



FRANCISCO RECIO DEL BOSQUE

QUÍMICA INORGÁNICA

QUINTA EDICIÓN

QUÍMICA
INORGÁNICA

QUÍMICA INORGÁNICA QUINTA EDICIÓN

Francisco Higinio Recio del Bosque

Revisoras técnicas

Jimena S. Zugazagoitia

Candidato a doctor en Ciencias Químicas
Universidad Nacional Autónoma de México

Rosa Zugazagoitia Herranz

Maestra en Ciencias
Profesora titular
Universidad Autónoma Metropolitana-Xochimilco
Profesora de asignatura
Universidad Nacional Autónoma de México



MÉXICO • BOGOTÁ • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA • MADRID • NUEVA YORK
SAN JUAN • SANTIAGO • SAO PAULO • AUCKLAND • LONDRES • MILÁN • MONTREAL
NUEVA DELHI • SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TORONTO

Coordinadora editorial: Alejandra Martínez Ávila
Editor sponsor: Luis Amador Valdez Vázquez
Supervisora de producción: Marxa de la Rosa Pliego
Diseño de portada: Javier Caballero

QUÍMICA INORGÁNICA

QUINTA EDICIÓN

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
por cualquier medio, sin la autorización escrita del editor.



DERECHOS RESERVADOS © 2012, 2008, 2005, 2001, 1996 respecto a la quinta edición por:

McGRAW-HILL / INTERAMERICANA EDITORES S.A. DE C.V.

A Subsidiary of The McGraw-Hill Companies, Inc.

Punta Santa Fe
Prolongación Paseo de la Reforma 1015
Torre A, piso 17
Colonia Desarrollo Santa Fe
Delegación Álvaro Obregón
C.P. 01376, México D.F.

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

ISBN: 978-607-15-0749-5

(ISBN: 978-970-10-6406-1 cuarta edición)

1234567890
Impreso en México

1098765432
Printed in Mexico

Este libro está dedicado a:

Francisco Daniel

Mariana

Diego Alberto

David Abraham

Ana Karina

Iñaki Alejandro

Presentación

En esta quinta edición de *Química inorgánica* se satisfacen, en gran porcentaje, los contenidos programáticos de la disciplina en el nivel medio superior de los diferentes subsistemas educativos, no sólo de México, sino de los países de habla hispana, principalmente los latinoamericanos.

Desde siempre, la intención ha sido que los estudiantes aprecien la química, no sólo en forma teórica, alejada de su realidad, sino que sean conscientes de que es una ciencia sumamente vinculada a su vida cotidiana.

Con este trabajo no se pretende formar “químicos”, lo que se busca es crear individuos que tengan conciencia de su entorno, tanto artificial como natural, y que aprecien los conocimientos que se muestran como herramienta valiosa en la satisfacción de sus necesidades presentes y futuras, sin olvidar a las generaciones que nos van a preceder.

Los conocimientos que conforman lo que llamamos humanidades son tan importantes como los que se adquieren por medio de las ciencias, y en su conjunto permitirán al alumno tener una visión más amplia de la realidad que vive, para convertirse en un mejor individuo para sí mismo, su familia y para la sociedad de la cual es parte, la que además, construye.

En *Química inorgánica* los conocimientos referidos a la materia se presentan en siete unidades cuyos contenidos teóricos están íntimamente relacionados con la vida cotidiana mediante lecturas, laboratorios, conceptos nuevos, experiencias y ejercicios, con todo ello el estudiante advertirá el grado de comprensión de los conocimientos que va obteniendo a lo largo del curso.

Cada tema inicia con un mapa conceptual, para que anticipadamente se adviertan las ideas relevantes de su contenido.

Es preciso mencionar que la práctica enseñanza-aprendizaje se fortalece mediante la interacción docente-alumno cuando se cuestionan y analizan los conocimientos para profundizar en ellos y enriquecerlos y así lograr el éxito en esta materia.

Agradeceré sobremanera las observaciones y/o comentarios que profesores y alumnos consideren útiles para mejorar el presente trabajo, favor de dirigirlos a: yrm15152@mail.uadec.mx

Francisco Higinio Recio del Bosque
Saltillo, Coahuila, octubre de 2011

Acerca del autor



Francisco H. Recio del Bosque nació en la ciudad de Saltillo, Coahuila, y su infancia transcurrió en la congregación de Jamé, enclavada en la Sierra de Arteaga, Coahuila.

Se graduó como profesor de Educación Primaria en la Escuela Normal de Coahuila, ejerciendo su profesión en la Alta Tarahumara de Chihuahua. Es graduado como Maestro en Educación Media y Normal en la Escuela Normal Superior de Monterrey, Nuevo León, en la especialidad de Física y Química. Ha sido docente durante más de 30 años en escuelas secundarias y de bachillerato impartiendo

matemáticas, física y química. Ha sido presidente de academias de química locales y regionales en los niveles medio básico y superior y desempeñando puestos administrativos como subdirector en el nivel medio básico y director en el nivel medio superior, además de haber sido Coordinador de la Unidad Saltillo de la Universidad Autónoma de Coahuila, lo que le ha permitido, sin abandonar la docencia, escribir libros de química para los tres grados de secundaria y los de química inorgánica, orgánica y general para bachillerato.

Su pasión por la enseñanza de la química, ubicándola como parte de la vida cotidiana, más allá de la química teórica, le ha presentado la oportunidad de escribir varias obras de esta disciplina editadas por McGraw-Hill Interamericana Editores.

Su pasatiempo consiste en cultivar en un huerto familiar, árboles frutales y verduras diversas, dedicado a su esposa, hijos y nietos, además de tocar la armónica como aficionado.

Contenido

UNIDAD 1 Objeto de estudio de la química	2
1.1 Química: una ciencia interdisciplinaria	6
Definición de química	6
División de la química	6
Relación con otras ciencias	7
Importancia y campo de acción de la química	7
Lectura <i>La protección de la capa de ozono</i>	11
1.2 Materia	11
Concepto de materia	12
Otras formas de la materia	15
Propiedades de la materia	16
Clasificación y composición de la materia	18
Manos a la obra <i>Características de los elementos, los compuestos y las mezclas</i>	26
1.3 Energía	28
La energía y su relación con los cambios	28
Conservación	32
Lectura <i>Desastre nuclear en Fukushima, Japón</i>	34
Manos a la obra <i>Electrólisis del agua</i>	37
Lectura <i>Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos</i>	38
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	39
UNIDAD 2 Estructura atómica	42
2.1 Partículas subatómicas y modelos atómicos	44
Estructura básica del átomo	45
Modelo atómico de Dalton	46
Descubrimientos que evolucionaron el modelo atómico	46
Lectura <i>Los monitores para TV y computadora y las luces de neón</i>	48
Modelo atómico de Thomson	50
Modelo atómico de Rutherford	50
Modelo atómico de Bohr	51
Modelo atómico de Sommerfeld	57
2.2 Modelo atómico de la mecánica ondulatoria y números cuánticos	57
Principio de dualidad onda-partícula	58
Principio de incertidumbre de Heisenberg	58
Ecuación de Schrödinger	58
Ecuación de Dirac	58
Números cuánticos	59
Lectura <i>La aurora boreal</i>	65

2.3 Configuraciones electrónicas	66
Principio de aufbau	66
Estructuras de Lewis	71
Manos a la obra <i>Emisión de colores de diferentes metales</i>	74
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	75
UNIDAD 3 Tabla periódica	78
3.1 Tabla periódica	80
Símbolos químicos	81
El número atómico	81
Número de masa	82
Masa atómica	82
Manos a la obra <i>Símil de un espectrómetro de masas</i>	84
Isótopos	85
Lectura <i>Cuentos de isótopos</i>	88
Desarrollo de la tabla periódica	88
3.2 Principales familias de elementos	98
Metales alcalinos	100
Metales alcalinotérreos	102
Halógenos	104
Manos a la obra <i>Obtención del cloro</i>	105
Gases nobles o raros	107
Metales de transición	107
Metales de transición interna	108
Metaloides	108
Lectura <i>Los fluoruros y la caries dental</i>	113
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	114
UNIDAD 4 Enlace químico: modelos de enlaces e interacciones intermoleculares	118
4.1 Enlace químico	120
Regla del octeto	121
Representación de enlaces con estructura de Lewis	123
Enlace iónico	123
Manos a la obra <i>La formación de los compuestos iónicos</i>	128
Enlace covalente	128
Lectura <i>Una buena salud es indispensable</i>	134
Enlace de coordinación	137
Enlace metálico	139
Manos a la obra <i>El enlace de los compuestos</i>	140

4.2 Fuerzas intermoleculares	142
Fuerzas de van der Waals	142
Puente de hidrógeno	145
Lectura <i>Nuevos materiales</i>	146
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	146
UNIDAD 5 Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos	150
5.1 Fórmula química	153
Fórmulas condensadas y desarrolladas	154
Lectura <i>El dióxido de silicio: componente importante en la corteza terrestre</i>	155
5.2 Principales clases de compuestos inorgánicos	156
Óxidos básicos	156
Óxidos ácidos o anhídridos	160
Lectura <i>No hay motivos para reír</i>	161
Hidróxidos	162
Oxiácidos	163
Hidrácidos	166
Oxisales	167
Halogenuros	168
Manos a la obra <i>Obtención del cloruro de sodio</i>	169
Sales ácidas	170
Hidruros	171
Manos a la obra <i>Antiácidos</i>	176
Lectura <i>¿Cómo se inflan las bolsas de aire?</i>	177
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	177
UNIDAD 6 Reacciones químicas	180
6.1 Reacciones químicas	183
Lectura <i>Consumismo y desarrollo sostenible</i>	184
Reacción química	184
Representación mediante ecuaciones	184
Manos a la obra <i>Reacciones químicas (obtención del amoníaco)</i>	185
Terminología de las ecuaciones químicas	186
Principales tipos de reacciones	187
Reacciones termoquímicas	189
Elementos de termoquímica	189
Entropía	193
Velocidad de reacción, definición y factores que la afectan	195

Reacciones elementales	195
Manos a la obra <i>Obtención del oxígeno</i>	199
6.2 Balanceo de ecuaciones químicas	201
Método de tanteo	202
Método redox	206
Método algebraico	211
Lectura <i>Fertilizantes producidos por los rayos solares</i>	213
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	213
UNIDAD 7 Estequiometría	216
7.1 Estequiometría	219
Leyes ponderales	219
7.2 Cálculos estequiométricos	226
Composición porcentual	227
Fórmulas empíricas	232
Fórmulas moleculares	232
Fórmula real	232
Relaciones ponderales	235
Relaciones volumétricas	240
Rendimiento de reacción	244
Lectura <i>El alcohol metílico: ¿combustible con futuro?</i>	245
7.3 Normalización de volúmenes	246
Ley de Boyle	246
Ley de Charles	247
Ley de Gay-Lussac	248
Ley del gas ideal	249
7.4 Contaminación del aire	252
Componentes más importantes del aire	252
Efecto invernadero y calentamiento global del planeta	253
Inversión térmica	254
Esmog	255
Lluvia ácida	255
Índice metropolitano de la calidad del aire (IMECA)	256
Lectura <i>Contaminación del agua</i>	256
Manos a la obra <i>Ley de Boyle y ley de Charles</i>	257
PALABRAS CLAVE • LO QUE APRENDÍ	258
Glosario	261
Bibliografía	266
Índice	267

Unidad 1

Objeto de estudio de la química

Es indispensable que conozcas el mundo que te rodea, ya que al estar conectado con la naturaleza debes ser consciente de tu relación con ésta y de la manera en que lo haces, pues de causarle algún daño es como si te lo hicieras a ti mismo. En este conocimiento contribuye enormemente la química.

Contenido

¿Cuánto sabes?

1.1 Química: una ciencia interdisciplinaria

Lectura La protección de la capa de ozono

1.2 Materia

Manos a la obra Características de los elementos, los compuestos y las mezclas

1.3 Energía

Lectura Desastre nuclear en Fukushima, Japón

Manos a la obra Electrólisis del agua

Lectura Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante identificará, de manera crítica y cooperativa, el objeto de estudio de la química y su relación con otras ciencias, mediante el reconocimiento de problemáticas de la sociedad actual que involucren el uso de las propiedades de la materia, la energía y su interrelación.

¿Cuánto sabes?

1. ¿Qué entiendes por química?
2. Escribe tres ejemplos de cómo influye la química en tu vida diaria.
3. ¿Qué entiendes por materia?
4. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia?
5. ¿Cuáles ciencias se relacionan para dar lugar a la bioquímica?
6. ¿Es correcta la expresión: "el agua, el elemento líquido"? ¿Por qué?
7. ¿Qué es energía?
8. ¿Qué entiendes por energía limpia?

La palabra y su raíz

ciencia *Scientia* (latín)
conocimiento.

Conjunto de métodos y técnicas para adquirir y organizar conocimientos sobre un cúmulo de fenómenos objetivos.

Introducción

Todo lo que observas en el medio ambiente constituye un campo de estudio de ciencias que se relacionan entre sí. Estas ciencias reciben el nombre de *ciencias naturales*, y son principalmente: biología, física, química y astronomía. La química es, pues, una ciencia natural.

La **ciencia** es un conjunto sistematizado de conocimientos ordenados lógicamente, que se refieren a hechos relacionados entre sí, que se pueden comprobar mediante la experimentación, el uso de aparatos y de las matemáticas, y que conducen a una verdad relativa.

Los conocimientos que conforman una ciencia se logran mediante un proceso llamado **método científico**. El primer paso de este método es la *observación*, que consiste en recolectar información acerca de un problema mediante la utilización de los sentidos; luego, se propone una *hipótesis*, que es una posible explicación de lo observado. La hipótesis constituye el segundo paso, y para saber si es correcta se debe probar mediante la *experimentación*. Los científicos aceptan las hipótesis que han sido comprobadas mediante experimentos y rechazan aquellas cuya comprobación experimental es insostenible.

La organización de los conocimientos logrados de esta forma se llama *teoría*. Una teoría es una explicación basada en numerosas observaciones y apoyada por los resultados de muchos experimentos (esquema 1.1). Si la amplia experimentación adicional está de acuerdo con la teoría sin excepciones, a la teoría se le considera como una *ley*.

En esta unidad aprenderás cómo se relaciona la química con otras ciencias, de qué forma satisface las necesidades de los seres vivos, así como las propiedades mediante las cuales se identifican los tipos de materia, su clasificación básica y su relación con la energía.



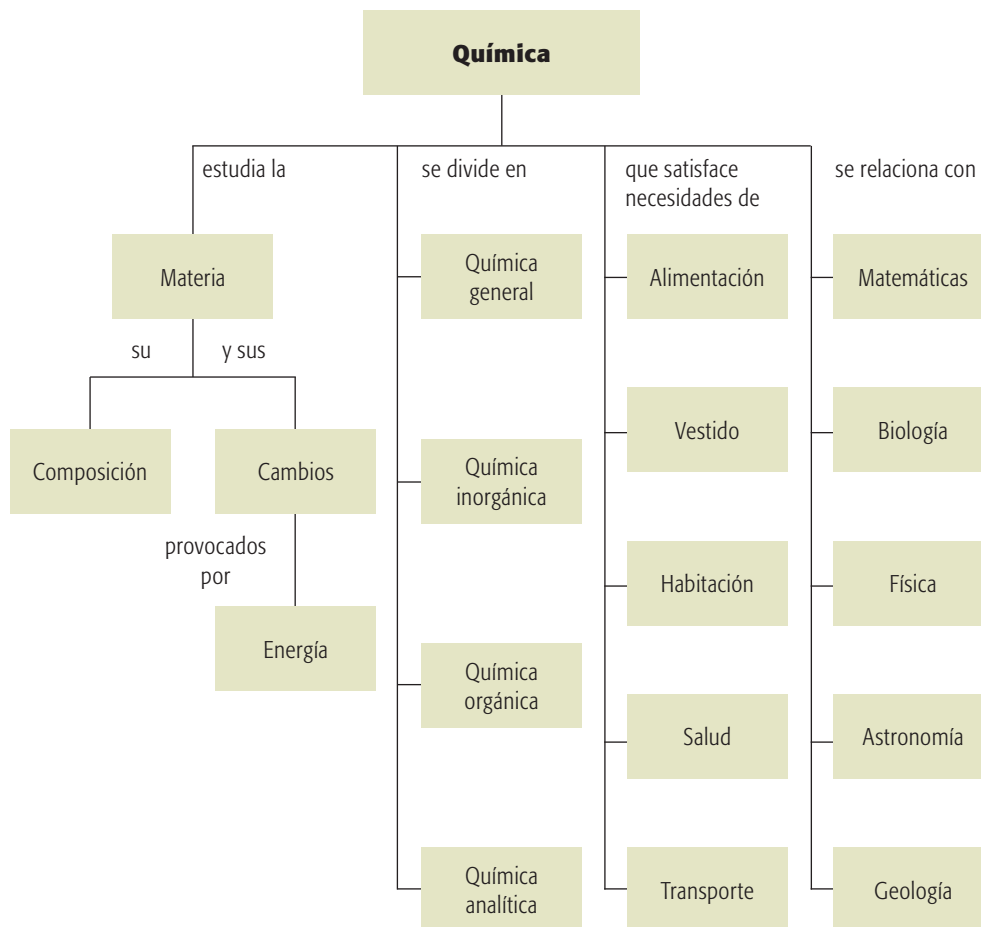
Esquema 1.1 Los científicos realizan una serie de observaciones que los llevan a varias hipótesis. Cada hipótesis debe comprobarse a través de experimentos. Si los resultados experimentales no son acordes con la hipótesis, nuevas observaciones conducirán a otras hipótesis. La hipótesis que se apoya en muchos experimentos se convierte en una teoría, la cual explica un hecho o fenómeno natural.

¿Por qué estudiar química?

La química es imprescindible, pues es una ciencia que está presente en tu vida diaria. Por ejemplo, alguna vez te has preguntado: ¿de qué material es el envase de un refresco y de dónde proviene? Al desecharlo, ¿cómo afecta a la naturaleza? ¿Por qué ya no deben utilizarse compuestos de plomo en las gasolinas y cuál es el efecto de este metal tanto en vegetales como en animales? ¿Qué es y de dónde proviene el material con que se fabrican algunos platos “irrompibles” y otros utensilios de cocina? ¿Cuál es la utilidad de algunos disolventes y por qué debe controlarse su venta? ¿Por qué algunas prendas de vestir, al contacto con el fuego, se “derriten” y otras se “queman”? ¿Por qué los alimentos que se guardan en envases cerrados herméticamente tardan mucho en descomponerse? ¿Por qué es benéfico para la agricultura el uso de insecticidas y fertilizantes y cuál es el riesgo cuando se aplican de forma indiscriminada? El sodio y el cloro son elementos tóxicos por sí solos; sin embargo, ¿por qué la sal de mesa, formada por la unión de estos elementos es una sustancia indispensable para el organismo? El carbono, el hidrógeno y el oxígeno forman la aspirina y el azúcar de mesa, ¿por qué no puedes usar la primera para endulzar una bebida o tomar una cucharada de azúcar para el dolor de cabeza?

La lista de preguntas es interminable. Al estudiar química podrás comprender el mundo que te rodea, y aprenderás qué beneficios tiene el uso de algunas sustancias químicas, así como los riesgos que conlleva.

1.1 Química: una ciencia interdisciplinaria



Mapa conceptual 1.1

La palabra y su raíz

química κημεία (griego)
relativo a los jugos o esencia de las cosas.

Ciencia natural que estudia la materia, su estructura, propiedades y transformación a nivel atómico, molecular y macromolecular.

Definición de química

La **química** es la ciencia que estudia la materia, su estructura íntima, sus cambios, sus relaciones con la energía y las leyes que rigen esos cambios.

De acuerdo con lo anterior, se admite que la química estudia cómo está formada la materia y sus transformaciones, mismas que reciben el nombre de reacciones y razón por la cual a la química se le llama la ciencia de la reactividad. Ahora bien, debido a que todo lo que existe en cualquier medio está constituido de materia, resulta que todo el universo es objeto de estudio de esta ciencia.

División de la química

La química tiene un campo de estudio muy amplio, por tanto es imposible que alguien posea todos los conocimientos que constituyen esta ciencia. Esta razón y otras de carácter didáctico determinan que la química se divida en varias ramas, las cuales comúnmente son:

- **Química general** Esta rama trata los principios fundamentales que se refieren a la constitución y el comportamiento de la materia y la energía.

- **Química inorgánica** Su campo de estudio comprende todas las sustancias diferentes de aquellas que contienen carbono, con excepción de los compuestos oxigenados de este elemento.
- **Química orgánica** Estudia los compuestos del carbono. Se llama *orgánica* porque todos los compuestos que forman a los seres vivos u orgánicos contienen en sus moléculas átomos de carbono.
- **Química analítica** Comprende los métodos de reconocimiento y determinación de los constituyentes de los compuestos, tanto en su calidad (análisis cualitativo) como en su cantidad (análisis cuantitativo).

Hay otros campos más concretos de aplicación de la química, como la termoquímica, fotoquímica, petroquímica, nanoquímica, neuroquímica, electroquímica y la cinética química, entre otros.

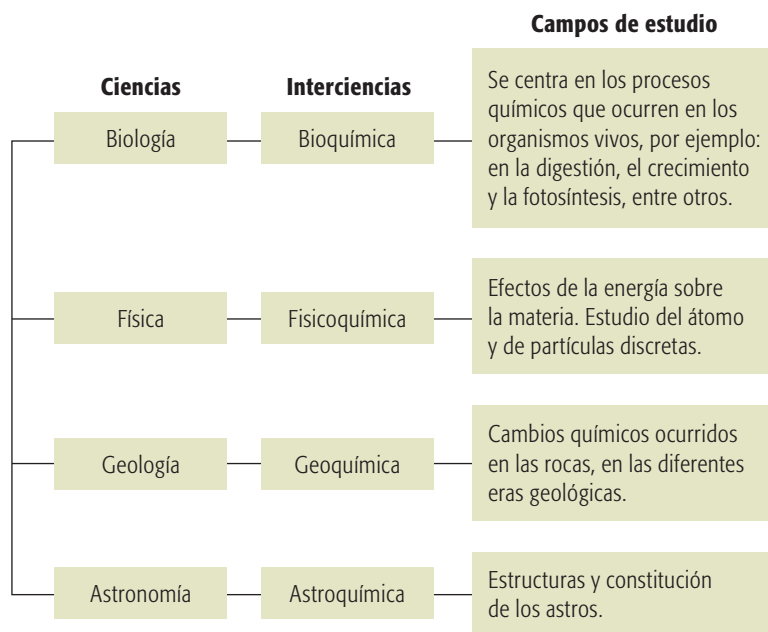
¿Sabías que...?

La química aplicada surge cuando la química se relaciona con otros campos de estudio transformando las sustancias en productos útiles para la vida cotidiana, que satisfacen necesidades específicas del ser humano y su entorno.

Relación con otras ciencias

La relación de la química con otras ciencias da origen a ciencias intermedias que le sirven de enlace, como se especifica en el esquema 1.2.

Además, hay muchas otras ciencias que tienen relación con la química, como la medicina, la agricultura, la oceanografía, la ingeniería y las matemáticas; esta última, debido a que el lenguaje matemático es empleado para representar las ecuaciones químicas, efectuar cálculos y, en general, para interpretar sus leyes.



Esquema 1.2 Relación de la química con otras ciencias.

Importancia y campo de acción de la química

Gracias a la aplicación científica de la química se han obtenido millares de sustancias que el hombre ha creado para su bienestar; por ejemplo, una poderosa ayuda para la alimentación ha sido la fabricación de abonos artificiales y productos químicos que incrementan la cantidad y calidad de los alimentos, así como su conservación y utilización; también satisface la necesidad de vestido al proporcionar fibras artificiales

que sustituyen la demanda de fibras vegetales y animales que, como el algodón y la seda, han sido desplazadas casi por completo.

Asimismo, favorece la salud al suministrar drogas y medicamentos que, como las vitaminas, hormonas, quinina, sulfamidas, penicilinas, anestésicos y desinfectantes, salvan y prolongan la vida humana al combatir y alejar las enfermedades, aliviar el dolor y los sufrimientos de los infortunados y, por último, hace más fácil y agradable la vida, al facilitar materiales de construcción, comunicación, transporte, y la fabricación de un gran número de productos que se utilizan diariamente.

La química es la base de casi todas las industrias como la agrícola, ganadera, papelerera, alimenticia, metalúrgica, electrónica, vidriera, textil, farmacéutica y petroquímica, entre muchas más.

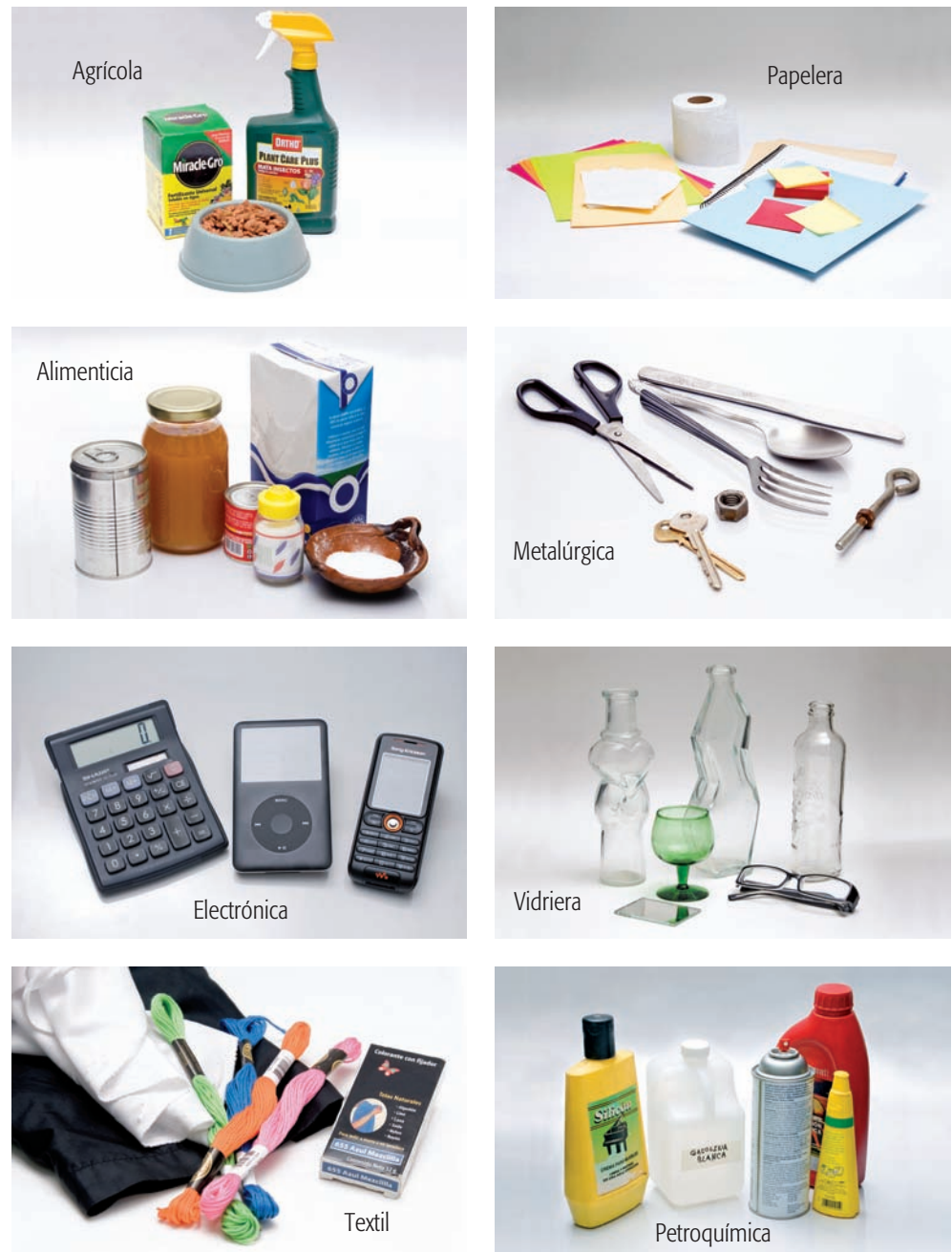


Figura 1.1 La química está presente en la mayor parte de las industrias

Ejercicios

1.1 En la siguiente lista de productos escribe a la derecha de cada uno el nombre de la industria que los produce (en algunos casos puedes mencionar más de una industria).

- a) Cartón: _____
- b) Oro puro: _____
- c) Computadoras: _____
- d) Fibra óptica: _____
- e) Aspirina: _____
- f) Fertilizantes: _____
- g) Poliéster: _____
- h) Lubricantes: _____
- i) Fibra de algodón para prendas de vestir: _____
- j) Botellas de vidrio: _____
- k) Sustancias para teñir telas: _____
- l) Parabrisas: _____
- m) Calculadoras: _____
- n) Acero: _____
- o) Leche condensada: _____
- p) Celofán: _____
- q) Alimentos balanceados: _____
- r) Vacunas: _____
- s) Bronce: _____

Como podrás apreciar, la química existe en el entorno y juega un papel preponderante en la calidad de vida. Sin embargo, en ocasiones hay imprevistos que pueden ser perjudiciales. A continuación se presentan algunos ejemplos.

DDT El DDT (diclorodifeniltricloroetano) es un famoso y potente plaguicida que se utilizó para combatir plagas agrícolas y domésticas durante los años sesenta y a principios de los setenta (figura 1.2). Es un compuesto estable que dura por lo menos ocho años en el ambiente.

Debido a que se acumula en los tejidos grasos, es fatal para diversas clases de aves y peces, y es altamente tóxico para el ser humano.

Desde hace años se han celebrado acuerdos internacionales para eliminar por completo el empleo del DDT. A su vez, se realizan experimentos para sustituirlo por otros insecticidas menos tóxicos.

Investiga

Escribe ejemplos de productos que satisfagan tus necesidades de: a) alimentación, b) vestido, c) habitación, d) salud y e) transporte.

¿Sabías que...?

El uso del DDT se prohibió desde 1972. A la fecha, su utilización está rigurosamente controlada y se restringe al combate de insectos que producen enfermedades como paludismo, tifo y dengue.

Figura 1.2 *La química* El DDT fue un insecticida muy utilizado en los años sesenta; sin embargo, fue prohibido a partir de 1972 por su gran toxicidad y poder contaminante



Clorofluorocarbonos Los *freones*, nombre genérico con el que se conoce a los clorofluorocarbonos (CFCs), compuestos gaseosos de metano y etano que contienen flúor y cloro, son compuestos que se han empleado como propelentes de sustancias contenidas en latas que producen aerosoles con sólo apretar una pequeña válvula. Por ejemplo, perfumes, lacas, aromatizantes de ambiente, insecticidas, entre otros. Los clorofluorocarbonos se licúan fácilmente, por ello también se emplean en refrigeradores y sistemas de aire acondicionado.

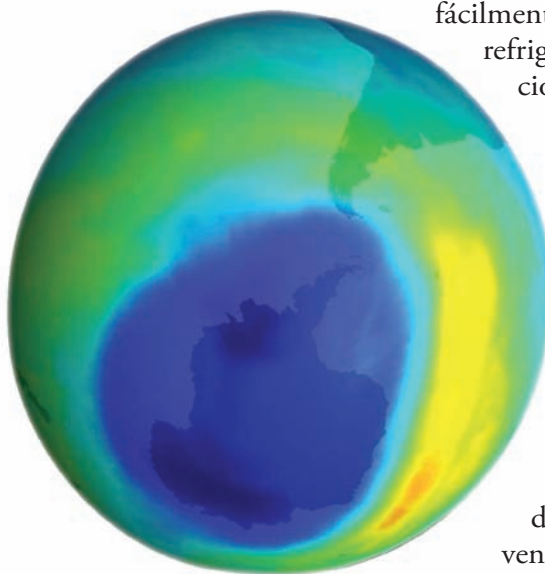


Figura 1.3 En la ilustración se muestra el adelgazamiento crítico de la capa de ozono situado sobre la Antártida.

Los CFCs son relativamente útiles; no obstante, a últimas fechas se sabe que son peligrosos porque destruyen las moléculas de ozono en las capas altas de la atmósfera. El ozono es un gas que está formado por moléculas que contienen tres átomos de oxígeno (O_3); es indispensable para la vida, ya que forma una capa protectora que absorbe la mayor parte de la radiación ultravioleta (UV) proveniente del Sol.

En la actualidad se producen compuestos que contienen hidrógeno, flúor y carbono para utilizarlos como refrigerantes; es decir, no contienen cloro, que es el mayor responsable de la destrucción de la capa de ozono.

La destrucción de la capa de ozono es extremadamente peligrosa, ya que la vida terrestre se expone a un exceso de radiación UV, la cual puede producir cáncer en la piel, cataratas, reducir la respuesta del sistema inmunológico, interferir en el proceso de fotosíntesis de las plantas y afectar el crecimiento del fitoplancton oceánico (figura 1.3). La solución para este problema es dejar de utilizar los CFCs.

Lectura La protección de la capa de ozono

Los clorofluorocarbonos (CFCs) son compuestos que contienen átomos de cloro y de flúor unidos al carbono; son ideales para los refrigeradores y acondicionadores de aire por ser no tóxicos y no corrosivos. Sin embargo, sucede que la gran estabilidad química de estas sustancias, que con anterioridad se creyó constituía su principal virtud, es su característica más dañina. Estos compuestos se fugan a la atmósfera, y al ser tan poco reactivos, persisten ahí durante décadas. Sin embargo, a cierta altitud, los CFCs se descomponen por efecto de la luz ultravioleta, lo que libera átomos de cloro que provocan la destrucción de la capa de ozono en la estratosfera. Para evitar este problema, las naciones industrializadas firmaron un acuerdo (llamado Protocolo de Montreal) que prohibió el uso de CFCs a partir de 1996.

Remediar esta situación implica encontrar sustitutos para los CFCs. Hasta el momento, la búsqueda de tales sustitutos está muy avanzada. La producción mundial de CFCs ya se ha reducido a la mitad con respecto al nivel de 1986, 1.13 millones de toneladas métricas. Mientras tanto, una estrategia para el reemplazo de los CFCs es cambiar a compuestos similares que contienen átomos de carbono e hidrógeno sustituyendo los átomos de cloro por átomos de flúor. Por ejemplo, la industria estadounidense de aparatos ha cambiado del Freón-12 (CF_2Cl_2) al compuesto CH_2FCH_3 (llamado HFC-134a), para

uso en refrigeradores domésticos, y la mayoría de los nuevos autos y camiones que se venden en Estados Unidos cuentan con acondicionadores de aire cargados con HCF-134a.

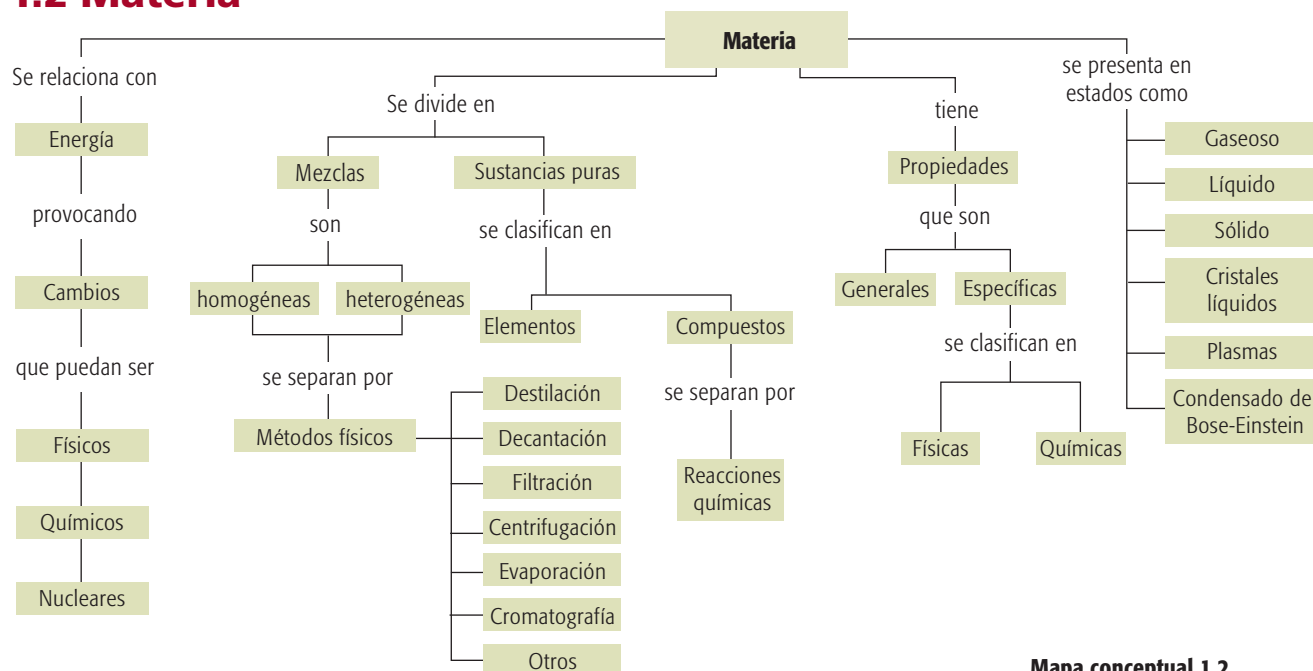
La industria química de varios países ha respondido rápidamente a la emergencia respecto al agotamiento de la capa de ozono. Resulta alentador que se pueda actuar así cuando se presenta una crisis ambiental. Ahora es necesario modificar actitudes para mantener sano el entorno y sea una de las principales prioridades cuando se piense en planear para el futuro.

Adaptado de Steven S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, 5a. ed., McGraw-Hill Interamericana Editores, México, 2007, p. 486.



Figura 1.4 La mayoría de los refrigeradores actuales ya usan sustancias alternas a los CFCs, que además de ser más eficientes, no dañan la capa de ozono.

1.2 Materia



Mapa conceptual 1.2

Concepto de materia

Materia es todo aquello que ocupa un espacio y tiene masa. La materia se presenta en forma muy diversa; en la Tierra se presenta principalmente en tres estados de agregación: *gaseoso*, *líquido* y *sólido*. Durante muchos años, el hombre trató de explicarse las diferencias entre estos tres estados, así como los fenómenos de evaporación, condensación, fusión y solubilidad de las sustancias. No fue sino hasta finales del siglo XIX cuando se propuso la **teoría cinética**, que establece que el calor y el movimiento están relacionados con el comportamiento de las moléculas, y explica las propiedades de los estados de la materia. Los postulados de la teoría cinética son los siguientes:

- La materia está constituida por pequeñas partículas.
- Las partículas se encuentran en constante movimiento produciendo energía cinética que determina la temperatura del cuerpo.
- Las moléculas interactúan entre sí, interviniendo entre ellas fuerzas de atracción (cohesión) y separación (repulsión).

En los gases...

La distancia entre las moléculas es muy grande y las fuerzas intermoleculares son despreciables. Además, las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente son perfectamente elásticas (no hay pérdida de energía).

En la figura 1.5, *a*) un disco de hockey viaja en línea recta hasta que choca con el borde de la cancha. Entonces, rebota en línea recta, pero en una nueva dirección. De la misma forma, en el *b*) una partícula de gas se mueve a través del espacio del recipiente que lo contiene, en línea recta.

Los **gases** presentan las siguientes características:

- **Expansión** Llenan todo el espacio donde se encuentran.
- **Forma** Indefinida; adquieren la forma del recipiente que los contiene.
- **Volumen** Indefinido; pueden expandirse y contraerse (inclusive hasta licuarse o convertirse en líquidos).
- **Compresibilidad** Se pueden comprimir, esto es, disminuyen su volumen al aplicárseles una fuerza.
- **Densidad** Sus densidades son inferiores a las de líquidos y sólidos.
- **Miscibilidad** Cuando dos o más gases que no reaccionan entre sí se mezclan, lo hacen de una manera uniforme.

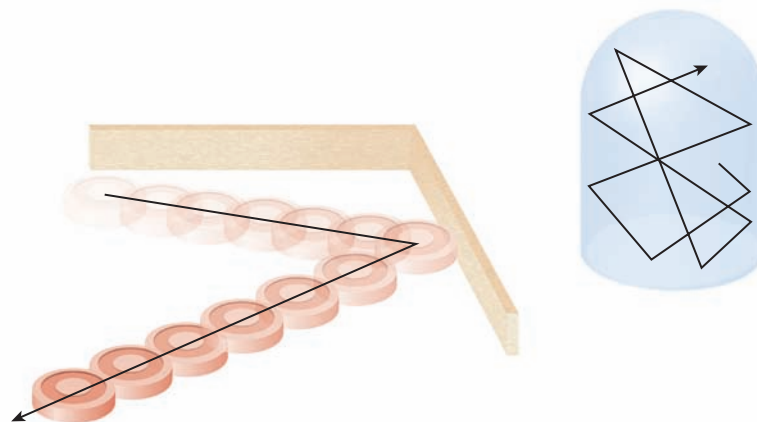


Figura 1.5 Modelo del movimiento de una partícula de gas La velocidad del disco de hockey es de alrededor de 1 m por segundo, mientras que la partícula de gas se mueve a una velocidad mucho mayor, de 10^2 a 10^3 m por segundo.

En los líquidos ...

La distancia entre las moléculas es pequeña, el movimiento para cambiar de lugar lo realizan lentamente sin ocupar posiciones definidas, es decir, las fuerzas de cohesión y repulsión se encuentran equilibradas (figura 1.6).

Por lo anterior, los **líquidos** presentan las siguientes características:

- **Expansión** No se expanden de manera indefinida como los gases.
- **Forma** Indefinida; adquieren la forma del recipiente que los contiene.
- **Volumen** Presentan volumen fijo sin importar la forma del recipiente que los contiene.
- **Compresibilidad** Se comprimen ligeramente cuando ocurre algún cambio de temperatura o presión.
- **Densidad** Su densidad es mucho mayor que la de los gases.
- **Miscibilidad** Un líquido se mezcla con otro si son solubles.

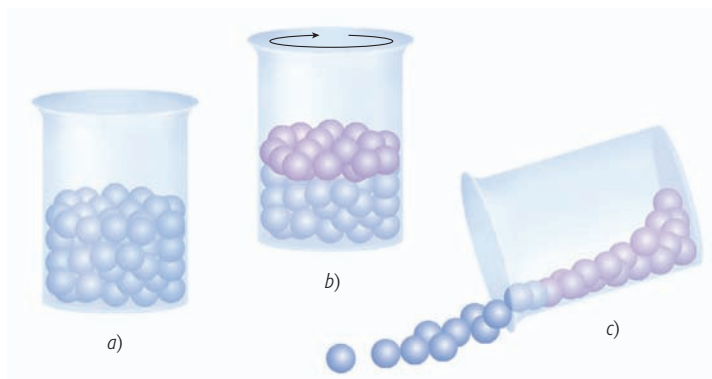


Figura 1.6 Modelo del movimiento de las partículas de un líquido a) Las canicas se esparcen hasta llenar el fondo del recipiente. El volumen que ocupan no puede reducirse. b) Cuando se hace girar el recipiente, las canicas se mueven en forma circular. c) Cuando el recipiente se vuelca, las canicas fluyen hacia fuera de su contenedor.

En los sólidos...

Las moléculas se encuentran más cercanas entre sí. La fuerza que predomina es la de cohesión. Por tanto, las partículas no se desplazan, sino que sólo vibran en torno a puntos fijos.

Los **sólidos** presentan las siguientes características:

- **Expansión** No se expanden cuando la temperatura varía.
- **Forma** Tienen forma definida.
- **Volumen** Su volumen es definido.
- **Compresibilidad** No se pueden comprimir.
- **Densidad** Alta, mucho mayor que los gases y los líquidos.
- **Miscibilidad** Se mezclan con gran lentitud, de tal manera que no se puede apreciar.

Los sólidos pueden ser cristalinos o amorfos.

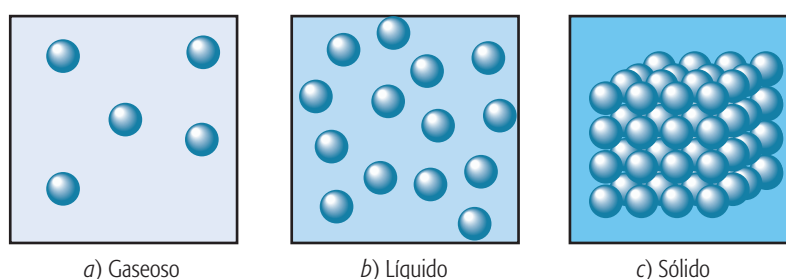
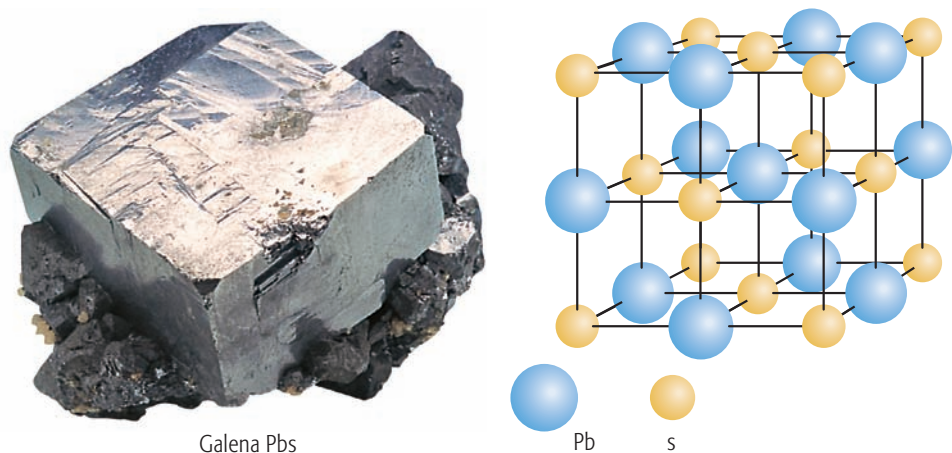


Figura 1.7 Cambios de estado de agregación a) En un gas las moléculas se mueven libremente a gran velocidad. Su atracción mutua es muy débil. b) En un líquido las moléculas se atraen con mayor fuerza que en el gas, pero pueden desplazarse en cierto grado. c) En un sólido las partículas se atraen fuertemente. Vibran alrededor de puntos en los que se encuentran fijas.

En los sólidos cristalinos, las partículas están acomodadas de una manera geométrica definida, que se repite una y otra vez en las tres direcciones del espacio. Algunos ejemplos de sólidos cristalinos son el cloruro de sodio, el diamante y el dióxido de silicio (cuarzo) (figura 1.8).

Figura 1.8 El sulfuro de plomo (III) que se encuentra en la galena tiene una estructura cristalina que se repite a lo largo de todo el sólido.



Los sólidos amorfos están constituidos de partículas acomodadas en forma irregular. Ejemplos de estos sólidos son el vidrio, la baquelita y muchos plásticos (figura 1.9).

¿Sabías que...?

Crystallos fue el nombre que dieron los griegos al cuarzo, y quiere decir "hielo claro".

Figura 1.9 Arriba, un par de vasos de vidrio antiguos y un pisapapeles. Abajo, detalles de dos esculturas de vidrio por el artista estadounidense Dale Chihuly (1941)



Otras formas de la materia

En ocasiones la materia presenta algunas formas que no pueden describirse como sólido, líquido o gas. Estas formas son *crisales líquidos*, *plasma* y *condensado de Bose-Einstein*.

Cristales líquidos

Existen algunas sustancias que por presentar propiedades intermedias entre sólidos y líquidos, reciben el nombre de **cristales líquidos**.

Las fuerzas existentes entre las partículas de un cristal líquido son débiles, y su orden en alguna de las tres dimensiones se rompe con facilidad y pueden fluir. Tal rompimiento o desorientación ocurre, la mayoría de las veces, por efecto de la temperatura; estos cambios vienen acompañados de cambios en sus propiedades ópticas. Esto se aprovecha para fabricar termómetros –cintas que se colocan en la frente y aparecen números que indican la temperatura.

Además, las propiedades de algunos cristales líquidos cambian por efecto de la aplicación de campos eléctricos o magnéticos, lo que permite fabricar pantallas de cristales líquidos (LCD, por sus siglas en inglés) para relojes, calculadoras, televisores y computadoras. (figura 1.10)

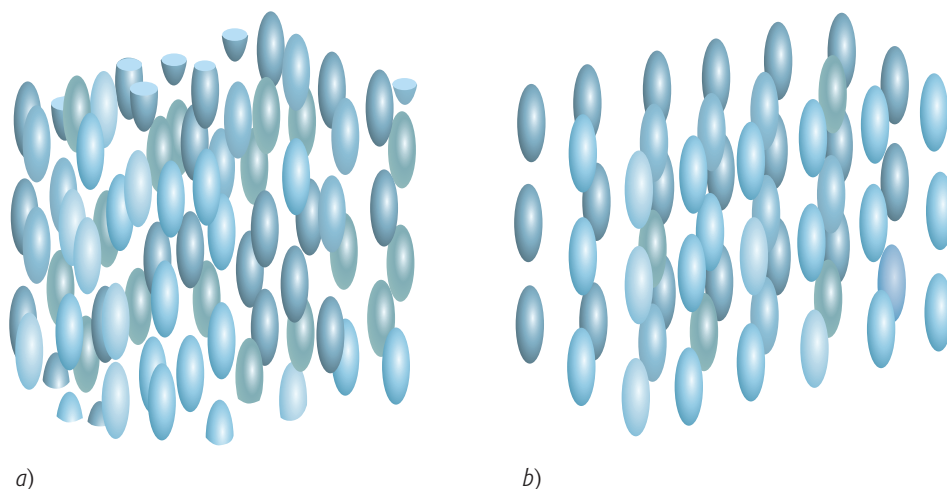


Figura 1.10 *Cristales líquidos* a) Las moléculas de los cristales líquidos se muestran aparentemente desordenadas en ausencia de un campo eléctrico. b) Adquieren una orientación común al aplicarse el campo, con lo que sus propiedades ópticas cambian. Con este principio trabajan las carátulas de los relojes modernos.

Plasma

La forma más común de la materia en el universo (99%), pero menos común en la Tierra, es el plasma. El Sol y otras estrellas están formados por plasma, y puede encontrarse también en las luces fluorescentes (figura 1.11). Un **plasma** es un gas ionizado que conduce corriente eléctrica pero, igual que un alambre conductor común, es eléctricamente neutro porque contiene el mismo número de electrones libres y de iones positivos. El plasma se forma a una temperatura muy elevada, cuando la materia absorbe energía y se separa originando iones positivos y electrones. En las estrellas, la energía que ioniza los gases se produce como consecuencia de reacciones de fusión nuclear.

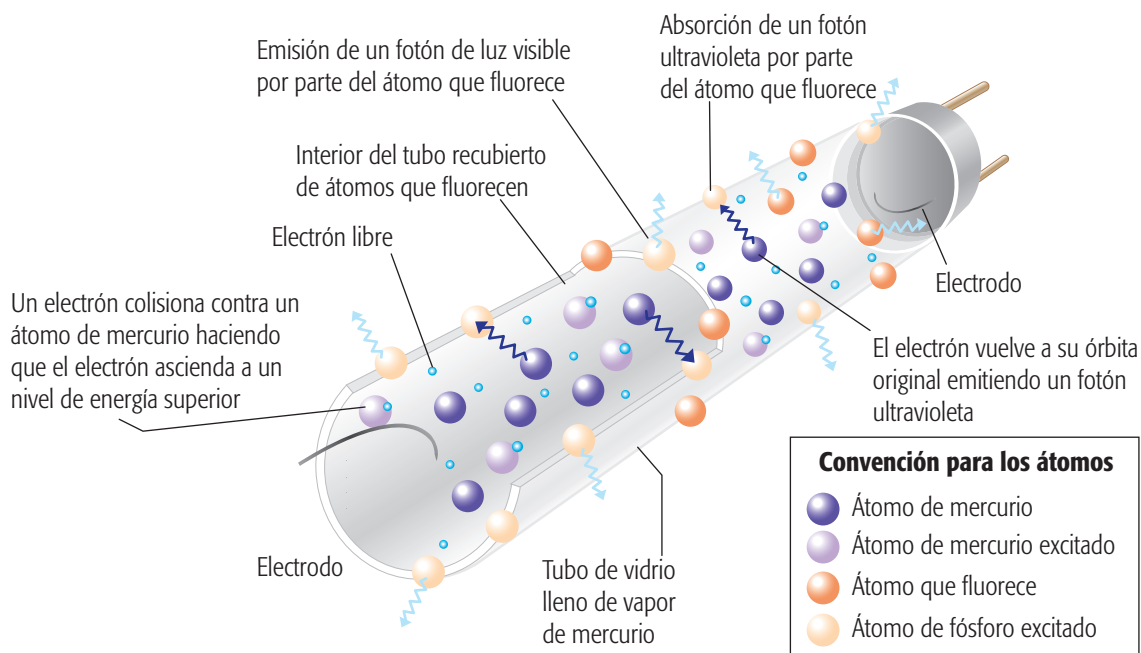


Figura 1.11 Lámpara de luz fluorescente Cuando una pequeña corriente eléctrica calienta el electrodo, algunos electrones de éste adquieren suficiente energía para abandonar la superficie y chocar con algunos átomos de mercurio que se ioniza, con lo cual se forma el plasma.

Condensado de Bose-Einstein

Este estado de la materia fue descubierto en 1995 por los físicos Eric Cornell y Carl Weiman, al bombardear con rayos láser vapor de rubidio, logrando enfriarlo a -273.15 °C. Lo llamaron condensado de Bose-Einstein (BEC, por sus siglas en inglés), en honor al físico indio Satyendra Nath Bose y a Albert Einstein, quienes publicaron conjuntamente en la década de 1920 un artículo científico acerca de los fotones de la luz y sus propiedades. Bose describió ciertas reglas para determinar si dos fotones deberían considerarse idénticos o diferentes. Einstein aplicó estas reglas a los átomos y descubrió que a temperaturas muy bajas la mayoría de los átomos estarían en el estado menos energético posible.

Por ejemplo, en una suspensión caliente, las partículas del sólido circulan por todo el recipiente, pero al enfriarse sedimentan, esto es, tienden a ir en reposo hacia el fondo, pero esas partículas están en estado sólido.

En forma análoga, las partículas a temperatura ambiente se encuentran en niveles diferentes de energía, pero a muy bajas temperaturas una gran proporción de éstas alcanza el nivel más bajo de energía, llamado estado fundamental. A la agrupación de partículas en ese nivel inferior de energía se le llama Condensado de Bose-Einstein. En el BEC las partículas se quedan casi inmóviles.

Probablemente, en un futuro próximo se verá la aplicación práctica de este estado de la materia.

Propiedades de la materia

Cuando un transporte de basura vacía su carga, podrías preguntarte: “¿qué es todo ese material?” A pesar de que sabes que el contenido son desperdicios de la vida mo-

derna como papel, vidrio, metal y plástico, aún persiste la pregunta: “¿qué es esto?” Los químicos quieren saber qué es cada porción de materia. ¿De qué está formada (*composición*)? ¿Cómo están distribuidos sus átomos (*estructura*)? ¿Cómo se transformará (*comportamiento*)? Cualquier característica que se pueda usar para describir o identificar un pedazo de materia es una propiedad de ésta. De hecho, cada sustancia tiene un conjunto de propiedades particulares, del mismo modo que una persona tiene huellas digitales únicas. Si conoces las *huellas digitales* de una sustancia, la puedes identificar.

No obstante que ya se ha mencionado una definición de materia, la mejor forma de reconocerla y describirla es mediante sus propiedades.

Las **propiedades de la materia** son las características que la identifican; es decir, las diversas formas como las perciben los sentidos: por el color, olor, densidad, estado de agregación, punto de fusión, punto de ebullición, entre otras.

Propiedades generales

Las *propiedades generales* son aquellas características que posee la materia en general, sin importar su estado de agregación. Son propiedades generales:

- **Extensión o volumen** La materia ocupa un lugar en el espacio.
- **Peso** Es atraída por la gravedad.
- **Inercia** Se opone a cambiar el estado de movimiento rectilíneo uniforme o de reposo en que se encuentre.
- **Impenetrabilidad** Dos cuerpos no pueden ocupar al mismo tiempo el mismo lugar.
- **Porosidad** Entre las partículas que forman la materia existen espacios huecos.
- **Divisibilidad** La materia puede fragmentarse.
- **Elasticidad** Dentro de cierto límite, la materia se deforma cuando se le aplica una fuerza y recupera su forma original al dejar de aplicarle dicha fuerza.

Propiedades específicas

La materia se encuentra formada por infinidad de sustancias que se distinguen por presentar características particulares llamadas *propiedades específicas*, como son color, olor, sabor, solubilidad, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, peso específico, etcétera. Por ejemplo, no se puede diferenciar la sal de mesa del azúcar por su color, pero sí se puede distinguir por el sabor; el agua se diferencia del alcohol por su olor; el plomo del aluminio, por su densidad; la sal de mesa del azufre, por su color y solubilidad en agua.

Las propiedades de la materia se clasifican en físicas y químicas.

Propiedades físicas Son las características inherentes de una sustancia que pueden determinarse sin alterar su composición, y están relacionadas con su existencia física. Como propiedades físicas se pueden mencionar el color, el olor, el sabor, la dureza, el punto de fusión, punto de ebullición, la densidad, el peso específico (constantes físicas); la maleabilidad, la ductilidad, la solubilidad, etcétera.

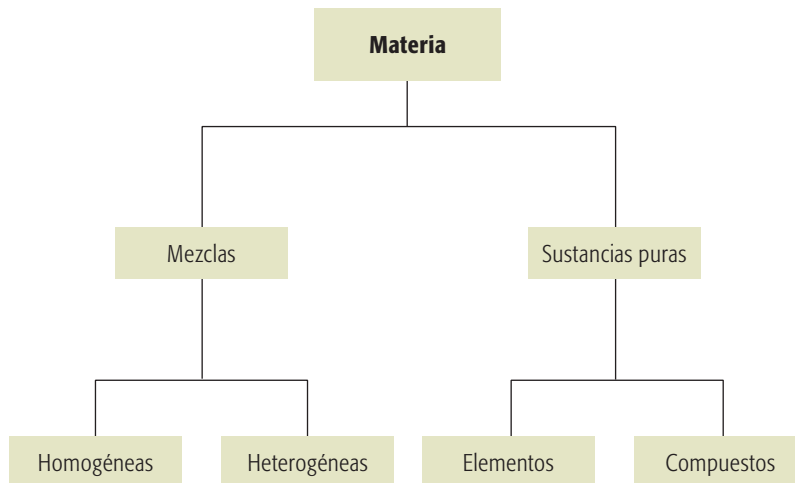
Propiedades químicas Describen la capacidad que tiene una sustancia para formar otras sustancias. Son propiedades químicas la combustibilidad, la comburencia, la mayor o menor facilidad con que una sustancia se transforma en otra u otras diferentes, o se combina con otras.

¿Sabías que...?

No hay dos sustancias que tengan propiedades físicas y químicas idénticas.

Clasificación y composición de la materia

Para estudiar la materia es necesario su ordenamiento sistemático. En el esquema 1.3 se presenta la clasificación básica de la materia.



Esquema 1.3 Clasificación básica de la materia.

La palabra y su raíz

heterogénea *Hetero* (griego) diferente, otro; *genes* (griego) origen, fuente.

Una mezcla heterogénea tiene una composición variable en diferentes puntos.

homogénea *Homo* (griego) lo mismo, semejante; *genes* (griego) origen, fuente.

Una mezcla homogénea siempre tiene la misma composición en todas partes.

Mezclas homogéneas y heterogéneas

La materia es **heterogénea** cuando se pueden detectar en ella fácilmente o inclusive con la ayuda de una lupa o microscopio, dos o más fases o partes que la forman, cada una de las cuales tiene propiedades distintas. Como ejemplo de mezclas heterogéneas están la madera y el granito: en la madera se distinguen anillos o vetas de diferente color y dureza, lo que permite suponer que se trata de diversas clases de materia; en el granito pueden apreciarse partículas con distinto aspecto: unas brillantes y oscuras, que son de mica; otras duras y transparentes, de cuarzo, y algunas translúcidas y grisáceas que son de feldespato.

Las mezclas son homogéneas cuando no se pueden distinguir las partes que la componen; por ejemplo, el agua salada, acero, aluminio, sal de mesa, cobre, cal, entre otros.

Sustancias puras

Las **sustancias puras** siempre tienen composición definida e invariable, y pueden ser elementos o compuestos. Son sustancias puras el hierro, el agua, el azúcar, la cal, pero no el agua salada, ya que esta última es una mezcla formada por agua y sal, sustancias que poseen características diferentes que pueden separarse por medios mecánicos.

Elementos

Un **elemento** es una sustancia simple, elemental, que no puede descomponerse en otra más sencilla mediante procedimientos químicos ordinarios. Son elementos, entre otros, el hierro, el aluminio, la plata, el cobre, el carbono, el oxígeno. (En la actualidad se conocen 118 elementos, de los cuales 90 son naturales y 28 se han obtenido de manera artificial.)

En la figura 1.12 se aprecia la abundancia relativa de los elementos en el cuerpo humano y en la corteza terrestre.



Figura 1.12 Composición del cuerpo humano y de la corteza terrestre. La composición del cuerpo humano es muy distinta a la de la corteza terrestre. Los números representan los porcentajes en masa de cada componente. Los elementos oxígeno e hidrógeno se encuentran en la corteza y en el cuerpo humano, pero el carbono se concentra en los seres vivos.

Cuerpo humano	
Elemento	Composición (%)
Oxígeno	65.0
Carbono	18.5
Hidrógeno	9.5
Nitrógeno	3.3
Calcio	1.5
Fósforo	1.0
Azufre	0.3
Otros	0.9

Corteza terrestre	
Elemento	Composición (%)
Oxígeno	46.0
Silicio	28.0
Aluminio	8.0
Hierro	6.0
Magnesio	4.0
Calcio	2.4
Potasio	2.3
Sodio	2.1
Hidrógeno	0.9
Otros	0.3

Compuestos

Un **compuesto** es una sustancia pura que resulta de la unión química de dos o más elementos diferentes, por tanto, puede experimentar descomposición ulterior. Son compuestos: el agua, la sal de mesa, el ácido sulfúrico, el dióxido de carbono, el alcohol etílico, el azúcar, el benceno, el butano y cientos de miles más. Las partes de un compuesto reciben el nombre de *constituyentes*; por ejemplo, los constituyentes del agua son hidrógeno y oxígeno; los de la sal de mesa (cloruro de sodio) son el sodio y el cloro; los del ácido sulfúrico, el hidrógeno, el azufre y el oxígeno.

Las características de los compuestos son las siguientes:

- Los elementos que los integran pierden sus propiedades originales.
- Durante su formación hay pérdida o ganancia de energía.
- La proporción de los constituyentes de un compuesto es fija.
- Sus constituyentes sólo se pueden separar por medios químicos. (Compara estas características con las de las mezclas que se mencionan más adelante.)

Cuadro 1.1 Algunos compuestos comunes

Nombre del compuesto	Fórmula	Usos
Acetaminofén	$C_8H_9NO_2$	analgésico
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	ingrediente del vinagre
Amoniaco	NH_3	fertilizantes, limpiadores domésticos cuando está disuelto en agua
Ácido ascórbico	$C_6H_8O_6$	vitamina C
Aspartame	$C_{14}H_{18}N_2O_5$	edulcorante artificial
Aspirina	$C_9H_8O_4$	analgésico
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	para cocinar
Butano	C_4H_{10}	combustible de encendedores
Cafeína	$C_8H_{10}N_4O_2$	estimulante del café, té y algunas bebidas
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	antiácido
Dióxido de carbono	CO_2	para carbonatar bebidas gaseosas
Etanol	C_2H_6O	desinfectante, bebidas alcohólicas
Etilenglicol	$C_2H_6O_2$	anticongelante
Ácido clorhídrico	HCl	llamado ácido muriático, limpia morteros para los tabiques
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	antiácido
Metano	CH_4	gas natural, combustible
Ácido fosfórico	H_3PO_4	saborizante de bebidas
Tartrato de potasio	$K_2C_4H_4O_6$	cremor tártaro para cocinar
Propano	C_3H_8	combustible para cocinar
Sal	$NaCl$	saborizante
Carbonato de sodio	Na_2CO_3	sosa para lavar
Hidróxido de sodio	$NaOH$	limpieza de cañerías
Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}$	edulcorante
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	ácido de las baterías
Agua	H_2O	para lavar, cocinar, limpiar

Los compuestos únicamente se pueden separar por medios químicos. Por tanto, es posible afirmar que al separar los constituyentes del agua se obtienen dos sustancias completamente diferentes; una de ellas es *combustible* (el hidrógeno) y la otra *comburente* (el oxígeno). Esto muestra que el agua se transforma en otras sustancias cuya estructura íntima es distinta: se ha efectuado la electrólisis del agua.

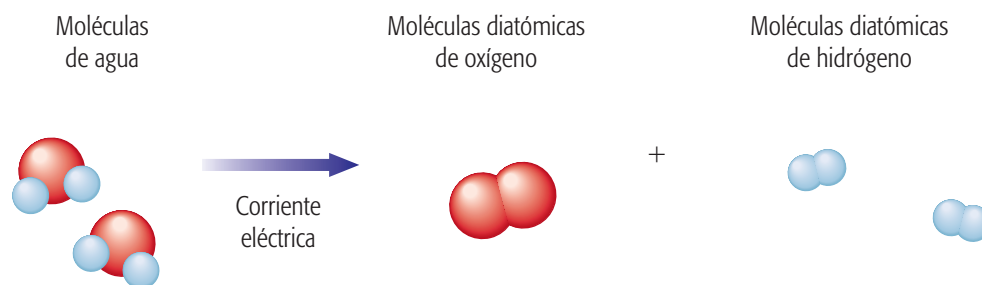


Figura 1.13 *Descomposición del agua* Descomposición de dos moléculas de agua (H_2O), en una molécula de oxígeno (O_2) y dos moléculas de hidrógeno (H_2).

Hasta ahora se han mencionado algunos conceptos generales partiendo de la clasificación de la materia; de manera general se puede decir que la materia se conforma por átomos y moléculas, pero ¿qué es un átomo?, ¿qué es una molécula?

Átomos

El **átomo** es la partícula más pequeña en que se puede dividir la materia mediante procedimientos químicos, que intervienen en los cambios o reacciones químicas.

Moléculas

Molécula es la parte más pequeña en la que se puede dividir una sustancia molecular sin que se forme otra diferente; una molécula resulta de la unión, mediante enlaces covalentes, de dos o más átomos.

Dada la pequeñez de estas partículas es difícil imaginar el tamaño; el diámetro es del orden de diez millonésimos de milímetro. La unidad para medir las moléculas es el angstrom (\AA).

$$\text{\AA} = \frac{1}{10\,000\,000} \text{ mm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$$

Las dimensiones de las distintas moléculas dependen de su clase. Para tener idea de su tamaño, sólo basta imaginar una gota de agua agrandada hasta el volumen de la Tierra: cada molécula de agua tendría aproximadamente el tamaño de una naranja.

En cualquier estado de agregación molecular, las moléculas no entran en contacto; existen huecos (poros) entre ellas llamados *espacios intermoleculares*. La aparente continuidad de la materia se debe al limitado poder separador de los sentidos de los seres humanos.

La palabra y su raíz

electrólisis (griego) *élektron* ámbar; *lysis* disolución
Descomposición de un compuesto por medio de la corriente eléctrica.

La palabra y su raíz

átomo *A* (griego) sin o no y *tome* (griego) división.

Indivisible o no divisible.

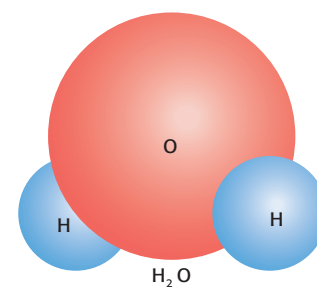


Figura 1.14 Dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno forman una molécula de agua.

Soluciones

Una **solución** o disolución es materia cuya composición es variable. Las soluciones constan de dos partes: el disolvente y el soluto. El *disolvente* es la parte que existe en mayor proporción, y el *soluto*, en menor proporción. Una aleación es una disolución sólida.

Nombre de la aleación	Composición como porcentaje en masa	Usos
Acero inoxidable	Hierro (Fe) 73-79% Cromo (Cr) 14-18% Níquel (Ni) 7-9%	utensilios de cocina, cuchillos, cubiertas inoxidables
Bronce	Cobre (Cu) 70-95% Zinc (Zn) 1-25% Estaño (Sn) 1-18%	esculturas, películas
Latón	Cobre (Cu) 50-80% Zinc (Zn) 20-50%	plateado, adornos
Platería	Plata (Ag) 92.5% Cobre (Cu) 7.5%	joyería, vajillas
Oro de 14 kilates	Oro (Au) 58% Plata (Ag) 14-28% Cobre (Cu) 14-28%	joyería
Oro blanco de 18 kilates	Oro (Au) 75% Plata (Ag) 12.5% Cobre (Cu) 12.5%	joyería
Soldadura (para electrónica)	Estaño (Sn) 63% Plomo (Pb) 37%	conexiones eléctricas

Cuadro 1.2 Algunas aleaciones comunes

Mezclas

Generalmente las **mezclas** se pueden definir, ya sean *homogéneas* o *heterogéneas*, como la materia que resulta de la unión aparente (no química) de dos o más sustancias llamadas *componentes*.

Como característica de las mezclas se mencionan las siguientes:

- Las partes que las forman no pierden sus propiedades originales.
- La proporción de los componentes es variable.
- Sus componentes se pueden separar por medios físicos.

Métodos de separación de mezclas

Existen varios *métodos de separación de mezclas* y su uso depende de las características de los componentes que las forman. Cuando se aprovecha la diferente densidad de los componentes se emplean métodos como la decantación, la filtración o la centrifugación.

Decantación En este método, una mezcla heterogénea se deja reposar durante cierto tiempo para que la acción de la gravedad los separe y se puedan separar simplemente por apreciación de las distintas fases (figura 1.15).

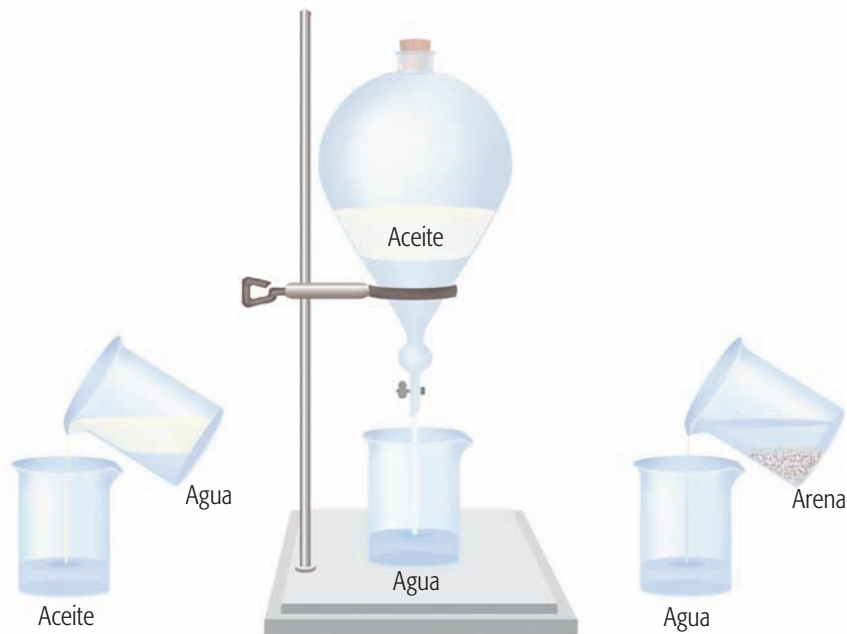


Figura 1.15 Decantación Para separar los componentes de una mezcla se aprovecha la fuerza de gravedad.

