250 moles de SiO_2 ; 1.00 mol HCl; d) 0.500 moles de HNO_3
14. a) 165 g de CO_2 ; 81.1 g de H_2O ; b) 27.0 g de H_2O ; 33.0 g de CO_2 ; c) 175 g de BaHPO_4 ; 27.0 g de H_2O ; d) 69.1 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 66.0 g de CO_2
16. a) 0.469 moles de O_2 ; b) 0.938 moles de Se; c) 0.625 moles de CH_3CHO ; d) 1.25 moles de Fe
18. La estequiometría es el proceso del uso de una ecuación química para calcular las masas relativas de los reactivos y productos involucrados en una reacción.
20. a) 1.81×10^{-3} moles; b) 0.692 moles; c) 1.40×10^4 moles;
d) 9.37×10^{-6} moles; e) 13.9 moles
22. a) 98.3 g; b) 0.361 g; c) 3.55×10^8 g; d) 0.0140 g;
e) 0.0103 g
24. a) 0.0310 moles; b) 0.00555 moles; c) 0.00475 moles;
d) 0.139 moles
26. a) 1.38 g de B, 14.0 g de HCl; b) 13.5 g de Cu_2O , 6.04 g de SO_2 ; c) 35.9 g de Cu, 6.04 g de SO_2 ; d) 29.0 g de CaSiO_3 , 11.0 g de CO_2
28. 1.52 g de C_2H_2 30. 0.959 g de Na_2CO_3
32. 2.68 g de alcohol etílico 34. 0.443 g de NH_3
36. 8.62 kg de Hg 38. 0.501 g de C
40. El rendimiento de la gasolina es de alrededor de 19 millas por galón.
Ecuación balanceada:
 $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$
1 galón de gasolina $\times \frac{3.7854 \text{ L}}{1 \text{ galón}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$
 $\frac{0.75 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}{114.224 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ moles de CO}_2}{2 \text{ moles de C}_8\text{H}_{18}} \times$
 $\frac{44.01 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \times \frac{1 \text{ lb de CO}_2}{453.59 \text{ g de CO}_2} \times \frac{1 \text{ milla}}{1 \text{ lb de CO}_2} = 19.29 \text{ millas recorridas}$
42. Para determinar el reactivo limitante primero se calcula el número de moles presentes de cada reactivo. Después se determina cómo corresponden estos números de moles a la razón estequiométrica indicada por la ecuación química balanceada para la reacción. Para cada reactivo utilice las razones estequiométricas a partir de la ecuación química balanceada a fin de calcular cuántos de los demás reactivos se requerirían para que reaccionen por completo.
44. Un reactivo está presente en exceso si hay más de ese reactivo de lo que se requiere para que reaccione con el reactivo limitante. Por definición, el reactivo limitante no puede estar presente en exceso. No.
46. a) H_2SO_4 es el limitante; 4.90 g de SO_2 , 0.918 g de H_2O ; b) H_2SO_4 es el limitante; 6.30 g de $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$, 0.918 g de H_2O ; c) O_2 es el limitante; 6.67 g de SO_2 , 1.88 g de H_2O ; d) AgNO_3 es el limitante; 3.18 g de Ag, 2.09 g de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
48. a) O_2 es el limitante; 0.458 g de CO_2 ; b) CO_2 es el limitante; 0.409 g de H_2O ; c) MnO_2 es el limitante; 0.207 g de H_2O ; d) I_2 es el limitante; 1.28 g de ICl
50. a) CO es el reactivo limitante; 11.4 mg de CH_3OH ; b) I_2 es el reactivo limitante; 10.7 mg de AlI_3 ; c) HBr es el reactivo limitante; 12.4 mg de CaBr_2 ; 2.23 mg de H_2O ; d) H_3PO_4 es el reactivo limitante; 15.0 mg de CrPO_4 ; 0.309 mg de H_2
52. CuO 54. 1.79 g de Fe_2O_3
56. El sulfato de sodio es el reactivo limitante; el cloruro de calcio está presente en exceso.
58. 0.67 kg de SiC
60. Si la reacción ocurre en un disolvente, el producto puede tener una solubilidad sustancial en el disolvente; la reacción puede alcanzar el equilibrio antes de que se logre el rendimiento completo del producto (vea el capítulo 17); puede ocurrir la pérdida del producto a través de un error de operación.
62. 1.86 g en teoría; rendimiento de 81.3%

64. $2\text{LiOH}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$. Pueden absorberse 142 g de CO_2 ; 102 g es el 71.8% de la capacidad del envase.
66. teórico, 2.72 g de BaSO_4 ; porcentual, 74.3%
68. 28.6 g de NaHCO_3
70. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; 1.47 g de CO_2
72. al menos 325 mg
74. a) $\text{UO}_2(s) + 4\text{HF}(ac) \rightarrow \text{UF}_4(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$. Una unidad de fórmula del óxido de uranio(IV) se combina con cuatro moléculas de ácido fluorhídrico produciendo una molécula de fluoruro de uranio(IV) y dos moléculas de agua. Un mol de óxido de uranio(IV) se combina con cuatro moles de ácido fluorhídrico para producir un mol de fluoruro de uranio(IV) y dos moles de agua; b) $2\text{Na}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + 2\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$. Dos moléculas (unidades de fórmula) del acetato de sodio reaccionan exactamente con una molécula de ácido sulfúrico produciendo una molécula (unidad de fórmula) de sulfato de sodio y dos moléculas de ácido acético. Dos moles de acetato de sodio se combinan con un mol de ácido sulfúrico produciendo un mol de sulfato de sodio y dos moles de ácido acético; c) $\text{Mg}(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{MgCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$. Un átomo de magnesio reacciona con dos moléculas (unidades de fórmula) de ácido clorhídrico para formar una molécula (unidad de fórmula) de cloruro de magnesio y una molécula de gas hidrógeno. Un mol de magnesio se combina con dos moles de ácido clorhídrico produciendo un mol de cloruro de magnesio y un mol de hidrógeno gaseoso; d) $\text{B}_2\text{O}_3(s) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{B}(\text{OH})_3(s)$. Una molécula (unidad de fórmula) de trióxido de diboro reacciona con exactamente tres moléculas de agua produciendo dos moléculas de trihidróxido de boro (ácido bórico). Un mol de trióxido de diboro se combina con tres moles de agua para producir dos moles de trihidróxido de boro (ácido bórico).
76. para el O_2 , 5 moles O_2 /1 mol de C_3H_8 ; para el CO_2 , 3 moles CO_2 /1 mol de C_3H_8 ; para el H_2O , 4 moles de H_2O /1 mol de C_3H_8
78. a) 0.0588 moles de NH_4Cl ; b) 0.0178 moles de CaCO_3 ; c) 0.0217 moles de Na_2O ; d) 0.0323 moles de PCl_3
80. a) 3.2×10^2 g de HNO_3 ; b) 0.0612 g de Hg ; c) 4.49×10^{-3} g de K_2CrO_4 ; d) 1.40×10^3 g de AlCl_3 ; e) 7.2×10^6 kg de SF_6 ; f) 2.13×10^3 g de NH_3 ; g) 0.9397 g de Na_2O_2
82. 1.9×10^2 kg de SO_3 84. 0.667 g de O_2 86. 0.0771 g de H_2
88. a) Br_2 es el reactivo limitante; 6.4 g de NaBr ; b) CuSO_4 es el reactivo limitante; 5.1 g de ZnSO_4 , 2.0 g de Cu ; c) NH_4Cl es el reactivo limitante; 1.6 g de NH_3 , 1.7 g de H_2O , 5.5 g de NaCl ; d) Fe_2O_3 es el reactivo limitante; 3.5 g de Fe , 4.1 g de CO_2
90. 0.624 moles de N_2 , 17.5 g de N_2 ; 1.25 moles de H_2O , 22.5 g de H_2O
92. 5.0 g
10. La temperatura es el concepto por medio del cual se expresa la energía térmica contenida en una muestra. No se pueden medir de manera directa los movimientos de las partículas/energía cinética en una muestra de materia. Sin embargo, se sabe que si dos objetos están a temperaturas diferentes, el que tiene la temperatura más alta contiene moléculas con energías cinéticas promedio mayores que las moléculas del objeto a la temperatura más baja.
12. Cuando el sistema químico genera energía, aquella generada a partir de las sustancias químicas reactivas se transfiere al entorno.
14. exactamente igual a 16. interna 18. perdiendo
20. ganando
22. a) $\frac{1 \text{ J}}{4.184 \text{ cal}}$; b) $\frac{4.184 \text{ cal}}{1 \text{ J}}$; c) $\frac{1 \text{ kcal}}{1000 \text{ cal}}$; d) $\frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}}$
24. 6540 J = 6.54 kJ
26. a) 8.254 kcal; b) 0.0415 kcal; c) 8.231 kcal; d) 752.9 kcal
28. a) 243 kJ a tres cifras significativas; b) 0.004184 kJ; c) 0.000251 kJ; d) 0.4503 kJ
30. a) 9.174×10^4 cal; b) 425.7 cal; c) 1.032 kcal; d) 383.8 kJ
32. 5.8×10^2 J (dos cifras significativas) 34. 29 °C
36. exotérmica
38. 14.6 kJ (~15 kJ a una cifra significativa)
40. Un calorímetro es un dispositivo aislado en el que se efectúan reacciones y se miden los cambios de temperatura, lo que permite el cálculo de los flujos de calor. Vea la figura 10.6.
42. a) -9.23 kJ; b) -148 kJ; c) 296 kJ/mol
44. a) -29.5 kJ; b) $\Delta H = -1360$ kJ; c) 453 kJ/moles de H_2O
46. -220 kJ 48. -233 kJ
50. Una vez que todo en el universo esté a la misma temperatura, no habrá más trabajo termodinámico que pueda realizarse. Aun cuando la energía del universo será la misma, la energía se habrá dispersado de manera uniforme, haciéndola inútil de manera efectiva.
52. Las fuentes concentradas de energía, como el petróleo, se están utilizando de manera que se dispersa la energía que contienen, haciendo que no esté disponible esa energía para uso humano posterior.
54. El petróleo consiste principalmente de hidrocarburos, los cuales son moléculas que contienen cadenas de átomos de carbono con átomos de hidrógeno unidos a las cadenas. Las fracciones se basan en el número de átomos de carbono en las cadenas: por ejemplo, la gasolina es una mezcla de hidrocarburos con 5-10 átomos de carbono en las cadenas, mientras que el asfalto es una mezcla de hidrocarburos con 25 o más átomos de carbono en las cadenas. Las distintas fracciones tienen propiedades físicas y usos diferentes, pero todas pueden quemarse para producir energía. Vea la tabla 10.3.
56. El tetraetilo de plomo se utilizaba como un aditivo para la gasolina con el fin de promover un funcionamiento más refinado de los motores. Ya no se utiliza de manera amplia debido a preocupaciones acerca del plomo liberado en el ambiente a medida que la gasolina con plomo se quema.
58. El efecto invernadero es un efecto de calentamiento debido a la presencia de gases en la atmósfera que absorben la radiación infrarroja que ha alcanzado la Tierra a partir del Sol; los gases no permiten que la energía pase de regreso al espacio. Un efecto invernadero limitado es deseable debido a que modera los cambios de temperatura en la atmósfera que de otra manera serían más drásticos entre el día, cuando el Sol está brillando, y la noche. Sin embargo, tener una concentración muy alta de gases invernadero elevará la temperatura de la Tierra demasiado, afectando el clima, los cultivos, las capas de hielo polares, las temperaturas de los océanos, etc. El dióxido de carbono producido por las reacciones de combustión es una gran preocupación como gas invernadero.
60. Si una reacción propuesta involucra cualquiera o ambos de estos fenómenos, la reacción tenderá a ser favorable.

Capítulo 10

2. La energía potencial es la energía que se debe a la posición o a la composición. Una piedra en la cima de una colina posee energía potencial debido a que con el tiempo puede rodar colina abajo. Un galón de gasolina posee energía potencial debido a que puede liberarse calor cuando la gasolina se quema.
4. La energía total del universo es constante. La energía no puede crearse ni destruirse, sólo puede convertirse de una forma a otra.
6. La pelota A inicialmente posee energía potencial en virtud de su posición en la cima de la colina. A medida que rueda colina abajo, su energía potencial se convierte en energía cinética y energía friccional (calor). Cuando la pelota A alcanza la parte inferior de la colina y golpea la pelota B, transfiere su energía cinética a la pelota B. La pelota A entonces sólo tiene la energía potencial que corresponde a su nueva posición.
8. El té caliente está a una temperatura más alta, lo cual significa que sus partículas tienen energías cinéticas promedio mayores. Cuando el té se derrama sobre la piel, la energía fluye del té caliente a la piel, hasta que el té y la piel están a la misma temperatura. El flujo entrante repentino de energía ocasiona la quemadura.

62. La formación de un precipitado sólido representa una concentración de la materia.
64. Las moléculas en el agua líquida se están moviendo alrededor de manera libre y por tanto están más “desordenadas” que cuando se mantienen de manera rígida en una red sólida en el hielo. La entropía aumenta durante la fusión.
66. a) 110.5 kcal; b) 4.369 kcal; c) 0.2424 kcal; d) 45.53 kcal
68. 7.65 kcal 70. 2.0×10^2 J (dos cifras significativas)
72. 3.8×10^5 J 74. 62.5 °C 63 °C 76. 9.0 J
78.

Sustancia	Capacidad calorífica específica	Cambio de temperatura
agua (l)	4.184 J/g °C	23.9 °C
agua (s)	2.03 J/g °C	49.3 °C
agua (g)	2.0 J/g °C	50. °C
aluminio	0.89 J/g °C	1.1×10^2 °C
hierro	0.45 J/g °C	2.2×10^2 °C
mercurio	0.14 J/g °C	7.1×10^2 °C
carbono	0.71 J/g °C	1.4×10^2 °C
plata	0.24 J/g	4.2×10^2 °C
oro	0.13 J/g °C	7.7×10^2 °C
80. a) exotérmico; b) exotérmico; c) endotérmico; d) endotérmico
82. $\frac{1}{2}C + F \rightarrow A + B + D \quad \Delta H = 47.0 \text{ kJ}$
84. Aproximadamente 9 horas

Capítulo 11

2. Los experimentos de Rutherford determinaron que el átomo tenía un núcleo que contiene partículas con carga positiva llamadas *protones*. Estableció que el núcleo era muy pequeño en comparación con el tamaño total del átomo. No fue capaz de determinar dónde estaban los electrones en el átomo o qué era lo que hacían.
4. Las diferentes formas de la radiación electromagnética exhiben el mismo comportamiento parecido a una onda, y se propagan en el espacio a la misma velocidad (la “velocidad de la luz”). Los tipos de radiación electromagnética difieren en su frecuencia (y longitud de onda) y en la cantidad de energía resultante transportada por fotón.
6. La frecuencia de la radiación electromagnética representa cuántas ondas pasan por una localización dada por segundo. La velocidad de la radiación electromagnética representa qué tan rápido se propagan las ondas a través del espacio. La frecuencia y la velocidad no son iguales.
8. Los gases invernadero no absorben luz en las longitudes de onda visibles. Por tanto, esta luz pasa a través de la atmósfera y calienta la Tierra manteniendo nuestro planeta mucho más caliente de lo que lo estaría sin estos gases. Como se está incrementando el uso de combustibles fósiles, el nivel de CO₂ en la atmósfera está aumentando de manera gradual pero significativa. Un incremento en el nivel de CO₂ calentará la Tierra más, cambiando con el tiempo los patrones climáticos en la superficie terrestre y derritiendo las capas de hielo polares.
10. Exactamente igual a 12. Es emitida como un fotón.
14. Absorbe
16. Cuando los átomos de hidrógeno excitados desprenden su energía en exceso, los fotones de radiación emitidos siempre tienen exactamente la misma longitud de onda y energía. Esto significa que el átomo de hidrógeno sólo posee ciertos estados de energía permitidos y que los fotones emitidos corresponden al cambio electrónico de uno de estos estados a otro estado de energía permitido. La energía del fotón emitido corresponde a la diferencia de energía entre los estados permitidos. Si el átomo de hidrógeno *no* poseyera niveles de energía discretos, los fotones emitidos tendrían longitudes de onda y energías aleatorias.
18. Son idénticas.
20. La energía se emite como longitudes de onda que corresponden a transiciones específicas para el electrón entre los niveles de energía del hidrógeno.
22. El electrón se mueve a una órbita más alejada del núcleo del átomo.
24. La teoría de Bohr explicaba con exactitud el espectro de líneas del hidrógeno observado de manera experimental. Fue descartada debido a que las propiedades calculadas no corresponden con detalle a las mediciones experimentales para los átomos diferentes al hidrógeno.
26. Una órbita se refiere a una trayectoria circular exacta y definida alrededor del núcleo, en la que Bohr postuló que se encontraría un electrón. Un orbital representa una región del espacio en la que existe una alta probabilidad de encontrar el electrón.
28. La analogía de la luciérnaga tiene la intención de demostrar el concepto de un mapa de probabilidad para la densidad electrónica. En el modelo mecánico ondulatorio del átomo no se puede decir de manera específica dónde está el electrón en el átomo; sólo se puede decir dónde existe una probabilidad alta de encontrarlo. La analogía es para imaginar una toma de fotografía con tiempo de exposición de una luciérnaga en una habitación cerrada. La mayor parte del tiempo el insecto se encontrará cerca del centro de la habitación.
30. La representación es un mapa de contorno, que indica una probabilidad de 90% de que el electrón esté dentro de la región del espacio limitada por esa región. El electrón puede estar en cualquier parte dentro de esta área.
32. lóbulo doble (forma de “mancuerna”); más bajo en energía y más cercano al núcleo; forma similar
34. 1
36. Valor de *n* Subcapas posibles
- | | |
|---|----------------|
| 1 | 1s |
| 2 | 2s, 2p |
| 3 | 3s, 3p, 3d |
| 4 | 4s, 4p, 4d, 4f |
38. Los electrones tienen un espín intrínseco (giran sobre su propio eje). De manera geométrica, sólo hay dos sentidos posibles para el espín (en el sentido en que se desplazan las manecillas del reloj y en sentido contrario al mismo). Esto significa que sólo dos electrones pueden ocupar un orbital, con el sentido o dirección opuesta del espín. A esta idea se le llama *principio de exclusión de Pauli*.
40. aumenta
42. apareados (espín opuesto)
44. a) no es posible; b) es posible; c) es posible; d) no es posible
46. Para un átomo de hidrógeno en su estado basal, el electrón está en el orbital 1s. El orbital 1s tiene la energía más baja de todos los orbitales del hidrógeno.
48. Se está llenando de la misma manera el tipo similar de orbitales; las propiedades químicas de los miembros del grupo son similares.
50. a) silicio; b) berilio; c) neón; d) argón
52. a) selenio; b) escandio; c) azufre; d) yodo
54. a)

↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓
1s	2s	2p	3s

b)

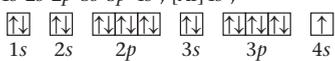
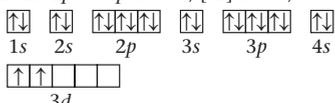
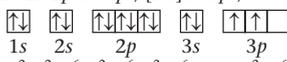
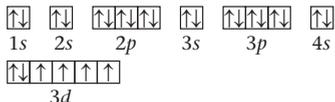
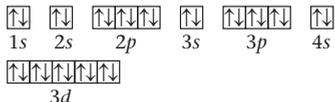
↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓
1s	2s	2p	3s	3p

c)

↑↓	↑
1s	2s

d)

↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓
1s	2s	2p	3s	3p	4s
↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓			↑↑↑↑		
3d			4p		
56. Las respuestas específicas dependen de la elección de los elementos del estudiante. Cualquier elemento del grupo 1 tendría un electrón de valencia. Cualquier elemento del grupo 3 tendría tres electrones de valencia. Cualquier elemento del grupo 5 tendría cinco, y cualquier elemento del grupo 7 tendría siete.

58. Las propiedades del Rb y del Sr sugieren que son miembros de los grupos 1 y 2, respectivamente, y por tanto deben estar llenando el orbital 5s. El orbital 5s es menor en energía que (y se llena antes) que los orbitales 4d.
60. a) aluminio; b) potasio; c) bromo; d) estaño
62. a) $[\text{Ne}]3s^23p^3$; b) $[\text{Ne}]3s^23p^5$; c) $[\text{Ne}]3s^2$; d) $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
64. a) 1; b) 2; c) 0; d) 10
66. a) 5f; b) 5f; c) 4f; d) 6p 68. $[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^5$
70. Los elementos metálicos pierden electrones y forman iones positivos (cationes); los elementos no metálicos ganan electrones y forman iones negativos (aniones).
72. Todos existen como moléculas diatómicas (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2); son no metales que tienen electronegatividades relativamente altas y forman iones 1- al reaccionar con elementos metálicos.
74. Los elementos a la izquierda de un periodo (renglón horizontal) pierden electrones con mayor facilidad; a la izquierda de un periodo (nivel de energía principal dado) la carga nuclear es la más pequeña y los electrones se mantienen de manera menos estrecha.
76. Los elementos de un periodo dado (renglón horizontal) tienen electrones de valencia en las mismas subcapas, pero la carga nuclear aumenta a través de un periodo al ir de izquierda a derecha. Los átomos en el lado izquierdo tienen cargas nucleares más pequeñas y sujetan de manera menos estrecha sus electrones de valencia.
78. Cuando las sustancias absorben energía, los electrones se excitan (se mueven a niveles de energías más altos). Al regresar al estado basal, se libera energía, parte de la cual está en el espectro visible. Debido a que se ven colores, esto indica que sólo se liberan ciertas longitudes de onda de luz, lo cual significa que sólo se permiten ciertas transiciones. A esto se refieren los niveles de energías cuantizados. Si se emitieran todas las longitudes de onda de la luz, se vería luz blanca.
80. a) Li; b) Ca; c) Cl; d) S
82. a) Na; b) S; c) N; d) F
84. velocidad de la luz 86. fotones 88. cuantizados
90. orbital 92. metal de transición 94. espines
96. a) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; $[\text{Ar}]4s^1$;

- b) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^2$; $[\text{Ar}]4s^23d^2$;

- c) $1s^22s^22p^63s^23p^2$; $[\text{Ne}]3s^23p^2$;

- d) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$; $[\text{Ar}]4s^23d^6$;

- e) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$; $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$;

98. a) ns^2 ; b) ns^2np^5 ; c) ns^2np^4 ; d) ns^1 ; e) ns^2np^4
100. a) 2.7×10^{-12} m; b) 4.4×10^{-34} m; c) 2×10^{-35} m; las longitudes de onda para la pelota y la persona son infinitesimalmente pequeñas, mientras que la longitud de onda para el electrón es casi del mismo orden de magnitud que el diámetro de un átomo común.
102. La luz a partir del átomo de hidrógeno sólo se emite a ciertas longitudes de onda fijas. Si los niveles de energía del hidrógeno fueran continuos, un átomo de hidrógeno emitiría energía a todas las longitudes de onda posibles.

104. El tercer nivel de energía principal del hidrógeno se divide en tres subniveles (3s, 3p y 3d); se tiene un solo orbital 3s, un conjunto de tres orbitales 3p y un conjunto de cinco orbitales 3d. Vea las figuras 11.25 a 11.28 para las formas de estos orbitales.
106. La respuesta depende de la elección de ejemplos del estudiante.
108. a) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$
 b) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^6$
 c) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^66s^2$
 d) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^4$
110. a) cinco (2s, 2p); b) siete (3s, 3p); c) uno (3s); d) tres (3s, 3p)
112. a) $[\text{Kr}]5s^24d^2$; b) $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$; c) $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$; d) $[\text{Xe}]6s^1$
114. a) Se; b) Se; c) Rb; d) V
116. metales, bajas; no metales, altas
118. a) Ca; b) P; c) K

Capítulo 12

2. La *energía de enlace* representa la energía requerida para romper un enlace químico.
4. Un enlace covalente representa la *compartición* de los electrones por los núcleos.
6. En el H_2 y en el HF el enlace es covalente por naturaleza, con un par de electrones compartidos entre los átomos. En el H_2 los dos átomos son idénticos y por tanto la compartición es equitativa. Éstos están en contraste notable con la situación en el NaF, pues éste es un compuesto iónico y se transfiere por completo un electrón del sodio al flúor; por tanto, se producen los iones separados.
8. Un enlace es polar si los centros de carga positiva y negativa no coinciden en el mismo punto. El enlace tiene un extremo positivo y un extremo negativo. Cualquier molécula en la que los átomos en los enlaces no son idénticos tendrá enlaces polares (aunque la molécula como un todo puede ser no polar). Dos ejemplos sencillos son el HCl y el HF.
10. La diferencia en electronegatividad entre los átomos en el enlace.
12. a) El I es el más electronegativo, el Rb es el menos electronegativo; b) el Mg es el más electronegativo, el Ca y el Sr tienen electronegatividades similares; c) El Br es el más electronegativo, el K es el menos electronegativo
14. a) iónico; b) covalente polar; c) covalente
16. c) y d)
18. a) O—Br; b) N—F; c) P—O; d) H—O
20. a) Ca—Cl; b) Ba—Cl; c) Fe—I; d) Be—F
22. La presencia de dipolos de enlace fuertes y un momento dipolar total grande hacen que el agua sea una sustancia muy polar. Las propiedades del agua dependientes de su momento dipolar involucran su punto de congelación, su punto de fusión, su presión de vapor y su habilidad para disolver muchas sustancias.
24. a) H; b) Cl; c) I
26. a) $\delta^+\text{S} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$; b) $\delta^+\text{S} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$; c) $\delta^+\text{S} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$; d) $\delta^+\text{S} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$
28. a) $\delta^+\text{H} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$; b) $\delta^+\text{N} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$;
 c) $\delta^+\text{S} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$; d) $\delta^+\text{C} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$
30. precedente
32. Los átomos en las moléculas covalentes ganan una configuración como la de un gas noble compartiendo uno o más pares de electrones entre los átomos: tales pares de electrones compartidos “pertenecen” a cada uno de los átomos de enlace al mismo tiempo. En el enlace iónico un átomo dona por completo uno o más electrones a otro átomo, y después los iones resultantes se comportan de manera independiente entre sí (no están “unidos” aunque son mutuamente atraentes).
34. a) Br^- $[\text{Kr}]$; b) Cs^+ $[\text{Xe}]$; c) P^{3-} $[\text{Ar}]$; d) S^{2-} $[\text{Ar}]$

A38 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

36. a) F^- , O^{2-} , N^{3-} ; b) Cl^- , S^{2-} , P^{3-} ;
c) F^- , O^{2-} , N^{3-} ; d) Br^- , Se^{2-} , As^{3-}

38. a) $AlBr_3$; b) Al_2O_3 ; c) AlP ; d) AlH_3

40. Las respuestas dependen de la elección de ejemplos del estudiante.

42. Un sólido iónico como el $NaCl$ consiste en un arreglo de iones alternados con carga positiva y negativa: es decir, cada ión positivo tiene como sus vecinos más cercanos a un grupo de iones negativos y cada ión negativo tiene un grupo de iones positivos rodeándolo. En la mayoría de los sólidos iónicos, los iones se empacan lo más compacto posible.

44. En la formación de un anión, un átomo gana electrones adicionales en su capa más externa (de valencia). El tener electrones adicionales en la capa de valencia incrementa las fuerzas repulsivas entre los electrones, y la capa más externa se vuelve más grande para acomodar esto.

46. a) El F^- es más grande que el Li^+ ; el ión F^- tiene una capa llena $n = 2$. Un átomo de litio ha *perdido* el electrón de su capa $n = 2$, dejando la capa $n = 1$ como su más externa. b) El Cl^- es más grande que el Na^+ , dado que sus electrones de valencia están en la capa $n = 3$ (el Na^+ ha perdido su electrón $3s$). c) El Ca es mayor que el Ca^{2+} . Los iones positivos siempre son más pequeños que los átomos a partir de los cuales se forman. d) El I^- es más grande. El Cs^+ y el I^- tienen la misma configuración electrónica (isoelectrónica con el Xe) y tienen sus electrones de valencia en la misma capa. Sin embargo, el Cs^+ tiene dos cargas positivas más en su núcleo que el I^- ; esta carga ocasiona que la capa $n = 5$ del Cs^+ sea más pequeña que la del I^- (el electrón es atraído más cerca del núcleo por la carga positiva).

48. a) I^- b) F^- c) F^-

50. Cuando los átomos forman enlaces covalentes, tratan de lograr una configuración electrónica de valencia similar a la del siguiente elemento de gas noble. Cuando los elementos en los primeros pocos periodos (renglones horizontales) de la tabla periódica forman enlaces covalentes, intentan alcanzar las configuraciones de los gases nobles helio (dos electrones de valencia, regla del dueto) y neón y argón (ocho electrones de valencia, regla del octeto).

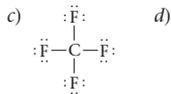
52. Estos elementos logran un total de ocho electrones de valencia, lo que da las configuraciones electrónicas de valencia de los gases nobles Ne y Ar .

54. Dos átomos en una molécula están conectados por medio de un enlace triple si los átomos comparten tres pares de electrones (seis electrones) para completar sus capas más externas. Una molécula sencilla que contiene un enlace triple es el acetileno, C_2H_2 ($H:C:::C:H$).

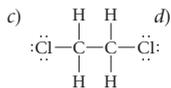
56. a) Mg ; b) \ddot{Br} ; c) \ddot{S} ; d) \ddot{Si}

58. a) 24; b) 16; c) 20; d) 17

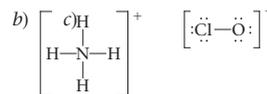
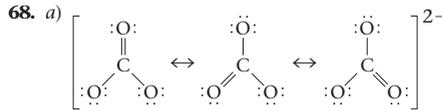
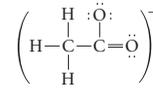
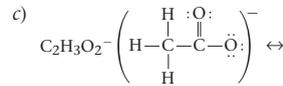
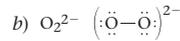
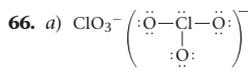
60. a) $H-H$ b) $H-\ddot{Cl}$:



62. a) $\begin{array}{c} :\ddot{Cl}-\ddot{P}-\ddot{Cl}: \\ | \\ :\ddot{Cl}: \end{array}$ b) $\begin{array}{c} H \\ | \\ :\ddot{Cl}-C-\ddot{Cl}: \\ | \\ :\ddot{Cl}: \end{array}$



64. $:\text{O} \equiv \text{C} - \ddot{\text{O}}: \longleftrightarrow \ddot{\text{O}} = \text{C} = \ddot{\text{O}} \longleftrightarrow \ddot{\text{O}} - \text{C} \equiv \text{O}:$



70. La estructura geométrica del NH_3 es la de una pirámide trigonal. El átomo de nitrógeno del NH_3 está rodeado por cuatro pares de electrones (que son de enlace; uno es un par solitario). El ángulo del enlace $H-N-H$ es un poco menor a 109.5° (debido a la presencia del par solitario).

72. El SiF_4 tiene una estructura geométrica tetraédrica; ocho pares de electrones en el Si ; $\sim 109.5^\circ$.

74. La estructura molecular general de una molécula está determinada por cuántos pares de electrones rodean el átomo central de la molécula y por cuáles de estos pares se utilizan para el enlazamiento de sus demás átomos.

76. La geometría muestra que sólo se necesitan dos puntos en el espacio para indicar una línea recta. Una molécula diatómica representa dos puntos en el espacio.

78. En el NF_3 , el átomo de nitrógeno tiene *cuatro* pares de electrones de valencia; en el BF_3 , sólo *tres* pares de electrones de valencia rodean el átomo de boro. En el NF_3 el par de no enlace en el nitrógeno empuja los tres átomos de F fuera del plano del átomo de N .

80. a) cuatro pares de electrones en un arreglo tetraédrico (distorsionado); b) cuatro pares de electrones en un arreglo tetraédrico (ligera-mente distorsionado); c) cuatro pares de electrones en un arreglo tetraédrico.

82. a) piramidal trigonal; b) piramidal trigonal; c) no lineal (angular, en forma de V)

84. a) básicamente un arreglo tetraédrico de los oxígenos alrededor del fósforo; b) tetraédrico; c) pirámide trigonal

86. a) aproximadamente tetraédrico (un poco menor a 109.5°); b) aproximadamente tetraédrico (un poco menor a 109.5°); c) tetraédrico (109.5°); d) trigonal plana (120°) debido al enlace doble

88. 120° alrededor de los átomos de carbono en los anillos; también de 120° para los ángulos de los enlaces $C-N-N$ y $N-N-C$. Los enlaces dobles influyen en gran medida en los ángulos de enlace, con cada ángulo sólo teniendo tres "pares efectivos" de electrones alrededor del átomo.

90. doble

92. a) $S-F$; b) $P-O$; c) $C-H$

94. La energía de enlace es la energía requerida para romper el enlace.

96. a) Be ; b) N ; c) F

98. a), c)

100. a) O ; b) Br ; c) I

A40 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

50. a) 5.02 L; b) 3.56 atm = 2.70×10^3 mm de Hg; c) 334 K
52. 0.747 atm
54. 304 K, 31 °C
56. 0.150 atm; 0.163 atm
58. 238 K/-35 °C
60. El helio (5.07 atm) está a una presión más alta que el argón (3.50 atm).
62. 0.332 atm; 0.346 atm
64. ~283 atm (2.8×10^2 atm)
66. A medida que se burbujea un gas a través del agua, las burbujas del gas se saturan con el vapor del agua, porque se forma una mezcla gaseosa. La presión total para una muestra de gas que se ha recolectado burbujeándola a través del agua está conformada por dos componentes: la presión de la muestra de gas y la presión del vapor del agua. La presión parcial del gas es igual a la presión total de la muestra menos la presión del vapor de agua.
68. 0.314 atm
70. 3.00 g de Ne; 5.94 g de Ar
72. 3.07 atm
74. $P_{\text{hidrógeno}} = 0.990$ atm; 9.55×10^{-3} moles de H_2 ; 0.625 g de Zn
76. Una teoría es exitosa si explica las observaciones experimentales conocidas. Las teorías que han tenido éxito en el pasado pueden no tener éxito en el futuro (por ejemplo, a medida que evoluciona la tecnología, son posibles experimentos más perfeccionados en el futuro).
78. presión
80. no
82. Si se incrementa la temperatura de una muestra de gas, la energía cinética promedio de las partículas del gas aumenta. Esto significa que las velocidades de las partículas se incrementan. Si las partículas tienen una velocidad más alta, golpean las paredes del contenedor con mayor frecuencia y con mayor fuerza; por tanto, incrementan la presión.
84. TPE = 0 °C, 1 atm de presión. Estas condiciones se eligieron debido a que son fáciles de lograr y reproducir de *manera experimental*. La presión barométrica dentro de un laboratorio por lo regular será cercana a 1 atm, y 0 °C pueden lograrse con un simple baño de hielo.
86. 2.50 L de O_2
88. 0.941 L
90. 0.941 L; 0.870 L
92. 5.03 L (volumen seco)
94. 52.7 L
96. 28.1 L de He; 23.6 L de Ar
98. 40.5 L; $P_{\text{He}} = 0.864$ atm; $P_{\text{Ne}} = 0.136$ atm
100. 1.72 L
102. 0.365 g
104. doble
106. a) $PV = k$; $P_1V_1 = P_2V_2$; b) $V = bT$; $V_1/T_1 = V_2/T_2$;
c) $V = an$; $V_1/n_1 = V_2/n_2$; d) $PV = nRT$;
e) $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$
108. 125 globos
110. 124 L
112. 0.0999 moles de CO_2 ; 3.32 L húmedo; 2.86 L seco
114. 18.1 L de O_2
116. a) 1.00×10^5 Pa; b) 4.52 atm;
c) 1087 (1.09×10^3) mm de Hg; d) 842 mm de Hg
118. a) 8.60×10^4 Pa; b) 2.21×10^5 Pa; c) 8.88×10^4 Pa;
d) 4.3×10^3 Pa
120. a) 128 mL; b) 1.3×10^{-2} L; c) 9.8 L
122. 2.55×10^3 mm de Hg
124. a) 57.3 mL; b) 448 K = 175 °C; c) cero (cero absoluto; un gas real se condensaría a un sólido o un líquido)
126. 123 mL
128. 2.59 g
130. a) 61.8 K; b) 0.993 atm; c) 1.66×10^4 L

132. se necesitan 487 moles del gas; 7.79 kg de CH_4 ; 13.6 kg de N_2 ; 21.4 kg de CO_2
134. 0.42 atm
136. 2.51×10^3 K
138. 32.4 L
140. 3.43 L de N_2 ; 10.3 L de H_2
142. 5.8 L de O_2 ; 3.9 L de SO_2
144. 7.8×10^2 L
146. 32 L; $P_{\text{He}} = 0.86$ atm; $P_{\text{Ar}} = 0.017$ atm; $P_{\text{Ne}} = 0.12$ atm
148. 22.4 L de O_2

Capítulo 14

2. menos
4. Debido a que se requiere mucho menos energía para evaporar el agua que para derretir el hielo, esto sugiere que el estado gaseoso es significativamente diferente del estado líquido, pero que los estados líquido y sólido son relativamente similares.
6. Vea la figura 14.2.
8. Cuando se calienta un sólido, las moléculas comienzan a vibrar/moverse con mayor velocidad. Cuando se ha adicionado la energía suficiente para superar las fuerzas intermoleculares que mantienen las moléculas en una red cristalina, el sólido se funde. A medida que se calienta el líquido, las moléculas comienzan a moverse con mayor rapidez y de manera más aleatoria. Una vez adicionada la energía suficiente, las moléculas que tienen la energía cinética necesaria comienzan a escapar de la superficie del líquido. Una vez que la presión del vapor que proviene del líquido es igual a la presión sobre el líquido, *éste* hierve. Sólo se necesitan superar las fuerzas intermoleculares en este proceso; no se rompen los enlaces químicos.
10. intramoleculares; intermoleculares
12. La cantidad de energía que debe aplicarse para fusionar 1 mol de la sustancia.
14. a) Al pasar de un líquido a un gas, una cantidad considerablemente mayor del calor que se está aplicando tiene que convertirse en la energía cinética de los átomos que están escapando del líquido; b) 10.9 kJ; c) -2.00 kJ (se genera calor); d) 1.13 kJ.
16. 2.44 kJ; -10.6 kJ (se libera calor)
18. 2.60 kJ/mol
20. son más débiles
22. El enlace de hidrógeno que puede existir cuando el H se enlaza al O (o al N o al F) es una fuerza intermolecular adicional, lo cual significa que debe agregarse energía adicional para separar las moléculas durante la ebullición.
24. Las fuerzas de dispersión de London son fuerzas dipolares instantáneas que surgen cuando la nube de electrones de un átomo es distorsionada de manera momentánea por un dipolo cercano, separando de manera temporal los centros de carga positiva y negativa en el átomo.
26. a) fuerzas de dispersión de London; b) enlace de hidrógeno (H enlazado a N); fuerzas de dispersión de London; c) fuerzas de dispersión de London; d) fuerzas dipolo-dipolo (moléculas polares); fuerzas de dispersión de London
28. Se observa un incremento en el calor de fusión para un aumento en el tamaño del átomo de halógeno (la nube de electrones de un átomo *más grande es polarizada con mayor facilidad por un dipolo vecino*; por tanto, produce fuerzas de dispersión de London mayores).
30. Para que se forme una mezcla homogénea, las fuerzas entre las moléculas de las dos sustancias que se están mezclando deben ser al menos *comparables en magnitud* con las fuerzas intermoleculares dentro de cada sustancia separada. En el caso de una mezcla de agua-etanol, las fuerzas que existen cuando se mezclan ambos son más intensas que las fuerzas agua-agua o etanol-etanol en las sustancias separadas. Las moléculas de etanol y agua pueden aproximarse entre sí de manera más cercana en la mezcla que cualquiera de las moléculas de la sustancia pudiera aproximarse a una molécula similar en las sustancias separadas. El enlazamiento de hidrógeno intenso ocurre en el etanol y en el agua.