Filtración Este procedimiento se basa en el empleo de material poroso que retiene las partículas sólidas, mientras deja pasar el líquido en el que estas partículas estaban en suspensión. Por lo general, el material poroso se acomoda en un embudo para facilitar la separación (figura 1.16).

Centrifugación En ocasiones la sedimentación del sólido es muy lenta y se acelera mediante la acción de la fuerza centrífuga. Para llevar a cabo esta técnica se coloca la mezcla en recipientes que se hacen girar a gran velocidad; los componentes más densos se depositan en el fondo (figura 1.17).

Hay otros procedimientos en los que se aprovecha el diferente punto de ebullición de los componentes, tales procedimientos son la evaporación, la sublimación y la destilación.

Evaporación Este método se emplea para separar un sólido de un líquido, cuando se quiere recuperar el sólido, pero no el líquido. Simplemente se calienta la mezcla y al evaporarse el componente líquido queda el sólido en el recipiente.

Sublimación Este procedimiento se utiliza para separar al yodo de otros materiales sólidos, ya que el yodo se sublima al calentarlo, es decir, pasa directamente del estado sólido al gaseoso y se condensa en una superficie fría (figura 1.18).

Destilación Este método consta de dos procesos fundamentales: evaporación (paso de líquido a vapor) y condensación (paso de vapor a líquido). Mediante este procedimiento se puede separar un líquido de un sólido, evaporando el líquido y condensándolo en un aparato especial llamado refrigerante. También se puede separar un líquido de otro (como agua y acetona), aprovechando sus diferentes puntos de ebu-

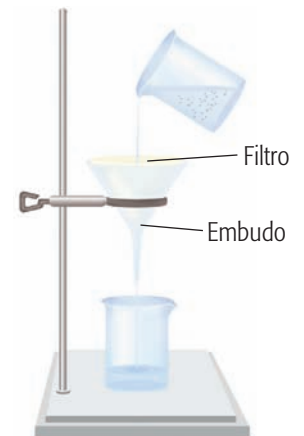


Figura 1.16 Filtración Se emplea material poroso para separar partículas sólidas de un líquido.



Figura 1.17 Centrifugación con centrifuga eléctrica La fuerza centrífuga acelera la sedimentación de los componentes sólidos de una mezcla.



Figura 1.18 Sublimación Al calentar el yodo, éste pasa al estado gaseoso y luego se condensa.

llación. Por este método se obtiene el agua químicamente pura, llamada *agua destilada* (figuras 1.19 y 1.20).

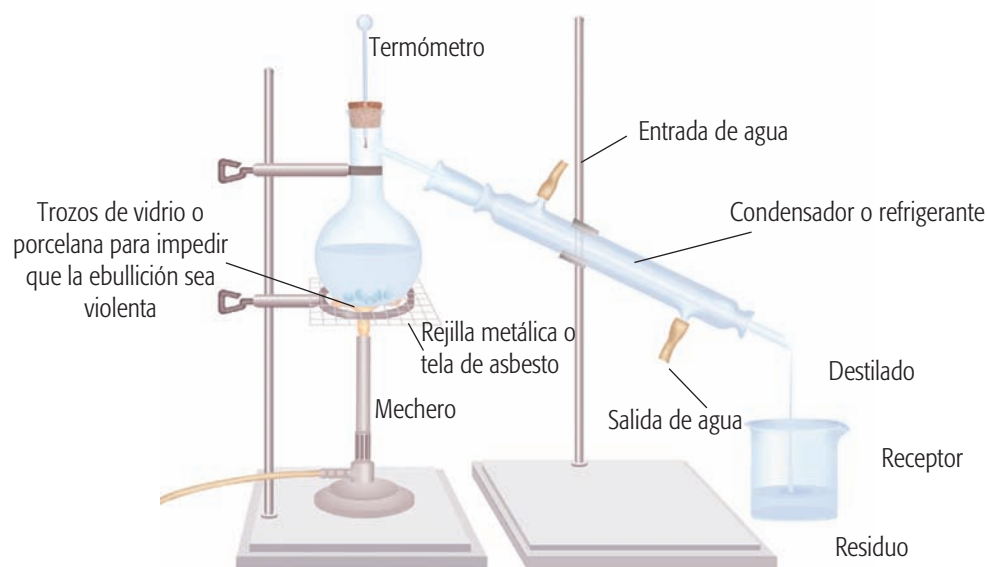


Figura 1.19 Destilación Mediante los procesos de evaporación y condensación se separan los componentes de una mezcla. En dos líquidos, se aprovecha la diferencia entre sus puntos de ebullición.

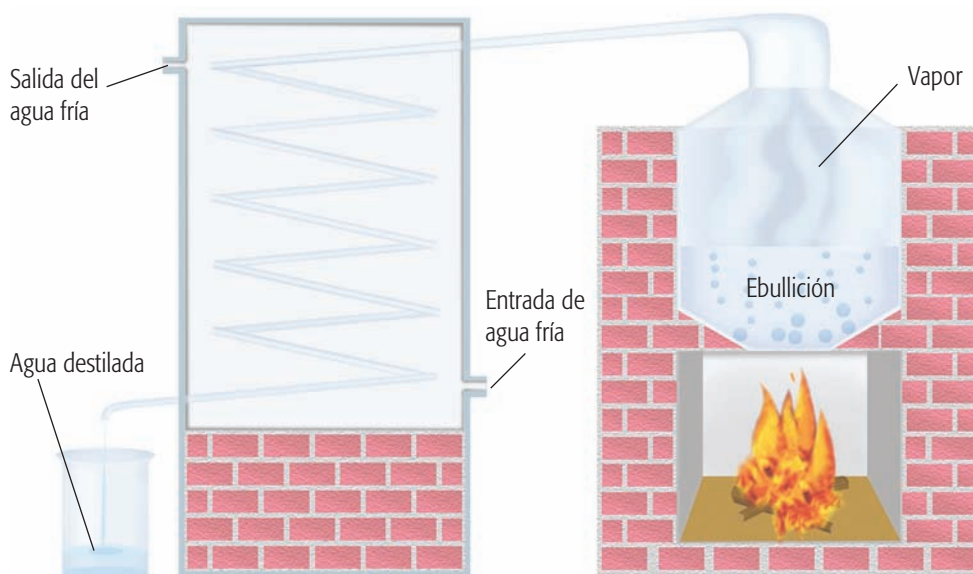


Figura 1.20 Alambique común para la destilación del agua

Separación por solubilidad o extracción con disolventes Este procedimiento combina algunos de los ya descritos. Por ejemplo, si se requiere separar una mezcla cuyos componentes son sal de mesa y carbón en polvo, se le agrega agua que disolverá sólo la sal de mesa, más tarde, la mezcla se filtra para apartar el carbón, y el líquido filtrado (agua salada) se separa en sal y agua mediante evaporación o destilación, si se quiere recuperar el agua.

Cromatografía Consiste en la separación de los componentes de mezclas; en este procedimiento se aprovecha la distinta capacidad de movimiento de los componentes a través de un material.

En la cromatografía hay dos fases: la estacionaria y la fase móvil; cuando la fase móvil pasa a través de la estacionaria y debido a que los componentes de la mezcla se mueven a distintas velocidades se produce su separación. Existe cromatografía en papel, en capafina, en gel (figura 1.21) y cromatografía de gases.

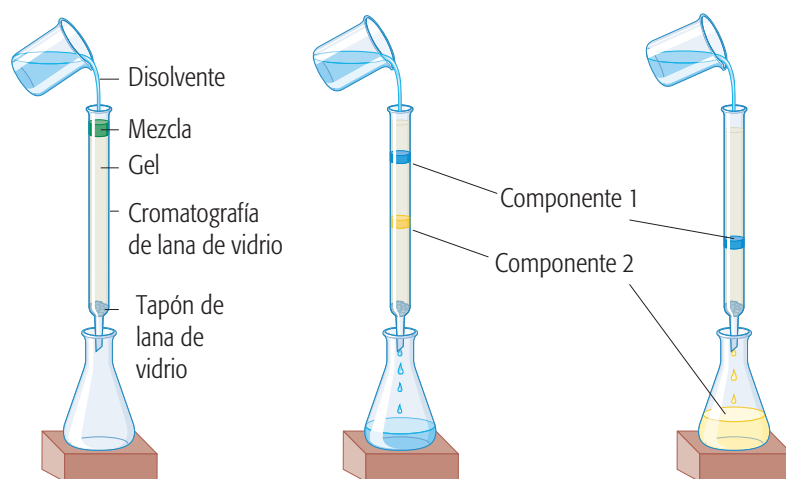


Figura 1.21 Cromatografía en gel

Tamizado Llamado también *tamizaje* o *tamización*. Se utiliza para separar dos o más sólidos cuyas partículas poseen diferentes tamaños. Para ejecutar el tamizado se hace pasar la mezcla por un tamiz, por cuyas aberturas caerán las partículas más pequeñas, quedando el material más grueso en el tamiz.

El tamizado se utilizaba antiguamente en la agricultura para separar las piedras de los granos. También se utiliza en la construcción (albañilería) cuando se quiere obtener la llamada arena fina. Y es empleado además por los paleontólogos para obtener restos fósiles.

Imantación o **separación por magnetismo** Se emplea para separar materiales con propiedades magnéticas de otras que no las tengan. Un ejemplo es la separación de limaduras de hierro mezcladas con azufre o arena.



Figura 1.22 El tamizado en la construcción

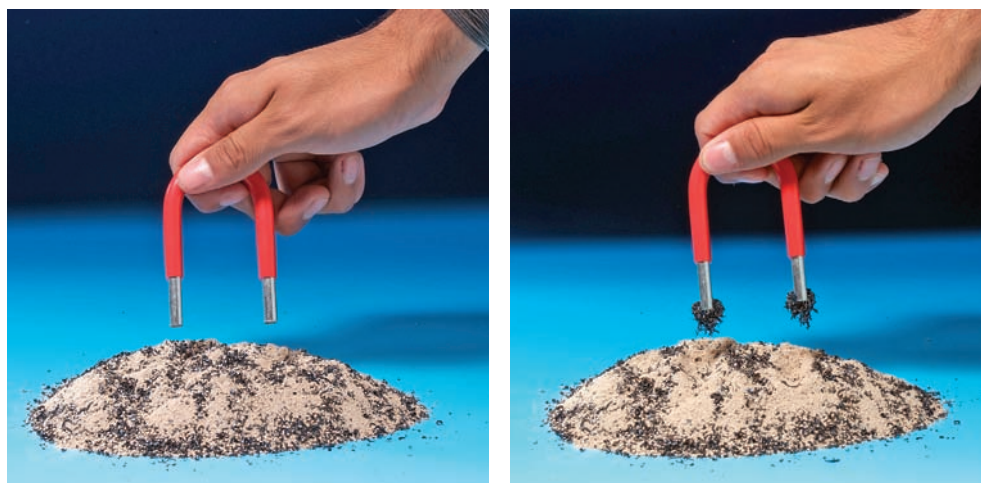


Figura 1.23 Separación por magnetismo

Separación de compuestos

El *análisis* es el procedimiento químico que permite conocer los constituyentes de un compuesto. La *síntesis* es un proceso contrario al de análisis, y consiste en formar un compuesto a partir de sustancias más sencillas.

El análisis puede ser *cualitativo* o *cuantitativo*. Es cualitativo cuando sólo interesa conocer la clase de constituyentes que forman un compuesto, y cuantitativo cuando se indica la cantidad de esos constituyentes.

Si la cantidad de los constituyentes se da en unidades de volumen es *análisis cuantitativo volumétrico*, y si se da en unidades de peso es *análisis cuantitativo gravimétrico*.

Al referir que el agua está constituida por hidrógeno y oxígeno, se está haciendo un análisis cualitativo de esta sustancia. Si se determina que en el agua, por cada 2 cm³ de hidrógeno existe 1 cm³ de oxígeno, el análisis es cuantitativo volumétrico, y será cuantitativo gravimétrico cuando se especifique que por cada gramo de hidrógeno hay ocho de oxígeno.

Manos a la obra

Características de los elementos, los compuestos y las mezclas

Material

- mechero de Bunsen
- 2 tubos de ensayo
- cápsula de porcelana
- imán
- 2 vidrios de reloj
- espátula
- papel filtro
- embudo de vidrio
- pinzas para tubo de ensayo
- anillo de hierro
- soporte de hierro
- tela de alambre con asbesto

Sustancias

- 2 g de azufre en polvo
- 2 g de limaduras de hierro
- 2 g de sulfuro de hierro(III)
- 10 mL de disulfuro de carbono

Procedimiento

1. En un vidrio de reloj revuelve con la espátula el azufre y el hierro.
2. Después, coloca la tercera parte de hierro y azufre revueltos en un tubo de ensayo.

3. Agrega a ese tubo de ensayo disulfuro de carbono.
4. Agita el contenido del tubo de ensayo y pásalo por el papel filtro, colocado previamente en el embudo. Recoge el líquido filtrado en el vidrio de reloj.
5. Observa lo que quedó en el papel filtro y en el vidrio de reloj, después de que se evapore la totalidad del disulfuro de carbono.
6. Toma otra tercera parte de azufre y hierro revueltos del vidrio de reloj y acerca el imán. Observa lo que ocurre.
7. Repite los pasos del 3 al 6. Pero ahora en lugar de azufre y hierro revueltos agrega en el tubo de ensayo sulfuro de hierro(III).

a) ¿Perdió sus propiedades el azufre al revolve con el hierro?

b) ¿Se disuelve el sulfuro de hierro(III) en disulfuro de carbono?

c) ¿Perdió sus propiedades el hierro al formar sulfuro de hierro?

d) ¿Es atraído el azufre por el imán?

e) ¿Atrae el imán al hierro?

f) Del azufre y hierro revueltos ¿qué parte es la que atrae el imán?

g) ¿Perdió propiedades el hierro?

h) ¿Es atraído el sulfuro de hierro por el imán?

i) ¿Perdió sus propiedades el hierro al formar esta sustancia?

8. Coloca la tercera parte restante de la mezcla de azufre y el hierro en la cápsula de porcelana.

9. Enciende el mechero de Bunsen y aplícale calor a la cápsula de porcelana, espera unos minutos.

10. Compara la sustancia que se formó con el sulfuro de hierro que tienes: ¿es la misma sustancia?

11. Después de comentar con tus compañeros las siguientes características, escribe sobre la línea si pertenecen a un *elemento*, a un *compuesto* o a una *mezcla*.

a) El azufre está formado por átomos de la misma clase.

b) El azufre es una sustancia simple.

c) El azufre no se puede descomponer en sustancias más sencillas.

Entonces el azufre es

a) El hierro está formado por átomos de la misma clase.

b) El hierro es una sustancia simple.

c) El hierro no se puede descomponer en sustancias más sencillas.

Entonces el hierro es

a) En el azufre y el hierro revueltos hay átomos de distinta clase.

b) El azufre y el hierro se pueden separar fácilmente por medios físicos.

c) El azufre y el hierro al revolverse no pierden sus propiedades.

Entonces el azufre y el hierro revueltos son

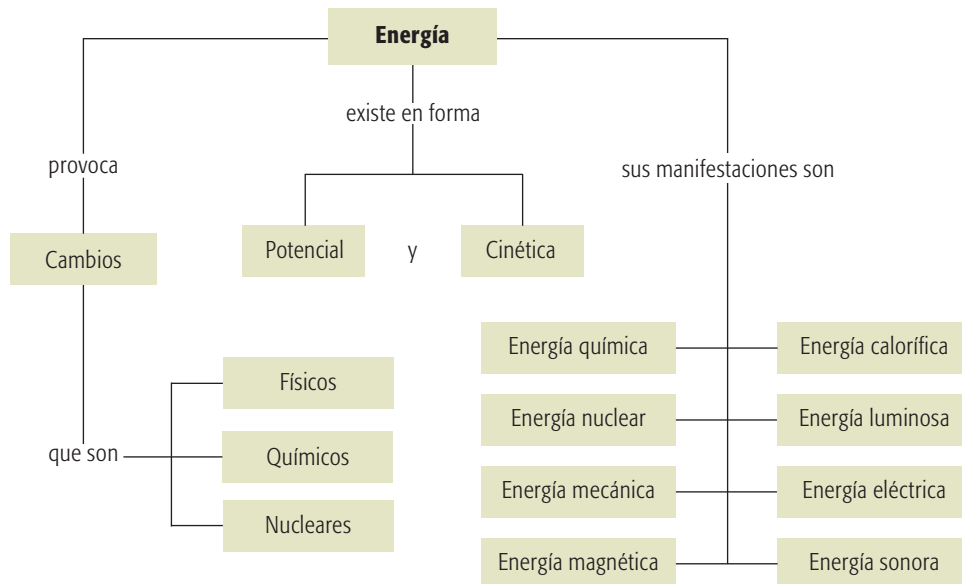
a) El sulfuro de hierro está formado por átomos de distinta clase que son átomos de hierro y átomos de azufre.

b) El azufre y el hierro no se pueden separar por medios físicos cuando forman el sulfuro de hierro.

c) El azufre y el hierro pierden sus propiedades al formar sulfuro de hierro.

Entonces el sulfuro de hierro es

1.3 Energía



Mapa conceptual 1.3

La energía y su relación con los cambios

Ya se ha mencionado que la masa y la energía están íntimamente relacionadas. Y que la materia no se encuentra estática, sino que constantemente se generan cambios en ella. Estos cambios pueden ser físicos o químicos.

Cambios físicos

Son **cambios físicos** aquellos cambios que sufre la materia sin alterar su estructura íntima, es decir, sin que haya transformación de sustancias. Ocurren cambios físicos al doblar un alambre, fragmentar un trozo de madera, los cambios de agregación, entre otros.

Cambios químicos

Los **cambios químicos** son aquellos cambios que producen alteraciones en la estructura íntima de la materia, y ocurren cuando una o más sustancias se transforman en otra u otras diferentes. En química se denomina a estos cambios *reacciones químicas*. Son ejemplos de cambios químicos la combustión, la oxidación del hierro, el agriado de la leche, entre muchos más.

En estos cambios, ya sean físicos o químicos, está presente la energía, por lo que no es posible concebirla separada de la masa. Comúnmente se define a la **energía** como la capacidad para producir un cambio.

Energía potencial y cinética

Energía potencial Es aquella que se encuentra almacenada en un cuerpo en virtud de su posición con respecto a otros cuerpos. Es la energía disponible para efectuar un trabajo en un momento determinado. Tiene energía potencial, desde el punto de vista físico, el agua almacenada en una presa, un martillo que se encuentra a cierta altura, un resorte de acero, etcétera. Desde el punto de vista químico, se reconoce

que toda la materia posee energía en estado potencial, la cual se llama energía química, misma que se manifiesta cuando las sustancias reaccionan.

Energía cinética Es la que contienen los cuerpos en virtud de encontrarse en movimiento. La energía cinética depende de dos factores: la masa y la velocidad.

Cuando ocurre la transformación de energía potencial a cinética, aparecen las manifestaciones de energía conocidas (calor, luz, electricidad, sonido, energía nuclear, energía química, por mencionar sólo algunas). Por ejemplo: el agua almacenada en una presa (energía potencial) al poner en movimiento (energía cinética) a una planta hidroeléctrica produce electricidad, la cual se transforma en cada hogar en calor, sonido, luz. Otro ejemplo, es el sistema de sustancias que forman un cerillo, las que poseen energía potencial en reserva (o energía química) que al reaccionar producen luz y calor.

La energía que interviene en las reacciones químicas casi siempre es calorífica, aunque en ocasiones incluye energía eléctrica o luminosa. Las reacciones químicas se denominan **exotérmicas** cuando se libera calor a los alrededores y **endotérmicas** cuando lo absorben.



Figura 1.24 Una reacción exotérmica La energía liberada durante una explosión de nitroglicerina rompe y mueve las rocas. La compleja molécula de nitroglicerina es transformada en cuatro productos gaseosos: dióxido de carbono, nitrógeno, oxígeno y vapor de agua.

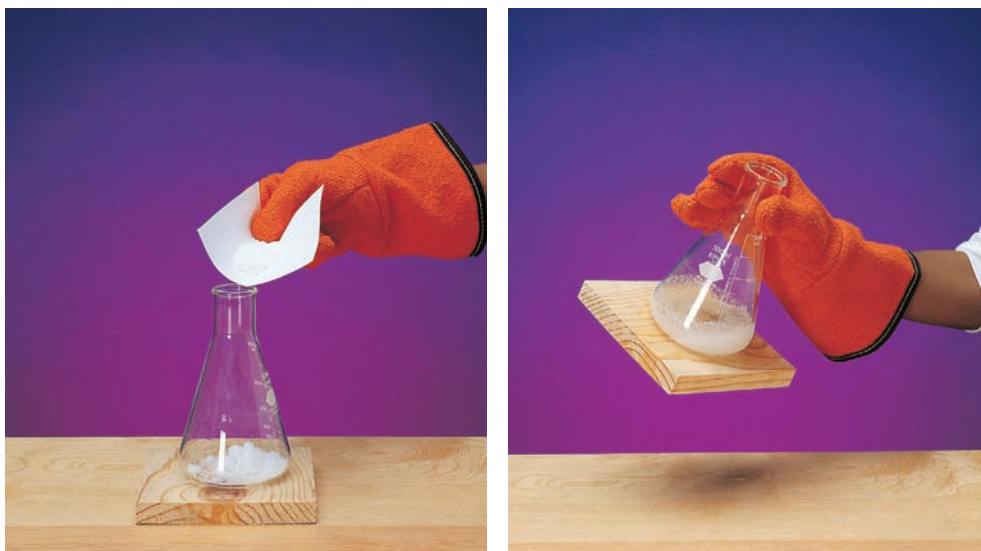


Figura 1.25 Una reacción endotérmica Cuando los dos compuestos tiocianato de amonio e hidróxido de bario octahidratados se mezclan, se produce una reacción que absorbe calor de los alrededores. El matraz se enfría tanto, que si en el fondo del matraz hay una película de agua ésta se congelará originando que el matraz se adhiera a un bloque de madera.

La rama de la química que estudia exclusivamente la energía calorífica que acompaña a un proceso químico se denomina *termoquímica*.

La unidad que se emplea para medir el calor es la caloría. Una **caloría** es la cantidad de calor necesario para elevar 1 °C la temperatura de un gramo de agua; 1 000 calorías constituyen una kilocaloría (kcal). La caloría corresponde al sistema métrico de unidades. En el Sistema Internacional de Unidades (SI) la unidad derivada de energía es el joule (J).

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

El **calor específico** (C_e), propiedad específica de la materia, es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de sustancia.

$$C_e = \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

En el caso del agua es de 1 cal/g °C.

La cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de cierta cantidad de materia se calcula multiplicando la masa (m) por el cambio de temperatura (Δt) por el calor específico (C_e), es decir, calor = $m\Delta t C_e$. Las unidades empleadas son: para la masa, el gramo (g); para la temperatura, el grado Celsius (°C) y para el calor específico, cal/g °C. (El símbolo Δ es la letra griega delta y se emplea para indicar la variación entre dos cantidades.)

Sustancia	$C_e = \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$
Alcohol etílico	2.138
Hielo	2.03
Aluminio	0.88
Hierro	0.45
Plata	0.24
Mercurio	0.14
Oro	0.13

Cuadro 1.3 Calor específico de algunas sustancias.

Problemas resueltos

1.1 ¿Qué cantidad de energía calorífica, en joules y en calorías, se requiere para calentar un pedazo de hierro cuya masa es de 1.3 g de 25 °C a 46 °C?

Solución

En el cuadro 1.3 se nota que el calor específico del hierro es de 0.45 J/g °C.

Se sustituyen los valores conocidos en:

$$\begin{aligned} \text{Calor} &= m \Delta t C_e \\ &= (1.3 \text{ g}) (46 \text{ }^\circ\text{C} - 25 \text{ }^\circ\text{C}) (0.45 \text{ J/g } ^\circ\text{C}) \\ &= (1.3 \text{ g})(21 \text{ }^\circ\text{C})(0.45 \text{ J/g } ^\circ\text{C}) \\ &= 12 \text{ J} \end{aligned}$$

Se sabe que $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$, entonces:

$$\frac{12 \text{ J} \times 1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 2.87 \text{ cal}$$

Se necesitan 12 J o 2.87 cal.

- 1.2** Una muestra de metal puro de 2.8 g requiere 10.1 J de energía para que su temperatura cambie de 21°C a 36°C . ¿De qué metal se trata?

Solución

En este caso se debe investigar el C_e .

$$\text{Calor} = m \Delta t C_e$$

Entonces:

$$C_e = \frac{\text{Calor}}{m \Delta t}$$

Sustituyendo, se tiene:

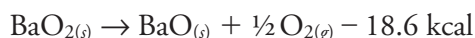
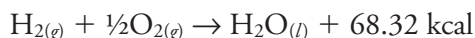
$$\begin{aligned} C_e &= \frac{10.1 \text{ J}}{2.8 \text{ g} \times (36^\circ\text{C} - 21^\circ\text{C})} \\ &= \frac{10.1 \text{ J}}{2.8 \text{ g} \times 15^\circ\text{C}} = \frac{10.1 \text{ J}}{42 \text{ g}^\circ\text{C}} \\ &= 0.24 \text{ J/g}^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Al remitirse al cuadro 1.3 se sabrá que la muestra se trata de plata.

Ejercicios

- 1.2** ¿Cuántos joules se necesitan para elevar la temperatura de 7.40 g de agua de 29.0°C a 46°C ?
- 1.3** Calcula las calorías necesarias para elevar la temperatura de 10 g de aluminio de 15°C a 35°C .
- 1.4** Una muestra de 12.5 g de una aleación requiere 145 J para elevar su temperatura de 25°C a 110°C . Calcula el calor específico de la aleación.

En general, las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones que refieren la transformación de las sustancias pero no indican el cambio de energía que tiene lugar en ellas. Cuando en esas ecuaciones aparece, del lado derecho, el calor producido o absorbido, reciben el nombre de ecuaciones *termoquímicas*. En seguida se presentan algunos ejemplos:*



* (ac) significa que la sustancia se encuentra en solución acuosa, (l) en forma de líquido, (s) como sólido y (g) en estado gaseoso.

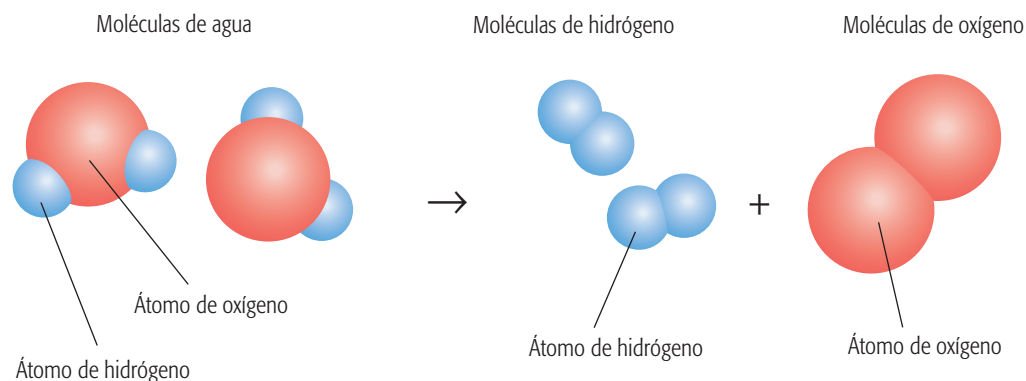
Las tres primeras reacciones son exotérmicas, las dos últimas, endotérmicas. En las exotérmicas se observa el signo positivo y en las endotérmicas, el negativo.

Conservación

Leyes de conservación

En una reacción química con desprendimiento de energía, la masa no se altera, de ahí que Antoine Laurent Lavoisier, al introducir el uso de la balanza para el estudio de los cambios químicos, haya establecido la *ley de la conservación de la masa*: “En todo cambio químico, la cantidad de materia antes de efectuarse dicho cambio, es la misma que resulta después de que se efectúa”. Se conoce más comúnmente de la siguiente manera: “La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma”.

Figura 1.26 Conservación de la masa Dos moléculas de agua contienen dos átomos de oxígeno y cuatro átomos de hidrógeno. Cuando se descomponen forman una molécula de oxígeno que tiene dos átomos de oxígeno y dos moléculas de hidrógeno que contienen cuatro átomos de hidrógeno en total. Como toda la materia está compuesta de átomos y el número de átomos es el mismo antes y después del cambio químico, se puede ver que la materia se conserva.



Una ley semejante a la de la *conservación de la materia* es la de la conservación de la energía, que dice: “La energía no se crea ni se destruye en ausencia de reacciones nucleares”.

Se sabe, en cierta medida, que la materia y la energía son interconvertibles. La cantidad de energía que se produce a partir de una cantidad de materia o viceversa, se obtiene por medio de la ecuación de Einstein:

$$E = mc^2$$

donde E es la energía, m es la masa de materia que se transforma en energía y c^2 es una constante: el cuadrado de la velocidad de la luz (300 000 km/s).

Debe observarse que lo que se transforma en energía no es la masa total del núcleo que reacciona, sino únicamente la masa de la materia que se transforma en energía. En ocasiones la ecuación se escribe de la siguiente manera: $E = (\Delta m) c^2$.

Como la constante c tiene un valor muy grande, un valor muy pequeño de m corresponde a una cantidad muy grande de energía (E).

Por ejemplo, un gramo de materia que se transforma totalmente en energía “mantendría encendido un foco de 100 watts durante 40 000 años”. La energía liberada en las reacciones nucleares es tal, que resulta ser la fuerza más potente conocida hasta hoy.

Las reacciones nucleares son de fisión, de fusión o decaimiento. Se llama **fisión** al proceso de escisión (división) de un núcleo pesado en dos partículas aproximadamente iguales. Por ejemplo:

La palabra y su raíz

fisión *findere* (latín) separar. Cuando un núcleo experimenta fisión, se separa en fragmentos más pequeños.

Fisión del uranio

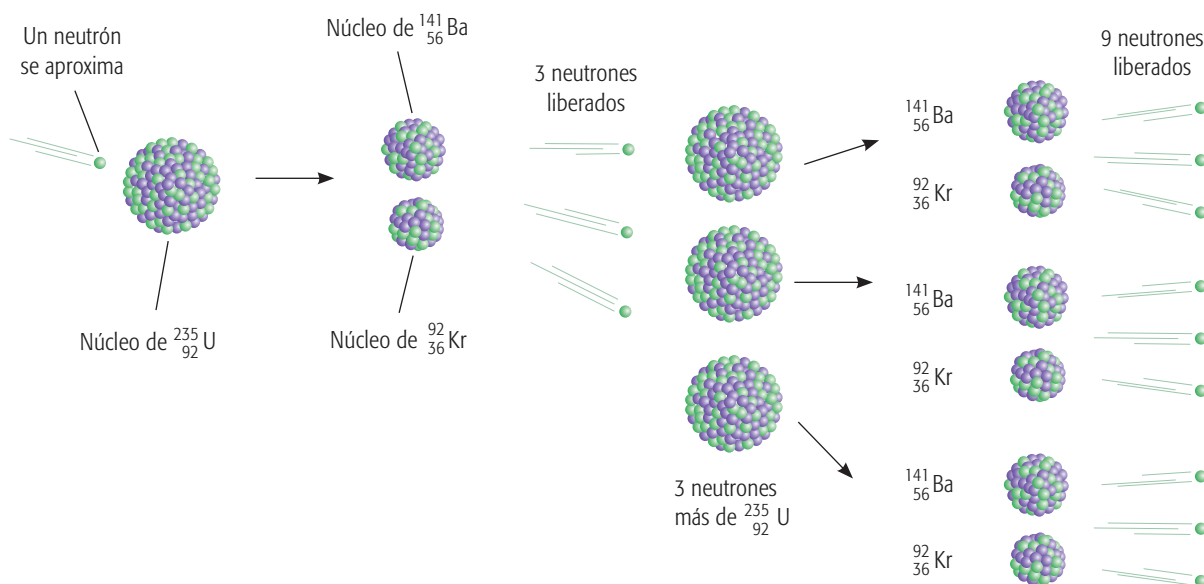
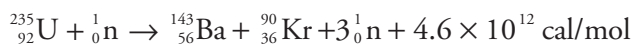


Figura 1.27 *Fisión del uranio* En la fisión del uranio se produce una reacción en cadena: un neutrón colisiona con el núcleo de uranio-235 y provoca su división en núcleos más pequeños. Al mismo tiempo se liberan más neutrones que, a su vez, pueden colisionar con otros núcleos de uranio-235.

La **fusión** es el proceso opuesto a la fisión, y consiste en combinar átomos ligeros para formar otro u otros de más peso. Por ejemplo:

Fusión del hidrógeno

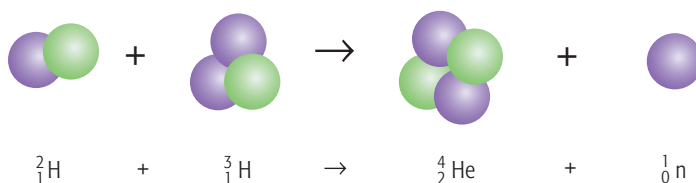


Figura 1.28 *Fusión del hidrógeno* Cuando un núcleo de hidrógeno-2 (deuterio) y uno de hidrógeno-3 (tritio) experimentan una fusión nuclear, se forman un núcleo de helio-4 y un neutrón.

Lo anterior ha llevado al hombre a unificar las leyes de la conservación de la masa y de la conservación de la energía en una sola: “En cualquier reacción la masa-energía de los reactivos (sistema inicial) es la misma que la masa-energía de los productos (sistema final)”. A esta ley se reconoce como **ley de la conservación de la materia y energía**. La comprobación experimental de la ecuación de Einstein ($E = mc^2$) tuvo lugar en forma trágica en la llamada *bomba atómica*.

En la actualidad, es de gran importancia para la humanidad la producción de energía por reacciones de fisión nuclear que se utilizan con fines pacíficos en plantas eléctricas, industrias, barcos, naves espaciales, no obstante el riesgo que conlleva.

Lectura

Desastre nuclear en Fukushima, Japón

Igual que hace más de 60 años, cuando Estados Unidos arrojó dos bombas nucleares en dos ciudades japonesas, Iroshima y Nagashaki, durante la Segunda Guerra Mundial, Japón vivió de nuevo los embates de la energía nuclear.

El 11 de marzo de 2011, la ciudad de Sandai, ubicada al norte de Japón, fue sacudida por un terremoto de 9.0 grados en la escala de Richter y un tsunami, los cuales dejaron además de miles de personas muertas y otras tantas desaparecidas, problemas en el reactor nuclear número 1 de la Central Nuclear de Fukushima.

Ese día, los reactores 1, 2 y 3 operaban con normalidad, pero cuando ocurrió el terremoto se apagaron automáticamente. Al apagarse los reactores, se dejó de producir electricidad. Entonces, los motores diésel de emergencia comenzaron a funcionar normalmente para generar electricidad, pero se detuvieron con el tsunami que siguió al terremoto.

La central nuclear de Fukushima fue declarada en estado de emergencia debido a que fallaron los sistemas de refrigeración del reactor 1.

En este reactor, que es refrigerado mediante la circulación de agua a través de su combustible nuclear, se detectó una presión alta de vapor, alcanzando alrededor de dos veces lo permitido. La empresa Tokyo Electric Power Company evaluó, y luego liberó parte de ese vapor radiactivo, para reducir la presión en el interior del reactor.

Después de varias explosiones, el desastre nuclear de Fukushima, en el cual las emisiones radiactivas tuvieron un alcance de un radio de 30 kilómetros, fue ubicado en el nivel 7 en la escala de accidentes nucleares, igualándose en gravedad al de la planta atómica de Chernóbil, Ucrania, en 1986.

Aún no se han cuantificado los daños de este desastre nuclear. La Organización de las Naciones Unidas (ONU) informó que podría llevarse dos años en evaluar los efectos en la salud y el medio ambiente causado por las emisiones radioactivas de la central nuclear de Fukushima.

¿Sabías que...?

Se calcula que el 10 por ciento de las muertes por cáncer se deben a la exposición a radiaciones, pero los efectos tardan entre 5 y 10 años en manifestarse.

Fuentes de energía

Las fuentes de energía primarias son aquellas donde un recurso natural se aprovecha directamente para producir energía. Dentro de éstas se encuentran: la energía solar, los combustibles fósiles (petróleo, gas natural y carbón) y el uranio.

La electricidad es una fuente secundaria, ya que se obtiene mediante la transformación de fuentes primarias a través de procesos físicos, químicos o nucleares.

En la actualidad la mayor parte de la energía que se emplea (aproximadamente 88%) proviene de reacciones químicas, como la combustión de sustancias fósiles. Esto ha contribuido en gran medida a la contaminación del ambiente puesto que produce gases como el dióxido de carbono (CO_2) cuyo exceso en la atmósfera genera el efecto invernadero, además del monóxido de carbono (CO), que es altamente tóxico, y óxidos de nitrógeno y azufre que son los causantes de la “lluvia ácida”, la cual deteriora el ambiente por su acción corrosiva. El dióxido de azufre (SO_2) al hacer contacto con el oxígeno (O_2) del aire, produce trióxido de azufre (SO_3), que reacciona con el vapor de agua de la atmósfera, para formar el ácido sulfúrico (H_2SO_4), uno de los ácidos más fuertes y responsable de la lluvia ácida.

A finales del siglo pasado, se comenzó a cuestionar la forma de obtener energía mediante el método anterior, ya que:

- La combustión de combustibles fósiles causa problemas medioambientales como el smog y el calentamiento global del planeta.

- Los riesgos que se manifestaron por el uso de la energía nuclear, como en los accidentes ocurridos en Three Mile Island, Pennsylvania, Estados Unidos (1979), el de Chernóbil, Ucrania, 26 de abril de 1984 y el actual de Fukushima, Japón, ocurrido el 11 de marzo de 2011.

La catástrofe de Chernóbil se debió a fallas mecánicas y humanas, la atención se centró en el yodo radiactivo que tiene un periodo de semidesintegración de ocho días; en la actualidad (2012), las preocupaciones se centran en la contaminación del suelo con estroncio-90 y cesio-137, cuyos periodos de semidesintegración son de 30 años. Los niveles de cesio-137 se encuentran en las capas superficiales del suelo, donde son absorbidos por plantas, insectos y hongos, entrando en la cadena alimenticia.

Para obtener electricidad de la energía nuclear se emplean reactores (figura 1.29), donde el combustible nuclear es el uranio-235.

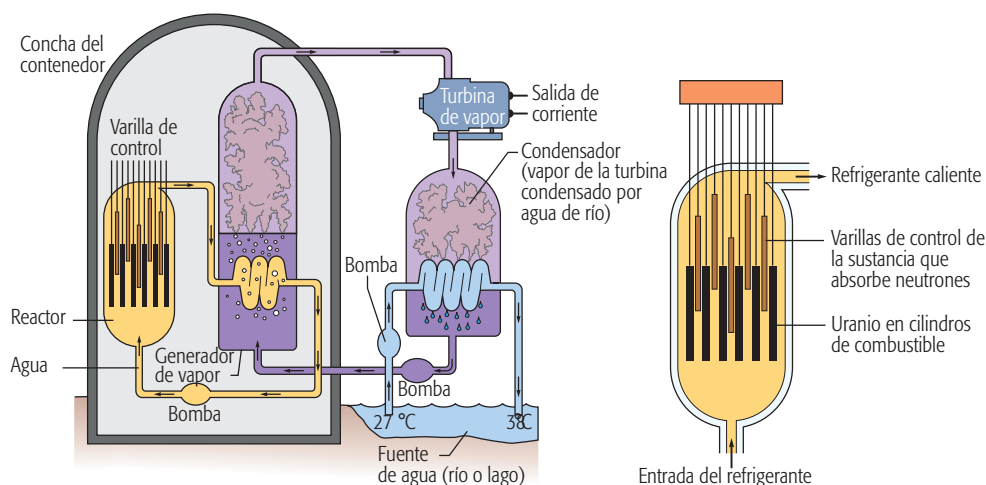
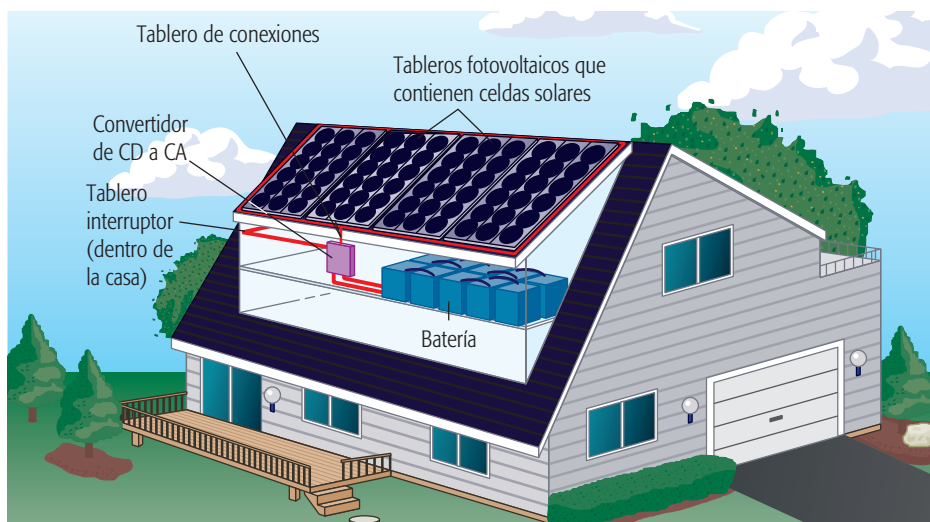


Figura 1.29 Esquema de un reactor nuclear. La energía del proceso de fisión se emplea para llevar agua a ebullición, y el vapor pasa a una turbina que mueve un generador. Se emplea agua de enfriamiento de algún río o lago para condensar el vapor cuando sale de la turbina.

Energías limpias

Se llaman **energías limpias** las que reducen el impacto nocivo ambiental. De éstas se pueden citar las siguientes:



¿Sabías que...?

El Sol seguirá suministrando energía durante los próximos cinco mil millones de años.

Figura 1.30 Hogar con energía solar. La energía solar capturada se convierte en calor para calentar las habitaciones.

¿Sabías que...?

Eólica proviene de Eolo, nombre con los que los antiguos griegos conocían al dios del viento.

Figura 1.31 *Energía eólica* Se necesitan cientos de turbinas de viento para el funcionamiento de una planta de energía eólica, la cual se diferencia de las demás por no emitir contaminantes al aire.

Energía solar Actualmente se utiliza la luz y el calor del Sol para producir energía eléctrica en las viviendas.



Energía eólica En la antigüedad, esta energía se usaba para mover los barcos de vela, para extraer agua del subsuelo mediante bombas accionadas por el viento que hace girar aspas. Ahora se utiliza para producir electricidad, ya que el viento mueve aspas montadas sobre una torre y conectadas a un generador para producir electricidad.

Energía hidráulica Se obtiene aprovechando los ríos y corrientes de agua dulce.

Energía maremotriz Proviene de las corrientes de mares y océanos.

Energía geotérmica Esta energía se produce por el calor de la Tierra.

Energía de la biomasa Existe en toda la materia orgánica, se le considera limpia cuando los azúcares y almidones se pueden fermentar para producir alcohol; asimismo, la acción bacteriana sobre la biomasa produce metano. El biodiésel es un biocombustible líquido que se obtiene a partir de lípidos naturales como aceites vegetales o grasas animales, con o sin uso previo, mediante procesos industriales. Se aplica en la preparación de sustitutos totales o parciales del petrodiesel o gasóleo obtenido del petróleo.

A principios de este siglo (xxi), en el contexto de búsqueda de nuevas fuentes de energía, se impulsó su desarrollo para su utilización en automóviles como combustible alternativo a los derivados del petróleo.

El biodiésel puede mezclarse con gasóleo procedente de la refinación del petróleo en diferentes cantidades. Se utilizan notaciones abreviadas según el porcentaje por volumen de biodiésel en la mezcla: B100 en caso de usar sólo biodiésel u otras notaciones como B5, B15, o B50, donde la numeración indica el porcentaje por volumen de biodiésel en la mezcla.

El impacto ambiental y las consecuencias sociales de la previsible producción de biodiésel y comercialización masiva, especialmente en los países en vías de desarrollo, generan un aumento de la deforestación de bosques nativos, el desplazamiento de cultivos alimentarios y para la ganadería, la destrucción del ecosistema y la biodiversidad y el desplazamiento de los trabajadores rurales. Se ha propuesto en los últi-

mos tiempos denominarlo agrodiésel, ya que el prefijo “bio” a menudo es asociado erróneamente con algo ecológico y respetuoso del medio ambiente. Sin embargo, algunas marcas de productos del petróleo ya denominan agrodiésel al gasóleo agrícola o gasóleo B, empleado en maquinaria agrícola.

Las energías limpias de verdad, es decir, las renovables, no crean problemas ambientales y en caso de desastres naturales no añaden un problema más a la población afectada por la fuerza de la naturaleza. La energía nuclear no se puede incluir, como muchos pretenden, en un modelo energético limpio seguro y sostenible.

Manos a la obra

Electrólisis del agua

Para efectuar la descomposición electrolítica del agua se necesita un voltámetro,* de lo contrario, se puede confeccionar uno como se indica líneas abajo.

Material

- 2 trozos de grafito (2 cm de longitud, aproximadamente), los puedes obtener de un lápiz
- 4 pilas de 1.5 voltios
- 2 pedazos de alambre de cobre recubiertos de plástico
- cinta de aislar
- 1 vaso de precipitados de 1000 mL
- 500 mL de agua
- 2 tubos de ensayo
- guantes de látex
- cerillos
- astilla de madera

Sustancia

- 5 g de hidróxido de sodio (sosa cáustica)

Cómo construir el voltámetro

1. Quita 3 cm del plástico a cada extremo de los alambres de cobre.
2. Enrolla cada punta descubierta de los alambres de cobre en un extremo de cada trozo del grafito. Cubre esta unión con cinta de aislar.
3. Une las 4 pilas con cinta de aislar en forma de batería, colocando el polo positivo al polo negativo.
4. Las puntas descubiertas de cada alambre adhiérelas, con cinta de aislar, una al polo positivo de la batería formada con las 4 pilas y la otra al polo negativo. Está listo el voltámetro.

*Aparato destinado a demostrar la descomposición del agua por la corriente eléctrica (*Diccionario de la lengua española*, 22ª edición. España, Real Academia Española, 2001).

Procedimiento

1. Agrega 500 mL de agua en el vaso de precipitados. Luego añade 5 g de hidróxido de sodio, el resultado de esta solución es sosa cáustica.
2. Con esta solución llena completamente los tubos de ensayo.
3. Usando los guantes de látex, tapa los tubos de ensayo con el dedo pulgar y colócalos boca abajo, así como están invertidos introdúcelos en el vaso de precipitados que contiene la solución de sosa cáustica; retira el dedo pulgar dejando los tubos de ensayo boca abajo en el vaso de precipitados.
4. Introduce los electrodos de grafito (terminales eléctricas, + -) en el vaso de precipitados, procurando que cada parte libre de éstos penetre en uno de los tubos de ensayo.
Escribe lo que observas.

5. Saca del vaso de precipitados el tubo de ensayo que se llenó primero de gas, tápalo con el dedo pulgar (usa los guantes de látex) para evitar que el gas se escape y conservándolo boca abajo. Acerca a la boca del tubo de ensayo un cerillo encendido.
Escribe lo que ocurre.

¿Qué sustancia contenía el tubo de ensayo?

6. Espera que el otro tubo de ensayo se llene completamente de gas. Mientras, enciende con un cerillo un extremo de la astilla de madera, procurando que no haga flama sólo un punto de ignición. Cuando el tubo de ensayo se haya llenado de gas, tápalo con tu pulgar en el interior del vaso de precipitados, sácalo y consérvalo tapado boca arriba. Destápalo e inmediatamente introduce la astilla de madera con un punto de ignición (brasa).

Escribe lo que ocurre.

¿Qué sustancia se recogió en este tubo?

De acuerdo con esta experiencia el agua está formada por la unión química de

Lectura

Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos

¿Son mejores las vitaminas, los fármacos y otras sustancias naturales que las purificadas o las sintéticas que producen las compañías farmacéuticas? Algunos empaques de vitaminas tienen un rótulo que dice *completamente natural*. Casi todas estas vitaminas se extraen de fuentes vegetales o animales.

Cuando tienes dolor de cabeza, ¿qué tomas para calmarlo, una taza de corteza de sauce o una aspirina? Los ingredientes activos de los dos remedios tienen estructuras químicas semejantes y los dos alivian el dolor de cabeza, pero el ácido salicílico, el compuesto químico de la corteza del sauce, produce varios efectos colaterales dañinos, como dolor de estómago, por ejemplo. La aspirina es un analgésico más eficaz y se puede tomar en dosis más bajas. La corteza del sauce contiene además otras sustancias químicas.

Después de años de investigación, los científicos produjeron aspirina en el laboratorio a partir de ácido salicílico y anhídrido acético, que contienen un solo ingrediente activo: el ácido acetilsalicílico.

Nuevos fármacos Cuando los científicos descubren en la naturaleza un nuevo compuesto químico que puede ser un tratamiento potencial o curar una enfermedad, ¿qué se hace? El procedimiento para elaborar fármacos seguros y eficaces es el siguiente: aislar y purificar el fármaco, determinar su composición y estructura, investigar cómo sintetizarlo, buscar una manera fácil y económica de producirlo en grandes cantidades y

tratar de cambiar la composición y estructura del compuesto original para mejorar el modelo de la naturaleza.

Curar el cáncer Los científicos descubrieron que el taxol, una sustancia química que se encuentra en la corteza del árbol del tejo del Pacífico, disminuye el tamaño de los tumores cancerosos de ovarios y mamas en 30%.



Figura 1.32 *Compuestos químicos naturales y sintéticos* En caso de un fuerte dolor de cabeza, ¿qué preferirías tomar, una aspirina o una taza de té de corteza de sauce?

Este hallazgo traería como consecuencia que, al presentar dicho fármaco gran demanda, podría destruir la población de árboles del tejo; por tal razón se comenzaron a buscar otras

fuentes de taxol. Los investigadores Andrea y Donald Stierle descubrieron un hongo que crece en el tejo y que produce taxol. Otros encontraron que las agujas del tejo europeo contienen un compuesto químico semejante al taxol. Los químicos intentaron descifrar la estructura del taxol, y en 1994 lograron obtener taxol puro en el laboratorio.

¿Cuál taxol es mejor: el purificado naturalmente o el sintético? En realidad, la estructura química y la pureza de ambos es idéntica; sin embargo, el hecho de que se pueda sintetizar taxol es una gran ventaja porque las compañías farmacéuticas pueden producirlo a menor costo y quizá modificar su estructura para aumentar su eficacia.

1. **Investiga** si el uso del taxol pudiera ser una amenaza para el árbol del tejo del Pacífico y si el riesgo aún es preocupante.
2. **Construye** ¿En qué se parecen las estructuras del ácido salicílico y del ácido acetilsalicílico (aspirina)? ¿En qué difieren?
3. **Analiza** las ventajas y desventajas del uso de las yerbas medicinales, de los fármacos naturales purificados y de los fármacos sintéticos.

Adaptado de John S. Phillips, Victor S. Strozak y Cheryl Wistrom. *Química. Conceptos y aplicaciones*, McGraw-Hill Interamericana Editores, México, 2007, p. 32.

Palabras clave

átomo, 21	fisión, 32 y 33	ley de la conservación de la materia, 33
calor específico, 30	fuentes de energía, 34 y 36	molécula, 21
cambio físico, 28	fusión, 12, 15, 32 y 33	plasma, 15
cambio químico, 28 y 32	gas, 12 y 13	propiedad, 16 y 17
caloría, 30	líquido, 12, 13 y 15	química, 5, 6, 7 y 8
ciencia, 4	materia, 6, 11, 12, 15 y 16	reacción endotérmica, 29 y 32
compuesto, 19, 21 y 26	material amorfo, 13 y 14	reacción exotérmica, 29 y 32
crystal líquido, 15	método científico, 4 y 5	sólido, 13, 14 y 15
elemento, 19	mezcla heterogénea, 18, 22 y 23	teoría, 4
energía, 28-30 y 34	mezcla homogénea, 18 y 22	teoría cinética, 12
energía limpia, 35		
energía nuclear 34, 35 y 37		

Lo que aprendí

Escribe en el paréntesis la letra que antecede a la respuesta correcta de cada cuestión.

- 1.1** Fundamentalmente, la química estudia... ()
- a) la energía
 - b) el núcleo atómico
 - c) los alimentos
 - d) la materia
- 1.2** La fotosíntesis es un ejemplo en el que se relaciona la química con la... ()
- a) física
 - b) biología
 - c) matemáticas
 - d) astronomía

- 1.3** Estudia los compuestos del carbono... ()
- a) química orgánica
 - b) química inorgánica
 - c) química analítica
 - d) química general
- 1.4** Constituyente clave de los CFCs que contribuye a la reducción de la capa de ozono... ()
- a) flúor
 - b) hidrógeno
 - c) cloro
 - d) carbono
- 1.5** Estado de la materia que tiene volumen y forma definidos... ()
- a) gas natural
 - b) alcohol
 - c) tubo de hierro
 - d) oxígeno gaseoso
- 1.6** Materia cuyas partes se pueden separar mediante métodos físicos... ()
- a) compuesto
 - b) elemento
 - c) solución
 - d) sustancia pura
- 1.7** Materia cuyas partes se pueden separar mediante métodos químicos... ()
- a) compuesto
 - b) elemento
 - c) solución
 - d) mezcla
- 1.8** Ejemplo de elemento químico... ()
- a) alcohol
 - b) agua
 - c) sal de mesa
 - d) carbono

1.9 Sustancia que está formada por átomos de la misma clase... ()

- a) elemento
- b) agua
- c) azúcar
- d) monóxido de carbono

1.10 Se tiene una mezcla formada por azufre, sal de mesa y agua. ¿Qué procedimientos se emplearían para separar y conservar estos componentes? ()

- a) decantación y sublimación
- b) evaporación y centrifugación
- c) sublimación y evaporación
- d) filtración y destilación

1.11 Escribe sobre la línea si el enunciado se trata de *energía potencial* o *energía cinética*.

- a) Una cucharada de azúcar _____
- b) Hule de un globo inflado _____
- c) La caída de un aerolito _____
- d) Un litro de gasolina _____
- e) Una roca en lo alto de una montaña _____
- f) Un automóvil en movimiento _____

1.12 Escribe a la derecha de cada enunciado si se trata de un cambio *físico* o *químico*.

- a) La oxidación de un clavo de hierro _____
- b) La evaporación del agua _____
- c) La formación de nubes _____
- d) La combustión de la madera _____
- e) La oxidación de la plata _____

1.13 Escribe un ejemplo de cómo el hombre utiliza para su beneficio los siguientes tipos de cambios de la materia.

- a) Físicos _____
- b) Químicos _____
- c) Nucleares _____

Unidad 2

Estructura atómica

Los átomos son los bloques de construcción de la materia; si imaginas a uno de ellos del tamaño de una casa, entonces su núcleo tendría la proporción de una canica, que es donde se concentra la materia.

Contenido

¿Cuánto sabes?

2.1 Partículas subatómicas y modelos atómicos

Lectura Los monitores para TV y computadoras y las luces de neón

Manos a la obra Espectros de emisión

2.2 Modelo atómico de la mecánica ondulatoria y números cuánticos

Lectura Aurora boreal

2.3 Configuraciones electrónicas

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante explicará la estructura y propiedades del átomo, y lo identificará como partícula fundamental de la materia. Asimismo, reconocerá su importancia y describirá e interpretará los experimentos que permitieron establecer los modelos atómicos.

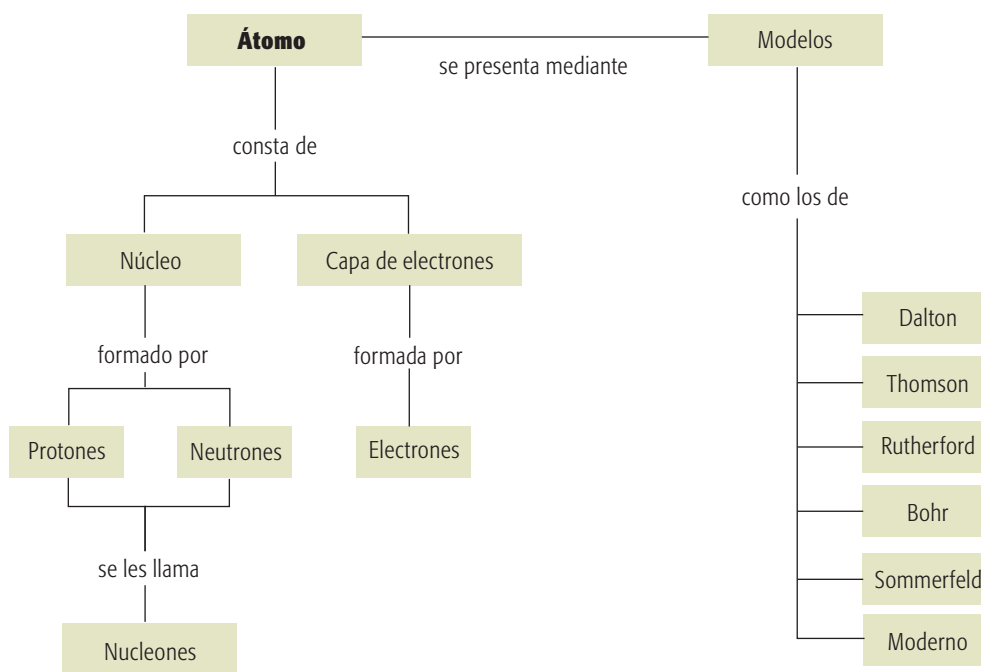
¿Cuánto sabes?

1. Menciona las partículas fundamentales que forman el átomo.
2. ¿Qué entiendes por radiactividad?
3. Describe o dibuja lo que para ti es un átomo.
4. ¿Qué entiendes por incertidumbre?
5. ¿Con cuál palabra de uso común relacionas el electrón?
6. El espectro de la luz blanca lo observas sobre todo en días lluviosos. ¿Con qué nombre lo conoces?
7. ¿Qué significado tiene para ti la palabra núcleo?
8. Al bajar en una escalera del quinto al cuarto escalón, ¿pierdes o ganas energía potencial?

Introducción

Toda la materia está formada por átomos. En esta unidad se estudiará con detalle cómo es la estructura y el llenado de los subniveles electrónicos en los átomos, además de la evolución de la forma de representarlos.

2.1 Partículas subatómicas y modelos atómicos



Mapa conceptual 2.1

Estructura básica del átomo

En la actualidad se sabe que el *átomo* consta de dos partes: el *núcleo* y la *capa de electrones*. El núcleo está formado por protones y neutrones, y la capa de electrones, por electrones. Estas tres partículas reciben el nombre de *partículas subatómicas fundamentales* (figuras 2.1 y 2.2).

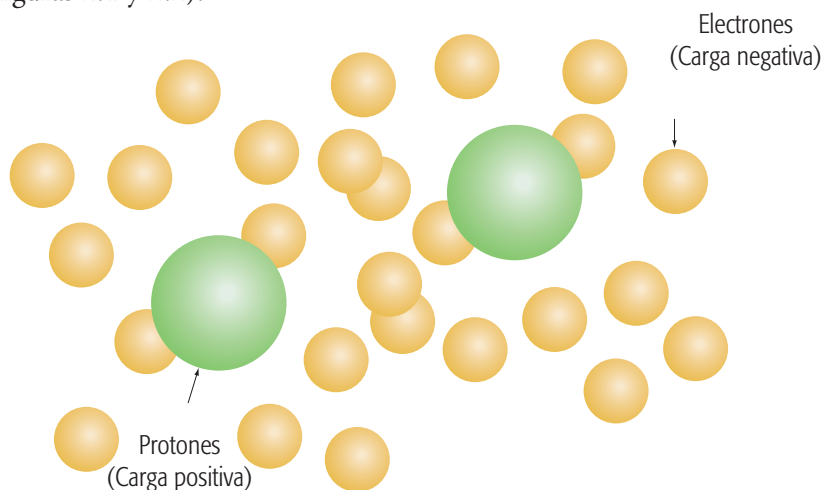


Figura 2.1 *Electrones y protones*
Estas partículas son las unidades fundamentales de carga, es por ello que la materia es de naturaleza eléctrica.

Partículas subatómicas fundamentales

A continuación se describen las partículas subatómicas fundamentales:

Electrón Los electrones son estables y forman los niveles y orbitales de la capa electrónica del átomo; su masa es prácticamente nula (9.11×10^{-28} g o 1/1830 la masa de un átomo de hidrógeno).

Protón Son estables y forman parte del núcleo de todos los átomos; su carga eléctrica es positiva y su masa es de 1.67×10^{-24} g.

Neutrón Junto con los protones, los neutrones constituyen el núcleo de los átomos (debido a esto a ambas partículas se les llama nucleones). Los neutrones no tienen carga eléctrica y su masa es ligeramente mayor que la del protón (1.675×10^{-24} g).*

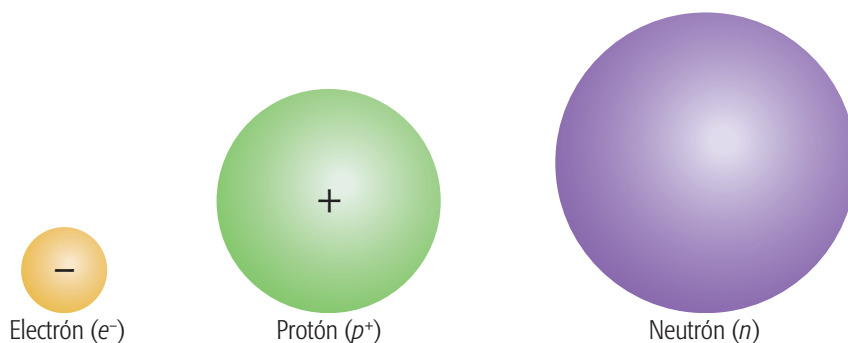


Figura 2.2 *Partículas subatómicas fundamentales de los átomos*
A finales del siglo XIX se tuvo certeza de que el átomo está formado por partículas subatómicas con masa y carga eléctrica.

El átomo está constituido por un núcleo positivo formado por protones y neutrones, rodeado de una nube de electrones. Sin embargo, para llegar a esta conclusión, el hombre tuvo que seguir un camino bastante laborioso. A lo largo de la historia se han propuesto varios modelos atómicos que se describirán a continuación.

*María del Consuelo Alcántara Barbosa, *Química inorgánica moderna*, México, ECLAISA, p. 68.

¿Sabías que...?

Demócrito creía que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles llamadas *átomos*.

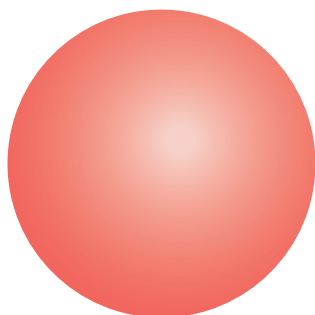


Figura 2.3 Átomo de Dalton Se caracteriza por su masa.

Modelo atómico de Dalton

A la civilización griega se le debe el concepto filosófico de átomo. Hace más de 2000 años el filósofo griego Demócrito, entre otros, dio a conocer que al dividir la materia se tendría que llegar a una última partícula, la cual ya no se podría dividir; a ésta la llamó *átomo*, palabra que significa “indivisible”.

Esta idea cayó en el olvido al no ser demostrada, y no fue sino hasta los años 1803-1808 cuando el químico inglés John Dalton la retomó para explicar las relaciones de masa que guardan entre sí todas las sustancias.

La *Teoría atómica de Dalton* se basa en los siguientes enunciados:

1. Los elementos están formados por partículas pequeñas o indivisibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos en su forma y tienen las mismas propiedades físicas y químicas.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen masa, propiedades físicas y químicas distintas.
4. Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de elementos distintos (figura 2.4).
5. Los átomos se combinan para formar compuestos, en relaciones numéricas simples como uno a uno, uno a dos o dos a tres.
6. Los átomos de diferentes elementos pueden unirse en diversas proporciones para formar más de un compuesto.

En la actualidad se reconocen ciertas inexactitudes en la teoría atómica de Dalton. Por ejemplo, se sabe que los átomos están formados por partículas subatómicas y que no todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, además de que los átomos pueden descomponerse en ciertas condiciones. No obstante, su importancia es indiscutible, pues su teoría influyó, de manera extraordinaria, en la forma de pensar de los químicos durante más de un siglo.

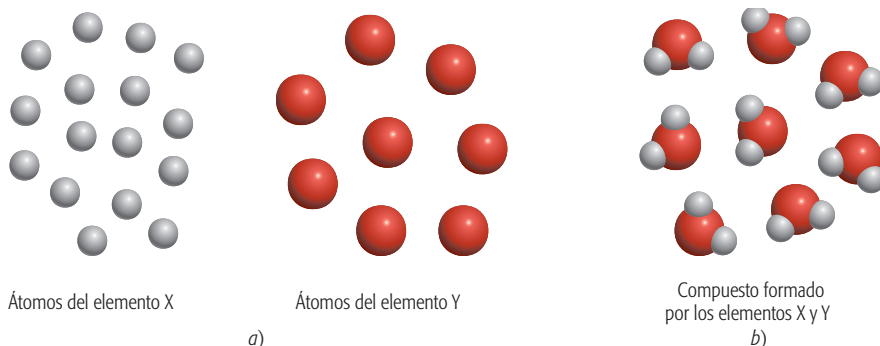


Figura 2.4 Formación de compuestos de acuerdo con la teoría de Dalton a) Los átomos de un mismo elemento son idénticos, pero diferentes a los átomos de otros elementos. b) Compuesto formado por los elementos diferentes en los que la relación de los átomos de estos elementos es 2:1.

Descubrimientos que evolucionaron el modelo atómico

Después de Dalton, principalmente a finales del siglo XIX, se realizaron diversos descubrimientos muy importantes.

Rayos catódicos

En 1853, el físico alemán Heinrich Geissler construyó el tubo que lleva su nombre. Este tubo de Geissler es un tubo de cristal, cerrado por ambos extremos, por cada uno de los cuales penetra un electrodo. El ánodo se conecta al polo positivo de una potente fuente eléctrica y el cátodo al polo negativo. El interior del tubo contiene un gas noble en el que la descarga eléctrica origina efectos luminosos.

En 1875, Sir Wiliam Crookes utilizó un tubo de Geissler para llevar a cabo experimentos de descarga eléctrica pero, antes, generó vacío dentro del tubo. A pesar de que el tubo estaba básicamente vacío, siguió observando un flujo de energía desde el cátodo hasta el ánodo. Después de diversos experimentos, Crookes pudo concluir que este aparente flujo de energía estaba, en realidad, constituido por partículas másicas muy pequeñas y con carga negativa, que se movían a velocidades muy altas, a las que se les llamó *electrones*.

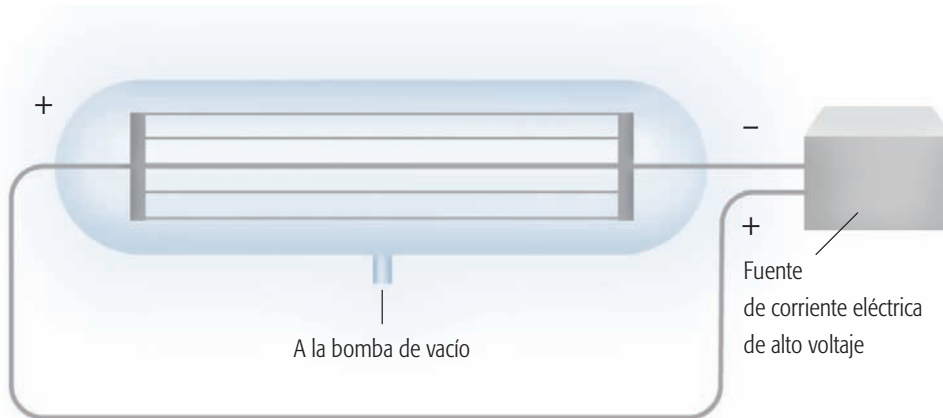


Figura 2.5 *Tubo de rayos catódicos* Los rayos catódicos son electrones que se dirigen del cátodo (-) al ánodo (+).

Rayos canales

Fueron descubiertos por Goldstein en 1886. Al hacer una horadación en el cátodo observó que éste era atravesado por partículas a las que les dio el nombre de **rayos canales**. Debido a que su movimiento era opuesto al de los rayos catódicos supuso que su carga era positiva. Rutherford llamó protones a estas partículas positivas; y Thomson calculó su masa. A los rayos canales también se les conoce como *rayos anódicos*.

En la figura 2.6 se muestra la trayectoria de los rayos canales. *a)* En un tubo de rayos catódicos los electrones viajan del cátodo al ánodo. *b)* En su trayectoria pueden chocar con átomos (o moléculas) del gas remanente en el tubo. La colisión da por resultado iones positivos que tienden a viajar hacia el electrodo negativo. *c)* Como el cátodo está horadado, algunos iones acelerados lo atraviesan, y *d)* forman los rayos canales que se detectan en la pared del tubo.*

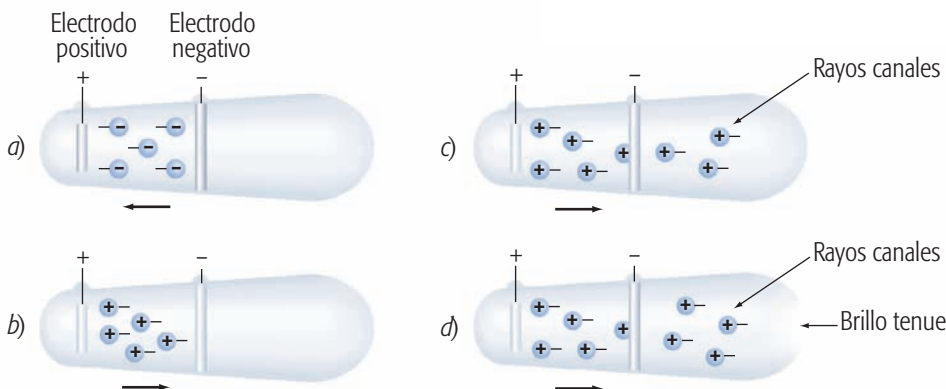


Figura 2.6 *Rayos canales* Trayectoria de los rayos canales, también llamados rayos anódicos.

*A. Garritz y J.A. Chamizo, *Tú y la química*, México, Pearson-Prentice Hall, 2001, p. 320.

Rayos Röntgen (rayos X)

En 1895, Wilhelm Conrad Röntgen descubrió unas radiaciones electromagnéticas al momento en que los rayos catódicos chocaban con un metal. La longitud de onda de estas radiaciones es mil veces más pequeña que la de la luz visible; además, pueden atravesar sustancias y no son desviadas por campos eléctricos o magnéticos estáticos. Röntgen llamó a estas radiaciones *rayos X* (figura 2.7).

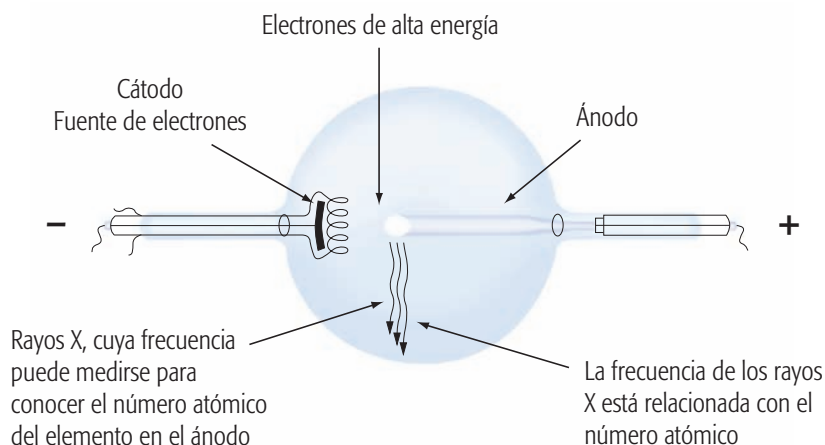


Figura 2.7 Rayos Röntgen La frecuencia de los rayos está relacionada con el número atómico.

Lectura

Los monitores para TV y computadora y las luces de neón

Seguramente en tu casa hay un televisor y, tal vez, una computadora. Te has preguntado ¿cómo sería tu vida sin estos aparatos tan comunes hoy en día?

Los trabajos del físico inglés Joseph John Thomson, basados en los de Geissler (1853) y Crookes (1895), permitieron la construcción de los monitores para el televisor y la computadora. Él descubrió que los átomos contienen electrones mediante un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos (TRC). El tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio sellado, tiene gas y placas metálicas separadas, conectadas con alambres externos (véase la figura 2.5). Cuando se aplica una fuente de energía eléctrica a las placas se producen rayos que al ser dirigidos a una pantalla fluorescente generan un haz luminoso.

Thomson, quien obtuvo el premio Nobel de física en 1906, descubrió que ese haz luminoso lo originaba una corriente de partículas con carga negativa procedentes de la placa metálica. En todos sus experimentos obtuvo el mismo tipo de partículas negativas, ahora llamadas electrones.

La pantalla del televisor o el monitor de la computadora se componen de un tubo de rayos catódicos; aquí los

electrones chocan contra una pantalla que contiene compuestos químicos que brillan cuando los golpean los electrones de movimiento rápido. Para lograr imágenes de color en las pantallas de los TRC, se utilizan diversos compuestos que emiten colores distintos al ser golpeados por los electrones.

Pero el tubo de rayos catódicos de Thomson no sólo dio como resultado la pantalla de TV y el monitor de computadora, sino muchas aplicaciones más.

Por ejemplo, los anuncios de “neón” constan de tubos de Geissler de diámetro pequeño con distintos tipos de gases para producir colores diferentes. Cuando el gas del tubo es neón, el tubo brillará con un color rojo-anaranjado; si se trata de argón, adquiere luminosidad azulosa. La presencia del kriptón genera una intensa luz blanca.

Ahora sabes que tanto Geissler como Crookes y J.J. Thomson fueron los remotos precursores de los monitores para el TV y la computadora, además de las luces de neón.

Radiactividad

La radiactividad es un fenómeno mediante el cual algunos elementos químicos, llamados radiactivos, emiten radiaciones; ocurre cuando los núcleos de ciertos átomos se transforman en núcleos de otros átomos.

La radiactividad fue descubierta en 1896, por el físico francés Henri Becquerel, poco después de conocerse los rayos X, al estudiar las propiedades fluorescentes de algunas sustancias. Este descubrimiento fue accidental, ya que Becquerel colocó pechblenda (un compuesto complejo de uranio que contiene además radio y polonio) sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro y la expuso a la luz solar, y como esperaba los rayos habían penetrado al papel. Al intentar repetir el experimento, como el día estaba nublado, guardó el envoltorio en un cajón oscuro y días después decidió revelar la placa y encontró que la sola cercanía del compuesto de uranio velaba la película. Marie Curie, discípula de Becquerel, sugirió el nombre de **radiactividad** para describir la emisión espontánea de radiación.

En 1899, Ernest Rutherford demostró que las sustancias radiactivas producen tres tipos de radiaciones y las llamó partículas alfa, partículas beta y partículas gamma.

Partículas alfa (α) Son partículas con la masa de un átomo de helio. Su velocidad es aproximadamente 1/15 de velocidad de la luz, no tienen mucho poder de penetración en la materia y fácilmente son detenidas por una delgada capa de papel, tela o incluso el aire, pero actúan energéticamente en la ionización de los gases. Forman la mayor parte de la emisión de una sustancia radiactiva y sufren poca desviación bajo la acción de un campo magnético.

Partículas beta (β) Son electrones que tienen una gran velocidad, próxima a la de la luz, un campo magnético los desvía fuertemente; son más penetrantes que las partículas alfa, puesto que pueden atravesar una lámina de aluminio de 0.3 mm de espesor. Sólo son detenidos por materiales gruesos como láminas de metal apiladas o bloques de madera. Los rayos beta no son electrones externos de un átomo, sino que se producen por la descomposición de un neutrón en un protón y un electrón.

Partículas gamma (γ) Son semejantes a los rayos X, pero con un gran poder de penetración: sólo pueden ser detenidos por una plancha de aluminio de 5 cm de espesor o de plomo de 3 mm o gruesas planchas de concreto, no tienen masa ni carga eléctrica.

Cuadro 2.1 Propiedades de las emisiones radiactivas

Radiación	Naturaleza	Carga	Poder de penetración
Partículas α	Partículas con masa de un átomo de helio	+2	poco
Partículas β	Electrones	-1	regular
Partículas γ	Radiación electromagnética	0	mucho

Fuente: A. Garritz y J.A. Chamizo, *Tú y la química*, México, Pearson-Prentice Hall, 2001, p. 316.

¿Sabías que...?

Marie Curie fue la primera mujer que recibió dos premios Nobel, el de física en 1903 y el de química en 1911. Además, el elemento polonio, descubierto por esta científica, lleva ese nombre en honor a su país de origen, Polonia.

Investiga

La luz recorre 300 000 km en un segundo, un año luz es la distancia que recorre la luz en un año. Si un año tiene 365 días; un día, 24 horas; 1 hora, 60 minutos, y 1 minuto, 60 segundos. ¿Qué distancia recorre la luz en un año?

Figura 2.8 Bloqueo de la radiación La figura muestra el poder de penetración de los rayos alfa, beta y gamma en tres diferentes materiales.

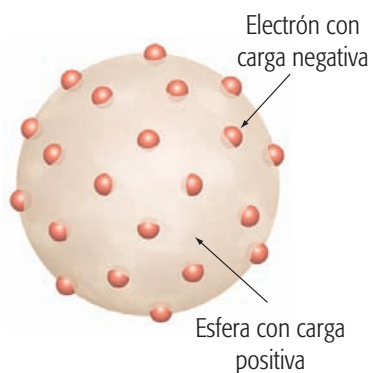
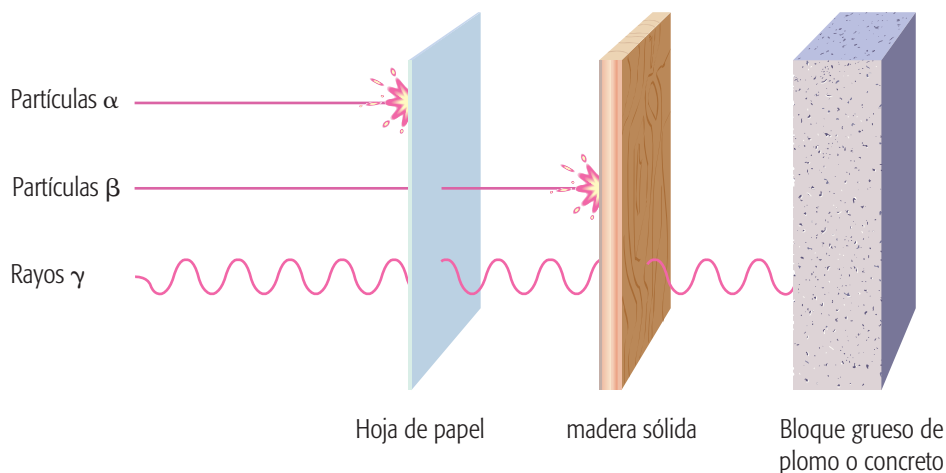


Figura 2.9 Modelo de Thomson Los electrones están distribuidos de manera uniforme en toda la esfera.

Modelo atómico de Thomson

En 1897, el físico inglés Joseph John Thomson descubrió que los **rayos catódicos** pueden ser desviados por un campo magnético, y los consideró partículas eléctricamente negativas que existen en toda la materia, y los llamó electrones; Thomson destacó la naturaleza eléctrica de la materia. Para 1910, su modelo del átomo era el más aceptado, se trataba de una esfera de carga positiva cuyos electrones se encontraban dispersos como pasas en un pastel.

El descubrimiento de los rayos X, la radiactividad y los trabajos realizados por Thomson a finales del siglo XVIII, permitieron que los químicos admitieran que el átomo era divisible.

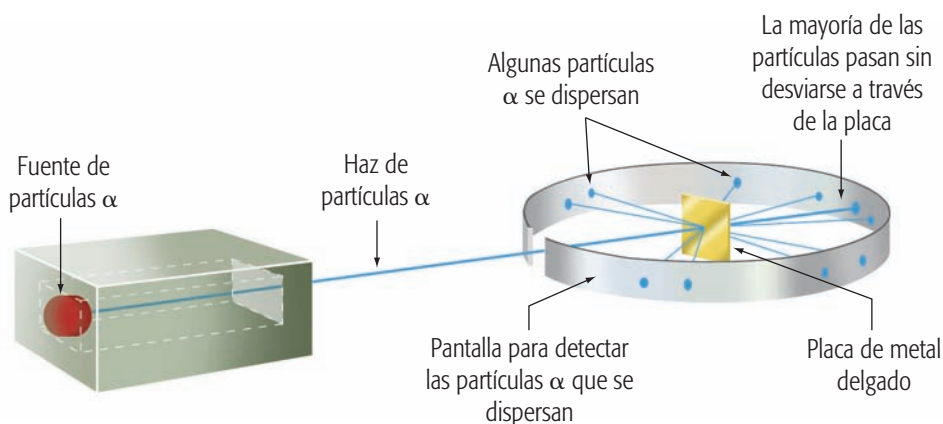
Modelo atómico de Rutherford

En 1911 Ernest Rutherford, empleando una sustancia radiactiva, bombardeó una lámina delgada de oro con partículas alfa y observó que la mayor parte de las partículas atravesaban la lámina, otras se desviaban y algunas regresaban, entonces concluyó que el átomo estaba formado por un pequeño núcleo positivo, que la mayor parte de la masa del átomo se ubicaba en el núcleo y que los electrones se encontraban alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol, formando la mayor parte del volumen del átomo.

¿Sabías que...?

Ernest Rutherford (1871-1937), quien nació en un rancho de Nueva Zelanda, concursó a los 24 años por una beca para la Universidad de Cambridge, quedó en segundo lugar, pero el ganador del primer lugar decidió quedarse en su país para casarse, entonces la beca se le otorgó a Rutherford. Se especializó en diseñar experimentos para probar determinados conceptos. En 1908 recibió el premio Nobel de química.

Figura 2.10 Experimento de Rutherford Bombardeo de una placa de oro con partículas alfa.



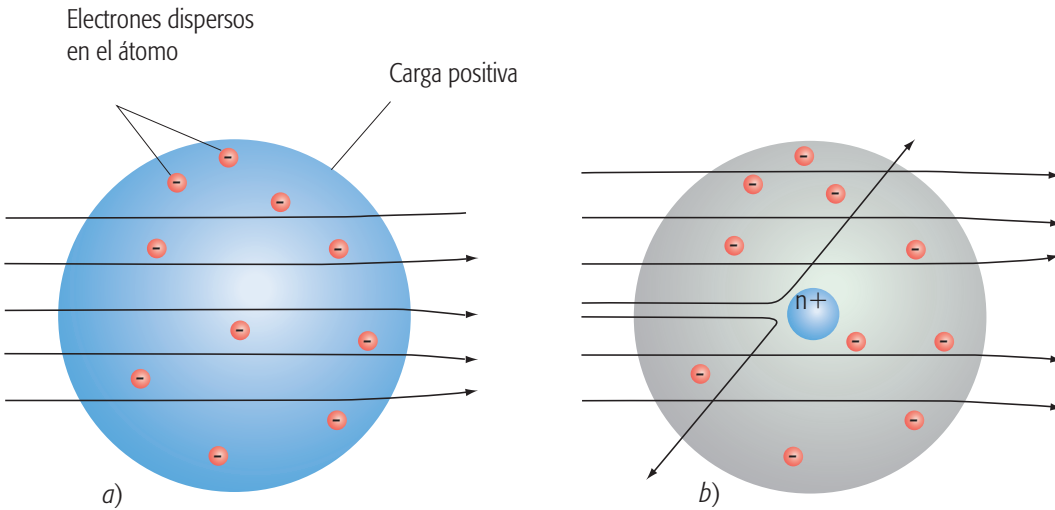


Figura 2.11 Resultado de los experimentos de Rutherford a) Resultados que se hubiesen obtenido en el experimento de la placa de oro si el modelo de Thomson fuera correcto. b) Resultado real.

En 1919, Rutherford determinó que el núcleo de un átomo contenía partículas a las que les llamó protones, y en 1932 junto con su colaborador Chadwick demostró que los núcleos también tienen partículas neutras a las que nombraron neutrones. Se exceptúa el hidrógeno-1 en cuyo núcleo sólo hay un protón (ver protio, p. 89).

A los protones y neutrones, por el hecho de encontrarse en el núcleo, reciben el nombre de nucleones. Aunque se debe a Rutherford el descubrimiento del núcleo atómico, su modelo no se aceptó debido a que los electrones eléctricamente negativos, deberían perder energía al girar y al final chocar con el núcleo produciendo la destrucción del átomo, y esto en la realidad no ocurre.

Modelo atómico de Bohr

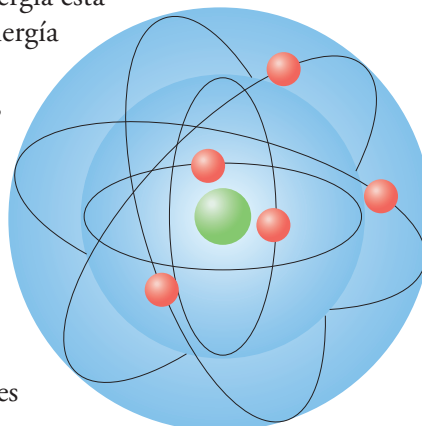
Los objetos calientes emiten luz de diferentes colores, como el rojo de una resistencia caliente de un horno eléctrico o el blanco brillante del filamento de tungsteno de una lámpara incandescente.

La física clásica no podía dar una explicación completa de la emisión de luz por los sólidos calientes. En 1900 Max Planck, al explicar dichas radiaciones, hizo una propuesta revolucionaria que marcó el nacimiento de la mecánica cuántica: la energía, como la materia, es discontinua.

En otras palabras, Planck propuso que la energía estaba cuantizada. La unidad fundamental de la energía es el **cuanto** o quantum.

Entre 1913 a 1915, el físico danés Niels Bohr, discípulo de Rutherford, usando la teoría de Planck, la aplicó a un modelo atómico.

En 1905, Einstein desarrolló las ideas de Planck y demostró que no sólo la radiación es emitida en porciones discretas o cuantos, supuso que la energía luminosa desprendida por partículas atómicas es emitida en paquetes o cuantos de energía a los que generalmente se les llama *fotones*.



¿Sabías que...?

El modelo atómico de Bohr o de Bohr-Rutherford es una forma clásica de representar al átomo, fue el primer modelo que introdujo la cuantización de la energía para explicar cómo los electrones pueden tener órbitas estables alrededor del núcleo y por qué los átomos presentan espectros de emisión.

La palabra y su raíz

cuanto (latín) *quantum*
Cantidad más pequeña de energía.

Figura 2.12 Representación del átomo de Bohr Se postulan trayectorias circulares y niveles energéticos cuantizados.

En relación con los espectros luminosos: cuando la luz blanca se hace pasar por un prisma, da una imagen continua en la que aparecen bandas de distintos colores, esto es un **espectro continuo**. El arco iris es un ejemplo de espectro continuo (figura 2.13).



Figura 2.13 *Espectro de la luz blanca* La luz blanca es una mezcla de todos los colores de la luz visible. Un espectro de la luz visible ocurre siempre que la luz blanca pasa a través de un prisma o una rejilla de difracción y se separa en un intervalo de colores. Cuando la luz del Sol atraviesa las gotas de lluvia, se separa en los colores del arco iris.

En la figura 2.14 se describen todas las formas de energía electromagnética que interactúan con la materia, como las siguientes:

- A. Los **rayos gamma** tienen las frecuencias más altas y las menores longitudes de onda. Debido a que los rayos gamma son los más energéticos del espectro electromagnético, pueden atravesar la mayoría de las sustancias.
- B. Los **rayos X** tienen menor frecuencia que los rayos gamma, pero se consideran rayos con alta energía. Estos rayos atraviesan los tejidos blandos del cuerpo, pero son detenidos por tejidos más duros, como el tejido óseo.
- C. Las ondas **ultravioleta** son ligeramente más energéticas que las ondas de la luz visible. La radiación ultravioleta es la parte de la luz del sol que provoca quemaduras. El ozono de la parte alta de la atmósfera de la Tierra absorbe la mayoría de la radiación ultravioleta del Sol.
- D. Las ondas de **luz visible** son la parte del espectro electromagnético a la que son sensibles los ojos. Nuestros ojos y cerebro interpretan las diversas frecuencias como diferentes colores.
- E. Las ondas **infrarrojas** tienen menor energía que la luz visible. El cuerpo humano, así como muchos otros objetos calientes, emiten radiación infrarroja. Se experimentan los rayos infrarrojos como el calor que siente cerca del fuego o de un calentador eléctrico.
- F. Las **microondas** son ondas de baja frecuencia y baja energía que se usan para las comunicaciones y para cocinar.
- G. Las **ondas de radio** tienen las menores frecuencias del espectro electromagnético. En la banda de radio de AM, el intervalo de las frecuencias va desde 550 kHz (kilohertz) hasta 1700 kHz, mientras que las longitudes de onda oscilan desde casi 200 m hasta 600 m.

Investiga

Investiga qué significan **amplitud** y **longitud de onda, frecuencia** y **hertz**. Pide ayuda a tu profesor de física.

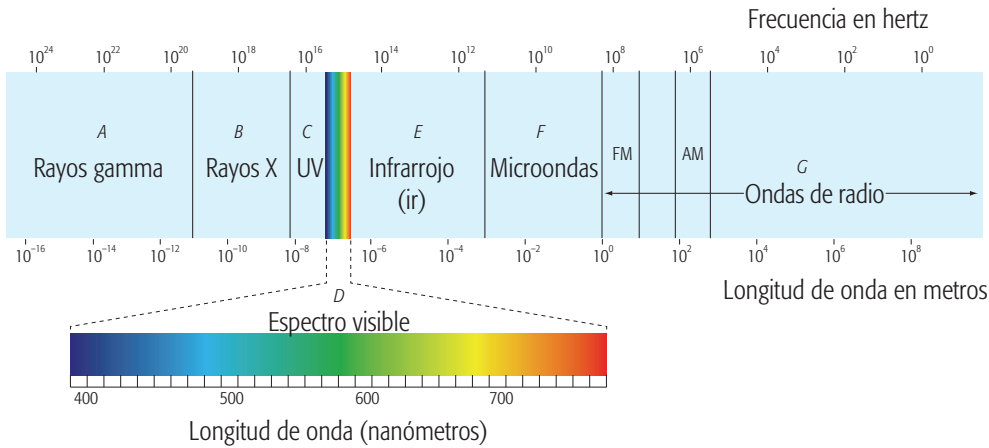


Figura 2.14 El espectro electromagnético. Todas las formas de la energía electromagnética interactúan con la materia, y la capacidad de las diferentes ondas para penetrar en la materia es una medida de la energía de las mismas.

La palabra y su raíz

nanómetro *nano* (latín) *nanus*, pequeñez excesiva, *metro* (latín) *metrum*, medida de longitud que equivale a la mil millonésima parte del metro, $1/10^9$ m. Se abrevia como nm.

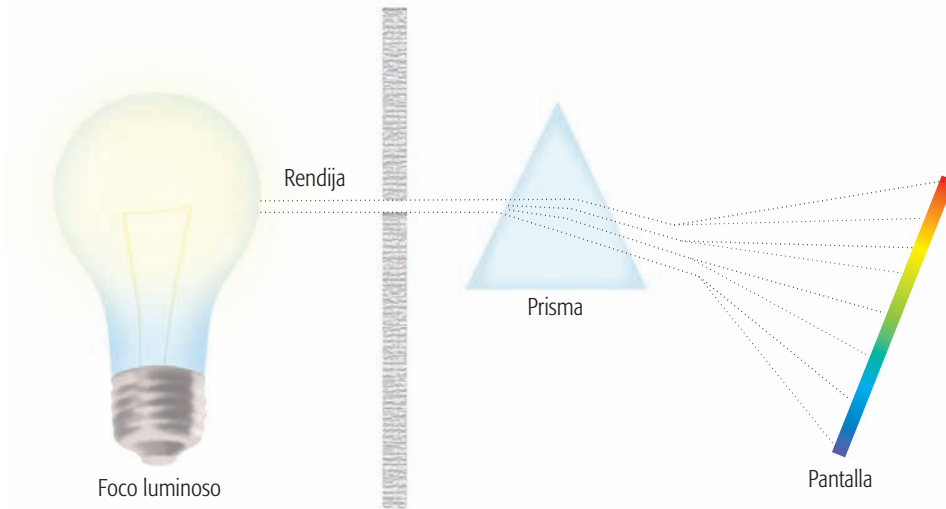
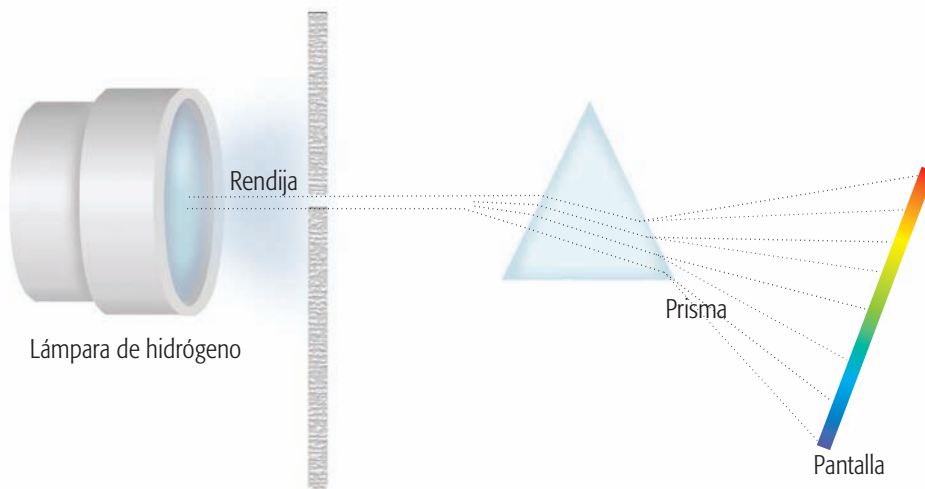


Figura 2.15 Formación de un espectro continuo. El haz de luz blanca proveniente del foco luminoso pasa por la rendija, y al atravesar el prisma transparente se descompone en un espectro continuo formado por los colores de luz visible.

Ahora bien, si una sustancia se calienta con una descarga eléctrica y la luz que emite se descompone mediante un prisma, no da lugar a un espectro continuo, sólo a rayas de colores distintas para cada elemento. Estas rayas se llaman espectrolíneas de emisión.



¿Sabías que...?

Una radiación electromagnética es la transmisión de energía a través del espacio en la que los campos magnéticos y eléctricos oscilan como una onda.

Figura 2.16 Formación de un espectro de líneas. Se observan las líneas del espectro de emisión de líneas del hidrógeno.

Espectros de emisión

La **espectroscopia** es el estudio detallado de interacción de la luz con la materia que considera todas sus propiedades como la energía, la longitud de onda, etcétera. Los químicos emplean los espectros de emisión o absorción de elementos y compuestos para identificarlos; puede decirse que son las huellas digitales de los átomos, compuestos y moléculas.

El espectro de absorción de una sustancia muestra la fracción electromagnética que esta sustancia absorbe, en cierta forma es el opuesto de un espectro de emisión. El espectro de absorción se emplea para identificar los elementos que forman algunas muestras. Un espectro de absorción de líneas se aprecia en una pantalla colorida como líneas negras.

Una línea de emisión se presenta cuando en un átomo un electrón desciende de un nivel de energía alto hacia uno más bajo, mientras que una línea de absorción ocurre cuando un electrón pasa de un nivel de energía inferior a uno superior. Cada átomo tiene una distribución única en los niveles de energía de sus electrones y, por lo tanto, emite o absorbe energía con longitudes de onda particulares, que en el caso de la luz visible, el cerebro puede interpretar como colores diferentes.

La relación entre la cantidad de energía irradiada y la longitud de onda de la luz que se emite (de la cual depende el color de la banda luminosa) está dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \nu$$

donde:

E = Energía emitida o absorbida

h = Constante de Planck

ν = Frecuencia en ciclos/s

En donde:

$$h = 6.625 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}$$

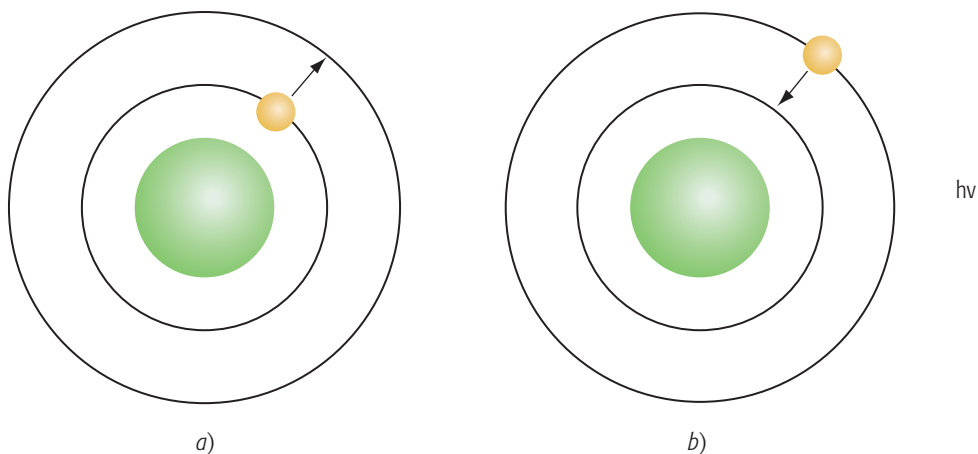


Figura 2.17 Cambio de órbita del electrón por absorción o emisión de energía *a*) Si el electrón pasa de un nivel inferior a uno superior absorbe energía, *b*) y si pasa de un nivel superior a uno inferior emite energía.

Para explicar las bandas de los espectros, Bohr propuso un modelo de átomo basado en los siguientes postulados:

- Los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo formando niveles de energía a los que se llama niveles estacionarios.
- Los electrones en movimiento en un nivel estacionario no emiten energía.
- Cuando un electrón pasa de una órbita a otra, emite o absorbe un fotón cuya energía es igual a la diferencia de energías de los niveles entre los que tiene lugar la transición.

Los niveles energéticos son como los peldaños de una escalera. Al subir o bajar de ésta se pisan los peldaños. No puede pisarse entre éstos. El mismo principio aplica para el movimiento de los electrones entre los niveles energéticos de un átomo. Al igual que el pie en una escalera, los electrones no pueden estar entre niveles energéticos. Los electrones pueden absorber sólo ciertas cantidades de energía para desplazarse hacia niveles más altos. La cantidad está determinada por la diferencia de energía entre los niveles. Cuando los electrones regresan a los niveles más bajos, liberan la energía en exceso en forma de luz.

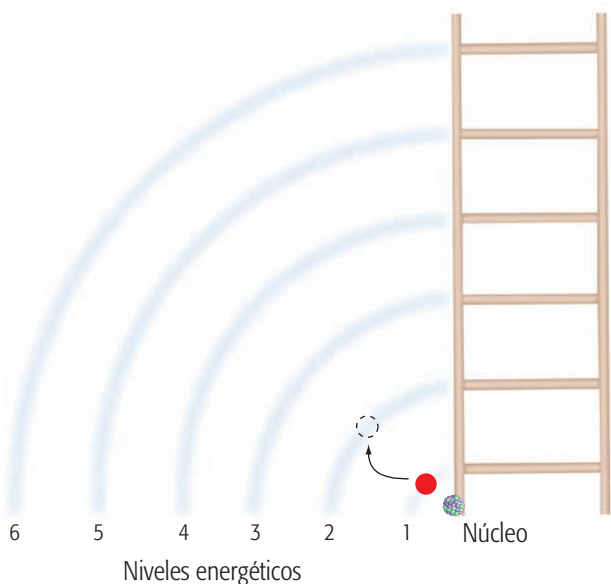


Figura 2.18 *Símil de los niveles energéticos* Los niveles energéticos son como los peldaños de una escalera.

Cada nivel de energía queda determinado por medio del número cuántico n . Si $n = 1$, se tiene el nivel con menor energía (más cercano al núcleo); siguen en orden creciente de energía $n = 2$, $n = 3$, etcétera.

El número de niveles energéticos depende del número de electrones que tenga el átomo.

Los electrones no se distribuyen en forma arbitraria en los diferentes niveles de energía, sino que se sigue la regla establecida por Rydberg: *los electrones se distribuyen alrededor del núcleo, en los diferentes niveles de energía, de acuerdo con el doble del cuadrado de los números naturales*. Esto es: $2n^2$, donde los valores de n van desde uno hasta siete.

$n = 1$	$2 \times 1^2 = 2 \times 1 = 2$	(2 electrones como máximo en el 1er. nivel)
$n = 2$	$2 \times 2^2 = 2 \times 4 = 8$	(8 electrones como máximo en el 2o. nivel)
$n = 3$	$2 \times 3^2 = 2 \times 9 = 18$	(18 electrones como máximo en el 3er. nivel)
$n = 4$	$2 \times 4^2 = 2 \times 16 = 32$	(32 electrones como máximo en el 4to. nivel)

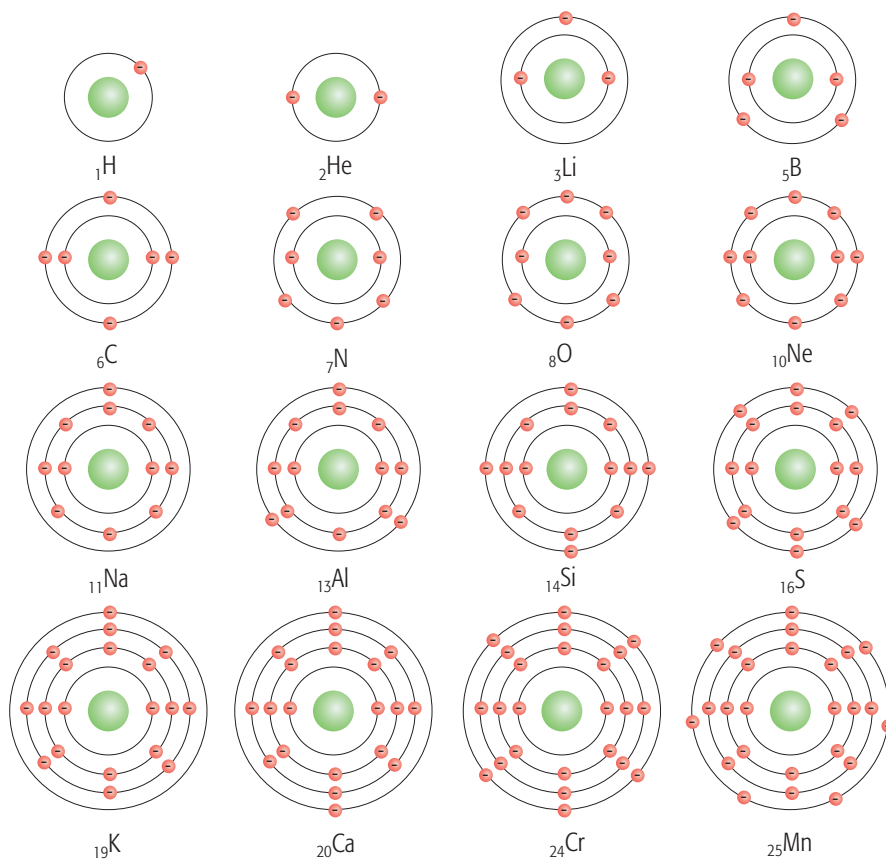


Figura 2.19 Niveles principales de energía de varios átomos
Representación de la configuración electrónica de algunos átomos en niveles principales de energía.

Como se observa en la figura, al pasar de un átomo al siguiente, éste tiene un electrón más que lo hace diferente al anterior, a este electrón se le llama electrón diferencial y es el que se añade al pasar de un elemento al siguiente.

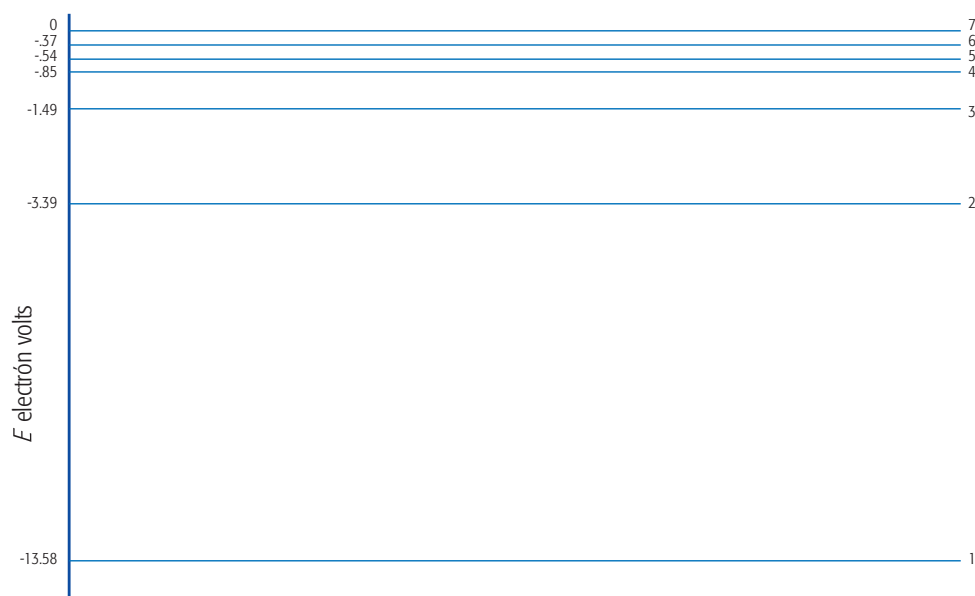


Figura 2.20 Niveles de energía de un átomo de hidrógeno
En el caso de este elemento, la energía depende sólo del primer número cuántico.

Con el modelo atómico de Bohr no se puede explicar el desdoblamiento del espectro del hidrógeno en bandas más finas.

Modelo atómico de Sommerfeld

Sommerfeld introdujo el concepto de subniveles para explicar las bandas finas del hidrógeno, modificando el modelo de Bohr. Da a conocer que las órbitas de los electrones no sólo son circulares, sino también elípticas.

Estos subniveles se identifican con el número cuántico l , llamado en un principio *secundario* o *azimutal*.

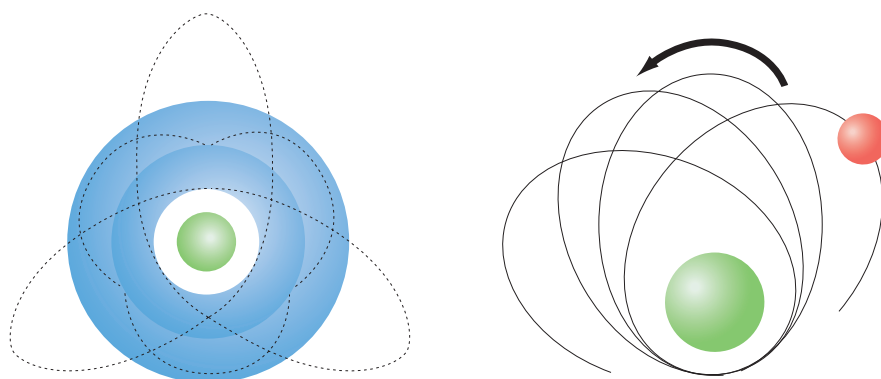
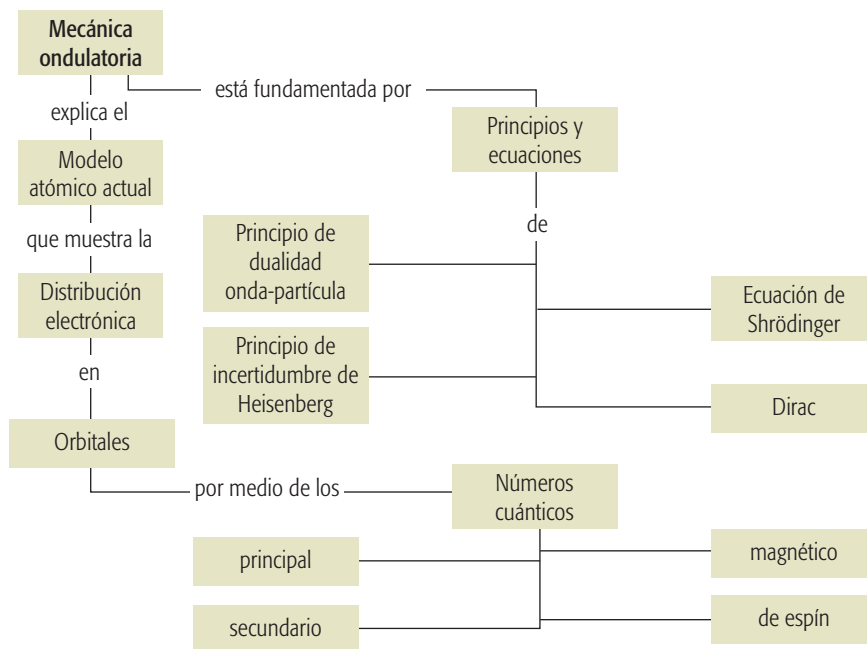


Figura 2.21 Modelo atómico de Sommerfeld. Este modelo indica que las órbitas de los electrones además de circulares son también elípticas.

2.2 Modelo atómico de la mecánica ondulatoria y números cuánticos



Mapa conceptual 2.2

Las aportaciones de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr tienen un gran valor en el desarrollo del modelo atómico. Según Dalton el átomo es compacto; Thomson dice que su naturaleza es eléctrica; Rutherford descubrió el núcleo atómico, y Bohr dio a conocer la existencia de órbitas o niveles estables para los electrones.

A continuación se verán, en forma elemental, algunos de los principios que fundamentan la mecánica ondulatoria para la construcción de un modelo atómico moderno.

Principio de dualidad onda-partícula

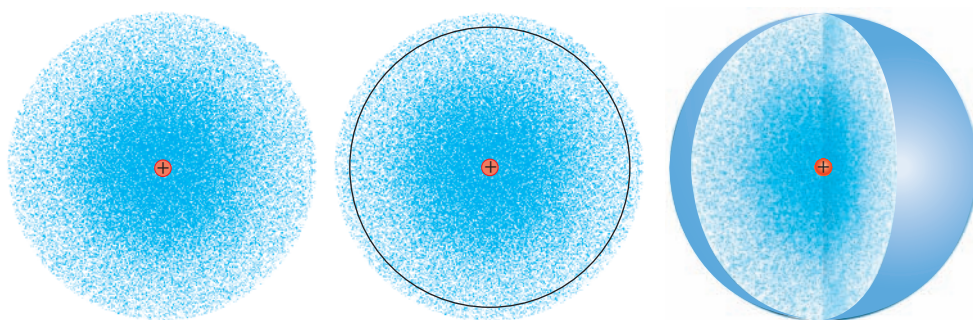
Los electrones, al igual que los fotones (cuantos de energía luminosa), se comportan como partículas (masa) y ondas (energía).

Principio de incertidumbre de Heisenberg

No es posible conocer al mismo tiempo y con igual precisión la posición y la velocidad de un electrón.

Lo anterior permite considerar únicamente la probabilidad de encontrar al electrón en cierta región del espacio que rodea al núcleo.

Figura 2.22 Nube electrónica del hidrógeno La mayor parte del tiempo, el electrón del hidrógeno está dentro de la nube dispersa del dibujo en dos dimensiones (izquierda). Un círculo, con el núcleo en el centro y enmarcando 95% de la nube, define un orbital en dos dimensiones (centro). El modelo esférico (derecha) representa el orbital 1s del hidrógeno en tres dimensiones.



La probabilidad de encontrar un electrón alrededor del núcleo se puede representar como lo muestra la figura 2.22.

Como se puede observar en dicha figura, es más probable localizar al electrón cerca del núcleo; esta probabilidad decrece a medida que la región se encuentra más alejada del mismo. La representación de la probabilidad se llama *nube de carga* o *nube electrónica*.

En realidad, el **electrón** puede estar en cualquier sitio alrededor del núcleo, menos en el núcleo mismo: hay regiones de ese espacio donde es muy probable encontrarlo y otras donde es poco probable localizarlo.

Las regiones del espacio que rodean al núcleo y donde la probabilidad de encontrar el electrón es mayor se llaman **orbitales**.

Ecuación de Shrödinger

La ecuación de Shrödinger, presentada en 1926, establece la relación entre la energía de un electrón y la distribución de éste en el espacio, de acuerdo con sus propiedades ondulatorias. En esta ecuación se encuentran los parámetros cuánticos n , l y m .

Ecuación de Dirac

En la ecuación de Dirac-Jordan aparece el cuarto parámetro cuántico denominado de espín s . Actualmente, la ecuación de Dirac-Jordan es la que establece con mayor exactitud la distribución de los electrones.

Las aplicaciones prácticas, considerando las limitaciones de este curso, tratarán de concretarse en el siguiente tema.

Números cuánticos

Los **números cuánticos** son valores numéricos que indican las características de los electrones de los átomos. El estudio del átomo debe efectuarse con base en los últimos adelantos científicos y, aunque el modelo actual es matemático y de alta complejidad, se tratará de lograr su representación visual lo más fielmente posible. ¿Cómo se distribuyen los electrones en los **orbitales**?

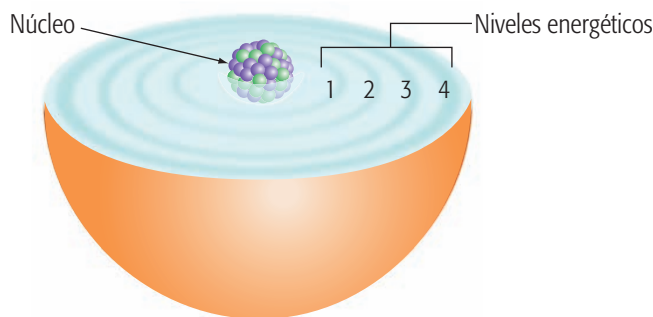
Esto se explicará al describir los cuatro números que se indican con las letras: n , l , m , s .

Número cuántico principal

Como resultado de la investigación continua durante el siglo xx, en la actualidad los científicos han comprobado que los niveles energéticos no son exactamente órbitas, como las de los planetas, alrededor del núcleo de un átomo. En lugar de ello, se puede decir que son regiones espaciales alrededor del núcleo, en las cuales es más probable encontrar los electrones.

El número cuántico principal se representa con la letra n y refiere el nivel de energía en el que se localiza el electrón. Sus valores son enteros positivos del 1 en adelante (figura 2.23).

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$



¿Sabías que...?

Los conceptos órbita y orbital tienen diferente significado. Órbita es una línea o camino definido, mientras que **orbital** es una región espacial alrededor del núcleo en la que es más probable encontrar el electrón.

Figura 2.23 Modelo atómico de la nube electrónica Este dibujo representa el modelo atómico de la nube electrónica. Los niveles energéticos son regiones espaciales, concéntricas alrededor del núcleo. Las zonas oscuras representan el área donde es más probable encontrar a los electrones.

Ahora bien, cada **nivel energético** puede contener un número limitado de electrones dado por la expresión $2n^2$.

El nivel energético menor ($n = 1$) es el más pequeño y el más cercano al núcleo. Este nivel energético puede contener máximo dos electrones. El segundo nivel energético, que es más grande porque se encuentra más alejado del núcleo, puede contener un máximo de 8 electrones (figura 2.24).

n	Número máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32

Figura 2.24 Niveles energéticos
Un átomo de hidrógeno sólo tiene un electrón, que está ubicado en el primer nivel energético. Un átomo de oxígeno tiene ocho electrones; dos de ellos llenan el primer nivel energético y los seis restantes están en el segundo nivel energético.

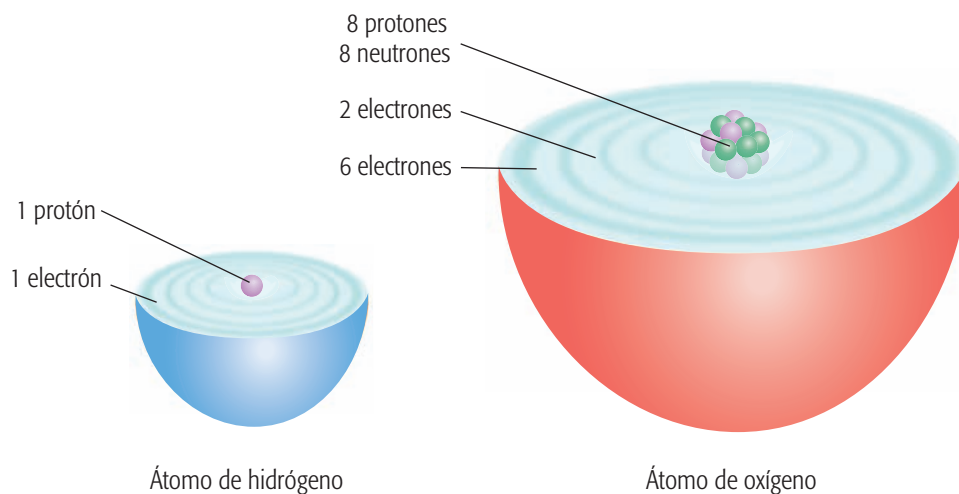
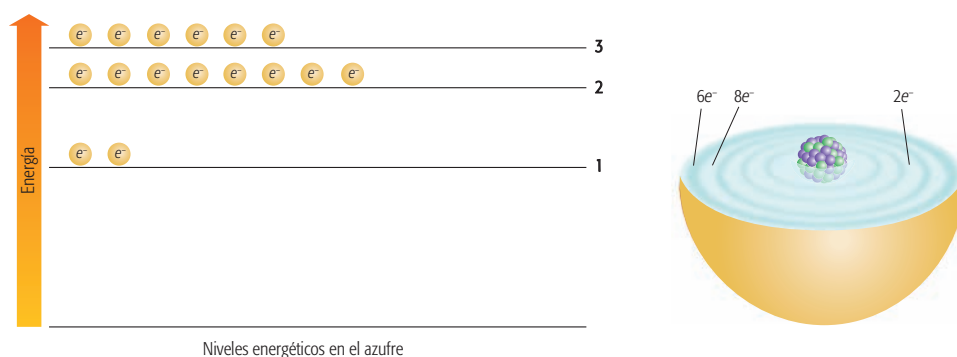


Figura 2.25 Distribución de los electrones en el azufre Los electrones de un átomo de azufre, así como en los átomos de todos los demás elementos, se distribuyen en un intervalo de niveles energéticos (diagrama de la izquierda). Relaciona la energía de los electrones de los niveles 1, 2 y 3 con la colocación de los electrones en el modelo del átomo de azufre de la derecha.



Número cuántico secundario

Cuando los científicos investigaron los átomos multielectrónicos descubrieron que los espectros eran mucho más complejos de lo que esperaban, según era de esperarse debido a la sencilla serie de niveles energéticos del hidrógeno.

Esta complejidad significa que existen subniveles –divisiones de un nivel– en determinados niveles energéticos. Un nivel está formado por subniveles con energía muy parecida. Cada nivel energético tiene un número específico de subniveles, el cual es el mismo que el número del nivel energético.

Nivel (n)	Número de subniveles
1	1
2	2
3	3
4	4

El número cuántico secundario determina el subnivel y se relaciona con la forma del orbital; se representa con la letra l . A los subniveles se les asignan las letras s , p , d , f .

Los subniveles tienen valores numéricos obtenidos de acuerdo con el número del nivel energético al que pertenece, estos valores comienzan con 0 y terminan con el valor de $n - 1$.

Por ejemplo, para el primer nivel energético ($n = 1$) el valor de l (subnivel) se obtendrá restandole uno al número del nivel; esto es, $1 - 1$ es igual a 0.

Entonces si $n = 1$, $l = 0$, a este subnivel, cuyo valor es 0, se le asigna la letra s y la forma del orbital es de una esfera.

Para el segundo nivel ($n = 2$), los valores de l comenzarán con 0 y terminarán con 1, ya que $2 - 1 = 1$. Es decir, en el segundo nivel, los valores de l serán 0 y 1. Cuando l es igual a 1 se le asigna la letra p .

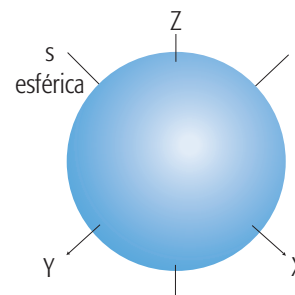
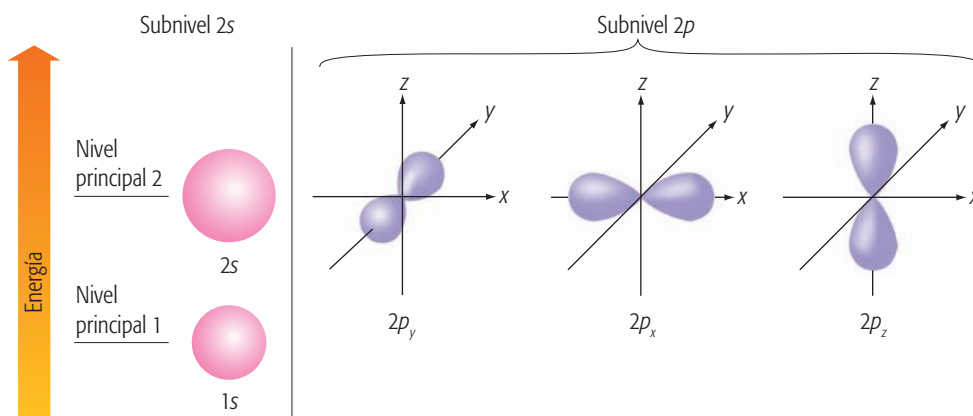


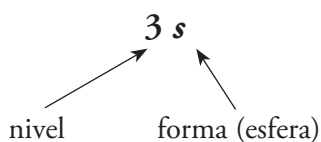
Figura 2.26 Orbital s Este orbital tiene forma de esfera.

Figura 2.27 Subniveles s y p Diagrama de los niveles de energía principales 1 y 2 que muestra la forma de los orbitales que comprenden los subniveles.

En el tercer nivel ($n = 3$), los valores de l comenzarán con 0 y terminarán con 2, ya que $3 - 1 = 2$. De acuerdo con lo anterior, en el tercer nivel los valores de l serán 0, 1 y 2. Cuando $l = 2$ se le asigna la letra d .

De igual forma cuando $n = 4$, los valores de l comenzarán con 0 y terminarán con 3. Esto es, en el cuarto nivel l tendrá los valores 0, 1, 2 y 3. Cuando $l = 3$ se le asigna la letra f .

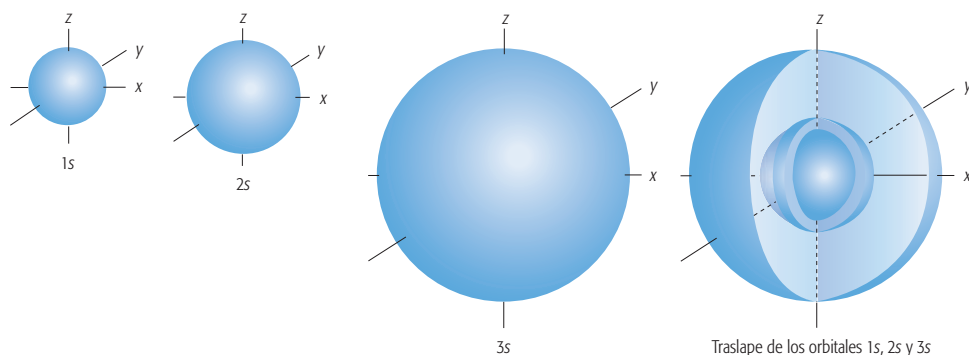
Para representar un subnivel se indica el número del nivel seguido de la letra que representa la forma del orbital.



La siguiente tabla muestra los niveles energéticos y los subniveles específicos que les corresponden.

Nivel energético	Subniveles
1	1s
2	2s
	2p
3	3s
	3p
	3d
4	4s
	4p
	4d
	4f

Figura 2.28 Comparación de los orbitales s . A medida que aumenta el nivel energético, aumenta el tamaño y la energía del orbital. El núcleo del átomo está en la intersección de los ejes coordenados. El modelo de la derecha muestra los orbitales $1s$, $2s$, $3s$. Este modelo podría representar al sodio.



¿Sabías que...?

Los valores de n son enteros y positivos: 1, 2, 3, 4...

Los valores de l dependen de los valores de n comenzando por 0 hasta $n - 1$ y son 0, 1, 2 y 3 asignándoseles las letras s, p, d y f , respectivamente.

Número cuántico magnético

Este número cuántico indica las posibles orientaciones de un orbital atómico, y se representa con la letra m .

Los valores del número cuántico magnético (m) dependen de los valores del número cuántico secundario (l). Son números enteros que empiezan con el valor de $-l$, pasan por 0 y terminan en el valor de $+l$, esto es:

$$m = -l \dots 0 \dots +l$$

Por ejemplo:

1. Si $l = 0$ (al que se le asigna la letra s) entonces

$$m = -0 \dots 0 \dots +0 \dots$$

$$\text{luego } m = 0$$

esto indica que en el subnivel s solamente hay un orbital.

2. Si $l = 1$ (al que se le asigna la letra p)

$$m = -1, 0, 1$$

esto indica que cuando $l = 1$, m tiene tres valores $-1, 0$ y 1 , lo cual significa que en el subnivel p hay tres orbitales.

3. Si $l = 2$ (al que se le asigna la letra d)

$$m = -2, -1, 0, 1, 2,$$

esto significa que cuando $l = 2$, m tiene cinco valores $-2, -1, 0, 1, 2$, lo cual significa que en el subnivel d hay cinco orbitales.

Los diagramas 2.1 al 2.3 muestran los niveles 1, 2 y 3 con sus subniveles y orbitales.

Diagrama 2.1 Diagrama de árbol para $n = 1$

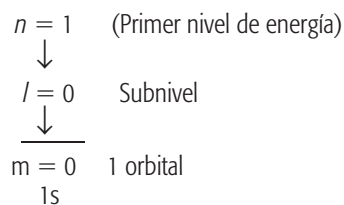


Diagrama de árbol
para $n = 1$.

Diagrama 2.2 Diagrama de árbol para $n = 2$

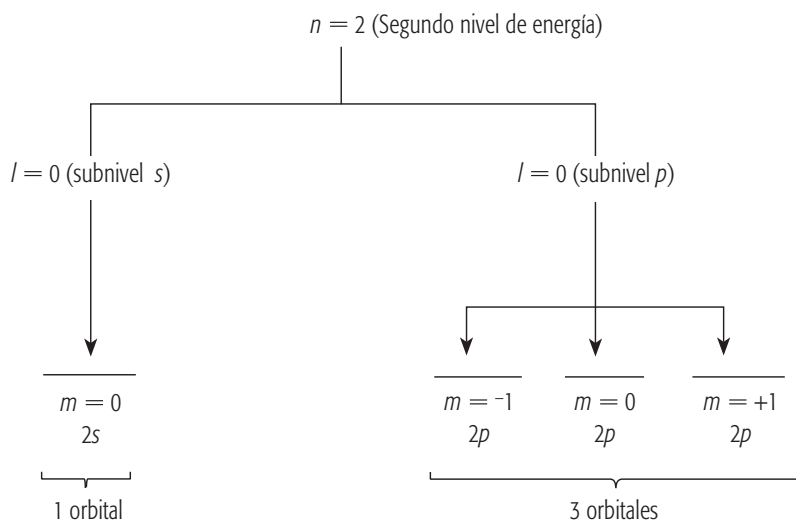


Diagrama 2.3 Diagrama de árbol para $n = 3$

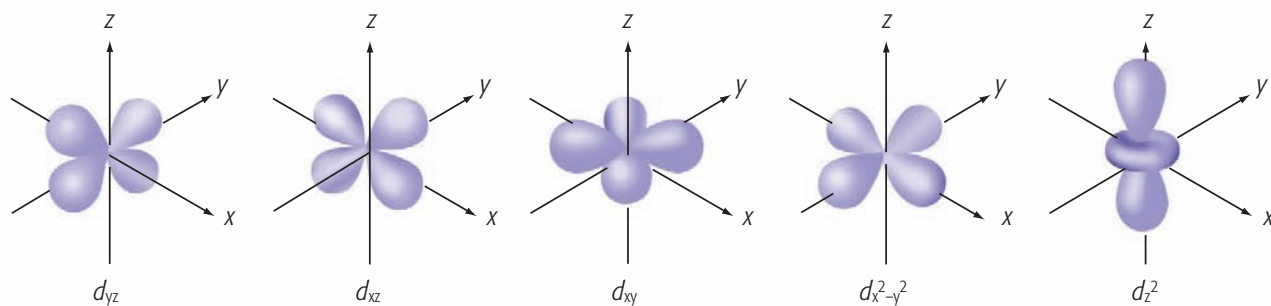
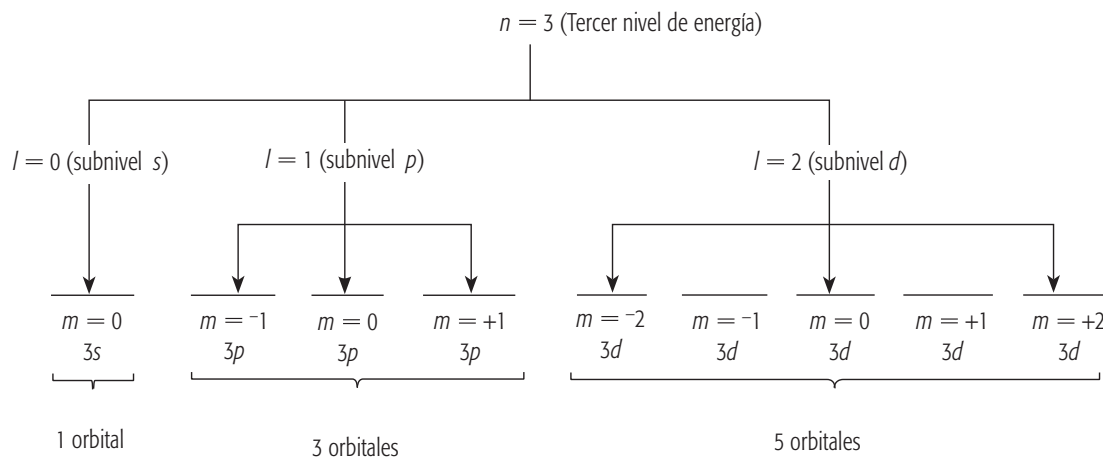
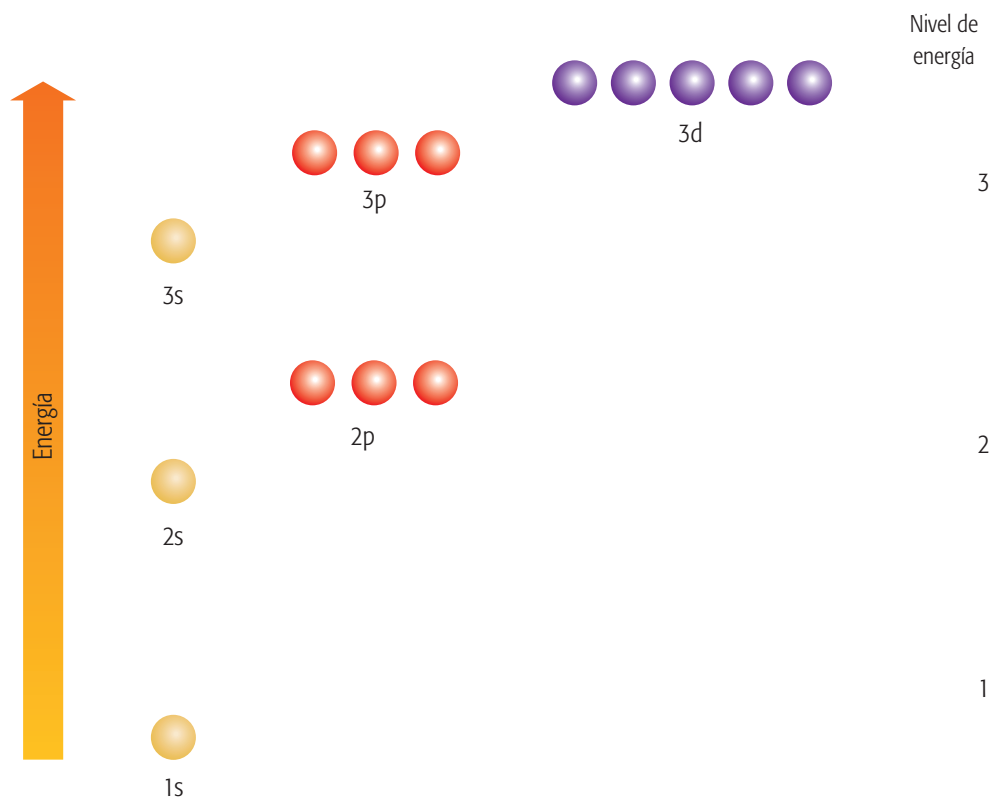


Figura 2.29 Formas de los cinco orbitales d

Investiga

Obtén el número de orbitales para el subnivel f y dibuja el diagrama de árbol para $n = 4$.

Figura 2.30 *Distribución de orbitales en un átomo* El diagrama muestra la energía relativa de los subniveles $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$ y $3d$. Los electrones del subnivel $1s$ están más cerca del núcleo. Los electrones de los subniveles $3s$, $3p$ y $3d$ están más alejados del núcleo.



Investiga

Investiga el significado en español del vocablo inglés *spin*.

Número cuántico de espín

Se relaciona con el giro o movimiento de rotación que el electrón efectúa sobre su propio eje.

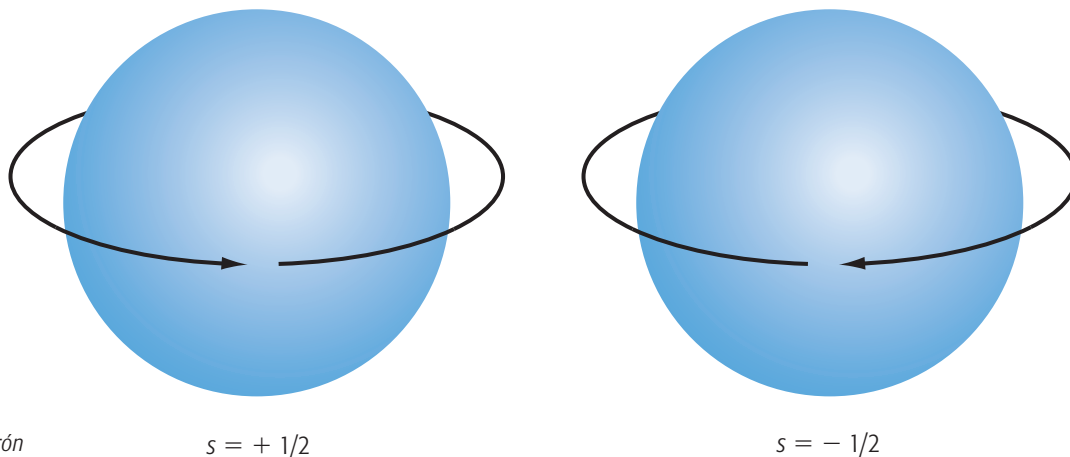


Figura 2.31 *Espín del electrón*

Se representa por s , y sus valores son $+1/2$ y $-1/2$. Como dos electrones no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos, en un orbital sólo puede haber $2e^-$ con espines opuestos.

La siguiente tabla resume lo tratado hasta ahora con respecto a los números cuánticos y la distribución de electrones en los átomos.

Cuadro 2.2 Valores de n , l , m y capacidad electrónica

Nivel energético	Subniveles	Orbitales por subnivel	Electrones en el subnivel	Electrones en el nivel
1	1s	1	2	2
2	2s	1	2	8
	2p	3	6	
3	3s	1	2	18
	3p	3	6	
	3d	5	10	
4	4s	1	2	32
	4p	3	6	
	4d	5	10	
	4f	7	14	

Lectura

La aurora boreal

Seguramente, antes de que salga el Sol has visto una luz brillante en el horizonte que anuncia el inicio del día. El brillo que aparece en el cielo en las zonas polares, visible sólo a altas latitudes al norte de nuestro planeta, ocurre a una distancia de entre 100 y 1000 km de la Tierra. Esto es la **aurora boreal**.

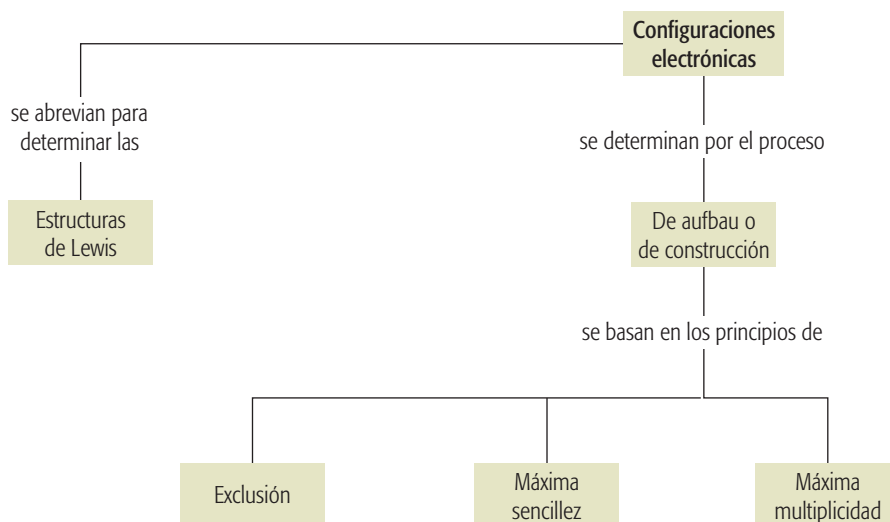
Pero ¿por qué ocurre? Se supone que las auroras son provocadas por el viento solar, que es un flujo continuo de electrones y protones desde el Sol. Estas partículas con alta energía y con carga eléctrica son atrapadas por el campo magnético de la Tierra y penetran a la ionosfera. Una vez allí, las partículas chocan con moléculas de oxígeno y nitrógeno y les transfieren energía. La energía hace que los electrones de estos átomos y moléculas se trasladen hacia niveles de mayor energía. Cuando los electrones regresan a los niveles de menor energía liberan la energía absorbida en forma de luz.

Cuando las frecuencias de la energía radiante liberada por las moléculas están en el intervalo visible, pueden verse como una aurora. Cuando el oxígeno atómico libera energía a una altura de entre 100 y 150 km emite una luz verde blanquecina. El nitrógeno molecular produce una luz roja.

En general, las auroras suelen verse en latitudes polares porque los protones y electrones de alta energía se mueven a lo largo de las líneas del campo magnético de la Tierra. Como estas líneas emergen de la Tierra cerca de los polos magnéticos, es ahí donde las partículas interactúan con el oxígeno y el nitrógeno para producir una fabulosa exhibición de luz. También se pueden ver las auroras en latitudes extremas del sur. Este fenómeno se llama *aurora austral*.

Adaptado de J. Phillips, V. Stozak, Ch. Wistrom, *Química. Conceptos y aplicaciones*, 2ª. ed., McGraw-Hill Interamericana Editores, México, 2007, p. 73.

2.3 Configuraciones electrónicas



Mapa conceptual 2.3

Principio de aufbau

Con los conceptos tratados en el tema anterior, se puede desarrollar la estructura electrónica de los átomos. Este proceso de llenado de los niveles recibe el nombre de **aufbau** (del alemán “arquitectura”) o de *construcción*, y se basa en tres principios fundamentales: de exclusión, de máxima sencillez y de máxima multiplicidad.

Principio de exclusión de Pauli

El *principio de exclusión de Pauli* establece que dos electrones en un átomo dado no pueden tener iguales sus cuatro números cuánticos.

Principio de máxima sencillez de Yeou-Ta

El orden que se sigue para estructurar los distintos subniveles se basa en el *principio de máxima sencillez de Yeou-Ta*, éste refiere que en un átomo primero se estructuran aquellos subniveles cuya suma de $n + l$ sea menor, y si en varios es igual, se estructuran primero aquéllos en donde n sea menor.

Será de gran utilidad aprender lo siguiente:

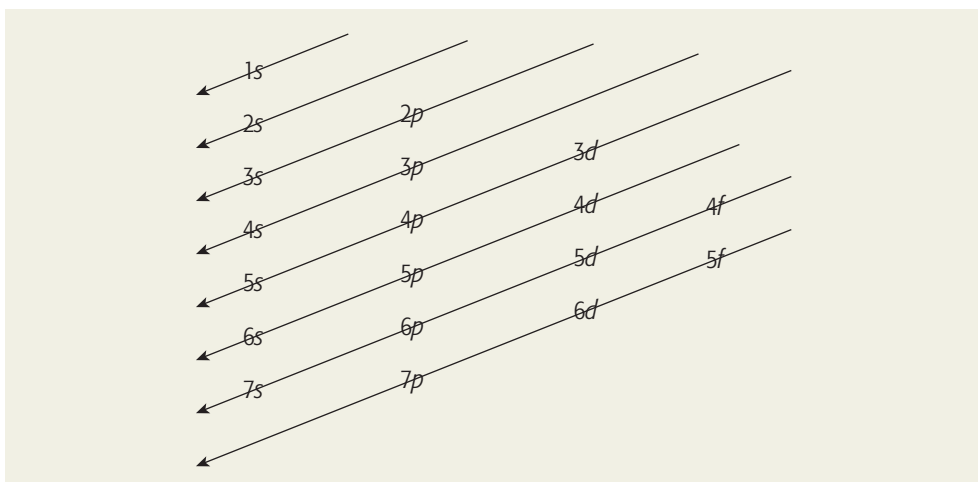
Letra	l
0	<i>s</i>
1	<i>p</i>
2	<i>d</i>
3	<i>f</i>

Cuadro 2.3 Orden de los subniveles.