32. Cuando se coloca un líquido en un contenedor cerrado, se forma un equilibrio dinámico en el que la evaporación del líquido y la condensación del vapor están ocurriendo al mismo tiempo. Una vez que se ha alcanzado el equilibrio, existe una concentración neta de las moléculas en estado de vapor, lo cual da origen a la presión de vapor observada.
34. Se inyecta un líquido en la parte inferior de la columna de mercurio y se eleva a la superficie del mercurio, donde el líquido se evapora en el vacío sobre la columna de mercurio. A medida que el líquido se evapora, la presión del vapor aumenta en el espacio sobre el mercurio y lo presiona hacia abajo. Por tanto, el nivel de mercurio disminuye y la cantidad por la que este nivel disminuye (en mm de Hg) es equivalente a la presión de vapor del líquido.
36. a) HF: aunque ambas sustancias son capaces del enlazamiento de hidrógeno, el agua tiene dos enlaces O—H que pueden involucrarse en el enlazamiento del hidrógeno contra sólo un enlace F—H en el HF; b) CH_3OCH_3 : debido a que no hay algún H enlazado al átomo de O, no puede existir enlazamiento de hidrógeno. Por tanto, la molécula debe ser relativamente más volátil que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ aun cuando contiene el mismo número de átomos de cada elemento; c) CH_3SH : el enlazamiento de hidrógeno no es muy importante para un enlace S—H (debido a que el S tiene una electronegatividad menor que el O). Dado que existe relativamente poco enlazamiento de hidrógeno, el CH_3SH es más volátil que el CH_3OH .
38. Ambas sustancias tienen la misma masa molar. Sin embargo, el alcohol etílico contiene un átomo de hidrógeno enlazado directamente a un átomo de oxígeno. Por tanto, puede existir enlazamiento de hidrógeno en el alcohol etílico, mientras que sólo existen fuerzas dipolo-dipolo débiles en el éter dimetílico. El éter dimetílico es más volátil; el alcohol etílico tiene un punto de ebullición más alto.
40. Los sólidos *iónicos* tienen iones positivos y negativos como sus partículas fundamentales; un ejemplo sencillo es el cloruro de sodio, en que los iones Na^+ y Cl^- se mantienen juntos por medio de fuerzas electrostáticas intensas. Los sólidos *moleculares* tienen moléculas como sus partículas fundamentales, mantenidas juntas en el cristal por medio de fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de enlace de hidrógeno o fuerzas de dispersión de London (dependiendo de la identidad de la sustancia); ejemplos sencillos de sólidos moleculares incluyen el hielo (H_2O) y el azúcar de mesa ordinario (sacarosa). Los sólidos *atómicos* tienen átomos sencillos como sus partículas fundamentales, con los átomos mantenidos juntos en el cristal por medio del enlace covalente (como en el grafito o en el diamante) o del enlace metálico (como en el cobre u otros metales).
42. Azúcar: sólido molecular relativamente "blando", se funde a una temperatura relativamente baja, se disuelve como moléculas y no conduce electricidad cuando se disuelve o fusiona; sal: sólido iónico relativamente "duro", se fusiona a una temperatura alta, se disuelve como iones con carga positiva y negativa, y conduce electricidad cuando se disuelve o fusiona.
44. El cloruro de sodio es una sustancia iónica en la que una red cristalina de iones positivos y negativos alternados mantiene la sustancia con fuerzas muy intensas que son difíciles de superar. La sacarosa es una sustancia molecular en la que las moléculas se mantienen juntas en el sólido por medio de fuerzas dipolo-dipolo (y enlazamiento de hidrógeno), las cuales son más débiles que las fuerzas iónicas.
46. En el hidrógeno líquido las únicas fuerzas intermoleculares son las fuerzas de dispersión de London débiles. En el alcohol etílico y en el agua es posible el enlazamiento de hidrógeno, pero las fuerzas de este enlazamiento son más débiles en el alcohol etílico debido a la influencia del resto de la molécula. En la sacarosa también es posible el enlazamiento de hidrógeno pero ahora en varios sitios en la molécula, lo que conduce a fuerzas más intensas. En el cloruro de calcio existe una red cristalina iónica con fuerzas incluso más intensas entre las partículas.
48. Aunque los iones existen en los estados sólido y líquido, en el estado sólido los iones se mantienen en su lugar de manera rígida en la red cristalina y no pueden moverse para conducir una corriente eléctrica.
50. El nitinol es una aleación de níquel y titanio. Cuando el níquel y el titanio se calientan a una temperatura lo suficientemente alta durante la producción del nitinol, los átomos se ordenan en un patrón compacto y regular.
52. j)
54. f)
56. d)
58. a)
60. l)
62. El éter dietílico tiene la presión de vapor más grande. No es posible el enlazamiento de hidrógeno debido a que el átomo de O no tiene un átomo de hidrógeno unido. El enlazamiento *sólo* puede ocurrir cuando un átomo de hidrógeno está *directamente* enlazado a un átomo intensamente electronegativo (como el N, el O o el F). Este enlazamiento es posible en el 1-butanol (el 1-butanol contiene un grupo —OH).
64. a) H_2 . Las fuerzas de dispersión de London son las únicas fuerzas intermoleculares presentes en estas moléculas no polares; por lo regular estas fuerzas se vuelven mayores con el incremento del tamaño atómico (a medida que los átomos se vuelven más grandes, el borde de la nube de electrones podría encontrarse más alejado del núcleo y distorsionarse con mayor facilidad); b) Xe. Sólo existen las fuerzas de London relativamente débiles en un cristal de átomos de Xe, mientras que en el NaCl existen fuerzas iónicas intensas, y en el diamante existe un enlazamiento covalente intenso entre los átomos de carbono. c) Cl_2 . Sólo existen fuerzas de London entre tales moléculas no polares.
66. El *acero* es un término general aplicado a las aleaciones, que consisten sobre todo de hierro, pero con pequeñas cantidades de otras sustancias adicionadas. Mientras que el hierro puro por sí mismo es relativamente blando, maleable y dúctil, los aceros por lo general son más resistentes, duros y mucho menos sujetos al daño.
68. El agua es un disolvente en el que se llevan a cabo procesos celulares en los sistemas vivos. En los océanos modera la temperatura de la Tierra. El agua se utiliza en la industria como un agente refrigerante y sirve como un medio de transporte. El intervalo líquido es de 0°C a 100°C a 1 atm de presión.
70. A altitudes más altas, los puntos de ebullición de los líquidos son más bajos debido a que hay una presión atmosférica más baja sobre el líquido. La temperatura a la que los alimentos se cocinan está determinada por la temperatura a la que el agua en los alimentos puede calentarse antes de que escape como vapor. Por tanto, los alimentos se cocinan a una temperatura más baja en elevaciones altas donde se disminuye el punto de ebullición del agua.
72. El calor de fusión; el calor de evaporación (ebullición). El calor de evaporación siempre es mayor debido a que virtualmente deben superarse todas las fuerzas intermoleculares para formar un gas. En un líquido permanecen fuerzas intermoleculares considerables. Pasar de un sólido a un líquido requiere menos energía que pasar de un líquido a un gas.
74. Las interacciones dipolo-dipolo por lo regular son 1% tan intensas como un enlace covalente. Las interacciones dipolo-dipolo representan atracciones electrostáticas entre porciones de moléculas que sólo transportan una carga *parcial* positiva o negativa, y tales fuerzas requieren que las moléculas que están interaccionando se *acerquen* entre sí.
76. Las fuerzas de dispersión de London son fuerzas relativamente débiles que surgen entre los átomos de gases nobles y en moléculas no polares. Surgen de los *dipolos instantáneos* que se presentan cuando un átomo (o molécula) distorsiona de manera momentánea la nube de electrones de otro átomo (o molécula). Las fuerzas de London por lo regular son más débiles que las fuerzas dipolo-dipolo permanentes o que los enlaces covalentes.
78. Para cada mol del agua líquida que se evapora, varios kilojoules de calor deben ser absorbidos por el agua de su entorno para superar las fuerzas de atracción entre las moléculas.
80. En el NH_3 puede existir un enlazamiento de hidrógeno intenso. Debido a que las moléculas del CH_4 no son polares, sólo existen fuerzas de dispersión de London relativamente débiles.

A42 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

82. Las fuerzas del *enlazamiento de hidrógeno* intensas están presentes en un cristal de hielo, mientras que las *fuerzas de London* mucho más débiles existen en el cristal de una sustancia no polar como el oxígeno.
84. El hielo flota en el agua líquida; el agua se expande cuando se congela.
86. Aunque están a la misma *temperatura*, el vapor a 100 °C contiene una cantidad mayor de *energía* que el agua caliente, igual al calor de evaporación del agua.
88. El enlazamiento de hidrógeno es un caso especial de las interacciones dipolo-dipolo que ocurren entre las moléculas que contienen átomos de hidrógeno enlazados a átomos altamente electronegativos como el flúor, el oxígeno o el nitrógeno. Los enlaces son muy polares, y el tamaño pequeño del átomo de hidrógeno (en comparación con los otros átomos) permite que los dipolos se aproximen entre sí de manera muy cercana. Ejemplos: H₂O, NH₃, HF.
90. La evaporación y la condensación son procesos opuestos. La evaporación es un proceso endotérmico; la condensación es exotérmico. La evaporación requiere una entrada de energía para proveer la energía cinética incrementada poseída por las moléculas cuando están en el estado gaseoso. Ocurre cuando las moléculas en el líquido se están moviendo lo suficientemente rápido como para escapar de la superficie del líquido y entran en la fase de vapor.
- ### Capítulo 15
2. Una mezcla *no* homogénea puede diferir en su composición en varios lugares en la mezcla, mientras que una disolución (una mezcla homogénea) tiene la misma composición en todo su contenido. Los ejemplos de mezclas no homogéneas incluyen la salsa para espagueti, una jarra de frijoles de jalea y una mezcla de sal y azúcar.
4. *sólida*
6. "Semejantes disuelven semejantes." Los hidrocarburos en el petróleo tienen fuerzas intermoleculares que son muy diferentes a las del agua, por lo que el petróleo se dispersa en vez de disolverse en el agua.
8. El dióxido de carbono es un poco soluble en el agua, especialmente si se presuriza (de otra manera, el refresco que puede estar bebiendo mientras estudia química sería "soso"). La solubilidad del dióxido de carbono en el agua es de aproximadamente 1.5 g/L a 25 °C bajo una presión de aproximadamente 1 atm. La molécula del dióxido de carbono es no polar en general, debido a que los dos dipolos individuales de los enlaces C—O se cancelan entre sí por la linealidad de la molécula. Sin embargo, estos dipolos de los enlaces son capaces de interactuar con el agua, lo que hace que el CO₂ sea más soluble en el agua que las moléculas no polares como el O₂ y el N₂, las cuales no poseen dipolos individuales de los enlaces.
10. insaturada
12. grande
14. 100.
16. a) 0.116%; b) 0.0116%; c) 10.4%; d) 10.4%
18. a) 20.5 g de FeCl₃; 504.5 g (505 g) de agua; b) 26.8 g de sacarosa; 198.2 g (198 g) de agua; c) 181.3 g (181 g) de NaCl; 1268.7 (1.27 × 10³) g de agua; d) 95.9 g de KNO₃; 539.1 (539) g de agua
20. 957 g de Fe; 26.9 g de C; 16.5 g de Cr
22. 19.6% CaCl₂
24. 7.81 g de KBr
26. aproximadamente 71 g
28. 9.5 g
30. 0.110 moles; 0.220 moles
32. b)
34. a) 3.35 M; b) 1.03 M; c) 0.630 M; d) 4.99 M
36. a) 0.403 M; b) 0.169 M; c) 0.629 M; d) 0.829 M
38. 4.03 g de KBr
40. 0.0902 M
42. 0.479 M
44. a) 0.00130 moles; b) 0.00609 moles; c) 0.0184 moles; d) 0.0356 moles
46. a) 0.235 g; b) 0.593 g; c) 2.29 g; d) 2.61 g
48. 9.51 g
50. a) 4.60 × 10⁻³ moles de Al³⁺; 1.38 × 10⁻² moles de Cl⁻; b) 1.70 moles de Na⁺; 0.568 moles de PO₄³⁻; c) 2.19 × 10⁻³ moles de Cu²⁺; 4.38 × 10⁻³ moles de Cl⁻; d) 3.96 × 10⁻⁵ moles de Ca²⁺; 7.91 × 10⁻⁵ moles de OH⁻
52. 1.33 g
54. la mitad
56. a) 0.0717 M; b) 1.69 M; c) 0.0426 M; d) 0.625 M
58. 0.541 L (541 mL)
60. Diluir 48.3 mL de la disolución 1.01 M a un volumen final de 325 mL.
62. 10.3 mL
64. 31.2 mL
66. 0.523 g
68. 0.300 g
70. 378 mL
72. 1.8 × 10⁻⁴ M
74. a) 63.0 mL; b) 2.42 mL; c) 50.1 mL; d) 1.22 L
76. 1 N
78. 1.53 equivalentes del ión OH⁻. Por definición, un equivalente del ión OH⁻ neutraliza exactamente un equivalente del ión H⁺.
80. a) 0.277 N; b) 3.37 × 10⁻³ N; c) 1.63 N
82. a) 0.134 N; b) 0.0104 N; c) 13.3 N
84. 7.03 × 10⁻⁵ M, 1.41 × 10⁻⁴ N
86. 22.2 mL, 11.1 mL
88. 0.05583 M, 0.1117 N
90. La molaridad se define como el número de moles del soluto contenidos en 1 litro del volumen *total* de la disolución (el soluto más el disolvente después de mezclarse). En el primer ejemplo, el volumen total después de la mezcla *no* se conoce y la molaridad no puede calcularse. En el segundo ejemplo se conoce el volumen final después de la mezcla y la molaridad puede calcularse de manera sencilla.
92. 3.3%
94. 12.7 g de NaHCO₃
96. 56 moles
98. 1.12 L de HCl a TPE
100. 26.3 mL
102. 2.56 M
104. a) 6.3% KNO₃; b) 0.25% KNO₃; c) 11% KNO₃; d) 18% KNO₃
106. 4.7% C, 1.4% Ni, 93.9% Fe
108. 28 g de Na₂CO₃
110. 9.4 g de NaCl, 3.1 g de KBr
112. a) 4.0 M; b) 1.0 M; c) 0.73 M; d) 3.6 M
114. 0.812 M
116. 0.026 M
118. a) 0.446 moles, 33.3 g; b) 0.00340 moles, 0.289 g; c) 0.075 moles, 2.7 g; d) 0.0505 moles, 4.95 g
120. a) 0.938 moles de Na, 0.313 moles de PO₄³⁻; b) 0.042 moles H, 0.021 moles de SO₄²⁻; c) 0.0038 moles de Al₃, 0.011 moles de Cl⁻; d) 1.88 moles de Ba₂, 3.75 moles de Cl⁻
122. a) 0.0909 M; b) 0.127 M; c) 0.192 M; d) 1.6 M
124. 0.90 M
126. 50. mL
128. 35.0 mL
130. a) HCl 0.822 N; b) H₂SO₄ 4.00 N; c) H₃PO₄ 3.06 N
132. NaH₂PO₄ 0.083 M, NaH₂PO₄ 0.17 N
134. HNO₃ 9.6 × 10⁻² N

Capítulo 16

2. $\text{HCl}(g) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$; $\text{NaOH}(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$
4. Un par conjugado ácido-base difiere por un ión hidrógeno, H^+ . Por ejemplo, el $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (ácido acético) difiere de su base conjugada, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ (ión acetato), por un solo ión H^+ .
- $$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac) + \text{H}^+(ac)$$
6. Además del bicarbonato de sodio, la goma también contiene ácido cítrico y ácido málico. Cuando la goma se expone a la humedad de la boca, el ión bicarbonato se comporta como una base y reacciona con el ión hidrógeno de los ácidos: $\text{H}^+(ac) + \text{HCO}_3^-(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CO}_2(g)$
8. a) par conjugado; b) par conjugado; c) par conjugado; d) no es un par conjugado; H_2O , OH^- ; OH^- , O^{2-}
10. a) $\text{NH}_3(ac)(base) + \text{H}_2\text{O}(l)(ácido) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(ac)(ácido) + \text{OH}^-(ac)(base)$;
 b) $\text{NH}_4^+(ac)(ácido) + \text{H}_2\text{O}(l)(base) \rightleftharpoons \text{NH}_3(ac)(base) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)(ácido)$;
 c) $\text{NH}_2^-(ac)(base) + \text{H}_2\text{O}(l)(ácido) \rightarrow \text{NH}_3(ac)(ácido) + \text{OH}^-(ac)(base)$
12. a) HClO ; b) HCl ; c) HClO_3 ; d) HClO_4
14. a) BrO^- ; b) HSO_3^- ; c) SO_3^{2-} ; d) CH_3NH_2
16. a) $\text{O}^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{OH}^-(ac) + \text{OH}^-(ac)$;
 b) $\text{NH}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$;
 c) $\text{HSO}_4^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$;
 d) $\text{HNO}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$
18. Si un ácido es débil en una disolución acuosa, no transfiere con facilidad protones al agua (y no se ioniza por completo). Si un ácido no pierde protones con facilidad, entonces el anión del ácido debe atraer protones de manera intensa.
20. Un ácido fuerte pierde sus protones con facilidad y se ioniza por completo en el agua; la base conjugada del ácido es deficiente al atraer y mantener protones y es una base relativamente débil. Un ácido débil resiste la pérdida de sus protones y no se ioniza a una gran extensión en el agua; la base conjugada del ácido atrae y mantiene protones de manera estrecha y es una base relativamente fuerte.
22. H_2SO_4 (sulfúrico): $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$;
 HCl (clorhídrico): $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$;
 HNO_3 (nítrico): $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$;
 HClO_4 (perclórico): $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
24. Un oxiácido es un ácido que contiene un elemento particular que está enlazado a uno o más átomos de oxígeno. El HNO_3 , el H_2SO_4 y el HClO_4 son oxiácidos. El HCl , el HF y el HBr no son oxiácidos.
26. El ácido salicílico es un ácido monoprótico: sólo el hidrógeno del grupo carboxilo se ioniza.
28. El HCO_3^- puede comportarse como un ácido si reacciona con una sustancia que gana protones de manera más intensa que el mismo HCO_3^- . Por ejemplo, éste se comportaría como un ácido cuando reaccione con un ión hidróxido (una base mucho más fuerte): $\text{HCO}_3^-(ac) + \text{OH}^-(ac) \rightarrow \text{CO}_3^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$. Por otro lado, se comportaría como una base si reaccionara con una sustancia que pierda protones con mayor facilidad que el mismo HCO_3^- . Por ejemplo, se comportaría como una base cuando reaccionara con el ácido clorhídrico (un ácido mucho más fuerte): $\text{HCO}_3^-(ac) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(ac) + \text{Cl}^-(ac)$. $\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ y $\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
30. Las concentraciones de los iones H^+ y OH^- en el agua y en disoluciones acuosas diluidas *no* son independientes entre sí. Por el contrario, están relacionadas por la constante de equilibrio del producto iónico K_w , $K_w = [\text{H}^+(ac)][\text{OH}^-(ac)] = 1.00 \times 10^{-14}$ a 25 °C. Si la concentración de un ión se *incrementa* por la adición de un reactivo que produce H^+ u OH^- , entonces la concentración del ión complementario *disminuirá*, por lo que el valor de la constante seguirá siendo verdadero. Si se adiciona un ácido a la disolución, la concentración del ión hidróxido se reducirá. De manera similar, si se adiciona una base a la disolución, entonces la concentración del ión hidrógeno disminuirá.
32. a) $[\text{H}^+] = 2.9 \times 10^{-14} M$; básica;
 b) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-4} M$; ácida;
 c) $[\text{H}^+] = 2.0 \times 10^{-9} M$; básica;
 d) $[\text{H}^+] = 2.6 \times 10^{-8} M$; básica
34. a) $[\text{OH}^-] = 9.8 \times 10^{-8} M$; ácida;
 b) $[\text{OH}^-] = 1.02 \times 10^{-7} M$ ($1.0 \times 10^{-7} M$); básica;
 c) $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-12} M$; ácida;
 d) $[\text{OH}^-] = 2.1 \times 10^{-4} M$; básica
36. a) $[\text{OH}^-] = 6.03 \times 10^{-4} M$; b) $[\text{OH}^-] = 4.21 \times 10^{-6} M$;
 c) $[\text{OH}^-] = 8.04 \times 10^{-4} M$
38. Las respuestas dependerán de las elecciones del estudiante.
40. pH 1–2, rojo oscuro; pH 4, púrpura; pH 8, azul; pH 11, verde
42. a) pH = 1.029; ácida; b) 3.426; ácida;
 c) 5.078; ácida; d) 7.266; básica
44. a) pH = 11.94; básica; b) pH = 8.87; básica;
 c) pH = 5.97; básica; d) pH = 3.08; ácida
46. a) 4.22, básica; b) 9.99, ácida; c) 11.21, ácida;
 d) 2.79, básica
48. a) pH = 1.719, $[\text{OH}^-] = 5.2 \times 10^{-13} M$;
 b) pH = 6.316, $[\text{OH}^-] = 2.1 \times 10^{-8} M$;
 c) pH = 10.050, $[\text{OH}^-] = 1.1 \times 10^{-4} M$;
 d) pH = 4.212, $[\text{OH}^-] = 1.6 \times 10^{-10} M$
50. a) $6.2 \times 10^{-12} M$; b) $4.1 \times 10^{-5} M$; c) $3.6 \times 10^{-8} M$;
 d) $4.2 \times 10^{-2} M$
52. a) $9.8 \times 10^{-10} M$; b) $1.8 \times 10^{-8} M$; c) $5.5 \times 10^{-4} M$;
 d) $5.6 \times 10^{-3} M$
54. a) 5.358; b) 3.64; c) 5.97; d) 0.480
56. La disolución contiene moléculas de agua, iones H_3O^+ (protones) y iones NO_3^- . Debido a que el HNO_3 es un ácido fuerte que se ioniza por completo en el agua, no están presentes moléculas de HNO_3 .
58. a) pH = 2.917; b) pH = 3.701; c) pH = 4.300;
 d) pH = 2.983
60. Una disolución reguladora consiste en la mezcla de un ácido débil y su base conjugada; un ejemplo de una disolución reguladora es una mezcla de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) y acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$).
62. El componente ácido débil de una disolución reguladora es capaz de reaccionar con la base fuerte adicionada. Por ejemplo, al utilizar la disolución reguladora dada como ejemplo en el ejercicio 60, el ácido acético consumiría el hidróxido de sodio adicionado como se aprecia a continuación: $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$. El ácido acético *neutraliza* el NaOH adicionado y previene que afecte el pH total de la disolución.
64. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}^-$; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCH}_3\text{COO}$
66. a) $[\text{OH}^-(ac)] = 0.10 M$, pOH = 1.00, pH = 13.00;
 b) $[\text{OH}^-(ac)] = 2.0 \times 10^{-4} M$, pOH = 3.70, pH = 10.30;
 c) $[\text{OH}^-(ac)] = 6.2 \times 10^{-3} M$, pOH = 2.21, pH = 11.79;
 d) $[\text{OH}^-(ac)] = 0.0001 M$, pOH = 4.0, pH = 10.0
68. b), c), d) 70. a), c), e)
72. Tener una concentración tan pequeña como $10^{-7} M$ para el HCl significa que la contribución de la disociación del agua a la concentración total del ión hidrógeno también debe considerarse al determinar el pH de la disolución.
74. acepta
76. base
78. $\text{—C} \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$
80. 1.0×10^{-14}
82. mayor

A44 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

84. pH
86. ácido débil
88. a) El H₂O y el OH⁻ son un par conjugado ácido-base (el H₂O es el ácido, al tener un protón más que la base, el OH⁻); b) El H₂SO₄ y el SO₄²⁻ no son un par ácido base-conjugado (difieren por dos protones). La base conjugada del H₂SO₄ es el HSO₄⁻; el ácido conjugado del SO₄²⁻ también es el HSO₄⁻; c) El H₃PO₄ y el H₂PO₄⁻ son un par conjugado ácido-base (el H₃PO₄ es el ácido, con un protón más que la base, el H₂PO₄⁻); d) el HC₂H₃O₂ y el C₂H₃O₂⁻ son un par conjugado ácido-base (el HC₂H₃O₂ es el ácido, con un protón más que la base, el C₂H₃O₂⁻)
90. a) NH₄; b) NH₃; c) H₂O; d) H₂O
92. a) CH₃CH₂COOH + H₂O ⇌ CH₃CH₂COO⁻ + H₃O⁺;
b) NH₄⁺ + H₂O ⇌ NH₃ + H₃O⁺;
c) H₂SO₄ + H₂O → HSO₄⁻ + H₃O⁺;
d) H₃PO₄ + H₂O ⇌ H₂PO₄⁻ + H₃O⁺
94. a) [H⁺(ac)] = 2.4 × 10⁻¹² M, la disolución es básica;
b) [H⁺(ac)] = 9.9 × 10⁻² M, la disolución es ácida;
c) [H⁺(ac)] = 3.3 × 10⁻⁸ M, la disolución es básica;
d) [H⁺(ac)] = 1.7 × 10⁻⁹ M, la disolución es básica
96. a) [OH⁻(ac)] = 0.0000032 M;
b) [OH⁻(ac)] = 1.54 × 10⁻⁸ M;
c) [OH⁻(ac)] = 4.02 × 10⁻⁷ M
98. a) pH = 8.15; la disolución es básica; b) pH = 5.97; la disolución es ácida; c) pH = 13.34; la disolución es básica; d) pH = 2.90; la disolución es ácida
100. a) [OH⁻(ac)] = 1.8 × 10⁻¹¹ M, pH = 3.24, pOH = 10.76;
b) [H⁺(ac)] = 1.1 × 10⁻¹⁰ M, pH = 9.95, pOH = 4.05;
c) [OH⁻(ac)] = 3.5 × 10⁻³ M, pH = 11.54, pOH = 2.46;
d) [H⁺(ac)] = 1.4 × 10⁻⁷ M, pH = 6.86, pOH = 7.14
102. a) [H⁺] = 3.9 × 10⁻⁶ M; b) [H⁺] = 1.1 × 10⁻² M;
c) [H⁺] = 1.2 × 10⁻¹² M; d) [H⁺] = 7.8 × 10⁻¹¹ M
104. a) [H⁺(ac)] = 1.4 × 10⁻³ M, pH = 2.85;
b) [H⁺(ac)] = 3.0 × 10⁻⁵ M, pH = 4.52;
c) [H⁺(ac)] = 5.0 × 10⁻² M, pH = 1.30;
d) [H⁺(ac)] = 0.0010 M, pH = 3.00

Capítulo 17

2. Deben romperse cuatro enlaces C—H y cuatro enlaces Cl—Cl; deben formarse cuatro enlaces C—Cl y cuatro enlaces H—Cl.
4. E_a representa la *energía de activación* para la reacción, la cual es la energía mínima necesaria para que la reacción pueda ocurrir.
6. Las enzimas son catalizadores bioquímicos que aceleran las reacciones complicadas que serían demasiado lentas a las temperaturas corporales normales para mantener la vida.
8. Se alcanza un estado de equilibrio cuando dos procesos opuestos se balancean de manera exacta. El desarrollo de una presión de vapor sobre un líquido en un contenedor cerrado es un ejemplo de un equilibrio físico. Cualquier reacción química que parezca “detenerse” antes de completarse es un ejemplo de un equilibrio químico.
10. Un sistema ha alcanzado el equilibrio cuando no se forman más productos, aun cuando estén presentes cantidades significativas de todos los reactivos necesarios. Esta falta de creación de más productos indica que ahora está ocurriendo el proceso inverso a la misma velocidad que el proceso directo; es decir, cada vez que se forma una molécula del producto en el sistema, otra molécula del producto reacciona para formar de vuelta los reactivos originales en alguna otra parte en el sistema. Las reacciones que alcanzan el equilibrio se indican por medio de una flecha doble.
12. Las dos curvas se juntan cuando se ha alcanzado un estado de equilibrio químico; después de ese punto las reacciones directa e inversa están ocurriendo a la misma velocidad, por lo que no hay más cambio neto en la concentración.

14. La constante de equilibrio es una *razón* de la concentración de los productos a la concentración de los reactivos, todos en equilibrio. Dependiendo de la cantidad del reactivo que originalmente estaba presente, diferentes cantidades de los reactivos y productos estarán presentes en el equilibrio, pero su *razón* siempre será la misma para una reacción dada a una temperatura dada. Por ejemplo, las razones 4/2 y 6/3 involucran números diferentes, pero cada una de estas razones tiene el valor de 2.
16. a) $K = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}$; b) $K = \frac{[\text{NO}]^4}{[\text{N}_2\text{O}]^2[\text{O}_2]}$;
c) $K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]}$
18. a) $K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}(g)]}{[\text{CO}(g)][\text{H}_2(g)]^2}$; b) $K = \frac{[\text{NO}(g)]^2[\text{O}_2(g)]}{[\text{NO}_2(g)]^2}$;
c) $K = \frac{[\text{PBr}_3(g)]^4}{[\text{P}_4(g)][\text{Br}_2(g)]^6}$
20. K = 0.734
22. K = 4.85 × 10⁻⁶
24. Las constantes de equilibrio representan las razones de las *concentraciones* de los productos y reactivos presentes en el punto de equilibrio. La *concentración* de un sólido puro o de un líquido puro es constante y se determina por medio de la densidad del sólido o del líquido.
26. a) $K = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$; b) $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3}$; c) $K = \frac{[\text{HCl}]^4}{[\text{CH}_4][\text{Cl}_2]^4}$
28. a) $K = \frac{[\text{S}_2\text{Cl}_2(g)]}{[\text{CS}_2(g)][\text{Cl}_2(g)]^3}$; b) $K = \frac{1}{[\text{Xe}(g)][\text{F}_2(g)]^3}$;
c) $K = \frac{1}{[\text{O}_2(g)]^3}$
30. [CO₂] aumenta; K no cambia.
32. Si se aplica calor a una reacción endotérmica (se eleva la temperatura), el equilibrio se desplaza a la derecha. Estará presente más producto en el equilibrio que si la temperatura no se hubiese incrementado. El valor de K aumenta.
34. a) se desplazará a la derecha; b) no cambia; c) se desplazará a la izquierda
36. a) no cambia (B es sólido); b) se desplazará a la derecha; c) se desplazará a la izquierda; d) se desplazará a la derecha
38. Se favorecería la reacción directa. La reacción es endotérmica y el elevar la temperatura significa que se está adicionando calor al sistema.
40. Para una reacción *endotérmica*, un incremento en la temperatura desplazará la posición de equilibrio a la derecha (hacia los productos).
42. Adicionar más CO(g); adicionar más H₂(g); disminuir el volumen del sistema.
44. Una constante de equilibrio pequeña implica que no se forma mucho producto antes de que se alcance el equilibrio. La reacción no sería una buena fuente de los productos a menos que pueda utilizarse el principio de Le Châtelier para forzar la reacción a la derecha.
46. K = 8.63 × 10⁻⁷
48. [H₂] = 0.119 M
50. [O₂(g)] = 8.0 × 10⁻² M
52. 5.4 × 10⁻⁴ M
54. producto de solubilidad, K_{ps}
56. sólo la temperatura
58. a) Bi₂S₃(s) ⇌ 2Bi³⁺(ac) + 3S²⁻(ac);
K_{ps} = [Bi³⁺(ac)]²[S²⁻(ac)]³;
b) Ca(OH)₂(s) ⇌ Ca₂(ac) + 2OH⁻(ac);
K_{ps} = [Ca²⁺(ac)][OH⁻(ac)]²;
c) Co(OH)₃(s) ⇌ Co³⁺(ac) + 3OH⁻(ac);
K_{ps} = [Co³⁺(ac)][OH⁻(ac)]³;
d) Cu₂S(s) ⇌ 2Cu⁺(ac) + S²⁻(ac); K_{ps} = [Cu⁺(ac)]²[S²⁻(ac)]