Subnivel	Suma ($n + l$)
1s	(1 + 0 = 1)
2s	(2 + 0 = 2)
2p	(2 + 1 = 3)
3s	(3 + 0 = 3)
3p	(3 + 1 = 4)
3d	(3 + 2 = 5)
4s	(4 + 0 = 4)
4p	(4 + 1 = 5)
4d	(4 + 2 = 6)
4f	(4 + 3 = 7)

En general se sigue el orden que indican las flechas en la siguiente ilustración:

Diagrama de configuración electrónica



A continuación se presenta el número de electrones que admite, como máximo, cada orbital.

orbital <i>s</i>	2e ⁻	(s ²)
orbital <i>p</i>	6e ⁻	(p ⁶)
orbital <i>d</i>	10e ⁻	(d ¹⁰)
orbital <i>f</i>	14e ⁻	(f ¹⁴)

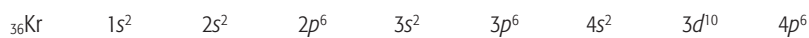
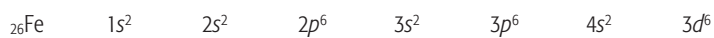
Al elaborar las configuraciones electrónicas se emplean coeficientes, letras (*s*, *p*, *d*, *f*) y exponentes. El coeficiente indica el número cuántico principal (nivel energético); la letra, el subnivel, y el exponente, el número de electrones. Ejemplo:

3p⁵ significa:
 $n = 3$
 $l = 1$ (se le asigna la letra *p*)

El exponente 5 está indicando que en ese subnivel hay 5 electrones (los orbitales *p* pueden tener de 1 a 6 electrones).

Para elaborar la configuración electrónica de los átomos, se sigue el orden presentado en el “diagrama de configuración electrónica”, estructurando cada subnivel con el máximo de electrones permitido.

Ejemplo:



(Al sumar los exponentes se obtiene el número de electrones totales en el átomo.)

¿Sabías que...?

El número entero en el ángulo inferior izquierdo de cada elemento indica el número de electrones.

Ejercicio

2.1 Proporciona la configuración electrónica de los siguientes átomos.

${}_{4}\text{Be}$ _____

${}_{19}\text{K}$ _____

Mn _____

${}_{37}\text{Rb}$ _____

${}_{47}\text{Ag}$ _____

${}_{53}\text{I}$ _____

${}_{56}\text{Ba}$ _____

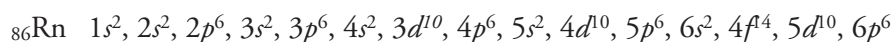
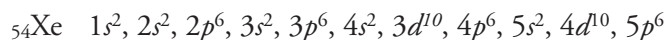
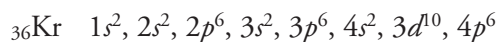
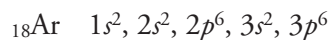
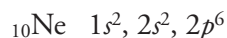
${}_{79}\text{Au}$ _____

${}_{82}\text{Pb}$ _____

${}_{92}\text{U}$ _____

Para elaborar la configuración electrónica de átomos con un gran número de electrones se emplean los gases raros o nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) para abreviarla, ya su configuración electrónica es estable (el último nivel completo con $8e^-$, excepto el He que contiene $2e^-$).

La configuración electrónica de los gases raros es la siguiente:



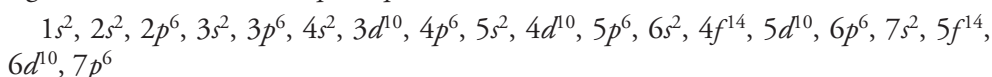
Las configuraciones electrónicas anteriores se representan con el símbolo de cada gas noble dentro de corchetes, así:

[He] representa la configuración electrónica del helio,

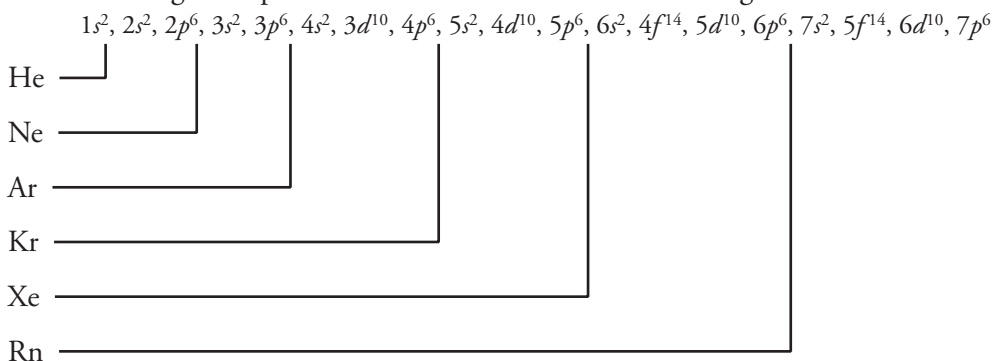
[Ne] la del neón,

[Ar] la del argón, etcétera.

Si se distribuyen los electrones considerando todos los orbitales, quedaría de la siguiente manera (véase el *principio de máxima sencillez*).



En este renglón se puede localizar el último orbital de cada gas noble.



Problemas resueltos

En los siguientes problemas se realiza la configuración electrónica abreviada de varios átomos.

2.1 ${}_7\text{N}$

Se localiza el gas noble anterior al nitrógeno; es el ${}_2\text{He}$

Entonces:

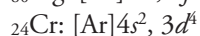
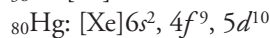
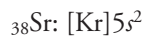


(Los electrones que faltan se escriben en la forma acostumbrada.)

2.2 ${}_{38}\text{Sr}$

El gas raro anterior al estroncio es el ${}_{36}\text{Kr}$

Entonces:



Ejercicio

2.2 Proporciona la configuración electrónica abreviada de los siguientes átomos.

${}^1_1\text{H}$ _____

${}^3_3\text{Li}$ _____

${}^5_5\text{B}$ _____

${}^7_7\text{N}$ _____

${}^9_9\text{F}$ _____

${}^{11}_{11}\text{Na}$ _____

${}^{14}_{14}\text{Si}$ _____

${}^{16}_{16}\text{S}$ _____

${}^{20}_{20}\text{Ca}$ _____

${}^{22}_{22}\text{Ti}$ _____

${}^{24}_{24}\text{Cr}$ _____

${}^{25}_{25}\text{Mn}$ _____

${}^{27}_{27}\text{Co}$ _____

${}^{29}_{29}\text{Cu}$ _____

${}^{31}_{31}\text{Ga}$ _____

${}^{33}_{33}\text{As}$ _____

${}^{35}_{35}\text{Br}$ _____

${}^{37}_{37}\text{Rb}$ _____

${}^{38}_{38}\text{Sr}$ _____

${}^{40}_{40}\text{Zr}$ _____

${}^{42}_{42}\text{Mo}$ _____

${}^{44}_{44}\text{Ru}$ _____

${}^{46}_{46}\text{Pd}$ _____

${}^{48}_{48}\text{Cd}$ _____

${}^{50}_{50}\text{Sn}$ _____

Principio de máxima multiplicidad de Hund

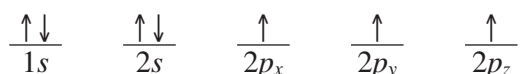
El diagrama de un átomo se hace sustituyendo los exponentes (número de electrones) por vectores (flechas), según el *principio de máxima multiplicidad de Hund*, que establece que *la distribución más estable de electrones en los subniveles es aquella que tenga el mayor número de espines paralelos*.

A continuación, algunos ejemplos de diagrama orbital.

Configuración electrónica:



Diagrama orbital:



Los tres electrones del subnivel $2p$ se distribuyen en los tres orbitales que les corresponden. Además, cuando hay 2 electrones en un orbital debe indicarse que su sentido es opuesto ($\uparrow\downarrow$), esto significa que tienen espín (giro) opuesto.



Configuración electrónica:

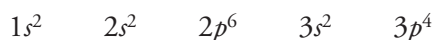
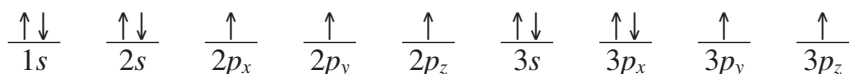
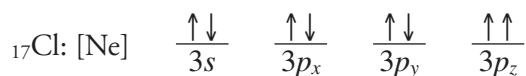
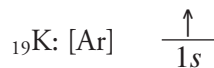


Diagrama orbital:

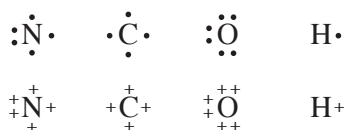


Los diagramas orbitales también se pueden hacer en forma abreviada, como en los ejemplos siguientes.



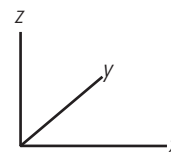
Estructuras de Lewis

En las estructuras de Lewis el símbolo de un elemento representa el núcleo y los niveles de energía internos de un átomo de ese elemento. Y los electrones del nivel energético exterior se simbolizan con puntos o cruces. Observa los siguientes ejemplos:



¿Sabías que...?

Los subíndices x , y , z son los ejes coordinados que se emplean para representar un volumen.



Los electrones en el nivel de energía principal más alto del átomo reciben el nombre de electrones de valencia. En las **estructuras de Lewis** sólo se indican estos electrones.

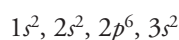
Para realizar las estructuras de Lewis de los diferentes átomos, se debe conocer su configuración electrónica y así poder determinar cuántos electrones contiene cada uno en su último nivel energético (n).

Problemas resueltos

Realiza la estructura de Lewis de los siguientes átomos.

2.3 ${}_{12}\text{Mg}$

Configuración electrónica



El último nivel es $n = 3$ con un orbital s , que contiene 2 electrones; luego, su estructura de Lewis será:



2.4 ${}_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}]4s^2, 3d^9$

En este problema, el último orbital es el $3d$, y el último nivel, el que interesa conocer, es el $4(n = 4)$ con el orbital s que contiene 2 electrones; luego, su estructura de Lewis será:



2.5 ${}_{78}\text{Pt}$: $[\text{Xe}]6s^2, 4f^{14}, 5d^8$

Último nivel 6

Orbital s

Electrones = 2



(Es importante no confundir el último nivel con el último orbital).

2.6 ${}_{17}\text{Cl}$: $[\text{Ne}]3s^2, 3p^5$

Último nivel 3

Orbitales en ese nivel s y p

Electrones = $2 + 5 = 7$



2.7 ${}_{33}\text{As}$: $[\text{Ar}]4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

Último nivel 4

Orbitales s y p

Electrones = $2 + 3 = 5$



Ejercicio

2.3 Representa las estructuras de Lewis de los siguientes átomos:

${}_{4}\text{Be}$

${}_{8}\text{O}$

${}_{13}\text{Al}$

${}_{25}\text{Mn}$

${}_{34}\text{Se}$

${}_{38}\text{Sr}$

${}_{48}\text{Cd}$

${}_{53}\text{I}$

${}_{82}\text{Pb}$

${}_{92}\text{U}$

Emisión de colores de diferentes metales

Material

- mechero de Bunsen
- lápiz de madera o puntilla de grafito
- navaja
- 6 vasos de precipitados de 20 mL
- 1 agitador de vidrio
- balanza

Sustancias

- 10 mL de ácido clorhídrico (HCl) concentrado
- 10 mL de solución acuosa de:
 - cloruro de litio (LiCl)
 - cloruro de sodio (NaCl) (sal de mesa)
 - cloruro de potasio (KCl)
 - cloruro de calcio (CaCl₂)
 - cloruro de estroncio (SrCl₂)

Procedimiento

1. Retira cuidadosamente la madera del lápiz dejando al descubierto el grafito, o utiliza una puntilla de grafito.
2. Moja la punta del grafito en el HCl concentrado.
3. En seguida introduce la punta del grafito en la solución de cloruro de litio, después colócala sobre la flama y observa el color que adquiere.
4. Limpia la punta del grafito y repite el mismo procedimiento para los demás compuestos.

Análisis de resultados

1. Determina para cada metal su estado de oxidación y su configuración electrónica en ese estado de oxidación.
2. Con la información de las pruebas a la flama llena la siguiente tabla:

Compuesto	Color a la flama
LiCl	
NaCl	
KCl	
CaCl ₂	
SrCl ₂	

Según los resultados del experimento, responde las siguientes preguntas.

1. ¿Qué compuestos mostraron colores correspondientes a una mayor longitud de onda?

2. ¿Por qué se obtuvieron colores diferentes en las pruebas a la flama?

3. ¿Cómo se relaciona el espectro de emisión con la coloración?

4. ¿Existirá alguna relación entre el color y la configuración electrónica?

5. ¿Consideras que el experimento podría mejorarse? ¿Qué sugieres?

Palabras clave

aufbau, 66	espectroscopia, 54	principio de incertidumbre, 58
configuración electrónica, 67 y 68	espín, 58 y 64	principio de máxima multiplicidad, 71
cuanto, 51	neutrón, 45 y 51	principio de máxima sencillez, 66
diagrama orbital, 71	nivel energético, 59 y 67	protón, 45, 47 y 51
dualidad onda partícula, 58	núcleo atómico 51 y 57	radiactividad, 49 y 50
electrón, 45 y 47	nucleones, 45 y 51	rayos canales, 47
espectro continuo 52 y 53	números cuánticos, 59	rayos catódicos, 46, 47 y 50
espectro de líneas de absorción, 52 y 54	orbital, 58 y 59	rayos gamma, 52
espectro de líneas de emisión, 53 y 54	partículas alfa, 49	subnivel, 57 y 60
	partículas beta, 49	
	principio aufbau, 66	
	principio de exclusión, 66	

Lo que aprendí

2.1 Relaciona los siguientes enunciados, escribe sobre la línea la letra o letras correspondientes (algunas letras pueden repetirse).

- | | | |
|--------------------|-------|--|
| a) Electrones | _____ | Forman los niveles y orbitales del átomo |
| b) Protones | _____ | Son eléctricamente negativos |
| c) Neutrones | _____ | Se les llama nucleones |
| d) Rayos catódicos | _____ | Son eléctricamente positivos |
| e) Rayos X | _____ | Se localizan en el núcleo atómico |
| f) Partículas alfa | _____ | Son eléctricamente neutros |
| g) Partículas beta | _____ | Lugar donde se concentra la masa de los átomos |
| h) Rayos gamma | _____ | Bohr consideró que giran en niveles de energía estacionarios |
| i) Núcleo atómico | _____ | En la actualidad se considera que tienen características de partícula material y onda energética |

2.2 De los siguientes átomos escribe la configuración electrónica, la configuración abreviada, los electrones de valencia y la estructura de Lewis.

	Configuración electrónica	Configuración abreviada	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
${}_{3}\text{Li}$	_____	_____	_____	_____
${}_{7}\text{N}$	_____	_____	_____	_____
${}_{10}\text{Ne}$	_____	_____	_____	_____
${}_{12}\text{Mg}$	_____	_____	_____	_____
${}_{15}\text{P}$	_____	_____	_____	_____

2.3 Escribe el número cuántico que corresponda a cada enunciado, además de la letra que lo identifica.

a) Se refiere a la forma del orbital

b) Se relaciona con el giro del electrón

c) Sus valores son 0, 1, 2 y 3

d) Determina las orientaciones espaciales de los electrones

e) Sus valores son 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7

2.4 Observa las siguientes configuraciones electrónicas y escribe el valor del último nivel de energía (n) y el número de electrones de valencia.

Configuraciones electrónicas	Último nivel de energía	Electrones de valencia
$1s$		
$1s^2, 2s^2, 2p^1$		
$1s^2, 2s^2, 2p^3$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$		
$[\text{Xe}] 6s^2, 3f^{14}, 5d^8$		
$[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}$		
$[\text{He}] 2s^2, 2p^3$		
$[\text{Rn}] 7s^2, 4f^4$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 5p^1$		
$[\text{Kr}] 5s^2$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^9$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^9, 4p^3$		

Unidad 3

Tabla periódica

Cuando una persona vende frutas (manzanas, mangos, duraznos, uvas, higos, entre otras) las clasifica en diferentes anaqueles de acuerdo con sus características para su rápida localización. En química se trabaja con elementos químicos que es indispensable clasificar para su estudio en función de sus propiedades; a esta clasificación se le llama tabla periódica.

Contenido

¿Cuánto sabes?

3.1 Tabla periódica

Lectura Cuentos de isótopos

Manos a la obra Símil de un espectrómetro de masas

3.2 Principales familias de elementos

Lectura Fluoruros y la caries dental

Manos a la obra Obtención de cloro

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante conocerá la distribución y componentes de los elementos químicos en la tabla periódica; asimismo, reconocerá la contribución y las repercusiones de los elementos químicos en la sociedad.

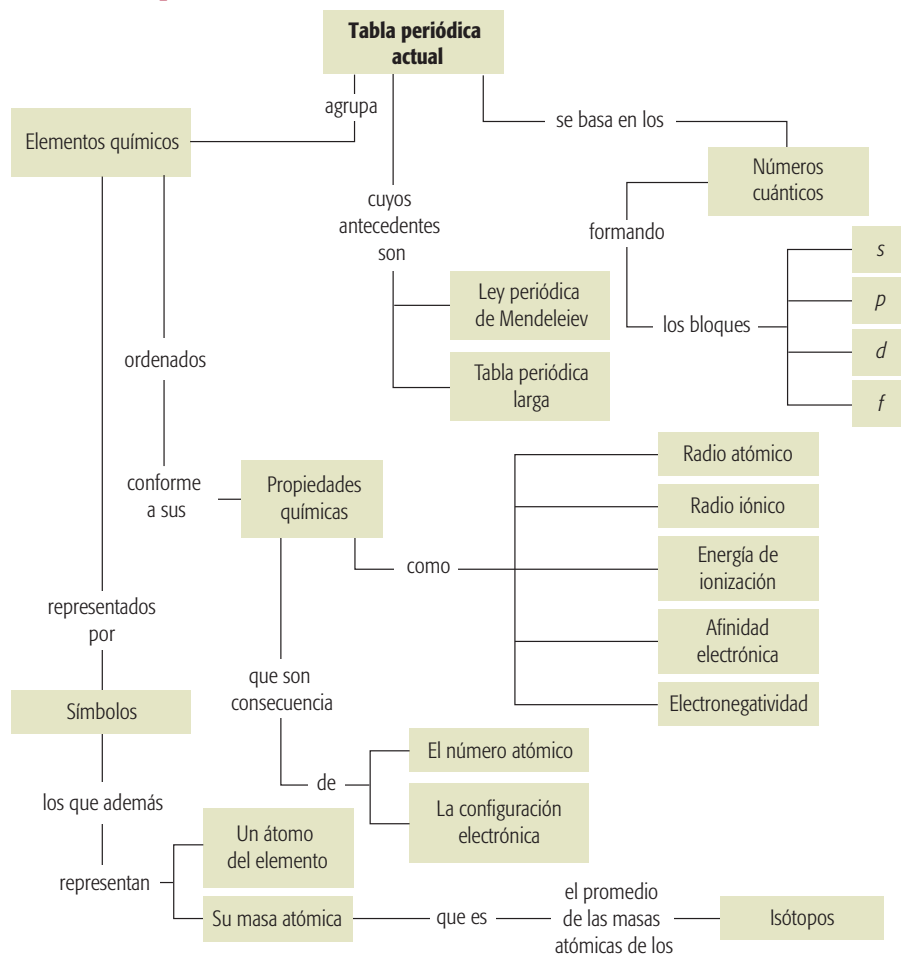
¿Cuánto sabes?

1. Escribe lo que recuerdes de la tabla periódica.
2. ¿En la vida cotidiana cuando hablas de un grupo a qué te refieres?
3. ¿Qué entiendes por el término símbolo?
4. Escribe el nombre y símbolo de diez elementos químicos.
5. ¿En dónde has escuchado hablar de semiconductores?
6. ¿Dónde podrías pesar más, en la Luna o en la Tierra?
7. Si tu masa en la Tierra es de 60 kg, ¿en la Luna sería menor, mayor o igual?
8. ¿Cómo le llamas al espacio de tiempo en que se publica un diario, una revista semanal o un anuario?

Introducción

En esta unidad estudiarás la clasificación de los elementos químicos en la tabla periódica. Identificarás los elementos representativos, de transición y de transición interna; también localizarás por sus propiedades a los metales, metaloides, no metales y gases raros.

3.1 Tabla periódica



Mapa conceptual 3.1

Símbolos químicos

Los **símbolos químicos** representan a los elementos de manera clara, sencilla y fácil de recordar. El químico sueco Berzelius fue quien propuso en 1814 esta manera de identificar los elementos; para ello usó la primera letra del nombre del elemento. En algunos casos añadió otra letra del mismo nombre.

Desde entonces, los símbolos de los elementos químicos constan de una o de dos letras como máximo. Si se compone de una letra, ésta deberá ser mayúscula (Hidrógeno, H) y si se forma de dos, la primera será mayúscula y la segunda minúscula (Calcio, Ca), invariablemente. Excepto para los elementos que se van descubriendo, ya que en 1976 se expuso un sistema para nombrarlos provisionalmente: el nombre del elemento se constituye según el número en latín que le corresponde en la tabla periódica: 0 (*nil*), 1 (*un*), 2 (*bi*), 3 (*tri*), 4 (*quad*), 5 (*pent*), 6 (*hex*), 7 (*sept*), 8 (*oct*) y 9 (*en*). Por ejemplo, el nombre del elemento 113 es *ununtrio*: *un* (1), *un* (1), *tri* (3), y se agrega la terminación *io* (del latín *ium*).

En agosto de 1994, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) propuso los siguientes nombres para los elementos 104 al 109:

- 104 dubnio
- 105 joliotio
- 106 rutherfordio
- 107 bohrio
- 108 hahnio
- 109 meitnerio

En la época en que vivió Berzelius ya se conocían algunos elementos con distintos nombres en diferentes idiomas y para simbolizarlos recurrió al nombre en latín. (En esa época el latín era el idioma científico aceptado universalmente.)

Elemento	Nombre en latín	Símbolo
Azufre	<i>sulfur</i>	S
Cobre	<i>cuprum</i>	Cu
Fósforo	<i>phosphorus</i>	P
Hierro	<i>ferrum</i>	Fe
Oro	<i>aurum</i>	Au

El símbolo químico representa el elemento en general, un átomo de éste y su masa atómica y no debe considerarse como abreviatura del nombre del elemento.

El número atómico

El número atómico fue descubierto por Moseley (1913) al estudiar las longitudes de onda de los rayos X, emitidos por tubos de rayos catódicos en los que usó varios elementos como blanco (ánodo) del haz de electrones; este científico observó que la longitud de onda depende del elemento usado como ánodo.

¿Sabías que...?

Los símbolos químicos son universales; son un lenguaje con el que los químicos se pueden comunicar en todo el mundo.

¿Sabías que...?

Todos los átomos del mismo elemento tienen igual número de protones (el número atómico del elemento), y el mismo número de electrones sólo si es neutro. En un átomo libre, las cargas positivas y negativas siempre serán iguales para dar una carga electrónica neta igual a cero.

El **número atómico** indica el número de protones que tiene el núcleo del átomo; cuando el átomo es neutro, el número atómico es igual al número de electrones.

El número atómico se representa con la letra Z y se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento (${}_Z X$), aunque también se puede colocar en el lado inferior derecho. En ${}_1\text{H}$ se muestra que el número atómico del hidrógeno es 1 ($Z = 1$), por tanto, este átomo tendrá un protón en su núcleo y un electrón en los orbitales. Considera los siguientes ejemplos para átomos eléctricamente neutros:

${}_8\text{O}$	$8p^+$	y	$8e^-$
${}_{17}\text{Cl}$	$17p^+$	y	$17e^-$
${}_{26}\text{Fe}$	$26p^+$	y	$26e^-$
${}_{47}\text{Ag}$	$47p^+$	y	$47e^-$
${}_{92}\text{U}$	$92p^+$	y	$92e^-$

Número de masa

El **número de masa** es la cantidad de nucleones que tiene un átomo. Los nucleones son los protones y neutrones que están en el núcleo.

El número de masa se representa con la letra A y se escribe en la parte superior izquierda o derecha del símbolo del elemento (${}^A X$).

Cuando se conoce tanto el número atómico como el de masa, es posible obtener el número de neutrones restando al número de masa el número atómico ($N = A - Z$).

Por ejemplo, ${}_{92}^{238}\text{U}$ demuestra que el átomo de uranio contiene en su núcleo 146 neutrones, ya que al restar 92 protones, que es el número atómico (Z), a 238 que es el número de masa (A), el resultado es 146, que es el número de neutrones.

Así, ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ indica:

$Z = 17$	$17p^+$
$N = 18$	$18n^0$
$A = 35$	35 protones y neutrones (nucleones)

Masa atómica

El número de masa y la masa atómica son dos conceptos distintos, aunque numéricamente son casi iguales. El número de masa se refiere al número de nucleones (protones y neutrones) de un átomo; la **masa atómica** es la cantidad de materia que hay en los átomos; es decir, la masa promedio de todos los isótopos del elemento. Dalton confirmó la importancia de este concepto, al descubrir que los átomos de distintos elementos sólo difieren en su masa (peso atómico).

Resulta poco práctico medir la masa de los átomos en unidades convencionales, en gramos. De hacerlo, por ejemplo, la masa del átomo de hidrógeno sería:

$$0.000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 6\ \text{g} = 1.6 \times 10^{-24}\ \text{g}$$

Para medir la masa de los átomos se debe emplear una unidad adecuada. En un principio se tomó como base de comparación la masa del hidrógeno (H^1); después, se relacionó con la masa del oxígeno (O^{16}) y, desde 1961, se estableció como unidad de masa atómica (*uma*) la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono (C^{12}). La masa atómica relativa de un elemento se define como la masa de ese elemento, comparada con la masa de un átomo del isótopo del carbono 12.

Para determinar la masa atómica de los elementos se siguen varios procedimientos; a continuación se presentan algunos de éstos:

Método del máximo común divisor Consiste en seleccionar varios compuestos que contengan al elemento cuya masa atómica se desea conocer; en seguida se determinan las masas moleculares de los compuestos y mediante análisis químico cuantitativo se establece la proporción del elemento problema en cada uno de ellos.

Cuadro 3.1 Cómo determinar la masa atómica del cloro

Compuestos de cloro	Masa fórmula	Cloro contenido en el compuesto
Ácido clorhídrico (HCl)	36.5 <i>uma</i>	35.5 <i>uma</i>
Cloruro de arsénico (III) ($AsCl_3$)	181.5 <i>uma</i>	106.5 <i>uma</i>
Cloruro de mercurio (II) ($HgCl_2$)	271.0 <i>uma</i>	71.0 <i>uma</i>
Tetracloruro de carbono (CCl_4)	154.0 <i>uma</i>	142.0 <i>uma</i>
Cloruro de estaño (IV) ($SnCl_4$)	260.0 <i>uma</i>	142.0 <i>uma</i>
Tricloruro de fósforo (PCl_3)	137.5 <i>uma</i>	106.5 <i>uma</i>

Al comparar los números obtenidos en la última columna, se obtiene como máximo común divisor 35.5, que es la masa atómica del cloro.

Método de los calores específicos Se basa en la ley de Dulong y Petit, que establece que a temperatura suficientemente elevada, el producto del calor específico (C_e) de diversos elementos sólidos multiplicado por su peso atómico (masa atómica) (MA) es una cantidad aproximadamente igual a 6.4. Es decir:

$$C_e \times MA = 6.4$$

donde

$$MA = \frac{6.4}{C_e}$$

El calor específico de una sustancia es la cantidad de calor necesaria, medida en calorías, para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de dicha sustancia ($\text{cal/g } ^\circ\text{C}$).

Al conocer el calor específico de un elemento, por sustitución se puede obtener su masa atómica. Este método carece de exactitud y por lo mismo no aplica para elementos de peso atómico menor como carbono, berilio, boro, silicio, entre otros.

Por ejemplo, si el calor específico del plomo es $0.031 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$, ¿cuál será su masa atómica?

$$MA = \frac{6.4}{0.031} = 206.4$$

De acuerdo con el resultado anterior, la masa atómica del plomo es 206.4 uma. Esto demuestra que al método de los calores específicos le falta exactitud y sólo es aproximado, ya que la masa atómica del plomo es 207.2 uma.

Espectrómetro de masas Es un aparato, inventado por F. W. Aston en 1920, que se utiliza para determinar con exactitud la masa atómica de los elementos químicos.

El principio en el que se basa este aparato es muy simple. Por ejemplo: imagina que, desde cierta altura, se dejan caer tres esferas del mismo tamaño y de diferente material (corcho, madera, hierro), sobre ellas actúa una corriente de aire que las desvía antes de llegar al suelo; la esfera que presentará mayor desviación será la de corcho, mientras que en la de hierro será menor.

En el espectrómetro de masas, los átomos y las moléculas sustituyen a las esferas del ejemplo anterior. Estas partículas se ionizan y adquieren carga positiva al perder uno o más electrones, se aceleran a velocidad elevada y se desvían por medio de un campo magnético.

Los átomos de masa diferente se separan y llegan a distintos puntos sobre una placa fotográfica. En función del grado de desviación y la fuerza del campo magnético, es posible calcular la masa atómica.

La palabra y su raíz

isótopo (griego) *isos*, igual y *topos*, lugar: mismo lugar.

Manos a la obra

Símil de un espectrómetro de masas

(Esta práctica la puedes realizar en tu casa, en un área amplia.)

En forma sencilla el alumno determinará el funcionamiento de un espectrómetro de masas.

Material

- un ventilador de aire de pedestal
- 3 esferas de diferente material (madera, corcho y unícel), de 2 cm de diámetro, aproximadamente
- pintura de agua de tres colores diferentes (10 mL de cada color)
- plumón negro

Procedimiento

1. Coloca el ventilador en un área amplia y conéctalo a la corriente eléctrica.
2. Dibuja un punto con el plumón negro frente a la base del ventilador de aire (a 30 cm, aproximadamente), considerando imaginariamente una línea vertical.
3. Haz funcionar el ventilador de aire.
4. Impregna cada esfera de un color distinto de pintura de agua.
5. Toma las tres esferas y desde la altura de la vertical imaginaria suéltalas sucesivamente, de tal manera que la corriente de aire del ventilador actúe sobre ellas. En el piso quedará la marca dónde cayó e impactó cada una de las esferas.
6. Mide la distancia desde el punto negro hasta el lugar donde cayó cada una de las esferas.



7. Retira del piso cualquier mancha que hayas hecho con la pintura, con ayuda de un trapo mojado con agua. Como la pintura es a base de agua, se removerá fácilmente.

a) ¿Cuál esfera sufrió mayor desviación?

b) ¿Cuál de las esferas consideras que tiene más masa?

c) En este experimento actuaron dos fuerzas, ¿cuáles son?

d) ¿Cuál de estas fuerzas puedes comparar con el campo eléctrico que acelera las partículas en un espectrómetro real?

e) ¿Cuál fuerza puedes comparar con el campo magnético que desvía las partículas ionizadas en un espectrómetro de masas?

f) ¿Cuál es el detector de la desviación que sufren las partículas?

Isótopos

Al estudiar la desviación de los átomos con espectrógrafos de masas se demostró que algunos núcleos del mismo número atómico pueden tener masas diferentes. Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de masa. Los isótopos de un mismo elemento son átomos, cuyo núcleo es idéntico en lo que respecta al número de protones, pero tienen diferente número de neutrones.

Gracias al invento del espectrómetro se pudo conocer la existencia de los isótopos neón-20 (con masa atómica de 19.9924 *uma* y 90.92% de abundancia natural) y neón-22 (con masa atómica de 21.9914 *uma* y 8.82% de abundancia natural). Cuando se dispuso de espectrómetros más avanzados, se descubrió un tercer isótopo estable de este elemento, el neón-21 con masa atómica de 20.9940 *uma* y una abundancia natural de 0.257%.

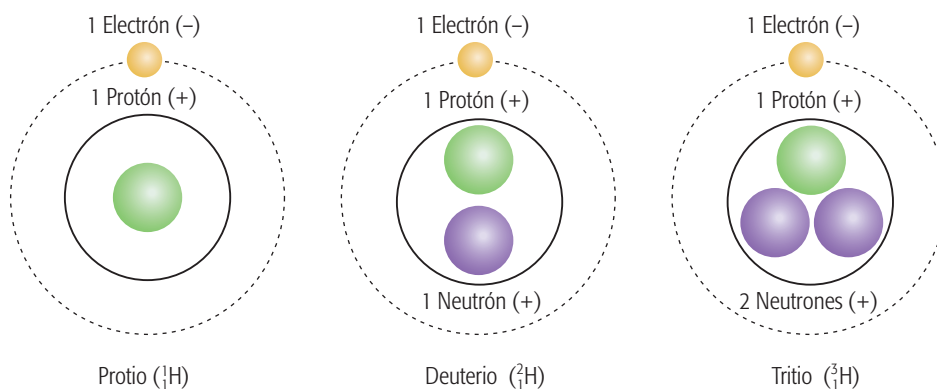


Figura 3.1 Isótopos del hidrógeno.

Para distinguir a los isótopos entre sí, se escribe el símbolo y el número de masa atómica; por ejemplo, ${}^1\text{H}$ (protio), ${}^2\text{H}$ (deuterio) y ${}^3\text{H}$ (tritio) son los tres isótopos del hidrógeno.

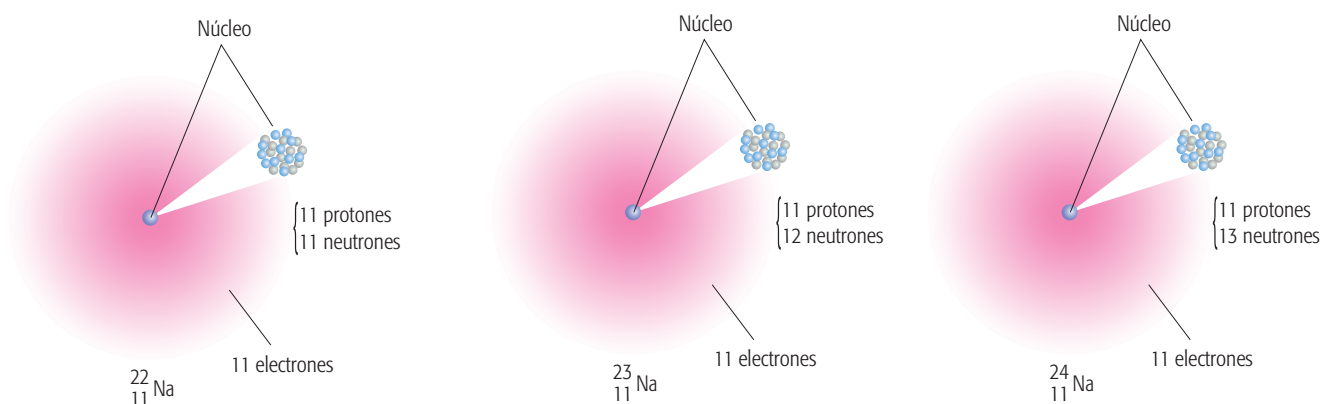


Figura 3.2 Tres isótopos del sodio. Los tres tienen 11 protones y 11 electrones, pero difieren del número de neutrones.

El flúor está constituido por un solo isótopo natural; el oxígeno, por los isótopos naturales ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O ; el estaño por un total de 10 isótopos naturales; el uranio por ^{235}U y ^{238}U , que son los isótopos naturales más abundantes de este elemento.

Cuadro 3.2 Algunos isótopos radiactivos comunes

Isótopos radiactivos naturales	Isótopos radiactivos artificiales
Uranio ^{235}U y ^{238}U	Plutonio ^{239}Pu y ^{241}Pu
Torio ^{234}Th y ^{232}Th	Curio ^{242}Cm y ^{244}Cm
Radio ^{226}Ra y ^{228}Ra	Americio ^{241}Am
Carbono ^{14}C	Cesio ^{134}Cs , ^{135}Cs y ^{137}Cs
Tritio ^3H	Yodo ^{129}I , ^{131}I y ^{133}I
Radón ^{222}Rn	Antimonio ^{125}Sb
Potasio ^{40}K	Rutenio ^{106}Ru
Polonio ^{210}Po	Estroncio ^{90}Sr
	Criptón ^{85}Kr y ^{89}Kr
	Selenio ^{75}Se
	Cobalto ^{60}Co

Las masas atómicas de los diferentes elementos son realmente el promedio de las masas de sus isótopos. Todos los átomos que contienen tres protones en el núcleo son átomos de litio (figura 3.3). El litio que se encuentra en la naturaleza tiene dos isótopos. El isótopo de la izquierda tiene 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones y constituye el 92.6% de todos los átomos de litio que existen. El resto de los átomos de litio (7.4%) son átomos con 3 protones, 3 neutrones y 3 electrones, tal como se muestra en la figura. Los isótopos se identifican indicando el número de masa después del nombre o en la parte superior izquierda o derecha del símbolo del elemento. Los dos isótopos del litio son ^7Li y ^6Li . Los números de masa de los isótopos de litio son 6 y 7, pero su masa atómica es 6.941 que resulta al promediar las masas de los dos isótopos tomando en cuenta su porcentaje de abundancia. Los isótopos de litio con el número de masa 6 son los menos abundantes porque el promedio (6.941) está más próximo al 7.

Para determinar la masa atómica promedio de un elemento, se multiplican las masas de sus isótopos por el porcentaje de abundancia y estos productos se suman: el resultado es la masa atómica del elemento.

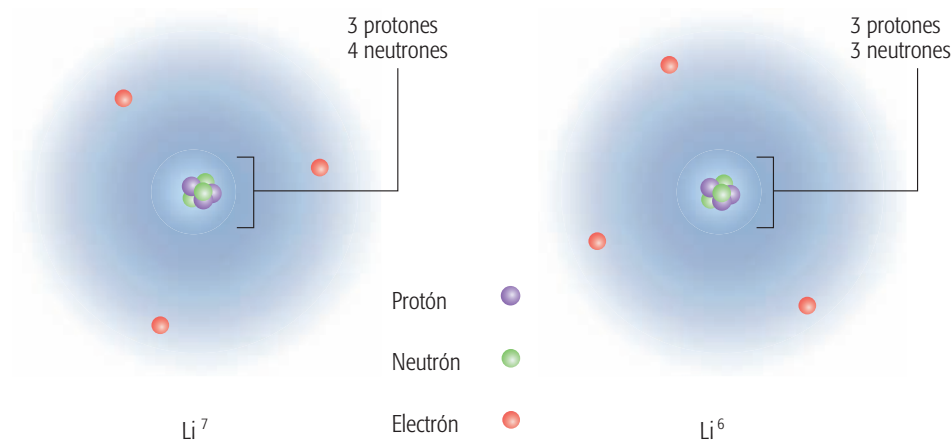


Figura 3.3 Las partículas de un átomo. El número de protones de un átomo determina qué elemento es.

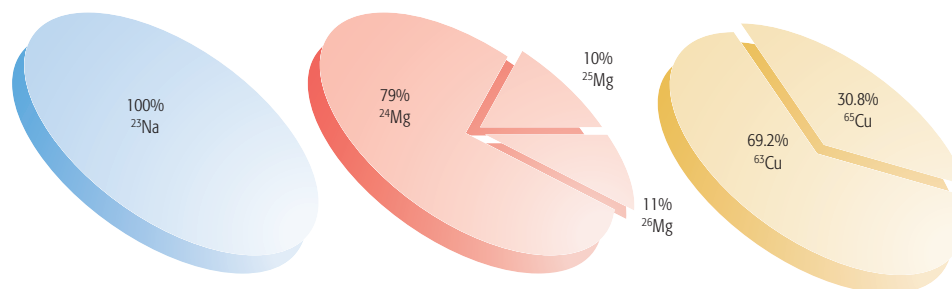


Figura 3.4 Masas atómicas promedio. Algunos elementos sólo tienen una clase de isótopos, para el caso del sodio, existen dos isótopos radiactivos cosmogónicos el ²²Na y el ²⁴Na, pero su abundancia es casi nula. El magnesio se encuentra como una mezcla de tres isótopos y el cobre como una mezcla de dos.

Problemas resueltos

3.1 El elemento cloro está formado por dos isótopos naturales: el isótopo de número de masa 35 con una abundancia de 75.8% y el isótopo 37 con una abundancia de 24.2%. ¿Cuál es la masa atómica promedio del cloro?

$$\begin{aligned}
 35 \times 75.8\% &= 26.53 \\
 37 \times 24.2\% &= \underline{8.954} \\
 &35.484 \text{ uma}
 \end{aligned}$$

La masa atómica del cloro es 35.484 uma.

3.2 El silicio está formado por una mezcla de tres isótopos naturales, 92.2% de isótopos de masa 28.0 uma; 4.7% de isótopos de masa 29.0 uma y 3.09% de isótopos de masa 30.0 uma. ¿Cuál es la masa atómica del elemento silicio?

$$\begin{aligned}
 28.0 \times 92.2\% &= 25.816 \\
 29.0 \times 4.7\% &= 1.363 \\
 30.0 \times 3.09\% &= \underline{0.927} \\
 &28.106 \text{ uma}
 \end{aligned}$$

La masa atómica del silicio es 28.106 uma.

Lectura

Cuentos de isótopos

Los átomos de un elemento se constituyen, en general, de varios isótopos. Los isótopos son átomos con el mismo número de electrones y diferente número de neutrones. La proporción de isótopos en los elementos que se encuentran en animales y seres humanos vivos muestran cuál es su dieta.

Por ejemplo, los elefantes africanos que se alimentan de pastos presentan distinta proporción de $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ en sus tejidos, comparada con aquellos que consumen principalmente hojas de árboles. Esto se debe a que el pasto tiene un patrón de crecimiento diferente al de las hojas de los árboles y, por tanto, en ellos existen distintas cantidades de $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ del CO_2 atmosférico. Los elefantes que comen hojas de árboles y los que se alimentan de pastos habitan en distintas áreas de África. Las diferencias observadas en las proporciones de isótopos $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ en las muestras de marfil de elefante, han permitido a las autoridades identificar el origen de muestras ilegales de marfil.

Otro caso de investigación isotópica es el de la tumba del rey Midas, rey de Frigia durante el siglo VIII a.C. (del que cuenta la leyenda que todo lo que tocaba lo convertía en oro.) El análisis de los isótopos de nitrógeno encontrados en el sarcófago destruido del rey reveló detalles de su alimentación. Los científicos descubrieron que las proporciones de $^{15}\text{N}/^{14}\text{N}$ de los carnívoros son más altas que las de los herbívoros, éstas a su vez son mayores que las de las plantas. El organismo responsable de la desintegración del sarcófago de madera del rey tenía altos valores de nitrógeno. Los investigadores encontraron que el origen de este nitrógeno era el mismo cuerpo del rey muerto. Como la madera podrida bajo su cuerpo, ya desintegrado, presentaba una elevada proporción de $^{15}\text{N}/^{14}\text{N}$, los científicos afirmaron que la dieta del rey era rica en carne.

Estas historias demuestran que los isótopos pueden ser una valiosa fuente de información biológica e histórica.

Desarrollo de la tabla periódica

Primera tabla de Mendeleiev (1869)

						Ti	50	Zr	90	?	180
						V	51	Nb	94	Ta	182
						Cr	52	Mo	96	W	186
						Mn	55	Rh	104.4	Pt	197.4
						Fe	56	Ru	104.4	Ir	198
						Ni, Co	59	Pd	106.6	Os	199
						Cu	63.4	Ag	108	Hg	200
						Zn	65.2	Cd	112		
H	1										
		Be	9.4	Mg	24						
		B	11	Al	27.4	?	68	Ur	116	Au	197?
		C	12	Si	28	?	70	Sn	118		
		N	14	P	31	As	75	Sb	122	Bi	210?
		O	16	S	32	Se	79.4	Te	128?		
		F	19	Cl	35.5	Br	80	I	127		
Li	7	Na	23	K	39	Rb	85.4	Cs	133	Tl	204
				Ca	40	Sr	87.6	Ba	137	Pb	207
				?	45	Ce	92				
				?Er	45	La	94				
				?Yt	60	Dy	95				
				?Im	75.6	Th	188?				

De esta manera Mendeleiev, al clasificar los elementos, predijo la existencia de algunos cuyo descubrimiento fue posterior.

Ley periódica de Mendeleiev

La ley periódica de Mendeleiev establece que las propiedades químicas de los elementos químicos están en función periódica de sus masas atómicas. La importancia de esta ley radica en que muestra que la clasificación de los elementos es completamente natural.

Ley periódica basada en el número atómico

En el arreglo de los elementos de Mendeleiev, que se llama *tabla periódica*, hay cuatro pares de elementos que no siguen el orden ascendente de su peso o masa atómica; esto se modificó a principios del siglo XIX, cuando se conoció a fondo la estructura del átomo. Desde entonces los elementos se ordenaron de manera creciente, no atendiendo a su masa, sino a su número atómico (Z). Por consiguiente, la ley periódica se modificó: *las propiedades de los elementos están en función periódica de sus números atómicos*.

La clasificación actual recibe el nombre de *tabla periódica larga*. La tabla periódica se conforma de columnas verticales llamadas **grupos** o **familias** y filas horizontales que se conocen como **periodos**.

Figura 3.5 Primera tabla de Mendeleiev (1869) Este científico clasificó los elementos conocidos en su época en orden creciente en función periódica de sus masas atómicas.

En un principio a los grupos se les asignaron números romanos, el cero y las letras A y B. Pero a partir de 1987, el Comité de Nomenclatura de la American Chemical Society recomendó asignar al grupo con los números del 1 al 18. A los periodos se les identifica con números del 1 al 7 (figura 3.6, tabla periódica).



Figura 3.6 Tabla periódica de los elementos.

El número del grupo o familia de la tabla periódica indica cuántos electrones hay en el último nivel energético, y el número del periodo indica el número de niveles. La configuración de la tabla periódica moderna es el resultado directo del orden con el que los electrones llenan los subniveles energéticos y los orbitales (véase *Principio de máxima sencillez de Yeou-Ta*, pág. 70).

1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1s	H																		He	
2s	Li	Be																		
3s	Na	Mg																		
4s	K	Ca	3d	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	4p	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5s	Rb	Sr	4d	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	5p	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6s	Cs	Ba	5d	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	6p	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7s	Fr	Ra	6d	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	7p	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
	Bloque s		Bloque d										Bloque p							

Figura 3.7 La tabla periódica: clave para la configuración electrónica. No es necesario memorizar las configuraciones electrónicas, basta con interpretar los bloques *s*, *p*, *d* y *f* que se muestran en esta tabla periódica.

4f	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
5f	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
	Bloque f													

A los orbitales se les asignan las letras *s*, *p*, *d*, *f*. Para escribir las configuraciones electrónicas se avanza de izquierda a derecha en la tabla periódica, a lo largo de un periodo, y se llenan los orbitales correspondientes a los bloques *s*, *p*, *d*, *f*.

La figura 3.7 presenta cuatro bloques: el bloque *s* con 2 columnas; el *p* con 6; el *d* con 10, y el bloque *f* con 14 columnas. Esto muestra que el número de columnas, según el bloque, corresponde al máximo de electrones que puede haber en los subniveles *s*, *p*, *d* y *f*.

Orbital	Número máximo de electrones
<i>s</i>	2
<i>p</i>	6
<i>d</i>	10
<i>f</i>	14

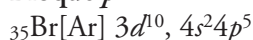
Para conocer qué representan estos bloques, a continuación se muestra la configuración electrónica abreviada de dos elementos de cada bloque:

Bloque s

Cada fila del bloque *s* empieza con los números de los niveles energéticos (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7) y el orbital *s*.

En el caso del Rb, su subnivel más externo es el $5s$ con un electrón, con esto se deduce también que el nivel energético más externo es el 5.

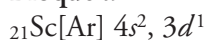
El último subnivel en el Ba es el $6s$.

Bloque p

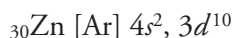
En este caso, el $4p$ es el subnivel externo y su nivel energético de mayor energía es el 4 con 7 electrones ($4s^2 4p^5$).



El último subnivel del Al es el $3p$ y su último nivel es el 3 con 3 electrones.

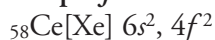
Bloque d

Su último subnivel es el $3d$, pero el nivel energético más externo es el 4 con 2 electrones en el orbital *s*.

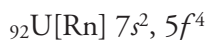


Último subnivel: $3d$, pero su nivel energético más externo es el 4 con 2 electrones en el orbital *s*; éstos son los electrones de valencia para este elemento.

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
	Escandio 21 Sc [Ar] $4s^2 3d^1$	Titanio 22 Ti [Ar] $4s^4 3d^2$	Vanadio 23 V [Ar] $4s^2 3d^3$	Cromo 24 Cr [Ar] $4s^1 3d^5$	Manganeso 25 Mn [Ar] $4s^2 3d^5$	Hierro 26 Fe [Ar] $4s^2 3d^6$	Cobalto 27 Co [Ar] $4s^2 3d^7$	Níquel 28 Ni [Ar] $4s^1 3d^8$	Cobre 29 Cu [Ar] $4s^1 3d^{10}$	Zinc 30 Zn [Ar] $4s^2 3d^{10}$

Bloque f

Su último subnivel es el $4f$, pero sus electrones de valencia están en el nivel 6 y son 2.



Su último subnivel es el $5f$ y sus electrones de valencia son 2 y están en el nivel 7, que es el de mayor energía.

Las dos filas del bloque *f* corresponden a los lantánidos (números atómicos del 58 al 71) y a los actínidos (números atómicos del 90 al 103) y reciben el nombre de elementos de transición interna.

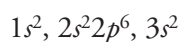
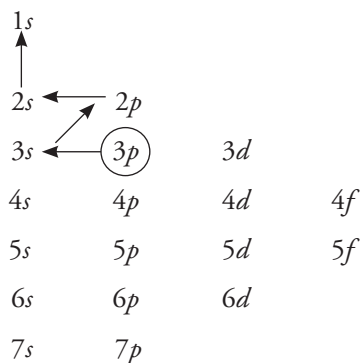
Considera el siguiente problema.

Figura 3.8 Configuración electrónica de los elementos de transición $3d$. A lo largo del bloque *d* se adicionan 10 electrones, lo cual satura los orbitales *d*. El cromo y el cobre tienen un solo electrón en el orbital $4s$. Tales excepciones no predecibles muestran que las energías de los subniveles $4s$ y $3d$ son parecidas.

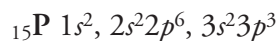
Problemas resueltos

3.3 Efectuar la distribución electrónica de ${}_{15}\text{P}$.

Al consultar la tabla periódica puedes observar que el último subnivel es el $3p$. En la gráfica que proporciona el orden de llenado de los subniveles se marca el subnivel $3p$, se sigue el orden inverso llenando, con el máximo de electrones, los subniveles internos al $3p$:



Se cuentan los electrones, que son 12, entonces los 3 que faltan se colocan en el subnivel $3p$ y quedaría



Ejercicios

3.1 Configuración electrónica Efectúa la distribución electrónica de los átomos que se indican. Se te proporciona un ejemplo en cada grupo.

Grupo	Configuración electrónica	Núm. de electrones en el último nivel	Núm. de electrones energéticos
1(IA)			
${}_1\text{H}$			
${}_3\text{Li}$			
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$	1	3
2(IIA)			
${}_4\text{Be}$			
${}_{12}\text{Mg}$			
${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2$	2	4
13(IIIA)			
${}_5\text{B}$	$1s^2, 2s^2 2p^1$	3	2
${}_{13}\text{Al}$			
${}_{31}\text{Ga}$			

Grupo	Configuración electrónica	Núm. de electrones en el último nivel	Núm. de electrones energéticos
14(IVA)			
${}_6\text{C}$			
${}_{14}\text{Si}$			
${}_{32}\text{Ge}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2 3d^{10} 4p^2$	4	4
15(VA)			
${}_7\text{N}$			
${}_{15}\text{P}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^3$	5	3
${}_{33}\text{As}$			
16(VIA)			
${}_8\text{O}$	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	6	2
${}_{16}\text{S}$			
${}_{34}\text{Se}$			
17(VIIA)			
${}_9\text{F}$			
${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^5$	7	3
${}_{35}\text{Br}$			
18(0)			
${}_2\text{He}$			
${}_{10}\text{Ne}$			
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$	8	3

3.2 ¿Cuántos electrones tienen los átomos de los elementos de los siguientes grupos en su último nivel energético?

1(IA) _____

2(IIA) _____

13(IIIA) _____

14(IVA) _____

15(VA) _____

16(VIA) _____

17(VIIA) _____

18(0)* _____

* En el grupo 18 se exceptúa el He, ya que su único nivel se completa con $2e^-$.

3.3 ¿Qué te indica el número de los grupos 1 y 2 y el segundo dígito de los grupos 13 al 18?

Las filas horizontales se llaman *periodos* y son sus números 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

3.4 ¿Con qué relacionas esos siete números? _____

3.5 ¿En qué periodo se encuentra el yodo (I)? _____

¿En cuál grupo está? _____

¿Cuántos niveles de energía tienen un átomo de yodo? _____

¿Cuántos electrones tiene en su último nivel? _____

3.6 ¿En qué periodo se localiza el calcio (Ca)? _____

¿En cuál grupo se encuentra? _____

¿Cuántos electrones tiene el átomo de calcio en su último nivel? _____

¿Cuántos niveles tiene? _____

Ley periódica actual La ley periódica basada en el número atómico debe modificarse indicando que la periodicidad en la variación de las propiedades químicas de los elementos es consecuencia y función del número atómico y de la configuración electrónica.

En la tabla cuántica, figura 3.9, se aprecia un desplazamiento diagonal de los valores de n para indicar los valores progresivos de la suma $(n + l)$.

Los valores de n de los electrones del orbital de más energía (exterior) se localizan siguiendo ese desplazamiento diagonal de derecha a izquierda.

Los valores de l del orbital exterior de los átomos se encuentran en la parte superior ($l = 3, l = 2, l = 1$ y $l = 0$) y constituyen cuatro agrupamientos verticales formando cuatro bloques de elementos mostrados en la parte inferior de la tabla cuántica.

Tabla basada en los cuatro números cuánticos

Los elementos estudiados en esos temas son el fundamento de la *tabla cuántica* (tabla basada en los cuatro números cuánticos).

Con 118 elementos se llena la tabla periódica larga y la cuántica. ¿Qué pasaría con la estructura de estas tablas si se descubren elementos cuyos números atómicos sean 119 o más? Por supuesto que deberían ampliarse. Esta posibilidad se da en la tabla cuántica considerando $n = 8$.

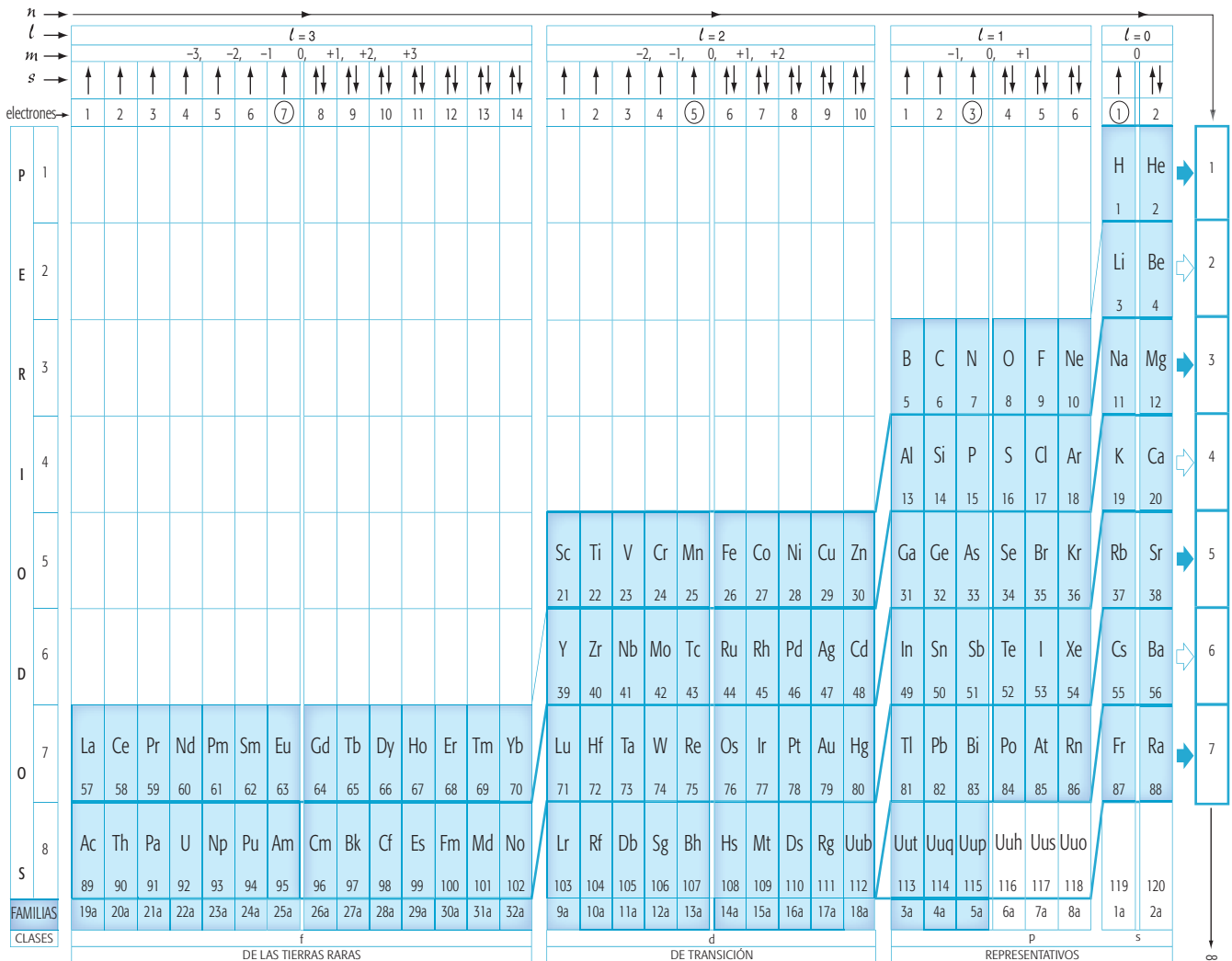


Figura 3.9 Tabla cuántica de los elementos.

Ejercicios

Para contestar estos ejercicios recurre a la tabla cuántica presentada en la figura 3.9. Contesta las siguientes preguntas.

3.7 Cuál es el número de elementos que forman los periodos:

1: _____

2: _____

3: _____

4: _____

5: _____

6: _____

7: _____

8: _____

Investiga

Escribe ejemplos de productos que satisfagan tus necesidades de: *a)* alimentación, *b)* vestido, *c)* habitación, *d)* salud y *e)* transporte.

3.8 ¿Está completo el periodo 8? _____

¿Cuántos elementos le faltan? _____

3.9 Las familias forman las columnas verticales y son 32.

La 1a. y 2a. familias constituyen el bloque *s*.

De la 3a. a la 8a. constituyen el bloque _____.

De la 9a. a la 18a. constituyen el bloque _____.

De la 19a. a la 32a. constituyen el bloque _____.

3.10 Cuál es el número de familias que forman el bloque:

s _____

p _____

d _____

f _____

¿Con qué relacionas estos números? _____

En la tabla cuántica los elementos químicos también están ordenados de manera creciente, según su número atómico; en su estructura se toma en cuenta la configuración electrónica en orbitales atómicos.

Incluye, en la parte superior izquierda, los cuatro números cuánticos.

Bloque *f* cuando $l = 3$

Bloque *d* cuando $l = 2$

Bloque *p* cuando $l = 1$

Bloque *s* cuando $l = 0$

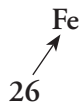
Los valores para *m* y *s* se localizan en la parte superior, además del número de electrones que hay en el último orbital.

Los periodos se leen de izquierda a derecha y se identifican con números arábigos: son ocho y representan la suma de los valores de $n + l$ (véase *Principio de máxima sencillez de Yeou-Ta*, pág. 70).

La tabla cuántica permite conocer de manera directa la configuración electrónica de los átomos y encontrar fácilmente los electrones que tienen en su último subnivel.

A continuación se desarrollan un par de ejemplos:

Ejemplo 1



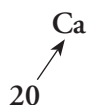
a) Primero se localiza el elemento en la tabla. El valor de *n* del subnivel exterior se halla al seguir las filas diagonalmente hacia la derecha y es 3. Así, $n = 3$.

- b) Así, el bloque a que pertenece este elemento es *d*. Esto indica que sus electrones exteriores están en un subnivel *d*.
- c) Los electrones que hay en ese subnivel se localizan en la parte superior y son 6.

Con los tres aspectos anteriores, la configuración electrónica del ${}_{26}\text{Fe}$ es:

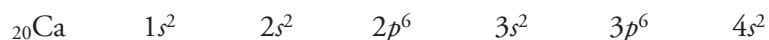


Ejemplo 2



- a) Valor de n ... 4
- b) Bloque... *s*
- c) Número de electrones... 2

El último subnivel será el $4s$, con 2 electrones. Por tanto, su configuración electrónica es:



La tabla cuántica es útil para conocer la configuración electrónica de cualquier elemento de acuerdo con las instrucciones dadas.

Los conocimientos anteriores son fundamentales para comprender algunas de las propiedades químicas de los elementos, pues se ha demostrado que durante los cambios químicos el núcleo atómico no sufre alteración alguna, y que son los electrones de los subniveles externos los que juegan un papel determinante en dichos cambios.

	Tabla periódica	Tabla cuántica
<i>Características de los elementos para su ordenamiento</i>	Número atómico	Número atómico y configuración electrónica
<i>Número de periodos</i>	7 (se basan en los niveles energéticos)	8 (se basan en los valores de $n + l$)
<i>Modelo atómico en el que se basa</i>	Modelo atómico de Bohr	Modelo atómico actual
<i>Situación de los lantánidos y actínidos</i>	Fuera de la tabla	Integrados a ella constituyen el bloque <i>f</i>

Cuadro 3.3 Diferencias entre la tabla periódica y la tabla cuántica.

Al emplear como criterio para ordenar la configuración electrónica y observar los cuatro bloques de elementos (*s*, *p*, *d*, *f*) se reconocen cuatro tipos fundamentales de elementos: gases raros o nobles, elementos representativos, elementos de transición y elementos de transición interna.

Gases raros o nobles Tienen lleno su nivel energético más externo (n), su configuración es $ns^2 np^6$ (donde n es el número cuántico, espacio energético fundamental o número de nivel principal de la capa de valencia, excepto el He, cuya configuración es $1s^2$).

Elementos representativos En su capa de valencia los electrones ocupan los orbitales *s* y *p*; la configuración es: ns^1 (1a. familia), ns^2 (2a. familia), $ns^2 np^1$ (3a. familia), $ns^2 np^2$ (4a. familia), $ns^2 np^3$ (5a. familia), $ns^2 np^4$ (6a. familia) y $ns^2 np^5$ (7a. familia).

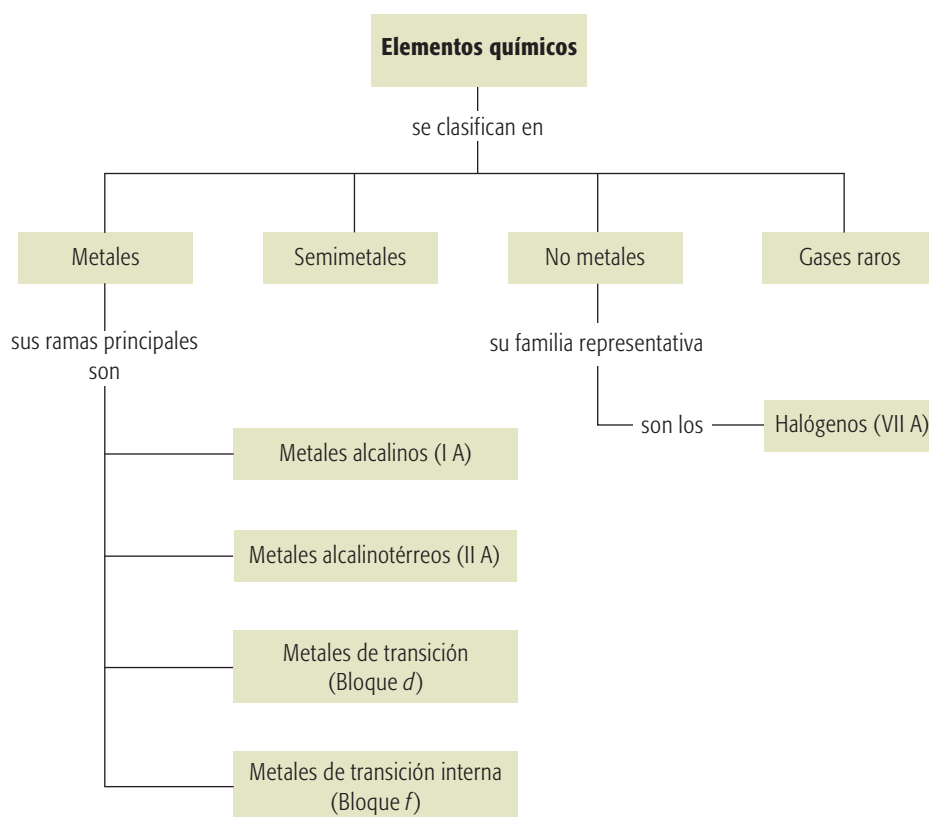
Investiga

Según la tabla cuántica, indica con sus electrones los subniveles exteriores de: ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{47}\text{Ag}$ y ${}_{92}\text{U}$.

Elementos de transición En éstos un orbital d está incompleto y puede tener entre 1 a 9 electrones, ya que con 10 electrones el orbital d estaría completo. El orbital s del siguiente nivel energético tiene 2 electrones (rara vez, uno solo).

Elementos de transición interna Tienen incompletos los niveles penúltimo y antepenúltimo. En el nivel antepenúltimo está incompleto el orbital f , que puede tener entre 1 a 13 electrones, porque con 14 electrones estaría completo.

3.2 Principales familias de elementos



Mapa conceptual 3.2

De acuerdo con ciertas características comunes, los elementos se clasifican en *metales*, *no metales*, *gases raros* o *nobles* y *metaloides*.

En la tabla periódica larga los **gases raros** o **nobles** se localizan en el grupo 18 (8A); los **no metales** en el triángulo comprendido al trazar una línea diagonal desde el B (boro) hasta el At (astato) y de éste al F (flúor); el resto de los elementos son metales, con excepción de los metaloides, que se localizan en una especie de escalera que va desde el B (boro) hasta el At (astato) y presentan características tanto de los metales como de los no metales. Observa las figuras 3.10 y 3.11.

En la tabla cuántica, los gases nobles constituyen la 8a. familia.

En la figura 3.7 el periodo 2 empieza con un metal, el litio, y termina con un gas noble, el neón. Entre ellos están el metal berilio, el metaloide boro y los no metales carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor. Los metales más activos, de los grupos 1 y 2, están en el bloque s de la tabla periódica y los metaloides, no metales y los metales menos activos se encuentran en el bloque p .

Por ejemplo, el hecho de que los metales sean buenos conductores del calor y la electricidad, es porque tienen pocos electrones de valencia (1, 2 o 3) y el núcleo no los atrae firmemente, pasando con facilidad de un átomo a otro. En los no metales la situación es inversa, tienen mayor tendencia a atraer electrones.

Cuadro 3.4 Principales características de los metales y no metales.

Metales	No metales
Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg), que es líquido.	Algunos son sólidos, otros son gaseosos; el único líquido es el bromo (Br ₂) a temperatura ambiente.
La mayoría son más densos que el agua excepto el litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K).	En general son menos densos que el agua.
Presentan brillo o lustre metálico.	No brillan.
Son maleables, es decir, se pueden convertir en láminas. El oro (Au) es el más maleable.	No son maleables, los que son sólidos se pulverizan al golpearlos.
Son dúctiles, es decir, se puede hacer con ellos hilos o alambres.	No son dúctiles.
Son buenos conductores del calor.	No son buenos conductores del calor.
Son buenos conductores de la electricidad. La plata (Ag) es el mejor conductor.	No son buenos conductores de la electricidad.
Sus átomos tienen uno, dos o tres electrones en su último nivel energético.	Sus átomos tienen cinco, seis o siete electrones en su último nivel energético.
Sus átomos cuando se combinan pierden electrones y se convierten en iones positivos (cationes).	Sus átomos cuando se combinan ganan electrones y se convierten en iones negativos (aniones).
Se combinan con el oxígeno para formar óxidos básicos (por ejemplo, el óxido de hierro).	Se combinan con el oxígeno para formar óxidos ácidos (por ejemplo, el óxido de azufre).

Si se compara la tabla periódica larga con la cuántica, se encontrará que sólo hay una distribución diferente de los bloques o clases *s*, *p*, *d*, *f*.

Metales alcalinos

Estos elementos forman la 1a. familia; tienen un electrón en su nivel exterior (ns^1) y tienden a perderlo; su número de oxidación es $1+$.

Ejercicio

3.11 Escribe las configuraciones electrónicas abreviadas que no están resueltas.



Estos elementos son los más electropositivos y químicamente los más activos. Cuando se combinan con agua forman hidróxidos e hidrógeno:



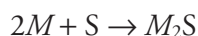
en donde M indica cualquiera de los metales alcalinos.

Con los halógenos forman sales binarias:

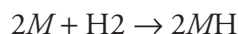


en donde X denota cualquier halógeno.

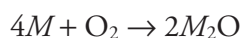
Con el azufre forman S sulfuros:



Con el hidrógeno, hidruros:



Con el oxígeno, óxidos básicos:



Los alcalinos son los metales más ligeros, son muy maleables, solubles en agua y se obtienen mediante la electrólisis de sus sales fundidas.

Usos del hidróxido de sodio El hidróxido de sodio se usa en la asimilación de la pulpa en el proceso de fabricación del papel. También en la elaboración de jabones, en la refinación del petróleo, en la recuperación del caucho y en la fabricación de rayón. En el hogar se puede encontrar hidróxido de sodio (lejía) como ingrediente en los limpiadores para los hornos de la estufa y en el material granulado para destapar los caños.

El hidróxido de sodio tiene la capacidad de convertir las grasas en jabón, por lo que es un eficaz limpiador de las tuberías del drenaje. Los compuestos de sodio y de potasio son importantes para el cuerpo humano porque suministran los iones positivos que tienen un papel clave para la transmisión de los impulsos nerviosos que controlan las funciones de los músculos. El potasio también es un nutriente indispensable para las plantas. Es uno de los tres componentes principales de los fertilizantes; los otros dos, el nitrógeno y el fósforo, también son elementos del grupo principal.

¿Sabías que...?

Un compuesto del sodio que se emplea frecuentemente en la industria es el hidróxido de sodio, llamado comúnmente sosa cáustica. En la actualidad se emplea en la producción de papel, polímeros, jabones, etcétera.

Figura 3.12 *Fabricación de la pulpa de papel* Tratamiento de asimilación de la pulpa en la fabricación del papel con hidróxido de sodio.

Figura 3.13 *Compuestos químicos de uso doméstico* El hidróxido de sodio, al convertir las grasas en jabón, constituye un eficaz limpiador doméstico.



Metales alcalinotérreos

Son los elementos que forman la 2a. familia de la tabla cuántica o el grupo 2 de la tabla periódica larga; tienen dos electrones en su nivel de valencia (ns^2), mismos que pierden al reaccionar. Su estado de oxidación es de $2+$.

Ejercicio

3.12 Escribe las configuraciones electrónicas abreviadas que no están resueltas de los metales alcalinotérreos.

${}_4\text{Be}$ _____

${}_{12}\text{Mg}[\text{Ne}]3s^2$ _____

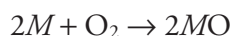
${}_{20}\text{Ca}$ _____

${}_{58}\text{Sr}[\text{Kr}]5s^2$ _____

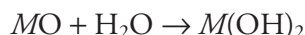
${}_{56}\text{Ba}$ _____

${}_{88}\text{Ra}[\text{Rn}]7s^2$ _____

Con el oxígeno forman óxidos básicos:



y estos óxidos, al reaccionar con agua, forman hidróxidos:



Los metales alcalinotérreos reaccionan con menos intensidad que los alcalinos y no se les encuentra libres en la naturaleza.

Con el magnesio se pueden hacer aleaciones con aluminio que resultan sumamente ligeras; se utilizan para fabricar piezas para automóviles y aviones, latas de refrescos, marcos de bicicleta y raquetas de tenis. Estas aleaciones, debido a que son muy resistentes, se usan en la fabricación de motores y fuselajes para aviones.

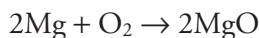
Figura 3.14 Algunos usos del magnesio En aleaciones con el aluminio se pueden fabricar piezas para autos, latas de aluminio para refresco, entre otros objetos.



Uso de los metales alcalinotérreos

Propiedades del magnesio Las aleaciones de magnesio son un material ligero y de gran resistencia, por ello se emplean para los motores de avión. El magnesio resiste la corrosión porque reacciona con el oxígeno del aire y forma una cubierta de óxido de magnesio (MgO). Esta cubierta protege al resto del metal de cualquier reacción con el oxígeno.

Reacciones del magnesio y el calcio También se forma óxido de magnesio cuando el magnesio se calienta al aire. Se quema con intensidad, produciendo una luz blanca brillante y óxido de magnesio. Durante el proceso, el magnesio pierde dos electrones y forma el ion Mg^{2+} , el oxígeno gana dos electrones y forma el ion O^{2-} . Al combinarse producen el compuesto iónico MgO. La siguiente ecuación muestra lo que ocurre.



El magnesio y el calcio son elementos indispensables para los seres humanos y las plantas. Las plantas necesitan magnesio para la fotosíntesis, porque en el centro de cada molécula de clorofila se localiza un átomo de magnesio.

Los iones calcio son necesarios en la dieta de las personas. Mantienen el ritmo cardíaco y ayudan a la coagulación sanguínea. Pero la mayor cantidad de iones calcio de la dieta se usa para formar y mantener los huesos y dientes. Los huesos están formados por fibras de proteínas, agua y minerales, el más importante de los cuales es la hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH$, un compuesto de calcio, fósforo, oxígeno e hidrógeno.

La presencia del estroncio El estroncio es el elemento menos conocido del grupo 2. Debido a su semejanza química con el calcio, el estroncio puede reemplazar al calcio en la hidroxiapatita de los huesos y formar $Sr_5(PO_4)_3OH$. Esto podría causar problemas sólo si los átomos de estroncio fueran isótopos de estroncio-90, que es peligroso cuando se incorpora a los huesos de los seres humanos.

El estroncio se da a conocer por el brillante color rojo de las exhibiciones de fuegos artificiales. El color rojo también identifica al estroncio en el ensayo a la flama en el laboratorio.



Figura 3.15 Aleaciones del magnesio Estas aleaciones son ligeras y resistentes, se usan para fabricar motores para avión.



Figura 3.16 Formación del óxido de magnesio El magnesio se combina con el oxígeno vigorosamente y produce una luz blanca.



Figura 3.17 Presencia del estroncio El intenso color rojo en los fuegos artificiales se debe al estroncio.

Halógenos

Son los elementos que se localizan en la 7a. familia de la tabla cuántica o en el grupo 17 de la tabla periódica larga.

Ejercicio

3.13 Escribe las configuraciones electrónicas abreviadas que no están resueltas de los siguientes halógenos:

${}_{9}\text{F}$ _____

${}_{17}\text{Cl}[\text{Ne}] 3s, 3p^5$

${}_{35}\text{Br}$ _____

${}_{53}\text{I}[\text{Kr}] 5s^2, 4d^5, 5p^5$

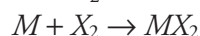
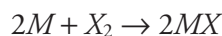
${}_{25}\text{At}$ _____

¿Sabías que...?

halógeno (griego) *halo*, sal, *geno*, que produce.
Productor de sales. Con los metales forman sales binarias llamadas halogenuros.

En su nivel exterior tienen siete electrones ($ns^2 np^5$). Son los elementos más electronegativos, ya que tienden a ganar un electrón y no se encuentran libres en la naturaleza.

El número de oxidación de los halógenos es 1– en los compuestos no oxigenados (HF , NaCl , CaBr_2) y en los compuestos oxigenados es positivo y muy variable:



Con el hidrógeno reaccionan para formar hidrácidos:

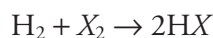


Figura 3.18 *Agua segura* El cloro se utiliza para eliminar de bacterias el agua que se usa en la casa.

De esta familia, el flúor, al igual que el fluoruro de sodio, es componente de algunas pastas dentífricas para prevenir la caries. El cloro se emplea para purificar el agua y en forma de hipoclorito de sodio es un eficaz blanqueador. A su vez, el bromo como bromuro de plata se utiliza en fotografía.

Los halógenos en la vida diaria

Importancia biológica del yodo La etiqueta del bote de sal de mesa indica que la sal está yodada. Esto es que la sal contiene una pequeña cantidad de ion yoduro, otro elemento biológicamente esencial. La glándula tiroides, que regula el metabolismo del organismo, absorbe el yodo. El aumento de tamaño de la glándula tiroides en el cuello puede indicar la falta de este elemento.

Los fluoruros previenen la caries dental En la actualidad se agregan fluoruros al agua que se consume en muchas ciudades y pueblos; también se añade fluoruro de sodio (NaF) o fluoruro de estaño(II) (SnF_2) a los dentífricos para evitar la formación de caries dental.

El yodo como bactericida Los halógenos son importantes como agentes bactericidas. El yodo se utiliza para esterilizar la piel antes de practicar una cirugía.

El cloro purifica el agua El cloro elimina de bacterias el agua que se usa en la casa y en las piscinas. El cloro que se agrega a las albercas acidifica ligeramente el agua.

El bromuro de plata cubre las películas fotográficas Los compuestos de los halógenos son más importantes que los elementos libres. Los compuestos del cloro con el carbono, como tetracloruro de carbono y cloroformo, son solventes importantes. El bromuro de plata (AgBr) tiene importancia como recubrimiento de las películas fotográficas, sensibles a la luz.

Manos a la obra

Obtención del cloro

(Para realizar la siguiente práctica se necesita la estricta supervisión del profesor y que el alumno atienda sus instrucciones, ya que el cloro es una sustancia peligrosa.)

El alumno obtendrá el cloro en el laboratorio mediante el método de Weldon y descubrirá algunas de las propiedades de este elemento.

Materiales

- soporte universal
- mechero de Bunsen
- anillo de hierro
- pinzas para matraz
- matraz redondo
- tubo de seguridad
- tapón de hule bihoradado
- tubo de vidrio de desprendimiento
- tela de alambre con asbesto
- 4 frascos de vidrio de 500 mL de boca ancha con tapa (uno de ellos con agua hasta la tercera parte)
- 4 círculos de cartulina con un orificio en el centro para cubrir la boca de los frascos
- 3 vidrios de reloj
- 1 vaso de precipitados de 50 mL
- 2 tubos de ensayo
- cucharilla de combustión
- 5 pétalos de flores naturales de varios colores

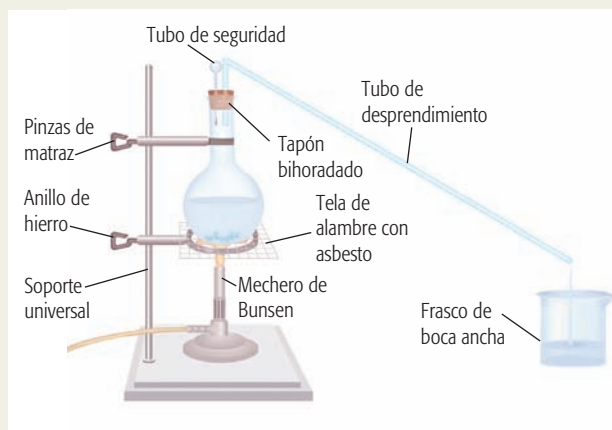
Sustancias

- 10 g de dióxido de manganeso(IV) (MnO_2)
- 0.5 g de antimonio (Sb) en polvo
- 10 g de granalla de hierro (Fe)
- 10 mL de ácido clorhídrico (HCl)
- 1 g de bromuro de sodio (NaBr) disuelto en 4 mL de agua destilada

- 2 g de yoduro de sodio (KI) disueltos en 4 mL de agua destilada

Procedimiento

1. Coloca a tu alcance los cuatro frascos de boca ancha.
2. Monta el aparato como se muestra en la siguiente figura:



3. Coloca los pétalos de flores en uno de los frascos de boca ancha vacío y tápalo con un círculo de cartulina.
4. Coloca en sendos vidrios de reloj 10 g de dióxido de manganeso(IV) (MnO_2), 0.5 g de antimonio (Sb) y 10 g de granalla de hierro (Fe).
5. Vierte en el vaso de precipitados 10 mL de ácido clorhídrico (HCl).
6. En un tubo de ensayo agrega la totalidad de la solución de bromuro de sodio (NaBr) y en el otro tubo de ensayo toda la solución de yoduro de sodio (NaI).

7. Toma el vidrio de reloj que contiene el dióxido de manganeso(IV) (MnO_2) y vierte la sustancia en el matraz, tapa el matraz con el tapón bitoradado que tiene el tubo de seguridad y el tubo de desprendimiento, luego agrega el ácido clorhídrico (HCl) a través del tubo de seguridad y calienta moderadamente.
8. Coloca un frasco de boca ancha vacío, como se muestra en la figura del punto 2, tapado con el círculo de cartulina e introduce en el orificio de éste el tubo de desprendimiento.
9. Cuando observes un cambio de coloración dentro del frasco de boca ancha retíralo y sustitúyelo por otro frasco de boca ancha vacío, tapado con el círculo de cartulina y cuando observes el cambio de coloración en el interior de este segundo frasco, cámbialo inmediatamente por el frasco que contiene los pétalos de flores; observa lo que sucede y retíralo.
10. Procede de la misma manera con el frasco de boca ancha tapado que contiene agua, deja que burbujee el gas el tiempo que te indique tu profesor.
11. Suspende el calentamiento y contesta las siguientes preguntas.

a) ¿De qué color es el gas obtenido?

b) ¿Cómo describirías su color?

c) ¿Es más o menos denso que el aire?

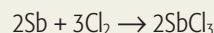
d) ¿Es soluble en agua?

Las anteriores son algunas de las propiedades físicas del cloro.

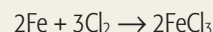
12. Vierte el polvo de antimonio en el primer vaso de boca ancha que retiraste. Anota qué observas.

13. En seguida calienta al rojo vivo la granalla de hierro en una cucharilla de combustión e introdúcela en el segundo frasco de boca ancha que retiraste. Anota todas tus observaciones.

En el primer caso, el cloro (Cl_2) se combina con el antimonio (Sb), para formar cloruro de antimonio (SbCl_3). La ecuación es:



En el segundo caso, el cloro (Cl_2) se combina con el hierro (Fe) y forma cloruro de hierro(III) (FeCl_3). La ecuación es

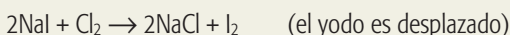
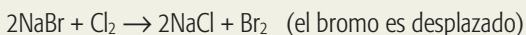


En general, el cloro reacciona con los metales formando sales binarias llamadas:

14. Vierte ahora un poco agua de cloro (contenida en el frasco donde se burbujeó el gas obtenido en agua) en cada uno de tubos de ensayo con las soluciones de NaBr y NaI . Anota todas tus observaciones.

Lo anterior indica que el cloro es más activo (electronegativo) que el bromo y el yodo, ya que los desplaza de sus sales binarias.

Se representan con las siguientes ecuaciones químicas:



15. Observa y anota qué aspecto tienen ahora los pétalos de flores contenidos en el frasco de boca ancha.

Este resultado se debe a que el cloro es un poderoso oxidante que se emplea como blanqueador de fibras de origen vegetal (a las de origen animal las destruye). El cloro también se usa para potabilizar el agua, fabricar hipocloritos, tetracloritos, cloroformo, ácido clorhídrico, etcétera.

Gases nobles o raros

Los gases raros o nobles se localizan en el grupo 18 de la tabla periódica larga y forman la 8a familia. de la tabla cuántica.

Ejercicio

3.14 Completa las configuraciones electrónicas abreviadas no resueltas de los siguientes gases nobles o raros.

${}^2\text{He}$ $1s^2$ _____

${}^{10}\text{Ne}[\text{He}]$ $2s^2, 2p^6$

${}^{18}\text{Ar}$ _____

${}^{36}\text{Kr}[\text{Ar}]$ $4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

${}^{54}\text{Xe}$ _____

${}^{86}\text{Rn}[\text{Xe}]$ $6s^2, 4f^4, 5d^{10}, 6p^6$

Los gases raros tienen su nivel exterior completo con ocho electrones (ns^2, np^6), excepto el helio ($1s^2$) y debido a esto no reaccionan, por lo que se les llamó *gases nobles* o *inertes*.

En la actualidad se han formado compuestos de manera artificial con estos elementos, por lo que el nombre más correcto para ellos es el de *gases raros*, debido a su poca abundancia en la Tierra.

El helio sustituye al hidrógeno en globos aerostáticos y en dirigibles; con el neón se hacen los anuncios luminosos y algunas lámparas; el xenón cuando se combina con el oxígeno constituye un excelente anestésico.

Metales de transición

Estos elementos constituyen las familias 9a. a 18a. del bloque *d* de la tabla cuántica, o las familias 3 a 12 de la tabla periódica moderna.

Los átomos de estos elementos tienen incompletos sus dos niveles cuánticos más externos. De manera específica, se caracterizan por tener el orbital $(n-1)d$ incompleto, con excepción del orbital d^{10} .

Su número de oxidación es de 2+ en general y en ocasiones 1+, además existe la posibilidad de que estos elementos pierdan o compartan electrones de los orbitales $(n-1)d$.



Figura 3.19 El helio en los globos aerostáticos. Como el helio no arde, se utiliza en lugar del hidrógeno gaseoso, que es más ligero, para impulsar instrumentos meteorológicos a niveles superiores de la atmósfera. Los instrumentos reúnen información sobre el clima y las condiciones atmosféricas.

Algunos metales de transición se adicionan al hierro para obtener el acero inoxidable. Otro metal de transición, el plomo, se utiliza en la formación de baterías, tuberías, soldadura, cerámica, protectores contra las radiaciones y tetraetilo de plomo, el cual sirve como antidetonante de las gasolinas.

El plomo es altamente tóxico, por lo que en Estados Unidos y Japón se ha sustituido el tetraetilo de plomo por catalizadores de metales de transición activados como el platino, el rodio y el rutenio. En México, estos catalizadores para automóviles nuevos se introdujeron en 1990; sin embargo, los vehículos anteriores a ese modelo continúan contaminando y la gasolina que más se vende es la que contiene plomo.

Los metales de transición titanio y níquel forman el nitinol. Al enfriarse, esta aleación es sumamente maleable (se moldea con facilidad) y al calentarse recobra su forma original. A finales de la década de los sesenta se empezó a usar en la aeronáutica para el acoplamiento de tubería. El titanio sustituye al acero en los “frenos” para alinear dientes; se usa también en medicina, ingeniería y seguridad, así como en armazones de lentes y utensilios caseros.

Metales de transición interna

Estos elementos conforman las familias 19a-32a de la tabla periódica cuántica y el bloque f de la tabla periódica moderna.

Su estructura es más compleja en comparación con la de los elementos de transición, ya que tienen los tres niveles cuánticos más externos incompletos debido a que el orbital $(n - 2)f$ está incompleto, con excepción del orbital f^{14} .

En algunos periodos se observan excepciones en ciertos casos, los orbitales de mayor energía aparecen con uno o más electrones, estando incompletos otros orbitales de menor energía, por ejemplo, el ^{63}Eu , que tiene un electrón en $5d$ sin que esté completo el $4f$ (de menor energía que el $5d$).

En la actualidad el uranio, un metal de transición interna, se emplea en la construcción de reactores nucleares y para producir electricidad en las plantas nucleoelectricas (véase *Energía nuclear* en la unidad 1).

Metaloides

Los **metaloides** se ubican en la tabla periódica en el límite entre los metales y los no metales. Poseen propiedades físicas y químicas de los metales y otras de los no metales. El silicio (Si) es, tal vez, el metaloide más conocido. Algunos metaloides como el silicio, el germanio (Ge) y el arsénico (As) son semiconductores; es decir, que no conducen la electricidad tan bien como un metal, pero lo hace mejor que un no metal. Es posible aumentar la capacidad de un semiconductor de conducir corriente eléctrica al añadirle una pequeña cantidad de otros elementos. Las propiedades semiconductoras del silicio hicieron posible la revolución de las computadoras.

El televisor, la computadora, los juegos electrónicos portátiles y las calculadoras cuentan con semiconductores de silicio. Los circuitos de estos aparatos aprovechan la propiedad de semiconductor del silicio. En general, los metales son buenos conductores de la electricidad, los no metales son conductores pobres y los semiconductores están entre los dos extremos.

Una corriente eléctrica es un flujo de electrones. La mayoría de los metales conducen la corriente eléctrica porque sus electrones de valencia no son atraídos con mucha fuerza por el núcleo positivo, por ello se pueden mover con libertad. Un alambre de cobre es un ejemplo de un buen conductor de corriente eléctrica.

A temperatura ambiente, el silicio puro no es un buen conductor de electricidad. El silicio tiene cuatro electrones de valencia, pero en la estructura cristalina éstos se mantienen fijos entre los átomos vecinos.

La conductividad eléctrica de un semiconductor como el silicio puede aumentar por medio de un proceso que se conoce como dopado. El dopado es la adición de una pequeña cantidad de otro elemento a un cristal de un semiconductor. Si se añade una pequeña cantidad de fósforo, que tiene cinco electrones de valencia, a un cristal de silicio, con sólo cuatro electrones de valencia, cada átomo de fósforo aporta un electrón adicional a la estructura cristalina. Estos electrones adicionales se mueven libremente a través del cristal generando una corriente eléctrica. En la figura 3.21 se muestra un cristal de silicio dopado con fósforo.

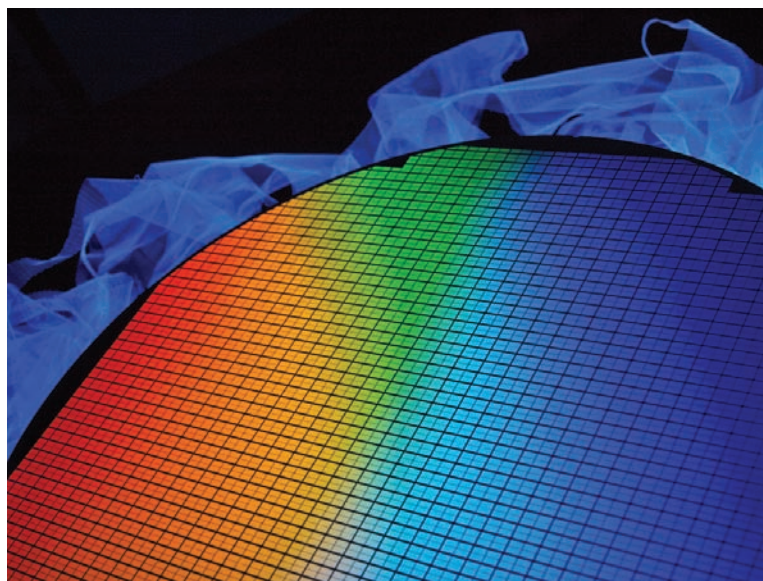


Figura 3.20 El silicio. Computadoras, televisores y calculadoras poseen en su interior semiconductores de silicio. En la imagen, un chip construido por diminutas láminas de silicio.

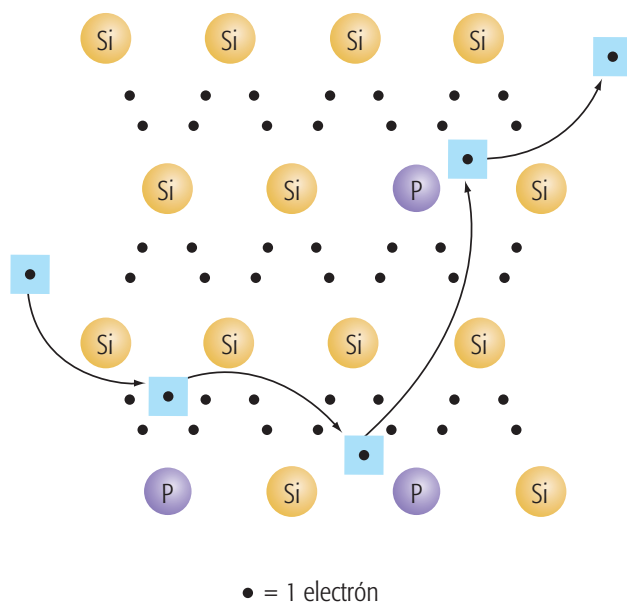


Figura 3.21 Silicio dopado con fósforo. En el silicio dopado con fósforo, los electrones adicionales de los átomos de fósforo no son necesarios para mantener empacado al cristal. Se pueden mover libremente y conducir corriente eléctrica.

Propiedades y tendencias periódicas

Las **tendencias periódicas**, como el tamaño atómico, se deben principalmente a la configuración electrónica de los niveles exteriores.

El tamaño atómico de los elementos de un mismo grupo o familia, aumenta a medida que se incrementa el número atómico; lo anterior se explica debido a que al incrementarse el número atómico, aumenta el número de niveles energéticos.

En los periodos, los volúmenes atómicos varían en forma cíclica de un valor grande a otro pequeño y nuevamente a uno grande, a medida que aumenta el número atómico.

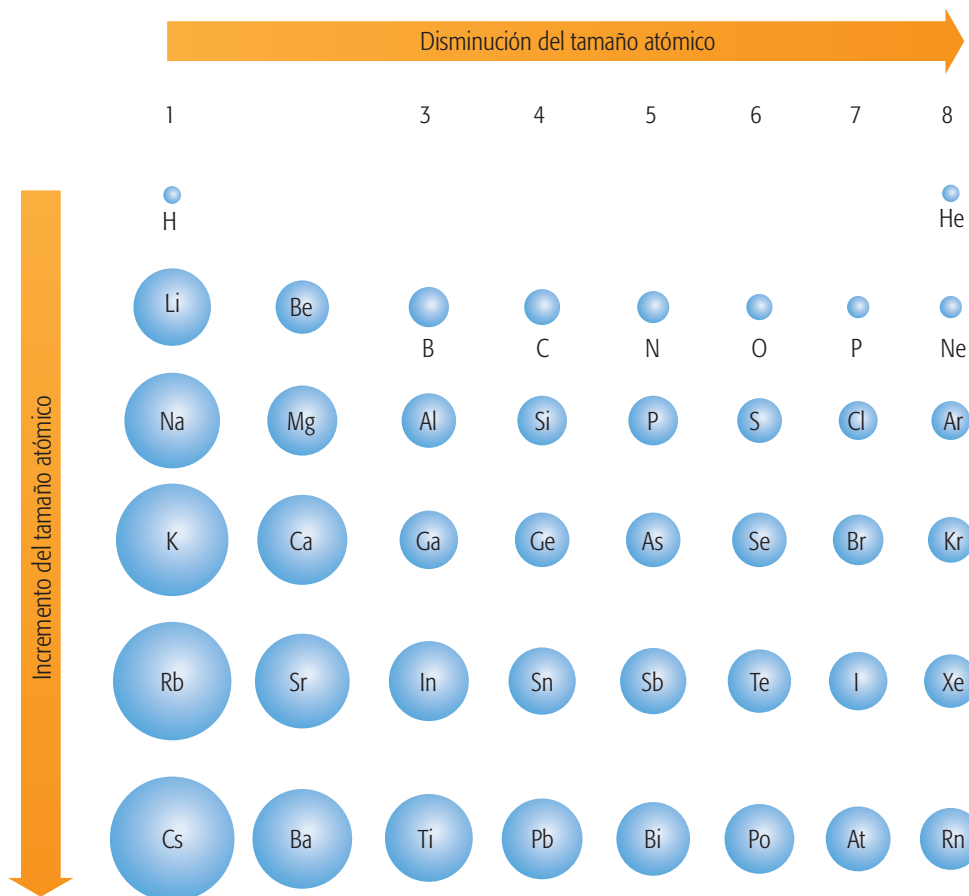


Figura 3.22 *Tamaños atómicos relativos de algunos átomos* El tamaño atómico disminuye a lo largo de un periodo y aumenta al descender en un grupo.

Los *radios atómicos* de los distintos elementos y de sus iones varían periódicamente en función del número atómico.

Es difícil establecer el tamaño de los átomos, ya que los electrones no se encuentran a distancias fijas del núcleo; además, cada átomo está influido por otros y su tamaño varía según esté libre o no. A pesar de esto, es posible asignar a los átomos radios atómicos que indican su tamaño aproximado.

Este aumento también se observa en los *radios iónicos*. Los radios de los iones negativos son mayores que los radios de los átomos neutros, debido a que el átomo se convierte en ion negativo ganando electrones en el nivel energético exterior. En cambio, los iones positivos son menores que los átomos neutros, ya que éstos se ionizan en forma positiva al perder electrones.

En la figura 3.23 se muestra que los tamaños de los iones de los átomos del mismo periodo, con cargas $1+$, $2+$ y $3+$ (grupos 1, 2 y 13) disminuyen de izquierda a derecha. Los iones negativos del mismo periodo, con cargas $3-$, $2-$ y $1-$ (grupos 15, 16 y 17) muestran la misma tendencia en el tamaño.

Otra propiedad periódica es el potencial de ionización o *energía de ionización*. El potencial de ionización se puede definir como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo neutro, convirtiéndolo en *ion positivo* o *catión*.

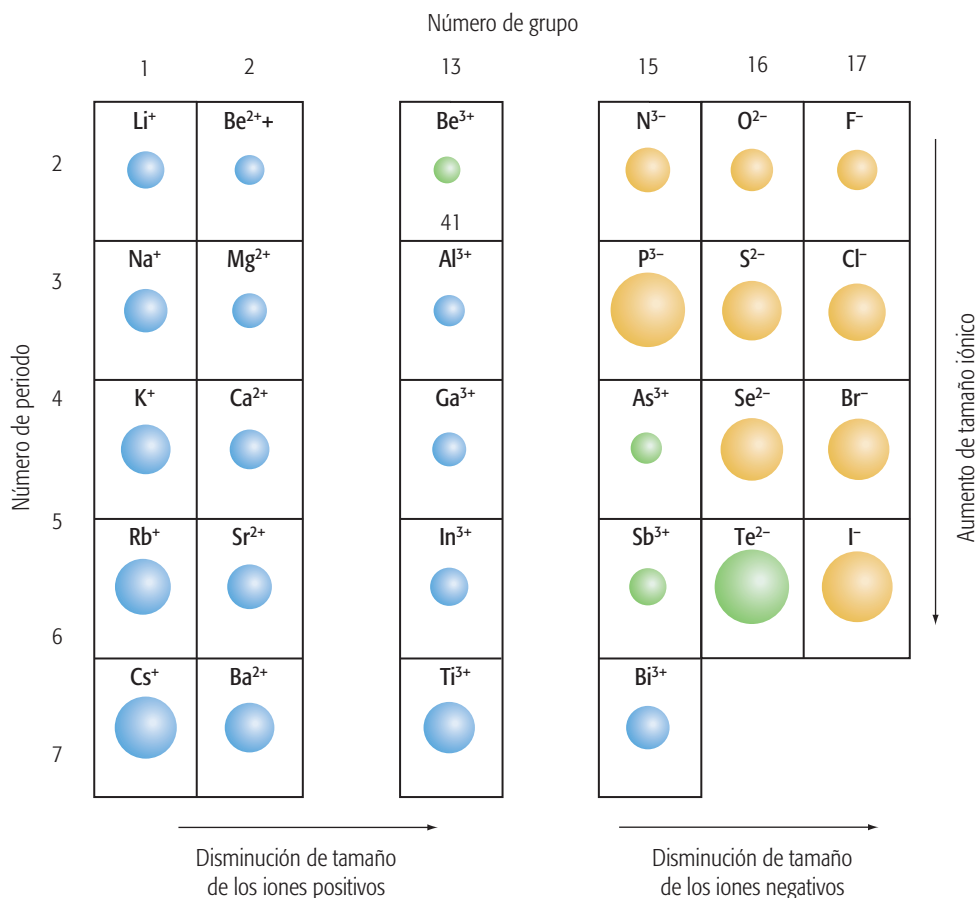


Figura 3.23 Tendencias del radio iónico. Los radios iónicos aumentan hacia abajo de la tabla, en cualquier grupo, porque aumenta la distancia de la carga nuclear a los electrones externos.

Por ejemplo



La unidad de medida para el potencial o energía de ionización es el electrón volt (ev).

$$1\text{ev} = 1.60 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

El potencial de ionización disminuye en un mismo grupo hacia abajo y en un mismo periodo, hacia la izquierda.

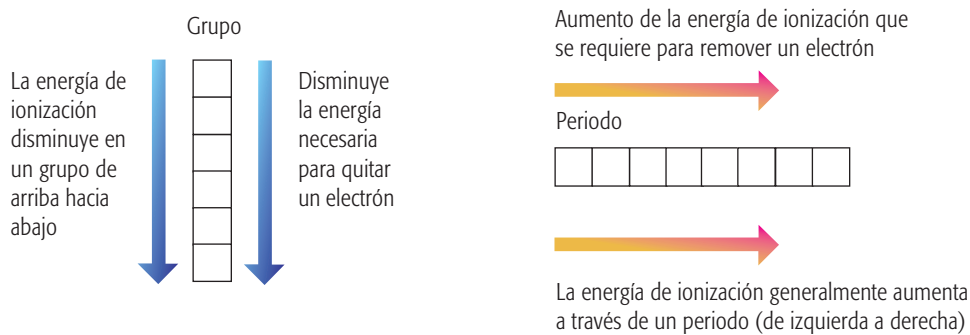


Figura 3.24 Tendencias de la energía de ionización.

Lectura

Los fluoruros y la caries dental

Desde hace más de 50 años, la prevención de la caries se ha reducido de manera importante, pues en la mayoría de las poblaciones el agua que se usa en los hogares es tratada con flúor. Beber agua con pequeñas cantidades de flúor ayuda a prevenir la caries dental. El flúor mineraliza el esmalte de los dientes y los hace más resistentes.

La caries es una enfermedad causada por las bacterias que transforman los azúcares en ácidos, destruyen la superficie externa del diente y si el proceso no se detiene acaban formando cavidades.

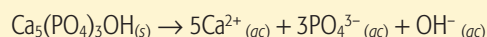
Se ha demostrado que las personas que consumen agua con fluoruros son menos propensas de padecer caries; por ejemplo, los niños que beben agua que contiene 1 parte por millón (ppm) de fluoruro de sodio, NaF, o silicofluoruro de sodio, Na₂SiF₄, presentan 70% menos caries que aquellos que consumen agua sin flúor.

Otra de las medidas para prevenir la formación de caries es mediante el uso de un dentífrico o crema dental con fluoruros, en forma de NaF, SnF₂ y Na₂PO₃F.

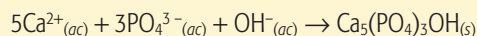
Pero el flúor no sólo se encuentra en los suministros de agua o en pastas dentífricas, también lo contienen alimentos, como el pescado y algunas verduras.



El proceso de la caries El esmalte de los dientes, cuyo espesor aproximado es de 2 mm, contiene 98% de hidroxiapatita, Ca₅(PO₄)₃OH. A pesar de que la hidroxiapatita es insoluble en agua, se disuelven pequeñas cantidades en la saliva mediante un proceso que se llama desmineralización.



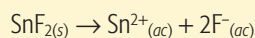
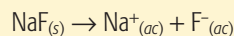
El proceso inverso, la remineralización es la defensa del organismo contra los ácidos de las bacterias



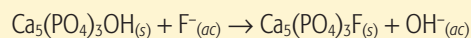
Las dos ecuaciones muestran que ésta es una reacción reversible. En los adultos, las velocidades de desmineralización y remineralización son iguales, por lo que se establece el equilibrio.

Las bacterias Las bacterias usan el azúcar para tener energía y producir ácido láctico. El ácido provoca que el pH de la saliva, que normalmente es de 6.8, baje a menos de 6.0. Cuando llega a este punto, la velocidad de la desmineralización aumenta y puede producirse caries.

Los fluoruros Los compuestos con fluoruros se disocian en agua para formar iones fluoruro.



Los iones fluoruro reemplazan a los iones hidróxido en algunas moléculas de Ca₅(PO₄)₃OH y forman fluoroapatita, Ca₅(PO₄)₃F.



La fluoroapatita es casi 100 veces menos soluble que la hidroxiapatita; también tiene mayor dureza y es más resistente al ataque de las bacterias.

Adaptado de John S. Phillips, Víctor S. Stozak y Cheryl Wistrom, *Química. Conceptos y aplicaciones*, México, McGraw-Hill Interamericana Editores, 2007, p. 280.

Palabras clave

bloque, 91	ley periódica, 88	número de masa, 82
calor específico, 84	masa atómica, 82	periodos, 89
elementos de transición, 98	metales alcalinos, 100	propiedades periódicas, 109
espectrómetro, 84	metales alcalinotérreos, 102	símbolo químico, 81
gases raros o nobles, 107	metaloides, 108	tabla cuántica, 94
grupos, 89	nivel energético, 109	tabla periódica, 89
halógenos, 104	nucleones, 82	tendencias periódicas, 109
isótopos, 85	número atómico, 82	

Lo que aprendí

3.1 ¿Cuántos electrones contiene el nivel principal más externo de los siguientes átomos?

Na _____

Ca _____

C _____

N _____

O _____

Cl _____

3.2 Escribe a la derecha los incisos correspondientes a las configuraciones electrónicas que representan átomos de elementos con propiedades semejantes.

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ _____ y _____

b) $1s^2 2s^2 2p^3$ _____ y _____

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ _____ y _____

d) $1s^2 2s^2$ _____ y _____

e) $1s^2 2s^2 2p^6$ _____ y _____

f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ _____ y _____

3.3 Escribe en las líneas lo que se indica en el encabezado de cada columna.

	Número de electrones	Número de protones	Número de neutrones	Número atómico Z	Número de masa A
${}^9_4\text{Be}$	_____	_____	_____	_____	_____
${}^{23}_{11}\text{Na}$	_____	_____	_____	_____	_____
${}^{56}_{26}\text{Fe}$	_____	_____	_____	_____	_____
${}^{40}_{18}\text{Ar}$	_____	_____	_____	_____	_____

3.4 Escribe a la derecha si las características mencionadas corresponden a un metal, un metal de transición, un metal de transición interna, un no metal, un metaloide o un gas raro (los términos pueden repetirse).

a) Tienen su último nivel energético completo (configuración estable): _____

b) No son buenos conductores de calor: _____

c) Al combinarse mediante un enlace iónico se convierten en iones negativos: _____

d) Son maleables: _____

e) Son semiconductores: _____

f) Tienen 1, 2 o 3 electrones en su último nivel energético: _____

g) Forman el bloque *f* de la tabla periódica: _____

3.5 Observa las siguientes configuraciones electrónicas y escribe el valor del número externo (n) y el número de electrones de valencia.

Configuraciones electrónicas	Número del nivel energético más externo	Electrones de valencia
$1s$		
$1s^2, 2s^2, 2p^1$		
$1s^2, 2s^2, 2p^3$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$		
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$		
$[\text{Xe}] 6s^2, 3f^{14}, 5d^8$		
$[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}$		
$[\text{He}] 2s^2, 2p^3$		
$[\text{Rn}] 7s^2, 4f^4$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 5p^1$		
$[\text{Kr}] 5s^2$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^9$		
$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^9, 4p^3$		

Unidad 4

Enlace químico: modelos de enlaces e interacciones intermoleculares

Es interesante comprender los mecanismos en que los átomos de diferentes elementos se enlazan entre sí para formar una gran diversidad de moléculas, que van de las más sencillas como el agua y el cloruro de sodio a aquellas de gran complejidad como la hemoglobina y los aminoácidos. La manera en que los átomos se enlazan entre sí le confieren al compuesto formado una serie de propiedades particulares.

Contenido

¿Cuánto sabes?

4.1 Enlace químico

Manos a la obra Formación de los compuestos iónicos

Lectura Una buena salud es indispensable

Manos a la obra El enlace de los compuestos

4.2 Fuerzas intermoleculares

Lectura Nuevos materiales

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante explicará cómo se forman los compuestos, utilizando los distintos modelos de enlace entre los átomos y comprenderá la manera en que éstos interactúan y se unen para formar moléculas; entenderá la estructura de los compuestos y sus propiedades y valorará de manera crítica y reflexiva la importancia de la tecnología en la elaboración de nuevos materiales para la sociedad.

¿Cuánto sabes?

1. ¿Qué significa la palabra enlace?
2. ¿Cuáles son los electrones de valencia?
3. ¿Con qué número relacionas la palabra octeto?
4. ¿Cuándo se dice que un átomo tiene configuración electrónica estable?
5. ¿Qué partículas forman a las moléculas?
6. ¿Qué tipo de carga eléctrica poseen los electrones?
7. ¿Qué tipo de carga eléctrica poseen los protones?
8. ¿Qué entiendes por atracción?
9. ¿Qué es electronegatividad?

Introducción

Los elementos forman compuestos con características completamente diferentes a los elementos que los originan.

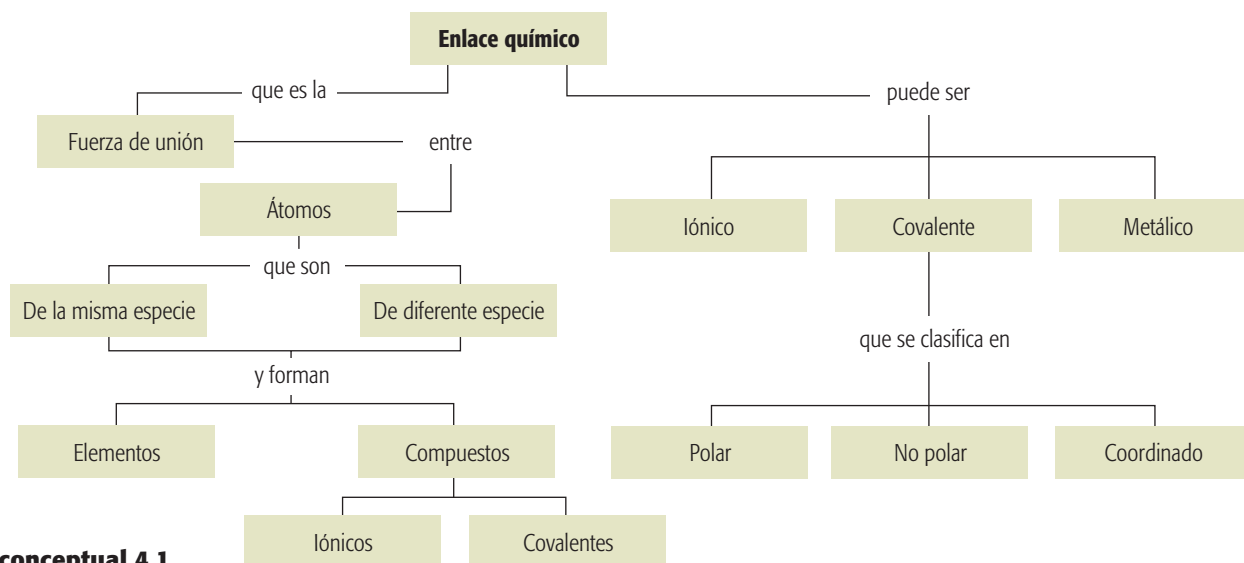
La sal de mesa (cloruro de sodio) es un alimento indispensable para las personas; este compuesto resulta de la unión química de sodio y cloro, elementos que por sí solos son altamente peligrosos. El agua, de gran importancia para la vida, a temperatura ambiente es un líquido que resulta de la unión de átomos de hidrógeno y de oxígeno, elementos gaseosos.

¿Cómo se unen los elementos para formar los compuestos?

Cuando los elementos reaccionan, sus átomos deben colisionar. Esa colisión determina la clase de compuesto que se genera.

Ahora bien ¿qué mantiene unidas a las moléculas de una gota de agua o a las partículas que forman un pequeño grano de sal? De esto tratará la presente unidad.

4.1 Enlace químico



Mapa conceptual 4.1

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar moléculas se llaman **enlaces químicos**. Estas fuerzas son de carácter eléctrico en las que intervienen, en los elementos representativos, los electrones periféricos que forman los orbitales *s* y *p*; en los elementos de transición, los electrones de los orbitales *d* y en los de transición interna, los de los orbitales *f*. A estos electrones se les conoce como **electrones de valencia**.

Regla del octeto

La **regla del octeto**, enunciada en 1916 por Walter Kossel y Gilbert N. Lewis, establece que en un enlace químico los átomos ganan, pierden o comparten electrones para lograr una estructura electrónica estable y similar a la de un gas raro o noble. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, tienen ocho electrones en su nivel energético externo.

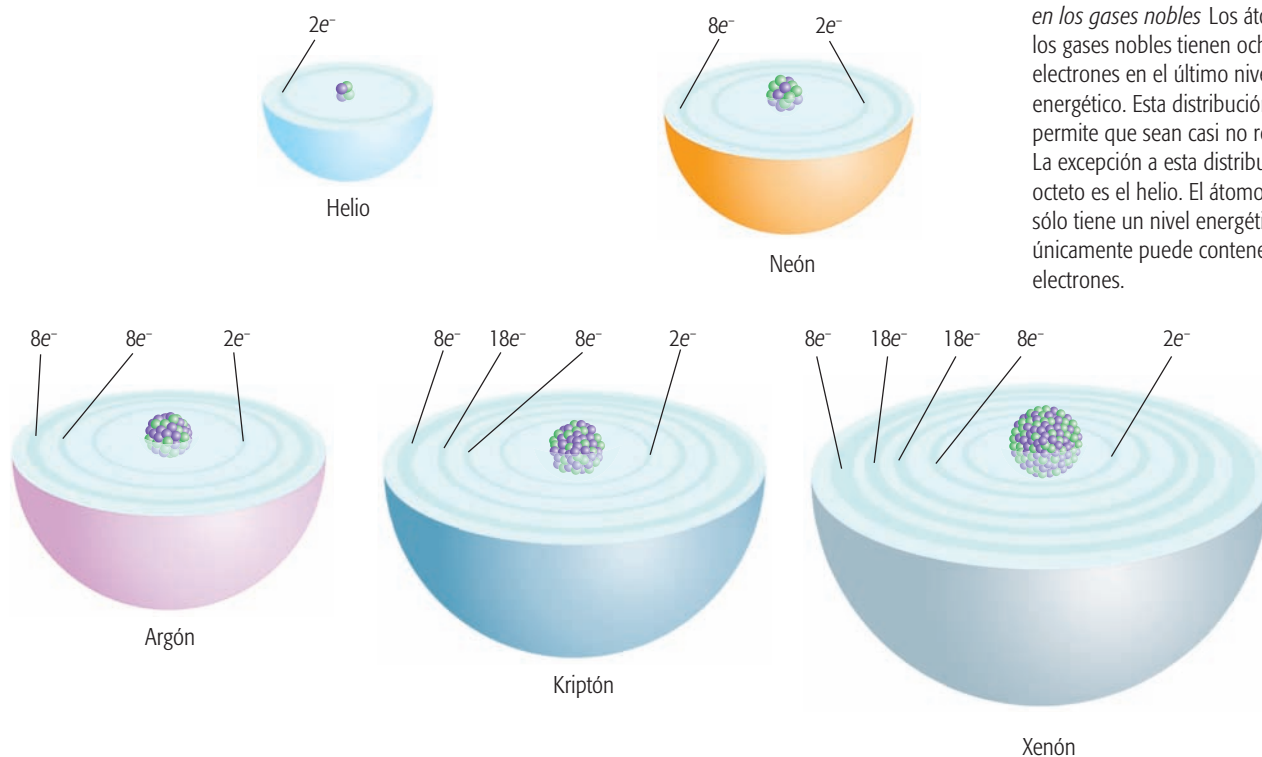


Figura 4.1 Distribución electrónica en los gases nobles. Los átomos de los gases nobles tienen ocho electrones en el último nivel energético. Esta distribución permite que sean casi no reactivos. La excepción a esta distribución del octeto es el helio. El átomo de helio sólo tiene un nivel energético, que únicamente puede contener dos electrones.

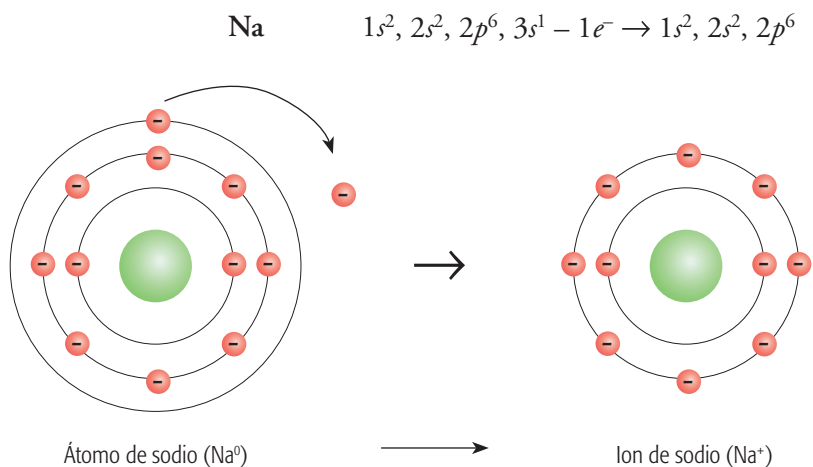
Tabla 4.1 Estructura de los gases nobles.

Elemento	Símbolo	Electrones en niveles energéticos
Helio	He	$1s^2$
Neón	Ne	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Argón	Ar	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Kriptón	Kr	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Xenón	Xe	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Radón	Rn	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

¿Sabías que...?

Un gas noble, el argón (Ar), compone aproximadamente 1% del aire que respiras.

El siguiente ejemplo presenta la regla del octeto con el ${}_{11}\text{Na}$ y el ${}_{17}\text{Cl}$.



El sodio, al perder su único electrón de valencia tendrá la configuración electrónica externa del neón y una carga positiva, ya que en su núcleo tiene un protón sin balancear (figura 4.2).

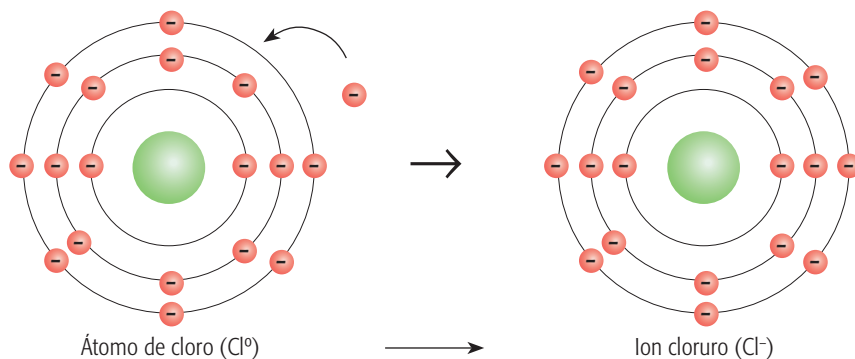
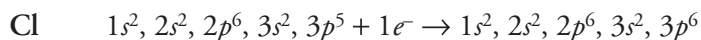
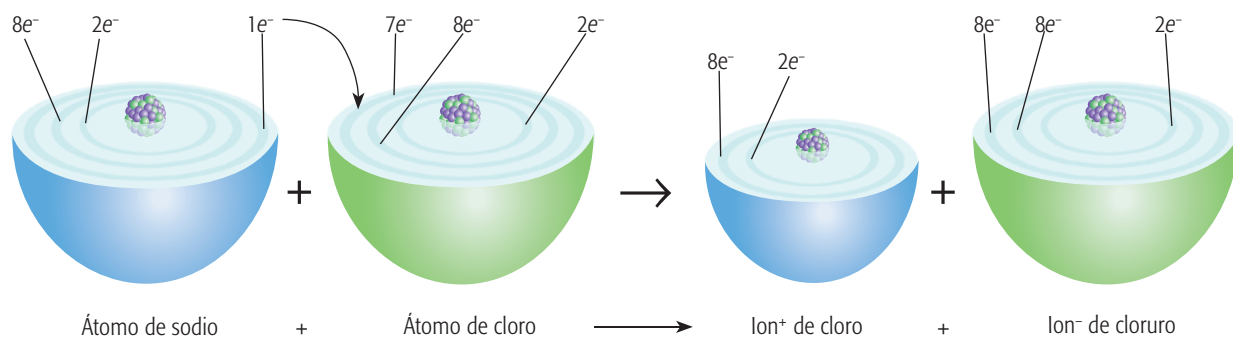


Figura 4.2 La reacción de los átomos de sodio y de cloro. La transferencia de un electrón desde un átomo de sodio hacia un átomo de cloro forma iones sodio y cloruro. Analiza cuidadosamente el dibujo para ver cómo proporciona esta transferencia un octeto estable a ambos iones.

El cloro tiene un electrón más, una carga negativa y adquiere con ello la configuración electrónica del argón (figura 4.2).

Al observar las configuraciones electrónicas tanto del ion sodio (Na^+) como del ion cloruro (Cl^-) se aprecia que son de capa cerrada, esto es, todos los orbitales están ocupados exactamente por dos electrones de espín opuesto con lo que ganan estabilidad.



Cuadro 4.1 Reacción entre sodio y cloro

	Átomo de sodio + Átomo de cloro → Ion sodio + Ion cloruro				
	Na	+	Cl	→	Na ⁺ + Cl ⁻
Número total de protones	11		17		11 17
Número total de electrones	11		17		10 18
Número de electrones en el nivel más externo	1		7		8 8

Representación de enlaces con estructura de Lewis

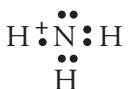
En las estructuras de Lewis (véase la unidad 2) los electrones de los orbitales externos se indican por medio de puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento. Este símbolo representa al núcleo del átomo y a los electrones de los niveles energéticos internos. Las estructuras de Lewis sirven para ilustrar enlaces químicos. Revisa los siguientes ejemplos:



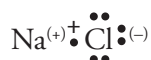
Agua



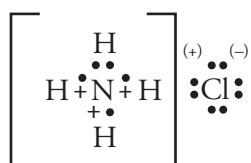
Cloruro de hidrógeno



Amoníaco



Cloruro de sodio



Cloruro de amonio

Los puntos o cruces empleados sólo tienen fines ilustrativos y no indican diferencia entre electrones de distintos átomos, ya que todos son equivalentes.

Enlace iónico

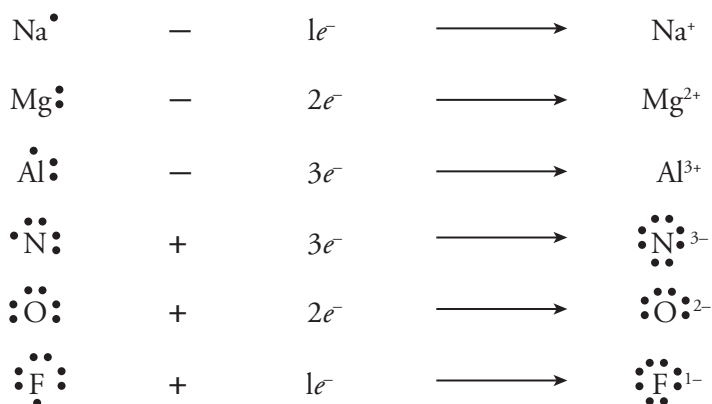
El **enlace iónico** ocurre cuando hay transferencia completa de electrones de un átomo a otro. El átomo que pierde electrones se transforma en ion positivo o **catión** y el que acepta, en ion negativo o **anión**. El número de electrones perdidos o ganados determina el número de oxidación del elemento, que es un número entero positivo o negativo y se asigna a un elemento en un compuesto o un ion.

Es importante señalar que:

- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a cero.

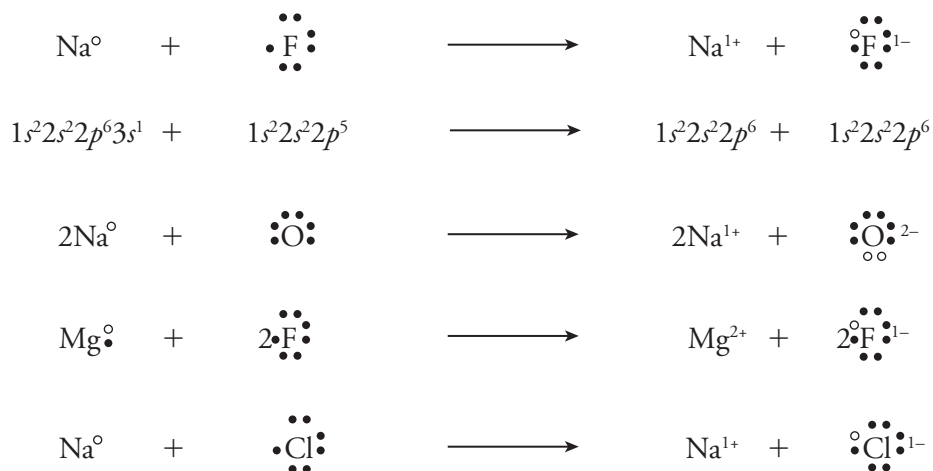
- Cualquier elemento solo, es decir, sin combinarse con otro distinto, tiene un número de oxidación igual a cero (Na^0 , H_2^0 , Mg^0).
- Los metales alcalinos –grupo 1 (IA)– siempre tienen estado de oxidación 1^+ .
- Los metales alcalinotérreos –grupo 2 (IIA)– presentan siempre estado de oxidación 2^+ .
- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es 1^+ , excepto en los hidruros metálicos, en los cuales es 1^- .
- El oxígeno casi siempre posee número de oxidación de 2^- , con excepción de los peróxidos, que tienen número de oxidación de 1^- .
- Los halógenos –grupo 17– tienen estado de oxidación 1^- cuando forman compuestos binarios con los metales.

Los siguientes diagramas ejemplifican tanto la regla del octeto como el número de oxidación:



La fuerza de atracción de iones de distinta carga es electrostática, por tal razón el **enlace iónico** se llama también **electrovalente**.

Observa los siguientes ejemplos de formación de compuestos electrovalentes:



Los anteriores son compuestos iónicos, por ejemplo, el cloruro de sodio Na^+Cl^- en realidad es una combinación de muchos iones sodio con muchos iones cloruro. En estado sólido se encuentran acomodados de tal forma que cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro y, a su vez, cada ion cloruro está rodeado por seis iones sodio, formando una red que se conoce como **crystal iónico**.

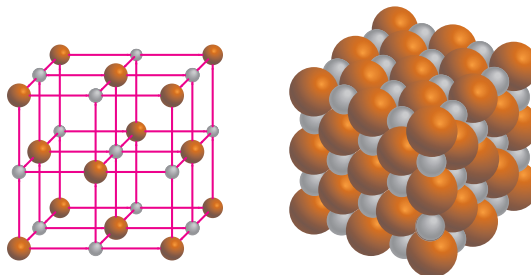


Figura 4.3 Disposición de iones de sodio y de cloruro en una red cristalina de NaCl.

Ejercicio

4.1 Representa con estructuras de Lewis los compuestos SO_2 , CO_2 , KCl y NH_4Cl .

- a) SO_2 _____
b) CO_2 _____
c) KCl _____
d) NH_4Cl _____

En el enlace iónico los electrones se transfieren de un átomo a otro en proporción variable, dependiendo de la energía de ionización, la afinidad electrónica, el radio atómico y, sobre todo, de la electronegatividad.

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer los electrones, en un enlace químico. La escala de electronegatividad relativa más usada la desarrolló Linus Pauling; en esta escala se le asigna un valor de 4 al flúor, que es el elemento más electronegativo.

En la figura 4.4 se aprecia que la electronegatividad relativa de los no metales es alta, mientras que la de los metales es baja; esto indica que los átomos de los metales tienden a perder electrones y que los átomos de los no metales tienen mayor tendencia a ganar electrones. Se observa, además, que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en los periodos y de abajo hacia arriba en los grupos de la tabla periódica.

Se considera que cuando la diferencia de electronegatividad (ΔEN) entre los elementos que forman un compuesto es mayor o igual que 1.7 el compuesto es iónico ($\Delta EN \geq 1.7$).

En el siguiente ejemplo se calcula la ΔEN entre el calcio (Ca) y el flúor (F):

$$\begin{array}{r} EN_{\text{F}} \quad 4.0 \\ EN_{\text{Ca}} \quad 1.0 \\ \hline \Delta EN \quad 3.0 \end{array}$$

La ΔEN es 3.0, por tanto el compuesto formado por calcio y flúor, fluoruro de calcio (CaF_2), es iónico.

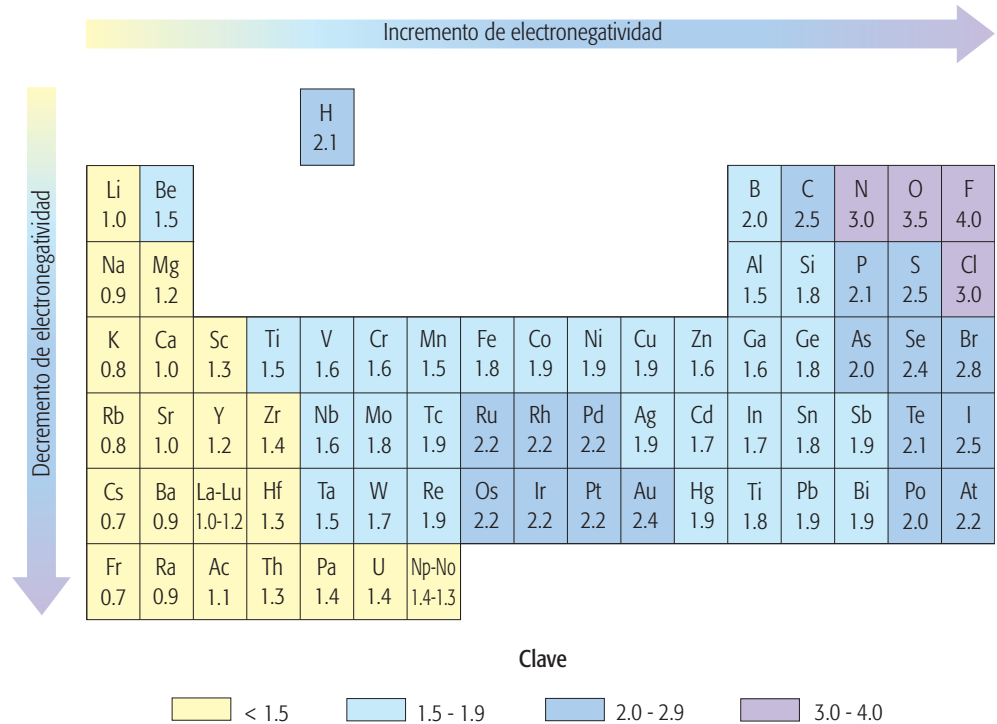


Figura 4.4 Valores de electronegatividad de los elementos comunes. La tendencia no es aplicable a los elementos de transición.

Ejercicio

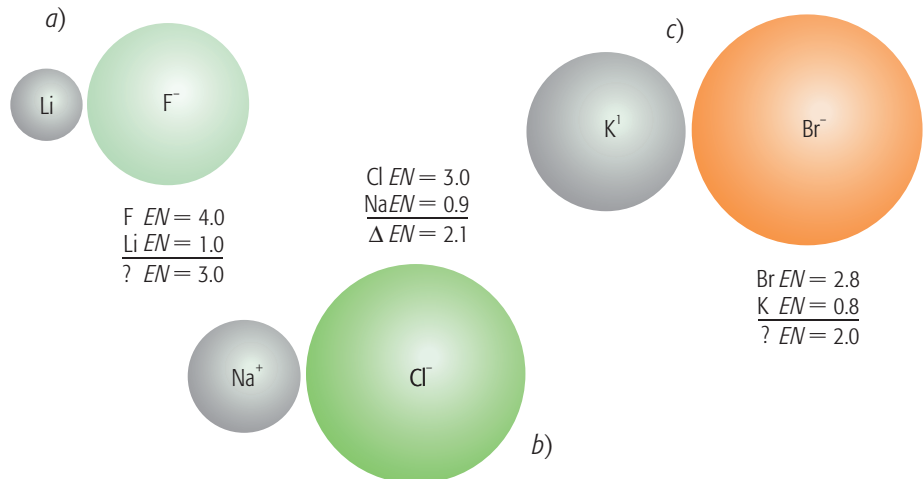
4.2 Obtén ΔEN para los siguientes compuestos:

a) NaCl _____

b) KF _____

c) CaCl₂ _____

Figura 4.5 Tres compuestos iónicos a) Las diferencias de electronegatividad en el fluoruro de litio, el cloruro de sodio y el bromuro de potasio demuestran que es mejor representar a estos compuestos como compuestos iónicos. b) Entre el sodio y el cloro hay una ΔEN ligeramente menor que la que hay entre el litio y el flúor, por lo cual el NaCl tiene un carácter iónico ligeramente menor que el LiF. c) El enlace del bromuro de potasio se clasifica como iónico, pero es menos iónico que los enlaces del NaCl y LiF.



Propiedades asociadas al enlace iónico Las propiedades asociadas al enlace iónico son las siguientes:

I. En los compuestos iónicos las temperaturas de fusión y ebullición son elevadas.

Compuestos	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
NaCl	800	1 413
KCl	790	1 500
CaCl ₂	772	1 600
CaO	2 570	2 850

II. Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución acuosa y, debido a esta propiedad, se les llama *electrolitos*.

El **electrolito** se define como una sustancia que produce iones en solución acuosa, y esta solución conduce una corriente eléctrica.

Se puede demostrar que un compuesto es iónico por medio de experimentos en los cuales se hace que los iones con carga transporten la corriente eléctrica. En la figura 4.6 se muestra un compuesto iónico (CaCl₂) disuelto en agua, solución contenida en un recipiente donde se introducen los electrodos conectados a una batería. Cada tipo de ion se desplaza hacia el electrodo con carga opuesta. Los iones con carga positiva se denominan cationes y las iones con carga negativa, aniones. Los cationes se dirigen hacia el electrodo negativo (**cátodo**) y los aniones al electrodo positivo (**ánodo**) estableciéndose una corriente eléctrica.

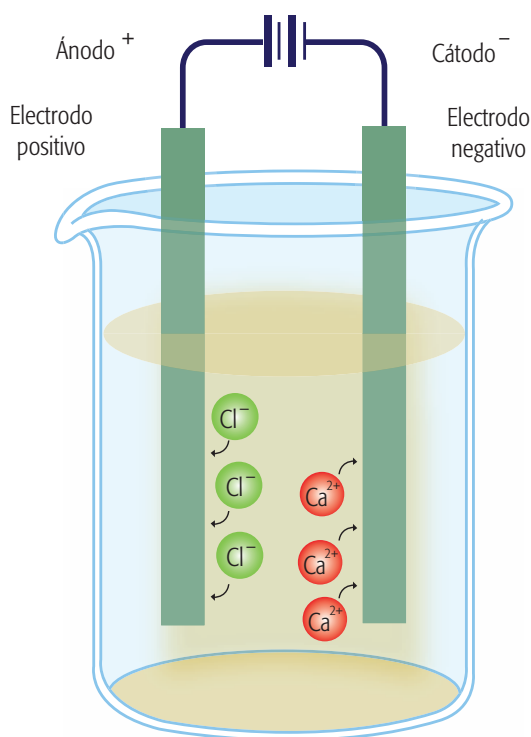


Figura 4.6 Conducción eléctrica mediante iones en solución.

III. Cuando se efectúa la síntesis de un compuesto iónico a partir de sus elementos, hay gran desprendimiento de calor.

La palabra y su raíz

electrolito (griego) *electro* electricidad y *lytós* soluble. Sustancia fundida o en solución acuosa que es capaz de conducir la corriente eléctrica.

Compuesto	Calor de formación (calorías)
AlCl ₃	166 200
BaO ₂	150 500
Fe ₂ O ₃	196 500
PbO ₂	66 120

Manos a la obra

La formación de los compuestos iónicos

Un átomo de sodio reacciona perdiendo un electrón para formar un ion sodio con carga 1+. Un átomo de cloro gana un electrón para formar un ion cloruro con carga negativa 1-. Aquí encontrarás otras combinaciones de átomos.

Material

- hojas de papel de diferentes colores
- 50 cm de cartón corrugado
- 20 chinchetas de colores

Procedimiento

1. Corta tres círculos de papel en diferentes colores, de 7 cm de diámetro, aproximadamente, para cada uno de los siguientes elementos: Li, S, Mg, O, Ca, N, Al y I. Usa un color diferente para cada elemento. Escribe el símbolo de cada elemento en el disco adecuado.
2. Escoge los átomos de litio y azufre y coloca los círculos uno al lado del otro sobre una pieza de cartón corrugado.
3. Usa chinchetas de un color para el litio y de otro color para el azufre, coloca una chincheta por cada electrón de valencia sobre los discos, espaciando las chinchetas alrededor de los perímetros.
4. Transfiere chinchetas desde los átomos metálicos hacia los átomos no metálicos de forma que ambos elementos logren una distribución de un gas noble. Agrega más átomos si es necesario.

5. Una vez que has formado un compuesto estable, escribe el símbolo de los iones con sus cargas, así como la fórmula y el nombre del compuesto que resultó sobre el cartón.
6. Repite los pasos 2 al 5 para las combinaciones restantes de los átomos Mg y O; Ca y N; Al y I.

Contesta las siguientes preguntas

- a) ¿Por qué tuviste que usar, en algunos casos, más de un átomo?

- b) ¿Por qué no pudiste tomar más electrones de un átomo metálico o agregar electrones adicionales a un átomo no metálico?

- c) Identifica los gases nobles que tienen la misma estructura electrónica que los iones producidos.

Enlace covalente

A diferencia del enlace iónico, el **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten electrones provenientes de cada uno de ellos; así, los compuestos covalentes sólo contienen enlaces covalentes. La unidad más pequeña de un compuesto covalente es una molécula de éste.

La molécula de hidrógeno es un ejemplo sencillo de un compuesto covalente. Un átomo de hidrógeno aislado es relativamente inestable, ya que sólo tiene un electrón de valencia; al compartir este electrón con otro átomo de hidrógeno ambos completan su primer nivel principal de energía y la molécula alcanza una configuración estable, cumpliéndose lo que algunos autores llaman la **regla del dueto**, ya que el primer nivel de energía se completa con dos electrones. De esa manera, la fórmula del hidrógeno es H_2 y no H , la molécula de hidrógeno es diatómica, pues tiene dos átomos.

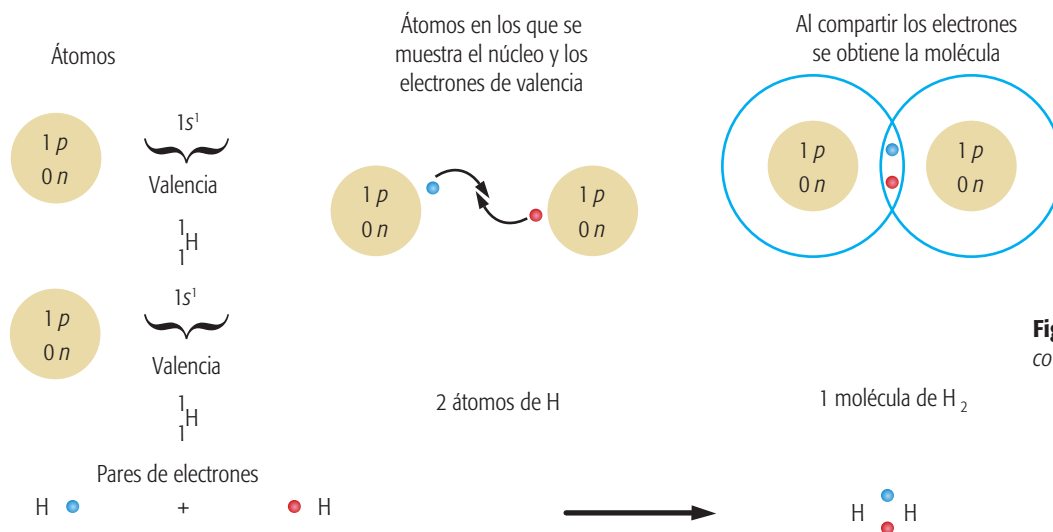


Figura 4.7 Ejemplo de enlace covalente

La mayor parte de enlaces covalentes son más complejos que el formado por la molécula de hidrógeno.

En la figura 4.8 se muestra cómo los átomos de cloro comparten sus electrones de valencia para formar una molécula de cloro (Cl_2).

Figura 4.8 La formación de una molécula de cloro (Cl_2) a partir de dos átomos de cloro es un ejemplo de enlace covalente.

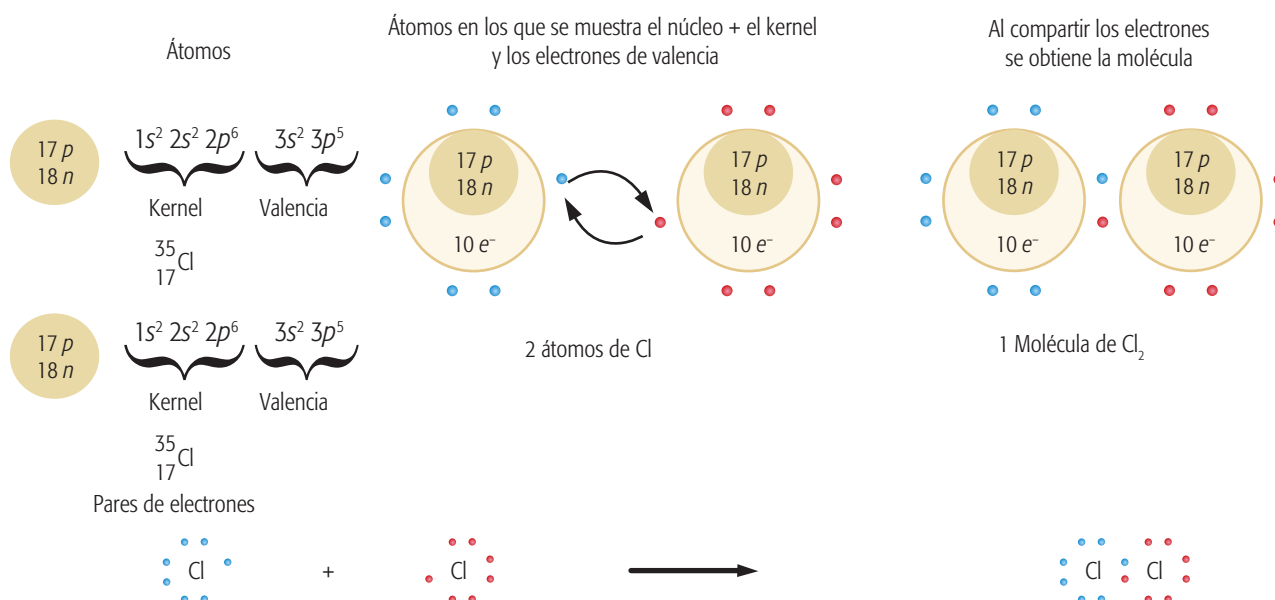




Figura 4.9 Sustituto de la sal El cloruro de potasio (KCl) se usa como sustituto de la sal de mesa porque tiene un sabor semejante.