60. $1.9 \times 10^{-4} M$; 0.016 g/L
62. $7.4 \times 10^{-4} \text{ g/L}$
64. $K_{ps} = 2.27 \times 10^{-4}$
66. $K_{ps} = 1.23 \times 10^{-15}$
68. $K_{ps} = 1.9 \times 10^{-4}$; $10. \text{ g/L}$
70. $4 \times 10^{-17} M$, $4 \times 10^{-15} \text{ g/L}$
72. El incremento en la temperatura aumenta la fracción de las moléculas con energía $> E_a$
74. catalizador
76. constante
78. La reacción se sigue llevando a cabo, pero en direcciones opuestas, a las mismas velocidades.
80. heterogéneos
82. posición
84. En un proceso exotérmico, el calor es un producto de la reacción, por lo que la adición de calor (incremento en la temperatura) pelea contra el proceso directo.
86. Una reacción en equilibrio puede tener muchas *posiciones* de equilibrio, pero el valor numérico de la constante de equilibrio se cumple en cada posición posible. Si diferentes experimentos varían las cantidades del reactivo, las *cantidades absolutas* de los reactivos y productos presentes en el punto de equilibrio diferirán de un experimento a otro, pero la *razón* que define la constante de equilibrio permanecerá constante.
88. $9.0 \times 10^{-3} M$
90. $\text{BaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$; $7.1 \times 10^{-5} M$
 $\text{CdCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$; $2.3 \times 10^{-6} M$
 $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$; $5.3 \times 10^{-5} M$
 $\text{CoCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$; $3.9 \times 10^{-7} M$
92. Aunque un producto de solubilidad pequeño por lo general implica una solubilidad pequeña, las comparaciones de la solubilidad basadas directamente en los valores de K_{ps} sólo son válidas si las sales producen los mismos números de iones positivos y negativos por fórmula cuando se disuelven. Por ejemplo, las solubilidades del $\text{AgCl}(s)$ y del $\text{NiS}(s)$ pueden compararse directamente utilizando la K_{ps} , dado que cada sal produce un ión positivo y un ión negativo por fórmula cuando se disuelven. Sin embargo, el $\text{AgCl}(s)$ no puede compararse de manera directa con una sal como el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
94. A temperaturas más altas, la energía cinética promedio de las moléculas de los reactivos es mayor, como lo es la probabilidad de que una colisión entre las moléculas tenga la energía suficiente para que se lleve a cabo una reacción. En una base molecular, una temperatura más alta significa que una molécula dada se moverá más rápido.
96. a) $K = \frac{[\text{HBr}(g)]^2}{[\text{H}_2(g)][\text{Br}_2(g)]}$; b) $K = \frac{[\text{H}_2\text{S}(g)]^2}{[\text{H}_2(g)]^2[\text{S}_2(g)]}$;
 c) $K = \frac{[\text{HCN}(g)]^2}{[\text{H}_2(g)][\text{C}_2\text{N}_2(g)]}$
98. $K = 1.2 \times 10^{-3}$
100. a) $K = \frac{1}{[\text{O}_2(g)]^3}$; b) $K = \frac{1}{[\text{NH}_3(g)][\text{HCl}(g)]}$;
 c) $K = \frac{1}{[\text{O}_2(g)]}$
102. Una reacción *exotérmica* libera energía como calor. El incrementar la temperatura (adicionar calor) para tal reacción es pelear contra la propia tendencia de la reacción para liberar calor. El efecto neto de elevar la temperatura será un desplazamiento a la izquierda y una disminución en la cantidad del producto. Para aumentar la cantidad de los productos en una reacción exotérmica debe *eliminarse* el calor del sistema. El cambio en la temperatura *cambia* el valor numérico de la constante de equilibrio para una reacción.
104. La reacción es *exotérmica*. Un incremento en la temperatura (adición de calor) desplazará la reacción a la izquierda (hacia los reactivos).
106. $[\text{NH}_3(g)] = 1.1 \times 10^{-3} M$
108. a) $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$;
 $K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}(ac)][\text{OH}^-(ac)]^2$;
 b) $\text{Cr}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(ac) + 3\text{OH}^-(ac)$;
 $K_{ps} = [\text{Cr}^{3+}(ac)][\text{OH}^-(ac)]^3$;
 c) $\text{Ba}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$;
 $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}(ac)][\text{OH}^-(ac)]^2$;
 d) $\text{Sn}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$;
 $K_{ps} = [\text{Sn}^{2+}(ac)][\text{OH}^-(ac)]^2$
110. $K_{ps} = 3.9 \times 10^{-11}$
112. $K_{ps} = 1.4 \times 10^{-8}$
114. La energía de activación es la energía mínima que deben poseer dos moléculas que colisionan para que la colisión resulte en una reacción.
116. Una vez que el sistema ha alcanzado el equilibrio, la concentración neta del producto ya no aumenta debido a que las moléculas del producto ya presentes reaccionan para formar los reactivos originales.
118. a) $K = [\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2]$; b) $K = [\text{CO}_2]$;
 c) $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3}$

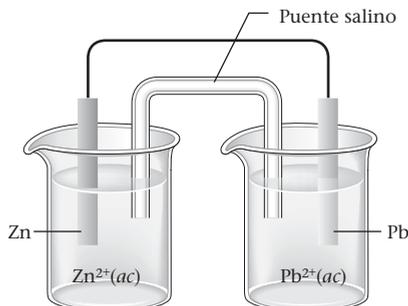
Capítulo 18

2. La oxidación es una pérdida de uno o más electrones por un átomo o ión. La reducción es la ganancia de uno o más electrones por un átomo o ión. Las ecuaciones dependen de las respuestas del estudiante.
4. a) el boro se oxida; el oxígeno se reduce; b) el nitrógeno se oxida; el oxígeno se reduce; c) el carbono se oxida; el hidrógeno se reduce; d) el magnesio se oxida; el cobre se reduce
6. a) el azufre se oxida; el oxígeno se reduce; b) el fósforo se oxida; el oxígeno se reduce; c) el hidrógeno se oxida; el carbono se reduce; d) el boro se oxida; el hidrógeno se reduce
8. Los números de oxidación representan una "carga relativa" que tiene un átomo en comparación con otro en un compuesto. En un elemento, todos los átomos son equivalentes.
10. Debido a que el flúor es el elemento más electronegativo, su estado de oxidación siempre es negativo en relación con los demás elementos; debido a que el flúor sólo gana un electrón para completar su capa más externa, su número de oxidación en los compuestos siempre es de -1 . Los demás elementos halógenos casi siempre son más electronegativos que los átomos a los que se enlazan, y casi siempre tienen número de oxidación de -1 . Sin embargo, en un compuesto interhalógeno que involucra al flúor y algún otro halógeno, dado que el flúor es el elemento más electronegativo de todos, los otros halógenos en el compuesto tendrán estados de oxidación positivos en relación con el flúor.
12. -3
14. a) Cr, +3; Cl, -1 ; b) Ni, +2; O, -2 ; H, +1;
 c) H, +1; S, -2 ; d) C, +4; S, -2
16. a) 0; b) -3 ; c) +4; d) +5
18. a) +2; b) +7; c) +4; d) +3
20. a) Ca, +2; O, -2 ; b) Al, +3; O, -2 ; c) P, +3; F, -1 ;
 d) P, +5; O, -2
22. a) H, +1; S, +6; O, -2 ; b) Mn, +7; O, -2 ;
 c) Cl, +5; O, -2 ; d) Br, +7; O, -2
24. Los electrones son negativos; cuando un átomo gana electrones, adquiere una carga negativa por cada electrón ganado. Por ejemplo, en la reacción de reducción $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$, el estado de oxidación del cloro disminuye de 0 a -1 a medida que se gana el electrón.
26. La respuesta depende de la selección del ejemplo del estudiante.
28. Un antioxidante es una sustancia que previene la oxidación de alguna molécula en el cuerpo. No se sabe con certeza cómo funcionan todos los antioxidantes, pero un ejemplo es prevenir que las moléculas de oxígeno y otras sustancias despojen de los electrones a las mem-

A46 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

branas celulares, lo cual las deja vulnerables por el sistema inmune a la destrucción.

30. a) el aluminio se oxida; el azufre se reduce; b) el carbono se oxida; el oxígeno se reduce; c) el carbono se oxida; el hierro se reduce; d) el cloro se oxida; el cromo se reduce
32. a) el carbono se oxida, el cloro se reduce; b) el carbono se oxida, el oxígeno se reduce; c) el fósforo se oxida, el cloro se reduce; d) el calcio se oxida, el hidrógeno se reduce
34. El hierro se reduce [+3 en el $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, 0 en el $\text{Fe}(\text{l})$]; el carbono se oxida [+2 en el $\text{CO}(\text{g})$, +4 en el $\text{CO}_2(\text{g})$]; el $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ es el agente oxidante; el $\text{CO}(\text{g})$ es el agente reductor.
36. a) el cloro se reduce, el yodo se oxida; el cloro es el agente oxidante, el ión yoduro es el agente reductor; b) el hierro se reduce, el yodo se oxida; el hierro(III) es el agente oxidante, el ión yoduro es el agente reductor; c) el cobre se reduce, el yodo se oxida; el cobre(II) es el agente oxidante, el ión yoduro es el agente reductor
38. Las reacciones de oxidación-reducción con frecuencia son más complicadas que las reacciones "regulares"; los coeficientes necesarios para balancear el número de electrones transferidos con frecuencia son números grandes.
40. Bajo condiciones ordinarias es imposible tener electrones "libres" que no sean parte de algún átomo, ión o molécula. Por tanto, el número total de electrones perdidos por la especie que se está oxidando debe ser igual al número de electrones ganados por la especie que se está reduciendo.
42. a) $2\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$; b) $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{e}^-$;
c) $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{e}^-$; d) $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{ac})$
44. a) $4\text{H}^+ + 4\text{e}^- + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;
b) $4\text{H}^+ + 2\text{e}^- + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
c) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;
d) $\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
46. a) $2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$;
b) $8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 3\text{S}^{2-} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$;
c) $6\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 2\text{H}^+ + 10\text{HCl}$;
d) $2\text{H} + \text{AsO}_4^- + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + \text{AsO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
48. $\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{HNO}_3(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{NO}_2(\text{g})$
 $2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
50. Un puente salino por lo regular consiste en un tubo con forma de U llenado con un electrolito inerte (uno que involucre iones que no son parte de la reacción de oxidación-reducción). El puente salino completa el circuito eléctrico en una celda. Puede utilizarse cualquier método que permita la transferencia de una carga sin permitir que se mezclen por completo las disoluciones (otro método común es configurar una media celda en una taza porosa, la cual después se coloca en el vaso de precipitados que contiene la segunda media celda).
52. La reducción se lleva a cabo en el cátodo y la oxidación se efectúa en el ánodo.
- 54.



el ión $\text{Pb}^{2+}(\text{ac})$ se reduce; el $\text{Zn}(\text{s})$ se oxida. La reacción en el ánodo es $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$. La reacción en el cátodo es $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$.

56. $\text{Cd} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^-$ (oxidación);
 $\text{NiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$ (reducción)
58. El aluminio es un metal muy reactivo cuando recién se aísla en el estado puro. Al estar expuesto incluso por periodos o cortos, el metal aluminio forma un recubrimiento delgado de Al_2O_3 sobre su super-

ficie a partir de la reacción con el oxígeno atmosférico. Este recubrimiento de Al_2O_3 es mucho menos reactivo que el metal y protege su superficie de otro ataque.

60. El cromo protege el acero inoxidable formando un recubrimiento delgado de óxido de cromo en la superficie del acero, lo cual previene la oxidación del hierro en el acero.
62. La reacción de recarga principal para el acumulador de plomo es $2\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{PbO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$. Una reacción lateral principal es la electrólisis del agua, $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, la cual produce una mezcla explosiva de hidrógeno y oxígeno que explica la mayoría de los accidentes durante la recarga de tales baterías.
64. La ecuación balanceada es $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. El oxígeno se oxida (al pasar del estado de oxidación de -2 en el agua al estado de oxidación de cero en el elemento libre). El hidrógeno se reduce (al pasar del estado de oxidación de +1 en el agua al estado de oxidación de cero en el elemento libre). Se genera calor por la combustión del gas hidrógeno producida por la electrólisis. Debido a que debe aplicársele energía al agua para que se electrolice, se libera energía cuando el gas hidrógeno producido por la electrólisis y el gas oxígeno se combinan para formar agua en la chimenea.
66. pérdida; estado de oxidación
68. electronegativo
70. Un agente oxidante es un átomo, molécula o ión que ocasiona la oxidación de alguna otra especie mientras que se está reduciendo a sí mismo.
72. perder
74. queden separadas
76. oxidación
78. En una reacción de electrólisis, se fuerza a que ocurra una reacción ordinariamente no espontánea por medio de la aplicación de una corriente eléctrica de voltaje suficiente. Por ejemplo, el agua puede electrolizarse en sus elementos: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.
80. hidrógeno; oxígeno
82. oxidación
84. a) $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$; el hierro se oxida, el oxígeno se reduce; b) $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(\text{s})$; el aluminio se oxida, el cloro se reduce; c) $6\text{Mg}(\text{s}) + \text{P}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{Mg}_3\text{P}_2(\text{s})$; el magnesio se oxida, el fósforo se reduce
86. a) Al se oxida (0 \rightarrow +3); H se reduce (+1 \rightarrow 0);
b) H se reduce (+1 \rightarrow 0); I se oxida (-1 \rightarrow 0);
c) Cu se oxida (0 \rightarrow +2); H se reduce (+1 \rightarrow 0)
88. a) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$;
b) $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$;
c) $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{CO}(\text{g})$;
d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
90. a) el sodio se oxida, el oxígeno se reduce; b) el hierro se oxida, el hidrógeno se reduce; c) el oxígeno (O^{2-}) se oxida, el aluminio (Al^{3+}) se reduce; d) el magnesio se oxida, el nitrógeno se reduce
92. a) H, +1; N, -3; b) C, +2; O, -2;
c) C, +4; O, -2; d) N, +3; F, -1
94. a) Mn, +4; O, -2; b) Ba, +2; Cr, +6; O, -2;
c) H, +1; S, 4; O, -2; d) Ca, +2; P, +5; O, -2
96. a) Bi, +3; O, -2; b) P, +5; O, -2;
c) N, +3; O, -2; d) Hg, +1
98. a) el oxígeno se oxida, el cloro se reduce; b) el germanio se oxida, el oxígeno se reduce; c) el carbono se oxida, el cloro se reduce; d) el oxígeno se oxida, el flúor se reduce
100. a) $\text{SiO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Si}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
b) $\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$;
c) $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 3\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HNO}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
d) $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
102. a) $16\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Mn}_2(\text{ac})$
 $8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 10\text{CO}_2(\text{g})$; b) $8\text{H}^+(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac})$
 $5\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$;
c) $16\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 10\text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$
 $8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Cl}_2(\text{g})$

104. Una celda galvánica es una batería. Una reacción de oxidación-reducción espontánea se separa de manera física en dos medias reacciones, y los electrones que se están transfiriendo entre las dos medias celdas se hacen disponibles como una corriente eléctrica.

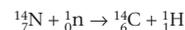
Capítulo 19

2. El radio de un núcleo atómico común está en el orden de 10^{-13} cm, lo cual es aproximadamente 100000 veces menor que el radio de un átomo en total.
4. El número de masa representa el número total de protones y neutrones en el núcleo.
6. El número atómico (Z) se escribe como un subíndice izquierdo, mientras que el número de masa (A) se escribe como un superíndice izquierdo. Es decir, el símbolo general para un núclido es A_ZX . Como ejemplo, considere el isótopo del oxígeno con 8 protones y 8 neutrones; su símbolo sería ${}^{16}_8\text{O}$.
8. al electrón
10. La emisión de un neutrón, ${}_0^1n$, no cambia el número atómico del núcleo precursor, pero ocasiona que el número de masa del núcleo precursor disminuya en una unidad.
12. Los rayos gamma son fotones de radiación electromagnética de energía alta; por lo regular no se consideran como partículas. Cuando un núcleo sólo produce radiación gamma, el número atómico y el número de masa del núcleo no cambian.
14. La captura de electrones ocurre cuando uno de los electrones en un orbital interno es atraído en, y se vuelve parte de, el núcleo.
16. El hecho de que la masa atómica promedio del potasio sólo está ligeramente arriba de las 39 una refleja el hecho de que predomina el isótopo de número de masa 39.

Isótopo	Número de neutrones
${}^{39}_{19}\text{K}$	20 neutrones
${}^{40}_{19}\text{K}$	21 neutrones
${}^{41}_{19}\text{K}$	22 neutrones

18. Con base en el predominio del Mg-24, pero con cantidades significativas de los otros isótopos, se esperaría que la masa molar atómica promedio sea ligeramente mayor a 24 (24.31 g).
20. a) electrón; b) positrón; c) neutrón; d) protón
22. a) ${}^{23}_{12}\text{Mg}$; b) ${}^7_3\text{Li}$; c) ${}^4_2\text{He}$
24. a) ${}^{218}_{86}\text{Rn}$; b) ${}^0_1\text{e}$ (positrón); c) ${}^{137}_{56}\text{Ba}$
26. a) ${}^{234}_{92}\text{U} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{230}_{90}\text{Th}$; b) ${}^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{218}_{84}\text{Po}$;
c) ${}^{162}_{75}\text{Re} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{158}_{73}\text{Ta}$
28. a) ${}^{212}_{82}\text{Pb} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{212}_{83}\text{Bi}$; b) ${}^{212}_{81}\text{Tl} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{212}_{82}\text{Pb}$;
c) ${}^{228}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{228}_{89}\text{Ac}$
30. En un proceso de bombardeo nuclear, un núcleo objetivo es bombardeado con partículas de energía alta (por lo regular partículas subatómicas o átomos pequeños) a partir de un acelerador de partículas. Esto puede resultar en una transmutación del núcleo objetivo en algún otro elemento. Por ejemplo, el nitrógeno-14 puede transmutarse en oxígeno-17 por medio del bombardeo con partículas α .
32. ${}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^{22}_{11}\text{Na} + {}^4_2\text{He}$
34. La vida media de un núcleo es el tiempo requerido para que decaiga la mitad de la muestra original del núcleo. Un isótopo dado de un elemento siempre tiene la misma vida media, aunque los diferentes isótopos del mismo elemento pueden tener vidas medias significativamente distintas. Los núcleos de elementos diferentes tienen vidas medias distintas.
36. El ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ es el más estable (vida media más larga); el ${}^{224}_{88}\text{Ra}$ es el "más caliente" (vida media más corta).
38. Con una vida media de 2.6 horas, el estroncio-87 es el más caliente; con una vida media de 45.1 días, el hierro 59 es el más estable al decaimiento.

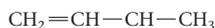
40. Cuatro vidas medias; permanece $1/16$ (0.5^4)
42. Para una dosis administrada de $100 \mu\text{g}$, permanecen $0.39 \mu\text{g}$ después de 2 días. La fracción que permanece es $0.39/100 = 0.0039$; en una base porcentual, permanece menos de 0.4% del radioisótopo original.
44. El carbono-14 se produce en la atmósfera superior por medio del bombardeo del nitrógeno con neutrones del espacio:



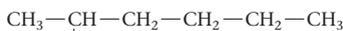
46. Se supone que la concentración del C-14 en la atmósfera es efectivamente constante. Un organismo vivo se restablece de manera continua con C-14 a través de los procesos del metabolismo (los azúcares ingeridos en los alimentos contienen C-14) o de la fotosíntesis (el dióxido de carbono lo contiene). Cuando una planta muere, ya no se restablece con el C-14 de la atmósfera. A medida que el C-14 experimenta el decaimiento radiactivo, su cantidad disminuye con el tiempo.
48. Un día es alrededor de 13 vidas medias para ${}^{18}\text{F}$. Si se comienza con 6.02×10^{23} átomos (1 mol), después de 13 vidas medias, permanecerán 7.4×10^{19} átomos de ${}^{18}\text{F}$.
50. fisión, fusión, fusión, fisión
52. ${}_0^1n + {}^{235}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{142}_{56}\text{Ba} + {}^{91}_{36}\text{Kr} + 3{}_0^1n$
54. Una masa crítica de un material fisionable es la cantidad necesaria para proveer un flujo interno de neutrones lo suficientemente alto como para mantener la reacción en cadena (la producción de neutrones suficientes para ocasionar la fisión continua de más material). Una muestra con menos de una masa crítica sigue siendo radiactiva, pero no puede mantener una reacción en cadena.
56. Una explosión nuclear real, del tipo producida por un arma nuclear, no puede ocurrir en un reactor nuclear debido a que la concentración de los materiales fisionables no es suficiente para superar la masa supercrítica.
58. Algunas ventajas son que el combustible está disponible de manera doméstica, es relativamente "limpio" y no produce los gases invernadero que generan las plantas que utilizan combustibles fósiles. Algunas desventajas son la seguridad, la eliminación de desechos y el costo.
60. En un tipo de reactor de fusión se fusionan dos átomos de ${}^2_1\text{H}$ para producir ${}^4_2\text{He}$. Debido a que los núcleos de hidrógeno tienen carga positiva, se necesitan energías extremadamente altas (temperaturas de 40 millones de K) para superar la repulsión entre los núcleos a medida que se disparan entre sí.
62. protones (hidrógeno), de helio
64. El daño somático es el daño directo al organismo que ocasiona una enfermedad o la muerte casi inmediata del organismo. El daño genético es infligido a la maquinaria genética del organismo, el cual se manifestará en generaciones futuras de los descendientes.
66. Los rayos gamma penetran distancias largas, pero rara vez ocasionan la ionización de las moléculas. Debido a que son mucho menos pesados, aunque menos penetrantes, las partículas alfa ionizan las moléculas biológicas de manera muy efectiva y dejan un rastro denso de daño en el organismo. Los isótopos que decaen liberando partículas alfa pueden ser ingeridos o respirados en el cuerpo, donde el daño a partir de las partículas alfa será más agudo.
68. La mayoría de los desechos de los reactores aún sigue almacenado de "manera temporal". Se han hecho varias sugerencias para una solución más permanente, como el vaciar el combustible utilizado en tabiques de vidrio para contenerlo y después almacenar los tabiques en contenedores de metal a prueba de corrosión en el subterráneo profundo.
70. radiactivo
72. masa
74. neutrón; protón
76. decaimiento radiactivo
78. número de masa
80. transuránicos
82. vida media

benceno no demuestra las propiedades químicas esperadas para los moléculas que tienen algún enlace doble.

52. Cuando se nombra como un sustituyente, al anillo de benceno se le llama *grupo fenilo*. Dos ejemplos son:



3-fenil-1-buteno



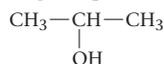
2-fenilhexano

54. *orto-*: sustituyentes adyacentes (1,2); *meta-*: dos sustituyentes con un átomo de carbono no sustituido entre ellos (1,3); *para-*: dos sustituyentes con dos átomos de carbono no sustituidos entre ellos (1,4)
56. a) 3,4-dibromo-1-metilbenceno, 3,4-dibromotolueno; b) naftaleno; c) 3-metilfenol; 3-hidroxitolueno; d) 1,4-dinitrobenceno, *p*-dinitrobenceno
58. a) ácido carboxílico; b) aldehído; c) cetona; d) alcohol
60. Los alcoholes primarios tienen un fragmento de hidrocarburo (grupo alquilo) enlazado al átomo de carbono donde se une el grupo —OH. Los alcoholes secundarios tienen dos grupos alquilo unidos, y los alcoholes terciarios contienen tres grupos alquilo. Ejemplos son:

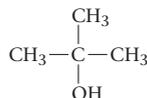
etanol (primario)



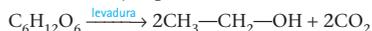
2-propanol (secundario)



2-metil-2-propanol (terciario)

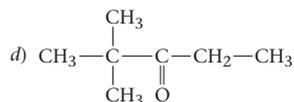
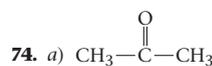
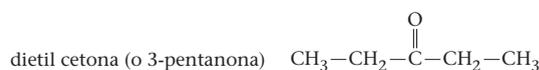
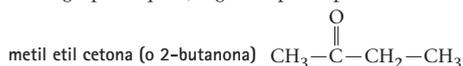


62. Las estructuras dependen de la elección del estudiante. $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ (1°), $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$ (2°) y $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)(\text{OH})-\text{CH}_3$ (3°) son buenos ejemplos.

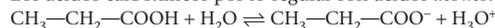


La levadura es necesaria para que el proceso de fermentación se detenga si la concentración del etanol es mayor a 13%. Las disoluciones de etanol más concentradas por lo regular se preparan por medio de la destilación.

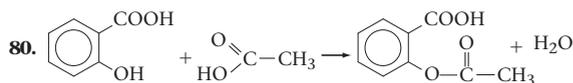
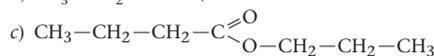
66. Metanol (CH_3OH): materia prima para la síntesis del ácido acético y varios plásticos; etilenglicol ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$): anticongelante para automóviles; alcohol isopropílico (2-propanol, $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$): alcohol tópico.
68. Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo carbonilo ($\text{C}=\text{O}$). Ambos difieren en la *localización* de la función del carbonilo: los aldehídos contienen el grupo carbonilo en el extremo de una cadena de hidrocarburo (el átomo de carbono del grupo carbonilo está enlazado a un máximo de otro átomo de carbono); el grupo carbonilo de las cetonas representa uno de los átomos de carbono interiores de una cadena (el átomo de carbono del grupo carbonilo está enlazado a otros dos átomos de carbono).
70. La respuesta depende de la elección de los alcoholes del estudiante.
72. Además de sus nombres sistemáticos (basados en la raíz del hidrocarburo con la terminación *-ona*), las cetonas pueden nombrarse con base en los grupos unidos a cualquier lado del carbono del carbonilo como grupos alquilo, seguidos por la palabra *cetona*.



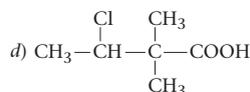
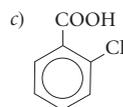
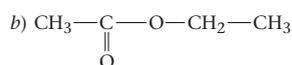
76. Los ácidos carboxílicos por lo regular son ácidos *débiles*.



78. a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$;

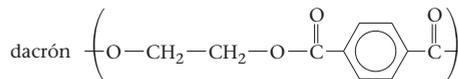
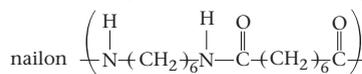


82. a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$



84. Además de la polimerización, las unidades de monómero se adicionan entre sí para formar el polímero sin otros productos. El polietileno y el politetrafluoroetileno (teflón) son algunos ejemplos.

86. El kevlar es un copolímero, ya que dos tipos diferentes de monómeros se combinan para generar la cadena del polímero.



88. 2.50 L de O_2

90. insaturado

92. de cadena recta o normal

94. *-ano*

96. número

98. antigolpeteo

100. sustitución

102. hidrogenación

104. funcional

106. monóxido de carbono

108. carbonilo

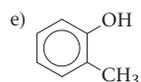
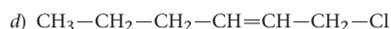
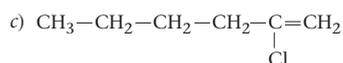
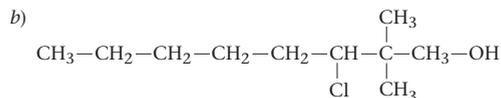
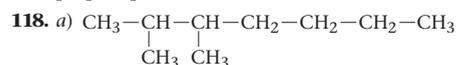
A50 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

110. carboxilo

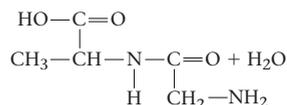
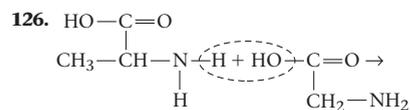
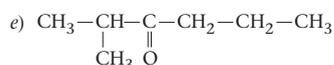
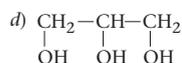
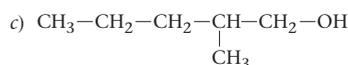
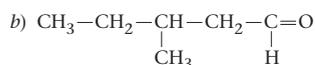
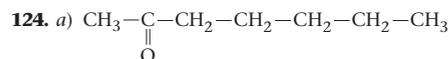
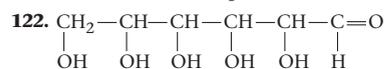
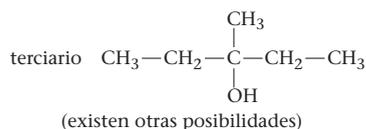
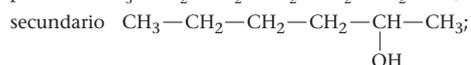
112. adición

114. Las estructuras dependen de las elecciones del estudiante

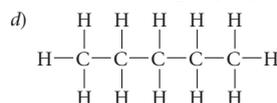
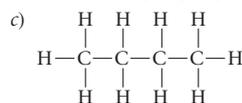
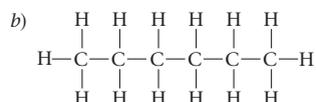
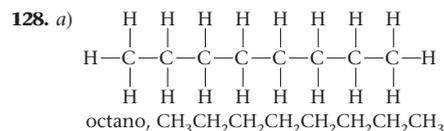
116. a) 2-clorobutano; b) 1,2-dibromoetano; c) triyodometano (nombre común: yodoformo); d) 2,3,4-tricloropentano; e) 2,2-dicloro-4-isopropilheptano



120. primario $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$;



Un extremo tiene el $-\text{NH}_2$, el cual puede reaccionar con el extremo $-\text{COOH}$ de otro de estos dipéptidos



130. a) 2,3-dimetilbutano; b) 3,3-dietilpentano;

c) 2,3,3-trimetilhexano;

d) 2,3,4,5,6-pentametilheptano

132. a) $\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})$; b) $\text{H}_2(\text{g})$; c) $\text{HCl}(\text{g})$

134. $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, 1-octino;

$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, 2-octino;

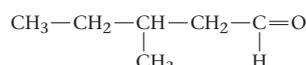
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, 3-octino;

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, 4-octino

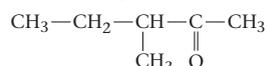
136. a) ácido carboxílico; b) cetona; c) éster;

d) alcohol (fenol)

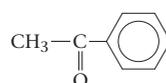
138. a) 3-metilpentanal



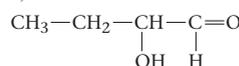
b) 3-metil-2-pentanona



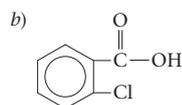
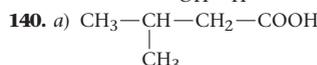
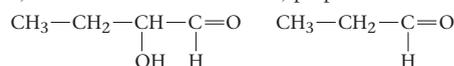
c) metil fenil cetona



d) 2-hidroxiбутanal



e) propanal



c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$

d) CH_3-COOH

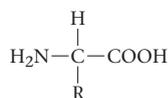
Capítulo 21

2. Los elementos traza son aquellos que están presentes en el cuerpo sólo en cantidades muy pequeñas pero que son esenciales para muchos de sus procesos bioquímicos.

4. Las proteínas fibrosas proveen integridad estructural y resistencia para muchos tipos de tejidos, y son los componentes principales de los músculos, cabello y cartílagos. Las proteínas globulares son las moléculas "trabajadoras" del cuerpo; realizan funciones como el transporte de oxígeno a través del organismo, la catalización de muchas reaccio-

nes, el combate de infecciones y el transporte de electrones durante el metabolismo de los nutrientes.

6. Todos los α -aminoácidos tienen la estructura general



Los aminoácidos esenciales utilizados por el cuerpo para construir proteínas difieren en la estructura del "grupo R". La figura 21.2 muestra los aminoácidos esenciales y sus grupos R específicos. Algunos contienen grupos R que son no polares por naturaleza, mientras que otros contienen grupos R que son muy polares y que pueden ser capaces del enlazamiento de hidrógeno. Las proteínas con una preponderancia de grupos R no polares tienden a ser insolubles en el agua, mientras que las proteínas con un contenido alto de grupos R polares tienden a ser solubles en el agua.

8. La respuesta depende de la elección de los aminoácidos del estudiante.

10. seis

12. La estructura primaria de una proteína es la secuencia específica de aminoácidos en la cadena peptídica. Los aminoácidos adyacentes se conectan entre sí por medio de enlaces peptídicos (amida).

14. Las proteínas flexibles, largas y delgadas (como el cabello), por lo regular contienen moléculas de proteína con hélice α alargadas y elásticas. Otras proteínas (como la seda) que forman láminas o placas por lo regular contienen moléculas que tienen la estructura secundaria de lámina plegada beta. Las proteínas que no tienen una función estructural en el cuerpo (como la hemoglobina) por lo regular tienen una estructura globular.

16. La seda consiste de una estructura de lámina en la que las cadenas de aminoácidos individuales se alinean a lo largo una al lado de la otra para formar la lámina.

18. Un enlace disulfuro representa un enlace S—S entre dos aminoácidos que contienen azufre en una cadena peptídica. El aminoácido cisteína forma tales enlaces. La presencia de enlaces disulfuro produce flexiones y plegados en la cadena peptídica y contribuye en gran medida a la estructura terciaria de una proteína.

20. hemoglobina

22. hierro

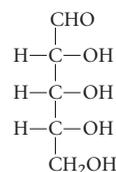
24. Los aminoácidos contienen un grupo ácido débil y un grupo base débil, y por tanto pueden neutralizar bases y ácidos, respectivamente.

26. Una enzima dada por lo regular sólo puede reaccionar con una molécula específica: el sustrato de la enzima.

28. El modelo de cerradura y llave para las enzimas indica que las estructuras de una enzima y de su sustrato deben ser *complementarias* para que el sustrato puede aproximarse y unirse a lo largo de la longitud de la enzima en los sitios activos de ésta. Una enzima dada está proyectada para que actúe hacia un sustrato particular: éste se une a la enzima, actúa y después se mueve alejándose. Si una molécula diferente tiene una estructura similar a la del sustrato, también puede ser capaz de unirse a la enzima. Sin embargo, debido a que esta molécula no es el sustrato apropiado de la enzima, *ésta* puede no ser capaz de actuar sobre la molécula y esta última puede permanecer unida a la enzima, previniendo que las moléculas del sustrato apropiado se le aproximen (inhibición irreversible). Si la enzima no puede actuar sobre su propio sustrato, entonces se dice que está *inhibida*. La inhibición irreversible podría ser una característica deseable en un antibiótico, el cual podría unirse a las enzimas de las bacterias y evitar que se reproduzcan, por tanto previniendo o curando una infección.

30. Los azúcares contienen un grupo funcional aldehído o cetona (grupo carbonilo), al igual que varios grupos —OH (grupo hidroxilo).

32. Un azúcar pentosa es un carbohidrato que contiene cinco átomos de carbono en la cadena.



34. El almidón es la forma en la que la glucosa es almacenada por las plantas para su uso posterior como combustible celular. Las plantas utilizan la celulosa como su componente estructural principal. Aunque el almidón y la celulosa son polímeros de la glucosa, el enlace entre las unidades de glucosa adyacentes difiere en los dos polisacáridos. Los humanos no poseen la enzima necesaria para hidrolizar el enlace en la celulosa.

36. ribosa (aldopentosa); arabinosa (aldopentosa); ribulosa (cetopentosa); glucosa (aldohexosa); manosa (aldohexosa); galactosa (aldohexosa); fructosa (cetohehexosa)

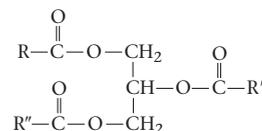
38. fosfato

40. uracilo (sólo en el ARN); citosina (ADN, ARN); timina (sólo en el ADN); adenina (ADN; ARN); guanina (ADN, ARN)

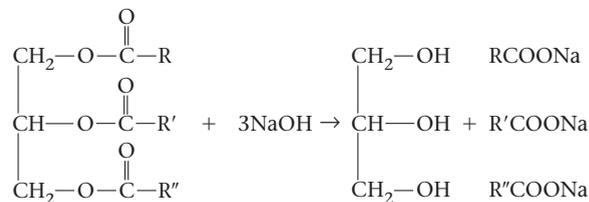
42. Una molécula de ADN consiste de dos cadenas de nucleótidos, con las bases orgánicas de los nucleótidos ordenadas en pares complementarios (citosina con guanina, adenina con timina). Las estructuras y las propiedades de las bases orgánicas son tales que estos pares se ajustan bien entre sí y permiten que las dos cadenas de nucleótidos formen la estructura de doble hélice. Cuando el ADN se replica, la hélice doble se desenrolla y después se aparean nuevas moléculas de las bases orgánicas con su pareja respectiva en las cadenas de nucleótidos separadas, por tanto replicando la estructura original. Vea la figura 21.20.

44. solubilidad

46. Un triglicérido por lo regular consiste de un esqueleto de glicerol, al cual se unen tres moléculas de ácidos grasos separadas por medio de enlaces éster.



48. Un jabón es la sal de un ácido orgánico (graso) de cadena larga.



50. Los jabones tienen una naturaleza no polar (a partir de la cadena larga del ácido graso) y una naturaleza iónica (a partir de la carga en el grupo carboxilo). En el agua los aniones del jabón forman agregados llamados *micelas*, en las que las cadenas de hidrocarburo repelentes al agua se orientan hacia el interior del agregado, con los grupos carboxílicos iónicos atrayentes del agua orientados hacia el exterior. La mayoría de la mugre tiene una naturaleza grasienta. Una micela de un jabón interacciona con una molécula de grasa jalándola hasta el interior del hidrocarburo de la micela. Cuando la ropa se enjuaga, la micela que contiene la grasa se lava (vea las figuras 21.22 y 21.23).

52. El colesterol es un esteroide de ocurrencia natural a partir del cual el cuerpo sintetiza otros esteroides necesarios. Debido a que es insoluble en el agua, el tener una concentración muy grande de esta sustancia en el torrente sanguíneo puede conducir a su deposición y

A52 Respuestas para las preguntas y ejercicios pares de final de capítulo

- acumulamiento en las paredes de los vasos sanguíneos, ocasionando su bloqueo eventual.
- 54.** Los ácidos biliares se sintetizan a partir del colesterol en el hígado y se almacenan en la vesícula biliar. Los ácidos biliares como el ácido cólico actúan como agentes emulsificadores para los lípidos y ayudan en su digestión.
- 56. i) 58. m) 60. u) 62. f) 64. g) 66. r)**
68. p) 70. o) 72. b) 74. d) 76. a)
- 78.** nucleótidos **80.** éster
- 82.** timina, guanina **84.** de transferencia, mensajero
- 86.** lípidos **88.** insaturados, saturadas
- 90.** iónica; no polar
- 92.** grasos
- 94.** progesterona
- 96.** La estructura primaria de una proteína se refiere a la identidad y ordenamiento específicos de los aminoácidos en la cadena del polipéptido de una proteína. A la estructura primaria en ocasiones se le llama *secuencia* de aminoácidos de la proteína.
- 98.** tendones, huesos (con constituyentes minerales), piel, cartílagos, cabello, uñas de los dedos
- 100.** Las proteínas contienen grupos ácidos ($-\text{COOH}$) y básicos ($-\text{NH}_2$) en sus cadenas laterales, los cuales pueden neutralizar ácidos y bases.
- 102.** pentosas (5 carbonos); hexosas (6 carbonos); triosas (3 carbonos)
- 104.** En una cadena de ADN, el grupo fosfato y la molécula de azúcar de los nucleótidos adyacentes se enlazan entre sí. Por tanto, la porción de la cadena de la molécula de ADN consiste de grupos fosfato y moléculas de azúcar alternados. Las bases con nitrógeno se salen de la cadena lateral de esta cadena fosfato-azúcar y se enlazan a las moléculas de azúcar.
- 106.** Los fosfolípidos son ésteres del glicerol. Dos ácidos grasos se enlazan a los grupos $-\text{OH}$ del esqueleto del glicerol, con el tercer grupo $-\text{OH}$ enlazado a un grupo fosfato. Tener los dos ácidos grasos, pero también el grupo fosfato polar, hace al fosfolípido lecitina un buen agente emulsificador.

RESPUESTAS PARA LOS EJERCICIOS PARES DE LOS REPASOS ACUMULATIVOS

Capítulos 1-3

2. Después de haber cubierto tres capítulos en este libro, debe haber adoptado un método “activo” para su estudio de la química. No puede sólo sentarse y tomar notas en la clase o sólo repasar los ejemplos resueltos en el libro de texto. Debe aprender a *interpretar* problemas y reducirlos a relaciones matemáticas sencillas.
4. Algunos cursos, en particular aquellos en su campo de especialidad, tienen una utilidad obvia e inmediata. Otros cursos, la química incluida, proveen un conocimiento *base* general que probará ser útil en la comprensión de su especialidad y otros temas relacionados con ésta.
6. Siempre que se realiza una medición científica se emplea el instrumento o aparato de medición a los límites de su precisión. Esto por lo regular significa que se *aproxima* la última cifra significativa de la medición. Un ejemplo de la incertidumbre en la última cifra significativa está dado por la medición de la longitud de un alfiler en el texto en la figura 2.5. Los científicos aprecian los límites de las técnicas experimentales y de los instrumentos y siempre *suponen* que el último dígito en un número representa que se ha aproximado una medición. Debido a que los instrumentos o dispositivos de medición siempre tienen un límite para su precisión, no puede excluirse por completo la incertidumbre en las mediciones.
8. El análisis dimensional es un método para resolver problemas que presta atención particular a las unidades de las mediciones y las utiliza como si fueran símbolos algebraicos que se multiplican, dividen y cancelan. Considere el siguiente ejemplo. Una docena de huevos cuesta \$1.25. Suponga que desea conocer cuánto cuesta un huevo y también cuánto costarán tres docenas de huevos. Para resolver estos problemas se necesitan dos enunciados de equivalencia:
- 1 docena de huevos = 12 huevos
1 docena de huevos = \$1.25
Los cálculos son
- $$\frac{\$1.25}{12 \text{ huevos}} = \$0.104 = \$0.10$$
- como el costo de un huevo, y
- $$\frac{\$1.25}{1 \text{ docena}} \times 3 \text{ docenas} = \$3.75$$
- como el costo de las tres docenas de huevos. Revise la sección 2.6 del texto para ver cómo se construyen los factores de conversión a partir de los enunciados de equivalencia.
10. Los científicos dicen que la materia es cualquier cosa que “tiene masa y ocupa espacio”. La materia es el “material” del cual está hecho todo. Puede clasificarse y subdividirse de varias maneras, dependiendo de qué se esté tratando de demostrar. Todos los tipos de materia que se han estudiado están conformados por átomos. Difieren en si estos átomos en que son de un elemento o son de más de un elemento, y también en si están en mezclas físicas o en combinaciones químicas. La materia también puede clasificarse de acuerdo con su estado físico (sólido, líquido o gas). Además, puede clasificarse como una sustancia pura (un tipo de molécula) o una mezcla (más de un tipo de molécula).
12. Un elemento es una sustancia fundamental que no puede descomponerse en sustancias más sencillas por medio de métodos químicos. Un elemento consiste de átomos de un solo tipo. Por otro lado, los compuestos *pueden* descomponerse en sustancias más sencillas. Por ejemplo, el azufre y el oxígeno son *elementos*. Cuando el azufre y el

oxígeno se colocan juntos y se calientan, se forma el *compuesto* dióxido de azufre (SO₂). Cada molécula de dióxido de azufre contiene un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno. En una base en masa, el SO₂ siempre consiste en 50% en masa, azufre y 50% oxígeno; es decir, tiene una composición constante. El dióxido de azufre de cualquier fuente tiene la misma composición (¿o no sería dióxido de azufre!).

14. a) 8.917×10^{-4} ; b) 0.0002795; c) 4913;
d) 8.51×10^7 ; e) 1.219×10^2 ; f) 3.396×10^{-9}
16. a) dos; b) dos; c) tres; d) tres; e) uno;
f) dos; g) dos; h) tres
18. a) 0.785 g/mL; b) 2.03 L; c) 1.06 kg;
d) 9.33 cm³; e) 2.0×10^2 g

Capítulos 4-5

2. Aunque no tiene que memorizar todos los elementos, debe al menos ser capaz de proporcionar el símbolo o el nombre de los más comunes (listados en la tabla 4.3).
4. Los postulados principales de la teoría de Dalton son: 1) los elementos están conformados por partículas pequeñas llamadas *átomos*; 2) todos los átomos de un elemento dado son idénticos; 3) aunque todos los átomos de un elemento dado son idénticos, son diferentes de los átomos de los demás elementos; 4) los átomos de un elemento pueden combinarse con los átomos de otro elemento para formar un compuesto que siempre tendrá los mismos números relativos y tipos de átomos en su composición, y 5) los átomos sólo se reordenan en nuevas agrupaciones durante una reacción química ordinaria y no se destruyen ni se crean durante tal reacción.
6. La expresión “átomo nuclear” indica que el átomo tiene un centro denso de carga positiva (núcleo) alrededor del cual los electrones se mueven a través del espacio vacío principalmente. Los experimentos de Rutherford involucraban disparar un haz de partículas α a una lámina u hoja metálica. De acuerdo con el modelo del “pudding con pasas” del átomo, estas partículas α con carga positiva debían haber atravesado la hoja. Rutherford detectó que un número pequeño de partículas α rebotaba de vuelta a la fuente o era reflejado de la hoja en ángulos grandes. Rutherford se dio cuenta de que sus observaciones podían explicarse si los átomos de la hoja metálica tenían un núcleo pequeño, denso y con carga positiva, con una cantidad significativa de espacio vacío entre los núcleos. El espacio vacío entre los núcleos permitiría que la mayoría de las partículas α pasara a través de la hoja. Si una partícula α fuera a golpear un núcleo de manera directa, sería reflejada hacia atrás. Si una partícula α con una carga positiva pasara *cerca* de un núcleo con carga positiva, entonces sería reflejada por las fuerzas de repulsión. El experimento de Rutherford invalidaba el modelo del “pudding con pasas”, el cual visualizaba el átomo como una esfera uniforme de carga positiva, con electrones con suficiente carga negativa dispersos a lo largo para balancear la carga positiva.
8. Los isótopos representan átomos del mismo elemento que tienen masas atómicas diferentes. Los isótopos resultan de los números distintos de neutrones en los núcleos de los átomos de un elemento dado. Tienen el mismo número atómico (número de protones en el núcleo) pero números de masa diferentes (número total de protones y neutrones en el núcleo). Los diferentes isótopos de un átomo se indican por medio de la forma A_ZX , en la que Z representa el número atómico y A el número de masa del elemento X. Por ejemplo, ${}^{13}_6\text{C}$ representa un núclido del carbono con el número atómico 6

A54 Respuestas para los ejercicios pares de los repasos acumulativos

(6 protones en el núcleo) y el número de masa 13 (6 protones más 7 neutrones en el núcleo). Los varios isótopos de un elemento tienen propiedades *químicas* idénticas. Sus propiedades *físicas* pueden diferir de manera ligera debido a la pequeña diferencia en la masa.

10. La mayoría de los elementos son muy reactivos como para encontrarse en la naturaleza en una forma que no sea combinada. El oro, la plata, el platino y algunos de los elementos gaseosos (como el O₂, el N₂, el He y el Ar) se encuentran en la forma elemental.
12. Los compuestos iónicos por lo regular son sólidos cristalinos rígidos con puntos de fusión y ebullición altos. La habilidad de las disoluciones acuosas de sustancias iónicas para conducir electricidad significa que las sustancias iónicas consisten de partículas (iones) con cargas positivas y negativas. Una muestra de una sustancia iónica no tiene carga eléctrica neta debido a que el número total de cargas positivas se *balancea* con un número igual de cargas negativas. Un compuesto iónico pudiera no sólo consistir de cationes o sólo de aniones debido a que no puede obtenerse una carga neta de cero cuando todos los iones tienen la misma carga. Además, los iones de carga parecida se repelerán entre sí.
14. Cuando se nombran los compuestos iónicos, el ión negativo (anión) se nombra primero seguido por la palabra *de*. Para los compuestos iónicos binarios del tipo I sencillos, se adiciona la terminación *-uro* al nombre raíz del ión negativo (anión). Por ejemplo, el nombre del K₂S sería "sulfuro de potasio"; el potasio es el catión, el sulfuro es el anión. Los compuestos del tipo II, los cuales involucran elementos que forman más de un ión estable, se nombran por medio de cualquiera de dos sistemas: el sistema de números romanos (el cual es el preferido por la mayoría de los químicos) y el sistema *-oso -ico*. Por ejemplo, el hierro puede reaccionar con el oxígeno para formar cualquiera de dos óxidos estables, FeO o Fe₂O₃. Bajo el sistema de números romanos, el FeO se nombraría óxido de hierro(II) para mostrar que contiene iones Fe²⁺; el Fe₂O₃ se nombraría óxido de hierro(III) para indicar que contiene iones Fe³⁺. Bajo el sistema *-oso -ico*, el FeO se nombra óxido ferroso y al Fe₂O₃ se le llama óxido férrico. Los compuestos del tipo II por lo regular involucran metales de transición y no metales.
16. Un ión poliatómico es un ión que contiene más de un átomo. En la tabla 5.4 se listan algunos iones poliatómicos comunes. Se utilizan paréntesis en la escritura de fórmulas que contienen iones poliatómicos para indicar cuántos iones poliatómicos están presentes. Por ejemplo, la fórmula correcta para el fosfato de calcio es Ca₃(PO₄)₂, la cual indica que se combinan tres iones calcio por cada dos iones fosfato. Si no se *escribiera* el paréntesis alrededor de la fórmula para el ión fosfato (es decir, si se escribiera Ca₃PO₄), ¡la gente podría pensar que están presentes 42 átomos de oxígeno!
18. Los ácidos son sustancias que producen protones (iones H⁺) cuando se disuelven en el agua. Para los ácidos que *no* contienen oxígeno se utiliza el sufijo *-hídrico*, con el nombre raíz del elemento presente en el ácido (por ejemplo: HCl, ácido *clorhídrico*; H₂S, ácido *sulfhídrico*; HF, ácido *fluorhídrico*). Para los ácidos cuyos aniones contienen oxígeno se utiliza una serie de prefijos y sufijos con el nombre del átomo central en el anión; estos prefijos y sufijos indican el número relativo (no real) de átomos de oxígeno presentes en el anión. La mayoría de los elementos que forman oxianiones forman *dos* de tales aniones; por ejemplo, el azufre forma el ión *sulfito* (SO₃²⁻) y el ión *sulfato* (SO₄²⁻). Para un elemento que forma dos oxianiones, el ácido que contiene los aniones tendrá la terminación *-oso* si está involucrado el anión *-ito*, y la terminación *-ico* si está presente el anión *-ato*. Por ejemplo, el H₂SO₃ es el ácido *sulfuroso* y el H₂SO₄ es el ácido *sulfúrico*. Los elementos del grupo 7 forman cada uno *cuatro* oxianiones/oxiácidos. Se utiliza el prefijo *hipo-* para el oxiácido que contiene menos átomos de oxígeno que el anión *-ito* y se utiliza el prefijo *per-* para el oxiácido que contiene más átomos de oxígeno que el anión *-ato*. Por ejemplo,

Ácido	Nombre	Anión	Nombre
HBrO	ácido <i>hipobromoso</i>	BrO ⁻	hipobromito
HBrO ₂	ácido <i>bromoso</i>	BrO ₂ ⁻	bromito
HBrO ₃	ácido <i>brómico</i>	BrO ₃ ⁻	bromato
HBrO ₄	ácido <i>perbrómico</i>	BrO ₄ ⁻	perbromato

20. Los elementos de la misma familia tienen la misma configuración electrónica y tienden a experimentar reacciones químicas similares con otros grupos. Por ejemplo, el Li, el Na, el K, el Rb y el Cs reaccionan con el gas elemental cloro, Cl₂, para formar un compuesto iónico de fórmula general M⁺Cl⁻.
22. a) 8, 8, 9; b) 92, 92, 143; c) 17, 17, 20; d) 1, 1, 2; e) 2, 2, 2; f) 50, 50, 69; g) 54, 54, 70; h) 30, 30, 34
24. a) 12 protones, 10 electrones; b) 26 protones, 24 electrones; c) 26 protones, 23 electrones; d) 9 protones, 10 electrones; e) 28 protones, 26 electrones; f) 30 protones; 28 electrones; g) 27 protones, 24 electrones; h) 7 protones, 10 electrones; i) 16 protones, 18 electrones; j) 37 protones, 36 electrones; k) 34 protones, 36 electrones; l) 19 protones, 18 electrones
26. a) CuI; b) CoCl₂; c) Ag₂S; d) Hg₂Br₂; e) HgO; f) Cr₂S₃; g) PbO₂; h) K₃N; i) SnF₂; j) Fe₂O₃
28. a) NH₄⁺, ión amonio; b) SO₃²⁻, ión sulfito; c) NO₃⁻, ión nitrato; d) SO₄²⁻, ión sulfato; e) NO₂⁻, ión nitrito; f) CN⁻, ión cianuro; g) OH⁻, ión hidróxido; h) ClO₄⁻, ión perclorato; i) ClO⁻, ión hipoclorito; j) PO₄³⁻, ión fosfato
30. a) dióxido de xenón; b) pentacloruro de yodo; c) tricloruro de fósforo; d) monóxido de carbono; e) difluoruro de oxígeno; f) pentóxido de difósforo; g) trióxido de arsénico; h) trióxido de azufre

Capítulos 6-7

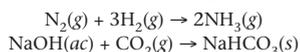
2. Una ecuación química indica las sustancias necesarias para una reacción dada y las sustancias producidas por esa reacción química. A las sustancias a la izquierda de la flecha se les llama *reactivos*; a aquellas a la derecha de la flecha se les llama *productos*. Una ecuación *balanceada* indica los números relativos de moléculas en la reacción.
4. Nunca cambian los *subíndices* de una *fórmula*: el modificar los subíndices cambia la *identidad* de la sustancia y hace inválida la ecuación. Cuando se balancea una ecuación química, sólo se ajustan los *coeficientes* que se escriben antes de una fórmula: el cambiar el coeficiente modifica el *número* de moléculas que se están utilizando en la reacción *sin* cambiar la *identidad* de la sustancia.
6. Una reacción de precipitación es aquella en la que se produce un sólido cuando se combinan dos disoluciones acuosas. La fuerza conductora en tal reacción es la formación del sólido; por tanto, se sustraen los iones de la disolución. Los ejemplos dependen de la entrada del estudiante.
8. Casi todos los compuestos que contienen los iones nitrato, sodio, potasio y amonio son solubles en el agua. La mayoría de las sales que contienen los iones cloruro y sulfato es soluble en el agua, con excepciones específicas (vea la tabla 7.1). La mayoría de los compuestos que contienen los iones hidróxido, sulfuro, carbonato y fosfato *no* es soluble en el agua (a menos que el compuesto también contenga Na⁺, K⁺ o NH₄⁺). Por ejemplo, suponga que se combinan disoluciones de cloruro de bario y de ácido sulfúrico:
- $$\text{BaCl}_2(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) + 2\text{HCl}(ac)$$
- $$\text{Ba}^{2+}(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac) \rightarrow \text{BaSO}_4(s) \text{ [reacción iónica neta]}$$
- Debido a que el sulfato de bario no es soluble en el agua, se forma un precipitado de BaSO₄(s).
10. Los ácidos (como el ácido acético que se encuentra en el vinagre) se notaron por primera vez principalmente debido a su sabor acre, mientras que las bases se caracterizaron por primera vez por su sabor amargo y sensación resbalosa sobre la piel.

Los ácidos y las bases se neutralizan entre sí formando agua: $H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$. Los ácidos y las bases fuertes se ionizan *por completo* cuando se disuelven en el agua, lo cual significa que son electrolitos fuertes.

Ácidos fuertes: HCl, HNO₃ y H₂SO₄

Bases fuertes: hidróxidos del grupo I (por ejemplo, el NaOH y el KOH)

12. Reacciones de oxidación-reducción; oxidación; reducción; No; si una especie va a perder electrones, debe haber otra especie presente capaz de ganarlos. Los ejemplos dependen del estudiante.
14. En la reacción de síntesis, elementos o compuestos sencillos reaccionan para producir sustancias más complejas. Por ejemplo,



Las reacciones de descomposición representan la división de sustancias complejas en sustancias más sencillas, por ejemplo, $2H_2O(ac) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$. Las reacciones de síntesis y descomposición con frecuencia son de oxidación-reducción, aunque no siempre. Por ejemplo, la reacción de síntesis entre el NaOH y el CO₂ *no* representa una oxidación-reducción.

16. a) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$; b) $2C(s) + O_2(g) \rightarrow 2CO(g)$;
c) $2Li(l) + 2C(s) \rightarrow Li_2C_2(s)$; d) $FeO(s) + C(s) \rightarrow Fe(l) + CO(g)$; e) $C(s) + 2F_2(g) \rightarrow CF_4(g)$
18. a) $Ba(NO_3)_2(ac) + K_2CrO_4(ac) \rightarrow BaCrO_4(s) + 2KNO_3(ac)$;
b) $NaOH(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \rightarrow H_2O(l) + NaC_2H_3O_2(ac)$ (después se evapora el agua de la disolución);
c) $AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$;
d) $Pb(NO_3)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow PbSO_4(s) + 2HNO_3(ac)$;
e) $2NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$ (después se evapora el agua de la disolución); f) $Ba(NO_3)_2(ac) + 2Na_2CO_3(ac) \rightarrow BaCO_3(s) + 2NaNO_3(ac)$
20. a) $FeO(s) + 2HNO_3(ac) \rightarrow Fe(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$; ácido-base; desplazamiento doble; b) $2Mg(s) + 2CO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2MgCO_3(s)$; síntesis; oxidación-reducción;
c) $2NaOH(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + Na_2SO_4(ac)$; precipitación; desplazamiento doble; d) $HI(ac) + KOH(ac) \rightarrow KI(ac) + H_2O(l)$; ácido-base; desplazamiento doble;
e) $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$; combustión; oxidación-reducción; f) $Co(NH_3)_6Cl_2(s) \rightarrow CoCl_2(s) + 6NH_3(g)$; descomposición; g) $2HCl(ac) + Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) \rightarrow 2HC_2H_3O_2(ac) + PbCl_2(ac)$; precipitación; desplazamiento doble;
h) $C_{12}H_{22}O_{11}(s) \rightarrow 12C(s) + 11H_2O(g)$; descomposición; oxidación-reducción; i) $2Al(s) + 6HNO_3(ac) \rightarrow 2Al(NO_3)_3(ac) + 3H_2(g)$; oxidación-reducción; desplazamiento sencillo;
j) $4B(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2B_2O_3(s)$; síntesis; oxidación-reducción
22. La respuesta dependerá de los ejemplos del estudiante.
24. a) No hay reacción (todas las combinaciones son solubles).
b) $Ca^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \rightarrow CaSO_4(s)$
c) $Pb^{2+}(ac) + S^{2-}(ac) \rightarrow PbS(s)$
d) $2Fe^{3+}(ac) + 3CO_3^{2-}(ac) \rightarrow Fe_2(CO_3)_3(s)$
e) $Hg_2^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) \rightarrow Hg_2Cl_2(s)$
f) $Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s)$
g) $3Ca^{2+}(ac) + 2PO_4^{3-}(ac) \rightarrow Ca_3(PO_4)_2(s)$
h) No hay reacción (todas las combinaciones son solubles).

Capítulos 8-9

2. En una base microscópica, un mol de una sustancia representa el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de unidades individuales (átomos o moléculas) de la sustancia. En una base macroscópica, un mol de una sustancia representa la cantidad de sustancia presente cuando la masa molar de ésta se toma en gramos. Los químicos han elegido estas definiciones para que exista una relación sencilla entre las cantidades medibles de la sustancia (gramos) y el número real de átomos o

moléculas presentes, y para que el número de partículas presentes en las muestras de sustancias *diferentes* pueda compararse con facilidad.

4. La masa molar de un compuesto es la masa en gramos de un mol del compuesto y se calcula sumando las masas atómicas promedio de todos los átomos presentes en una molécula del compuesto. Por ejemplo, para el H₃PO₄: masa molar del H₃PO₄ = 3(1.008 g) + 1(30.97 g) + 4(16.00 g) = 97.99 g.
6. La fórmula *empírica* de un compuesto representa el número *relativo* de átomos de cada tipo presente en una molécula del compuesto, mientras que la fórmula *molecular* representa el número *real* de átomos de cada tipo presente en una molécula real. Por ejemplo, el acetileno (fórmula molecular C₂H₂) y el benceno (fórmula molecular C₆H₆) tienen el mismo número relativo de átomos de carbono e hidrógeno y por tanto la misma fórmula empírica (CH). La masa molar del compuesto debe determinarse antes de calcular la fórmula molecular real. Dado que las moléculas reales no pueden contener *partes* fraccionales de átomos, la fórmula molecular siempre es un *múltiplo del número entero* de la fórmula empírica.
8. La respuesta depende de la elección de los ejemplos del estudiante para el ejercicio 7.
10. para el O₂: $\frac{5 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} \cdot 0.55 \text{ moles de } C_3H_8 \times \frac{5 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 2.8(2.75) \text{ moles de } O_2$
para el CO₂: $\frac{3 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} \cdot 0.55 \text{ moles de } C_3H_8 \times \frac{3 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 1.7(1.65) \text{ moles de } CO_2$
para el H₂O: $\frac{4 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } C_3H_8} \cdot 0.55 \text{ moles de } C_3H_8 \times \frac{4 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 2.2 \text{ moles de } H_2O$
12. Cuando se utilizan cantidades arbitrarias de los reactivos, uno de ellos estará presente, de manera estequiométrica, en menor cantidad; a esta sustancia se le llama *reactivo limitante*. Limita la cantidad del producto que puede formarse en el experimento debido a que una vez que esta sustancia ha reaccionado por completo, la reacción debe *detenerse*. Los demás reactivos en el experimento están presentes en *exceso*, lo cual significa que una porción de estos reactivos estará presente *sin cambiar* después de que la reacción se detenga.
14. El *rendimiento teórico* para un experimento es la masa del producto calculada suponiendo que el reactivo limitante para el experimento se consume por completo. El *rendimiento real* para un experimento es la masa del producto recolectada en realidad por el científico. Cualquier experimento está restringido por las habilidades de quien lo realiza y por las limitaciones inherentes del método experimental: por estas razones, el rendimiento real con frecuencia es menor que el rendimiento teórico. Aunque se esperaría que el rendimiento real nunca debe exceder el rendimiento teórico, esto sucede en ocasiones en experimentos reales. Sin embargo, un rendimiento real mayor que el teórico por lo regular significa que algo está *mal* en el experimento (por ejemplo, pueden estar presentes impurezas) o en los cálculos.
16. a) 92.26% C; b) 32.37% Na; c) 15.77% C;
d) 20.24% Al; e) 88.82% Cu; f) 79.89% Cu;
g) 71.06% Co; h) 40.00% C
18. a) 53.0 g de SiCl₄, 3.75 g de C; b) 20.0 g de LiOH;
c) 12.8 g de NaOH, 2.56 g de O₂; d) 9.84 g de Sn, 2.99 g de H₂O
20. 11.7 g de CO; 18.3 g de CO₂

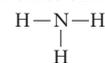
Capítulos 10-12

2. La temperatura es una medición de los movimientos aleatorios de los componentes de una sustancia; en otras palabras, la temperatura es una medición de la energía cinética promedio de las partículas de una

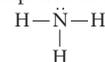
- muestra. Las moléculas en el agua caliente deben estar moviéndose más rápido que en el agua fría (las moléculas tienen la misma masa, por lo que si la temperatura es más alta, la velocidad promedio de las partículas debe ser mayor en el agua caliente). El calor es la energía que fluye debido a una diferencia en la temperatura.
- La termodinámica es el estudio de la energía y los cambios en ésta. La primera ley de la termodinámica es la ley de la conservación de la energía: la energía del universo es constante, no puede crearse ni destruirse, sólo transferirse de una posición a otra o de una forma a otra. La energía interna de un sistema, E , representa el total de las energías cinética y potencial de todas las partículas en el sistema. Puede producirse un flujo de calor cuando hay un cambio en la energía interna del sistema, pero no es correcto decir que el sistema “contiene” el calor: parte de la energía interna se *convierte* en energía calorífica durante el proceso (bajo otras condiciones, el cambio en la energía interna podría expresarse como trabajo en vez de un flujo de calor).
 - El cambio de entalpía representa la energía calorífica que fluye (a presión constante) en una base molar cuando ocurre una reacción. El cambio de entalpía es una función de estado (de la cual se hace un gran uso en los cálculos de la ley de Hess). Los cambios de entalpía por lo común se miden en contenedores de reacción aislados llamados *calorímetros* (en la figura 10.6 se muestra un calorímetro sencillo).
 - Considere el petróleo. Un galón de gasolina contiene energía almacenada concentrada. Se puede utilizar esta energía para hacer que un automóvil se mueva, pero cuando se hace, la energía almacenada en la gasolina se dispersa a lo largo del ambiente. Aunque la energía sigue ahí (se conserva), ya no está en una forma concentrada útil. Por tanto, aunque el contenido energético del universo permanece constante, la energía que está ahora en formas concentradas en el petróleo, carbón, madera y otras formas se está dispersando de manera gradual al universo, donde no puede realizar trabajo.
 - Una fuerza conductora es un efecto que tiende a hacer que ocurra un proceso. Dos fuerzas conductoras importantes son la dispersión de la energía durante un proceso o la dispersión de la materia durante un proceso (dispersión de energía y dispersión de materia). Por ejemplo, un leño se quema en una fogata debido a que la energía contenida en el leño se dispersa al universo cuando se quema. Si se coloca una cucharadita de azúcar en un vaso con agua, la disolución del azúcar es un proceso favorable debido a que la materia del azúcar se dispersa cuando se disuelve. La entropía es una medida de la aleatoriedad o desorden en un sistema. La entropía del universo aumenta de manera constante debido a la dispersión de la materia y la dispersión de la energía. Un proceso espontáneo es aquel que ocurre sin intervención externa: la espontaneidad de una reacción depende de la dispersión de la energía y la materia si la reacción se lleva a cabo. Una reacción que dispersa energía y también dispersa materia siempre será espontánea. Las que requieren una entrada de energía pueden seguir siendo espontáneas si la dispersión de la materia es lo suficientemente grande.
 - a) 464 kJ; b) 69.3 kJ; c) 1.40 moles (22.5 g)
 - Un átomo en su *estado basal* se encuentra en su estado de energía más bajo posible. Cuando posee más energía que en su estado basal, el átomo está en un *estado excitado*. Un átomo se promueve de su estado basal a un estado excitado absorbiendo energía; cuando regresa de un estado excitado a su estado basal emite la energía en exceso como radiación electromagnética. Los átomos no ganan o emiten radiación de manera aleatoria, sólo lo hacen en paquetes discretos de radiación llamados *fotones*. Los fotones de radiación emitidos por los átomos se caracterizan por la longitud de onda (color) de la radiación: los fotones con longitudes de onda más largas transportan menos energía que aquellos con longitudes de onda más cortas. La energía de un fotón emitido por un átomo corresponde *de manera exacta* a la diferencia de energía entre dos estados de energía permitidos en un átomo.
 - Bohr visualizó el electrón moviéndose en ciertas órbitas circulares alrededor del núcleo, y cada órbita asociada con una energía específica (que resulta de la atracción entre el núcleo y el electrón, y de la energía cinética de este último). Bohr supuso que cuando un átomo absorbe energía, el electrón se mueve de su estado basal ($n = 1$) a una órbita más alejada del núcleo ($n = 2, 3, 4, \dots$). Postuló que cuando un átomo excitado regresa a su estado basal, el átomo emite la energía en exceso como radiación. Debido a que las órbitas de Bohr se localizan a distancias fijas del núcleo y entre sí, cuando el electrón se mueve de una órbita fija a otra, el cambio de energía es una cantidad definida, la cual corresponde a la emisión de un fotón con una longitud de onda y una energía características particulares. Sin embargo, cuando el modelo de Bohr para el átomo se aplicó a los espectros de emisión de otros elementos, la teoría no podía predecir o explicar los espectros de emisión observados de estos elementos.
 - El orbital atómico de energía más baja del hidrógeno se le llama orbital 1s. El orbital 1s es esférico en su forma (la densidad electrónica alrededor del núcleo es uniforme en todas las direcciones). El orbital *no* tiene un borde afilado (parece difuso) debido a que la probabilidad de encontrar el electrón disminuye de manera gradual a medida que se incrementa la distancia del núcleo. El orbital *no* sólo representa una superficie esférica en la que el electrón se mueve (esto sería similar a la teoría original de Bohr); en su lugar, el orbital 1s representa un mapa de probabilidad de la densidad electrónica alrededor del núcleo para el primer nivel de energía principal.
 - El tercer nivel de energía principal del hidrógeno se divide en tres subniveles: 3s, 3p y 3d. La subcapa 3s consiste de un solo orbital 3s, el cual es esférico en su forma. La subcapa 3p consiste en un conjunto de tres orbitales 3p de igual energía: cada uno de estos orbitales 3p tiene la misma forma (“mancuerna”), pero cada uno se orienta en una dirección diferente en el espacio. La subcapa 3d consiste de un conjunto de cinco orbitales 3d con las formas que se indican en la figura 11.28, las cuales se orientan en direcciones distintas alrededor del núcleo. El cuarto nivel de energía principal del hidrógeno se divide en cuatro subniveles: los orbitales 4s, 4p, 4d y 4f. La subcapa 4s consiste solo del orbital 4s. La subcapa 4p consiste de un conjunto de tres orbitales 4p. La subcapa 4d consiste de un conjunto de cinco orbitales 4d. Las formas de los orbitales 4s, 4p y 4d son las *mismas* que las de los orbitales del tercer nivel de energía principal; sin embargo, los orbitales del cuarto nivel de energía principal son *más grandes* y *están más alejados del núcleo* que los orbitales del tercer nivel. El cuarto nivel de energía principal también contiene una subcapa 4f, que consiste de siete orbitales 4f (las formas de los orbitales 4f están más allá del alcance de este texto.)
 - Los átomos tienen una serie de *niveles de energía principales* indexados por la letra n . El nivel $n = 1$ es el más cercano al núcleo, y las energías de los niveles aumentan a medida que se incrementa el valor de n (y la distancia del núcleo). Cada nivel de energía principal se divide en *subniveles* (conjuntos de orbitales) de diferentes formas características designadas por las letras s, p, d y f . Cada subcapa s consiste de un solo orbital s ; cada subcapa p consiste de un conjunto de tres orbitales p ; cada subcapa d consiste de un conjunto de cinco orbitales d , etc. Un orbital puede estar vacío o contener uno o dos electrones, pero nunca más de dos (si un orbital contiene dos electrones, entonces los electrones deben tener espines opuestos). La forma de un orbital representa un mapa de probabilidad para encontrar electrones, no representa una trayectoria o vía de sus movimientos.
 - Los electrones de valencia son los electrones en la capa más externa de un átomo. Son aquellos que es más probable que estén involucrados en las reacciones químicas debido a que están en el borde exterior del átomo.
 - La tabla periódica que dibujó para la pregunta 25 debe parecerse a la encontrada en la figura 11.31. A partir de la localización de un elemento en el grupo (columna) y el periodo (renglón), debe ser capaz de determinar su configuración de valencia. Por ejemplo, el elemento en el tercer periodo horizontal del segundo grupo vertical tiene $3s^2$ como su configuración de valencia. El elemento en el séptimo grupo vertical del segundo periodo horizontal tiene la configuración de valencia $2s^2 2p^5$.

28. La energía de ionización de un átomo representa la energía requerida para sustraer un electrón del átomo en la fase gaseosa. Al moverse de la parte superior a la parte inferior en un grupo vertical en la tabla periódica, la energía de ionización disminuye, pero aumenta cuando se va de izquierda a derecha dentro de un periodo horizontal. Los tamaños relativos de los átomos también pueden variar de manera sistemática con la localización de un elemento en la tabla periódica. Dentro de un grupo vertical dado, los átomos se vuelven progresivamente más grandes cuando se procede de la parte superior del grupo a la parte inferior. Al moverse de izquierda a derecha dentro de un periodo horizontal en la tabla periódica, los átomos se vuelven progresivamente más pequeños.
30. Para formar un compuesto iónico, un elemento metálico reacciona con un elemento no metálico (con el elemento metálico perdiendo electrones para formar un ión positivo y el elemento no metálico ganando electrones para formar un ión negativo). La forma agregada de tal compuesto consiste en una red cristalina de iones con carga positiva y negativa alternadas: un ión positivo dado es atraído por los iones con carga negativa que lo rodean, y un ión negativo dado es atraído por los iones con carga positiva que lo rodean. Existen atracciones electrostáticas similares en las tres dimensiones a lo largo del cristal del sólido iónico, lo que conduce a un sistema muy estable (con puntos de fusión y ebullición muy altos, por ejemplo). Como evidencia de la existencia del enlace iónico, los sólidos iónicos no conducen electricidad (los iones se mantienen de manera rígida), pero los fundidos o las disoluciones de tales sustancias conducen una corriente eléctrica. Por ejemplo, cuando el metal sodio y el gas cloro reaccionan, resulta una sustancia iónica común (cloruro de sodio): $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}^+\text{Cl}^-(s)$.
32. La electronegatividad representa la habilidad relativa de un átomo en una molécula para atraer a sí mismo electrones compartidos. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividad entre dos átomos unidos en un enlace, más polar es el enlace. Los ejemplos dependen de la elección de los elementos del estudiante.
34. Se ha observado en muchísimos experimentos que cuando un metal activo como el sodio o el magnesio reacciona con un no metal, los átomos de sodio siempre formarán iones Na^+ y los átomos de magnesio siempre formarán iones Mg^{2+} . También se ha observado que cuando los elementos no metálicos como el nitrógeno, el oxígeno o el flúor forman iones sencillos, los iones siempre son N^{3-} , O^{2-} y F^- , respectivamente. Al observar que estos elementos siempre forman los mismos iones y que aquellos iones contienen ocho electrones en la capa más externa, los científicos especulan que una especie que tiene un octeto de electrones (como el gas noble neón) debe ser fundamentalmente muy estable. La observación *repetida* de que tantos elementos, cuando reaccionan, tienden a alcanzar una configuración electrónica que es isoelectrónica con un gas noble, condujo a los químicos a especular que *todos* los elementos tratan de alcanzar tal configuración para sus capas más externas. Las moléculas enlazadas de manera covalente y de forma covalente polar también tratan de alcanzar configuraciones electrónicas de pseudogas noble. Para una molécula enlazada de manera covalente como el F_2 , cada átomo de F provee un electrón del par de electrones que constituye el enlace covalente. Cada átomo de F también siente la influencia del electrón del otro átomo de F en el par compartido, y cada átomo de F llena de manera efectiva su capa más externa.
36. El enlace entre átomos para formar una molécula sólo involucra los electrones más externos de los átomos, por lo que sólo estos electrones de *valencia* se muestran en las estructuras de Lewis de las moléculas. El requisito más importante para la formación de un compuesto estable es que cada átomo de una molécula alcance una configuración electrónica de gas noble. En las estructuras de Lewis, ordene los electrones de valencia de enlace y de no enlace para tratar de completar el octeto (o el dueto) de tantos átomos como sea posible.
38. Podría elegir prácticamente cualquier molécula para su explicación. Se ilustra el método para el amoníaco, NH_3 . Primero, cuente el número total de electrones de valencia disponibles en la molécula (sin importar su fuente). Para el NH_3 , dado que el nitrógeno está en el

grupo 5, un átomo de nitrógeno contribuiría con cinco electrones de valencia. Dado que los átomos de hidrógeno sólo tienen un electrón cada uno, los tres átomos de hidrógeno proveen tres electrones de valencia adicionales para dar un total de ocho electrones de valencia. Después escriba los símbolos para los átomos en la molécula y utilice un par de electrones (representados por una línea) para formar un enlace entre cada par de átomos enlazados.