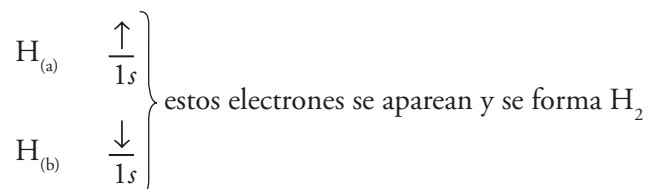
Se observa que para que cada átomo de cloro tenga 8 electrones en su último nivel de energía, de acuerdo con la regla del octeto, debe compartir un electrón con otro átomo; también se aprecia que en cada átomo de cloro existen 3 pares de electrones no compartidos.

Además del H_2 y el Cl_2 , existen otros cinco elementos que forman moléculas diatómicas: F_2 , Br_2 , I_2 , O_2 y N_2 . En estas moléculas, los átomos comparten los electrones equitativamente. Su $\Delta EN \approx 0$. Por ejemplo:

$$N_2 \quad EN = 3 \quad \Delta EN = 3 - 3 = 0$$

Es por ello que este enlace covalente se denomina específicamente enlace covalente puro.

Por ser el electrón una carga eléctrica en movimiento crea un campo magnético en torno a él; ahora bien, el campo magnético de un electrón girando en un sentido posee polos magnéticos norte y sur orientados en dirección opuesta a los de otro electrón que se encuentre girando en sentido contrario.

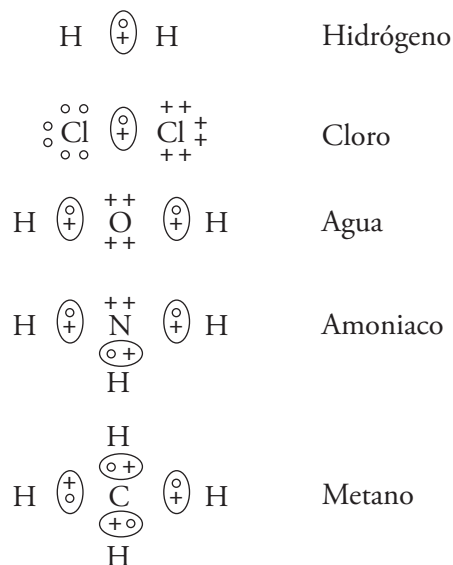


También podría pasar que $H\uparrow + H\downarrow \rightarrow H_2\uparrow\downarrow$

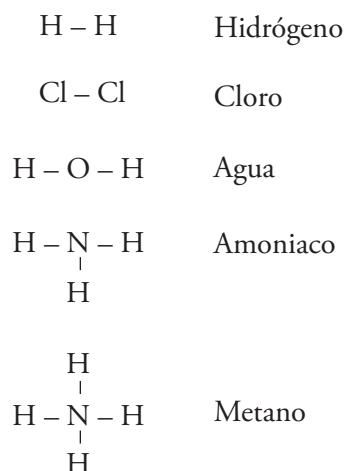
Las estructuras o fórmulas de Lewis son una herramienta útil para representar la formación de enlaces covalentes.

¿Sabías que...?

La cera de las velas y la mantequilla son mezclas de compuestos covalentes.



En los ejemplos anteriores se ha encerrado con un óvalo el par de electrones que constituye el enlace covalente; este par, en forma clásica, se sustituye por una pequeña raya o guión.



El enlace covalente es más común entre átomos de la misma especie o entre especies semejantes, esto es, los átomos con electronegatividades iguales (mismo elemento) o ligeramente diferentes, pueden formar moléculas compartiendo uno o más pares de electrones.

Propiedades asociadas al enlace covalente Como propiedades asociadas al enlace covalente se encuentran las siguientes:

I. En los compuestos covalentes las temperaturas de fusión y ebullición son bajas.

Compuesto	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
H ₂ O	0	100
CH ₄	-182.6	-161.4
NH ₃	-77.7	-33.4

II. Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica.

III. El calor de formación de los compuestos covalentes es más bajo que el de los compuestos iónicos.

Compuesto	Calor de formación (calorías)
NH ₃	11 400
CS ₂	21 500
CCl ₄	33 400
CO ₂	94 052



d) El azúcar de mesa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se llama sacarosa. Es un ejemplo de un compuesto covalente que es un sólido cristalino soluble en agua.



b) La gasolina y el petróleo crudo son mezclas de compuestos covalentes. El petróleo que se derrama en agua no se disuelve en ella, sino que flota formando capas delgadas.

Figura 4.10 *Comparación de compuestos covalentes* Los compuestos covalentes están formados por moléculas en las que los átomos se unen compartiendo electrones. Debido a las fuerzas débiles que existen entre las moléculas, los compuestos covalentes tienden a ser gaseosos o líquidos a temperatura ambiente, además, de insolubles en agua, aunque hay algunas excepciones que son muy solubles.



c) La cera de las velas y la mantequilla son mezclas de compuestos covalentes. Como sus moléculas son grandes y pesadas son sólidos, pero se funden a baja temperatura.

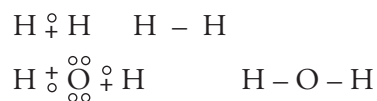


d) En lugares donde no se dispone de gas natural, mucha gente usa propano (C_3H_8) para la calefacción de sus hogares y para cocinar sus alimentos. Se entrega a negocios y hogares en camiones pipa, a presión.

Enlace covalente simple, doble y triple

Los ejemplos de enlaces covalentes son simples; es decir que, por cada dos átomos que se combinan, hay un par de electrones compartidos (un enlace).

Ejemplo 1



Sin embargo, algunos átomos sólo pueden alcanzar su configuración electrónica estable (completar el octeto) cuando comparten más de un par de electrones entre ellos.

Si los átomos comparten dos pares de electrones se unen mediante un enlace doble.

Ejemplo 2

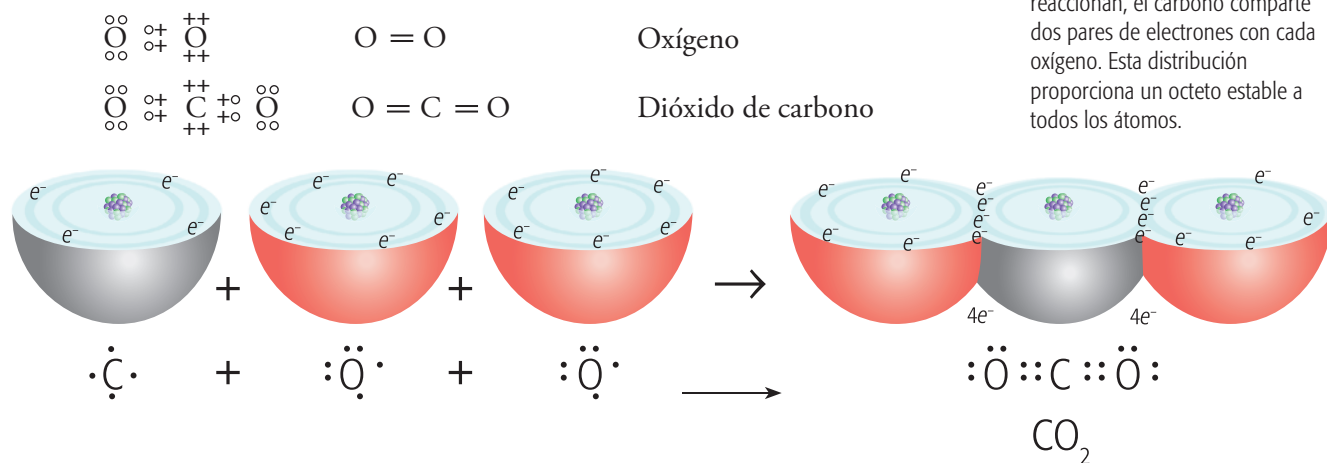
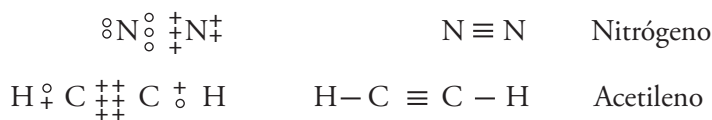


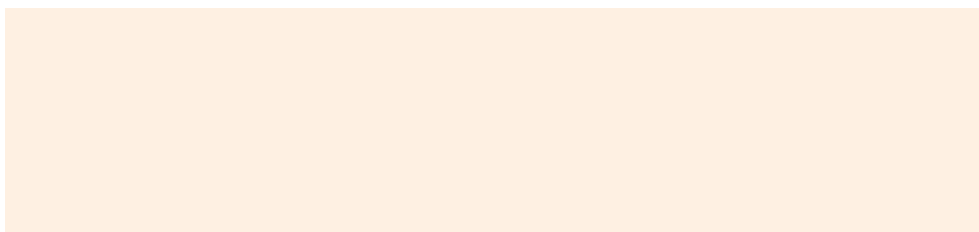
Figura 4.11 *Electrones compartidos en el CO₂* Cuando los átomos de carbono y de oxígeno reaccionan, el carbono comparte dos pares de electrones con cada oxígeno. Esta distribución proporciona un octeto estable a todos los átomos.

Ahora bien, si los átomos comparten tres pares de electrones, se unen mediante un enlace triple.

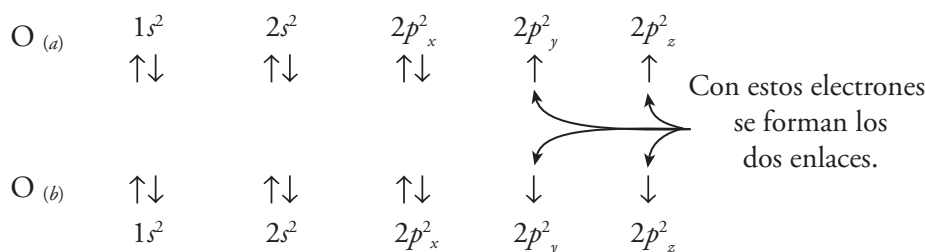


Ejercicio

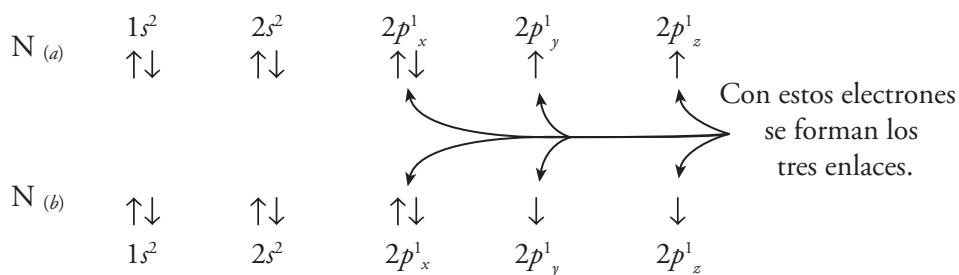
4.3 Escribe con estructuras de Lewis los enlaces simple, doble y triple que pueda haber entre dos átomos de carbono (C).



En la molécula de oxígeno (O₂), que tienen un enlace doble, el apareamiento de los dos electrones de un átomo con dos del otro se explica de la siguiente manera:



Y en la molécula de nitrógeno (N_2) con enlace triple:



Lectura

Una buena salud es indispensable

En el cuerpo humano se encuentran comúnmente 60 elementos. Sólo un poco menos de la mitad son indispensables para la vida, aunque los científicos creen que la mayoría de ellos tienen algún papel en los procesos vitales.

Minerales	No minerales
F, Na, Mg, Si, P, Cl, K, Ca, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, As, Se, Sn, I	H, C, O, N

Aunque el hidrógeno, carbono, oxígeno y nitrógeno forman casi 96% de la masa del cuerpo humano, los minerales también son indispensables para los procesos vitales.

Los compuestos de calcio forman la parte dura de los huesos y dientes; por ello, este elemento es necesario para su crecimiento y mantenimiento. El hierro es otro elemento importante porque es la parte activa de la molécula de hemoglobina en la sangre, que lleva oxígeno a las células. El flúor ayuda a formar y mantener los dientes y previene la osteoporosis, que es la desintegración de los huesos. Tal vez no lo sepas, pero el magnesio, al igual que el potasio, es necesario para el buen funcionamiento de los nervios y músculos. El zinc y el selenio son indispensables para la actividad de las

enzimas requeridas para la división y crecimiento celulares, así como para el funcionamiento del sistema inmunológico.

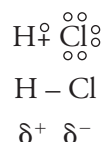
Para estar sano, es importante mantener el nivel apropiado de cada mineral en tu cuerpo. Los nutriólogos han establecido las cantidades de estos elementos que debes incluir en tu dieta diaria. Las cantidades se describen como consumo diario recomendado (RDA, por sus siglas en inglés) y como cálculo de la ingestión de una dieta segura y balanceada (ESAI, por sus siglas en inglés). Por ejemplo, el RDA de calcio para adolescentes es de 1200 miligramos, mientras que el de yodo es de 150 microgramos (0.000 150 g). Podrías pensar que una cantidad de 150 microgramos no puede ser muy importante, sin embargo, es crucial para la función de tu glándula tiroides, que ayuda a controlar tu metabolismo y tu crecimiento. Si usas sal yodada, que contiene un poco de yoduro de potasio, probablemente estás ingiriendo el RDA apropiado. De igual forma, llevar una dieta balanceada con los cinco grupos de alimentos, te ayudará a mantener los niveles apropiados de todos los minerales que son indispensables para una buena salud.

Adaptado de John S. Phillips, Victor S. Stozak y Cheryl Wistrom, *Química. Conceptos y aplicaciones*, México, McGraw-Hill Interamericana Editores, 2007, p. 128.

Enlace covalente polar

Al enlace covalente polar o simplemente enlace polar, se le llama así porque los átomos que forman sus moléculas están unidos mediante enlaces covalentes pero, como estos átomos son de distinta especie y tienen electronegatividades diferentes, en el espacio del átomo más electronegativo se concentra una mayor densidad de cargas eléctricas negativas, formándose un polo negativo en contraste con el polo opuesto, que es positivo.

Por ejemplo, al formarse el cloruro de hidrógeno (HCl), la diferencia de electronegatividad (0.9) es lo suficientemente grande para que del lado del cloro se forme un polo parcialmente negativo (δ^-) y en el lado del hidrógeno otro polo parcialmente positivo (δ^+), ya que el cloro atrae con más fuerza a los electrones del enlace. (El símbolo δ indica una separación parcial de cargas.)



El cloruro de hidrógeno tiene un centro de carga positiva y un centro de carga negativa y se dice que posee momento dipolar, lo mismo ocurre con el fluoruro de hidrógeno (HF), donde ocurre un desplazamiento de la densidad electrónica del hidrógeno al flúor. Cualquier molécula diatómica (de dos átomos) con enlace polar presenta momento dipolo, esto suele representarse mediante una flecha cruzada en un extremo que parte del polo positivo al negativo (figura 4.12). A esta flecha se le llama vector, ya que tiene dirección y sentido (en física los vectores se usan para representar fuerzas).

Algunas moléculas poliatómicas, por ejemplo el agua (H_2O), presentan momento dipolo, el oxígeno tiene mayor electronegatividad que el hidrógeno, por tanto los electrones se comparten en forma desigual, lo que ocasiona que la molécula tenga dos centros de carga o polos, uno positivo y otro negativo (figura 4.13).

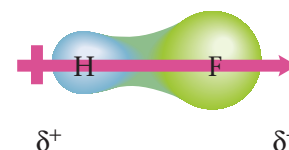


Figura 4.12 El carácter dipolo de la molécula. Se representa con una flecha que apunta hacia el centro de la carga negativa y el otro extremo indica el centro de carga positiva.

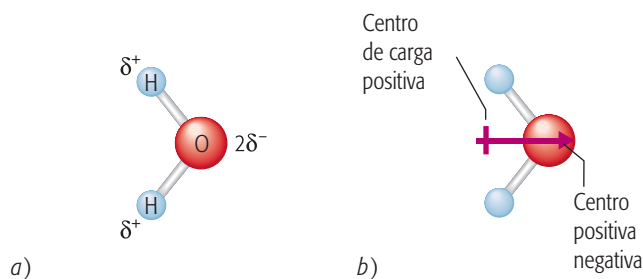


Figura 4.13 a) Distribución de carga en la molécula de agua. El oxígeno tiene carga $2\delta^-$ porque atrae carga de ambos átomos de hidrógeno ($\delta^- + \delta^- = 2\delta^-$). b) La molécula de agua se comporta como si tuviese un extremo positivo y otro negativo, según indica la flecha.

Aunque el límite es arbitrario, se considera que un compuesto es predominantemente covalente polar cuando su $\Delta EN < 1.7$ y > 0.5 .

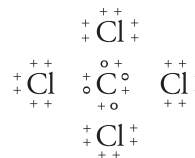
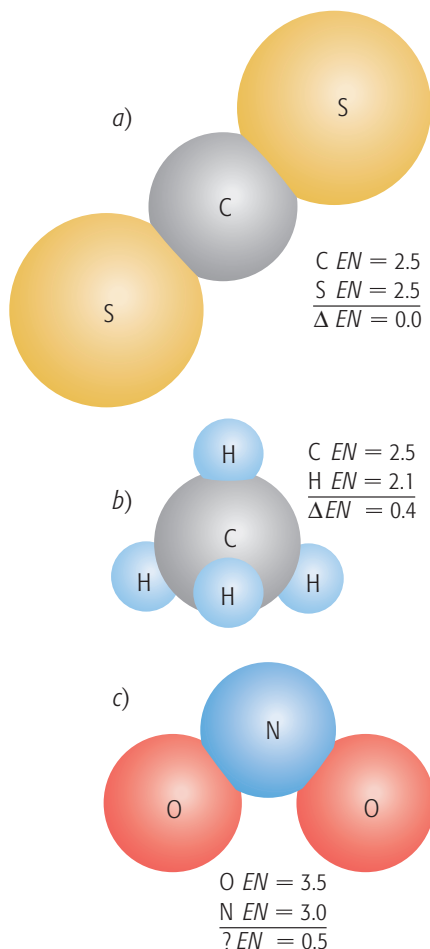
El enlace covalente no polar

El enlace covalente puro es covalente no polar, ya que se forma entre átomos de la misma especie, cuyas cargas eléctricas negativas se distribuyen por igual entre dos átomos. Existen otras uniones covalentes no polares entre átomos de distinta especie, esto sólo ocurre cuando la electronegatividad de los átomos de un enlace es básicamente la misma. Una ΔEN mayor de cero siempre significa que no se comportan los electrones por igual, pero cuando la diferencia de electronegatividad (ΔEN) es menor o igual a 0.5, el enlace se considera covalente no polar. Como ejemplos se pueden citar el disulfuro de carbono (CS_2), el metano (CH_4) y el dióxido de nitrógeno (NO_2).

Investiga

La polaridad de enlace aumenta a medida que se incrementa la diferencia de electronegatividad. Consulta la tabla de electronegatividad. ¿Cuál polaridad de enlace es mayor entre el HCl y el HF?

Figura 4.14 Tres compuestos covalentes El disulfuro de carbono *a*) es un disolvente útil para las grasas y las ceras. El metano *b*) es el componente principal del gas natural. El dióxido de nitrógeno *c*) se utiliza para hacer ácido nítrico y también es un contaminante atmosférico. Todos estos compuestos tienen enlaces covalentes en los que los electrones se comparten casi por igual.



a) Los enlaces de C—S en el disulfuro de carbono son de tipo covalente no polar. El valor de $\Delta \text{EN} = 0$, aunque los átomos sean distintos.

b) La ΔEN de 0.4 de los enlaces del metano no es suficiente para afectar de modo significativo las propiedades del compuesto.

c) Aunque el grado de desigualdad con que se comparten los electrones en los enlaces N—O del dióxido de nitrógeno es mayor que en los enlaces de C—H, el NO_2 se sigue considerando un compuesto covalente.

Todos estos compuestos tienen enlaces covalentes en los que los electrones se comparten casi por igual entre los átomos involucrados.

Ejercicios

4.4 Ordena en forma creciente, de acuerdo con su diferencia de electronegatividad, los siguientes compuestos (consulta la tabla de electronegatividad): KI, SO_2 , NO_2 , CO, LiCl, CaO, MgBr_2 , BaI_2 y H_2O .

4.5 Escribe a la derecha de cada uno de los siguientes compuestos si es iónico o covalente.

a) KI _____

b) SO_2 _____

c) NO_2 _____

d) CO _____

e) LiCl _____

f) CaO _____

g) MgBr_2 _____

b) BaI_2 _____

i) H_2O _____

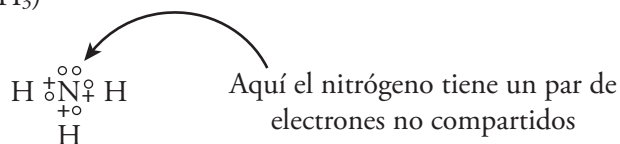
Enlace de coordinación

Ya se mencionó que para que se forme un enlace covalente entre dos átomos, cada uno de ellos debe aportar un electrón y así formar el par necesario para la unión.

Existe otro tipo de enlace llamado covalente coordinado, en el cual los átomos que se combinan comparten electrones, pero ambos electrones, necesarios para formar el enlace, son proporcionados solamente por uno de los átomos.

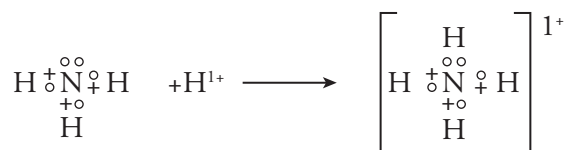
Mecanismo de coordinación En general, el átomo que proporciona los electrones tiene un par de electrones no compartido en su nivel de valencia.

Amoniaco (NH_3)

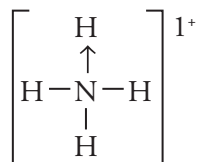


El átomo receptor es deficiente en electrones y carece de suficientes electrones de valencia para alcanzar una configuración electrónica estable (regla del octeto).

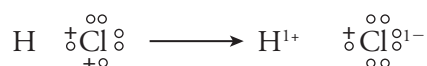
Una vez formado el enlace, no se distingue de cualquier otro enlace covalente; por ejemplo, un ion hidrógeno (H^{1+}) puede formar un **enlace covalente coordinado** con una molécula de amoniaco mediante el traslape de su orbital vacío con un orbital lleno del átomo de nitrógeno, que contiene el par de electrones no compartidos.



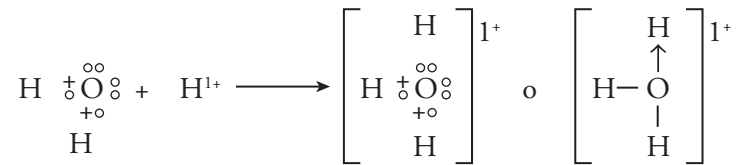
Una forma útil para indicar el enlace covalente coordinado consiste en emplear una pequeña flecha que va del átomo donador al receptor:



En el siguiente ejemplo, al disolver el gas cloruro de hidrógeno (HCl) en agua, el cloro se queda con los electrones del enlace covalente sencillo que formaba con el hidrógeno:



y el núcleo del hidrógeno (protón) se une con el oxígeno del agua en uno de los pares de electrones no compartidos, mediante un enlace covalente coordinado, formándose el ion hidronio $[\text{H}_3\text{O}]^{1+}$



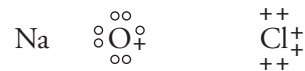
Considera ahora los siguientes compuestos:

Hipoclorito de sodio	NaClO
Clorito de sodio	NaClO_2
Clorato de sodio	NaClO_3
Perclorato de sodio	NaClO_4

Los elementos que se enlazan son:



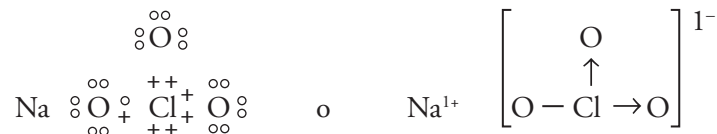
En el hipoclorito de sodio (NaClO), al redistribuirse los electrones hay un enlace iónico y uno covalente:



Este compuesto (NaClO) es estable pero el átomo de cloro no ha saturado su capacidad de combinarse, ya que tiene tres pares de electrones no compartidos, y en condiciones especiales puede unirse con otro átomo de oxígeno mediante un enlace covalente coordinado, formándose el clorito de sodio (NaClO_2) que también es estable.



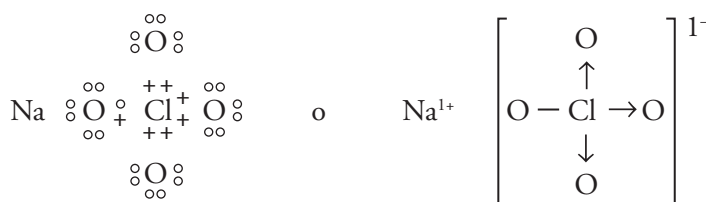
Ahora bien, si se observa la estructura de Lewis anterior se aprecia que al cloro le quedan dos pares de electrones no compartidos, donde se pueden unir mediante enlaces covalentes coordinados, uno o dos átomos de oxígeno, formándose, respectivamente, el clorato de sodio (NaClO_3) y el perclorato de sodio (NaClO_4).



Investiga

Encuentra el enlace covalente puro en los siguientes compuestos:

- Hipoclorito de potasio KClO
- Clorito de potasio KClO_2
- Clorato de potasio KClO_3
- Perclorato de potasio KClO_4

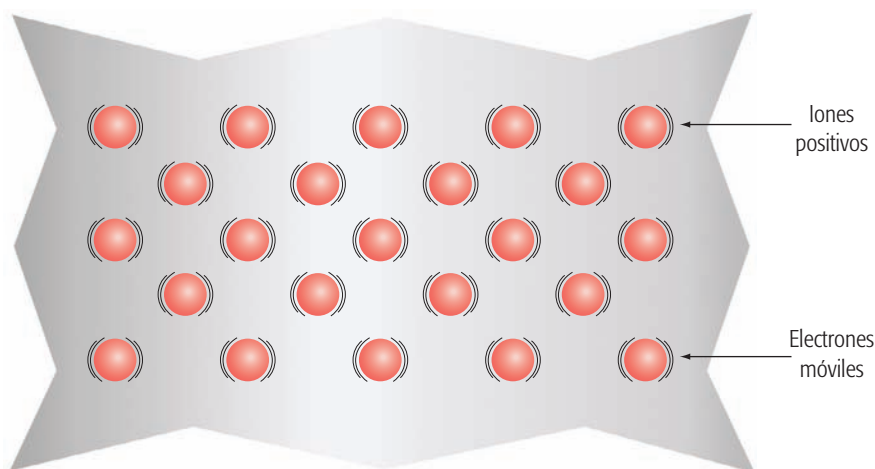


La posibilidad de que un átomo de un compuesto que tenga pares de electrones libres reaccione con otros átomos, no se circunscribe a los no metales; existen algunos elementos metálicos que efectúan este tipo de reacciones.

Enlace metálico

Como su nombre lo indica, el **enlace metálico** es un enlace que ocurre entre los átomos de metales y sus características son muy específicas. Consiste en un conjunto de cargas positivas que son los kernels de los átomos; es decir, el núcleo con sus niveles electrónicos internos, mientras que los electrones de valencia circulan libremente alrededor de los cationes. Es decir, que los átomos se encuentran unidos entre sí por una nube de electrones de valencia que rodea a los kernels.

Representación Se puede representar a un metal como un enrejado de iones positivos colocados en los nudos de una red cristalina y sumergidos en un “mar” de electrones móviles. En el enlace metálico los electrones pueden moverse en todos los sentidos, lo que distingue al enlace metálico del enlace covalente, ya que en este último los electrones están localizados en una posición definida entre dos átomos.



¿Sabías que...?

De todos los metales, la plata es el mejor conductor de electricidad. El cobre ocupa el segundo lugar. Como la plata es más rara y más cara, el cobre es el metal que se utiliza en los circuitos eléctricos.

Figura 4.15 Representación gráfica de una red cristalina de un metal

Propiedades asociadas al enlace metálico Debido a la gran movilidad de los electrones de valencia, los metales son buenos conductores de la electricidad y el calor. La ductilidad y maleabilidad de los metales son explicables por esta movilidad electrónica.

Cada uno de los átomos de un metal del grupo 2 libera sus dos electrones de valencia en una fuente de electrones que son compartidos por los demás átomos metálicos.

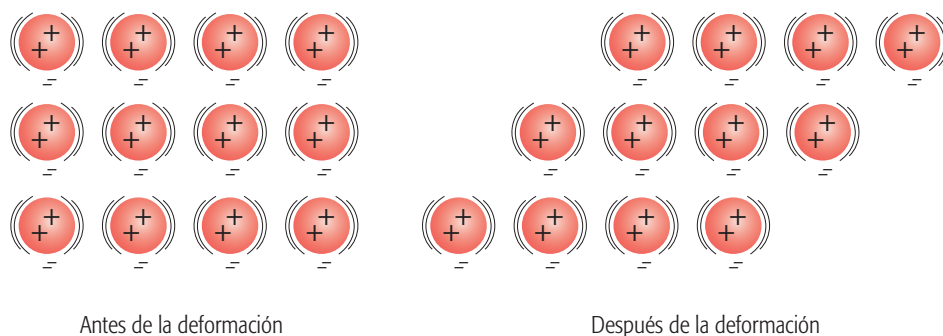


Figura 4.16 Representación bidimensional de un cristal metálico. El movimiento de iones en un sólido metálico no produce cambios en la naturaleza de las fuerzas enlazantes. Este modelo explica la maleabilidad y la ductilidad de los metales.

Figura 4.17 Maleabilidad, ductilidad y conductividad eléctrica de los metales. Estas propiedades reflejan el tipo de enlaces de los metales. a) El cobre es dúctil y buen conductor de electricidad; se utiliza sobre todo en los circuitos eléctricos. b) El oro es maleable: un artesano practica el antiguo arte de fabricar y utilizar hojas de oro; la hoja de oro es oro metálico que se aplana hasta que se obtiene una laminilla muy delgada, de tan sólo unos cientos de átomos de espesor.



a)



b)

Los enlaces de los metales no son rígidos. Cuando un metal se golpea con un martillo, los átomos se deslizan a través del mar de electrones y ocupan un nuevo sitio, pero mantienen sus conexiones con los demás átomos. Esta capacidad de reorganizarse explica por qué los metales se pueden estirar en alambres largos y finos.

Manos a la obra

El enlace de los compuestos

Los compuestos se clasifican de acuerdo con los tipos de enlaces que unen a sus átomos. Los iones de los compuestos iónicos se unen mediante enlaces iónicos, mientras que en los compuestos moleculares los átomos se unen por enlaces covalentes.

A simple vista no puede observarse que el compuesto de una muestra es de tipo iónico o molecular porque ambos pueden tener la misma apariencia. Pero se pueden hacer pruebas sencillas para clasificar a los compuestos según su tipo, ya que cada uno tiene propiedades particulares que comparten la mayoría de sus integrantes.

Los compuestos iónicos son duros, quebradizos y solubles en agua, tienen puntos de fusión altos y pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua o fundidos.

Los compuestos moleculares pueden ser suaves, duros o flexibles; en general son menos solubles en agua, tienen puntos de fusión bajos y cuando están disueltos en agua no pueden conducir la electricidad.

Después de esta introducción sobre los compuestos iónicos y covalentes, realiza en el laboratorio de tu escuela la siguiente práctica. Con este experimento podrás identificar los compuestos iónicos y los moleculares, según sus propiedades.

Material

- portaobjetos de vidrio
- lápiz de cera o crayón
- parrilla de calentamiento
- espátula
- 4 vasos pequeños de precipitados (50 o 100 mL)
- varilla de agitación
- balanza
- aparato para medir conductividad (voltímetro)
- probeta graduada, pequeña
- termómetro (con graduación mayor de 150 °C)

Sustancias

- 4 muestras de 1 a 2 g de algunas de las siguientes sustancias:
sustituto de sal (KCl)
parafina
sal de mesa
azúcar de mesa
agua destilada

Procedimiento

1. Con un lápiz de cera o crayón traza varias líneas en un portaobjetos para dividirlo en cuatro partes. Rotula cada parte con las letras A, B, C y D.
2. Haz en tu cuaderno una tabla semejante a la que se muestra para que anotes datos y observaciones.
3. Con una espátula coloca una décima parte (0.1 a 0.2 g) de la primera sustancia en la parte A del portaobjetos.
4. Repite el paso 3 con las otras tres sustancias en las partes B, C y D. Asegúrate de limpiar la espátula luego de tomar cada muestra. Anota en tu tabla de datos qué sustancia persiste en cada parte del portaobjetos.
5. Coloca el portaobjetos en la parrilla de calentamiento. Regula el calor en la posición media y empieza a calentar.
6. Coloca un termómetro sobre el cubreobjetos de modo que apenas se apoye el bulbo. Cuida de no revolver los compuestos.
7. Continúa calentando hasta que se alcance la temperatura de 135 °C. Examina cada parte del portaobjetos y anota las sustancias que se hayan fundido. Apaga la parrilla de calentamiento.
8. Marca cuatro vasos con los nombres de tus cuatro sustancias.
9. Pesa cantidades iguales (1-2 g) de cada una de las cuatro sustancias y coloca las muestras en sus respectivos vasos de precipitados.
10. Añade a cada vaso 10 mL de agua destilada.
11. Agita cada sustancia con una varilla limpia. Anota en tu tabla si la muestra se disolvió completamente o no.
12. Con un voltímetro prueba en cada sustancia la presencia de electrolitos. Anota cuál de ellas actúa como conductor.

Sustancia	¿El compuesto se funde?	¿El compuesto se disuelve en agua?	¿La solución conduce electricidad?	Clasificación
A				
B				
C				
D				

Resuelve

1. ¿Qué les ocurre a las fuerzas de atracción que hay entre las moléculas cuando una sustancia se funde?
2. ¿Todos los compuestos se funden a la misma temperatura?
3. Completa tu tabla de datos clasificando cada una de las sustancias de prueba como compuesto iónico o molecular de acuerdo con tus observaciones.
4. ¿Qué diferencias existen entre las propiedades de los compuestos iónicos y los moleculares?
5. ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos iónicos en comparación con los de los compuestos moleculares? ¿Qué factores influyen en el punto de fusión?
6. ¿Cómo puedes aprovechar las diferentes propiedades de la arena, la sal y el agua para separarlas cuando están mezcladas?



4.2 Fuerzas intermoleculares

Mapa conceptual 4.2

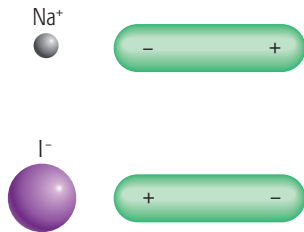
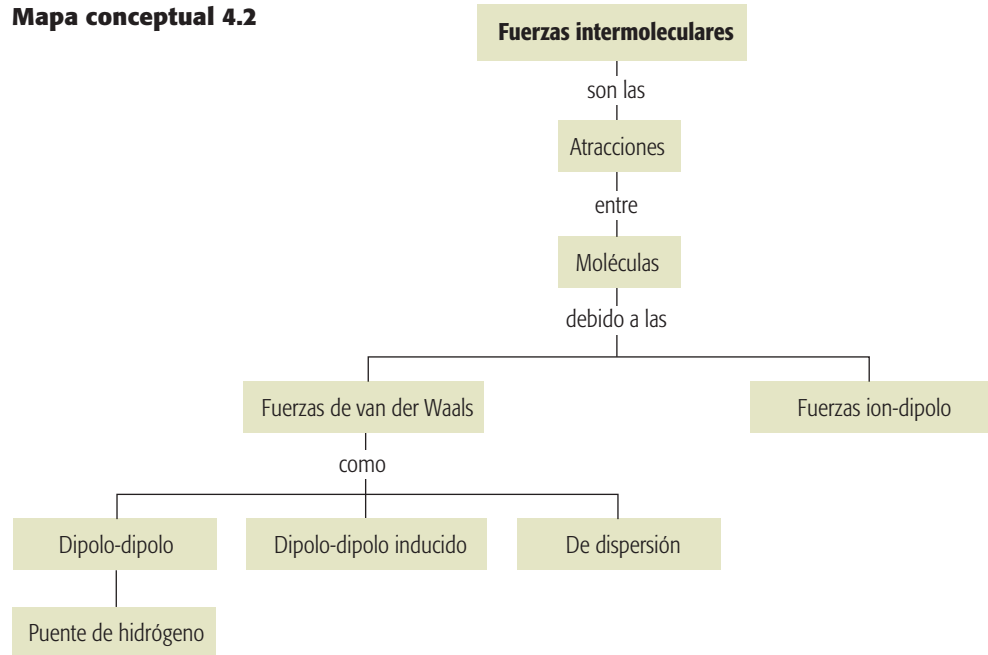


Figura 4.18 Dos tipos de interacción ion-dipolo. El catión (Na^+) interactúa con el polo negativo de la molécula dipolar. El anión (I^-) interactúa con el polo positivo de la molécula dipolar.

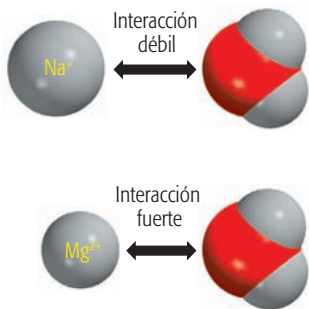


Figura 4.19 Interacciones ion-molécula dipolar. Interacción de una molécula de agua con un ion Na^+ y un ion Mg^{2+} .

Las **fuerzas intermoleculares** son fuerzas de atracción entre moléculas, y son las responsables de las propiedades de la materia como el punto de fusión y el punto de ebullición, mientras que las **fuerzas intramoleculares** mantienen juntos a los átomos de una molécula o un cristal iónico (recuerda el enlace químico). Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas intramoleculares.

Fuerzas de van der Waals

Las fuerzas de van der Waals, llamadas también interacciones de van der Waals, son débiles atracciones de carácter electrostático entre las moléculas, diferentes de aquellas debidas al enlace covalente o al enlace iónico.

Estas fuerzas pueden clasificarse en:

- Dipolo permanente o interacción dipolo-dipolo (dentro de ellos se considera el puente de hidrógeno)
- Dipolo permanente-dipolo inducido o dipolo-dipolo inducido.
- Dispersión o de London.

Las fuerzas **ion-dipolo** no se consideran como fuerzas de van der Waals. Las fuerzas ion-dipolo son las atracciones entre un ion (catión o anión) y una molécula polar.

Su intensidad depende de la carga y tamaño del ion, así como de la magnitud del momento dipolo y del tamaño de la molécula.

Las fuerzas **dipolo-dipolo** consisten en la atracción electrostática entre el polo positivo de una molécula y el negativo de otra. El puente de hidrógeno es un tipo especial de esta fuerza.

Ciertos compuestos contienen en sus moléculas átomos de hidrógeno, como el agua y el amoníaco. En estos casos, el hidrógeno es atraído por dos átomos de elementos electronegativos; con uno de ellos está unido mediante un enlace covalente normal y con el otro, por una unión especial llamada **puente de hidrógeno**.

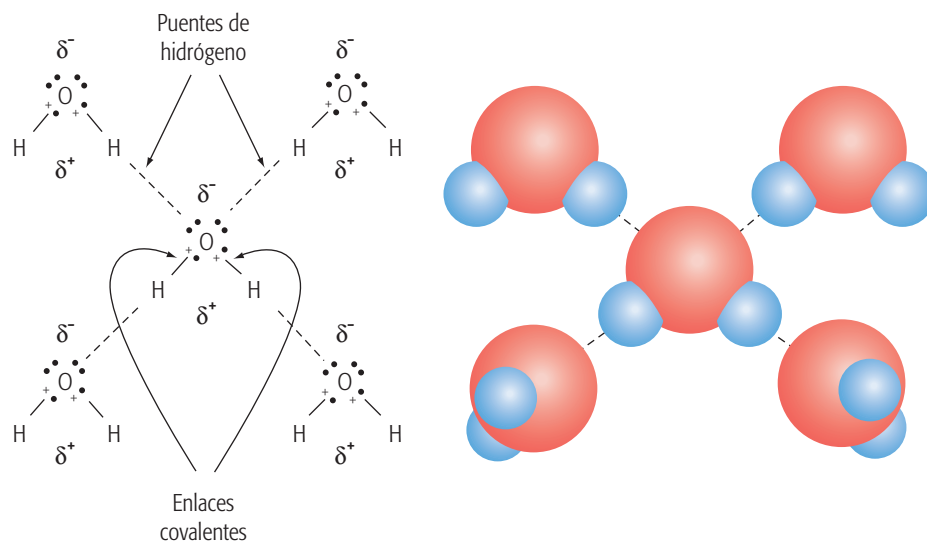


Figura 4.20 Puentes de hidrógeno y los enlaces covalentes del agua

El puente de hidrógeno es de naturaleza electrostática y su fuerza es mucho menor que la del covalente, pero mayor que una atracción dipolo-dipolo.

Los dos átomos unidos por un puente de hidrógeno deben ser muy electronegativos y de volumen pequeño.

Propiedades asociadas al puente de hidrógeno Cuando existen puentes de hidrógeno entre las moléculas de una sustancia, originan que ésta sea más fácilmente condensable de lo que podría esperarse por el tamaño y masa de sus moléculas.

Un ejemplo interesante es el agua, compuesto líquido que a temperatura ambiente por su fórmula sencilla, H_2O , debería ser un gas difícilmente licuable si se compara con los hidruros de azufre (H_2S), selenio (H_2Se) y telurio (H_2Te), elementos del mismo grupo (6A) del oxígeno. Observa la siguiente tabla.

Compuesto	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
H_2O	100	0
H_2S	-61.8	-82.9
H_2Se	-42	-64
H_2Te	-4	-51

Otro comportamiento anormal del agua es el volumen que ocupa en estado líquido y en estado sólido (hielo). Este volumen es mayor en estado sólido que en estado líquido, cuando debería ser lo contrario.

Este comportamiento sucede porque las moléculas de agua están unidas mediante puentes de hidrógeno. En estado líquido, las moléculas se mueven libremente y en estado sólido se elimina el movimiento molecular libre. En el hielo hay mucho espacio entre las moléculas debido a la rigidez de los puentes de hidrógeno.

Esto explica también que la máxima densidad del agua sea a 4 °C, pues cuando el hielo se funde, algunos de los puentes de hidrógeno se rompen y las moléculas de agua se acercan, adquiriendo ésta mayor densidad. De 0 °C a 4 °C, el volumen continúa disminuyendo a medida que se rompen más puentes de hidrógeno.

¿Sabías que...?

Debido a que las moléculas de agua están unidas por puentes de hidrógeno, el agua alcanza su máxima densidad a los 4 °C y se congela a los 0 °C. Esto permite que el hielo flote en el agua líquida, ya que su densidad es menor porque a temperaturas menores a 4 °C el agua aumenta de volumen hasta convertirse en hielo.

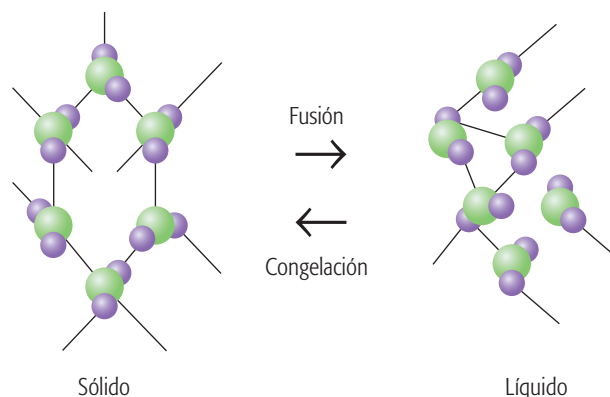


Figura 4.21 Comportamiento de las moléculas del agua en sus cambios de estado (líquido-sólido).

Investiga

¿Qué es punto de fusión y punto de ebullición? Proporciona un ejemplo de cada uno.

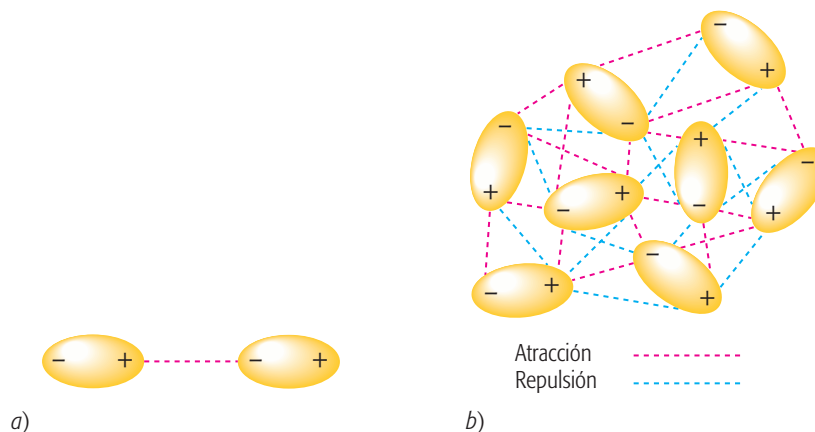


Figura 4.22 a) Interacción entre dos moléculas polares. b) Interacción de varios dipolos en un líquido.

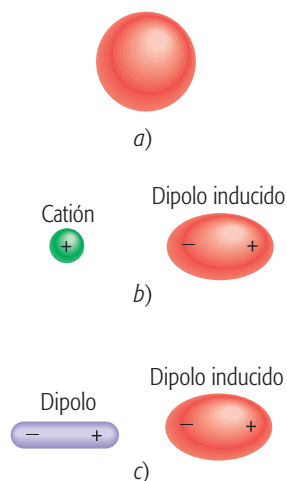


Figura 4.23 Distorsión causada por la aproximación de un dipolo.

Las fuerzas **dipolo-dipolo inducido** ocurren entre una molécula polar (dipolo) y una molécula no polar, porque su distribución electrónica se distorsiona (dipolo inducido) debido a la proximidad de la molécula polar.

La facilidad para distorsionar la distribución electrónica de una molécula se llama *polarizabilidad*.

Las **fuerzas de dispersión** o fuerzas de London, se producen entre los átomos de gases nobles y moléculas no polares; aunque se supone que los electrones se encuentran distribuidos uniformemente, su movimiento puede generar un dipolo instantáneo que, a su vez, induce un dipolo similar en partículas vecinas.

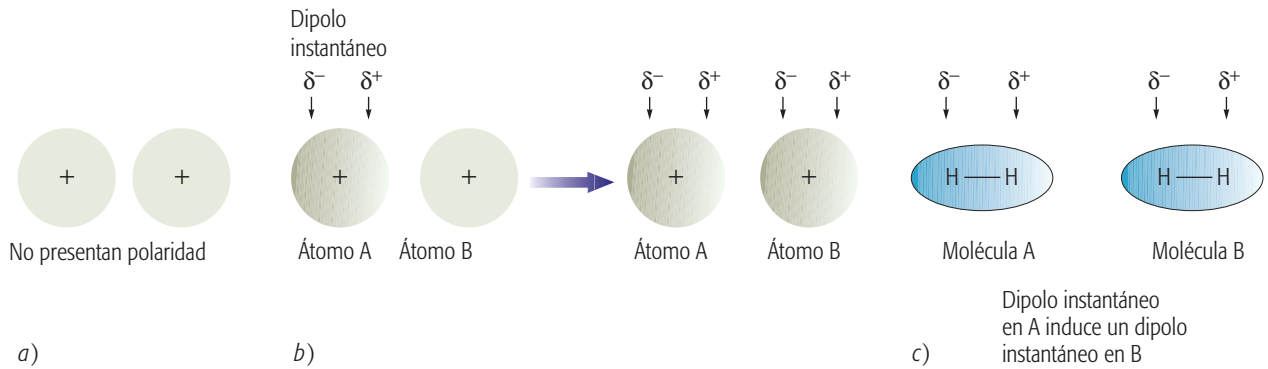


Figura 4.24 Fuerzas de dispersión

a) Representación de dos átomos con su probabilidad electrónica. Estos átomos carecen de polaridad. b) El átomo de la izquierda desarrolla un dipolo instantáneo cuando se deforma la nube electrónica hacia el lado izquierdo. c) Las moléculas no polares también interactúan para desarrollar dipolos instantáneos.

Puente de hidrógeno

Las moléculas de agua y amoníaco son ejemplos de cómo algunos enlaces polares, ordenados geoméricamente, de cierta manera, pueden generar una molécula polar. La molécula polar tiene un polo positivo y otro negativo y por eso también se llama dipolo.

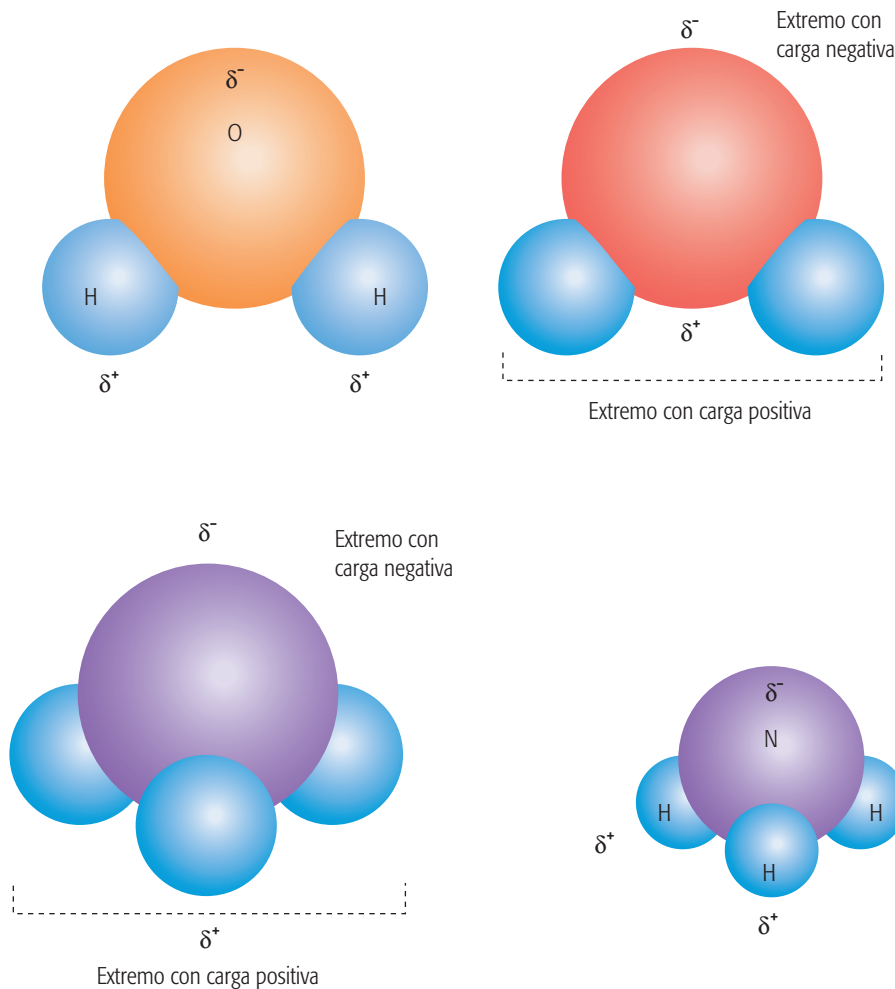


Figura 4.25 La molécula polar del agua

Los enlaces O—H de una molécula de agua son polares. Debido a la forma angular del agua, el extremo del hidrógeno de la molécula tiene una carga positiva, mientras que el extremo del oxígeno tiene una carga negativa. La flecha indica la dirección en la que se atraen los electrones.

Figura 4.26 La molécula polar del amoníaco

Igual que el agua, una molécula de amoníaco tiene dos polos distintos. Debido a los enlaces polares y al arreglo geométrico de la molécula el extremo del hidrógeno tiene una carga neta positiva y el extremo del nitrógeno una carga neta negativa.

Lectura

Nuevos materiales

La ciencia de materiales es una combinación interdisciplinaria de física, química e ingeniería. En esta ciencia la química es la base por el estudio de la materia y sus cambios.

Cristales de silicio de gran pureza Se emplean en la industria de los semiconductores para producir transistores modernos, circuitos integrados y los chips de computadora.

Siliconas Son compuestos orgánicos que contienen silicio y, debido a sus propiedades lubricantes, se usan para reemplazar partes del cuerpo como las articulaciones de caderas y rodillas.

Fibras ópticas Son cables de dióxido de silicio (SiO_2) de gran pureza, con los que se logra rapidez en la comunicación, así como mayor información.

Cristal líquido Se usa en las pantallas de relojes digitales, calculadoras, televisiones en miniatura, computadoras de escritorio y portátiles.

Aleaciones de berilio Debido a su ligereza, rigidez y poca dilatación se usan en la fabricación de piezas para aviones supersónicos.

Aleaciones de niobio y estaño Se utilizan como superconductores a temperaturas extremadamente bajas.

Aleaciones de tantalio, niobio, tungsteno, cobalto y níquel Se utilizan en vehículos espaciales, ya que son resistentes al calor que se produce por fricción al entrar en la atmósfera.

Compuesto de litio, bario, cobre y oxígeno Se emplea en trenes de alta velocidad debido a que no presenta resistencia al paso de la corriente eléctrica.

Fullerenos Se usan como catalizadores en diferentes procesos de producción, en la fabricación de superconductores, para purificación del agua, elaboración de cristales líquidos, etcétera.

Nítinol Tiene muchas aplicaciones médicas, por ejemplo, para unir los tendones y ligamentos con los huesos, para elaborar "canastas" que filtran coágulos sanguíneos; también para hacer armazones para anteojos y en la elaboración de "frenos" en la ortodoncia.

Aunque los últimos avances de la ciencia de materiales se han centrado en las propiedades eléctricas, las propiedades mecánicas siguen teniendo gran importancia. En la industria aeronáutica, por ejemplo, los científicos han desarrollado y los ingenieros han probado, materiales compuestos no metálicos, más ligeros, resistentes y fáciles de fabricar que las aleaciones de aluminio y los demás metales que en la actualidad se emplean para los fuselajes de los aviones.

Por ejemplo, con el estudio de nuevos materiales fue posible la invención del tren de levitación magnética o tren maglev, un vehículo de alta velocidad que levita sobre un carril denominado carril guía y es impulsado por campos magnéticos.



Figura 4.27 En ciudades las europeas, la tecnología de trenes de levitación magnética se utiliza para recorridos urbanos a velocidades medias (menos de 100 km/h).

Palabras clave

Anión, 123 y 142

Catión, 123 y 142

Dipolo inducido, 142 y 144

Dipolo, 135, 142 y 145

Electrolito, 127 y 128

Enlace covalente coordinado,
137

Enlace covalente no polar, 135

Enlace covalente polar, 134

Enlace covalente, 128 y 131

Enlace electrovalente, 124

Enlace iónico, 123 y 124

Enlace metálico, 139

Enlace químico, 120 y 121

Estado de oxidación, 124

Fuerzas de van der Waals, 142
Ion, 142

Polarizabilidad, 144

Puente de hidrógeno, 142, 143
y 145

Regla del octeto, 121

Lo que aprendí

Escribe a la derecha de cada enunciado si lo que se presenta se refiere a:

Enlace iónico

Enlace no polar

Enlace covalente polar

Enlace covalente coordinado

Metálico

Puente de hidrógeno

4.1 El volumen del agua es mayor en estado sólido que en estado líquido, lo cual hace que el hielo flote.

4.2 Los átomos comparten electrones pero el par electrónico es proporcionado por uno de ellos.

4.3 En el cloruro de hidrógeno (HCl) el cloro atrae con más intensidad a los electrones de enlace.

4.4 Los electrones se encuentran distribuidos por igual entre los átomos que forman una molécula.

4.5 Se forman cuando hay pérdida o ganancia de electrones entre los átomos.

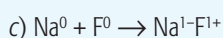
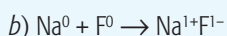
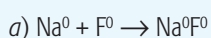
4.6 Es la causa de que algunos elementos sean dúctiles y maleables.

Contesta lo siguiente:

4.7 ¿A qué se llama enlace? _____

4.8 ¿Por qué los aniones tienen mayor volumen que los átomos neutros?

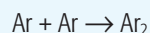
4.9 ¿Cuál de las siguientes ecuaciones presenta mejor la combinación de sodio (Na) con el flúor (F)?



4.10 Escribe una ecuación iónica que muestre a un átomo de magnesio convirtiéndose en ion.

4.11 ¿Cuándo se forma un enlace doble? Escribe un ejemplo.

4.12 ¿Por qué no es posible que ocurra la siguiente reacción?



4.13 ¿Cómo se forma un dipolo inducido?

Consulta la tabla de electronegatividades para que des respuesta a los siguientes ejercicios:

4.14 Encierra con una línea continua las sustancias que en estado líquido conducen la corriente eléctrica:

NaCl	CO ₂	NH ₃	K ₂ S
HCl	CaO	Cu ₂ S	CH ₄
Cu ₂ O	AlCl ₃		

4.15 Indica la diferencia de electronegatividad y escribe si el tipo de enlace que forma es covalente no polar, covalente polar o iónico.

	ΔEN	Enlace
a) C H	_____	_____
b) Li Br	_____	_____
c) S O	_____	_____
d) C O	_____	_____
e) Fe O	_____	_____
f) K Cl	_____	_____
g) Mg O	_____	_____
h) H O	_____	_____

4.16 Escribe los estados de oxidación de los átomos que se piden de acuerdo con las fórmulas que se indican.

	Fórmula	Estado de oxidación
a)	CaI_2 _____ I	_____
b)	NaH _____ H	_____
c)	H_3N _____ H	_____
d)	Li_2O _____ Li	_____
e)	AlCl_3 _____ Al	_____
f)	KCl _____ K	_____
g)	O_2 _____ O	_____

4.17 Indica si los siguientes enlaces son iónicos, covalentes polares o covalentes puros.

- a) CaFe _____
- b) H_2O _____
- c) CO_2 _____

Unidad 5

Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos

En la ilustración aparece un compuesto muy común, la sal de mesa. Su nombre químico es cloruro de sodio.

Contenido

¿Cuánto sabes?

5.1 Fórmula química

Lectura El dióxido de silicio: componente importante de la corteza terrestre

5.2 Principales clases de compuestos inorgánicos

Lectura No hay motivos para reír

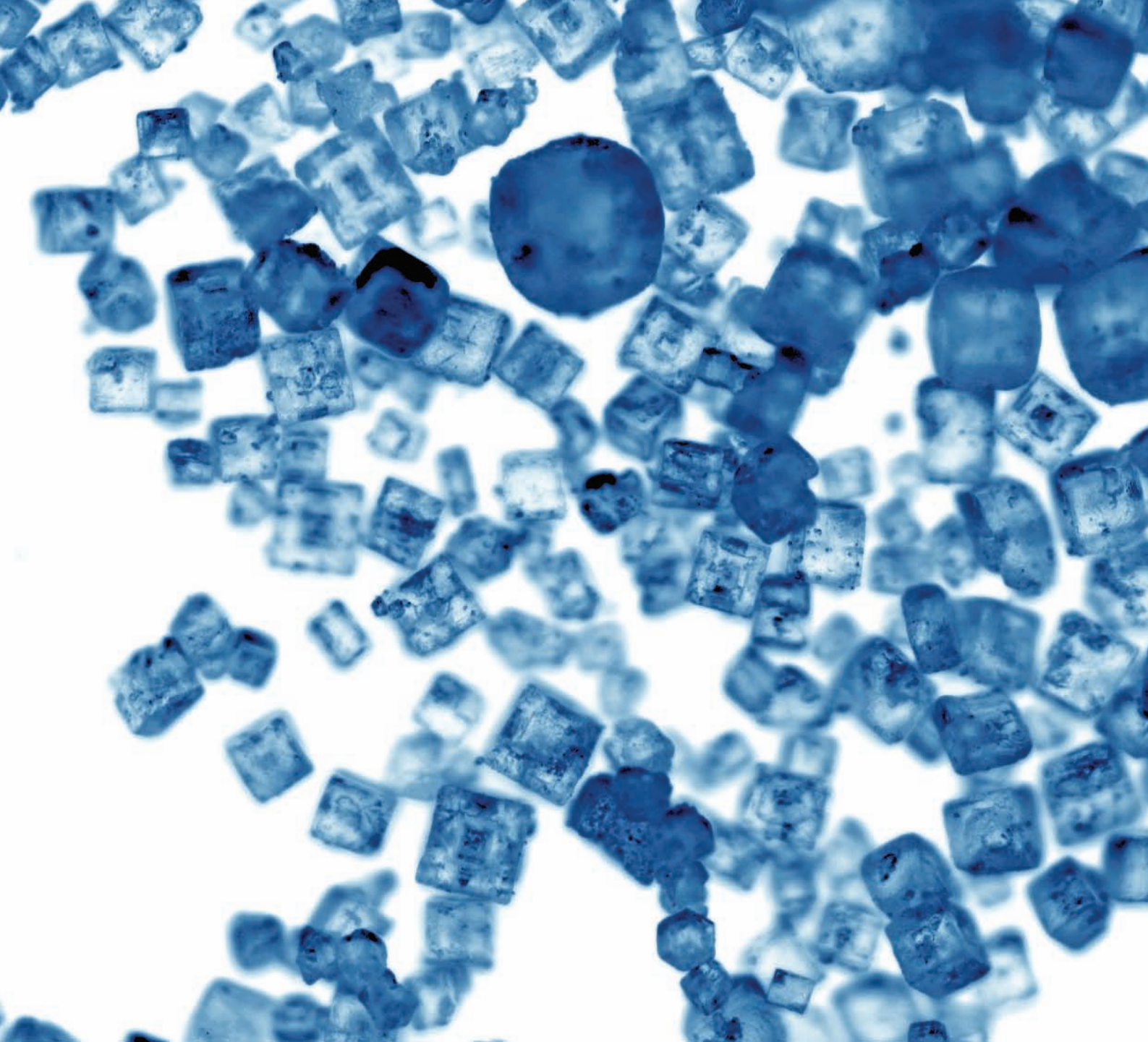
Manos a la obra Obtención del cloruro de sodio

Manos a la obra Antiácidos

Lectura ¿Cómo se inflan las bolsas de aire?

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante comprenderá la importancia de la nomenclatura sistemática en la química para identificar los compuestos por sus fórmulas.

¿Cuánto sabes?

1. Cuando en una ciudad se habla acerca de la nomenclatura de sus calles, ¿a qué se hace referencia?
2. ¿Qué representa para ti una fórmula química?
3. ¿Qué nombre reciben las sustancias que forman un compuesto?
4. Cuando el hierro se convierte en herrumbre, se dice que se combina con...
5. ¿Qué palabra emplearías para identificar el sabor del limón?
6. Cuando un compuesto está formado por dos clases de elementos es binario y si está formado por tres elementos distintos será...
7. La fórmula del agua es H_2O , ¿qué significa el número 2?
8. ¿Dónde tienen sus electrones de valencia los átomos de los elementos representativos?

Introducción

En los inicios de la química no había un sistema para nombrar los compuestos, sino que se usaban nombres comunes (algunos aún perduran) basados en algunas características físicas, químicas, organolépticas o aplicativas de los compuestos conocidos entonces. Por ejemplo, el monóxido de dinitrógeno (N_2O) se llamaba “gas de la risa”, ya que al ser inhalado produce risa; la “cal viva” es el óxido de calcio (CaO); la “sal de mesa” es el cloruro de sodio ($NaCl$); el “yeso” es el sulfato de calcio ($CaSO_4$), etcétera. Estos nombres comunes son arbitrarios y no toman en cuenta la composición química de las sustancias. Cuando se ampliaron los conocimientos en el campo de la química, se hizo evidente que el uso de los nombres comunes para referirse a los compuestos produciría mucha confusión, además de que sería imposible memorizar los nombres de los millones de compuestos que se conocen en la actualidad.

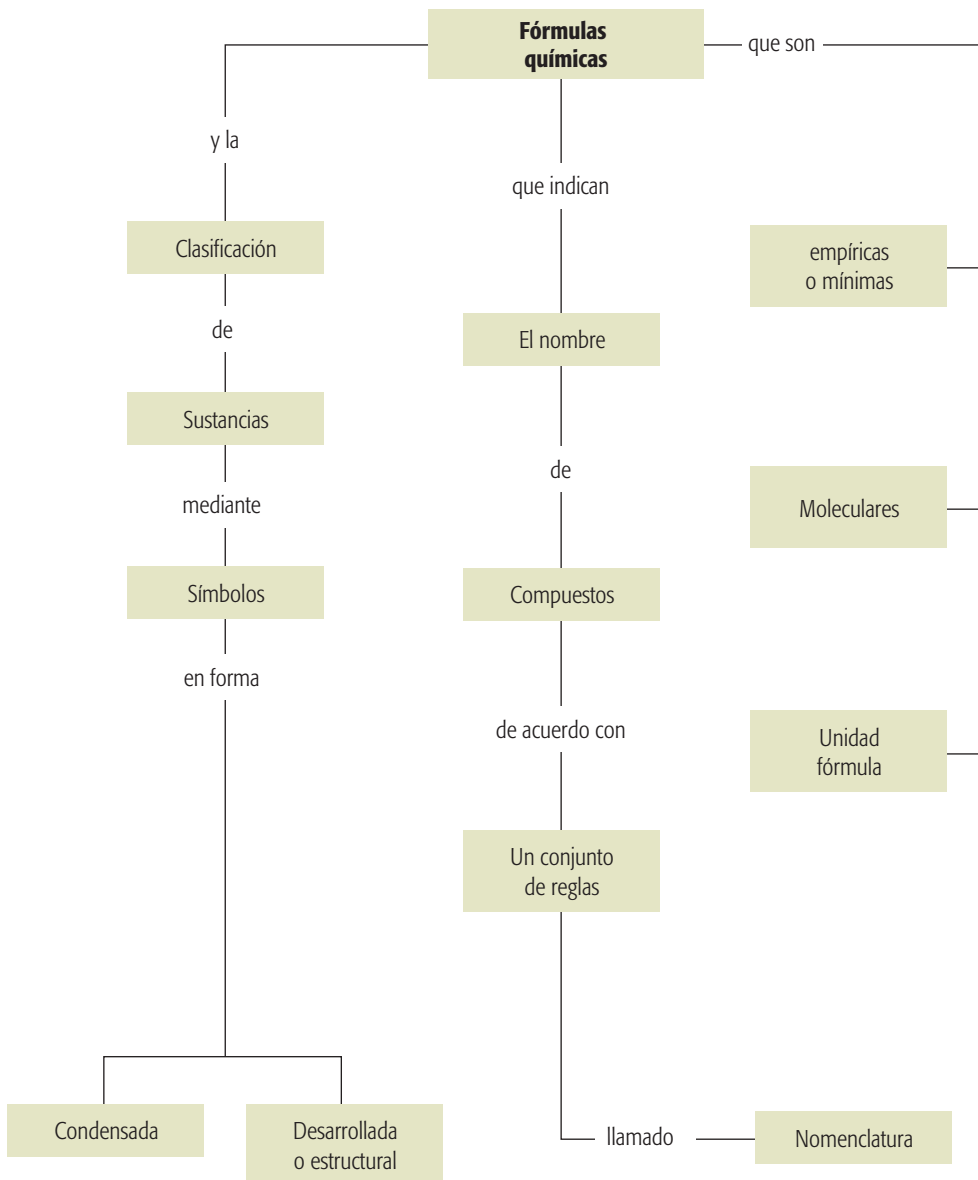
La solución fue crear un sistema de nomenclatura que tomara en cuenta algunos conceptos fundamentales como la estructura atómica, el estado de oxidación y la composición química de los compuestos.

Este sistema oficial de nomenclatura fue creado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), organismo que se fundó en 1921 y que tiene a su cargo, entre otras funciones, la elaboración de los métodos y reglas para nombrar los compuestos y escribir sus fórmulas.

Esta unidad tratará sobre la nomenclatura de los compuestos inorgánicos.

5.1 Fórmula química

Mapa conceptual 5.1



Las sustancias se representan mediante **fórmulas**, que muestran la composición atómica exacta y se escriben utilizando los símbolos de los elementos que las constituyen y los subíndices numéricos que indican las proporciones en las que se encuentra cada elemento.

La **fórmula** de un compuesto expresa su composición atómica exacta.

La **fórmula molecular** representa el número real de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto (compuestos covalentes) (H_2O , C_6H_6 , NH_3 , etcétera).

La **fórmula empírica** o fórmula mínima expresa la proporción más pequeña de números enteros de átomos presentes en la fórmula del compuesto. La **unidad fórmula** designa la proporción en la que están los átomos en los compuestos iónicos.

La palabra y su raíz

Nomenclatura *nomen* (latín) nombre o nominación. La nomenclatura química es el conjunto sistemático de reglas que regulan la designación de fórmulas y nombres para las sustancias químicas.

¿Sabías que...?

Para escribir fórmulas químicas cada átomo se representa con el símbolo de su elemento, el número de átomos se indica con un subíndice a la derecha del símbolo y cuando sólo hay un átomo, no se necesita escribir el número 1.

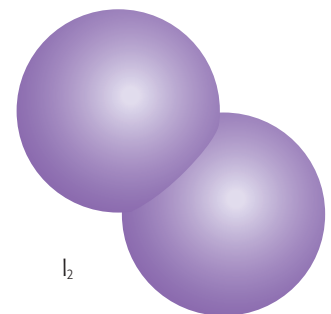


Figura 5.1 Las sustancias moleculares. Éstas pueden ser tan simples como dos átomos de yodo unidos, como I_2 .

Figura 5.2 *Disulfuro de carbono* El compuesto representado por la fórmula CS_2 se llama disulfuro de carbono porque dos átomos de azufre están unidos con un carbono.

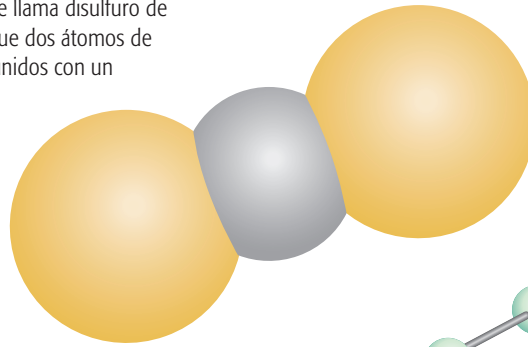
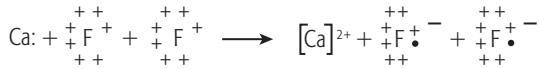
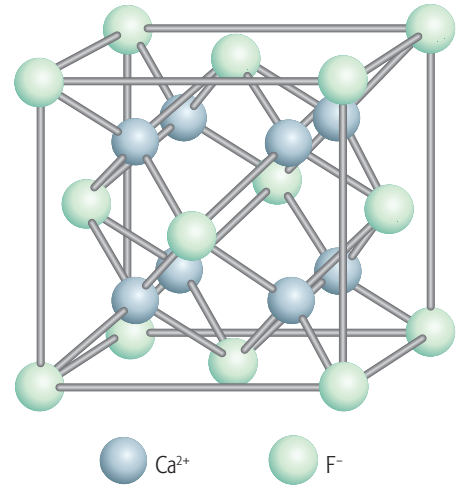


Figura 5.3 *La fórmula del cloruro de calcio* Cuando el fluoruro de calcio se forma a partir de Ca y F, los dos electrones de valencia del calcio son transferidos a los átomos de flúor, lo cual deja a Ca con una carga 2^+ y cada F con una carga 1^- .