Estos tres enlaces utilizan seis de los ocho electrones de valencia. Debido a que cada hidrógeno ya tiene su dueto y el átomo de nitrógeno sólo tiene seis electrones alrededor de él hasta ahora, los dos electrones de valencia finales deben representar un par solitario en el nitrógeno.

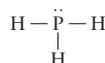


40. Los compuestos de boro y berilio en ocasiones no se ajustan a la regla del octeto. Por ejemplo, en el BF_3 , el átomo de boro sólo tiene seis electrones de valencia en su capa más externa, mientras que en el BeF_2 , el átomo de berilio sólo tiene cuatro electrones en su capa más externa. Otras excepciones a la regla del octeto incluyen cualquier molécula con un número impar de electrones de valencia (como el NO o el NO_2).

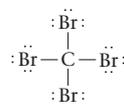
Número de pares de valencia	Ángulo de enlace	Ejemplos
2	180°	BeF_2 , BeH_2
3	120°	BCl_3
4	109.5°	CH_4 , CCl_4 , GeF_4

44. a) $[\text{Kr}]5s^2$; b) $[\text{Ne}]3s^23p^1$; c) $[\text{Ne}]3s^23p^5$; d) $[\text{Ar}]4s^1$; e) $[\text{Ne}]3s^23p^1$; f) $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$

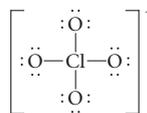
46. $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ 4 pares de electrones orientados de manera tetraédrica en el O; geometría no lineal (angular, en forma de V); el ángulo del enlace $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ es ligeramente menor a 109.5° debido a los pares solitarios



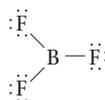
4 pares de electrones orientados de manera tetraédrica en el P; geometría piramidal trigonal; los ángulos de los enlaces $\text{H}-\text{P}-\text{H}$ son ligeramente menores a 109.5° debido a los pares solitarios



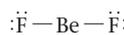
4 pares de electrones orientados de manera tetraédrica en el C; geometría general tetraédrica; ángulos de los enlaces $\text{Br}-\text{C}-\text{Br}$ de 109.5°



4 pares de electrones orientados de manera tetraédrica en el Cl; geometría general tetraédrica; ángulos de los enlaces $\text{O}-\text{Cl}-\text{O}$ de 109.5°



3 pares de electrones orientados de manera trigonal en el B (excepción a la regla del octeto); geometría general trigonal; ángulos de los enlaces $\text{F}-\text{B}-\text{F}$ de 120°



2 pares de electrones orientados de manera lineal en el Be (excepción a la regla del octeto); geometría general lineal; ángulos de los enlaces $\text{F}-\text{Be}-\text{F}$ de 180°

Capítulos 13-15

2. La presión de la atmósfera representa la masa de los gases en esta capa que presionan hacia abajo sobre la superficie de la Tierra. El dispositivo más utilizado por lo común para medir la presión de la atmósfera

es el barómetro de mercurio, ilustrado en la figura 13.2. En la figura 13.1 se muestra un experimento sencillo para demostrar la presión de la atmósfera.

4. La ley de Boyle indica que el volumen de una muestra de gas disminuirá si se comprime más (a temperatura constante, para una cantidad fija del gas). Los dos enunciados matemáticos de la ley de Boyle son

$$P \times V = \text{constante}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Estas dos fórmulas matemáticas indican lo mismo: si la presión sobre una muestra de gas se incrementa, el volumen de la muestra disminuirá. En la figura 13.5 se proporciona una gráfica de la información de la ley de Boyle; los matemáticos conocen a este tipo de gráfica ($xy = k$) como *hipérbola*.

6. La ley de Charles indica que si calienta una muestra de gas, el volumen de la muestra aumentará (suponiendo que la presión y la cantidad del gas permanecen constantes). Cuando la temperatura se da en kelvins, la ley de Charles expresa una proporcionalidad *directa* (si *incrementa T*, entonces *V aumenta*), mientras que la ley de Boyle expresa una proporcionalidad *inversa* (si *incrementa P*, entonces *V disminuye*). Los dos enunciados matemáticos de la ley de Charles son $V = bT$ y $(V_1/T_1) = (V_2/T_2)$. Con esta segunda formulación se puede determinar la información volumen-temperatura para una muestra de gas dada bajo dos conjuntos de condiciones. La ley de Charles es cierta sólo si la presión permanece constante (un cambio en la presión también cambia el volumen de una muestra de gas). Una gráfica del volumen en función de la temperatura (a presión constante) para un gas ideal es una línea recta con una intersección en -273°C (vea la figura 13.7).
8. La ley de Avogadro enuncia que el volumen de una muestra de gas es directamente proporcional al número de moles (o moléculas) del gas presentes (a temperatura y presión constantes). La ley de Avogadro es cierta sólo para muestras de gas comparadas bajo las mismas condiciones de temperatura y presión. La ley de Avogadro expresa una proporcionalidad directa: mientras más gas en una muestra, mayor el volumen de la muestra.
10. La presión "parcial" de un gas individual en una mezcla de gases representa la presión que el gas ejercería en el mismo contenedor a la misma temperatura si fuera el único gas presente. La presión *total* en una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales individuales de los gases presentes en la mezcla. El hecho de que las presiones parciales de los gases en una mezcla son aditivas sugiere que la presión total en un contenedor es una función del *número* de moléculas presentes y no de su identidad o de cualquier otra propiedad (como el tamaño atómico inherente de las moléculas).
12. Los postulados principales de la teoría cinética molecular para los gases son: a) los gases consisten de partículas pequeñas (átomos o moléculas) y el tamaño de estas partículas es despreciable en comparación con el volumen total de una muestra de gas; b) las partículas en un gas están en movimiento aleatorio constante, colisionando entre sí y con las paredes del contenedor; c) las partículas en una muestra de gas no sostienen fuerzas de repulsión o atracción entre sí; d) la energía cinética promedio de las partículas del gas está relacionada de manera directa con la temperatura absoluta de la muestra de gas. La presión ejercida por un gas resulta de las moléculas que colisionan con (y empujan sobre) las paredes del contenedor; la presión aumenta con la temperatura debido a que, a una temperatura más alta, las moléculas se mueven más rápido y golpean las paredes del contenedor con mayor fuerza. Un gas llena el volumen disponible debido a que sus moléculas están en movimiento *aleatorio* constante: la aleatoriedad del movimiento de las moléculas significa que con el tiempo se moverán en el volumen disponible hasta que su distribución sea uniforme: a presión constante, el volumen de una muestra de gas aumenta a medida que se incrementa la temperatura debido a que con cada colisión que tiene una fuerza mayor, el contenedor debe expandirse para que las moléculas estén más separadas a efecto de que la presión permanezca constante.
14. Las moléculas están mucho más cercanas en los sólidos y líquidos que en las sustancias gaseosas e interaccionan entre sí a una extensión mucho mayor. Los sólidos y líquidos tienen densidades mucho mayores que los gases y son mucho menos compresibles debido a que existe poco espacio entre sus moléculas (el volumen de un sólido o líquido no es muy afectado por la temperatura o la presión). Se sabe que los estados sólido y líquido de una sustancia son similares entre sí en estructura, dado que por lo regular sólo se requieren unos cuantos kilojoules de energía para fundir 1 mol de un sólido, mientras que se puede requerir 10 veces más energía para convertir un líquido al estado de vapor.
16. El punto de ebullición *normal* del agua, es decir, su punto de ebullición a una presión de exactamente 760 mm de Hg, es de 100°C . El agua permanece a 100°C mientras hierve, debido a que la energía adicional agregada a la muestra se utiliza para superar las fuerzas de atracción entre sus moléculas a medida que pasan del estado líquido condensado al estado gaseoso. El punto de congelación normal (a 760 mm de Hg) del agua es de exactamente 0°C . En la figura 14.2 se proporciona una curva de enfriamiento para el agua.
18. Las fuerzas dipolo-dipolo surgen cuando las moléculas con momentos dipolares tratan de orientarse para que el extremo positivo de una molécula polar pueda atraer el extremo negativo de otra molécula polar. Las fuerzas dipolo-dipolo no son por mucho tan intensas como las fuerzas del enlace iónico o covalente (sólo alrededor de 1% tan intensas como las fuerzas del enlace covalente) dado que la atracción electrostática está relacionada con la *magnitud* de las cargas de la especie atrayente y disminuye rápidamente con la distancia. El enlace de hidrógeno es una fuerza de atracción dipolo-dipolo especialmente intensa que puede existir cuando los átomos de hidrógeno se enlazan de manera directa con los átomos más electronegativos (N, O y F). Debido a que el átomo de hidrógeno es tan pequeño, los dipolos que involucran los enlaces N—H, O—H y F—H pueden aproximarse entre sí de manera mucho más cercana que los demás dipolos; ya que la magnitud de las fuerzas dipolo-dipolo está relacionada con la distancia, pueden existir fuerzas de atracción inusualmente intensas. El punto de ebullición mucho mayor del agua en comparación con el de los demás compuestos de hidrógeno covalentes de los elementos del grupo 6 es evidencia de la intensidad especial del enlace de hidrógeno.
20. La evaporación de un líquido requiere una entrada de energía para superar las fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas en este estado. El gran calor de evaporación del agua es esencial para la vida dado que gran parte de la energía en exceso que golpea la Tierra a partir del Sol se disipa en esta evaporación. La condensación se refiere al proceso por medio del cual las moléculas en el estado de vapor forman un líquido. En un contenedor cerrado que contiene un líquido con algo de espacio vacío sobre éste, ocurre un equilibrio entre la evaporación y la condensación. Cuando se coloca primero el líquido en el contenedor, la fase líquida comienza a evaporarse en el espacio vacío. Sin embargo, a medida que el número de moléculas en la fase de vapor aumenta, parte de estas moléculas empiezan a volver a entrar en la fase líquida. Con el tiempo, cada vez que una molécula de líquido en alguna parte en el contenedor entra en la fase de vapor, otra molécula de vapor vuelve a entrar en la fase líquida. No ocurre más cambio neto en la cantidad de esta última fase. La presión del vapor en tal situación de equilibrio es característica para el líquido a cada temperatura. En la figura 14.10 se muestra un experimento sencillo para determinar la presión de vapor de un líquido. Por lo regular, los líquidos con fuerzas intermoleculares intensas tienen presiones de vapor pequeñas (tienen más dificultad en la evaporación) que los líquidos con fuerzas intermoleculares débiles.
22. El *modelo de mar de electrones* explica muchas propiedades de los elementos metálicos. Este modelo visualiza un arreglo regular de los átomos metálicos colocado en un "mar" de electrones de valencia móviles. Los electrones pueden moverse con facilidad a lo largo del

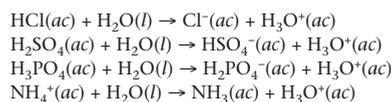
metal para conducir calor o electricidad, y la red de átomos y cationes deformarse con poco esfuerzo, permitiendo que el metal pueda martillarse en una lámina o estirarse en un alambre. Una aleación es un material que contiene una mezcla de elementos que en general tienen propiedades metálicas. Las aleaciones *sustitucionales* consisten de un metal anfitrión en el que algunos de los átomos en una estructura cristalina metálica son remplazados por átomos de otros elementos metálicos. Por ejemplo, la plata de ley es una aleación en la que algunos átomos de plata han sido remplazados por átomos de cobre. Una *aleación intersticial* se forma cuando otros átomos más pequeños entran en los intersticios (agujeros) entre los átomos de la estructura cristalina del metal anfitrión. El acero es una aleación intersticial en la que átomos de carbono entran en los intersticios de un cristal de átomos de hierro.

24. Una disolución saturada contiene tanto soluto como pueda disolverse a una temperatura particular. El decir que una disolución está *saturada* no necesariamente significa que el soluto está presente a una concentración alta; por ejemplo, el hidróxido de magnesio sólo se disuelve a una extensión muy pequeña antes de que la disolución se sature. Una disolución saturada está en equilibrio con el soluto no disuelto; a medida que las moléculas del soluto del sólido se disuelven en una posición en la disolución, las moléculas disueltas vuelven a unir la fase sólida en otra parte de la disolución. Una vez que las velocidades de la disolución y de la formación del sólido son iguales, no ocurre un cambio neto en la concentración de la disolución, y ésta está saturada.
26. El adicionar más disolvente a una disolución para diluirla *no* cambia el número de moles del soluto presentes, sólo cambia el *volumen* en el que se dispersa el soluto. Si la molaridad se utiliza para describir la concentración de la disolución, entonces cambia el número de *litros* cuando se adiciona disolvente y también el número de *moles por litro* (la molaridad), pero el número real de *moles* del soluto *no* cambia. Por ejemplo, 125 mL de NaCl 0.551 M contiene 0.0689 moles de NaCl. La disolución *seguirá* conteniendo 0.0689 moles de NaCl después de que se le adicionan 250 mL de agua. El volumen y la concentración cambiarán, pero el número de moles del soluto en la disolución *no* se altera. Los 0.0689 moles de NaCl, divididos entre el volumen total de la disolución diluida en litros, proporciona la nueva molaridad (0.184 M).
28. a) 105 mL; b) 1.05×10^3 mm de Hg
30. a) 6.96 L; b) $P_{\text{hidrógeno}} = 5.05$ atm; $P_{\text{helio}} = 1.15$ atm; c) 2.63 atm
32. 0.550 g de CO_2 ; 0.280 L de CO_2 a TPE
34. a) 9.65% de NaCl; b) 2.75 g de CaCl_2 ; c) 11.4 g de NaCl
36. a) 0.505 M; b) 0.0840 M; c) 0.130 M
38. a) 226 g; b) 18.4 M; c) 0.764 M; d) 1.53 N; e) 15.8 mL

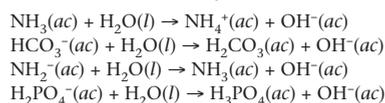
Capítulos 16-17

2. Un par conjugado ácido-base consiste de dos especies relacionadas entre sí por la donación o aceptación de un solo protón, H^+ . Un ácido tiene un H^+ más que su base conjugada; una base tiene un H^+ menos que su ácido conjugado.

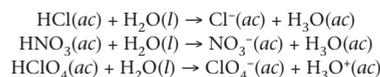
Ácidos de Brønsted-Lowry



Bases de Brønsted-Lowry



4. La fuerza de un ácido es un resultado directo de la posición de equilibrio de la disociación (ionización) del ácido. A los ácidos cuyas posiciones de equilibrio de la disociación se encuentran muy a la derecha se les llama ácidos *fuertes*. A los ácidos cuyas posiciones de equilibrio sólo se encuentran ligeramente a la derecha se les llama ácidos *débiles*. Por ejemplo, el HCl, el HNO_3 y el HClO_4 son ácidos fuertes, lo cual significa que se disocian por completo en una disolución acuosa (la posición de equilibrio está muy a la derecha):

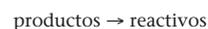


Dado que estos son ácidos muy fuertes, sus aniones (Cl^- , NO_3^- , ClO_4^-) deben ser bases muy *débiles*, y las disoluciones de sus sales de sodio *no* serán básicas.

6. El pH de una disolución se define como $\text{pH} = -\log[\text{H}^+(ac)]$ para una disolución. En el agua pura, la cantidad del ión $\text{H}^+(ac)$ presente es *igual* a la cantidad del ión $\text{OH}^-(ac)$, es decir, el agua pura es *neutra*. Dado que $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M en el agua pura, su pH es $-\log[1.0 \times 10^{-7} \text{ M}] = 7.00$. Las disoluciones en las que $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ M ($\text{pH} < 7.00$) son ácidas; las disoluciones en las que $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ M ($\text{pH} > 7.00$) son básicas. La escala del pH es logarítmica: un cambio de una unidad en el pH corresponde a un cambio en la concentración del ión hidrógeno en un factor de *diez*. Se define una expresión logarítmica análoga para la concentración del ión hidróxido en una disolución $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-(ac)]$. Las concentraciones del ión hidrógeno y del ión hidróxido en el agua (y en las disoluciones acuosas) *no* son independientes entre sí, sino que están relacionadas por la constante de equilibrio de la disociación para el agua, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ a 25 °C. A partir de esta expresión se tiene que $\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$ para el agua (o una disolución acuosa) a 25 °C.
8. Los químicos visualizan que una reacción puede llevarse a cabo entre moléculas sólo si éstas *colisionan* de manera física entre sí. Además, cuando éstas colisionan, deben hacerlo con la fuerza suficiente para que la reacción sea exitosa (debe haber la fuerza suficiente para romper los enlaces en los reactivos) y las moléculas que colisionan deben estar posicionadas con la orientación relativa correcta para que los productos (o intermediarios) se formen. Las reacciones tienden a ser más rápidas si se utilizan concentraciones más altas para la reacción debido a que si hay más moléculas presentes por unidad de volumen, habrá más colisiones entre las moléculas en un periodo dado. Las reacciones son más rápidas a temperaturas más altas debido a que a estas temperaturas las moléculas de los reactivos tienen una energía cinética promedio mayor y el número de las que colisionarán con la fuerza suficiente para romper los enlaces aumenta.
10. Los químicos definen el equilibrio como el balance exacto de dos procesos exactamente opuestos. Cuando una reacción se comienza combinando reactivos puros, el único proceso posible inicialmente es



Sin embargo, para muchas reacciones, a medida que la concentración de las moléculas de los productos aumenta, se vuelve más y más probable que las moléculas de los productos colisionarán y reaccionarán entre sí,



formando de vuelta moléculas de los reactivos originales. En algún punto en el proceso las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales y el sistema alcanza el equilibrio químico. Para un observador externo, el sistema parece que para de reaccionar. Sin embargo, microscópicamente los procesos directo e inverso se siguen manteniendo. Sin embargo, cada vez que se forma una molécula adicional del producto, en alguna parte del sistema las moléculas del producto reaccionan para formar de vuelta moléculas del reactivo.

Una vez que se alcanza el punto de esas moléculas del producto que están reaccionando a la misma velocidad a la que se están formando, no hay un cambio neto en la concentración. Al inicio del proceso la velocidad de la reacción directa está a su máximo, mientras

que la velocidad de la reacción inversa es cero. Conforme la reacción procede, la velocidad de la reacción directa baja de manera gradual a medida que la concentración de los reactivos disminuye, mientras que la velocidad de la reacción inversa se incrementa a medida que la concentración de los productos aumenta. Una vez que las dos velocidades se han vuelto iguales, la reacción ha alcanzado un estado de equilibrio.

- 12.** La constante de equilibrio para una reacción es la razón de la concentración de los productos presentes en el punto de equilibrio a la concentración de reactivos que siguen presentes. Una *razón* significa que se tiene un número dividido entre otro número (por ejemplo, la densidad de una sustancia es la razón de la masa de una sustancia a su volumen). Dado que la constante de equilibrio es una razón, existe un número infinito de conjuntos de datos que puede dar la misma razón: por ejemplo, las razones 8/4, 6/3, 100/50 tienen el mismo valor, 2. Las concentraciones reales de los productos y reactivos diferirán de un experimento a otro involucrando una reacción química particular, pero la razón de la cantidad del producto al reactivo en equilibrio debe ser la misma para cada experimento.

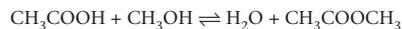
- 14.** Su paráfrasis del principio de Le Châtelier debe ser parecida a ésta: "Cuando se realiza cualquier cambio a un sistema en equilibrio, esto desestabiliza de manera temporal el sistema de equilibrio y éste responde reaccionando en cualquier dirección que le permita alcanzar una nueva posición de equilibrio." Existen varios cambios que pueden hacerse a un sistema en equilibrio. Aquí hay algunos ejemplos de ellos.

a) Se incrementa la concentración de uno de los reactivos.



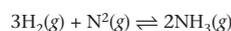
Si se agregan SO_2 y O_2 adicionales al sistema en equilibrio, entonces resultará más SO_3 que si no se realizara algún cambio.

b) Se disminuye la concentración de uno de los reactivos sustrayéndolo de manera selectiva del sistema.



Si el H_2O se sustrajera del sistema, por ejemplo por el uso de un agente desecante, entonces resultaría más $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ que si no se realizara algún cambio.

c) El sistema de reacción se comprime a un volumen menor.



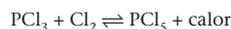
Si este sistema se comprime a un volumen menor, entonces se produciría más NH_3 que si no se realizara algún cambio.

d) Se incrementa la temperatura para una reacción endotérmica.



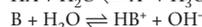
Si se adicionara calor a este sistema, se formaría más producto que si no se realizara algún cambio.

e) Se disminuye la temperatura para un proceso exotérmico.



Si se sustrae calor de este sistema (por enfriamiento), entonces se produciría más PCl_5 que si no se realizara algún cambio.

- 16.** La respuesta específica depende de las elecciones del estudiante. En general, para un ácido débil HA y una base débil B,



- 18.** a) $\text{NH}_3(\text{ac})(\text{base}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})(\text{ácido}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac})(\text{ácido}) + \text{OH}^-(\text{ac})(\text{base})$;
 b) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})(\text{ácido}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})(\text{base}) \rightleftharpoons \text{HSO}_4^-(\text{ac})(\text{base}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})(\text{ácido})$;
 c) $\text{O}^{2-}(\text{s})(\text{base}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})(\text{ácido}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{ac})(\text{ácido}) + \text{OH}^-(\text{ac})(\text{base})$;
 d) $\text{NH}_2^-(\text{ac})(\text{base}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})(\text{ácido}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{ac})(\text{ácido}) + \text{OH}^-(\text{ac})(\text{base})$;
 e) $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{ac})(\text{ácido}) + \text{OH}^-(\text{ac})(\text{base}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{ac})(\text{base}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})(\text{ácido})$

- 20.** a) $\text{pH} = 2.851$; $\text{pOH} = 11.149$; b) $\text{pOH} = 2.672$; $\text{pH} = 11.328$; c) $\text{pH} = 2.288$; $\text{pOH} = 11.712$; d) $\text{pOH} = 3.947$; $\text{pH} = 10.053$

- 22.** 7.8×10^5

- 24.** 0.220 g/L

ÍNDICE Y GLOSARIO

Los números de página seguidos por la letra *n* remiten a notas al margen; los seguidos por la letra *f* se refieren a figuras, y los seguidos por la letra *t* remiten a tablas.

α -queratina, 694

A

Abeja como detector químico, 373

Aceite

- de calefacción, 307t
- lubricante, 307t

Acelerador de partículas, 620

Acero, 463-464, 463n

- al alto carbono, 464
- dulce, 464
- medio, 464

Acetato de

- isopentilo, 224
- isopropilo, 672
- n*-amilo, 672, 672n
- sodio, 534

Acetileno, estructura del, 643

Ácido acético, 671t

- corriente eléctrica y, 521f
- disolución de, 489, 490f
- disolución reguladora y, 534
- intensidad de, 519-520
- nomenclatura del, 133

Ácido acetilsalicílico, 673

Ácido adenosin-5-fosfórico, 704f

Ácido adípico, 676

Ácido araquídico, 707t

Ácido aspártico, 692f

Ácido benzoico, 671f

Ácido biliar, 711

Ácido 4-bromopentanoico, 671f

Ácido butanoico, 671t

Ácido butírico, 671t, 707t

Ácido caproico, 707t

Ácido carboxílico *Compuesto orgánico que contiene el grupo carboxilo, 671-673, 671f, 671t, 673n*

- grupo funcional del, 664t

Ácido clorhídrico

- agua pura y, 534
- como conductor eléctrico, 519, 519f
- como disolución acuosa, 181n
- como electrolito fuerte, 180, 180f
- disolución reguladora y, 534
- disuelto en agua, 515
- en disolución, 484-485
- neutralización de reacciones y, 261-263
- peso equivalente del, 498t
- reacción de neutralización del, 495-496
- zinc reaccionando con, 150

Ácido clórico, nomenclatura del, 133

Ácido 3-cloropropanoico, 671f

Ácido cloroso, nomenclatura del, 133

Ácido cólico, 711f

Ácido conjugado *Especie formada cuando se adiciona un protón a una base, 516*

Ácido débil *Ácido que sólo se disocia en pequeña medida en una disolución acuosa, 519-520, 520f, 520t*

- base conjugada y, 534

Ácido desoxirribonucleico *Polímero nucleótido grande que posee una estructura de doble hélice con bases complementarias en dos cadenas. Sus funciones principales consisten en la síntesis de proteínas y el almacenamiento y transporte de la información genética, 703-704, 703f, 704f, 705f, 706, 706f*

Ácido diprótico, 521

Ácido esteárico, 707t

Ácido etanoico, 671t

Ácido fluorhídrico, 157, 260

Ácido fórmico, 671t

Ácido fosfórico, 704f

- nomenclatura del, 133
- normalidad y, 500-501
- peso equivalente y, 498-499

Ácido fuerte *Ácido que se disocia (ioniza) por completo para producir el ión H⁺ y la base conjugada, 180, 519-520, 520f, 520t*

- cálculo del pH de un, 532-533

Ácido glutámico, 692f

Ácido graso *Ácido carboxílico de cadena larga, 706-707, 707t*

Ácido hipocloroso, 133

Ácido láurico, 707t

Ácido linoleico, 707t

Ácido linolénico, 707t

Ácido metanoico, 671t

Ácido mineral, 179

Ácido nítrico

- fórmula para el, 134
- peso equivalente y, 497, 498t

Ácido nucleico, 702-706, 703f, 704f, 705f, 706f

Ácido oleico, 707f

Ácido orgánico *Ácido con una estructura de átomos de carbono y un grupo carboxilo, 521*

Ácido *p*-nitrobenzoico, 671f

Ácido pentanoico, 671t

Ácido perclórico, 133

Ácido propanoico, 671t

Ácido propiónico, 671t

Ácido que contiene oxígeno, 133t

Ácido ribonucleico (ARN) *Polímero nucleótido grande que junto con el ADN funciona para transportar el material genético, 703-704, 703f, 704f, 705f, 706, 706f*

Ácido sulfúrico

- cálculo de la normalidad del, 499-500
- como ácido diprótico, 521f
- disolución diluida de, 490-491
- en la lluvia ácida, 403
- nomenclatura del, 133
- peso equivalente y, 497, 498t

Ácido(s) *Sustancia que produce iones hidrógeno en disolución acuosa; donador de protones, 132, 514-542*

- acético. *Vea* Ácido acético
- agua como un, 523-525
- biliar, 712
- cálculo del pH del, 532-533
- carboxílico, 671-673, 671f, 671t
- clorhídrico. *Vea* Ácido clorhídrico
- cólico, 711f
- conjugado, 516-518
- débil, 519-520, 520f, 520t, 521n
- base conjugada y, 534
- desoxirribonucleico, 703-704, 703f, 704f, 705f, 706, 706f
- diprótico, 521
- disoluciones reguladoras y, 534-535
- equivalente de un, 497
- escala del pH y, 525-533
- fluorhídrico, 157, 260
- fuerte, 180, 519, 520t
- fuerza de los, 518-523, 519n, 520f, 520t

glutámico, 692f

graso, 706-707, 707t

mineral, 179

nomenclatura de los, 132-133, 133f, 133t

nucleico, 702-706, 703f, 704f, 705f, 706f

orgánico, 521

reacciones que forman agua, 179-182, 180f

ribonucleico, 703

sulfúrico. *Vea* Ácido sulfúrico y bases, 514-518

Ácido valérico, 671t

Acree, Terry E., 383

Actinio, 343

Adenina, 703f, 704f

Adenosina, 704f

Agencia de Protección Ambiental

- estándares del arsénico de la, 94
- óxido nitroso y, 81

Agente humectante, 709

Agente reductor (donador de electrones) *Reactivo que dona electrones a otra sustancia reduciendo el estado de oxidación de uno de sus átomos, 589, 589n*

Agua

ácido clorhídrico y, 534

almacenaje del, 478

azúcar disuelta en, 477, 477f

capa de petróleo en el agua, 478f

capacidad calorífica del, 297t

como ácido y base, 523-525

como gas, 404n

como sólido molecular, 461

compuesto iónico disuelto en, 168-169, 168f

concentraciones de iones en el, 524-525

ecuación balanceada para el, 151-152

efecto invernadero y, 309

electrólisis del, 60f

elementos traza en el, 78

estructura de Lewis del, 386-387, 386f

hidróxido de potasio y, 155

intensidad ácida y, 518-519

ionización del, 523-524

metano reaccionando con, 267-268, 268f

moléculas de, 95f

polaridad de enlace y, 364, 364f

presión del vapor de, 428, 428t

pura, 448

reacción con dióxido de carbono, 547

reacción con potasio, 149, 149f

superficial, temperatura del, 326-327

temperatura del, 291, 291f

tres estados del, 59, 59f

Agua caliente, 291, 291f

Agua de mar, separación de elementos en el, 65-66, 66f

Agua fría, 291, 291f

Agua pura, 448

ácido clorhídrico y, 534

Agua salada, separación de elementos en el, 65-66, 66f

Agujero en el ozono, 549f

Aire seco, 404n

Aislamiento subterráneo de desechos nucleares, 632, 632f

- Alanina, 692f
 Alcali, 179
Alcano *Hidrocarburo saturado con la fórmula general C_nH_{2n+2}*
 átomos de carbono saturados, 643-644, 643f, 644f
 escritura de las fórmulas para, 644-645, 645t
 isómeros estructurales de los, 646, 646f
 nomenclatura de los isómeros de, 650-653, 651n, 652n
 nomenclatura del, 648-654
 reacciones del, 655-656
 uso de la fórmula general para los, 645
Alcohol *Compuesto orgánico en el que el grupo hidroxilo es un sustituyente en un hidrocarburo*, 664-667, 664t, 665t
 grupo funcional de, 663-664, 664t
 nomenclatura del, 664-666
 propiedades y usos del, 666-667
 Alcohol aromático, 667
 Alcohol de madera, 666-667
 Alcohol etílico, 665t
 Alcohol isopropílico, 665t, 672
 Alcohol metílico, 665t
 Alcohol *n*-propílico, 665t
 Alcohol primario, 668
 Alcohol secundario, 666
Aldehído *Compuesto orgánico que contiene el grupo carbonilo enlazado al menos a un átomo de hidrógeno*, 668-671, 668f
 grupo funcional del, 664t
 nomenclatura del, 669-671
Aleación *Sustancia que contiene una mezcla de elementos y tiene propiedades metálicas*, 463-464, 463n
 Aleación
 intersticial, 463-464
 sustitucional, 463
 Algodón de fácil mantenimiento, 4
 Almacenamiento, enzimas y, 697t
 Almidón, 701, 701f
 Alótropos, 97
Alqueno *Hidrocarburo insaturado que contiene un enlace doble carbono-carbono. La fórmula general es C_nH_{2n}* , 656-658, 656f, 656n
Alquino *Hidrocarburo insaturado que contiene un enlace triple carbono-carbono. La fórmula general es C_nH_{2n-2}* , 656-658
 Altitud, 560
 Aluminio
 cálculo de moles, 213-214
 cálculos de la masa para el, 254-256
 capacidad calorífica de, 297t
 catión, 99
 compuesto iónico con oxígeno, 367
 distribución del, 76t
 muestra de 1 mol del, 212t
 símbolo del, 79t
 Alvarez, Luis W., 1
 Amati, Nicolo, 675
 Aminas, grupo funcional de, 664t
 Aminoácido, 691-693, 691f, 692f
 con grupo R, 692f
 con grupo R no polar, 692f
 con grupo R polar, 692f
Aminoácido alfa (α) *Ácido orgánico en el que un grupo amino, un átomo de hidrógeno y un grupo R están enlazados con el átomo de carbono al lado del grupo carboxilo*, 691-693
 Amoníaco
 estructura molecular del, 385-387, 386f
 formación del, 268-271
 reacción con cobre, 271-272
 reacción con oxígeno, 156
 reacción con tricloruro de fósforo, 563-564
 reacción en equilibrio y, 562, 563f
 síntesis del, 559-561, 560f
Análisis dimensional *Cambio de una unidad a otra por medio de factores de conversión basados en los enunciados de equivalencia entre las unidades*, 30-34
 Ángulo de enlace, 381, 381f
 Anhidrasa carbónica, 547
 Anillo de benceno, 658, 659f
Anión *Ión negativo*, 99-100
 en la nomenclatura de ácidos, 132-133, 133f
 en la nomenclatura de compuestos, 117
 enlace iónico y, 368
 oxianión, 129
 sencillo común, 117t
 Antiácidos, 261-263
 Antimonio, símbolo para el, 79t
 Antraceno, 662t
 Aplicaciones médicas de la radiactividad, 624, 625f, 626, 626t
 Arabinosa, 700t
 Argentium (plata), símbolo del, 79t
 Arginina, 692f
 Argón, símbolo del, 79t
 ARN de transferencia (ARNt), 706
 ARN mensajero (ARNm), 706
 Arnold, Kathryn E., 325
 Arreglo tetraédrico, 384, 384n, 642, 642f
 Arrhenius, Svante, 179-180
 Arseniato de plomo(II), 233-234
 Arsénico
 contaminación con, 94
 símbolo para el, 79t
 Asfalto, 307t
 Asparagina, 692f
 Aspartame, 383
 Aspirina, 673
 Atmósfera
 como unidad de medición, 405, 406-407
 dióxido de carbono en la, 309, 311, 311f
 efecto invernadero sobre la, 309, 311, 311f
 gases de la, 403
 radiación y, 326
Atmósfera estándar *Unidad de medición para la presión igual a 760 mm Hg*, 405
Átomo *Unidad fundamental de la que están compuestos los elementos*
 cálculo del número de, 214-215
 conservación del, en la reacción química, 151
 en compuestos, 62
 estructura del, 82-85
 iones y, 98-101, 101f
 nuclear, 84
 primeros modelos del, 83, 83n
 representación del, 59
 tamaño del, 350-351, 350f
Átomo nuclear *Concepto moderno de que el átomo posee un centro denso de carga positiva (núcleo) y electrones moviéndose alrededor, en el exterior*, 84
Atracción dipolo-dipolo *Fuerza atractiva que resulta cuando las moléculas polares se alinean de tal manera que los extremos positivo y negativo están cercanos entre sí*, 454
 Atrayente sexual, luz como, 325, 325f
 Aurum (oro), símbolo del, 79t
 Automóvil
 eléctrico, 262-263
 híbrido, 262-263
 Avispa
 como detector químico, 373
 virus del mosaico del tabaco y, 522
 Avogadro, Amadeo, 417
 Azúcar
 estructura del, 477, 477f
 sencilla, 699
 Azúcar de plomo, 116
 Azufre
 como elemento esencial, 690t
 como sólido molecular, 461, 461f
 configuración electrónica del, 344
 distribución del, 76t
 en el cuerpo humano, 77t
 ión, 100
 muestra de 1 mol de, 212t
 símbolo del, 79t

B

- Balance analítico electrónico, 21t
Balanceo de una ecuación química *Verificar que se toman en cuenta todos los átomos presentes en los reactivos y en los productos*, 147-157
 Balanza analítica electrónica, 21f
 Ballena, esperma de, 451
 Bario
 distribución del, 76t
 símbolo para el, 79t
Barómetro *Dispositivo para la medición de la presión atmosférica*, 404-405
 Barra de control, 628
Base *Sustancia que produce iones hidróxido en disolución acuosa; un aceptor de protones*, 180
 agua como, 523-525
 conjugada, 516, 534
 equivalente de una, 497
 escala del pH y, 525-533. *Vea también*
 Escala del pH
 fuerza de una, 520, 520f
 ión hidróxido producido por una, 515
 reacciones que forman agua, 179-182
Base conjugada *Lo que queda de una molécula ácida después de que se pierde un protón*, 516
 ácido débil y, 534
 escritura de la, 518
 fuerza de la, 520, 520f
Base fuerte *Compuesto de hidróxido metálico que se disocia por completo en sus iones en el agua*, 180
 Batería, 600-602, 601f
 en un automóvil híbrido, 262
Batería acumulador de plomo *Batería (empleada en automóviles) en la que el ánodo es de plomo, el cátodo es de plomo recubierto con dióxido de plomo y el electrolito es una disolución de ácido sulfúrico*, 600-601
Batería seca *Batería común utilizada en calculadoras, relojes, radios y reproductores de cintas*, 601-602
 Benceno, 658
 disustituido, 660-661, 661n
 estructura de Lewis del, 659f
 monosustituido, 659-660, 660f
 Benerito, Dra. Ruth Rogan, 4
 Benzaldehído, 669
 Berilio
 como excepción a la regla del octeto, 380
 configuración electrónica del, 339
 Bicarbonato de sodio, 261
 Biomasa, 327
Biomolécula *Molécula que funciona en la conservación y/o reproducción de la vida*, 641
Bioquímica *Estudio de la química de los sistemas vivos*, 688-716
 carbohidratos, 699-702, 700f, 700t, 701f
 lípidos, 706-711, 707t, 708f, 709f, 710f, 711f
 proteína, 691-698. *Vea también* Proteína
 Biotecnología, 689
 Bismuto, símbolo del, 79t
 Bohr, Niels, 331, 331f
 Bolas de alcañor y termitas, 663
 Bombilla de luz
 fluorescente, 310

- incandescente, 310
- Boro**
configuración electrónica del, 339
muestra de 1 mol del, 212t
símbolo del, 79t
- Boyle, Robert, 75, 75f, 407
- Brócoli, 377
- Bromo**
como molécula diatómica, 96, 96t
iones de, 100
símbolo del, 79t
- 6-bromo-2-metil-2-hexanol, 666
- 3-bromonitrobenceno, 662
- Bromuro de cobalto(II), nomenclatura del, 123
- Bromuro de cobre(I), cálculo de los productos de solubilidad, 569
- Brønsted, Johannes, 516
- Buckminsterfullereno, 97, 97f
- Butano, 644f
estructura del, 643-644, 644f
fórmula del, 307t
- 2-butanona, 669
- Butilo, 649t
- Butiraldehído, 668f
- C**
- Cabello, composición isotópica del, 87
- Cadena lateral, 691
- Cadmio, símbolo del, 79t
- Cal, 556-557
- Cal viva, 295
- Calcio**
como elemento esencial, 690t
compuesto iónico con oxígeno, 366-367
configuración electrónica del, 342-343
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
símbolo del, 79t
- Cálculo**
cifras significativas en el, 27-29
de requerimientos de energía, 295-297
estequiométrico, 259-260
masa, 254-256
que involucra la capacidad calorífica específica, 298-301
uso de la densidad en el, 44-45
- Cálculo(s) estequiométrico(s)**
comparación de dos reacciones, 261-263
identificación del reactivo limitante, 268-271
rendimiento porcentual, 273-275
uso de la notación científica en los, 259-260
- Cálculos de la masa, 254-256
- Calentamiento global, dióxido de carbono y, 375
- Calentamiento
para ebullición, 453
por fricción, 290
- Calidad *contra* cantidad de energía, 305-306
- Calor** *Flujo de energía debido a una diferencia de temperatura*, 291-292
molar de fusión, 450
- Calor molar de evaporación** *Energía requerida para evaporar 1 mol de un líquido*, 450
- Calor molar de fusión** *Energía requerida para que se fusione 1 mol de un sólido*, 450
- Calor, radiación de, 309
- Caloría** *Unidad de medición para la energía; 1 caloría es la cantidad de energía requerida para calentar 1 gramo de agua a 1 grado Celsius*, 294-295
- Calorímetro** *Dispositivo empleado para determinar el calor asociado con un cambio químico o físico*, 302
- Cambio de estado, energía requerida para un, 450-453, 450f, 450n
- Cambio físico** *Cambio en la forma de una sustancia que no altera su naturaleza química; no se rompen enlaces químicos en un cambio físico*, 60-61
- Cambio químico** *Transformación de sustancias en otras sustancias a través de la reorganización de los átomos; es una reacción química*, 60-61, 145
- Caminar sobre fuego, 300
- Cantidades químicas, 248-287
cálculos de la masa, 254-256
cálculos estequiométricos, 259-263
conversión masa-mol, 256-259
ecuaciones químicas, 249-251
reactivos limitantes, 264-273. *Vea también* Reactivo limitante
relación mol-mol, 251-254
rendimiento porcentual, 273-275
- Capa de petróleo en agua, 478f
- Capacidad calorífica específica** *Cantidad de energía requerida para elevar la temperatura de un gramo de una sustancia en un grado Celsius*, 297-301
específica, 297-301
- Captura de electrones, 617
- Carbohidrato** *Una polihidroxicetona o polihidroxialdehído, o un polímero compuesto de éstos*, 699-702, 700f, 700t, 701f
- Carbón** *Combustible fósil sólido que consiste principalmente de carbono*, 308
bituminoso, 308t
composición elemental del, 308t
de antracita, 308t
lignito, 308t
subbituminoso, 308t
- Carbonatación, 521
- Carbonato de calcio
descomposición del, 556-557, 564
reacción en equilibrio y, 562, 562f
- Carbonato de sodio, 134
- Carbono**
capacidad calorífica del, 297t
como elemento esencial, 690t
como sólido atómico, 463
configuración electrónica del, 339
conversión de grafito a diamante, 304-305
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
en la química orgánica, 641
enlaces dobles del, 656
estructura de Lewis del, 371
isótopos del, 89
símbolo del, 79t
- Carga, ión, 101
- Catálisis, 697t
- Catalizador** *Sustancia que acelera una reacción sin ser consumida*, 547
- Catión** *Ión positivo*, 99
de tipo II común, 120t
en disolución, 476
en la nomenclatura de compuestos, 117
enlace iónico y, 368
sencillo común, 117t
- Cátodo** *En una celda galvánica, el electrodo en el que ocurre la reducción*, 599-602
- Celda de combustible
de hidrógeno-oxígeno, 262-263
- Celda galvánica** *Dispositivo en el que la energía química a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea se transforma en energía eléctrica que puede utilizarse para realizar trabajo*, 597-600
- Célula(s), 689
división de la, 705f
sanguíneas rojas, pH y, 529n
- Celulosa, 701
- Cera de abejas, 709
- Ceras, 709
- Cerebro, escaneo por TEP del, 625
- Cero absoluto** $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$, 412
- Cetonas** *Compuesto orgánico que contiene el grupo carbonilo enlazado a dos átomos de carbono*, 668-671
alcohol secundario y, 668
grupo funcional de, 664t
nomenclatura de las, 669-671
- Charles, Jaques, 411
- Chen, Jian, 663
- Chip de silicio, 214
- Cianato de amonio, 641
- Cianuro, estructura de Lewis del, 376
- Cifra significativa, 24-29
- Cifras significativas** *Los dígitos ciertos y el primer dígito incierto de una medición*
cálculos utilizando, 29
conteo de, 25-26, 28-29
determinación de las, en los cálculos, 27-28
reglas para el redondeo, 26-27
- Cinamaldehído, 668f
- Cisteína, 692f
enlace disulfuro y, 695-696, 696f
- Citosina, 703f
- Clima
afectación del, por el dióxido de carbono, 309, 311, 331f
atmósfera y, 326-327
efecto invernadero sobre el, 309, 311, 311f
óxido nítrico y, 81
- Clorato de amonio, 131
- Clorato de potasio, descomposición del, 428-429
- Cloro
como elemento esencial, 690t
como molécula diatómica, 96, 96t
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
equilibrio y, 567
estructura de Lewis del, 372
iones del, 100
ozono y, 548
símbolo del, 79t
- Clorobenceno, 659
- Clorofluorocarbono (CFC), 548
ozono y, 3
- 4-cloropentanal, 670
- 3-clorotolueno, 662
- Cloruro de aluminio, nomenclatura del, 118
- Cloruro de berilio
enlace doble del, 388-389
estructura de Lewis del, 382
- Cloruro de calcio
fórmula del, 134
nomenclatura del, 123
- Cloruro de cobalto(II), equilibrio y, 561
- Cloruro de cobre(I), nomenclatura del, 121
- Cloruro de cromo(III), nomenclatura del, 123
- Cloruro de hidrógeno, reacción con zinc, 149-150
- Cloruro de plomo(IV), 122
- Cloruro de polivinilo, 220, 674t
- Cloruro de sodio
cálculo de la masa del, 492-493
como sólido iónico, 461, 461f
disolución del, 102, 102n, 476, 476f, 479
enlazamiento del, 360
formación del, 182-183
iones en el, 101
moléculas de, 96, 96f
- Cloruro de titanio(IV), 128
- Cloruro férrico, nomenclatura del, 120
- Cobalto
como elemento esencial, 690t

- símbolo para el, 79t
- Cobre**
reacción con litio, 327-328, 328f
símbolo del, 79t
- Coefficiente**, 152
no entero, 252n
- Colágeno**, 694, 694f
- Colesterol**, 710, 711f
- Color**
de fuegos artificiales, 349
del fotón, 330, 330f
- Combustible**
diesel, 307t
para jets, 307t
- Combustible fósil** *Combustible que consiste de moléculas basadas en carbono derivadas de la descomposición de organismos alguna vez vivos; carbón, petróleo o gas natural*, 306-311
carbón, 308
gas natural, 306-308
petróleo, 306-308
- Composición porcentual**, 225-227
fórmula empírica a partir de la, 234-235
- Composición química**, 204-247
- Compresión**
caliente, 146f
fría, 146f
- Compuesto binario** *Compuesto con dos elementos*, 116-123
clases de, 115
fórmulas empíricas para, 232-233
fórmulas para, 134-135
iónico, 368
iónico (tipo i), 116-119, 122-123, 126, 128-129
iónico (tipo ii), 119-123, 126, 128-129
no metálico (tipo iii), 124-126, 128-129
- Compuesto iónico** *Compuesto que resulta cuando un metal reacciona con un no metal para formar cationes y aniones*, 102-104
binario, 368
nomenclatura del, 115-129. *Vea también* Compuesto binario
disuelto en agua, 168-169, 168f
enlazamiento de un, 360
escritura de las fórmulas para los, 104
iones poliatómicos en, 369
- Compuesto iónico binario** *Compuesto con dos elementos que consiste de un catión y un anión*, 116. *Vea también* Compuesto iónico
- Compuesto sólido**, 170
- Compuesto(s)** *Sustancia con composición constante que puede descomponerse en elementos por medio de procesos químicos*, 62, 62n
- binario**, 232-233
composición porcentual de los, 225-227
fórmulas de, 81-82
iónico, 102-104, 168-169, 168f
nomenclatura de los, 114-143.
Vea también Nomenclatura de compuestos; Nomenclatura de compuestos orgánicos
sólido, 170
- Compuestos aromáticos**, nomenclatura de, 659-663, 660f, 661n, 662t
- Concentración**
de iones en agua, 524-525
de las disoluciones diluidas, 490-491
equilibrio, 566-567
principio de Le Châtelier y, 561
velocidad de la reacción química y, 546
- Concepto de Arrhenius de los ácidos y bases** *Postula que los ácidos producen iones hidrógeno en disoluciones acuosas, mientras que las bases producen iones hidróxido*, 516
- Concreto**, 63, 63f
ductal, 63
translúcido, 63
- Condensación** *Proceso mediante el cual las moléculas del vapor vuelven a formar un líquido*, 456
equilibrio y, 549
- Conductividad de una disolución acuosa**, 168f
- Configuración electrónica**, 338-346, 340f, 342f, 344f, 345f, 346f
determinación de la, 344-345, 345f
en los primeros 18 átomos, 338-342, 340f
y la tabla periódica, 342-346, 342f, 344f, 345f, 346f
- Confinamiento del dióxido de carbono**, 375
- Constante**
del producto de solubilidad, 568-570
del producto iónico, 523-525
universal de los gases, 419
- Constante de equilibrio** *Valor obtenido cuando se sustituyen las concentraciones en equilibrio de las especies químicas en la expresión en equilibrio*, 552-556, 554t
aplicaciones que involucran la, 566-567
cálculo de la, 555-556
- Constante del producto iónico (K_w)** *Constante de equilibrio para la autoionización del agua*, $K_w = [H^+][OH^-]$. A 25 °C, K_w es igual a 1.0×10^{-14} , 523
en cálculos, 525
- Constante universal de los gases** *Constante de proporcionalidad combinada de la ley de los gases ideales*; 0.08206 L atm/K mol o 8.314 J/K mol, 419
- Contador de centelleos** *Instrumento que mide el decaimiento radiactivo detectando los destellos de luz que produce la radiación en un detector*, 621-622
- Contador de Geiger-Müller** *Instrumento que mide la velocidad del decaimiento radiactivo registrando los iones y electrones producidos a medida que una partícula radiactiva pasa a través de una cámara llenada con gas*, 621, 621f
- Contaminación del aire**, medición de la, 22, 22f
- Conteo**
de cifras significativas, 28-29
de números exactos, 25-26, 28-29
por peso, 205-208
- Conversión de la temperatura**, 34-42
Celsius a Kelvin, 36-37
escalas de, 35-36, 35f, 36f
Fahrenheit y Celsius, 39-42
Kelvin a Celsius, 37-39
solución de problemas en, 34-36
- Conversión entre unidades de presión**, 406-407
- Copolímero**, 674
- Corriente eléctrica**, 101-102, 102f
- Corrosión** *Proceso por medio del cual los metales se oxidan en la atmósfera*, 526
electroquímica y, 602, 604
- Cortisol**, 711f
- Cromato de bario**, cálculo de la masa del, 493-494, 493n
- Cromato de potasio**, reacción con nitrato de bario, 168-169
- Cromo**
en el cuerpo humano, 78
símbolo para el, 79t
- Cromo-51**, 626t
- Cultivo de orina**, 698
- Cuprum**, símbolo del, 79t
- Curie**, Irene, 620n
- Curva de calentamiento/enfriamiento** *Gráfica de la temperatura para una sustancia en función del tiempo, donde la energía se añade a una velocidad constante*, 449
- Curva de calentamiento/enfriamiento**, 449
- D**
- Da Silva, William, 424
- Dacrón, 677
- Dalton, John, 80, 80f
- Daño genético, 631
- Datación por carbono-14**, 623
- Datación por radiocarbono** *Método para la datación de madera o tejido antiguos con base en el decaimiento radiactivo del núclido del carbono-14*, 623
- Datación radiactiva**, 623
- De Broglie, Victor, 331-332, 332f
- Decaimiento radiactivo (radiactividad)**
Descomposición espontánea de un núcleo para formar un núcleo distinto, 614-639, 618f
aplicaciones médicas del, 624, 625f, 626, 626t
datación por, 623
detección del, 621-623, 621f, 622t
ecuaciones nucleares y, 618-620
efectos de la radiación, 631, 631f, 633, 633t
energía nuclear y, 626-631. *Vea también* Energía nuclear
transformaciones nucleares y, 620-621, 621t
- Densidad** *Propiedad de la materia que representa la masa por unidad de volumen*
de ballenas, 451
de sustancias comunes, 45t
del hielo, 449
medición de la, 42-46
- Derivado de hidrocarburo** *Molécula orgánica que contiene uno o más elementos además del carbono e hidrógeno*, 663-664
- Descomposición**
del carbonato de calcio, 556-557, 564
del clorato de potasio, 428-429
del ozono, 547-549, 549f
del potasio, 428
del pentacloruro de fósforo, 557-558, 566-567
- Desnaturalización** *Descomposición de la estructura tridimensional de una proteína que resulta en la pérdida de su función*, 696, 696f
térmica, 696, 696f
- Desoxirribosa**, 703f
- Destilación** *Método para separar los componentes de una mezcla líquida que depende de las diferencias en la facilidad de evaporación de los componentes*, 65-66, 66f
- Detección de radiactividad**, 621-623, 621f, 622t
- Detector(es)**
natural, 22
químicos, insectos como, 373
- Diacetato de etinodiol**, 711f
- Diagrama**
de caja, 338
de orbitales, 338, 340
escritura de, 340
- Diamagnetismo**, 341
- Diamante**, 97, 97f
como sólido atómico, 463
conversión de grafito a, 304-305
Hope, 624f
- 1,2-dibromobenceno, 662
- 1,3-dibromobenceno, 662
- 1,4-dibromobenceno, 662
- 1,2-diclorobenceno, 660-661, 661n
- Dicromato de potasio**, disolución de, 487-488
- Diferencia de temperatura**, 291-292, 291f
- Difluoruro de oxígeno**, nomenclatura del, 129
- Difluoruro de polivinilideno (PVDF)**, 206
- Dihidrógeno fosfato de potasio**, 131
- Dilución** *Proceso de adicionar un disolvente para disminuir la concentración del soluto en una disolución*, 488-491, 488n, 491n
- Dímero**, 677

- 1,2-dimetilbenceno, 662
 1,3-dimetilbenceno, 662
 1,4-dimetilbenceno, 662
 2,2-dimetilbutano, 652
 2,3-dimetilbutano, 651
 2,3-dimetilpentano, 650
 Dinosaurios, desaparición de los, 1
 Diodo emisor de luz (LED), 310
 Dióxido de azufre
 como contaminante, 403
 reacción con oxígeno, 555-556
 Dióxido de carbono
 calentamiento global y, 375
 carbonatación y, 521
 como contaminante, 403
 como sólido molecular, 461
 confinamiento del, 375
 efecto invernadero y, 326
 efectos del, sobre el clima, 309, 311, 311f
 enlaces dobles del, 388-390
 estructura de Lewis del, 374-376
 formación del, 150
 fórmula empírica para el, 227-228
 química verde y, 480
 reacción con agua, 547
 reacción con litio, 259-260
 Dióxido de nitrógeno
 como contaminante, 403
 equilibrio y, 549-550
 para formar tetróxido de dinitrógeno ($2\text{N}_2\text{O}_4$), 545-546, 545f
 producción del, 303-304
 Dióxido de silicio, 157
 Dipéptido, 693
Disacárido *Azúcar formada a partir de dos monosacáridos unidos por un enlace glicosídico*, 700
 Disolución ácida, 524
 pH de una, 532-533
Disolución acuosa *Disolución en la que el agua es el medio de disolución o disolvente*, 166-202, 475
 descripción de las reacciones en, 177-179
 ecuaciones para reacciones en, 178-179
 formación de productos en, 169-171
 predicción de la reacción en, 167
 reacción de precipitación en, 167-177, 168f
Disolución concentrada *Es aquella en la que se disuelve una cantidad relativamente grande del soluto en una disolución*, 481
Disolución diluida *Disolución donde se disuelve una cantidad relativamente pequeña del soluto*, 481
 Disolución diluida, concentración de, 490-491
 Disolución en reserva, 488, 488n
Disolución estándar *Disolución en la que se conoce de manera exacta la concentración*, 487
Disolución insaturada *Disolución en la que puede disolverse más soluto del que ya está disuelto*, 481
 Disolución iónica, 476-477
 Disolución mezclada, 169
 Disolución molar, 483
 Disolución neutra, 524
Disolución reguladora *Disolución donde existe presencia de ácido débil y su base conjugada; disolución que se resiste a un cambio en su pH cuando se adicionan iones hidróxido o protones*, 534-535
Disolución saturada *Disolución que contiene tanto soluto como pueda disolverse en la disolución*, 480-481
Disolución(es) *Mezcla homogénea*, 64, 64f, 474-512
 ácida, 524-525
 acuosa, 166-202. *Vea también* Disolución acuosa
 básica, 524
 composición de las, 480-488
 de ácido fuerte, 532-533
 dilución de una, 488-491, 488n, 491n
 estándar, 487
 estequiometría de las reacciones en, 491-494, 492n
 molaridad y, 483-488, 487f
 normalidad y, 497-501, 498t
 porcentaje en masa y, 481-483
 reacciones de neutralización y, 495-496
 reguladora, 534-535
 saturada, 480-481
 solubilidad de las, 475-479, 475t, 476f, 477f
 tipos de, 475t
Disolvente *Medio de disolución en una disolución*, 475
 no polar, 479
Dispersión de la energía *En un proceso dado, la energía concentrada se dispersa de manera amplia*, 312-314
Dispersión de materia *Las moléculas de una sustancia se propagan y ocupan un volumen mayor*, 313-314
 Disposición de desechos nucleares, 632, 632f
 Drake, Edwin, 307
- E**
- Ebullición, calentamiento para la, 453
 Ecuación
 nuclear, 616, 618-620
 química. *Vea* Ecuación química
Ecuación iónica completa *Ecuación que muestra como iones todas las sustancias que son electrolitos fuertes*, 177
Ecuación iónica neta *Ecuación para la reacción de una disolución: representa los electrolitos fuertes como iones y sólo muestra aquellos componentes que están involucrados de manera directa con el cambio químico*, 178
Ecuación molecular *Ecuación que representa una reacción en una disolución y que muestra los reactivos y productos en forma no disociada, sean éstos electrolitos fuertes o débiles*, 177
 Ecuación nuclear, 616
Ecuación química *Representación de una reacción química que muestra los números relativos de moléculas de reactivos y productos*
 balanceo de una, 147-157
 capacidad calorífica específica, 299-301
 estado físico indicado en una, 148
 información proporcionada por la, 249-251
 iónica completa, 177
 iónica neta, 178
 molecular, 177
 moles y moléculas en una, 251
 para reacciones en disoluciones acuosas, 178-179
 para una reacción ácido-base, 181-182
 reactivos y productos en, 149-151
 Ecuación química para el metanol, 251f
 Edulcorante artificial, estructura molecular del, 383
Efecto invernadero *Efecto de calentamiento ejercido por ciertas moléculas en la atmósfera terrestre (en particular dióxido de carbono y agua)*, 309, 311, 311f
 atmósfera y, 326-327
 óxido nítrico y, 81
 Efectos de la radiación, 631, 631f, 633, 633t
 Ehleringer, James, 87
 Eklund, Bart, 2, 2f
 Electroimán, 341
Electrólisis *Proceso que involucra la aplicación de una corriente dentro de una celda para generar una reacción química no espontánea*, 60f, 604-606, 605f
Electrolito fuerte *Materia que, cuando se disuelve en agua, produce una disolución que conduce una corriente eléctrica de manera muy eficiente*, 168-169
 Electrolito fuerte, 168-169
Electrón *Partícula con carga negativa que ocupa el espacio alrededor del núcleo de un átomo*, 83
 configuraciones de los iones, 365
 de valencia, 341-342, 345-346
 en iones, 98
 enlazamiento del, 360
 interno (central), 341
 masa y carga del, 85t
Electrón central *Electrón en el interior de un átomo; no se encuentra en el nivel cuántico principal externo (de valencia)*, 341
Electronegatividad *Tendencia de un átomo en una molécula a atraer electrones compartidos hacia sí mismo*, 361-363, 362f
 tipo de enlace y, 362t
Electrones de valencia *Electrones en el nivel cuántico principal ocupado más externo de un átomo*, 341-342
 modelo mecánico ondulatorio y, 345-346
Electroquímica *Estudio del intercambio de energía química y eléctrica*, 597-600, 597n, 598f, 599f
 baterías y, 600-603, 601f
 corrosión y, 602, 604
 electrólisis y, 604-606, 605f
Elemento traza *Metal presente sólo en pequeñas cantidades en el cuerpo humano*, 76, 78, 689, 690f
Elemento(s) *Sustancia que no puede descomponerse en sustancias más sencillas a través de medios químicos o físicos. Consiste de átomos que tienen el mismo número atómico*, 61-62, 61n, 75-79
 distribución de los, 76t
 en el cuerpo humano, 77t
 esencial, 689, 690t
 estados naturales de los, 94-97, 95f, 96f, 96t, 97f
 puro, 211f
 representativo, 346
 símbolos para los, 77-79, 79t
 transformación nuclear de los, 620-621
 transuránico, 621
 traza, 76, 78, 689, 690f
 uso de la terminología, 77
Elementos de los grupos principales (representativos) *Elementos en los grupos etiquetados como 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 y 8 en la tabla periódica. El número del grupo proporciona la suma de los electrones de valencia s y p*, 346
Elementos esenciales *Elementos conocidos como esenciales para la vida humana*, 689, 690t
Elementos transuránicos *Elementos después del uranio que se forman de manera artificial mediante bombardeo de partículas*, 621
 Elevación alta, oxígeno y, 560
 Eliminación de desechos nucleares, 632, 632f
 Endorfina, 702
Energía *Capacidad para realizar trabajo u ocasionar flujo de calor*, 288-320
 cálculo de requerimientos de, 295-297
 calidad *contra* cantidad de, 305-306
 cambios de, líquido a gas, 452-453
 cambios de, sólido a líquido, 451-452
 capacidad calorífica específica y, 298-301
 cinética, 289-290
 como fuerza conductora, 311-315
 de activación, 546

- de ionización, 348-350
de radiación, 631
emisión de, de los átomos, 327-328
en procesos exotérmicos y endotérmicos, 292, 293f
enzimas y, 697t
interna, 293
ley de conservación de la, 289
ley de Hess, 303-305
líquidos y, 447
medición de los cambios de, 294-301
naturaleza de la, 289-290
niveles de, del hidrógeno, 328-330, 329f, 330f
nuclear, 626-633, 627f, 628f, 629f
nuevas fuentes de, 311
para cambios de estado, 450-453, 450f, 450n
potencial, 289
temperatura, calor y, 291-292
termodinámica y, 293
termoquímica, 301-302
y nuestro mundo, 306-311, 309f, 311f
- Energía cinética** *Energía debido al movimiento de un objeto*, 289-290
- Energía de activación** *Energía umbral que debe superarse para producir una reacción química*, 546
- Energía de enlace** *Energía requerida para romper un enlace químico dado*, 360
- Energía de ionización** *Cantidad de energía requerida para sustraer un electrón de un átomo o ión gaseoso*, 348-350
- Energía interna** *Suma de las energías cinética y potencial de todas las partículas en el sistema*, 293
- Energía nuclear, 626-633, 627f
fisión y, 626-628, 627f
fusión y, 629-631
futuro de la, 630
reactores nucleares y, 628-629, 628f, 629f
- Energía potencial** *Energía debido a la posición o composición*, 289
- English, Nathan B., 89
- Enlace** *Fuerza que mantiene juntos dos átomos en un compuesto*, 358-401. *Vea también* Enlace doble, 376, 387-391, 388t
configuraciones electrónicas estables y, 365-367, 365t, 367t
electronegatividad y, 361-363, 362f, 362t, 363f
estructura molecular y, 381-382, 381f
estructuras de Lewis y, 370-382. *Vea también* Estructura de Lewis iónico, 368-369, 368f, 369f
modelo de RPECV de, 382-387, 385f
polaridad y momentos dipolares, 364, 364f
sencillo, 376
tipos de, 359-361, 361f
triple, 376
- Enlace. *Vea también* las entradas de cada Enlace de carbono, 642-643, 642f, 643f. *Vea también* Química orgánica de hidrógeno, 454-456, 454f, 455f
en metales, 463-464
en sólidos, 460-464, 461f, 461t, 462f, 463f
intermolecular, 450, 450f
- Enlace covalente** *Tipo de enlace en el cual los átomos comparten electrones*, 360
- Enlace covalente polar** *Enlace covalente en el que los electrones no están compartidos de manera equitativa debido a que un átomo los atrae de manera más intensa que otro*, 361, 364
- Enlace de hidrógeno** *Atracciones dipolo-dipolo inusualmente fuertes que ocurren entre moléculas en las que el hidrógeno está enlazado con un átomo altamente electronegativo*, 454-456, 454f, 455f
- Enlace disulfuro, 695-696, 696f
- Enlace doble** *Enlace en el cual dos átomos comparten dos pares de electrones*
carbono, 642
estructura molecular y, 387-391, 388t
pares de electrones en, 376
- Enlace insaturado, 643
- Enlace iónico** *Atracción entre iones con carga opuesta*, 360-361, 368-369, 368f, 369f
- Enlace peptídico, 691
- Enlace químico, 358-401. *Vea también* Enlace Enlace saturado, 643
- Enlace sencillo** *Enlace en el que dos átomos comparten un par de electrones*, 376
- Enlace triple** *Es aquel en el que dos átomos comparten tres pares de electrones*, 376 de carbono, 642
- Enlazamiento del carbono
arreglo tetraédrico del, 642, 642f
en la química orgánica, 640-686. *Vea también* Química orgánica tipos de, 642-463, 642f
- Enlazamiento molecular. *Vea* Enlace
- Entalpía** *A presión constante, un cambio de entalpía es igual al flujo de energía como calor*, 301-302
- Entorno** *Todo lo que en el universo rodea un sistema termodinámico*, 292
- Entropía** *Función utilizada para seguir el comportamiento natural de los componentes del universo que tienden a desordenarse; medida del desorden y la aleatoriedad*, 314-315
- Enunciado de equivalencia** *Enunciado que relaciona diferentes unidades de medición*, 31
- Envenenamiento
por arsénico, 94
por plomo, 6-7, 116
- Enzima** *Molécula grande, por lo regular una proteína, que cataliza reacciones biológicas*, 153, 547, 696-698, 697f
- Equilibrio** *Sistema de reacción dinámico en el que las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constantes como una función del tiempo*, 544-581
cálculos de la solubilidad y, 567-570
como condición dinámica, 551-552, 551f, 552f
cómo ocurren las reacciones químicas y, 545-546, 545f, 546f
constante de equilibrio y, 552-556, 554t, 566-567
establecimiento del, 549-550
heterogéneo, 556-558
homogéneo, 556
principio de Le Châtelier del, 558-566. *Vea también* Principio de Le Châtelier
velocidad de reacción y, 546-549, 547f, 549f
- Equilibrio heterogéneo** *Sistema en equilibrio que involucra reactivos y/o productos en más de un estado*, 556-558
- Equilibrio homogéneo** *Sistema en equilibrio en el que todos los reactivos y productos están en el mismo estado*, 556
- Equilibrio químico** *Sistema de reacción dinámico en el que las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constantes como una función del tiempo*, 550. *Vea también* Equilibrio
- Equilibrios de solubilidades, 567-570
- Equivalente de un ácido** *Cantidad de ácido que puede proveer un mol de iones hidrógeno (H⁺)*, 497
- Equivalente de una base** *Cantidad de base que puede proveer un mol de iones hidróxido (OH⁻)*, 497
- Escala absoluta, 35
- Escala Celsius, 35-42
conversión a Fahrenheit, 39-41
conversión a Kelvin, 36-37
conversión a partir de Fahrenheit, 42
conversión a partir de Kelvin, 37-39
- Escala del pH** *Escala logarítmica con base 10 e igual a $-\log[H^+]$* , 525-533, 528f
- Escala Fahrenheit, 35
- Escala Kelvin, 35
conversión a Celsius, 36-39
- Escala Kelvin, cero absoluto en la, 412
- Escarabajo bombardero, 153
- Escherichia coli*, 689
- Esperma de ballena, 451
- Espumado de goma de mascar, 517
- Estado basal (o fundamental), 328
- Estado excitado, 328
- Estados de la materia** *Las tres diferentes formas en las que puede existir la materia: sólido, líquido y gaseoso*, 57
- Estequiometría** *Proceso del uso de una ecuación química balanceada para determinar las masas relativas de los reactivos y productos involucrados en una reacción*
de gases, 432-436
de las reacciones en disoluciones, 491-494, 492n
- Estequiometría de los gases, 432-436
- Éster(es)** *Compuesto orgánico producido por la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol*
ácidos carboxílicos y, 671-673, 671f, 671t, 673n
grupo funcional del, 664t
- Esteroides, 710
- Esteviol, 383
- Estradiol, 711, 711f
- Estroncio, 79t
- Estroncio-87, 626t
- Estructura
de Lewis, 370-382
de resonancia, 376
molecular, 381-382, 381f
- Estructura atómica, 85, 85t
concepto moderno de la, 85, 85f
de los isótopos, 86-90, 86f
del átomo nuclear, 84
electrones en la, 83
modelo del pudín con pasas, 83-84
neutrón en la, 85
propiedades químicas y, 85
protón en la, 85
- Estructura de Lewis** *Diagrama de una molécula que muestra cómo se acomodan los electrones de valencia entre los átomos en la molécula*, 370-382
de moléculas con enlaces múltiples, 374-377
de moléculas sencillas, 373-374
en el modelo de RPECV, 382
escritura de la, 370-374
estructuras de resonancia, 378
excepciones a la regla del octeto, 379-380
resumen de la, 378-379
- Estructura geométrica, 381, 381f
- Estructura lineal, 381, 381f, 382
- Estructura molecular** *Arreglo tridimensional de los átomos en una molécula*, 381-382, 381f. *Vea también* Estructura de Lewis
modelo de RPECV, 382-387, 385f
moléculas con enlaces dobles, 387-391, 388t
- Estructura primaria (de una proteína)** *Orden (secuencia) de los aminoácidos en la cadena proteica*, 693, 694n
- Estructura secundaria (de una proteína)** *Estructura tridimensional de la cadena proteica (por ejemplo, la hélice α , el*

- enrollamiento aleatorio o la lámina plegada), 694-695
- Estructura terciaria (de una proteína)** *Forma promedio de una proteína, larga y estrecha o globular, mantenida por los diferentes tipos de interacciones intramoleculares, 695-696, 696f*
- Estructura tetraédrica, 381, 381f
- Estructura trigonal plana, 381, 381f
- Estructuras de resonancia** *Varias estructuras de Lewis, 376*
para el anión del NO₂, 378
- Etano
estructura del, 643, 643f
fórmula del, 307t, 645t
- Etanol
disuelto en agua, 485
porcentaje en masa del, 481-482
reacción con oxígeno, 152-154
usos del, 667
- Éter, grupo funcional del, 664t
- Etil fenil cetona, 670
- 5-etil-3-heptino, 657
- Etilbenceno, 659
- Etileno
enlaces dobles del, 656
estructura del, 642
- Etilo, 649, 649t
- Etiqueta orbital, 334
- Evaporación** *Cambio en el estado que ocurre cuando se evapora un líquido para generar calor, 453, 456-458, 457f*
calor molar de, 453
equilibrio y, 549
- Expansión del agua cuando se congela, 449
- Exponente, 16
- Exposición a la radiación, 633t
- Expresión de equilibrio** *Expresión (a partir de la ley de acción de masas) igual al producto de las concentraciones de los productos dividido entre el producto de las concentraciones de los reactivos, en la que cada concentración se elevó a una potencia representada por el coeficiente en la ecuación balanceada, 553*
- Expresión de equilibrio, 553
- Expresión del producto de solubilidad, 568-569
- F**
- Factor de conversión, 30-34
definición del, 30-31
enunciado de equivalencia, 31
inglés-métrico, 30t
para la temperatura, 34-42
pasos generales para el, 32
problemas de pasos múltiples, 33-34
problemas de un paso, 32-33
- Fenantreno, 662t
- Fenilalanina, 692f
- Fenol, 667
- Fenoltaleína, 526
- Filamento de proteína, 697t
- Filtración** *Método para separar los componentes de una mezcla que contiene un sólido y un líquido, 66, 66f*
- Fisión** *Proceso en el cual se usa un neutrón para dividir un núcleo pesado en dos núcleos con números de masa más pequeños, 626-628, 627f*
- Fisión nuclear, 626-628, 627f
- Flúor
como elemento esencial, 690t
como molécula diatómica, 96, 96t
configuración electrónica del, 340
distribución del, 76t
estructura de Lewis del, 371
ión, 100
símbolo del, 79t
- Fluorapatita, 568
- Fluoruro de calcio, disolución del, 568
- Fluoruro de hidrógeno, enlaceamiento del, 361, 361f, 364
- Fluoruro de litio, 368f
- Fluoruro en agua, 78
- Fórmula. *Vea* Fórmula química
- Fórmula empírica** *Razón de número entero más sencilla de los átomos en un compuesto, 227-235*
cálculo de una, 229-235
determinación de la, 229
para el dióxido de carbono, 227-228
para los compuestos binarios, 232-233
para un compuesto con tres o más elementos, 233-234
- Fórmula molecular** *Fórmula exacta de una molécula que da los tipos de átomos y el número de cada tipo, 228*
cálculo de una, 236-237
- Fórmula química** *Representación de una molécula en la que se utilizan los símbolos de los elementos para indicar los tipos de átomos presentes y subíndices para mostrar el número relativo de átomos*
a partir de los nombres de los compuestos, 134
como identidades, 151-154
de compuestos iónicos, 102-104, 366-367
empírica, 227-235. *Vea también* Fórmula empírica
molecular, 236-237
para alcanos, 644-645, 645t
reglas para la escritura de una, 81-82
- Fosfato, 704f
- Fosfolípido**, 709
- Fósforo
como elemento esencial, 690t
como sólido molecular, 461, 462f
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
símbolo del, 79t
- Fósforo blanco, 461f
- Fotón** *"Partícula" de radiación electromagnética*
color del, 330, 330f
luz y, 326, 329
- Fracción en masa, 225
- Fracciones del petróleo, 654-655, 654t
usos de las diversas, 307t
- Frankel, Gerald S., 526
- Frecuencia** *Número de ondas (ciclos) por segundo que atraviesan un punto dado en el espacio, 324, 324f*
- Freón, ozono y, 548-549
- Freón-12, 3, 409
- Fructosa, 699
- Fuegos artificiales, 349
- Fuerza intermolecular, 454-456, 454f, 456t
- Fuerzas
de dispersión de London, 455-456, 455f
intermoleculares, 450, 450f, 454-456, 454n, 454f
- Fuerzas de dispersión de London** *Fuerzas relativamente débiles existentes entre los átomos de gases nobles y moléculas no polares que involucran un dipolo accidental, el cual induce un dipolo momentáneo en uno adyacente, 455, 455f*
- Fuerzas de dispersión de London, 455, 455f
- Fuerzas intermoleculares** *Interacciones relativamente débiles que ocurren entre moléculas, 450*
- Fuerzas intramoleculares** *Interacciones que ocurren dentro de una molécula dada, 450*
- Función de estado** *Propiedad del sistema que es independiente de su ruta, 290*
- Fusión** *Proceso de la combinación de dos núcleos ligeros para formar un núcleo más pesado y más estable, 626, 629-631*
calor molar de, 450
- Fusión, 59, 101n, 102
- Fusión nuclear, 629-631
- G**
- Galio, 58f
configuración electrónica del, 344
- Gas amoníaco, 156
ley de los gases ideales y, 421-422
- Gas argón, 424
- Gas diborano, 423
- Gas ideal** *Gas hipotético que cumple de manera exacta la ley de los gases ideales. Un gas real se aproxima al comportamiento ideal a una temperatura alta y/o a una presión baja, 419*
- Gas natural** *Combustible fósil gaseoso que consiste principalmente de metano; por lo regular está asociado con depósitos de petróleo, 306-307, 654*
- Gas nitrógeno, 95f
- Gas(es)** *Uno de los tres estados de la materia; no tiene forma ni volumen fijos, 402-445*
amoníaco, 156
atmosféricos, 327f
cambio de estado del agua a, 448-449
configuración electrónica de los, 366-367, 366n
definición, 57t
ley de Avogadro de los, 417-419, 417f
ley de Charles de los, 411-416, 412f
ley de Dalton de las presiones parciales, 425-429, 425f, 426f, 427n, 427t
ley de los, ideales, 419-424
moléculas diatómicas de los, 95, 95f
natural, 306-307, 654
noble, 92
presión y, 403-411, 404f, 405f
reacción de equilibrio y, 561-562, 563f
repeto de leyes y modelos para los, 429-430
teoría cinética molecular de los, 430-432
vapor de agua como un, 404
- Gas(es) noble(es)** *Elemento del grupo 8, 94*
compuestos iónicos de los, 367t
configuración electrónica de los, 366-367
en la tabla periódica, 92
- Gasolina, 307t, 654, 654t
oxígeno reaccionando con, 305-306
- Gaub, Hermann E., 389
- Geim, Andre, 341
- Gen, 704, 706
- Genzyme Transgenics Corporation, 698
- Glicina, 692f
- Glucógeno, 702
- Glutamina, 692f
- Goma de mascar, espumado, 517
- Goodman, Murray, 383
- Grafito, 97, 97f
conversión a diamante, 304-305
muestra de 1 mol de, 212f
- Gramo, 21, 21t
- Grasa** *Éster compuesto de glicerol y ácidos grasos, 706-711, 707t, 708f, 709f, 710f, 711f*
- Grasa, 479, 708-709, 709f
- Gravedad específica** *Razón de la densidad de un líquido dado a la densidad del agua a 4 °C, 46*
- Grupo (tabla periódica)** *Columna vertical de elementos que tienen la misma configuración de electrones de valencia y propiedades químicas similares, 92*
carbonilo, 668
carboxilo, 671
funcional, 663-664, 664t
- Grupo carbonilo, 668
- Grupo carboxilo** *Grupo —COOH en un ácido orgánico, 521, 671*
- Grupo fenilo** *Molécula de benceno menos un átomo de hidrógeno, 660*