Entre el ion Ca^{2+} y cada ion F^- se forma un enlace iónico. Aunque en un cristal de CaF_2 hay muchos iones de Ca^{2+} y F^- , una unidad fórmula de CaF_2 contiene un ion Ca^{2+} y dos iones F^- .



Fórmulas condensadas y desarrolladas

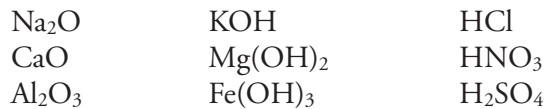
Las fórmulas pueden ser *condensadas* y *desarrolladas* o *estructurales*. En las **fórmulas condensadas** se emplean subíndices que indican el número de átomos que forman la molécula, sin señalar cómo están unidos; las **fórmulas desarrolladas** o **estructurales** indican en un plano la estructura de la molécula y en ellas se representa el modo de agrupación de todos los átomos que la forman, señalando con guiones sus enlaces. Observa los siguientes ejemplos.

Investiga

Investiga el significado de la palabra subíndice.

Fórmula condensada	Fórmula desarrollada	Fórmula condensada	Fórmula desarrollada
H_2O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	H_2SO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad // \\ \quad \quad \quad \text{S} \\ \quad \quad \quad // \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \end{array}$
NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	H_3PO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \backslash \\ \text{H}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \text{H}-\text{O} / \end{array}$
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	HMnO_4	$\text{K}-\text{O}-\text{Mn} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{array}$

Algunas sustancias tienen aniones comunes que las caracterizan. Observa las siguientes fórmulas:



Las tres primeras están caracterizadas por tener O, las segundas por presentar OH y las terceras por contener H.

Estos grupos permiten que las sustancias tengan propiedades comunes y caracterizan a un conjunto de sustancias con estructura molecular análoga.

Lectura

El dióxido de silicio: componente importante en la corteza terrestre

El dióxido de silicio, SiO_2 , es una sustancia semejante en constitución al CO_2 . Se encuentra, entre otros, formando el cuarzo, la arena, la sílice, la tierra de infusorios (*tierra de infusorios*: dióxido de silicio amorfo formado por las envolturas de ciertos seres microscópicos como las diatomáceas –algas unicelulares que tienen un caparazón silíceo).

Cuando el dióxido de silicio está incoloro forma la variedad llamada cristal de roca; en rojo constituye el jacinto; en amarillo, el falso topacio; en violeta, la falsa amatista; en negro, el cuarzo ahumado o ágata; mezclado con los feldspatos y micas produce el granito natural.



Figura 5.4 Dióxido de silicio en forma de cuarzo.

México tiene abundantes variedades de SiO_2 como cuarzo, pedernal, ópalo, ágata, calcedonia, amatista y jaspe (*jaspe*: piedra silíceas de colores variados por impurezas diversas, como el mármol vetado), en los estados de Chihuahua, Baja

California, Guanajuato, Guerrero, Hidalgo, Michoacán, Querétaro, San Luis Potosí y en el Distrito Federal.

El SiO_2 puro es un sólido que puede estar en estado amorfo o cristalino; es frío al tacto y la variedad cristalina presenta el fenómeno de birrefringencia. Es insoluble en el agua y en la mayoría de los ácidos; sólo lo disuelve el HF.

Cuando se calienta junto con el magnesio o con el aluminio se descompone y se produce silicio puro. A elevadas temperaturas, el dióxido de silicio se funde sin sufrir alteración y como su coeficiente de dilatación es casi nulo, se emplea para fabricar aparatos de precisión y material de laboratorio, que es de alto valor por su enorme resistencia.

La variedad de arena se utiliza en la fabricación de vidrios, cristales, silicatos, cementos, construcciones, etcétera.

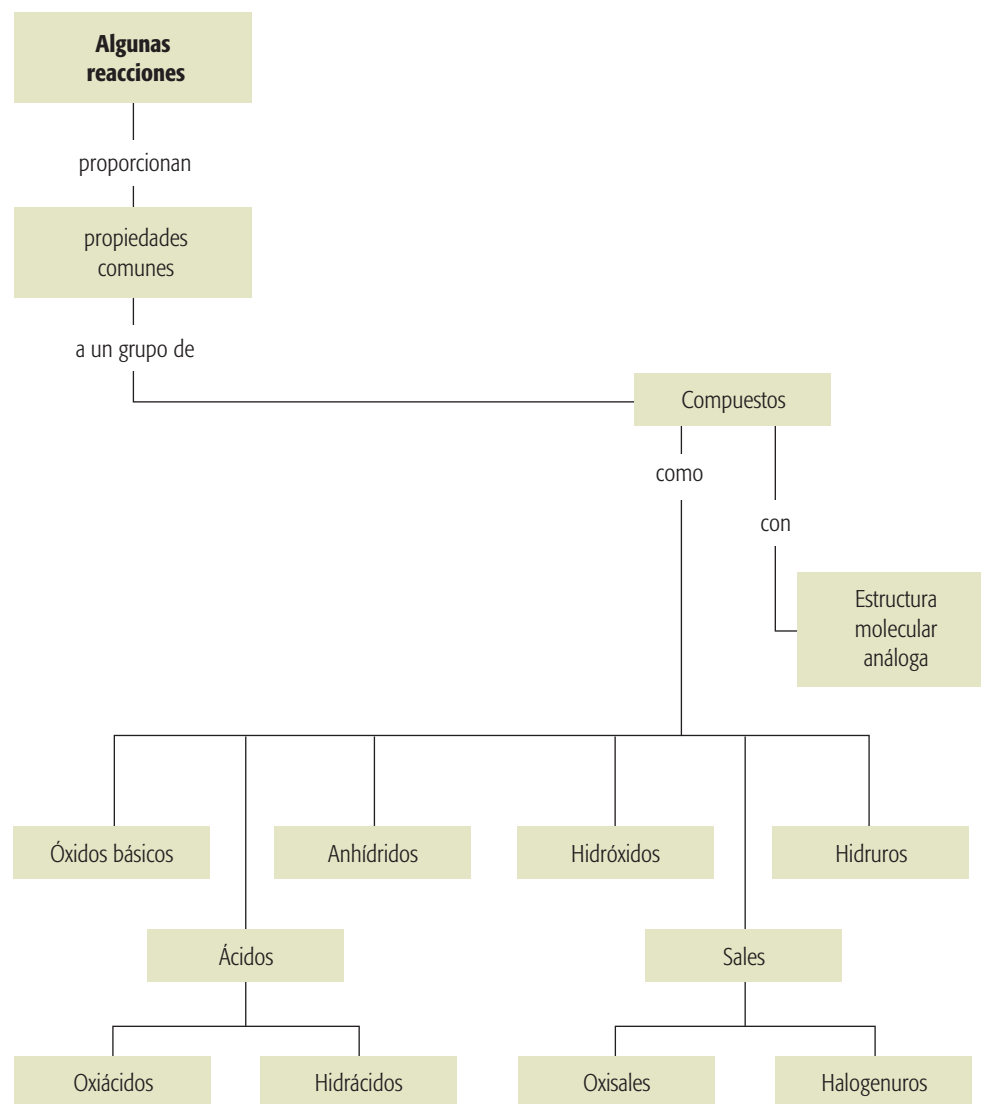
Fundido junto con hidróxidos o carbonatos alcalinos forma los silicatos. Hay varios tipos de silicatos, como el silicato de calcio, CaSiO_3 ; silicato de sodio, Na_2SiO_3 ; silicato de potasio, K_2SiO_3 ; silicatos de aluminio que pueden presentarse como caolín, arcilla o barro. Aislados, ninguno de ellos tiene importancia, pero mezclados o combinados son muy valiosos como constituyentes del vidrio, del cristal y del cemento.

Muchas variedades de SiO_2 han tenido influencias supersticiosas en los pueblos antiguos. Los griegos, por ejemplo, pensaban que tomar el vino en una copa de amatista no producía intoxicación y de ahí el nombre de la piedra (del griego *a*, privativa y *methysis*, intoxicación).

Tomado de Manuel Delfín Figueroa, *Química elemental*, México, Porrúa, 1970.

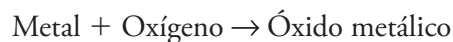
5.2 Principales clases de compuestos inorgánicos

Mapa conceptual 5.2



Óxidos básicos

El oxígeno (O) se combina con los metales (*M*) formando una clase de compuestos llamados óxidos metálicos (*MO*). Éstos son **compuestos binarios**, ya que están formados por dos elementos: el oxígeno y el metal.



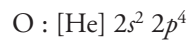
Los óxidos de los metales menos electronegativos al combinarse con el agua forman compuestos llamados bases y por eso se les llama **óxidos básicos**.

Las propiedades comunes de estos compuestos se deben a que todos ellos contienen el anión (O^{2-}) y un metal.

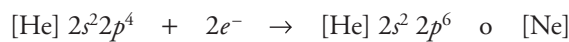
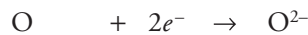
Problemas resueltos

5.1 De acuerdo con su configuración electrónica, observa la formación de un óxido básico, como es el óxido de calcio (CaO).

Configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen:



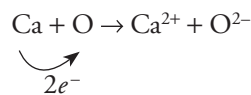
El oxígeno necesita dos electrones para llenar sus orbitales de valencia ($2s$ y $2p$) y tener la configuración electrónica del neón ($1s^2, 2s^2 2p^6$), que es el gas noble que le sigue



Ahora bien, el calcio pierde 2 electrones y adquiere la configuración electrónica del argón (el gas noble que se encuentra antes que él).



Por tanto, se transfieren los electrones como sigue:



Como los compuestos son neutros desde el punto de vista eléctrico, se necesitan cantidades iguales de iones Ca^{2+} y O^{2-} y la fórmula de este compuesto iónico es CaO.

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ⁺												Al ³⁺	C ⁴⁺	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺													P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺				

Figura 5.5 Iones comunes Se muestran los iones comunes acomodados de acuerdo con su posición en la tabla periódica. Se observa que son monoatómicos a excepción del Hg₂²⁺ que es diatómico.

Veamos la notación y nomenclatura de óxidos metálicos:

Notación: es la forma en que se representan las sustancias (fórmulas).

Nomenclatura: son los nombres de dichas sustancias.

A los óxidos metálicos se les representa como MO , donde M indica el metal y O el oxígeno.

Para nombrar a estos compuestos, se menciona en primer lugar la palabra óxido y en seguida el nombre del metal correspondiente:



MO	Óxido de (metal correspondiente)
Na_2O	Óxido de sodio
CaO	Óxido de calcio
Al_2O_3	Óxido de aluminio

Ejercicio

5.1 Escribe la nomenclatura de las siguientes sustancias.

K_2O _____

Ag_2O _____

MgO _____

ZnO _____

BaO _____

Cuando el metal tiene varios estados de oxidación y forma dos óxidos, se indica el nombre como se mencionó y al final de éste se escribe entre paréntesis el estado de oxidación del metal con número romano, de acuerdo con el sistema *stock*, propuesto por el químico alemán Alfred Stock.

Observa los siguientes ejemplos:

FeO Óxido de hierro (II)

Fe_2O_3 Óxido de hierro (III)

Anteriormente, al nombre de los óxidos de metales que tienen varios estados de oxidación se les agregaban los sufijos “-oso” e “-ico”. *Oso* cuando el metal actúa con su menor estado de oxidación, *ico* cuando actúa con su mayor estado de oxidación:

FeO Óxido *ferroso*

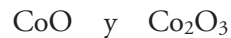
Fe_2O_3 Óxido *férico*

Ion	Nombre sistemático
Fe ³⁺	Hierro (III)
Fe ²⁺	Hierro (II)
Cu ²⁺	Cobre (II)
Cu ⁺	Cobre (I)
Co ³⁺	Cobalto (III)
Co ²⁺	Cobalto (II)
Sn ⁴⁺	Estaño (IV)
Sn ²⁺	Estaño (II)
Pb ⁴⁺	Plomo (IV)
Pb ²⁺	Plomo (II)
Hg ²⁺	Mercurio (II)
Hg ₂ ^{2+*}	Mercurio (I)

Cuadro 5.1 Cationes más comunes de los elementos de transición.

* El mercurio con estado de oxidación 1+, no se encuentra libre en la naturaleza (Hg⁺), sino que forma un dímero: Hg₂²⁺ (se unen dos cationes Hg⁺).

Es estado de oxidación del oxígeno es 2- (O²⁻) y para obtener el estado de oxidación del metal se procede de la siguiente manera:



en primer lugar se obtienen los estados de oxidación totales negativos y positivos que deben ser iguales porque la fórmula es neutra:

CoO	Co ₂ O ₃
2 ⁺ 2 ⁻	6 ⁺ 6 ⁻
<p>En esta fórmula existe un átomo de cobalto (Co) con 2+. El nombre del compuesto es óxido de cobalto (II).</p>	<p>6 cargas negativas porque en la fórmula hay 3 átomos de oxígeno y las 6 cargas positivas corresponden a 2 átomos de cobalto, entonces el estado de oxidación de un átomo de cobalto será 3+.</p> <p>El nombre del compuesto es: óxido de cobalto (III).</p>

Ejercicio

5.2 Proporciona el nombre de los siguientes compuestos.

Cu₂O _____

CuO _____

Hg₂O _____

HgO _____

CrO _____

Cr₂O₃ _____

Óxidos ácidos o anhídridos

El oxígeno (O) también se combina con los no metales (*N*) formando compuestos llamados óxidos no metálicos (*NO*).

No metal + Oxígeno → Óxido no metálico



Los óxidos no metálicos al reaccionar con el agua producen compuestos llamados ácidos (oxiácidos), de ahí que se les conozca también como **óxidos ácidos**; otro nombre que reciben estos compuestos es el de **anhídridos**.

La notación de estos compuestos se representa de la siguiente manera:



en donde *N* indica el no metal y O, el oxígeno.

Para su nomenclatura se atiende al número de átomos de oxígeno y también del no metal que se encuentre en la molécula, usando los siguientes prefijos numéricos:

mono	1
di	2
tri	3
tetra	4
penta	5
hexa	6
hepta	7

Lo anterior se realiza de esta manera porque los no metales al combinarse con el oxígeno lo hacen con números de oxidación positivos y el número de ellos es variable. Observa algunos ejemplos en la siguiente tabla:

CO	Monóxido de carbono
CO ₂	Dióxido de carbono
N ₂ O	Monóxido de dinitrógeno
NO	Monóxido de nitrógeno
Cl ₂ O	Monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro
Cl ₂ O ₅	Pentóxido de dicloro
Cl ₂ O ₇	Heptóxido de dicloro

La palabra y su raíz

anhídrido *an* (griego) sin *hidros*, agua.

Compuesto químico carente de agua.

¿Sabías que...?

En el caso de los óxidos ácidos, cuando en la fórmula hay un átomo del no metal no se usa el prefijo mono.

Investiga

La fórmula del trióxido de dinitrógeno se escribe como N₂O₃. Analiza el nombre de este compuesto y determina la razón de los prefijos numéricos.

Ejercicio

5.3 Escribe el nombre de los siguientes compuestos usando el prefijo numérico.



P_2O_5 _____
 SO_2 _____
 SO_3 _____
 SiO_2 _____
 Br_2O _____
 Br_2O_3 _____
 Br_2O_5 _____
 N_2O_3 _____
 N_2O_5 _____

¿Sabías que...?

El óxido de nitrógeno se produce debido a una reacción entre el oxígeno y el nitrógeno, durante las tormentas eléctricas. Este fenómeno fue descubierto y estudiado a finales de 1700 por Joseph Priestley, quien comprobó que al inhalarlo se presentaban efectos secundarios poco comunes, como ganas de reír, de cantar o de pelear. Por esta razón se le llamó “el gas de la risa”. Sus propiedades anestésicas se descubrieron por accidente en Connecticut, en 1844, durante una demostración pública; ahí un hombre había inhalado óxido nítrico en una pelea, recibió una herida de gravedad en la pierna y no sintió dolor hasta que se eliminó el gas.

Hace tiempo, para designar a estos compuestos se usaba el nombre genérico de anhídrido y el nombre del no metal, agregándose los prefijos “per-” e “hipo-” y los sufijos “-oso” e “-ico” de acuerdo con su estado de oxidación.

A continuación se presentan algunos ejemplos:

Cl_2O Anhídrido *hipocloroso*

Cl_2O_3 Anhídrido *cloroso*

Cl_2O_5 Anhídrido *clórico*

Cl_2O_7 Anhídrido *perclórico*

Lectura

No hay motivos para reír

En la actualidad muchas ciudades del mundo presentan grandes problemas ambientales. Una de las tantas medidas adoptadas para controlar la difícil situación consistió en reducir los contaminantes emitidos por los vehículos automotores. Pero en realidad, ¿esto resuelve el problema o genera otro?

Desde hace algunos años, en varias partes del mundo, se instala a los automóviles un convertidor catalítico para eliminar los gases contaminantes (CO y NO_2) que emiten los vehículos por el escape. La buena noticia es que estos dispositivos son bastante eficaces y permiten contar con una atmósfera mucho más limpia en las grandes ciudades. Pero no todo puede ser belleza; estos dispositivos producen cantidades significativas de óxido nítrico, N_2O , llamado comúnmente gas de la risa, nombre que surgió porque cuando se inhala produce relajación y un ligero mareo. Este óxido nítrico fue usado durante mucho tiempo por los dentistas para que sus pacientes toleraran algunos tratamientos dentales dolorosos.

El problema con el N_2O es que, además de ser un contaminante ambiental, es un “gas de invernadero”. Es decir, ciertas moléculas como CO_2 , CH_4 , N_2O , entre otras, absorben grandes cantidades de luz infrarroja (radiación calorífica); esta luz provoca que la atmósfera terrestre retenga más de su energía calorífica.

Investigaciones recientes señalan que en la actualidad, el N_2O constituye más de 7% de los gases de invernadero presentes en la atmósfera y que los automóviles equipados con convertidores catalíticos producen casi la mitad de este porcentaje.



Figura 5.6 El N_2O constituye uno de los “gases invernadero” que provocan el calentamiento global en nuestro planeta.

Por desgracia, cada día se incrementa la concentración de estos gases en la atmósfera, dando como resultado que la Tierra se esté calentando, lo cual producirá cambios climáticos posiblemente catastróficos.

Adaptado de Steven S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, 5a. ed., México, McGraw-Hill Interamericana Editores, 2007, p. 89.

Hidróxidos

Los óxidos metálicos o básicos (MO) al reaccionar con agua (H_2O) producen compuestos llamados bases o **hidróxidos** (MOH), que son **compuestos ternarios**.

Óxido metálico + Agua \rightarrow Base o hidróxido



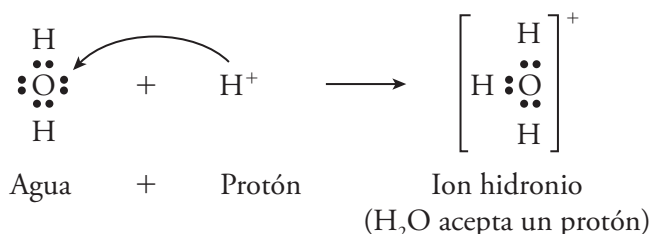
Los **hidróxidos** son sustancias untuosas al tacto, de sabor áspero, que cambian a azul el papel tornasol y con fenolftaleína cambian a color rojo.

Estos compuestos se caracterizan por contener en su molécula al grupo oxhidrilo o hidroxilo (OH^-), monovalente negativo.

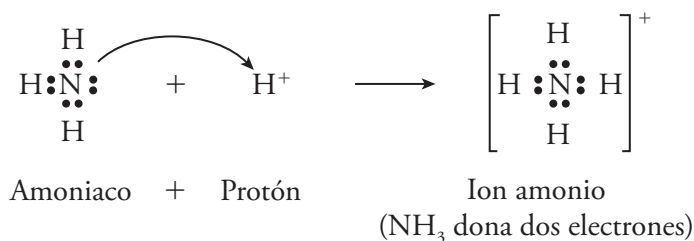
De lo anterior se deriva el concepto de base de Arrhenius, según el cual una base es cualquier sustancia que en solución acuosa da aniones hidroxilo (OH^-)¹⁻.

La definición de base de Arrhenius resulta limitada, ya que sólo se aplica en soluciones acuosas y porque sólo tiene en cuenta un tipo de base, el ion (OH^-).

Los químicos Johannes Brønsted (danés) y Thomas Lowry (inglés) sugieren una definición de bases más general. Según el modelo de Brønsted-Lowry una base es una sustancia que acepta un protón. Para que una sustancia sea una base basta que posea un par de electrones no enlazados a los que se une el protón (véase *Enlace covalente coordinado*, pág. 141).



Una definición actual para base fue propuesta por Lewis; para este químico una base es una sustancia que dona un par de electrones.



Para la notación de estos compuestos, primero se escribe el símbolo del metal y en seguida el OH.



Figura 5.7 Disociación de algunos hidróxidos metálicos. Todos estos compuestos son bases porque producen iones hidróxido cuando se disuelven en agua.

Si este grupo OH se necesita, de acuerdo con el estado de oxidación del metal, dos o más veces en la fórmula, se escribe entre paréntesis y afuera se anota el subíndice: $M(\text{OH})_x$. La nomenclatura es semejante a la de los óxidos metálicos, simplemente se lee *hidróxido de...* y el metal de que se trata.



Los siguientes ejemplos ilustran lo anterior.

NaOH	Hidróxido de sodio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio

Cuando el metal tiene estado de oxidación variable, se escribe al final del nombre entre paréntesis y con número romano.

CuOH	Hidróxido de cobre (I)
Cu(OH) ₂	Hidróxido de cobre (II)

Ejercicio

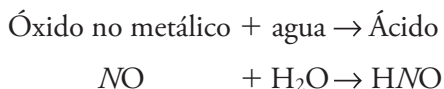
5.4 Completa con el nombre o la fórmula:

HgOH: _____
 _____ : Hidróxido de mercurio (II)

Fe(OH)₂: _____
 _____ : Hidróxido de hierro (III)

Oxiácidos

Cuando los óxidos no metálicos o anhídridos (NO) reaccionan con agua (H₂O), producen una serie de compuestos llamados **ácidos** (HNO):

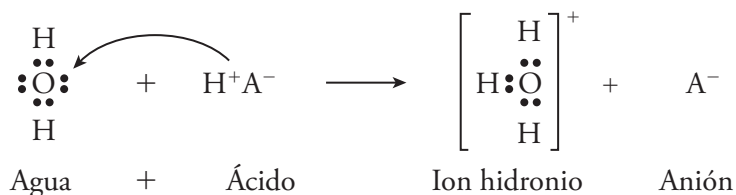


Estos ácidos contienen oxígeno y, de manera específica, se les llama **oxiácidos**.

Los ácidos reaccionan con los metales menos electronegativos desprendiendo hidrógeno, cambian a rojo el papel tornasol y a color naranja con anaranjado de metilo.

A finales del siglo XIX, el químico sueco Svante Arrhenius observó que al disolver en agua sustancias como el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO₃) y el ácido sulfúrico (H₂SO₄) conducían la corriente eléctrica, y sugirió que esto era el resultado de ionización en agua y propuso que un ácido es una sustancia que produce iones H⁺ (protones) al disolverse en agua. Esta definición resulta limitada, ya que sólo se aplica a soluciones acuosas.

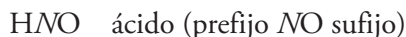
Brønsted-Lowry sugirieron una definición más general para ácidos, ésta indica que un ácido es una sustancia que dona un protón.



Actualmente, una definición más aceptada para los ácidos, es la de Lewis, ésta indica que un ácido es una sustancia que acepta un par de electrones.

Para la notación de estos compuestos se indican los símbolos de sus constituyentes (hidrógeno, no metal y oxígeno) de la siguiente forma: HNO .

En cuanto a su nomenclatura, en primer lugar se menciona la palabra ácido y después se menciona el nombre del no metal, con los prefijos y sufijos que se indican en el cuadro 5.2, de acuerdo con el estado de oxidación de éste.



En una molécula o unidad de fórmula la suma de las cargas (estados de oxidación) debe ser igual a cero. El estado de oxidación se refiere a un átomo, pero si en la fórmula existen dos o más indicados por el subíndice, el número de oxidación deberá ser multiplicado por tal subíndice y así conocer el número total de cargas.

Cuadro 5.2 Nomenclatura de los oxiácidos

Estado de oxidación	Prefijo	Sufijo
Fija	—	-ico
1 o 2	hipo-	-oso
3 o 4	—	-oso
5 o 6	—	-ico
7 u 8	per-	-ico

En los siguientes ejemplos se presenta el procedimiento para conocer el estado de oxidación del no metal (véase estado de oxidación de algunos elementos, en la unidad 4).

Problemas resueltos

5.2

estados de oxidación	1+	2-
elementos	H_2	$S \quad O_4$
cargas	2+	6+ 8-

El estado de oxidación del azufre (S) es 6+. De acuerdo con el cuadro 5.2, corresponde al nombre del no metal la terminación *-ico*:



5.3

estados de oxidación	1+	2-
elementos	H_2	$N \quad O_2$
cargas	1+	3+ 4-

El estado de oxidación del nitrógeno (N) es 3+. Al nombre del no metal se le agrega el sufijo *-oso*:



5.4

estados de oxidación	1+		2-
elementos	H_2	I	O_2
cargas	1+	1+	2-

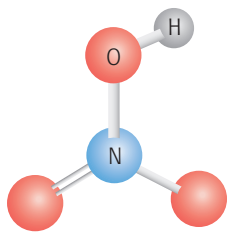
El estado de oxidación del yodo (I) es 1+. Al nombre del no metal, en este caso el yodo, se le antepone la partícula *hipo-* y se le agrega la terminación *-oso*:



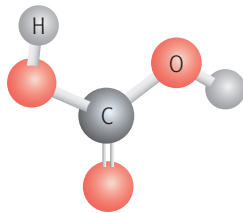
5.5

estados de oxidación	1+		2-
elementos	H_2	Mn	O_4
cargas	1+	7+	8-

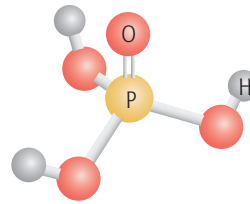
El estado de oxidación del manganeso (Mn) es 7+. Así, le corresponde el prefijo *per-* y el sufijo *-ico*:



HNO_3



H_2CO_3



H_3PO_4

Figura 5.8 Representación de la molécula de algunos oxiácidos.

Ejercicio

5.5 Proporciona el nombre de los siguientes oxiácidos:

- HNO_3 _____
- H_2SO_3 _____
- HClO_2 _____
- HClO_4 _____
- H_3PO_4 _____
- H_3PO_3 _____
- HIO_3 _____
- HBrO_3 _____

Investiga

¿Cuál es el nombre de los siguientes compuestos?

HF
HBr
HI
H₂Se

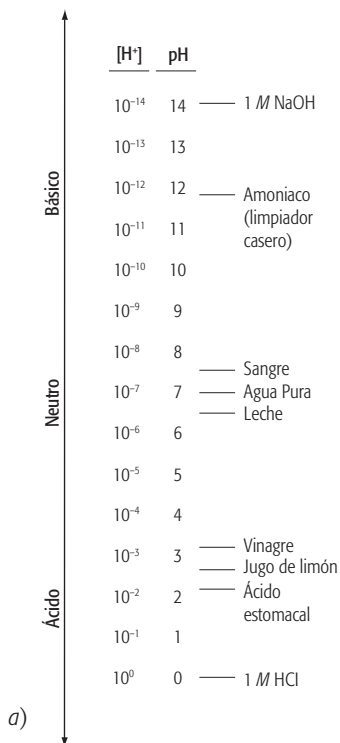
¿Sabías que...?

El pH es una escala matemática en la que se expresa la concentración de los iones hidronio (H₃O)⁺ de una solución, como un número desde 0 hasta 14.

La escala de pH es una forma conveniente para describir la concentración de iones hidronio.

Figura 5.9 Valores del pH

a) El pH y valores de pH de algunas sustancias comunes. b) El papel indicador permite medir el pH de una solución. Éste se determina comparando el color al que cambia el papel, tras sumergirlo en la solución con los colores que corresponden a los distintos valores del pH.



Hidrácidos

Existe otra clase de ácidos a los que se les llama **hidrácidos** y se forman mediante la unión del hidrógeno (H) con un no metal (N).

En su fórmula se escribe primero el hidrógeno (H) y después el no metal (N), NH. En cuanto a su nomenclatura, en primer lugar se dice la palabra “ácido” y en seguida se menciona el nombre del no metal con la terminación *-hídrico*.

HN Ácido N... hídrico

Por ejemplo:

HCl Ácido clorhídrico
H₂S Ácido sulfhídrico

Cuando una base se disuelve en agua y todas sus unidades (MOH) se disocian en iones metálicos y en iones hidróxidos separados, se dice que es una **base fuerte**. Un **ácido fuerte** es cuando todas las moléculas del ácido se encuentran ionizadas en solución acuosa.

Cuadro 5.3 Ácidos y bases fuertes.

Ácidos fuertes	Bases fuertes
Ácido perclórico, HClO ₄	Hidróxido de litio, LiOH
Ácido sulfúrico, H ₂ SO ₄	Hidróxido de sodio, NaOH
Ácido yodhídrico, HI	Hidróxido de potasio, KOH
Ácido bromhídrico, HBr	Hidróxido de calcio, Ca(OH) ₂
Ácido clorhídrico, HCl ₂	Hidróxido de estroncio, Sr(OH) ₂
Ácido nítrico, HNO ₃	Hidróxido de bario, Ba(OH) ₂
	Hidróxido de magnesio, Mg(OH) ₂



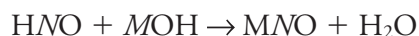
Oxisales

Cuando un ácido reacciona con una base, se neutraliza. A esta reacción se le llama de *neutralización* y el producto es una sal y agua.

Para formar las sales se une el anión del ácido con el catión de la base.



Si el ácido es un *oxiácido*, la sal recibe el nombre de *oxisal*.



Notación y nomenclatura de las oxisales En su fórmula se escribe primero el catión $M (+)$ y en seguida el anión $NO (-)$.

Para nombrarlas se menciona en primer término el nombre del anión y luego el del catión: NO de M .

Cuadro 5.4 Compuestos utilizados en los antiácidos

Hidróxidos insolubles	Compuesto de carbonato
Hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$	Carbonato de calcio, CaCO_3
Hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Carbonato de magnesio, MgCO_3
	Hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO_3
	Hidrógeno carbonato de potasio, KHCO_3

Si el ácido termina en *-oso*, la sal termina en *-ito* y si el ácido termina en *-ico*, la sal en *-ato*. (Si el metal tiene estado de oxidación variable, éste se indica al final del nombre en la forma ya estudiada.) Observa los siguientes ejemplos.

NaNO_3	Nitrato de sodio
CaCO_3	Carbonato de calcio
Cu_2SO_4	Sulfato de cobre (I)
CuSO_4	Sulfato de cobre (II)

Ejercicio

5.6 Escribe los nombres de las siguientes oxisales.

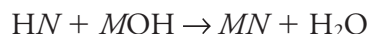
- $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ _____
- $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ _____
- KMnO_4 _____
- Ag_2SO_3 _____
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ _____
- ZnCO_3 _____
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ _____
- FeSO_3 _____
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ _____
- HgNO_3 _____
- $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ _____

¿Sabías que...?

En la actualidad se pueden conseguir ciertos medicamentos que utilizan un enfoque alternativo para controlar la irritación gástrica. Estos fármacos actúan disminuyendo la secreción de ácido del estómago. Anteriormente, sólo podían venderse con receta a las personas que padecían de acidez gástrica severa o de úlceras gástricas.

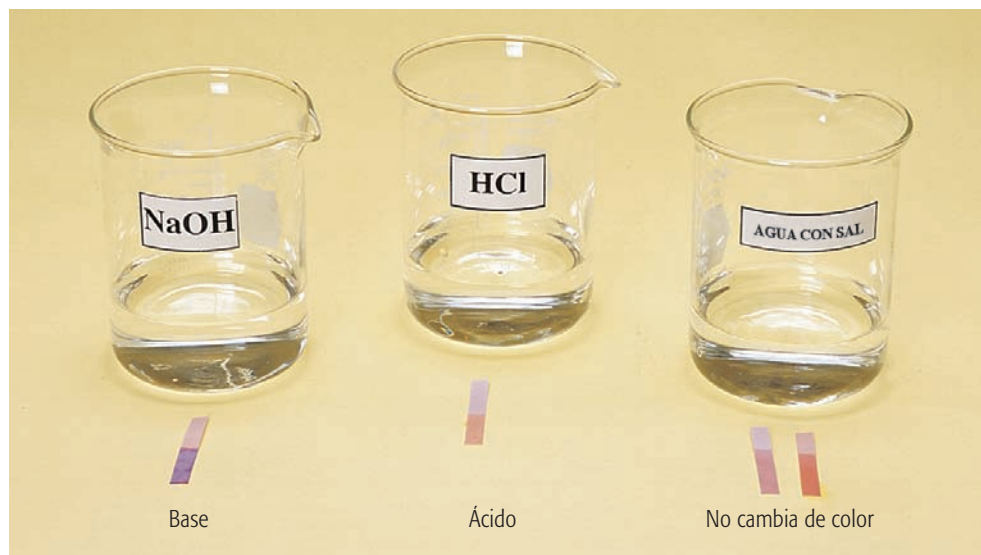
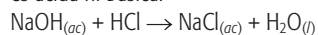
Halogenuros

Si el ácido es hidrácido, la sal recibe el nombre de **halogenuro**.



En la fórmula de los halogenuros se escribe en primer lugar el símbolo del metal y luego el del no metal (MN).

Figura 5.10 Reacciones de neutralización Una solución de ácido clorhídrico, HCl, se añade a la cantidad exacta de una solución de hidróxido de sodio, NaOH, que es una base que reaccionará con el ácido. El papel tornasol indica que la solución de sal que se forma no es ácida ni básica.



Para su nomenclatura se sustituye la terminación del ácido por la de *-uro*. Al final se da el nombre del metal correspondiente, si éste tiene estado de oxidación, éste se indica con número romano entre paréntesis:

MN _____ *-uro de...* (el nombre del metal correspondiente)

Así,

NaCl	Cloruro de sodio
CaS	Sulfuro de calcio
CuBr ₂	Bromuro de cobre (II)
CuBr	Bromuro de cobre (I)
AlI ₃	Yoduro de aluminio
KF	Fluoruro de potasio

Ejercicio

5.7 Proporciona el nombre de los siguientes halogenuros:

- MgCl₂ _____
- FeS _____
- Fe₂S₃ _____
- AgBr _____
- CaF₂ _____
- HgI _____
- HgI₂ _____

Manos a la obra

Obtención del cloruro de sodio

El alumno obtendrá un halogenuro (NaCl) mediante la reacción de un ácido (HCl) con un hidróxido (NaOH).

Material

- soporte universal
- anillo de hierro
- tela de alambre con asbesto
- tubo de vidrio (15 cm)
- cápsula de porcelana
- mechero de Bunsen
- tubo de ensayo, frasco o frasco gotero
- guantes de látex

Sustancias

- 5 mL de solución concentrada de hidróxido de sodio (NaOH)
- 8 mL de ácido clorhídrico (HCl) concentrado
- 5 mL de solución de fenolftaleína en el tubo de ensayo o el frasco o el frasco gotero

Procedimiento

1. Vierte la solución de hidróxido de sodio (NaOH) en la cápsula de porcelana.
2. Agrega a esta solución unas gotas de fenolftaleína. Escribe lo que observas.

(Este color rosa que adquiere la solución de NaOH se debe a que la fenolftaleína cambia a color rosa las soluciones que contienen un hidróxido.)

3. Ahora agrégale gota a gota ácido clorhídrico hasta que desaparezca la coloración.

Si el color que indica la presencia del hidróxido de sodio ha desaparecido, es lógico suponer que, en la mezcla que tienes, esta sustancia ha desaparecido. Es más correcto decir que el hidróxido de sodio se ha transformado.

4. Calienta la cápsula de porcelana hasta que se evapore todo el líquido. Espera a que se enfríe.

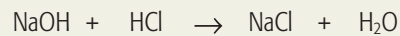
a) ¿Cuál es su aspecto?

b) ¿Qué sustancia es?

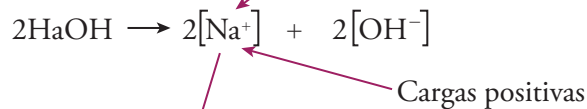
c) ¿Cuál es el nombre químico de esta sustancia?

En el proceso anterior, durante la reacción del ácido clorhídrico (HCl) con el hidróxido de sodio (NaOH), se dice que se han neutralizado, obteniéndose cloruro de sodio y agua.

5. Escribe los nombres de las sustancias de acuerdo con las fórmulas de la siguiente ecuación.



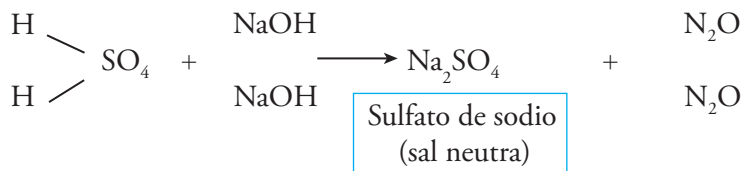
Tanto los halogenuros como las oxisales son eléctricamente neutros, ya que en estas sales las cargas eléctricas negativas, obtenidas por la disociación de los hidrógenos ácidos son balanceadas por completo por las cargas positivas de los cationes metálicos.



Adición de producto (aducto)
Sal neutra

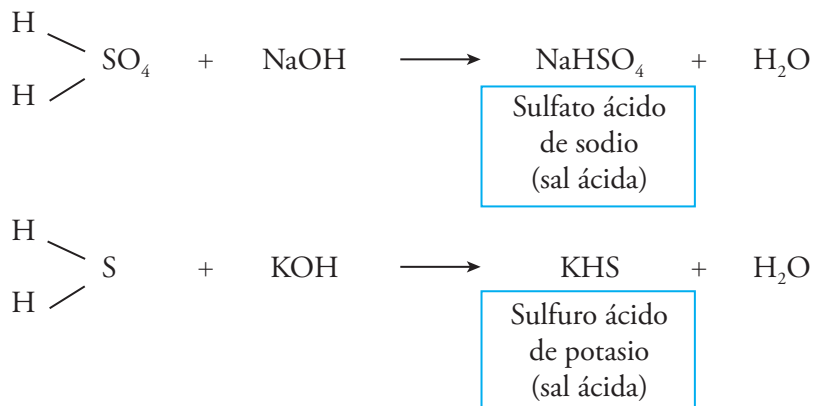
Aducto es una contracción de las palabras adición y producto. Adición del catión de la base (+) con el anión del ácido (-), según la teoría ácido base de Lewis. Se les ha llamado *sales*.

Observa el siguiente ejemplo:



Sales ácidas

Cuando los hidrógenos no son sustituidos totalmente, entonces se forman **sales ácidas**, llamadas así porque aún contienen H ácidos, que son **compuestos cuaternarios**, porque tienen cuatro tipos de elementos diferentes.



Para nombrar estas sales ácidas se indica el nombre del anión compuesto que contiene hidrógenos ácidos y en seguida el del metal, como se muestra a continuación:

NaHCO_3	Carbonato ácido de sodio
$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$	Sulfato ácido de magnesio
NaH_2PO_4	Fosfato diácido de sodio (contiene dos –di– hidrógenos ácidos)
Li_2HPO_4	Fosfato monoácido de litio (contiene un –mono– hidrógeno ácido)

Ejercicio

5.8 Proporciona el nombre de las siguientes sales ácidas:

$\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$ _____

$\text{Zn}(\text{HS})_2$ _____

$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$ _____

CaHPO_4 _____

Hidruros

El hidrógeno, además de unirse a elementos no metálicos, también se combina con algunos de los metales más activos. Estos compuestos binarios de hidrógeno con metales reciben el nombre de **hidruros**. Las combinaciones metal-hidrógeno llevan el nombre de hidruro y en seguida se da el nombre del metal de que se trate.

MH Hidruro de...

Así,

LiH	Hidruro de litio
NaH	Hidruro de sodio
CaH_2	Hidruro de calcio
KH	Hidruro de potasio
MgH_2	Hidruro de magnesio
AlH_3	Hidruro de aluminio

En estos compuestos, el hidrógeno actúa con una carga negativa.

La siguiente relación resume los principales compuestos inorgánicos vistos en esta unidad.

M	Metal	HNO	Oxiácido
N	No metal	MNO	Oxisal
MO	Óxido básico o metálico	HN	Hidrácido
NO	Óxido ácido o anhídrido	MN	Halogenuro
MH	Hidruro metálico	MOH	Hidróxido

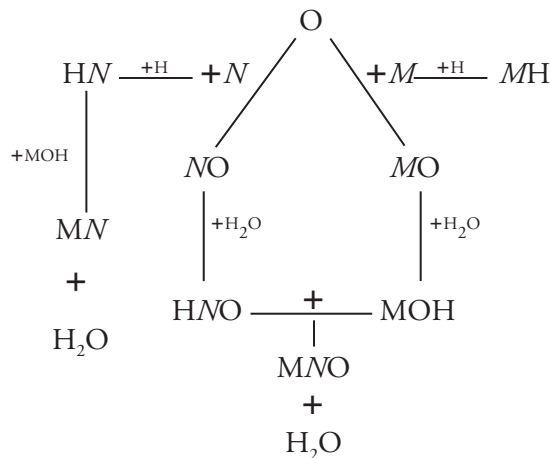


Figura 5.11 Secuencia de formación de dos compuestos diferentes.

Ejercicio

5.9 Proporciona en las filas vacías el nombre del compuesto y la clase a la que pertenece cada fórmula:

Fórmula	Nombre	Clase de compuesto
NaCl	Cloruro de sodio	Halogenuro
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Oxiácido
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido ácido o anhídrido
ZnO	Óxido de zinc	Óxido básico o metálico
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato de calcio	Oxial
HI	Ácido yodhídrico	Hidrácido
Na ₂ CO ₃		
HNO ₃		
NaH		
SO ₂		
Fe ₂ O ₃		
K ₂ SO ₄		
AlI ₃		
HCl		
KClO ₃		
CaF ₂		
H ₃ PO ₄		
Cu ₂ O		
CaH ₂		

Aquí arriba se presenta un resumen de cómo escribir de manera correcta las fórmulas de diferentes compuestos.

Si revisas la formación del cloruro de sodio (NaCl) observarás que un átomo de sodio (Na) se une con un átomo de cloro para formar cloruro de sodio (NaCl), que es eléctricamente neutro, ya que el Na tiene una carga positiva (+) que se neutraliza con una carga negativa (−) del Cl.

En el caso del cloruro de aluminio (AlCl_3), las tres cargas positivas (+ + +) del aluminio (Al) se neutralizan con las tres negativas de los tres cloros, dando como resultado que el AlCl_3 sea eléctricamente neutro.

Las fórmulas de cualquier compuesto son neutras, esto es, el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas. El cuadro 5.5 presenta una relación de cationes y aniones comunes. Para facilitar tus estudios posteriores de química, debes memorizar el nombre, la fórmula y el número de oxidación de cada uno.

Cuadro 5.5 Relación de cationes y aniones comunes.

Cationes		Aniones	
Fórmula y número de oxidación	Nombre	Fórmula y número de oxidación	Nombre
(Monovalentes)		(Monovalentes)	
Na^{1+}	Sodio	F^-	Fluoruro
K^{1+}	Potasio	Cl^-	Cloruro
Ag^{1+}	Plata	Br^-	Bromuro
NH_4^{1+}	Amonio	I^-	Yoduro
(Divalentes)		NO_2^{1-}	Nitrito
Mg^{2+}	Magnesio	NO_3^{1-}	Nitrato
Ca^{2+}	Calcio	MnO_4^{1-}	Permanganato
Ba^{2+}	Bario	CN^-	Cianuro
Zn^{2+}	Zinc	OH^-	Hidróxido
		HS^-	Sulfuro ácido
		HSO_3^{1-}	Sulfito ácido
		HSO_4^{1-}	Sulfato ácido
		HCO_3^{1-}	Carbonato ácido
		$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	Fosfato diácido
(Trivalentes)		(Divalentes)	
Al^{3+}	Aluminio	O^{2-}	Óxido
(Con varios estados de oxidación)		S^{2-}	Sulfuro
Cu^{1+}	Cobre (I)	SO_3^{2-}	Sulfito
Cu^{2+}	Cobre (II)	SO_4^{2-}	Sulfato
Hg^{1+}	Mercurio (I)	CO_3^{2-}	Carbonato
Hg_2^{2+}	Mercurio (II)	HPO_4^{2-}	Fosfato monoácido
Fe^{1+}	Hierro (I)	CrO_4^{2-}	Cromato
Fe^{2+}	Hierro (II)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato
Cr^{1+}	Cromo (I)	(Trivalentes)	
Cr^{2+}	Cromo (II)	PO_4^{3-}	Fosfato

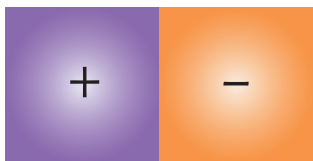


Figura 5.12 Cation, anión.

Para dar el nombre del compuesto primero se indica el anión (-) y luego el nombre del catión (+).

En cada fórmula primero se escribe la parte positiva (catión) y luego la parte negativa (anión).

Para escribir correctamente las fórmulas de los compuestos, el número de átomos se indica con un número pequeño que se escribe en la parte inferior del símbolo y se llama subíndice. (El subíndice 1 no se escribe.)

Cuando el catión y el anión tienen igual número de cargas, se escriben solamente una vez, ya que con eso el número de cargas positivas será igual al de negativas. Considera los siguientes ejemplos:

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
K^{1+}	Cl^{1-}	KCl	Cloruro de potasio
Ca^{2+}	S^{2-}	CaS	Sulfuro de calcio
Al^{3+}	PO_4^{3-}	$AlPO_4$	Fosfato de aluminio

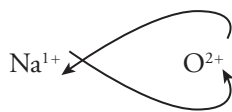
En la última fórmula ($AlPO_4$), el PO_4 debe escribirse completo, pues en él se indica 1 átomo de P y 4 de O que actúan en conjunto formando un ion poliatómico.

Cuando el catión y el anión tienen número distinto de estado de oxidación, un procedimiento sencillo es cruzar el número que indica el estado de oxidación escribiéndolo como subíndice; con esto, el número de cargas positivas quedará igual que el de negativas. A continuación se presentan algunos ejemplos.

Problemas resueltos

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
--------	-------	---------	--------

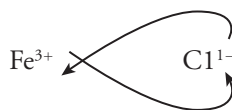
5.6



Na_2O Óxido de sodio

(El número uno que le corresponde al O se sobreentiende.)

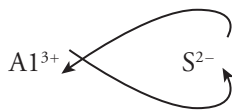
5.7



$FeCl_3$ Cloruro de hierro (III)

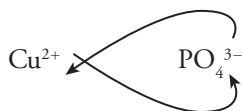
(Cuando el catión tiene valencia variable, en este caso el Fe, ésta se escribe al final con un número romano.)

5.8



Al_2S_3 Sulfuro de aluminio

5.9



(En este último ejemplo, el PO_4^- como grupo, se indica dos veces, por eso se escribe entre paréntesis. Esto debe hacerse con todos los aniones poliatómicos cuando se necesitan dos o más veces en una fórmula.)

Ejercicio

5.10 Escribe la fórmula de los compuestos que se forman con los siguientes iones.

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
Na^{1+}	NO_2^{1-}		
K^{1+}	MnO_4^{1-}		
Ag^{1+}	HSO_4^{1-}		
Mg^{2+}	$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$		
Ca^{2+}	O^{2-}		
Ba^{2+}	SO_4^{2-}		
Zn^{2+}	HPO_4^{2-}		
Al^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		
Cu^{1+}	PO_4^{3-}		
Cu^{2+}	NO_3^{1-}		
Hg^{1+}	OH^{1-}		
Hg_2^{2+}	HSO_3^{1-}		
Fe^{2+}	HCO_3^{1-}		
Fe^{3+}	HSO_3^{1-}		
Fe^{3+}	O^{2-}		
Na^{1+}	SO_3^{2-}		
Mg^{2+}	CO_3^{2-}		
Fe^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		
Cu^{2+}	CN^{1-}		

**Manos
a la obra**
Antiácidos

Cuando consumes grasas o irritantes experimentas un malestar conocido como agruras, que son causadas por el exceso de acidez en el estómago o en el esófago.

Emplea tu conocimiento de la química de los ácidos para evaluar los efectos de los antiácidos que se usan, en general, para el tratamiento de las agruras.


Material

- 2 vasos de precipitados de 50 mL
- 1 col morada
- 1 probeta graduada de 50 mL
- 4 tabletas de antiácidos de tu preferencia
- 4 bolsas de plástico transparente de 1/2 kg (comunes, sin cierre)
- 25 mL de vinagre
- 1 gotero
- 50 mL de agua
- marcador permanente
- parrilla o mechero de Bunsen
- 1 mortero con pistilo

Procedimiento

1. El primer paso es fabricar un indicador de jugo de col. Para ello, corta una hoja de col morada en trozos pequeños y colócalos en un vaso de precipitados, agrega 10 mL de agua y calienta en una parrilla o usando un mechero de Bunsen hasta que el agua adquiera un color púrpura profundo, retira el vaso de precipitados del ca-

lentamiento, deja que se enfríe y vacía el líquido de col en otro vaso de precipitados limpio.

2. Marca cada bolsa con el nombre del antiácido que vayas a probar.
3. Agrega 5 mL de vinagre a cada bolsa, 10 mL de agua y suficiente indicador de jugo de col (entre 30 y 40 gotas) para darles color.
4. Tritura, cada una por separado, las tabletas de antiácidos, usando el mortero.
5. Agrega una tableta del antiácido triturada a cada bolsa que contiene el vinagre, el agua y el indicador de col, elimina el exceso de aire y ciérrala, haciendo un nudo en el extremo abierto.

Cuando hayan terminado las reacciones o hayan disminuido notablemente, observa y anota el color y los valores aproximados del pH de las soluciones. Consulta la siguiente tabla de colores de pH:

Color del indicador	pH relativo
Rojo brillante	Ácido fuerte
Rojo	Ácido moderado
Rojo púrpura	Ácido débil
Púrpura	Neutro
Azul verde	Base débil
Verde	Base moderada
Amarillo	Base fuerte

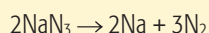
1. Describe las diferentes formas en que los antiácidos reaccionaron con el vinagre. Infiere cuál de los antiácidos contiene carbonatos; éstos últimos son fáciles de reconocer porque precipitan, es decir, van al fondo del recipiente. Explica tu respuesta.
2. ¿Qué antiácidos formaron la solución final más básica? Explica esta respuesta de acuerdo a cómo funcionan los antiácidos.

Lectura

¿Cómo se inflan las bolsas de aire?

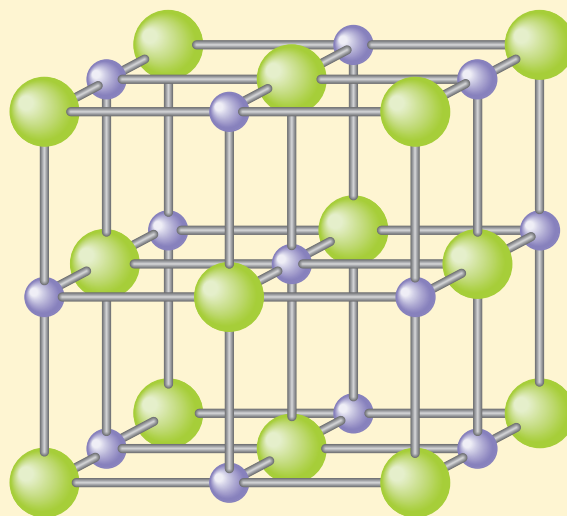
Los autos modernos contienen unas bolsas de aire para proteger al chofer y al copiloto en el momento de un accidente. Si pensabas que dichas bolsas se inflaban por alguna fuente de gas comprimido, esto no es así. Las bolsas se inflan con los productos provenientes de la reacción química de descomposición de la azida de sodio, NaN_3 .

En circunstancias normales, la azida es una molécula muy estable, pero si se calienta se descompone, como lo indica la siguiente reacción:



Uno de los productos de la reacción es nitrógeno gaseoso, componente importante del aire que respiramos. Para que una bolsa de aire se infle se necesitan aproximadamente 130 g de azida de sodio, que formarán 67 L de nitrógeno gaseoso.

Ahora ya sabes cómo se inflan las bolsas de aire y que una reacción química es suficiente para salvar la vida de muchas personas.



Adaptado de Zárraga, Velázquez, Rojero, Castells, *Química*, México, McGraw-Hill Interamericana Editores, 2004, p. 34.

Palabras clave

ácido fuerte, 166

base fuerte, 166

compuestos binarios, 156

compuestos cuaternarios, 170

compuestos ternarios, 162

fórmula, 153

fórmula condensada, 154

fórmula empírica, 153

fórmula molecular, 153

hidrácidos, 166

hidróxidos, 162

hidruros, 171

nomenclatura, 158

oxiácidos, 160

óxidos ácidos, 160

óxidos básicos, 156

oxisales, 167

halogenuros, 168

sales ácidas, 170

Lo que aprendí

5.1 Contesta a qué se refiere cada enunciado.

a) Representan a los compuestos químicos.

b) Se forman mediante la unión química de un metal con hidrógeno.

c) Elementos que se unen para formar un anhídrido.

d) Especie molecular o iónica que es un aceptor de protones.

e) Resultan de la combinación del hidrógeno con un no metal.

f) Elementos que se combinan para formar un óxido básico.

g) Productos de una reacción de neutralización.

h) Contienen un metal, un no metal y oxígeno

5.2 Completa la siguiente tabla con las fórmulas correctas para cada compuesto. Observa los ejemplos.

	O ²⁻	Cl ¹⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ¹⁻	NO ₃ ¹⁻	CO ₃ ²⁻
Ca ²⁺							
Al ³⁺		AlCl ₃					
Li ¹⁺							
Cu ¹⁺							
Cu ²⁺					Cu(OH) ₂		

5.3 Escribe a la derecha de cada fórmula el nombre del compuesto y la clase de compuesto a la que pertenece.

	Nombre	Clase de compuesto
MgO	Óxido de magnesio	Óxido básico o metálico
KH		
BeCrO ₄		
Zn ₃ (PO ₄) ₂		
KOH		



Cloruro de cobre (II)

Halogenuro

**5.4** Escribe la fórmula correcta de los siguientes compuestos:

Carbonato de calcio _____

Cloruro de cobalto (II) _____

Hidróxido de sodio _____

Cianuro de litio _____

Permanganato de sodio _____

Fluoruro de estaño (II) _____

Dicromato de potasio _____

Nitrito de bario _____

Óxido de hierro (III) _____

Hipoclorito de calcio _____

Unidad 6

Reacciones químicas

Al comprender los cambios químicos que ocurren de forma artificial o natural se puede apreciar la importancia de la química en la vida diaria, sus beneficios y también los riesgos que conlleva.

Contenido

¿Cuánto sabes?

6.1 Reacciones químicas

Lectura Consumismo y desarrollo sostenible

Manos a la obra Reacciones químicas

6.2 Balanceo de ecuaciones químicas

Manos a la obra Obtención del oxígeno

Lectura Fertilizantes producidos por los rayos solares

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante caracterizará los cambios químicos a partir de su identificación, representación y cuantificación, así como algunos factores clave que los determinan y el uso del lenguaje de la disciplina con una postura crítica y responsable ante su aplicación y repercusión en el ambiente y la sociedad.

¿Cuánto sabes?

1. ¿Qué es un fenómeno químico?
2. ¿Que es una ecuación matemática?
3. ¿Qué entiendes por adición?
4. Cuando pones un automóvil en reversa ¿hacia dónde se mueve?
5. ¿Qué entiendes por velocidad?
6. El oxígeno tiene su último nivel energético $6e^-$. ¿Cómo alcanza su configuración más estable?
7. Una molécula de un compuesto es eléctricamente neutra. ¿Qué significa esto?
8. Escribe con tus palabras la ley de la conservación de la masa.

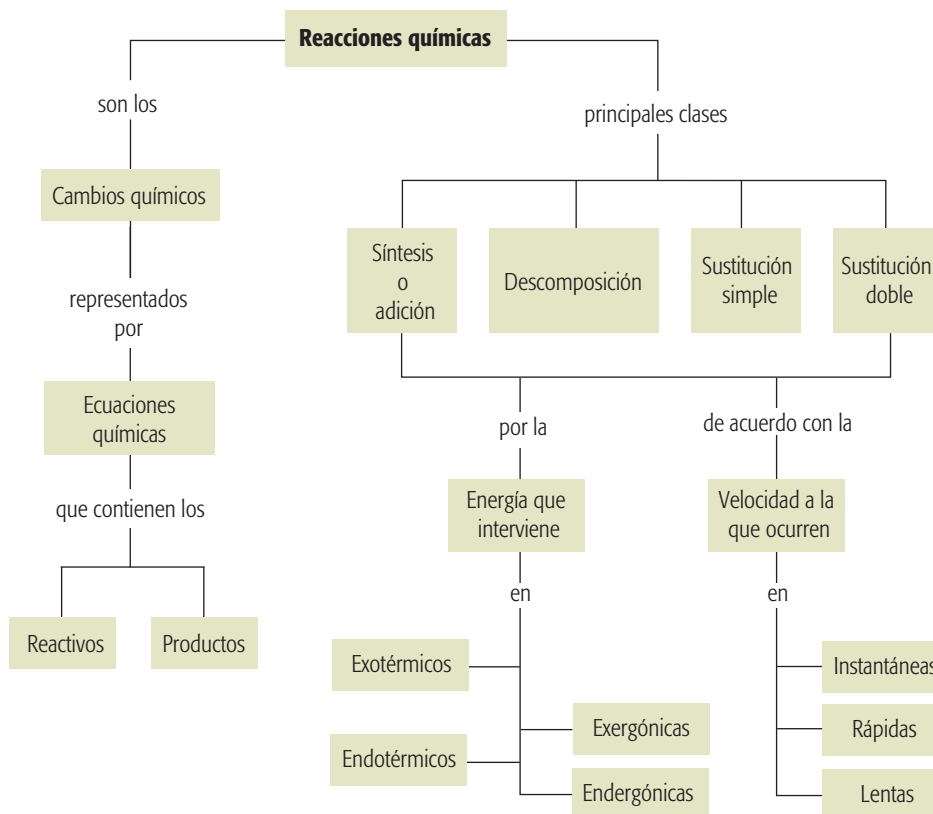
Introducción

Seguramente ya te has dado cuenta de que la química trata fundamentalmente de los cambios que sufre la materia en su estructura íntima, esto es, la transformación de una o más sustancias en otras con características totalmente diferentes. Como ejemplos se pueden citar el crecimiento de las plantas, la oxidación del hierro, el teñido del cabello, la combustión del gas natural, la producción de nailon, entre otras sustancias que se emplean para elaborar camisas, chamarras, trajes de baño y más prendas de vestir; la descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno mediante la corriente eléctrica, la fermentación del jugo de uva para elaborar vino, el efecto de los fertilizantes, el uso de medicamentos para preservar la salud.

Éstos son sólo algunos ejemplos de los cambios químicos que afectan al ser humano. En esta unidad se estudiarán los cambios químicos o reacciones que son parte fundamental de la química.

6.1 Reacciones químicas

Mapa conceptual 6.1



La materia es susceptible de sufrir cambios, a los cuales se les llama **fenómenos**.

Si el cambio que sufre la materia no altera su estructura íntima, es decir, su composición química, se dice que es un cambio o *fenómeno físico*. Por ejemplo, la evaporación del agua o su solidificación, doblar un alambre de cobre, triturar una roca, entre otras.

Si el cambio altera la estructura íntima de la materia, lógicamente cambiará su composición química y se producirán nuevas sustancias. A este cambio se le llama *fenómeno químico*. Por ejemplo, la quema de un trozo de papel, la oxidación del hierro, etcétera.

Los cambios químicos también reciben el nombre de *reacciones químicas*.

¿Sabías que...?

Es posible determinar que ha ocurrido una reacción química cuando:

- se produce algún cambio de color
- se forma una sustancia insoluble
- se forman burbujas
- se produce calor, flama o ambos, o se absorbe calor

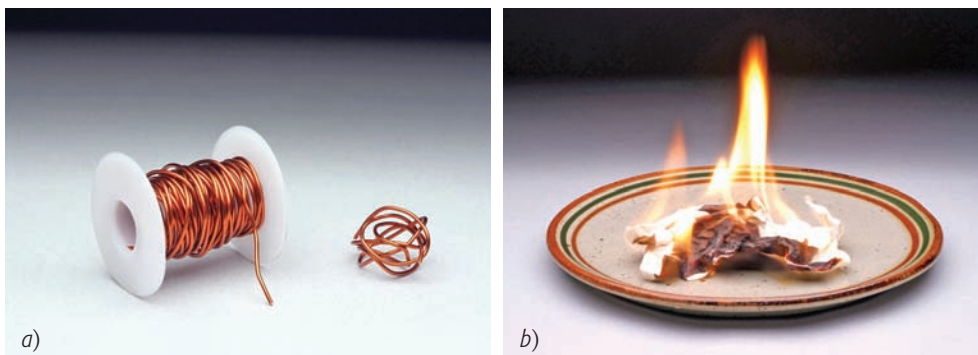


Figura 6.1 Fenómenos físico y químico a) Fenómeno físico: el alambre de cobre no altera su estructura interna al doblarlo. b) Fenómeno químico: al arder, la hoja de papel cambia sus propiedades.

Lectura

Consumismo y desarrollo sostenible

El ser humano consume productos para satisfacer sus necesidades primordiales. El consumismo es la utilización de estos productos en forma exagerada y superflua; no obstante, es la base de la economía de países altamente industrializados con consecuencias graves en los países menos desarrollados, como los efectos negativos del desarrollo económico, la contaminación, la degradación de los suelos y la desertización. En la actualidad es preocupante la distribución desigual de la riqueza y el bienestar. Por lo anterior, existe un marcado interés en el desarrollo sostenible, término aplicado al desarrollo económico y social que permite hacer frente a las necesidades del presente sin poner en peligro la capacidad de futuras generaciones para satisfacer sus propias necesidades.

Durante las décadas de los setenta y ochenta se empezó a reconocer que los recursos naturales se estaban destruyendo en nombre del "desarrollo". Se notaron cambios imprevistos en la atmósfera, los suelos, las aguas, en las plantas y los animales y en las relaciones entre todos ellos. Fue necesario reconocer que la velocidad del cambio era tal que superaba la capacidad científica e institucional para invertir el sentido de sus causas y efectos. Estos problemas ambientales incluyen:

1. El calentamiento global (el efecto invernadero) debido a la emisión, por parte de la industria y la agricultura, de gases (sobre todo dióxido de carbono, metano, óxido nítrico y clorofluorocarbonos) que absorben la radiación de onda larga reflejada por la superficie de la Tierra.
2. El agotamiento de la capa de ozono de la estratosfera por la acción de productos químicos basados en el cloro y el bromo, destruyendo así el escudo protector del planeta que evita la penetración de rayos solares ultravioleta hasta su superficie terrestre.
3. La creciente contaminación del agua y los suelos por las descargas de residuos industriales y agrícolas.
4. El agotamiento de la cubierta forestal (deforestación), en especial en los trópicos, por la explotación para leña y la expansión de la agricultura.
5. La pérdida de especies, tanto silvestres como domésticas, de plantas y animales por destrucción de hábitats naturales, la especialización agrícola y la creciente presión a la que se ven sometidas las pesquerías.
6. La degradación del suelo en los hábitats agrícolas y naturales incluyendo la erosión, el encharcamiento y la salinización, que produce con el tiempo la pérdida de la capacidad productiva del suelo.

Reacción química

Una *reacción química* se define como la transformación de una o más sustancias en otra u otras distintas.

Representación mediante ecuaciones

Para representar las reacciones químicas en forma abreviada y simbólica, se emplea la expresión *ecuaciones químicas*.

Partes de una ecuación

En una ecuación las sustancias que se van a *transformar* en otras distintas se llaman **reactivos** o **reactantes**, y las que resultan, **productos**.

Manos
a la obra

Reacciones químicas (obtención del amoníaco)

El alumno obtendrá el amoníaco (NH_3) en el laboratorio y explicará algunas de sus propiedades físicas y químicas, además de las aplicaciones de este compuesto.

Material

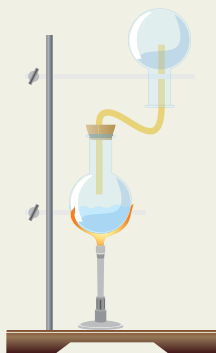
- 2 soportes universales
- 3 anillos de hierro
- 2 matraces redondos
- 1 tela de alambre con asbesto
- 2 taponos monohoradados
- 1 mechero bunsen
- 1 vaso de precipitados de 250 mL con agua hasta la mitad
- 1 tubo de vidrio terminado en punta
- 1 agitador
- 1 tubo de desprendimiento
- 1 pinzas para matraz

Sustancias

- 125 mL de agua
- 5 g de cloruro de amonio (NH_4Cl)
- 5 mL de ácido clorhídrico (HCl)
- 8 g de cal sodada (mezcla de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e hidróxido de sodio (NaOH))

Procedimiento

1. Mezcla el cloruro de amonio con la cal sodada y coloca esta mezcla en uno de los matraces.
2. Introduce el tubo de desprendimiento en un tapón de hule monohoradado y tapa con éste el matraz que contiene la mezcla.
3. Introduce el tubo de desprendimiento en el matraz invertido sin taparlo (observa la figura).



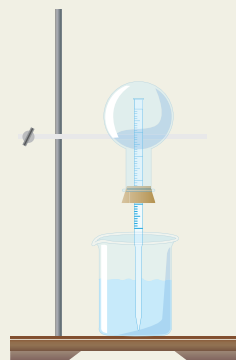
4. Aplícale calor al matraz que contiene la mezcla.
5. Humedece el agitador con ácido clorhídrico (HCl) y acércalo a unos 2 cm de la boca del matraz invertido.

6. Contesta lo siguiente:
a) ¿Cuál es el color del gas obtenido?

- b) ¿Cómo describirías su olor?

- c) ¿Es más o menos que el aire?

7. Cuando observes la formación de humo, levanta el matraz invertido (sin voltearlo) y tápalo con el tapón de hule que tiene el tubo de vidrio terminado en punta.
8. Coloca este matraz invertido introduciendo el tubo en el agua con fenolftaleína (la fenolftaleína es un indicador incoloro que cambia el color rojo en las soluciones que contienen una base o hidróxido) (observa la figura).



Escribe lo que observas

La formación de esta fuente te indica que el amoníaco (NH_3) es muy soluble en agua, las anteriores son algunas de las propiedades físicas del amoníaco.

A continuación se mencionan algunas propiedades químicas de este compuesto (NH_3):

- El color rojo o rosa que adquiere el líquido en el matraz invertido indica que se ha formado un hidróxido. Esto se debe a que el amoníaco (NH_3) reacciona con el agua (H_2O) formando hidróxido de amonio (NH_4OH) completa la ecuación:



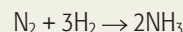
- El humo de color blanco que observaste cuando colocaste el agitador humedecido con ácido clorhídrico (HCl) son de cloruro de amonio (NH_4Cl) sustancia que se forma cuando el ácido clorhídrico reacciona con el amoníaco. Completa la ecuación:



¿Qué sustancias empleaste para obtener el amoníaco?

¿Qué es la cal sodada?

- El amoníaco se obtiene en la industria por el método de Haber, el cual consiste en la síntesis directa del nitrógeno (N_2) con el hidrógeno (H_2).



El amoníaco se emplea en:

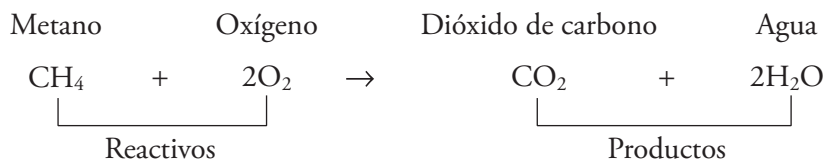
- La industria de los colorantes sintéticos
- Tintorerías
- Fabricación de soda artificial
- Obtención de fertilizantes
- Obtención del ácido nítrico (HNO_3)
- En solución como limpiador doméstico
- La fabricación de cosméticos

Terminología de las ecuaciones químicas

Una ecuación matemática tiene dos términos separados por el signo = (igual a), el de la izquierda y el de la derecha. La ecuación química también consta de dos términos, el signo = se sustituye por una flecha que indica el sentido de la reacción (\rightarrow) que significa “reaccionan y producen”.

En química, el primer término no es igual al segundo en calidad, ya que las sustancias se transforman en otras distintas, pero se le sigue llamando ecuación debido a que sí existe una igualdad en la cantidad de materia, pues en toda reacción química se cumple la *Ley de la conservación de la masa* que establece: la cantidad total de masa de los reactivos en una reacción química es igual a la de los productos, para lograr que se cumpla esta ley se debe balancear la ecuación.

En el primer término de la ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos y en el segundo las de los productos. Si existen dos o más sustancias en cada término, sus fórmulas se separan con el signo + (más). A continuación se presenta un ejemplo:

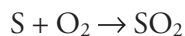


Observa que el O_2 tiene un coeficiente 2 y el H_2O también, esto se debe hacer para cumplir con la ley de conservación de la masa. Entonces la ecuación está balanceada, esto es, la cantidad de átomos de los reactivos es igual a la de los productos.

Reacción química:

Azufre (S) más oxígeno (O_2) reaccionan y producen dióxido de azufre (SO_2).

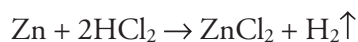
Ecuación que representa esta reacción:



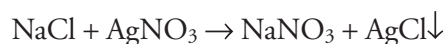
(S + O_2) Primer término

(SO_2) Segundo término

Si en la reacción química se producen una o más sustancias gaseosas menos densas que el aire, a la derecha de la fórmula que representa a la sustancia se escribe una pequeña flecha vertical hacia arriba (\uparrow). Observa el siguiente ejemplo:



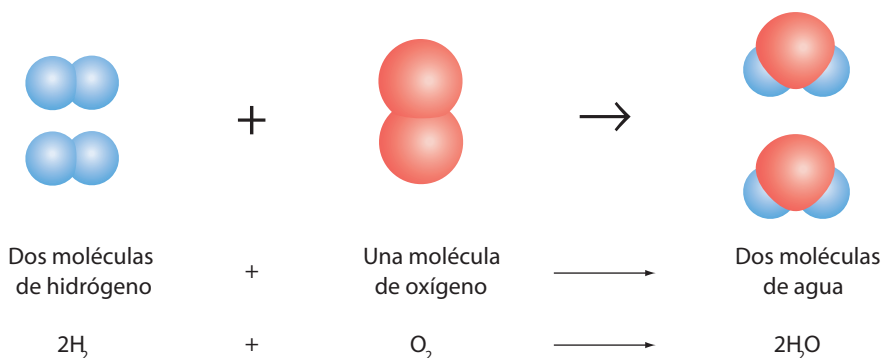
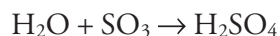
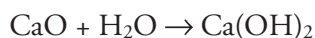
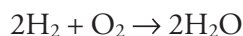
Si el producto, en lugar de ser gaseoso, es sólido y precipita, por no ser soluble en el medio en que se forma, a la derecha de su fórmula se pone una flecha hacia abajo (\downarrow).