Grupo funcional *Átomo o grupo de átomos en los derivados de hidrocarburos que contienen elementos, además del carbono y el hidrógeno, 663-664, 664t*
 Guanina, 703f
 Gutierrez, Sidney M., 259n

H

Hafnio, configuración electrónica del, 344-345, 345f
 Halogenación, 658
Halógeno *Elemento del grupo 7, 92*
 Halohidrocarburo, 664t
 Halón-1301, 548
 Hélice
 alfa (α), 694, 694f
 doble, 705f
Helicobacter pylori (*H. pylori*), 377
 Helio
 configuración electrónica del, 338-339
 estructura de Lewis del, 370
 oxígeno mezclado con, 426-427
 símbolo del, 79t
 volumen y temperatura del, 412t
 Hemoglobina, oxígeno y, 560
 Henderson, Gregg, 663
 Heptano, 307t
 Heptosa, 700t
 Hexametildiamina, 676
 Hexano, 307t
 3-hexanol, 665
 Hexosa, 700t
 HFC-134a, 548
 Híbrido con tomacorriente, 262-263
Hidrocarburo aromático *Clase especial de hidrocarburos insaturados cíclicos, el más sencillo de los cuales es el benceno, 658-659, 659f*
 Hidrocarburo de cadena recta, 644
 Hidrocarburo no ramificado, 644
 Hidrocarburo normal, 644
 Hidrocarburo ramificado, nomenclatura del, 649
Hidrocarburo(s) *Compuesto de carbono e hidrógeno, 643, 643f*
 aromático, 658-659, 659f
 nombres y fórmulas para algunos, 307t
 normal, 644
 Hidrofílico, 691
 Hidrofóbico, 691
 Hidrógeno
 como elemento esencial, 690t
 como molécula diatómica, 95, 96, 96t
 configuración electrónica del, 338
 distribución del, 76t
 en el cuerpo humano, 77t
 enlace de, 360, 360f
 escala del pH y, 527, 527t
 estructura de Lewis del, 370
 niveles de energía del, 328-330, 329f, 330f
 orbitales del, 333-336, 333f, 334f, 335f
 reacción con monóxido de carbono, 273-275
 reacción con oxígeno, 364, 364f
 símbolo del, 79t
 Hidrómetro, 45, 45f
 Hidroquinona, 153
 Hidroxiapatita, 568
 Hidroxibenceno, 660
 Hidróxido de litio, 259-260
 Hidróxido de magnesio, 261
 Hidróxido de manganeso(II), 131
 Hidróxido de potasio, 153
 cálculo de la normalidad del, 500-501
 disuelto en agua, 155
 fórmula del, 134
 peso equivalente y, 498t

Hidróxido de sodio
 disuelto en agua, 515-516
 en una disolución, 484
 peso equivalente e, 498t
 Hielo, 59, 59f
 densidad del, 449
 Hierro
 capacidad calorífica del, 297t
 como elemento esencial, 690t
 distribución del, 76t
 en el cuerpo humano, 77t
 energía para calentar, 298-299
 muestra de 1 mol de, 212t
 nomenclatura del, 119
 símbolo del, 79t
 Hierro-59, 626t
 Hipótesis, 8
 Histidina, 692f
 Homopolímero, 674
 Hormona, 697t
 adrenocorticoide, 710-711
 sexual, 710-711
 Hule de estireno-butadieno, 674t
 Hydrargyrum (mercurio), 79t

I

Indicador ácido-base, 532
 Indicador universal, 532
 Indios anasazi, 89
 Insulina, producción de, 689
 Ión aluminio, formación del, 365t
 Ión amonio, poliatómico, 369
 Ión cloruro, enlace del, 360
 Ión fluoruro, formación del, 365t
 Ión hidrógeno
 en ácidos, 132-133
 pH y, 530-531
Ión hidronio *Ión H_3O^+ ; un protón hidratado, 516*
 Ión hidróxido
 base produciendo, 515
 pOH y, 531
 Ión magnesio, 365t
 Ión nitrato, 390-391
 Ión oxígeno, 365t
Ión poliatómico *Ión que contiene varios átomos, 368*
 nomenclatura de compuestos que contienen, 129-132
 Ión sodio
 enlazamiento del, 360
 formación del, 365t
Ión(es) *Átomo o grupo de átomos que poseen una carga neta positiva o negativa*
 cargas de, 101
 compuestos que contienen, 101-104
 empaquetados, 368, 368f
 en la nomenclatura de compuestos, 116-118
 espectador, 178
 formación de, 98-101, 101f
 hidronio, 516
 poliatómico, 369
 poliatómicos, nomenclatura de compuestos con, 129-132
 por metales y no metales, 365t
 tamaño de los, 368, 369f
Iones espectadores *Iones presentes en una disolución que no participan de manera directa en una reacción, 178*
 Iones, empaquetamiento de, 368, 368f
 Ionización
 del agua, 523-524
 efectos de la radiación y, 631
 Isobutano, 646f
 Isobutilo, 649t
 Isoleucina, 692f

Isomerismo estructural *Describe qué ocurre cuando dos moléculas tienen los mismos átomos pero enlaces distintos, 646-648*
 Isómero de alcanos, 650-654, 651n, 652n
 Isopentano, 647, 647n
 Isopropilo, 649t

Isótopos *Átomos del mismo elemento (mismo número de protones) con números diferentes de neutrones. Tienen números atómicos idénticos pero números de masa distintos, 86-90, 86f, 615*
 escritura de los símbolos para los, 89-90
 interpretación de los símbolos para los, 88-89

J

Jabón, 709
 Jarabe de sapa, 116
 Joliot, Frederick, 620n
Joule *Unidad de medida para la energía; 1 caloría = 4.184 joules, 294-295*
 Juglona, 222-223

K

Kalium, símbolo del, 79t
 Kevlar, 676
 kilogramo, 21
 Kinney, Peter D., 624
 Kwolek, Stephanie, 676

L

Lactosa, 482-483
 Lámina plegada, 694, 694f
 Lámpara de luz fluorescente, 310
Le Système Internationale, 18, 18t
 Leche de magnesia, 261
 Leche, lactosa en la, 482-483
 Leucina, 692f
 Ley
 combinada de los gases, 424
 de Boyle, 407-411
 de Dalton de las presiones parciales de los gases, 425-429, 425f, 426f, 427n, 428t
 natural, 9
Ley de Avogadro *Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de partículas (átomos o moléculas), 417-419, 417f*
Ley de Boyle *El volumen de una muestra dada de gas a temperatura constante varía de manera inversa con la presión, 407-411, 408f*
 cálculo utilizando el volumen, 409-410
 cálculo utilizando la presión, 410-411
Ley de Charles *El volumen de una muestra dada de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura en kelvin*
 cálculo de la temperatura utilizando la, 415-416
 cálculo del volumen utilizando la, 413-415
Ley de conservación de la energía *La energía puede convertirse de una forma a otra pero no puede ser creada o destruida, 289*
Ley de Dalton de las presiones parciales *Para una mezcla de gases en un contenedor, la presión total ejercida es la suma de las presiones que ejercería cada gas si estuviera solo, 425-429, 425f, 426f, 427n, 428t*
Ley de Hess *El cambio de entalpía al pasar de un conjunto dado de reactivos a un conjunto dado de productos no depende del número de etapas en la reacción, 303-305*
Ley de la composición constante *Un compuesto dado siempre contiene elementos en exactamente la misma proporción en masa, 80*

- Ley de la termodinámica
primera, 293
segunda, 314-315
- Ley de los gases ideales** *Ecuación que relaciona las propiedades de un gas ideal, expresada como $PV = nRT$, donde P = presión, V = volumen, n = moles del gas, R = la constante universal de los gases y T = temperatura en la escala Kelvin. La ecuación expresa el comportamiento aproximado de los gases reales a temperatura alta y/o presión baja, 419-424*
bajo condiciones cambiantes, 421-422
cálculo de los cambios en volumen utilizando, 423-424
en cálculos, 419-420
en conversión de unidades, 420-421
- Ley del equilibrio químico** *Descripción general de la condición de equilibrio; define la expresión de equilibrio, 552-553*
- Ley natural** *Enunciado que expresa el comportamiento observado en general, 9*
- Lípidos** *Sustancias insolubles en agua que pueden extraerse a partir de las células por medio de disolventes orgánicos no polares, 706-711, 707t, 708f, 709f, 710f, 711f*
- Líquido(s)** *Uno de los estados de la materia; tiene un volumen fijo pero toma la forma de su contenedor, 59, 59f, 446-458*
agua. *Vea* Agua
al estado gaseoso, 447
cambio a gas, 452-453
definición, 57t
energía para los cambios de estado, 450-453, 450f, 450n
equilibrio heterogéneo y, 556-558
evaporación y, 456
fases del agua, 448-449, 449f
fuerzas intermoleculares en los, 454-456, 454f, 456t
presión de vapor y, 456-458, 457f
separación de sólidos y, 66, 67f
sólido cambiando a, 451-452
- Lirio vudú, 297
- Lisina, 692f
- Litio, 75, 75n
configuración electrónica del, 339
para el desorden bipolar, 78
reacción con cobre, 327-328, 328f
símbolo del, 79t
- Litro, 20, 21t
- Llenado de orbitales, 343-344, 344f
- Longitud de onda** *Distancia entre dos picos o depresiones consecutivos en una onda, 324, 324f*
de la radiación electromagnética, 325f
- Longitud de onda de la luz, 328-329
- Longitud, medición de la, 20, 20t
- Lord Kelvin, 83
- Luz
como atrayente sexual, 325, 325f
fotón y, 326
longitud de onda de la, 328-329
reacción de litio y cobre, 327-328, 328f
ultravioleta, 310
- Luz fluorescente compacta (LFC), 310
- Luz ultravioleta, 310
- M**
- m*-diclorobenceno, 661
- m*-nitrobenzaldehído, 670
- m*-xileno, 661
- Magnesio
como elemento esencial, 690t
configuración electrónica del, 340
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
símbolo del, 79t
- Manganeso
distribución del, 76t
símbolo del, 79t
- Manómetro, 405f
- Mapa de probabilidad, 332, 332f
para el fluoruro de hidrógeno, 361, 361f
- Marsden, Ernest, 84n
- Masa atómica, 208-209, 209t
- Masa atómica promedio, 208, 209t
- Masa crítica** *Masa del material fisionable requerida para producir una reacción en cadena autosustentable, 627*
- Masa molar** *Masa en gramos de 1 mol de un compuesto, 218-224, 219f*
- Masa(s)** *Cantidad de materia presente en un objeto, 21*
atómica, 208-209, 209t
cálculo de la, a partir de los moles, 221-222
del soluto, 482-483
molar, 218-224, 219f
reacciones que involucran las, de dos reactivos, 271-273
- Materia** *La materia del universo, 57-73*
cambios físicos y químicos en, 60-61, 61f
elementos y compuestos, 61-62
estados de la, 57, 57t
mezclas y sustancias puras, 62-65, 64f, 64n
propiedades físicas y químicas de la, 57-60, 59f
separación de mezclas, 65-66, 66f, 67f
- MEC, 669
- Medias reacciones** *Las dos partes de una reacción de oxidación-reducción: una representa la oxidación y la otra la reducción, 592-597*
- Medición** *Una observación cuantitativa, 8, 14-55*
análisis dimensional en la, 30-34
de la densidad, 42-46
de la longitud, 20, 20t
incertidumbre en la, 23-24
notación científica, 15-18
prefijos en la, 19t
unidades de, 18-19, 18t
- Medidor del pH, 528f
- Memoria, metal con, 464-465
- Mendeleiev, Dmitri, 91
- Mercurio
capacidad calorífica del, 297t
símbolo del, 79t
meta—, 660-661, 661n
- Metal alcalino** *Metal del grupo 1, 92*
- Metal alcalinotérreo** *Metal del grupo 2, 92*
- Metal noble, 94
- Metal(es)** *Elemento que cede electrones con relativa facilidad y por lo regular es brillante, maleable y buen conductor de calor y electricidad*
compuesto iónico con un, 368
con memoria, 464-465
de transición, 92, 343
en compuestos iónicos binarios, 115-123
en la tabla periódica, 92-93, 93f
formación de iones por, 365, 365t
noble, 94
propiedades atómicas de los, 347-348, 348f
reacción con un no metal, 368
- Metales de transición** *Diversas series de elementos en las cuales los orbitales internos (orbitales d y f) están siendo llenados*
configuración electrónica de los, 343
en la tabla periódica, 92
- Metaloides** *Elementos con propiedades metálicas y no metálicas, 93*
propiedades atómicas de los, 347-348, 348f
- Metano
arreglo tetraédrico del, 642, 642f
cambio de entalpía en la combustión del, 301-302
como alcano, 643
estructura molecular del, 384
fórmula del, 307t, 645t
ley de los gases ideales y, 422
reaccionando con agua, 267-268, 268f
reaccionando con oxígeno, 148, 148f
- Metanol
ecuación balanceada para el, 251t
usos del, 667
- Metil etil cetona, 669
- Metil fenil cetona, 670
- Metil isopropil cetona, 670
- 4-metil-2-hexeno, 657
- 3-metilhexano, 650
- Metilbenceno, 660
- Metilhidroquinona, 153
- Metilo, 649, 649t
- 2-metilpentano, 652
- 3-metilpentano, 652
- Metionina, 692f
- Método científico** *Proceso para el estudio de fenómenos naturales que involucra observaciones y la creación de leyes y teorías y su comprobación por medio de la experimentación, 8-9, 8f*
- Metro, 20, 20n
- Meyer, Henry O. A., 624
- Mezcla** *Material de composición variable que contiene dos o más sustancias, 62*
de combustible-aire, 410-411
estequiométrica, 265
heterogénea, 65
homogénea, 64, 64f
separación de elementos en una, 64, 64n
separación de, 65-66, 66f, 67f
- Mezcla heterogénea** *Mezcla que tiene propiedades diferentes en distintas regiones de la mezcla, 65*
- Mezcla homogénea** *Mezcla que es la misma por completo; una disolución, 64, 64f*
- Micela, 708, 708f
- Microondas, longitud de onda de las, 325f
- Mililitro, 21, 21t
- Milímetros de mercurio (mm de Hg)** *Unidad de medida de la presión, también llamada torr; 760 mm de Hg = 760 torr = 101 325 Pa = 1 atmósfera estándar, 405*
- Miniaturización, 389
- Mioglobina, 695, 695f
- Modelo de Bohr del átomo, 331, 331f
- Modelo de Brønsted-Lowry** *Modelo que propone que un ácido es un donador de protones y una base es un aceptor de protones, 516*
- Modelo de cerradura y llave, 696-698, 697f
- Modelo de colisiones** *Modelo basado en la idea de que las moléculas deben colisionar para reaccionar; es utilizado para explicar las características observadas en las velocidades de reacción, 546, 546f*
- Modelo de mar de electrones, 463
- Modelo de repulsión del par de electrones en la capa de valencia (RPECV)** *Modela el postulado principal de que la estructura que rodea un átomo en una molécula está determinada principalmente por la tendencia a minimizar la repulsión del par de electrones, 382-387, 385f*
predicción de la estructura molecular utilizando el, 385-387
reglas para el uso del, 387
- Modelo del pudín con pasas, 83-84
- Modelo mecánico ondulatorio, 331-332, 336-338
componentes principales del, 337
comprensión del, 337-338
configuraciones de los electrones de valencia y, 345-346
- Modelos, 9. *Vea también* Teoría atómica, 83, 83n, 85n

- de Bohr, 331, 331f
de Bronsted-Lowry, 516
de cerradura y llave, 696-698, 697f
de colisiones, 546, 546f
de Dalton, 80
de mar de electrones, 463
de repulsión del par de electrones en la capa de valencia, 382-387, 385f
de Rutherford, 323-324
mecánico ondulatorio, 331-332, 336-338
Moderador en un reactor nuclear, 628
Molaridad *Moles del soluto por volumen de la disolución en litros*
de disoluciones, 483-488, 487f, 488n
dilución y, 488-489
Molécula minimotora, 389
Molécula polar
del agua, 364, 364f, 476, 476f
interacción de la, 454, 454f
Molécula(s)
cálculo del número de, 223-224
con enlaces múltiples, estructura de Lewis de, 374-380
del agua, 59, 59f
diatómica, 95-96, 96t
minimotora, 389
polar, 454, 454f
sencilla, estructura de Lewis de la, 373-374
Moléculas diatómicas *Son aquellas compuestas por dos átomos, 95-96, 95t*
Moles (mol); número de Avogadro *Número igual al número de átomos de carbono en exactamente 12 gramos de ^{12}C puro; número de Avogadro. Un mol representa 6.022×10^{23} unidades, 210-215, 211f, 211n, 212t, 213n*
cálculo de la masa a partir de los, 221-222
volumen y, 417-419, 417f
Molibdeno-99 (^{99}Mo), 626t
Momento dipolar *Propiedad de una molécula por medio de la cual la distribución de la carga puede representarse por un centro de carga positiva y un centro de carga negativa, 364, 364f*
Monosacárido, 699
Monóxido de carbono
como contaminante, 403
reacción con hidrógeno, 273-274
reacción con vapor, 551-552, 551f, 552f
Montaña Yucca, 632
- N**
n-butano, 645t, 646f
n-decano, fórmula para el, 645t
n-heptano, 645t
n-hexano, 651
fórmula del, 645t
n-nonano, 645t
n-octano
fórmula del, 645t
nomenclatura del, 648n
n-pentano
fórmula del, 645t
isómeros estructurales del, 647, 647n
Naftaleno, 662t
termitas y, 663
Nagyvary, Joseph, 675
Nailon, 674, 677, 677f
National Aeronautics and Space Administration (NASA), 19, 19f
Natrium, 79t
Neón
estructura de Lewis del, 371
símbolo del, 79t
Neutrón *Partícula en el núcleo atómico con una masa aproximadamente igual a la del protón pero sin carga*
descubrimiento del, 85
en el decaimiento radiactivo, 616
en el modelo de Rutherford, 323
masa y carga del, 85t
Níquel, 79t
Nitinol, 464
Nitrato de amonio, disolución de, 476
Nitrato de bario, reacción con cromato de potasio, 168-169
Nitrato de cobalto(II), en disolución, 485-486
Nitrato de cobalto(III), fórmula para el, 134
Nitrato de hierro(III), 131
Nitrato de plata
cálculo de la masa del, 492
en una disolución, 486-487
3-nitrobenzaldehído, 670
Nitrogeno
como elemento esencial, 690t
como molécula diatómica, 96, 96t
configuración electrónica del, 339
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
estructura de Lewis del, 371
oxidación del, 303-304
oxígeno mezclado con, 428
símbolo del, 79t
síntesis del amoníaco y, 559-561, 560f
2-nitrotolueno, 662
Niveles de energía cuantizados *Niveles de energía donde sólo se permiten ciertos valores, 330, 330f*
Niveles de energía principales *Niveles de energía discretos, 333, 333f*
No metal(es) *Elemento que no exhibe características metálicas. Químicamente, un no metal común acepta los electrones de un metal compuesto iónico con, 368-369*
configuración electrónica de los, 366
en el segundo periodo, 371
en la tabla periódica, 92, 93f
enlazamiento de, 361-363, 362f
estructura de los, 97, 97f
formación de iones por los, 365, 365t
nomenclatura de compuestos que sólo contienen, 124-126
propiedades atómicas de los, 347-348, 348f
reacción con un metal, 368-369
regla del octeto y, 371
Nomenclatura, 114-143. *Vea también*
Nomenclatura de compuestos;
Nomenclatura de compuestos orgánicos
Nomenclatura de alquenos y alquinos, 656-658
Nomenclatura de compuestos, 114-143
ácidos, 132-133, 133f, 133t, 135
binarios del tipo III, 124-126
escritura de las fórmulas a partir de los nombres, 134-135
iónicos binarios del tipo I, 115-119, 122-123, 135
iónicos binarios del tipo II, 119-123, 135
iónicos binarios del tipo III, 135
numerales romanos en, 119-123
prefijo *di-*, 124
prefijo *hipo-*, 129-130
prefijo *mono-*, 124-125
prefijo *penta-*, 124-125
prefijo *per-*, 129-130
prefijo *tri-*, 124-125
que contienen iones poliatómicos, 129-132, 130t, 135
reparo de, 126, 128-129
resumen de, 122-123, 128-129
sufijo *-ico*, 120
sufijo *-uro*, 117-118
Nomenclatura de compuestos orgánicos
ácidos carboxílicos y ésteres, 671-673, 671f, 671t, 673n
alcanos, 648-650, 649t
alcoholes, 664-667, 665t
aldehídos y cetonas, 669-671
alquenos y alquinos, 656-657
aromáticos, 659-663, 660f, 661n, 662t
isómeros de alcanos, 650-653, 651n, 652n
Nonosa, 700t
Normalidad *Número de equivalentes de una sustancia disuelta en un litro de disolución, 497, 498t*
Notación científica *Expresa un número en la forma $N \times 10^M$; método conveniente para representar un número muy grande o muy pequeño y para indicar de manera sencilla el número de cifras significativas, 15-18*
cálculos estequiométricos con, 259-260
Núcleo *Centro denso pequeño de carga positiva en un ión, 84-85*
Núcleo de un reactor nuclear, 628n, 629f
Núclido radiactivo *Núclido que se descompone de manera espontánea formando un núcleo diferente y produciendo una o más partículas, 622*
Núclido(s) *Término general aplicado a cada átomo único; representado por ^A_ZX , donde X es el símbolo para un elemento en particular, 615*
vida media de algunos, 626t
Numerales romanos en la nomenclatura de compuestos, 119-123
Número atómico (Z) *Número de protones en el núcleo de un átomo; cada elemento tiene un número atómico único, 86-88, 615, 615n*
Número de Avogadro *El número de átomos en exactamente 12 gramos de ^{12}C puro, igual a 6.022×10^{23} , 211*
Número de masa (A) *Número total de protones y neutrones en el núcleo atómico de un átomo, 86-88, 615*
- O**
o-diclorobenceno, 661
Observación
cualitativa, 8
cuantitativa, 8
cualitativa *contra* cuantitativa, 8
Octano
fórmula del, 307t
nomenclatura del, 648
Octosa, 700t
Onda de radio, 324
longitud de onda de, 325f
Ondulación permanente del cabello, 696, 696f
Orbital(es) *Representación del espacio ocupado por un electrón en un átomo; probabilidad de distribución para el electrón*
1s, 333
2p, 334, 334f
2s, 334, 334f
3d, 335, 335f
3s, 335, 335f
del hidrógeno, 333-336, 333f, 334f, 335f
etiquetas de los, 334
órbitas *contra*, 332
Oro
capacidad calorífica del, 297t
elemental, 94
muestra de 1 mol de, 212t
símbolo del, 79t
orto-, 660-661
Oruga de polilla gitana, 522, 522f
Oxiácido *Ácido en el que el protón ácido está enlazado con un átomo de oxígeno, 521*
Oxianión *Ión poliatómico que contiene al menos un átomo de oxígeno y uno o más átomos de al menos algún otro elemento, 129*
Oxidación *Aumento en el estado de oxidación; pérdida de electrones*

- de un alcohol, 668
del nitrógeno, 303-304
- Óxido de aluminio**
fórmula empírica para el, 230
nomenclatura del, 123
- Óxido de cobre(II)**
nomenclatura del, 128
reacción con amoníaco, 271-272
- Óxido de estroncio**, nomenclatura del, 128
- Óxido de hierro(III)**, 121
- Óxido de manganeso(IV)**, 122
- Óxido de mercurio(II)**, 150
descomposición del, 191, 191f
nomenclatura del, 121
- Óxido de níquel(II)**, fórmula empírica para el, 229-230
- Óxido de plomo(IV)**, 134
- Óxido de titanio** en el concreto, 63
- Óxido nítrico**
como contaminante, 403
estructura de Lewis para el, 378
- Óxido nítrico**, 81
- Oxígeno**, 95f
como elemento esencial, 690t
como elemento ubicuo, 76
como molécula diatómica, 95, 96, 96t
compuesto iónico con aluminio, 367
compuesto iónico con calcio, 366-367
configuración electrónica del, 339
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
en el dióxido de carbono, 149-150
en el óxido de mercurio, 149-150
en la descomposición del agua, 146f
en la descomposición del peróxido de hidrógeno, 153
en la formación del agua, 151-152
estequiometría de gases y, 433-434
estructura de Lewis del, 371
gasolina reaccionando con, 305-306
helio mezclado con, 426-427
hemoglobina y, 560
ión de, 100
ley de Avogadro y, 418
líquido, 380, 380f
mioglobina y, 695
nitrógeno mezclado con, 428
propano reaccionando con, 256-258
reacción con dióxido de azufre, 555-556
reacción con gas amoníaco, 156
reacción con hidrógeno, 364, 364f
reacción con metano, 148, 148f
reacción con propano, 156-157
reaccionando con etanol, 152-154
símbolo del, 79t
suministro de, a elevaciones altas, 560
- Oxígeno líquido**, 380, 380f
- Oxitocina**, 693, 693f
- Ozono**
clorofluorocarbonos y, 3
descomposición del, 547-549, 549f
estructura de Lewis para el, 378
- P**
- Palomita de maíz**, 424
- Papel indicador del pH**, 528f
- Par ácido-base conjugado** *Dos especies relacionadas entre sí por la donación y aceptación de un solo protón*, 516-518
- Par de enlace** *Par de electrones encontrados en el espacio entre dos átomos*, 371
- Par sin compartir**, 371
- Par solitario (o sin compartir)** *Par de electrones localizado en un átomo y que no involucra un enlace*, 371
- para—*, 660, 661n
- Partícula alfa (α)** *Núcleo de helio producido en un decaimiento radiactivo*, 616
- Partícula beta (β)** *Electrón producido en el decaimiento radiactivo*, 616
- Pascal** *Unidad de medición del SI para la presión; igual a 1 newton por metro cuadrado*, 405
- Pentacloruro de fósforo**, 557-558, 566-567
- Pentano**
fórmula para el, 307t
isómeros estructurales del, 646-648, 647n, 648n
- 2-pentanol**, 665
- Pentosa**, 700t, 703f
- Pentóxido de dinitrógeno**, fórmula para el, 134
- Perclorato de amonio**, fórmula para el, 134
- Peróxido de hidrógeno**, descomposición del, 153
- Peso equivalente** *Masa (en gramos) del equivalente de un ácido o de una base*, 497
- Peso fórmula**, 220
- Petróleo** *Líquido espeso y oscuro integrado principalmente de compuestos de hidrocarburo como fuente energética*, 306
composición y usos del, 654-655, 654t
molécula del, 477, 477f
producción del, 306-307
- pH**
cálculo del, 527
de disoluciones de ácidos fuertes, 532-533
- pH, escala del**, 528f
- Pirámide trigonal**, 385
- Pistón**, 562, 562f
- Plata**
capacidad calorífica de la, 297t
símbolo de la, 79t
- Platino**, 79t
- Plomo**
azúcar de, 116
símbolo del, 79t
tetraetilo de, 308
- Plumbum (plomo)**, 79t
- pOH**, 528-530
ión hidróxido y, 531
- Polaridad de enlace**, 361, 362
- Poliacrilonitrilo**, 674t
- Polibutadieno**, 674t
- Poliéster**, 677
- Poliestireno**, 674t
- Polietileno**, 673, 674t
- Polimerización** *Proceso en el que muchas moléculas pequeñas (monómeros) se unen entre sí para formar una molécula grande*, 658
por adición, 674
por condensación, 674
- Polimerización por adición** *Proceso en el que se "adicionan" monómeros entre sí para formar polímeros*, 674
- Polímero** *Molécula grande por lo regular parecida a una cadena construida a partir de muchas moléculas pequeñas (monómeros)*, 673-677, 674t
- Polipéptido**, 693
- Polipropileno**, 674t
- Polisacárido**, 701, 701f
- Porcentaje en masa** *Porcentaje en masa del componente de una mezcla o de un elemento dado en un compuesto*, 225-227
disolución y, 481-482
- Porfiria**, 6
- Poseidon Resources Corporation**, 478
- Posición de equilibrio** *Conjunto particular de concentraciones en equilibrio*, 555
cambios en la temperatura y, 564
- Positron** *Partícula que tiene la misma masa que un electrón pero carga opuesta*, 617
- Potasio**
como elemento esencial, 690t
descomposición del clorato de, 428-429
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
- reacción de agua y, 149, 149f
reaccionando con agua, 155
símbolo del, 79t
- Potencia** de 10, 15-18
- Precipitación**, 167-168
- Precipitado**, 167-168
- Prefijos** en el sistema métrico, 19t
- Presión**
atmosférica, 404, 404f
conversión entre unidades de, 406-407
de vapor, 456-458, 457f
del agua, 428, 428t
equilibrio y, 550f
estándar, 434-436
gas y, 403-411, 404f, 405f
ley de Boyle y, 407-411, 407f, 407t, 408f
parcial, 425-429, 425f, 426f, 427n, 428t
teoría cinética molecular y, 431, 432f
unidades de, 405-407, 405f, 405n
volumen y, 407-411, 407f, 407t, 408f
- Presión de vapor** *Presión del vapor sobre un líquido en equilibrio en un contenedor cerrado*, 456-458, 457f
del agua, 428, 428t
equilibrio y, 550f
- Presión parcial** *Presiones independientes ejercidas por los distintos gases en una mezcla*, 425-429, 425f, 426f, 427n, 427t
- Primera ley de la termodinámica** *Ley que enuncia que la energía del universo es constante*, 293
- Principio de exclusión de Pauli** *En un átomo dado, dos elementos no pueden ocupar el mismo orbital atómico y tener el mismo espín*, 336
- Principio de Le Châtelier** *Si se impone un cambio a un sistema en equilibrio, la posición de equilibrio se desplazará en la dirección que tiende a reducir el efecto de ese cambio*, 558-566
cambio en el volumen, 561-564, 562f, 563f
cambio en la concentración y, 559-561, 560f
cambio en la temperatura y, 564-565, 565t, 566f
- Probeta**, 21, 21f
- Proceso endotérmico** *Proceso en el que la energía (como calor), fluye del entorno al sistema*, 292
- Proceso espontáneo** *Proceso que ocurre en la naturaleza sin intervención externa (sucede "por sí mismo")*, 314-315
- Proceso exotérmico** *Proceso en el cual la energía (como calor) fluye fuera del sistema al entorno*, 292
- Producción de partículas alfa** *Modo común de decaimiento para núclidos radiactivos en los que cambia el número de masa*, 616
- Producción de partículas beta** *Proceso de decaimiento para núclidos radiactivos en el que el número de masa permanece constante y el número atómico aumenta por 1. El efecto neto es el cambio de un neutrón a un protón*, 616
- Producción de positrones** *Modo de decaimiento nuclear en el que se forma una partícula que tiene la misma masa que un electrón pero carga opuesta. El efecto neto es el cambio de un protón a un neutrón*, 617
- Producto de solubilidad** *Constante para la expresión de equilibrio que representa la disolución de un sólido iónico en el agua*, 568
- Producto de una ecuación química** *Sustancia que resulta de una reacción química. Se muestra a la derecha de la flecha en una ecuación química*, 147
reconocimiento del, 149-151
- Progesterona**, 711f
- Prolina**, 692f

Propano

estructura del, 643-644, 644f
 fórmula para el, 307t, 645t
 oxígeno reaccionando con, 256-258
 reacción con oxígeno, 156-157

Propiedades atómicas y la tabla periódica, 347-351, 350f

Propiedades físicas *Característica de una sustancia que puede cambiar sin que se convierta en otra diferente*, 58-60

Propiedades químicas *Habilidad de una sustancia para cambiar a una sustancia distinta*, 58-59

Propiedades químicas contra físicas, 58-60

Propilo, 649, 649t

Protactinio-234, 616

Protección catódica *Conexión de un metal activo como el magnesio al acero para protegerlo de la corrosión*, 604

Proteína *Polímero natural formado por las reacciones de condensación entre los aminoácidos*, 691-698

enzimas, 696-698, 697t
 estructura primaria de las, 691-693, 692f
 estructura secundaria de las, 694-695, 694f, 695f
 estructura terciaria de las, 695-696, 696f
 fibrosa, 691
 función de las, 696-698, 697t
 globular, 691, 695, 695f
 síntesis de las, 704, 705f, 706, 706f

Protón *Partícula con carga positiva en un núcleo atómico*

descubrimiento del, 85
 en el decaimiento radiactivo, 616
 en el modelo de Rutherford, 323
 masa y carga del, 85t

Punto de congelación (fusión) normal *Punto de fusión/congelación de un sólido a una presión total de una atmósfera*, 449

Punto de ebullición normal *Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es de exactamente una atmósfera; temperatura de ebullición bajo una atmósfera de presión*, 449

Q

Queroseno, 307t

Química

ambiental, 2
 aprendizaje de la, 9-11
 de la música, 675
 definición, 4-5
 del átomo, 85, 85f
 del placebo, 702
 importancia de la, 1-4
 orgánica, 640-686. *Vea también* Química orgánica
 resolución de problemas en, 5-7
 verde, 480

Química a través de la filatelia, 127

Química orgánica *Estudio de los compuestos que contienen carbono (por lo regular cadenas de átomos de carbono) y sus propiedades*, 640-686

ácidos carboxílicos y ésteres, 671-673, 671f, 671t, 673n
 alcanos, 643-645, 643f, 644f, 645t
 alcoholes, 664-667, 665t
 aldehídos, 668-671, 668f, 668n
 alquenos y alquinos, 656-658, 656f, 656n
 cetonas, 668-671
 escritura de isómeros estructurales a partir de los nombres, 653-654
 fórmulas estructurales en la, 646-648, 646f
 grupos funcionales, 663-664, 664t
 hidrocarburos aromáticos, 658, 659f
 importancia de la, 641

isomerismo, 646-648, 646f
 nomenclatura de alcanos, 648-654, 648n, 649t, 651n, 652n
 nomenclatura de compuestos aromáticos, 659-663, 660f, 661n, 662t
 petróleo, 654-655, 654t
 polímeros, 673-677, 674t
 reacciones de alcanos, 655-656

Química verde, 480

R

Radiación

atmósfera y, 326
 de calor, 309
 electromagnética, 324-327, 324f, 325f, 326f
 energía de la, 631
 infrarroja, 309

Radiación electromagnética *Energía radiante que exhibe un comportamiento parecido al de una onda y viaja a través del espacio a la velocidad de la luz en el vacío*, 324-327, 324f, 325f
 fotón y, 326, 326f

Radiación infrarroja, 309

longitud de onda de la, 325f

Radio

núclidos radiactivos del, 622-623, 622t
 símbolo del, 79t

Radio-222, 616

Radiotrazador *Núclido radiactivo introducido en un organismo para propósitos de diagnóstico, cuyo recorrido puede rastrearse monitoreando su radiactividad*, 624

Radón, 421

Radón-218, 616

Rana, diamagnetismo de la, 341

Rayo gamma (γ) *Fotón de alta energía producido en el decaimiento radiactivo*, 617
 longitud de onda del, 325f

Rayos x, 324

longitud de onda de los, 325f

Razón

factores de conversión como, 31
 molar, 252-254, 256-259

Razón molar (estequiometría) *Razón de los moles de una sustancia a los moles de otra sustancia en una ecuación química balanceada*
 conversión masa-mol con la, 256-259
 determinación de la, 252-253
 en cálculos, 253-254

Reacción (de), 61

deshidrogenación, 656
 desplazamiento doble, 186
 hidrogenación, 658
 la termita, 183, 183f
 neutralización, 495-496
 sustitución, 655-656
 química. *Vea* Reacción química

Reacción de adición *Reacción en la cual átomos nuevos forman enlaces sencillos con los átomos de carbono en hidrocarburos insaturados que estaban involucrados en enlaces dobles o triples*, 658

Reacción de combinación, 190

Reacción de combustión *Reacción de oxidación-reducción vigorosa y exotérmica que tiene lugar entre ciertas sustancias (en particular compuestos orgánicos) y el oxígeno*, 189-190, 189f, 655-656

Reacción de descomposición *Reacción en la que puede descomponerse un compuesto en otros más sencillos o de manera total en sus elementos componentes por medio del calentamiento o por la aplicación de una corriente eléctrica*, 190-191, 191f

Reacción de neutralización *Reacción ácido-base*, 495-496

Reacción de oxidación-reducción *Reacción en la que se transfieren uno o más electrones con el método de medias reacciones*, 592-597

de metales y no metales, 182-185, 183f, 187-188

entre no metales, 588-590, 589n
 estados de oxidación y, 584-587
 identificación de la, 583

lanzamiento de transbordadores espaciales y, 188

Reacción de precipitación *Reacción en la que se forma y separa como un sólido una sustancia insoluble a partir de una disolución*, 167-177, 168f, 186

de dos compuestos iónicos, 175-177

formación de sólidos y, 172-174

Reacción de síntesis, 190

Reacción de sustitución (hidrocarburo) *Reacción en la que un átomo, por lo regular un halógeno, reemplaza un átomo de hidrógeno en un hidrocarburo*, 655-656

Reacción en cadena (nuclear) *Proceso de fisión autosustentable ocasionado por la producción de neutrones que proceden al dividir otros núcleos*, 627, 627f

Reacción endotérmica, 564-565

Reacción exotérmica, 564-565

Reacción química *Proceso en el cual una o más sustancias cambian a una o más sustancias nuevas por la reorganización de los átomos componentes*, 144-164

ácido-base, 179-182, 180f, 186-187

átomos conservados en una, 151-152

clasificación de una, 186-192, 189f, 191f

combustión, 189-190, 189f, 191f

cómo ocurre una, 545-546, 545f, 546f

condiciones que afectan la velocidad de la, 546-549, 547f, 549f

de alcanos, 655-656

de desplazamiento doble, 186

de oxidación-reducción, 182-185, 183f, 191f, 583-597

en disoluciones acuosas, 166-202

endotérmica, 564-565

evidencia de una, 145-147, 145f, 146f, 146t, 147f

exotérmica, 564-565

precipitación, 167-177, 168f, 191f

síntesis, 190, 191f

Reacciones ácido-base, 186-187

ácidos y bases fuertes y, 180-182, 180f

en el espumado de la goma de mascar

Mad Dawg, 517

escala del pH y, 525-533

Reactivo *Sustancia inicial en una reacción química. Aparece a la izquierda de la flecha en una ecuación química*, 147

cálculo de la masa del, 492-493

limitante, 266-273

en una disolución, 493-494

reconocimiento del, 149-151

Reactivo limitante *Reactivo que se consume por completo cuando se deja que una reacción llegue a su término*

cálculos estequiométricos que

identifican el, 268-271

cálculos que involucran el, 266-273

concepto de, 264-266

Reactor nuclear, 628-630, 628f, 629f

Reactor reproductor *Reactor nuclear en el que se produce combustible fisionable mientras funciona el reactor*, 629

Redondeo, 26-27

Reducción *Disminución en el estado de oxidación; ganancia de electrones*

definición, 583-584

estado de oxidación y, 589

media reacción, 592

- Refrigeración, 545
- Regla del dueto, 370
- Regla del octeto** *Observación de que los átomos de los no metales forman las moléculas más estables cuando están rodeados por ocho electrones (para llenar sus orbitales de valencia) en no metales, 371*
excepciones a la, 379-380
- Regla, 20f
- Reglas
de solubilidad, 171-177
para el redondeo de números, 26-27
para el uso de cifras significativas, 27-28
- Regulador
características de un, 535
enzimas como, 697f
- Relación mol-mol, 251-254
- Rem** *Unidad de radiación que toma en cuenta tanto la energía de la dosis como su efectividad para ocasionar daño biológico (a partir del equivalente de roentgen para el hombre), 633*
- Rendimiento porcentual** *Rendimiento real de un producto como un porcentaje del rendimiento teórico, 273-275*
- Rendimiento teórico** *Cantidad máxima de un producto dado que puede formarse cuando se consume por completo el reactivo limitante, 273*
- Resolución de problemas, 5-7
conceptuales, 215-218
- Resonancia** *Condición que ocurre cuando puede escribirse más de una estructura de Lewis válida para una molécula en particular. La estructura electrónica real no está representada por alguna de las estructuras de Lewis en particular, sino por el promedio de todas, 376*
- Ribosa, 700t, 704f
- Ribulosa, 700t
- Rompimiento a alta temperatura, 307
- Rompimiento pirolítico, 307, 654
- Rutherford, Ernest, 83-85, 83f, 84f
teoría atómica de, 323-324, 324f
- S**
- Sabor, estructura molecular y, 383
- Sacarina, 383
- Sacarosa, 700, 701f
estructura de la, 477, 477f
- Sales** *Compuestos iónicos, 181*
producto de solubilidad de las, 567-570
- Saponificación, 707
- Schrödinger, Erwin, 331-332
- Segunda ley de la termodinámica** *La entropía del universo siempre está aumentando, 314-315*
- Semimetal, 93
- Separación de mezclas, 65-66, 65n, 66f, 67f
- Serie actínida** *Grupo de 14 elementos después del actinio en la tabla periódica, en los que se están llenando los orbitales 5f, 343*
- Serie de decaimiento, 617
- Serie lantánida** *Grupo de los 14 elementos después del lantano en la tabla periódica en los que se están llenando los orbitales 4f, 343*
- Serina, 692f
- Shallenberger, Robert S., 383
- Silicio
distribución del, 76t
símbolo del, 79t
- Símbolos
para los elementos, 77-79, 79t
para los isótopos, 88
- Símbolos de elementos** *Abreviaturas para los elementos químicos, 78-79, 79t*
- Síntesis de proteínas, 704, 705f, 706, 706f
- Sistema** *Parte del universo en la que se está enfocando la atención, 292*
- Sistema inglés, 18
equivalentes en el, 30f
uso de regla, 20f
- Sistema internacional (si), 18, 18t
- Sistema métrico, 18, 19t
equivalentes en el, 30t
regla utilizando el, 20f
- Sitio activo, 697
- Sodio
como elemento esencial, 690t
configuración electrónica del, 340
distribución del, 76t
en el cuerpo humano, 77t
isótopos del, 86-88, 86f
símbolo del, 79t
- Sodio-24, 626t
- Soldadura basada en plomo, 116
- Sólido atómico** *Sólido que contiene átomos en los puntos de red, 459, 459f, 460f, 461, 463*
- Sólido cristalino** *Sólido caracterizado por el arreglo regular de sus componentes, 458-465*
atómico, 461t, 462f, 462-463
enlazamiento en el, 460-465
enlazamiento en los metales, 463-464
identificación, 465-466
iónico, 461, 461f
molecular, 461, 462f
tipos de, 458-460, 459f
- Sólido insoluble** *Sólido donde se disuelve en agua una cantidad tan pequeña de éste que no es detectable por el ojo humano, 171-172*
- Sólido iónico** *Sólido que contiene cationes y aniones que se disuelven en agua para producir una disolución que contiene los iones separados, los cuales son móviles y por tanto libres de conducir una corriente eléctrica, 459, 459f, 460f, 461, 461f*
- Sólido ligeramente soluble, 171, 172t
- Sólido molecular** *Sólido compuesto por moléculas pequeñas, 459, 459f, 460f, 461, 461f, 462f*
- Sólido soluble** *Sólido que se disuelve con facilidad en el agua, 171-172, 171t*
- Sólido(s)** *Uno de los tres estados de la materia; tiene forma y volumen fijos*
atómico, 462-463
cambio, a líquido, 451-452
cristalino, 458-464, 461f, 461t, 462f, 463f
definición, 57t
en una reacción de precipitación, 167-177
enlazamiento en los, 460-464, 461f, 461t, 462f, 463f
equilibrios heterogéneos y, 556-557
formación de, 169-170
identificación de, cristalinos, 465-466
separación a partir de un líquido, 66, 67f
tipos de, 458-460, 459f, 460f
- Solubilidad, 475-479, 475t, 476f, 477f
cálculo a partir de los valores de la K_{ps} , 570
reglas de, 171-172
- Soluto** *Sustancia disuelta en un disolvente para formar una disolución, 475*
- Stradivari, Antonio, 675
- Subnivel** *Subdivisión del nivel de energía principal, 333, 333f, 337*
- Sucralosa, estructura molecular de la, 383
- Sulfato de bario, suspensión de, 568
- Sulfato de cobre pentahidratado, 558
- Sulfato de sodio, 131
- Sulfito de sodio, 131
- Sulforafano, 377
- Sulfuro de potasio, 128
- Surfactante, 709
- Sustancia anfótera** *Unidad fundamental en la que se componen los elementos, 523*
- Sustancia paramagnética, 380n
- Sustancia pura** *Sustancia con una composición constante, 63-64*
- Sustituyente alquilo, 649, 649t
- Sustrato, 696-697
- T**
- Tabla periódica** *Tabla que muestra todos los elementos clasificados en grupos (columnas) de tal manera que todos los elementos del mismo grupo exhiben propiedades químicas similares*
cargas iónicas y la, 101
con símbolos atómicos, 346f
configuraciones electrónicas y, 342-346, 342f, 344f, 345f, 346f
elementos traza en la, 690f
interpretación de la, 93
introducción a la, 90-93, 91f, 93f
propiedades atómicas y, 347-351, 350f
- Talio-201, 624-626
- Tamaño atómico, 350-351, 350f
- Tecnecio-99, 626t
- Teflón, 224, 674t
- Temperatura** *Medida del movimiento aleatorio (energía cinética promedio) de los componentes de una sustancia, 291-292, 291f*
de las aguas superficiales, 326-327
del agua, 448
estándar, 434-436
ley de Boyle y, 408
ley de Charles y, 411-416, 412f
principio de Le Châtelier y, 564-566, 565t
teoría cinética molecular y, 431, 432f
velocidad de una reacción química y, 545, 546
- Temperatura y presión estándar (TPE)** *Condición de 0 °C y 1 atmósfera de presión, 434*
- Temussi, Piero, 383
- Teoría (modelo)** *Conjunto de suposiciones propuestas para explicar algún aspecto del comportamiento observado de la materia, 8*
atómica, 80, 322-357. *Vea también* Teoría atómica
cinética molecular, 430-432
- Teoría atómica, 80, 322-357
configuración electrónica en la, 338-346
de Dalton, 80
emisión de energía de los átomos, 327-328
modelo de Bohr para la, 331
modelo de Rutherford, 323-324, 324f
modelo mecánico ondulatorio, 331-332, 336-338
niveles de energía del hidrógeno, 328-330, 329f, 330f
orbitales del hidrógeno en la, 333-336, 333f, 334f, 335f
radiación electromagnética en la, 324-327, 324f, 325f, 326f
- Teoría atómica de Dalton** *Teoría establecida por John Dalton a principios de la década de 1800, utilizada para explicar la naturaleza de los materiales, 80*
- Teoría cinética molecular** *Modelo que asume que un gas ideal está compuesto de partículas pequeñas (moléculas) en constante movimiento, 430-432*
- Teoría cinética molecular de los gases, 430-432
- TET (tomografía por emisión de positrones), 625
- ter-butilo, 649t
- Termodinámica** *Estudio de la energía, 293*
- Termómetro diminuto, 38, 38f
- Termodinámica, 301-302
- Testosterona, 710, 711f
- Tetraedro, 381, 381f
- Tetractilo de plomo plomo, 308
- Tetrosa, 700t
- Tetróxido de dinitrógeno
cambio de temperatura y, 565, 566f

A74 Índice y glosario

dióxido de nitrógeno y, 545, 545f
equilibrio y, 549-550
Thomson, J. J., 83
Thomson, William, 83
Timina, 703f
Tiroides, escaneo con yodo radiactivo de la, 625f
Tirosina, 692f
Titan Arum, 297
Titanio
distribución del, 76t
símbolo del, 79t
Tolueno, 662
Tomografía por emisión de positrones (TEP), 625
Torio-234, 616
Torr Otro nombre para milímetros de mercurio (*mm de Hg*), 405
Torricelli, Evangelista, 404
Toxicidad del arsénico, 94
Trabajo Fuerza que actúa sobre una distancia, 290
Transferencia de electrones, 184-185, 184f
Transformación nuclear Cambio de un elemento en otro, 620-621
Transporte por enzima, 697t
Tricloruro de fósforo, 566-567
reacción con amoníaco, 563-564
Triestearina, 706
Trifluoruro de boro
como excepción a la regla del octeto, 380
estructura de Lewis del, 382-384
Triglicérido, 707, 708
Triosa, 700t
Trióxido de diboro, nomenclatura del, 128
Triptófano, 692f
Tungsteno, símbolo del, 79t

U

Unidad Parte de una medición que indica qué escala o estándar se está empleando para representar los resultados de la misma, 18, 18t
Unidad de masa atómica (uma) Unidad pequeña

de masa igual a 1.66×10^{24} gramos, 208
cálculo de la masa utilizando la, 209
factores de conversión y, 30-34
Unidades SI Sistema internacional de unidades basado en el sistema métrico y en las unidades derivadas del sistema métrico, 18, 18t
Uracilo, 703f
Uranio
en reactores nucleares, 628
símbolo del, 79t
Urea, 641

V

Valina, 692f
Valoración, 23, 23f
Valores de la K_{ps} , cálculo de la solubilidad a partir de los, 570
Vanilina, 668f
Vapor, 59, 59f
reacción con monóxido de carbono, 551, 551f, 552f
Vapor de agua, 404
y monóxido de carbono, 551, 551f, 552f
Vasopresina, 693, 693f
Velocidad de una reacción química, 546-549, 547f, 549f
Vida media (de muestras radiactivas) Tiempo requerido para que el número de núclidos en una muestra radiactiva alcance la mitad del número original de núclidos, 621-623, 621f, 622t
Vidrio, grabado al aguafuerte en, 157, 157n
Virus de la influenza porcina, 16f
Virus del mosaico del tabaco (VMT), 522
Vitamina D₃, 711f
Volumen Cantidad de espacio tridimensional ocupado por una sustancia, 20
densidad y, 42-43
estequiometría de gases y, 433-434
ley de Avogadro y, 417-419, 417f
ley de Boyle y, 407-411, 407f, 407t, 408f
ley de Charles y, 411-416, 412f
molar, 434

principio de Le Châtelier y, 561-564, 562f, 563f
teoría cinética molecular y, 432
Volumen molar Volumen de 1 mol de un gas ideal; igual a 22.42 litros a temperatura y presión estándar, 434
Von Guericke, Otto, 404n

W

Waage, Peter, 552-553
Wall, Robert J., 698
Walsh, William, 78
Wöhler, Friedrich, 641
Wolframio, símbolo para el, 79t

X

Xenón, muestra de 1 mol de, 212t
Xenón-133, 626t

Y

Yodo
como elemento esencial, 690t
como molécula diatómica, 96, 96t
estructura de Lewis del, 372
iones de, 100
símbolo del, 79t
Yodo-131, 616
usos médicos del, 624, 625f
vida media del, 626t
Yoduro de aluminio, cálculos de la masa para, 254-256
Yoduro de magnesio, 118
Yoduro de sodio, nomenclatura del, 117

Z

Zhang, Jian, 526
Zinc
como elemento esencial, 690t
en el cuerpo humano, 77t
reacción con ácido clorhídrico, 149-150
símbolo del, 79t

Tabla de masas atómicas*

Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica	Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica	Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica
Actinio	Ac	89	[227] [§]	Flúor	F	9	19.00	Plata	Ag	47	107.9
Aluminio	Al	13	26.98	Fósforo	P	15	30.97	Platino	Pt	78	195.1
Americio	Am	95	[243]	Francio	Fr	87	[223]	Plomo	Pb	82	207.2
Antimonio	Sb	51	121.8	Gadolinio	Gd	64	157.3	Plutonio	Pu	94	[244]
Argón	Ar	18	39.95	Galio	Ga	31	69.72	Polonio	Po	84	[209]
Arsénico	As	33	74.92	Germanio	Ge	32	72.59	Potasio	K	19	39.10
Astato	At	85	[210]	Hafnio	Hf	72	178.5	Praseodimio	Pr	59	140.9
Azufre	S	16	32.07	Hassio	Hs	108	[265]	Proactinio	Pa	91	[231]
Bario	Ba	56	137.3	Helio	He	2	4.003	Prometio	Pm	61	[145]
Berilio	Be	4	9.012	Hidrógeno	H	1	1.008	Radio	Ra	88	226
Berkelio	Bk	97	[247]	Hierro	Fe	26	55.85	Radón	Rn	86	[222]
Bismuto	Bi	83	209.0	Holmio	Ho	67	164.9	Renio	Re	75	186.2
Bohrio	Bh	107	[264]	Indio	In	49	114.8	Rodio	Rh	45	102.9
Boro	B	5	10.81	Iridio	Ir	77	192.2	Roentgenio	Rg	111	[272]
Bromo	Br	35	79.90	Iterbio	Yb	70	173.0	Rubidio	Rb	37	85.47
Cadmio	Cd	48	112.4	Itrio	Y	39	88.91	Rutenio	Ru	44	101.1
Calcio	Ca	20	40.08	Lantano	La	57	138.9	Rutherfordio	Rf	104	[261]
Californio	Cf	98	[251]	Laurencio	Lr	103	[260]	Samario	Sm	62	150.4
Carbono	C	6	12.01	Litio	Li	3	6.9419	Seaborgio	Sg	106	[263]
Cerio	Ce	58	140.1	Lutecio	Lu	71	175.0	Selenio	Se	34	78.96
Cesio	Cs	55	132.90	Magnesio	Mg	12	24.31	Silicio	Si	14	28.09
Cloro	Cl	17	35.45	Manganeso	Mn	25	54.94	Sodio	Na	11	22.99
Cobalto	Co	27	58.93	Meitnerio	Mt	109	[268]	Talio	Tl	81	204.4
Cobre	Cu	29	63.55	Mendelevio	Md	101	[258]	Tántalo	Ta	73	180.9
Criptón	Kr	36	83.80	Mercurio	Hg	80	200.6	Tecnecio	Tc	43	[98]
Cromo	Cr	24	52.00	Molibdeno	Mo	42	95.94	Telurio	Te	52	127.6
Curio	Cm	96	[247]	Neodimio	Nd	60	144.2	Terbio	Tb	65	158.9
Darmstadtio	Ds	110	[271]	Neón	Ne	10	20.18	Titanio	Ti	22	47.88
Disprosio	Dy	66	162.5	Neptunio	Np	93	[237]	Torio	Th	90	232.0
Dubnio	Db	105	[262]	Niobio	Nb	41	92.91	Tulio	Tm	69	168.9
Einsteinio	Es	99	[252]	Níquel	Ni	28	58.69	Tungsteno	W	74	183.9
Erbio	Er	68	167.3	Nitrógeno	N	7	14.01	Uranio	U	92	238.0
Escandio	Sc	21	44.96	Nobelio	No	102	[259]	Vanadio	V	23	50.94
Estaño	Sn	50	118.7	Oro	Au	79	197.0	Xenón	Xe	54	131.3
Estroncio	Sr	38	87.62	Osmio	Os	76	190.2	Yodo	I	53	126.9
Europio	Eu	63	152.0	Oxígeno	O	8	16.00	Zinc	Zn	30	65.39
Fermio	Fm	100	[257]	Paladio	Pd	46	106.4	Zirconio	Zr	40	91.22

* Los valores se proporcionan a cuatro cifras significativas donde es posible.

§ Un valor entre corchetes indica la masa del isótopo con vida más larga.

Tarjeta de estudio para acompañar la serie de *Introducción a la química*

Mediciones y cálculos

Tabla 2.2 Prefijos comúnmente utilizados en el sistema métrico

Prefijo	Símbolo	Significado	Potencia de 10 para la notación científica
mega	M	1,000,000	10^6
kilo	k	1,000	10^3
deci	d	0.1	10^{-1}
centi	c	0.01	10^{-2}
mili	m	0.001	10^{-3}
micro	μ	0.000001	10^{-6}
nano	n	0.000000001	10^{-9}

Tabla 2.6 Algunos ejemplos de las unidades utilizadas de manera común

longitud	Una moneda de 10 centavos tiene un grosor de 1 mm. Una moneda de 25 centavos tiene un diámetro de 2.5 cm. La altura promedio de un adulto varón es de 1.8 m.
masa	Una moneda de 5 centavos tiene una masa de alrededor de 5 g. Una mujer de 120 lb tiene una masa de alrededor de 55 kg.
volumen	Una lata de refresco de 12 onzas tiene un volumen de alrededor de 360 mL. Medio galón de leche es igual a alrededor de 2 L de leche.

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$\text{densidad del H}_2\text{O}(l) = 1.0 \text{ g/mL}$$

$$\text{densidad} = \text{masa/volumen}$$

$$\text{número de Avogadro} = 6.022 \times 10^{23}$$

Energía

$$\text{Calor requerido} = Q = \text{capacidad calorífica específica} \times \text{masa} \times \Delta T$$

$$\text{Capacidad calorífica específica del H}_2\text{O}(l) = 4.184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$\text{Energía cinética} = mv^2/2$$

Las reacciones exotérmicas producen calor

Las reacciones endotérmicas absorben calor

Tipos de reacciones químicas

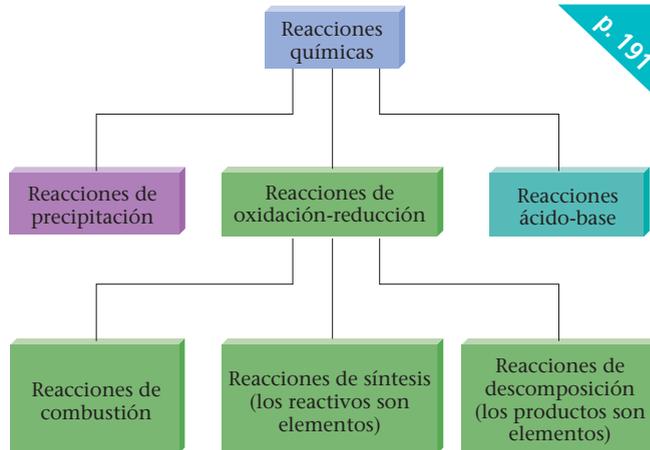
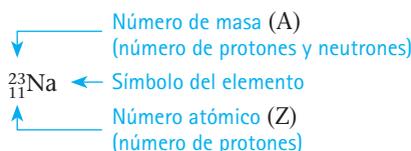


Figura 7.2

Resumen de las clases de reacciones.

Estructura atómica



$$A - Z = \#n^0$$

$$\#p^+ - \#e^- = \text{carga}$$

Gases

TPE: 0°C , 1 atm

Volumen de 1 mol de un gas ideal a TPE = 22.4 L

$$PV = nRT \text{ (ley de los gases ideales)}$$

$$R = 0.08206 \text{ L atm/K mol}$$

$$\text{Proceso a } n \text{ y } T \text{ constantes: } P_1V_1 = P_2V_2$$

(ley de Boyle)

$$\text{Proceso a } n \text{ y } P \text{ constantes: } V_1/T_1 = V_2/T_2$$

(ley de Charles)

$$\text{Proceso a } T \text{ y } P \text{ constantes: } V_1/n_1 = V_2/n_2$$

(ley de Avogadro)

Tipos de sólidos cristalinos

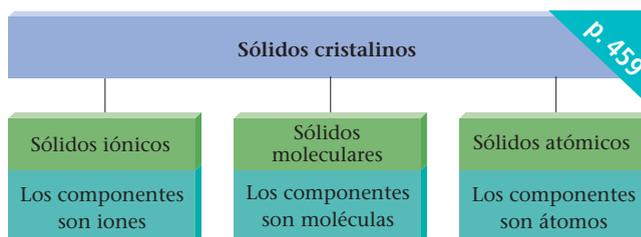


Figura 14.13

Clases de sólidos cristalinos.

Tarjeta de estudio para acompañar la serie de *Introducción a la química*

Disoluciones

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% \quad (\text{p. 481})$$

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de la disolución}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (\text{p. 483})$$

$$\text{Masa de soluto} = (\text{masa molar del soluto}) \times (\text{L de disolución (molaridad)})$$

$$\begin{aligned} \text{Normalidad} = N &= \frac{\text{número de equivalentes}}{1 \text{ litro de la disolución}} \\ &= \frac{\text{equivalentes}}{\text{litro}} = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} \quad (\text{p. 489}) \end{aligned}$$

Ácidos y bases

Ácidos fuertes comunes: HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HI
 Ácidos débiles comunes: HSO₄⁻, CH₃COOH (con frecuencia se escribe HC₂H₃O₂), HF

Bases fuertes comunes: NaOH, KOH
 Bases débiles comunes: NH₃

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad (\text{constante del producto iónico del agua}) \quad (\text{p. 523})$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad (\text{p. 526})$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad (\text{p. 527})$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00 \quad (\text{p. 529})$$

Constantes de equilibrio

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD, \quad K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad (\text{p. 553})$$

$$\text{A}_2\text{B}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{A}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{B}^{2-}(\text{ac}), \quad K_{\text{ps}} = [\text{A}^{3+}]^2 [\text{B}^{2-}]^3$$

[X] = molaridad de X

Enlace químico

Tabla 12.4 Arreglos de los pares de electrones y las estructuras moleculares resultantes para dos, tres y cuatro pares de electrones

P. 388

Número de pares de electrones	Enlaces	Arreglo de los pares de electrones	Modelo de barras y esferas	Estructura molecular	Estructura de Lewis parcial	Modelo de barras y esferas
2	2	Lineal		Lineal	A — B — A	
3	3	Trigonal plano (triangular)		Trigonal plana (triangular)		
4	4	Tetraédrico		Tetraédrica		
4	3	Tetraédrico		Piramidal trigonal		
4	2	Tetraédrico		Angular o en forma de V		

Tarjeta de estudio para acompañar la serie de *Introducción a la química*

Fragmentos de puntos de Lewis comunes

—H	N^{+1}	—O^{-1}
C	—N—	—O—
=C	=N—	=O
≡C—	≡N:	—F

Reacciones de oxidación-reducción

La oxidación es la pérdida de electrones (OPE)
La reducción es la ganancia de electrones (RGE)

Reglas para la asignación de estados de oxidación

p. 586

1. El estado de oxidación de un átomo en un elemento no combinado es 0.
2. El estado de oxidación de un ión monoatómico es el mismo que su carga.
3. Al oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -2 en la mayoría de sus compuestos covalentes. Excepciones importantes: los peróxidos (compuestos que contienen el grupo O_2^{2-}), en los que a cada oxígeno se le asigna un estado de oxidación de -1 .
4. En sus compuestos covalentes con no metales, al hidrógeno se le asigna un estado de oxidación de $+1$.
5. En compuestos binarios, al elemento con la mayor electronegatividad se le asigna un estado de oxidación negativo igual a su carga como un anión en sus compuestos iónicos.
6. Para un compuesto eléctricamente neutro, la suma de los estados de oxidación debe ser cero.
7. Para una especie iónica, la suma de los estados de oxidación debe ser igual a la carga total.

Tabla 5.1 Cationes y aniones sencillos comunes

Catión	Nombre	Anión	Nombre*
H^+	hidrógeno	H^-	hidru ro
Li^+	litio	F^-	fluor uro
Na^+	sodio	Cl^-	clor uro
K^+	potasio	Br^-	brom uro
Cs^+	cesio	I^-	yod uro
Be^{2+}	berilio	O^{2-}	óx ido
Mg^{2+}	magnesio	S^{2-}	sulf uro
Ca^{2+}	calcio		
Ba^{2+}	bario		
Al^{3+}	aluminio		
Ag^+	plata		
Zn^{2+}	zinc		

* La raíz se muestra en color.

p. 117

Tarjeta de estudio para acompañar la serie de *Introducción a la química*

Tabla 5.2 Cationes del tipo II comunes

P. 120

ión	Nombre sistemático	Nombre antiguo
Fe ³⁺	hierro(III)	férrico
Fe ²⁺	hierro(II)	ferroso
Cu ²⁺	cobre(II)	cúprico
Cu ⁺	cobre(I)	cuproso
Co ³⁺	cobalto(III)	cobáltico
Co ²⁺	cobalto(II)	cobaltoso
Sn ⁴⁺	estaño(IV)	estánico
Sn ²⁺	estaño(II)	estanoso
Pb ⁴⁺	plomo(IV)	plúmbico
Pb ²⁺	plomo(II)	plumboso
Hg ²⁺	mercurio(II)	mercúrico
Hg ₂ ^{2+*}	mercurio(I)	mercurioso

* Los iones mercurio (I) siempre se unen entre sí en pares para formar Hg₂²⁺.

Tabla 5.4 Nombres de los iones poliatómicos comunes

P. 130

ión	Nombre	ión	Nombre
NH ₄ ⁺	amonio	CO ₃ ²⁻	carbonato
NO ₂ ⁻	nitrito	HCO ₃ ⁻	hidrógeno carbonato (bicarbonato es un nombre común utilizado de manera amplia)
NO ₃ ⁻	nitrato	ClO ⁻	hipoclorito
SO ₃ ²⁻	sulfito	ClO ₂ ⁻	clorito
SO ₄ ²⁻	sulfato	ClO ₃ ⁻	clorato
HSO ₄ ⁻	hidrógeno sulfato (bisulfato es un nombre común utilizado de manera amplia)	ClO ₄ ⁻	perclorato
OH ⁻	hidróxido	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	acetato
CN ⁻	cianuro	MnO ₄ ⁻	permanganato
PO ₄ ³⁻	fosfato	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato
HPO ₄ ²⁻	hidrógeno fosfato	CrO ₄ ²⁻	cromato
H ₂ PO ₄ ⁻	dihidrógeno fosfato	O ₂ ²⁻	peróxido

Tarjeta de estudio para acompañar la serie de *Introducción a la química*

Tabla 7.1 Reglas generales para la solubilidad de los compuestos iónicos (sales) en agua a 25 °C

P. 172

1. La mayoría de las sales de nitrato (NO_3^-) es soluble.
2. La mayoría de las sales de Na^+ , K^+ y NH_4^+ es soluble.
3. La mayoría de las sales de cloruro es soluble. Excepciones notables son el AgCl , el PbCl_2 y el Hg_2Cl_2 .
4. La mayoría de las sales de sulfato es soluble. Excepciones notables son el BaSO_4 , el PbSO_4 y el CaSO_4 .
5. La mayoría de los compuestos hidróxido es ligeramente soluble.* Las excepciones importantes son el NaOH y el KOH . El $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sólo son moderadamente solubles.
6. La mayoría de las sales de sulfuro (S^{2-}), carbonato (CO_3^{2-}) y fosfato (PO_4^{3-}) es ligeramente soluble.*

* Los términos *insoluble* y *ligeramente soluble* en realidad se refieren a lo mismo: se disuelve una cantidad tan pequeña que no es posible detectarla a simple vista.

Unidades del SI y factores de conversión*

Longitud

Unidad del SI: metro (m)

P. A-7

1 metro	= 1.0936 yardas
1 centímetro	= 0.39370 pulgadas
1 pulgada	= 2.54 centímetros (exactos)
1 kilómetro	= 0.62137 millas
1 milla	= 5280. pies = 1.6093 kilómetros

Masa

Unidad del SI: kilogramo (kg)

P. A-7

1 kilogramo	= 1000 gramos = 2.2046 libras
1 libra	= 453.59 gramos = 0.45359 kilogramos = 16 onzas
1 unidad de masa atómica	= 1.66057×10^{-27} kilogramos

Volumen

Unidad del SI: metro cúbico (m^3)

P. A-7

1 litro	= 10^{-3} m^3 = 1 dm^3 = 1.0567 cuartos de galón
1 galón	= 4 cuartos de galón = 8 pintas = 3.7854 litros
1 cuarto de galón	= 32 onzas líquidas = 0.94635 litros

Presión

Unidad del SI: pascal (Pa)

P. A-7

1 atmósfera	= 101.325 kilopascales = 760. torr (mm de Hg) = 14.70 libras por pulgada cuadrada
-------------	---

Energía

Unidad del SI: joule (J)

P. A-7

1 joule	= 0.23901 calorías
1 caloría	= 4.184 joules

* Estos factores de conversión se proporcionan con más cifras significativas que las utilizadas por lo general en el cuerpo del texto.

Atkins • Jones



Principios de Química

Los caminos del descubrimiento

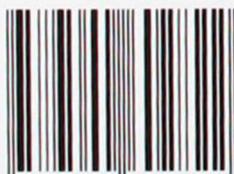
5ª EDICIÓN

Con más de diez años de trayectoria en el mercado, *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento* es una obra concebida para un curso riguroso de química introductoria y diseñada para alentar a los estudiantes a pensar, plantear interrogantes y resolverlos. Su organización lógica y el amplio espectro de ayudas pedagógicas permiten obtener una sólida comprensión de esta disciplina. En su quinta edición, presenta contenidos totalmente revisados y actualizados, con las siguientes características destacadas:

- El ya clásico tratamiento didáctico, con las secuencias **Primero los átomos**, que introduce a los estudiantes en la estructura básica de la materia; **Fundamentos**, que provee los conceptos básicos de la química; **Cómo se hace**, donde se muestra la derivación de las ecuaciones clave; remisión a **enlaces multimedia**, y recuadros y secciones de **química de avanzada** para estudiantes e instructores.
- Un nuevo abordaje para la solución de problemas mediante las secciones **Consideraciones**, **Estrategia**, **Solución** y **Conclusión**, que alienta a los estudiantes a anticipar cuál debería ser una respuesta al problema, planificar la solución antes de tratar de resolverlo y reevaluar la consideración original luego de su resolución.
- Una sección adicional con puntos **Para reflexionar**, que incitan a los estudiantes a especular acerca de las implicaciones de lo que están aprendiendo y transferir sus conocimientos a situaciones nuevas.
- Un capítulo sobre **materiales inorgánicos**, en el que se hace una revisión de los primeros cinco capítulos y a partir del cual los estudiantes perciben cómo los principios químicos que están aprendiendo se utilizan en la investigación y ven sus aplicaciones de avanzada, como los materiales cerámicos y magnéticos, y los componentes de la electrónica.
- La sección de **Autoevaluación**, que permite al lector comprobar su comprensión del material explicado en cada sección, con las respuestas a todos los interrogantes.
- Un diseño de ilustraciones más moderno, que mejorará la experiencia del aprendizaje mediante la transmisión de los conocimientos sobre el mundo molecular.
- El **sitio de Internet** www.whfreeman.com/chemicalprinciples5e (en inglés) ofrece nuevos recursos para el estudiante y el instructor, como gráficos interactivos que permiten controlar parámetros, una tabla periódica de los elementos interactiva, exámenes en línea, animaciones, enlaces multimedia y otras utilidades.

Por su especial estructura, que reta a pensar y a cuestionar, y porque proporciona fundamentos profundos sobre los principios de la química, esta obra resultará de gran utilidad para todos aquellos interesados en el estudio de las ciencias biológicas, la medicina, la ingeniería, las ciencias del medio ambiente y las demás carreras relacionadas con la química.

ISBN 978-950-06-0282-2



9 789500 602822

EDITORIAL MEDICA
panamericana