Principales tipos de reacciones

Síntesis o adición

Unión de dos o más elementos o compuestos sencillos para formar un único compuesto. Se presentan los siguientes ejemplos.



La palabra y su raíz

síntesis: (griego) *syn* junto, *tithanai* colocar

Una reacción de síntesis implica juntar elementos o compuestos para formar otro compuesto.

Figura 6.2 Tres formas para representar la combustión del hidrógeno. De acuerdo con la ley de la conservación de la masa, el número de cada tipo de átomos debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación.

Descomposición

Formación de dos o más sustancias, elementales o no, a partir de un solo compuesto. Este tipo de reacción es inversa al de síntesis o adición. Observa los siguientes ejemplos:

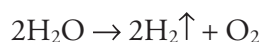
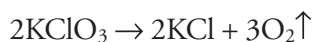
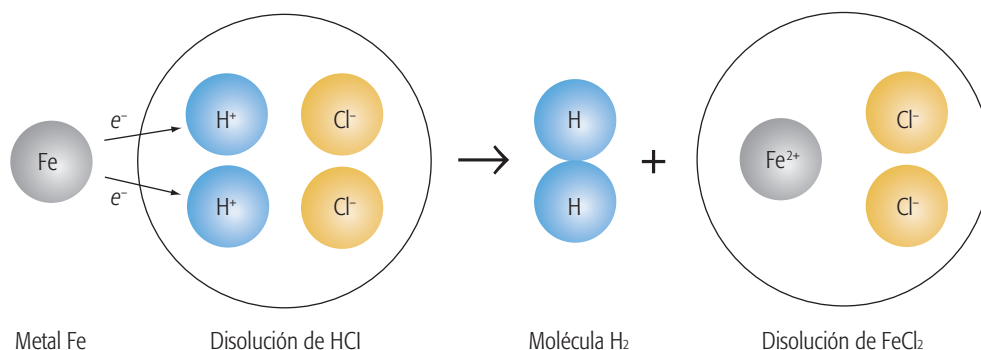
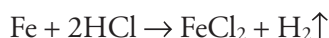
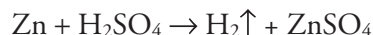
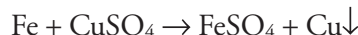


Figura 6.3 Una reacción de descomposición. Cuando un nitrato de amonio se calienta a temperatura elevada, se degrada explosivamente en monóxido de dinitrógeno y agua. La reacción de descomposición que se lleva a cabo está representada por la ecuación balanceada que muestra un reactivo y más de un producto.
 $\text{NH}_4\text{NO}_3(s) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$

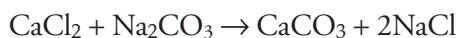
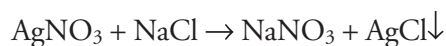
Sustitución simple

Reacciones que ocurren cuando un átomo o grupo de átomos sustituyen o reemplazan a otros átomos diferentes que forman unidades fórmula de un compuesto; también se les llama de **desplazamiento simple**.



Sustitución doble o metátesis

También se les llama de *doble desplazamiento*, *transposición* o *metátesis*. Esta clase de reacciones ocurre entre dos compuestos con intercambio de elementos para formar dos nuevos compuestos.

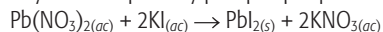


La palabra y su raíz

metátesis (griego) *meta*, *ticemi*,
trasponer
Intercambio de elementos entre
dos compuestos.



Figura 6.4 *Sustitución doble* Cuando se mezclan soluciones acuosas transparentes de nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio, se lleva a cabo una reacción de sustitución doble y en la mezcla aparece un sólido. Este sólido es yoduro de plomo y precipita porque es insoluble en agua, a diferencia de los dos reactivos y el otro producto.

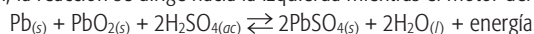


Reacciones termoquímicas

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones que sólo se refieren a la transformación de las sustancias, pero no indican el cambio de energía que tiene lugar en ellas. No obstante, si en estas ecuaciones se muestra, en el segundo término, el calor producido o absorbido, reciben el nombre de ecuaciones termoquímicas, aquellas que absorben o emiten energía. La termoquímica estudia la energía que interviene cuando ocurre una reacción química.



Figura 6.5 *Reacción termoquímica* Cuando la batería de un automóvil libera energía mientras el automóvil no está en marcha, la reacción de abajo se dirige hacia la derecha. Si dejas las luces encendidas y tienes que recargar la batería con un empujón, la reacción se dirige hacia la izquierda mientras el motor del automóvil esté en marcha.



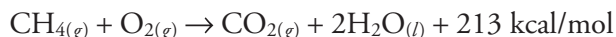
Elementos de termoquímica

En las ecuaciones termoquímicas el calor se incluye como reactivo o como producto. Cuando un sistema absorbe calor, parte de esa energía se emplea para producir un trabajo, por ejemplo, elevar un peso, aumentar el volumen y accionar una batería. La otra parte de la energía se almacena dentro del propio sistema como energía de los movimientos internos e interacción entre átomos y moléculas. A esta energía almacenada se le denomina *energía interna*.

Entalpía

La **entalpía** es una magnitud que se relaciona de manera estrecha con la energía interna. Es el incremento de entalpía de cualquier sistema que sufre un cambio a presión y temperatura constantes igual al calor absorbido o emitido en el proceso. La entalpía o calor interno se representa con la letra H . No sólo produce un cambio en la energía interna, también se emplea para realizar un trabajo. No se pueden medir los valores absolutos de H , únicamente su cambio ΔH .

La ecuación termoquímica que representa la reacción entre el metano (CH_4) y el oxígeno (O_2) puede escribirse de dos formas:



o



$$\Delta H = -213 \text{ kcal/mol}$$

La notación H designa la entalpía. La letra delta (Δ) simboliza en matemáticas la diferencia entre el estado final y el inicial. Entonces ΔH representa el cambio de entalpía en un proceso químico y se mide en kcal/mol o kJ/mol.

En las reacciones exotérmicas (figura 6.6) el estado final tiene un valor de entalpía menor que el estado inicial, por lo que el valor de ΔH es negativo. La reacción libera calor al medio.

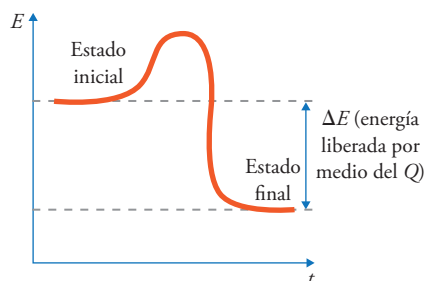


Figura 6.6 *Proceso exotérmico* En este proceso el estado final es de menor energía que el estado inicial; se libera energía por medio de calor.

En cambio, en las reacciones endotérmicas (figura 6.7) el valor de ΔH es positivo. La reacción admite calor de los alrededores.

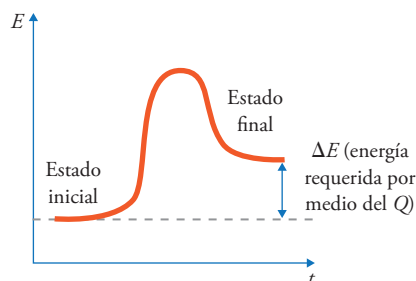
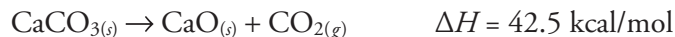
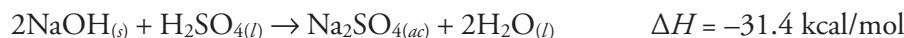


Figura 6.7 *Proceso endotérmico* En un proceso endotérmico el estado final es de mayor energía que el inicial; se requiere energía por medio de calor.

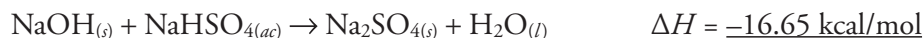
Ley de la suma constante de calor de Hess

Una ley importante en termoquímica es la *Ley de Hess*, llamada también *Ley de la suma constante de calor* o *Ley del estado inicial y final* que dice: el calor que interviene en una reacción química es el mismo si la reacción ocurre directamente en una sola etapa o indirectamente en varias etapas.

De manera directa:



De manera indirecta:



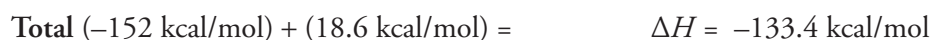
En la reacción anterior, en la formación del sulfato de sodio (Na_2SO_4) se liberaron 31.4 kcal/mol ($\Delta H = -31.4$ kcal/mol), ya sea en una o en dos etapas.

La cantidad de calor liberado en la formación del óxido de bario (BaO) es la misma al obtenerlo directa o indirectamente con formación de peróxido de bario (BaO_2).

De manera directa:



De manera indirecta:



Los siguientes principios se derivan de la Ley de Hess, y tienen gran aplicación en química:

- Si en una reacción se libera una cantidad (x) de energía, el mismo número de ésta es requerido en la reacción inversa. Observa el ejemplo.



Cabe mencionar que el calor de formación o entalpía estándar de formación (ΔH_f°) de un compuesto químico es la variación de entalpía de la reacción de formación de un compuesto a partir de los elementos que lo componen. La entalpía estándar de formación (ΔH_f°) de un compuesto o calor de formación se expresa en J/mol o kJ/mol, el estado estándar que se indica con el superíndice ($^\circ$) se refiere a 1 atmósfera (atm) de presión, y (f) formación. Un gran número de valores de ΔH_f° se registran en tablas, generalmente a temperatura de 25 °C.

- La cantidad x de calorías que se liberan en una reacción es igual a la diferencia entre el número x_2 de calorías de formación de todos los productos y el número x_1 de calorías de formación de todos los reactivos.

$$x = x_2 - x_1$$

Donde x = calorías que se liberan en una reacción.

x_2 = calor de formación de todos los productos

x_1 = calorías de formación de todos reactivos.

El calor de formación de los cuerpos simples o elementos es 0.

Encuentra el número de calorías que se liberan en la siguiente reacción:



El calor de formación del cloruro de magnesio (MgCl_2) es igual a 151 kcal/mol ($x_1 = 151$ kcal/mol), y el calor de formación del cloruro de sodio (NaCl) es igual a 195.4 kcal/mol ($x_2 = 2 \times 195.4$ kcal/mol = 390.8 kcal/mol). Entonces, 195.4 se multiplica por 2, ya que en la ecuación existen 2NaCl.

$$x = x_2 - x_1$$

$$\begin{aligned} x &= -390.8 \text{ kcal/mol} - 151 \text{ kcal/mol} \\ &= -239.8 \text{ kcal/mol} \end{aligned}$$

entonces



Es posible calcular el calor de formación de una sustancia que interviene o una reacción si se sabe cuánto calor se libera en la reacción y se conoce el calor de formación del resto de las sustancias que participan.

- Si se conoce el calor que se libera en una reacción y el calor de formación de todas las sustancias que en ella intervienen, menos el de una, es posible calcular este último:



Calor que se desprende de la reacción: $x = -230.059$ kcal/mol

Calor de formación del CO_2 : -94.385 kcal/mol

Calor de formación del H_2O : -68.387×2 kcal/mol

entonces:

$$x = -230.059$$

$$x_2 = -94.385 \text{ kcal/mol} + 136.774 \text{ kcal/mol} = -231.159$$

el calor de formación de los reactivos se desconoce, en este caso sólo el del CH_4 , ya que el calor de formación del O_2 es 0 y despejando de la ecuación vista ($x = x_2 - x_1$), x_1 se obtiene :

$$x_1 = x_2 - x$$

$$\begin{aligned} x_1 &= -231.159 \text{ kcal/mol} + 230.059 \text{ kcal/mol} \\ &= -1.1 \text{ kcal/mol} \end{aligned}$$

El calor de formación CH_4 es -1.1 kcal/mol

Cuadro 6.1 Calor de formación de Kcal/mol a 25 °C*

Sustancia		Sustancia		Sustancia	
Al ₂ O _{3(s)}	-400.5	CuSO _{4(s)}	+184.3	KClO _{4(s)}	+102.8
B ₂ O _{3(s)}	+304.20	Fe ²⁺ _(ac)	+21.0	LiAlH _{4(s)}	+24
Br _(g)	-26.73	Fe ₂ O _{3(s)}	+197.3	LiBH _{4(s)}	+45
C _(diamante)	-0.45	FeS _(s)	+22.8	Li ₂ O _(s)	-143.1
CF _{4(g)}	+221	H ⁺ _(ac)	0.0	N ₂ H _{4(l)}	-12.10
CH ₃ OH _(g)	+47.96	HBr _(g)	+8.70	NO _(g)	-21.45
C ₉ H _{20(l)}	+65.85	HCl _(g)	+22.6	NO _{2(g)}	-8.60
(CH ₃) ₂ N ₂ H _{2(l)}	-13.3	HF _(g)	+64.8	N ₂ O _{4(g)}	-2.19
C(NO ₂) _{4(l)}	-8.8	HI _(g)	-6.30	N ₂ O _{4(l)}	+4.66
CO _(g)	+26.42	HNO _{3(l)}	+41.60	O _{3(g)}	-34.1
CO _{2(g)}	-94.05	H ₂ O _(g)	+57.80	OH ⁻ _(ac)	+54.97
CaC _{2(s)}	+14.2	H ₂ O _(l)	+68.32	PCl _{3(l)}	+76.04
CaO _(s)	+151.6	H ₂ O _{2(l)}	+44.88	PCl _{3(g)}	+68.6
Ca(OH) _{2(s)}	+235.71	H ₂ S _{2(g)}	+4.93	PCl _{5(g)}	+89.6
CaCO _{3(s)}	+288.4	H ₂ S _(sin disociar)	+9.5	POCl _{3(g)}	+133.48
ClF _{3(l)}	+45.3	I _{2(g)}	-14.92	SO _{2(g)}	-70.94
Cl ⁻ _(ac)	+39.93	KCl _(s)	+104.37	SO _{3(g)}	+94.58
Cu ²⁺ _(ac)	-15.4	KClO _{3(s)}	+93.5	Zn ²⁺ _(ac)	+36.78

* Jerome Rosenberg, *Química general*, 6a. ed. McGraw-Hill, p. 79.

Entropía

La primera ley de la electrodinámica refiere que la energía se conserva en cualquier proceso físico o químico, pero no indica la dirección que este proceso puede seguir. El término **entropía** se usa para describir y medir el grado de desorden en un sistema.

La segunda ley de la termodinámica establece que los procesos ocurren en la dirección en que aumenta la entropía.

La entropía es una propiedad muy interesante desde el punto de vista microscópico, pues se considera como una medida del desorden del sistema; esto permite predecir que los procesos ocurren en la dirección en que aumenta la entropía.

Por ejemplo, cuando ocurre la fusión del hielo se pasa del estado ordenado molecular al estado desordenado en las moléculas de agua líquida, entonces la entropía aumenta.

En termodinámica se utiliza la propiedad llamada energía de Gibbs (G) y al igual que en la entalpía, no se pueden determinar sus valores absolutos, solamente su cambio (ΔG).

Cuando una reacción química tiene un ΔG negativo, es decir, menor que cero ($\Delta G < 0$) se le llama **exergónica** y libera energía cuando se lleva a cabo y se dice que es espontánea.

En cambio, cuando el valor del ΔG es positivo, esto es mayor que cero ($\Delta G > 0$) la reacción es **endergónica**, aquella que requiere energía para llevarse a cabo.

Las **reacciones endergónicas** se realizan con la energía liberada por las **reacciones exergónicas**.

Entre las reacciones exotérmicas y las exergónicas hay similitud, sólo se diferencian porque en la reacción exotérmica se libera energía en forma de calor y en la exergónica se libera por cualquier otro medio.

En las reacciones exergónicas (figura 6.8), los productos formados tienen menor cantidad de energía química que los reactivos.

Por ejemplo:

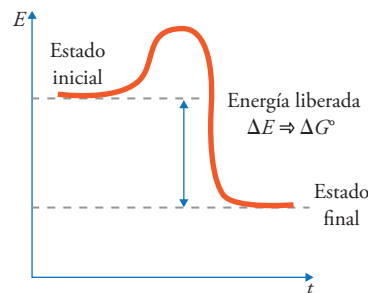
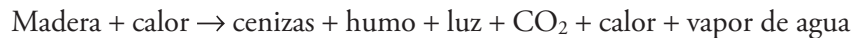


Figura 6.8 Proceso exergónico Un proceso exergónico libera energía.

Mientras que en las reacciones endergónicas (figura 6.9), los productos tienen mayor cantidad de energía que los reactivos. Por ejemplo:

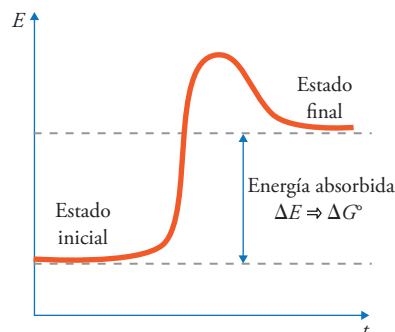
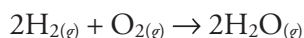


Figura 6.9 Proceso endergónico Un proceso endergónico necesita energía para que se lleve a cabo.

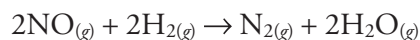
Velocidad de reacción, definición y factores que la afectan

Cinética química es la parte de la química que estudia la velocidad a la que ocurre una reacción química. La **velocidad de reacción** se define como la cantidad de sustancia reaccionante (reactivo) que se transforma (o desaparece) o la cantidad de producto obtenido por unidad de tiempo. Puede ser instantánea si se produce en un tiempo breve; por ejemplo, la combinación del oxígeno con el hidrógeno por la acción de una chispa eléctrica, para formar agua.



Tiene un $\Delta G = -458 \text{ kJ}$ a la presión de 1 atm y 25°C de temperatura. Como el ΔG es negativo, la reacción es instantánea.

Muchas reacciones químicas ocurren mediante una serie de reacciones intermedias que se llaman reacciones elementales; el mecanismo de reacción explica cómo ocurren estas reacciones elementales para que se produzca la reacción química. Por ejemplo:



Reacciones elementales



De manera experimental se ha demostrado que los factores que afectan la velocidad de una reacción son la naturaleza de los reactivos, la temperatura, la concentración de los reactivos, los catalizadores y la presión en reacciones en fase de gas (figura 6.10).

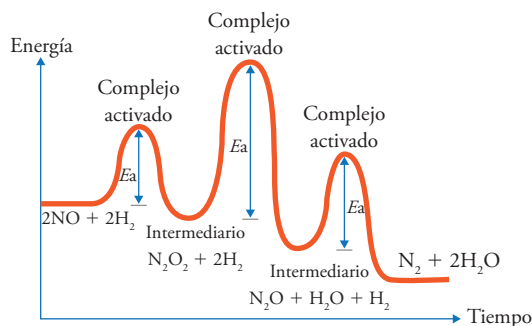


Figura 6.10 Mecanismo de reacción

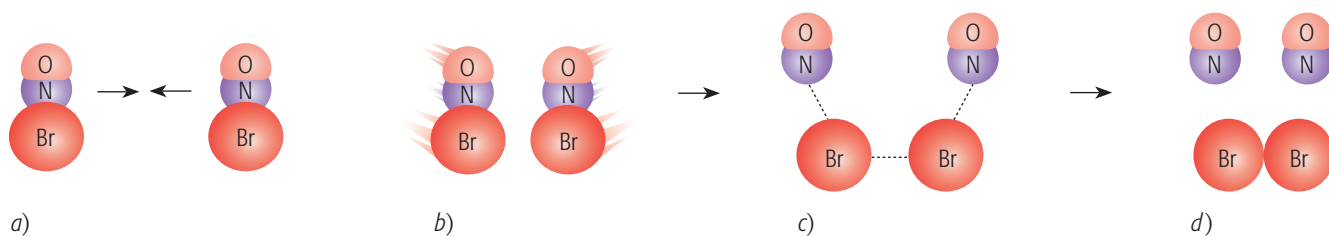
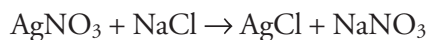


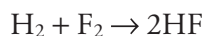
Figura 6.11 Visualización de la reacción $2\text{BrNO}_{(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)}$. a) Dos moléculas de BrNO se aproximan entre sí a alta velocidad. b) Se efectúa la colisión. c) La energía de la colisión provoca que los enlaces $\text{Br}-\text{N}$ se rompan y permite que se forme el enlace $\text{Br}-\text{Br}$. d) Productos: una molécula de Br_2 y dos moléculas de NO .

Naturaleza de los reactivos

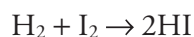
En forma general, se puede decir que las reacciones en las que están implicadas sustancias iónicas son muy rápidas o casi instantáneas. Observa el ejemplo:



En cambio, la velocidad de las reacciones donde intervienen sustancias moleculares (covalentes) es muy variada. Por ejemplo, la combustión de la gasolina es muy rápida; lo mismo ocurre con la reacción de hidrógeno (H) con flúor (F), según la ecuación siguiente:



En cambio, la del hidrógeno (H) con yodo (I):



es muy lenta a temperatura ordinaria. En resumen, las estructuras atómicas y moleculares de las sustancias, así como la fuerza de los enlaces químicos influyen en la velocidad de la reacción.

Temperatura

De manera empírica se aprecia que al aumentar la temperatura incrementa la velocidad de cualquier reacción.

Una mezcla de hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) para formar agua (H_2O) puede permanecer sin sufrir alteración alguna durante mucho tiempo, pero a elevadas temperaturas estos gases reaccionan en forma explosiva. Se puede establecer que por cada 10°C de aumento en la temperatura, la velocidad de reacción se duplica y en algunos casos hasta se triplica.

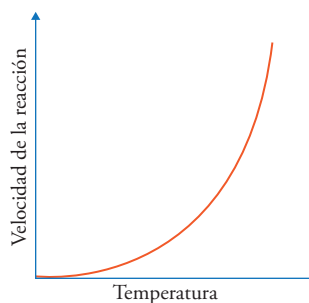


Figura 6.12 Aumento de la velocidad de reacción con la temperatura.

Al aumentar la temperatura incrementa la velocidad de las partículas (iones o moléculas) de los reactivos y en consecuencia el número de colisiones entre ellas. Se puede pensar que este aumento incrementa la velocidad de reacción, pero no todas las colisiones entre las partículas de los reactivos originan nuevas sustancias, ya que sólo las colisiones de alta energía entre partículas son las causantes de la formación de los productos. La *energía de activación* es la que poseen las partículas para reaccionar, pues representa la energía mínima para que ocurra el paso de los reactivos a productos, el que se verifica a través de un estado intermedio de alta energía denominado *complejo activado*.

Figura 6.13 La energía en un cambio químico. A la izquierda, la energía total de los reactivos. En el centro, la energía del llamado *complejo activado* (una especie en la que se ha concentrado toda la energía de la colisión en la que unos enlaces se están rompiendo a la vez que otros nuevos se están formando). A la derecha, la energía de los productos. En la figura la energía de los productos es menor que la de los reactivos, y corresponde a una reacción exotérmica.

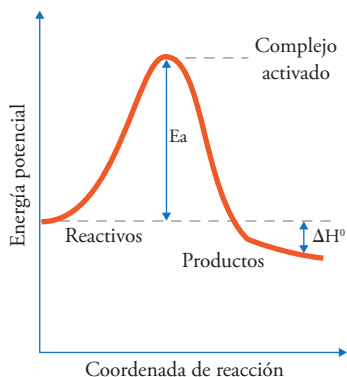


Figura 6.14 Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Añadir calor a los reactivos ayuda a romper enlaces y se incrementa la velocidad con la que se mueven los átomos y las moléculas. Mientras más rápido se muevan, mayor será la probabilidad de que colisionen y reaccionen. Al disminuir el calor, las reacciones son más lentas. Es por eso que congelar los alimentos evita que se descompongan pronto.

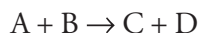


Figura 6.15 Concentración y velocidad de reacción. Si se suman más "coches chocones" aumenta la posibilidad de que haya un choque. Si se quitan algunos coches se reduce la probabilidad de que dos coches se encuentren. Mientras más partículas se añadan a una mezcla de reacción, mayor oportunidad tendrán de chocar y reaccionar.

Concentración de los reactivos

La velocidad de una reacción aumenta con la concentración de los reactivos, ya que la cantidad de reactivo que se transforma dependerá del mayor o menor número de colisiones. Éste será doble si se duplica la concentración de uno de los reactivos y se cuadruplica al duplicarse la concentración de dos reactivos. Por ejemplo, la combustión de una astilla de madera ocurre con cierta velocidad en el aire (20% de O_2), pero ésta se intensifica gradualmente si la combustión ocurre en presencia de oxígeno puro. Lo mismo ocurre en la reacción del hierro (Fe) o zinc (Zn) con un ácido; la reacción se vuelve más intensa si la concentración del ácido aumenta.

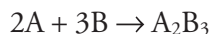
El efecto de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de una reacción está indicado por la *Ley de acción de masas*, formulada por Guldberg y Waage en 1867, la cual establece que la velocidad de reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos. Cada concentración se eleva a un exponente igual al coeficiente del reactivo en la reacción. Para representar simbólicamente la concentración de una sustancia en moles/litro se emplean corchetes []. Por ejemplo y de acuerdo con la ley de acción de masas, la velocidad de la reacción (v).



se indica

$$v = K [A] [B]$$

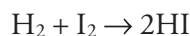
donde K es la constante de velocidad de la reacción de A con B a una temperatura determinada. La velocidad de reacción de la reacción



será

$$v = K[A]^2 [B]^3$$

y la reacción de

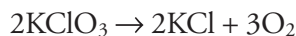


$$v = K[H_2] [I_2]$$

Catalizadores

La velocidad de una reacción también se puede modificar mediante la presencia de catalizadores. Un **catalizador** es una sustancia que está presente en la masa reaccionante, que no sufre modificación alguna, únicamente acelera o retarda la velocidad de la reacción. El proceso donde interviene un catalizador recibe el nombre de *catálisis*.

Es común que en los laboratorios escolares se obtenga oxígeno (O_2) a través de la descomposición, mediante el calentamiento del clorato de potasio ($KClO_3$) según la reacción.



Sin el catalizador la reacción ocurre lentamente, pero se acelera cuando al clorato de potasio ($KClO_3$) se le agrega un poco de dióxido de manganeso (MnO_2), por lo que se le llama *catalizador positivo*; en contraste, un *catalizador negativo* es aquel que retarda o disminuye la velocidad de una reacción.

También se podría considerar el estado de división de los reactivos como otro factor que influye en el tiempo de reacción, ya que la velocidad de reacción es proporcional a la superficie de contacto entre los reactivos. Si algún reactivo es sólido, mientras más dividido se encuentre, la reacción será más rápida.

Presión

La presión de reactivos gaseosos, a medida que aumenta la reacción es más rápida, porque a mayor presión se produce una mayor concentración de los reactivos gaseosos.

¿Sabías que...?

Las enzimas son catalizadores biológicos. Un ejemplo es el proceso de la levadura en el horneado del pan.

Manos
a la obra

Obtención del oxígeno

Identificarás algunas propiedades físicas y químicas del oxígeno.

Material

- soporte
- mechero de Bunsen
- anillo de hierro
- tela de alambre con asbesto
- pinzas para matraz
- matraz
- 1 tapón de hule monohoradado
- 1 tubo de desprendimiento
- cuba hidroneumática
- 3 frascos de boca ancha de 100 mL
- 1 pinzas para matraz
- cucharilla de combustión
- 3 círculos de papel de diámetro un poco mayor que la boca de los frascos de boca ancha

Sustancias

- 10 g de clorato de potasio (KClO_3)
- 5 g de dióxido de manganeso (MnO_2)
- 5 cm de cinta de magnesio
- 3 g de azufre

Procedimiento

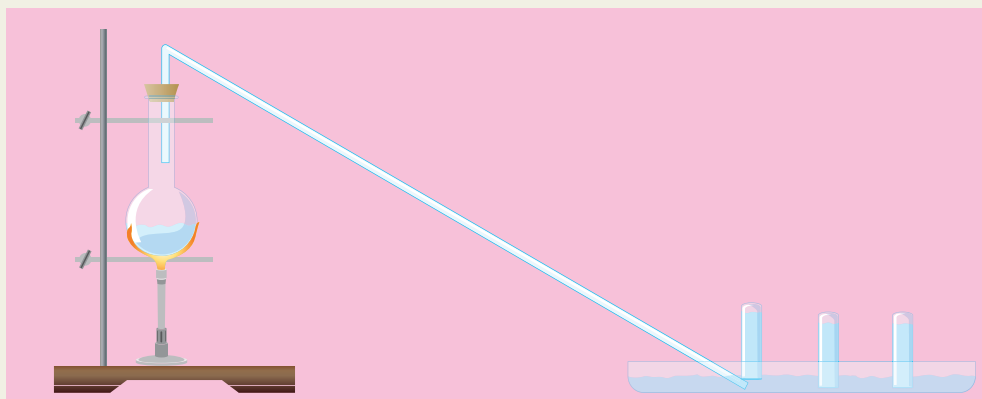
1. Monta el aparato como se muestra en la figura.
2. Mezcla el clorato de potasio con el dióxido de manganeso. (En este experimento el dióxido de manganeso no va a reaccionar, porque actúa como catalizador, haciendo que el clorato de potasio se descomponga más rápidamente. Un catalizador es una sustancia que permite que una reacción sea más rápida o más lenta, según convenga.)

3. Destapa el matraz y agrega la mezcla del clorato de potasio y el dióxido de manganeso.
4. Llena con agua los tres frascos de boca ancha, tápalos con el círculo de papel y colócalos invertidos, sin que penetre aire, en la cuba hidroneumática en la que deberá haber agua hasta un nivel superior a la boca del tubo de desprendimiento.
5. Enciende el mechero y aplícale calor a la mezcla del matraz.
6. Espera unos segundos hasta que empiece a burbujear en la cuba hidroneumática el gas que sale del matraz.
7. Cuando este burbujeo sea más intenso, coloca uno de los frascos para recoger el gas, como en indica en la figura.
8. Cuando se haya desalojado toda el agua, tapa el frasco colocando un círculo de papel en la boca del mismo, dentro del agua de la cuba hidroneumática. Sácalo rápidamente y colócalo tapado con la boca hacia arriba.
9. Haz la misma operación con los otros dos frascos.
10. Retira el calor del matraz y saca inmediatamente de la cuba hidroneumática el tubo de desprendimiento.
11. Observa la sustancia que hay dentro de los frascos.

a) ¿Cuál es su estado de agregación?

b) ¿Tiene color?

c) ¿Olor?



d) ¿Sabor?

Las anteriores son propiedades físicas del oxígeno. Otras tres propiedades son también:

- El oxígeno es poco soluble en agua (esto permite la vida subacuática).
- Al enfriarse a muy bajas temperaturas y sometándolo a altas presiones se puede hacer líquido.
- Es más denso que el aire.

12. Enciende la astilla de madera y apágala de tal forma que no tenga flama, sino únicamente un punto de ignición (brasa) en su extremo.

13. Destapa uno de los frascos e introduce dos centímetros, aproximadamente, de la astilla de madera del extremo del punto de ignición. Retírala y escribe lo que ocurre:

Con esto has demostrado que el oxígeno permite y hace más intensas las combustiones. Esta es una propiedad química que se llama *comburencia*. El oxígeno es comburente, la astilla de madera en este caso es el combustible.

14. Con las pinzas para tubo de ensayo toma la cinta de magnesio y acércala a la flama del mechero. Cuando notes la reacción introdúcela en otro frasco.

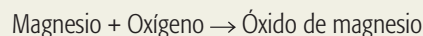
Anota lo que observas: _____

¿Qué aspecto tiene la sustancia que se formó después de que introdujiste el magnesio en el frasco?

¿Es magnesio este polvo blanco?

¿Con quién se combinó el magnesio?

Entonces, esta nueva sustancia es el compuesto llamado óxido de magnesio:



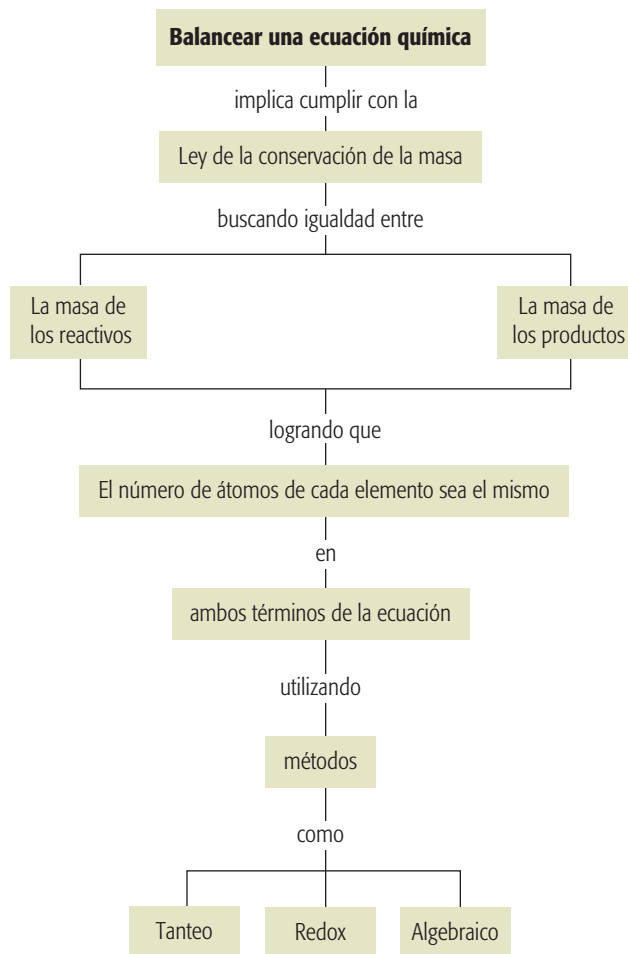
Lo que provocaste fue la oxidación del magnesio, esta es otra propiedad química del oxígeno.

15. Coloca ahora un poco de azufre en la cucharilla de combustión y acércala a la flama del mechero hasta que entre en combustión, inmediatamente introdúcela en el tercer frasco. Escribe lo que observas:

Ese olor desagradable que aprecias corresponde al gas que se formó al quemar el azufre y se llama dióxido de azufre.

El azufre es un no metal y se combinó con el oxígeno. Esta es otra propiedad química del oxígeno. El oxígeno se combina con los no metales formando óxidos no metálicos.

6.2 Balanceo de ecuaciones químicas



Balancear una ecuación significa encontrar la igualdad entre los dos términos de una ecuación química. Esto es, buscar la igualdad entre los átomos de los reactivos con los mismos átomos de los productos, mediante coeficientes escritos antes de las fórmulas que indiquen el número de moléculas de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción.

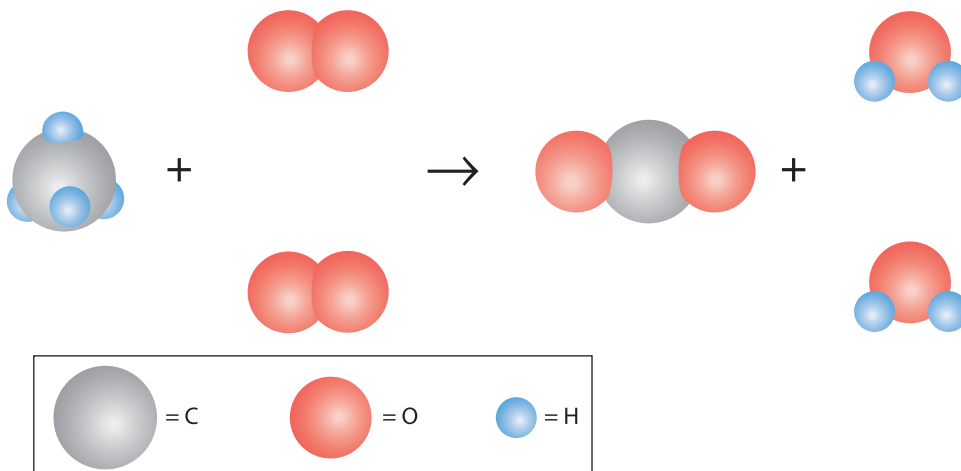


Figura 6.16 La reacción entre el metano y el oxígeno para producir agua y dióxido de carbono. Observa que hay cuatro átomos de oxígeno en los productos y en los reactivos: no se ganan ni se pierden en la reacción. De manera similar, hay cuatro átomos de hidrógeno y un átomo de carbono tanto en los reactivos como en los productos. La reacción simplemente cambia la manera en que están agrupados los átomos.

Hay que tomar en cuenta que los coeficientes afectan a todos los subíndices de los átomos y que estos subíndices nunca deberán alterarse. Observa los siguientes ejemplos:

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Indica que en una unidad fórmula de fosfato de calcio hay:
3 átomos de Ca
2 átomos de P
8 átomos de O

$4\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Indica que en cuatro unidades fórmula de fosfato de calcio hay:
12 átomos de Ca
8 átomos de P
32 átomos de O

Hay varios métodos para balancear ecuaciones, en seguida se presentan los métodos de *tanteo*, *redox* y *algebraico*.

Método de tanteo

Al analizar la siguiente reacción se observa la estructura molecular de las sustancias que intervienen.

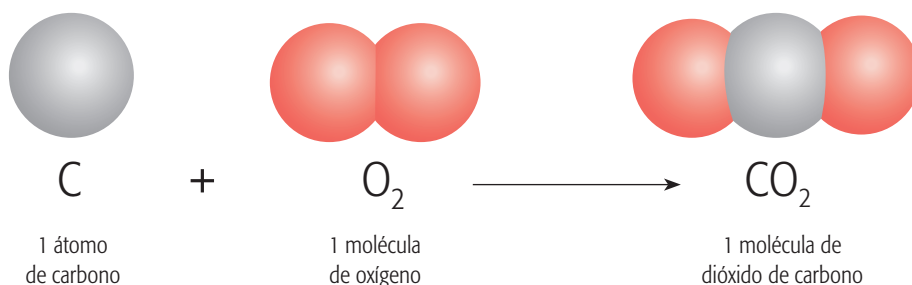
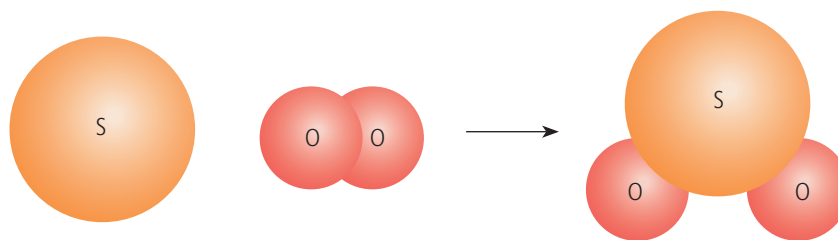


Figura 6.17 ¿Cuántos átomos? Examina la ecuación balanceada que muestra lo que sucede cuando el carbono reacciona con oxígeno y forma dióxido de carbono.

1. El azufre más oxígeno reaccionan y producen dióxido de azufre:



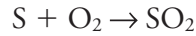
- ¿Cuántos átomos de azufre hay en el primer término? _____
- ¿Cuántos en el segundo? _____
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en el primer término? _____
- ¿Cuántos en el segundo? _____

De acuerdo con lo anterior, la cantidad de átomos de un elemento que participa en la reacción es igual a la cantidad de átomos del mismo elemento que se encuentran en el producto resultante. Por tanto, se cumple la Ley de la conservación de la materia.

Investiga

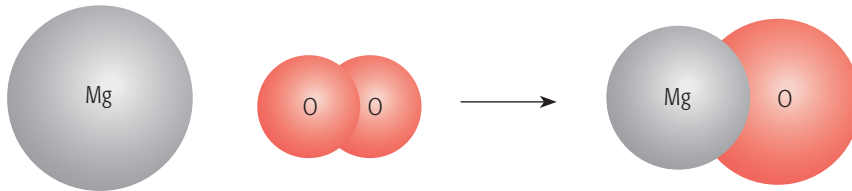
Sí un trozo de carbón contiene 10 mil millones de átomos de C, ¿cuántas moléculas de O_2 reaccionarán con él? ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formarán?

La ecuación para esta reacción es:



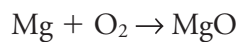
y se dice que está balanceada, ya que la cantidad de materia que hay en el primer término es igual a la del segundo. De esta misma manera analiza otra reacción.

2. El magnesio reacciona con el oxígeno para producir óxido de magnesio:



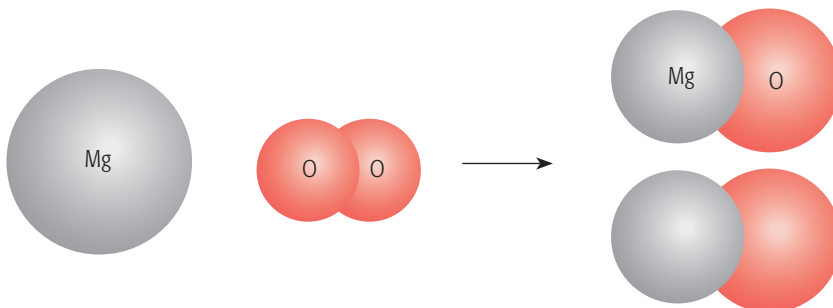
- ¿Cuántos átomos de magnesio hay en el primer término? _____
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en el primer término? _____
- ¿Cuántos átomos de magnesio hay en el segundo término? _____
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en el segundo término? _____
- La cantidad de átomos que hay en el primer término no es igual a la del segundo término. ¿Por qué? _____

Tal y como están representadas las moléculas de las sustancias, se escribe una ecuación:



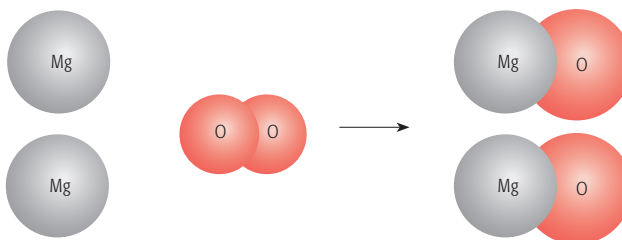
La ecuación no está balanceada, ya que en una ecuación química el número de átomos de cada elemento en ambos términos debe ser igual y aquí hay 2 de oxígeno en el primero y sólo 1 en el segundo. Lo que procede es igualar estas cantidades para *balancear* la ecuación.

Para que haya 2 átomos de oxígeno en el segundo término se necesitan 2 unidades fórmula de óxido de magnesio (MgO, MgO). No se debe escribir MgO₂, porque la fórmula se altera. Entonces, lo que se debe hacer es escribir un coeficiente antes de la fórmula de las sustancias:



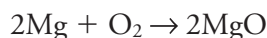
El problema del oxígeno está resuelto, pero, ¿sucedió lo mismo para el magnesio? ¿Por qué? _____

Lo que se debe hacer es que en el primer término haya 2 átomos de magnesio:



¿Se ha resuelto el problema ahora? _____

La ecuación balanceada es:



a) Átomos de magnesio en el primer término: _____

b) Átomos de oxígeno en el primer término: _____

c) Átomos de magnesio en el segundo término: _____

d) Átomos de oxígeno en el segundo término: _____

Recuerda que cuando se necesitan más átomos de los que se indican en una fórmula, se usan coeficientes que se escriben a la izquierda del símbolo o fórmula. Por ejemplo:

2Mg significa 2 átomos de Mg

2MgO significa 2 unidades fórmula de MgO donde hay 2 átomos de Mg y 2 de O

El coeficiente 1 se sobrentiende y no se escribe.

Para que comprendas mejor lo anterior, se exponen algunos ejemplos:

H_2O 1 molécula de agua donde hay 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno.

$2\text{H}_2\text{O}$ 2 moléculas de agua donde hay $2 \times 2 = 4$ átomos de hidrógeno y $2 \times 1 = 2$ de oxígeno.

$3\text{H}_2\text{O}$ 3 moléculas de agua donde hay $3 \times 2 = 6$ átomos de hidrógeno y $3 \times 1 = 3$ de oxígeno.

Ejercicio

6.1 Contesta en los espacios en blanco cuántos átomos de cada elemento hay en las siguientes fórmulas:

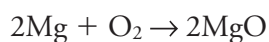
a) HCl _____ átomos de H y _____ átomos de Cl

b) 4HCl _____ átomos de H y _____ átomos de Cl

c) H_2SO_4 _____ átomos de H, _____ átomos de S y _____ átomos de O

d) $3\text{H}_2\text{SO}_4$ _____ átomos de H, _____ átomos de S y _____ átomos de O

Al procedimiento que se siguió para balancear la ecuación

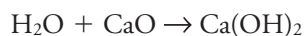


se le llama balanceo por *tanteo*.

Problemas resueltos

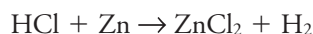
6.1 Emplea el método de tanteo para balancear las siguientes ecuaciones:

a)



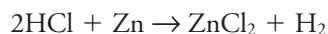
La ecuación está balanceada.

b)



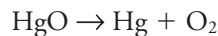
¿Está balanceada? _____. ¿Cuál es el problema? _____.

Entonces, si en el segundo término hay 2 átomos de hidrógeno y sólo 1 en el primer término, se puede resolver escribiendo dos veces el HCl:



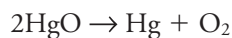
El problema se ha resuelto también para el cloro y la ecuación está balanceada.

c)



¿Está balanceada? _____. ¿Qué se debe escribir para que haya en el primer término 2 átomos de oxígeno? _____.

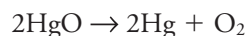
Si se escribe un 2 antes de HgO queda:



¿Cuál es el problema ahora? _____.

¿Qué se debe escribir para que haya 2 átomos de mercurio en el segundo término? _____.

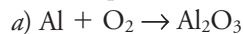
La ecuación queda de la siguiente manera:



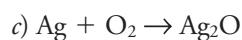
¿Está balanceada ahora? _____.

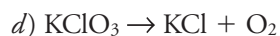
Ejercicio

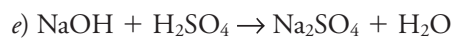
6.2 Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones:





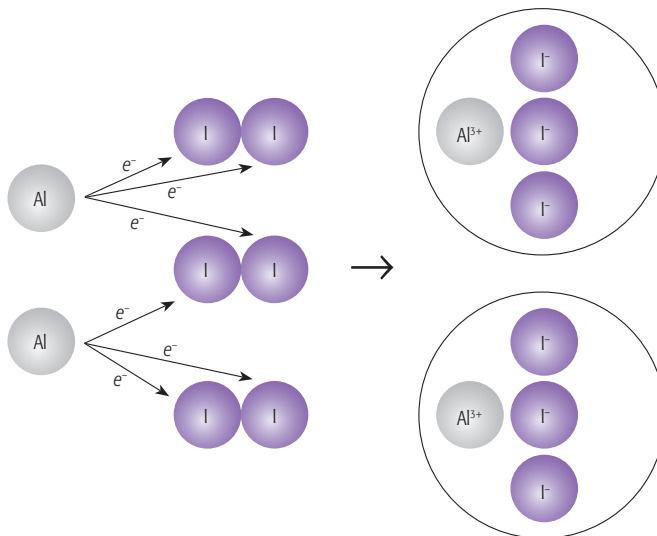






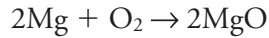
Método redox

En muchas reacciones químicas ocurre que los elementos que intervienen cambian su número de oxidación, esto es porque se han ganado o perdido electrones. A dichas reacciones se les llama de *oxidación-reducción*.



Para balancear ecuaciones de esta clase de reacciones se emplea el método de reducción-oxidación o en forma abreviada el método redox.

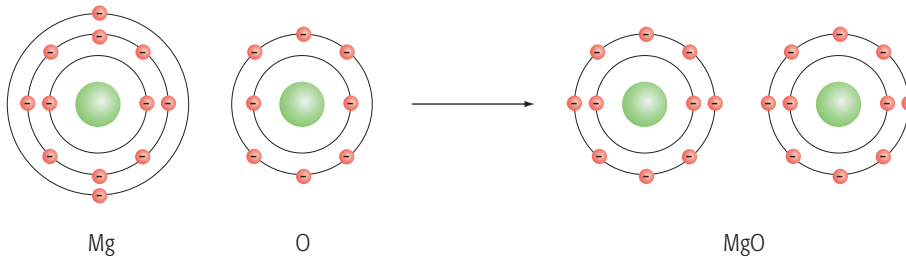
Cuando un elemento se combina con el oxígeno se dice que se oxida. Observa la siguiente ecuación:



¿Cuál elemento se combinó con el oxígeno? _____

En el primer término el número de oxidación del magnesio es 0 y el del oxígeno también es 0. Cuando un elemento no se encuentra combinado se dice que tiene un estado de oxidación 0.

Observa lo que ocurre cuando un átomo de magnesio se combina con un átomo de oxígeno para formar óxido de magnesio (MgO).

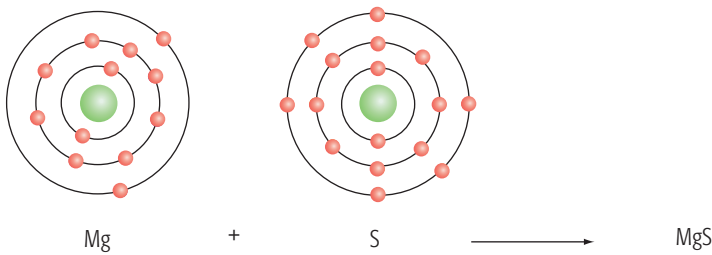


a) ¿Cuál elemento perdió electrones? _____

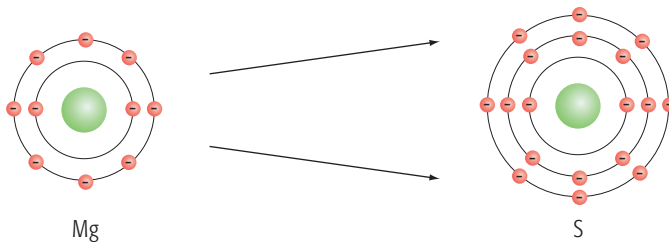
b) ¿Cuántos perdió? _____

El magnesio al oxidarse perdió 2 electrones y su número de oxidación es 2+. En resumen, el magnesio se oxidó porque se combinó con el oxígeno y durante este proceso perdió electrones y su número de oxidación fue de 0 a 2+.

Observa la siguiente ecuación:



Ahora observa el diagrama del producto:



a) ¿Cuál átomo perdió electrones? _____

b) ¿Cuál los ganó? _____

Investiga

¿Qué le ocurre a un clavo cuando se deja a la intemperie? ¿Con cuál componente del aire se combina?

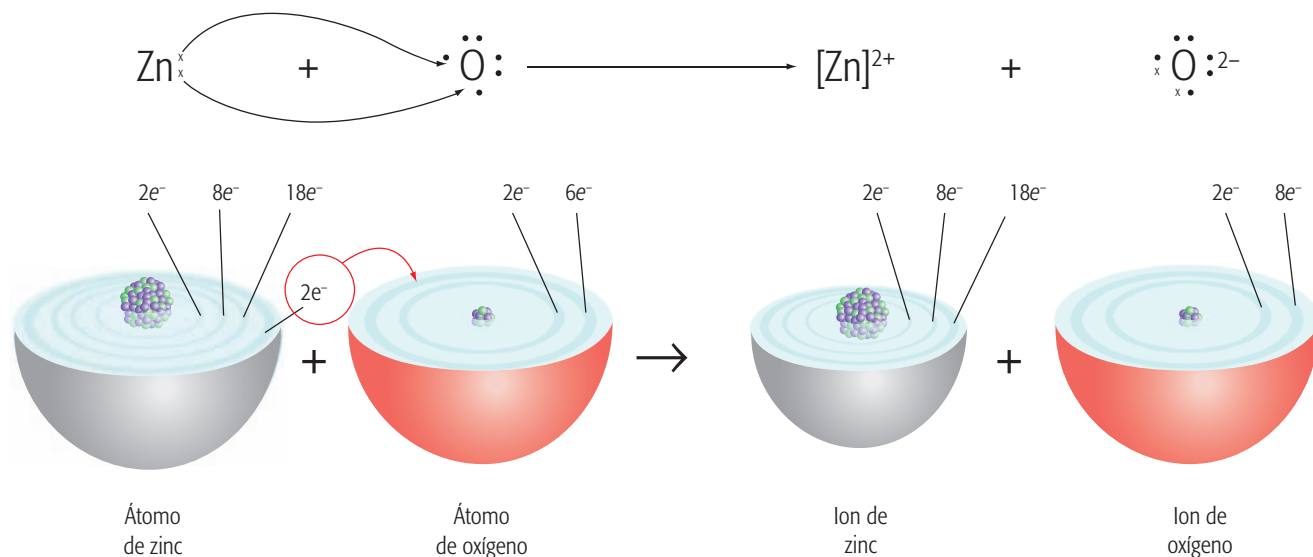


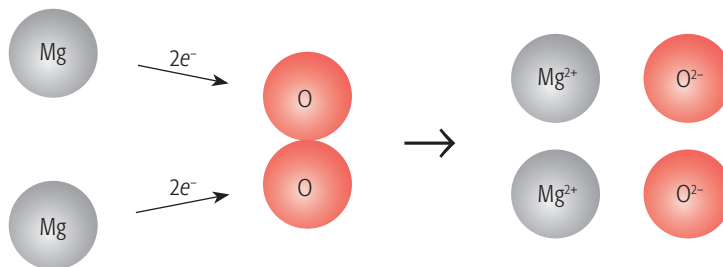
Figura 6.18 Formación de óxido de zinc. En la formación de óxido de zinc, el átomo de este elemento pierde 2 electrones durante la reacción y se convierte en un ion zinc. Su número de oxidación aumenta desde 0 hasta 2+. El átomo de oxígeno gana 2 electrones del zinc y se convierte en un ion óxido. Su número de oxidación disminuye desde 0 hasta 2-.

Oxidación

El sulfuro de magnesio también se oxida aunque no se haya combinado con el oxígeno, ya que perdió electrones y su número de oxidación aumentó.

El concepto moderno de oxidación establece que un átomo se oxida cuando:

- pierde electrones.
- su número de oxidación aumenta.



Reducción

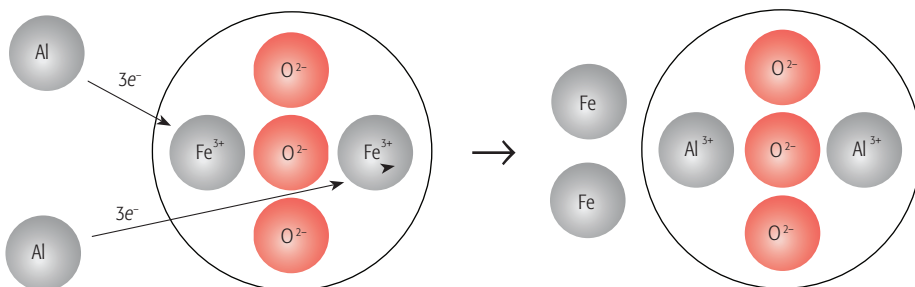
El proceso contrario a la oxidación es el de reducción. Por tanto, un átomo se reduce cuando:

- gana electrones.
- su número de oxidación disminuye.

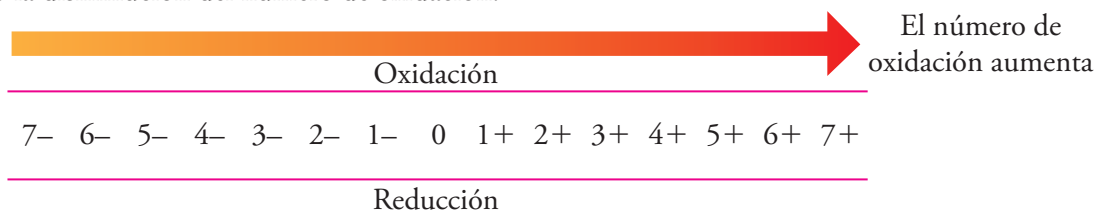
La palabra y su raíz

reducción (latín) *re* atrás, *ducere* perder

En una reacción de reducción, la adición de electrones tiene como resultado una reducción del número de oxidación de un átomo o un ion.



En la siguiente tabla se observa el sentido de la oxidación y la reducción de acuerdo con el aumento o la disminución del número de oxidación:



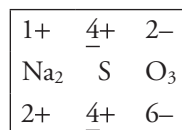
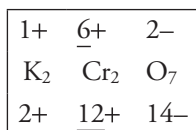
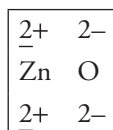
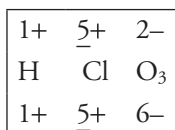
El número de oxidación disminuye

Asignación del número de oxidación

Para balancear ecuaciones con el método redox se debe recordar que:

- Cuando un elemento no se encuentra combinado, su número de oxidación es 0.
- El número de oxidación del hidrógeno es 1+.
- El número de oxidación del oxígeno es 2-.
- El número de oxidación de los elementos del grupo 1A de la tabla periódica es 1+.
- El número de oxidación de los elementos del grupo 2A de la tabla periódica es 2+.
- El número de oxidación del aluminio es 3+.
- El número de oxidación de los halógenos es 1- si en la molécula no hay oxígeno.
- El número de cargas positivas es igual al de negativas en una fórmula escrita correctamente.

Ejemplos:



Los números escritos sobre los símbolos indican los electrones perdidos (+) o ganados (-) por un átomo y los que se escriben debajo de los símbolos muestran el número total de electrones perdidos o ganados, contados todos los átomos de cada elemento. La suma de todas las cargas del compuesto debe ser 0 (cero), lo que indica la neutralidad electrónica.

Agente oxidante y agente reductor

Al elemento que se reduce se llama agente oxidante; al elemento que se oxida, agente reductor.

Ejercicio

6.3 Encuentra los números de oxidación de cada uno de los elementos que forman los siguientes compuestos:

- | | |
|---|---|
| a) NaOH _____ | d) LiNO ₃ _____ |
| b) H ₂ SO ₄ _____ | e) Mg(OH) ₂ _____ |
| c) ZnCl ₂ _____ | f) Al(ClO ₃) ₂ _____ |

¿Sabías que...?

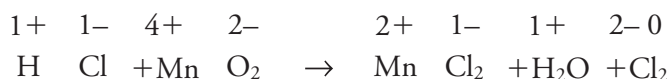
Las edades de Piedra, de Bronce y de Hierro son periodos históricos a los que se les da esos nombres por el material que se usaba con más frecuencia para hacer utensilios, durante cada uno de ellos. La edad de Bronce es anterior a la de Hierro porque se disponía con facilidad de los metales cobre y estaño, elementos que se funden para formar la aleación de bronce. El bronce es el más duro que el cobre y el estaño solos. La edad de Hierro es posterior, porque es más difícil reducir el hierro hasta su forma elemental. Se requiere fundirlo a una temperatura mayor que la del bronce.

Para balancear una ecuación por el método redox se realizan los siguientes pasos:

Paso 1. Se escribe la ecuación:



Paso 2. Se obtienen los números de oxidación de todos los elementos.



Paso 3. Se eliminan los números de oxidación que no hayan cambiado.

<u>1</u> + 1-		4+ <u>2</u> -		2+ <u>1</u> -		1+ <u>2</u>	-	0
HCl	+	MnO ₂	→	MnCl ₂	+	H ₂ O	+	Cl ₂
1-		4+		2+				0
HCl	+	MnO ₂	→	MnCl ₂	+	H ₂ O	+	Cl ₂

Paso 4. Se localizan los átomos que alteraron su estado de oxidación.

Cloro: pasa de 1- a 0

Manganeso: pasa de 4+ a 2+

Paso 5. Se indican los números de oxidación en que se han oxidado o reducido estos átomos para conocer el número de electrones perdidos y ganados:

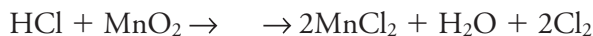
El **cloro** se oxida al pasar de 1- a 0 y se multiplica por 2, ya que en el segundo término hay 2 átomos de cloro (Cl₂).

El **manganeso** se reduce en dos números de oxidación al pasar de 4+ a 2+ y se multiplica por 1, ya que en el segundo término hay 1 átomo de manganeso.

Cl: pierde $1 \times 2 = 2$ electrones

Mn: gana $2 \times 1 = 2$ electrones.

Paso 6. Los números obtenidos se intercambian y se escriben como coeficientes en las fórmulas donde estaban los átomos afectados.



Estos números son la base para obtener los coeficientes necesarios en las demás fórmulas para balancear la ecuación.



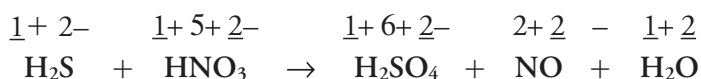
Paso 7. Si los coeficientes tienen un divisor común se simplifican. En este ejemplo son divisibles entre 2.



La ecuación está balanceada.

En el siguiente ejemplo, se simplifican los pasos anteriores:

Ecuación con números de oxidación de todos los átomos, pero se eliminan los que se repiten, siempre y cuando pertenezcan al mismo elemento.



Se determina cuál se oxida y cuál se reduce:

Azufre: se oxida en 8 números de oxidación $\times 1 = 8$

Nitrógeno: se reduce en 3 números de oxidación $\times 1 = 3$

Se intercambia coeficientes:

$$8 \times 1 = 8 \text{ del azufre } 3S$$

$$3 \times 1 = 3 \text{ del nitrógeno } 8N$$

Se escribe la ecuación con los coeficientes obtenidos.



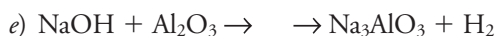
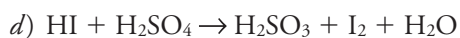
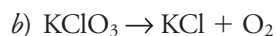
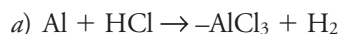
Se toman como base estos coeficientes para calcular los restantes.



La ecuación está balanceada.

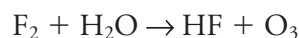
Ejercicio

6.4 Balancea por el método redox las siguientes ecuaciones:

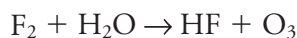


Método algebraico

Este método consiste en formar una serie de ecuaciones para cada elemento del primero y segundo términos de la ecuación. Para balancear la siguiente ecuación



se procede de la siguiente forma. En primer lugar se asignan letras diferentes a cada una de las fórmulas en ambos términos.

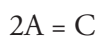


En seguida se forman las ecuaciones sustituyendo el elemento por la letra sin olvidar los subíndices, los que pasan a ser coeficientes de las letras escogidas.

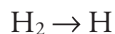
Si



entonces



y si



$$2\text{B} = \text{C}$$

luego



$$\text{B} = 3\text{D}$$

Se obtienen tres ecuaciones: $2\text{A} = \text{C}$, $2\text{B} = \text{C}$ y $\text{B} = 3\text{D}$ con cuatro incógnitas.

Se asigna un valor arbitrario a una de las incógnitas para resolver las ecuaciones. Por ejemplo, si se asigna el valor 2 a C.

$$\text{C} = 2$$

$$2\text{A} = \text{C} \quad 2\text{B} = \text{C} \quad 3\text{D} = \text{B}$$

$$2\text{A} = 2 \quad 2\text{B} = 2 \quad 3\text{D} = 1$$

$$\text{A} = \frac{2}{2} \quad \text{B} = \frac{2}{2} \quad \text{D} = \frac{1}{3}$$

$$\text{A} = 1 \quad \text{B} = 1$$

Los valores obtenidos son:

$$\text{A} = 1, \quad \text{B} = 1, \quad \text{C} = 2, \quad \text{D} = \frac{1}{3}$$

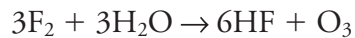
Se elimina el coeficiente fraccionario multiplicando todos los coeficientes por el denominador 3 y queda:

$$\text{A} = 3, \quad \text{B} = 3, \quad \text{C} = 6 \quad \text{y} \quad \text{D} = 1$$

Se trasladan estos valores a la ecuación original:



Se comprueba:



$$6 \text{ — F — } 6$$

$$6 \text{ — H — } 6$$

$$3 \text{ — O — } 3$$

Ejercicio

6.5 Balancea por el método algebraico la siguiente ecuación:



$\underline{\hspace{2cm}}$

$\underline{\hspace{2cm}}$

$\underline{\hspace{2cm}}$

Lectura

Fertilizantes producidos por los rayos solares

¿Sabías que uno de los nutrientes más necesarios para las plantas es el nitrógeno? A pesar de que el aire que rodea a la Tierra está constituido por casi 80% de nitrógeno, en forma de moléculas de N_2 , este nitrógeno no pueden usarlo la mayoría de las plantas y los animales. Para ello, el nitrógeno del aire tiene que pasar por un proceso que se llama fijación de nitrógeno.

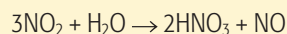
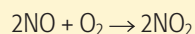
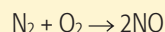
Las plantas pueden usar el nitrógeno cuando éste se encuentra en forma de ión amonio, NH_4^+ , en donde el nitrógeno tiene un número de oxidación de 3-, pero también pueden emplear ión nitrato, NO_3^- , donde el número de oxidación del nitrógeno es de 5+.

Fijación del nitrógeno Las plantas pueden obtener el nitrógeno para fijar en tres formas diferentes: por la acción de los rayos solares, por las bacterias fijadoras de nitrógeno, que viven en las raíces de algunas plantas o en el suelo y por reacciones comerciales de síntesis, como en el proceso Haber para obtener amoníaco.

El nitrógeno es un gas bastante inerte porque el enlace triple del N_2 es fuerte y no se rompe con facilidad. Sin embargo, la energía excepcionalmente grande y la alta temperatura de los rayos solares pueden romper los enlaces con facilidad y permitir la recombinación de los gases atmosféricos.

Reacciones producidas por los rayos solares Durante el proceso de fijación por medio de los rayos solares, el nitrógeno y el oxígeno se combinan para formar monóxido de nitrógeno. Después, este compuesto se combina con más oxígeno

para formar dióxido de nitrógeno, el cual se mezcla con el agua del aire para constituir ácido nítrico y más monóxido de nitrógeno, que queda disponible para continuar el ciclo.



Producción de fertilizantes El pH normal de la lluvia es ligeramente ácido, debido en parte al ácido nítrico disuelto, HNO_3 , que proviene de la fijación de nitrógeno. Cuando la lluvia llega al suelo, las bacterias convierten los iones nitrato en iones amonio.

¿Cómo es el método natural de la fijación de nitrógeno comparado con los métodos comerciales de producción de nitrógeno apto para su fijación? Puedes pensar que los rayos solares no son tan comunes, pero se ha calculado que en la superficie terrestre hay alrededor de 10 000 tormentas eléctricas por día. Visto de otra forma, los rayos solares colisionan con el planeta, en total, 100 veces por segundo. Cada año se fijan aproximadamente 10 000 millones de kilogramos de nitrógeno proveniente de la atmósfera. Los agentes biológicos, como las bacterias, fijan cerca de 100 000 millones de kilogramos de nitrógeno al año y una cantidad igual se fija por medio de la manufactura de fertilizantes y otros procesos industriales.

Adaptada de John S. Phillips, Victor S. Strozak, Cheryl Wistrom, *Química. Conceptos y aplicaciones*, México, McGraw-Hill Interamericana Editores, 2007, p. 571.

Palabras clave

catalizador, 198

ecuación química, 186

entalpía, 189

entropía, 193

oxidación, 208

productos, 180

reacciones químicas, 180

reactivos, 180

redox, 206

reducción, 208

unidad fórmula, 202

velocidad de reacción, 195

Lo que aprendí

6.1 Toma del siguiente listado la expresión que complete los enunciados y escríbela al final de los mismos.

reacción química ecuación química reactivos productos síntesis sustitución simple exotérmica

a) Unión química de dos o más elementos para formar un único compuesto.

b) Es la representación de un cambio químico con fórmulas de las sustancias.

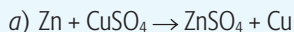
c) Fenómeno químico.

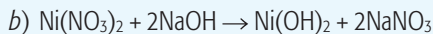
d) Ocurren cuando un átomo o grupo de átomos reemplazan a otros átomos diferentes que forman un compuesto.

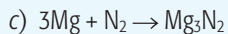
e) Reacción química que al efectuarse admite calor.

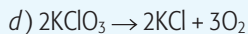
f) Al producirse óxido de hierro (II) por la combinación de hierro con oxígeno del aire, oxígeno y el hierro reciben el nombre de:

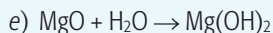
6.2 Escribe sobre la línea a qué reacción (adición, análisis, sustitución simple, sustitución doble, iónicas, reversibles) representan las siguientes ecuaciones.

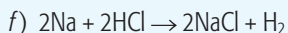












6.3 Contesta de manera breve:

a) ¿A qué se llama velocidad de reacción?

b) ¿Cuáles son los factores que afectan la velocidad de reacción?

c) ¿A qué se llama catalizador?

d) ¿Qué es una reacción endotérmica?

6.4 Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones:

a) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$

b) $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$

6.5 Balancea por el método redox las siguientes ecuaciones:

a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$

b) $\text{HCl} + \text{Si} \rightarrow \text{SiCl}_4 + \text{H}_2$

c) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

d) $\text{MnO} + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

6.6 Balancea por el método algebraico las siguientes ecuaciones.

a) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$

b) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$

Unidad 7

Estequiometría

Es de suma importancia conocer la cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química para poder lograr un aprovechamiento óptimo de los materiales.

Contenido

¿Cuánto sabes?

7.1 Estequiometría

7.2 Cálculos estequiométricos

Lectura El alcohol metílico: ¿combustible con futuro?

7.3 Normalización de volúmenes

7.4 Contaminación del aire

Lectura Contaminación del agua

Manos a la obra Ley de Boyle y ley de Charles

Actividades Lo que aprendí





Objetivo de la unidad

El estudiante reconocerá la trascendencia de determinar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química, identificando con una actitud crítica y responsable la importancia de estos cálculos en el análisis cuantitativo de procesos que tienen repercusiones socioeconómicas y ecológicas.

¿Cuánto sabes?

1. Desde el punto de vista de las matemáticas ¿qué entiendes por cantidades proporcionales?
2. ¿A qué se refiere la masa molecular?
3. ¿Cuántos átomos de fósforo (P) hay en la siguiente expresión? $3\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
4. ¿Qué clase de compuestos se representan con unidades fórmula?
5. Si en un grupo de 30 alumnos 20% son mujeres. ¿Cuántas mujeres hay en dicho grupo?
6. ¿Qué representa una fórmula empírica?
7. ¿Qué representa una fórmula molecular?
8. ¿Qué ocurre con el tamaño de un globo que contiene gas cuando la temperatura disminuye?

La palabra y su raíz

estequiometría *Stoichen* (griego) elemento o parte, *metreon* (griego) medida.

La estequiometría cuenta las partículas individuales de las sustancias por medio de mediciones macroscópicas, como la masa o el volumen, en el caso de los gases.

Introducción

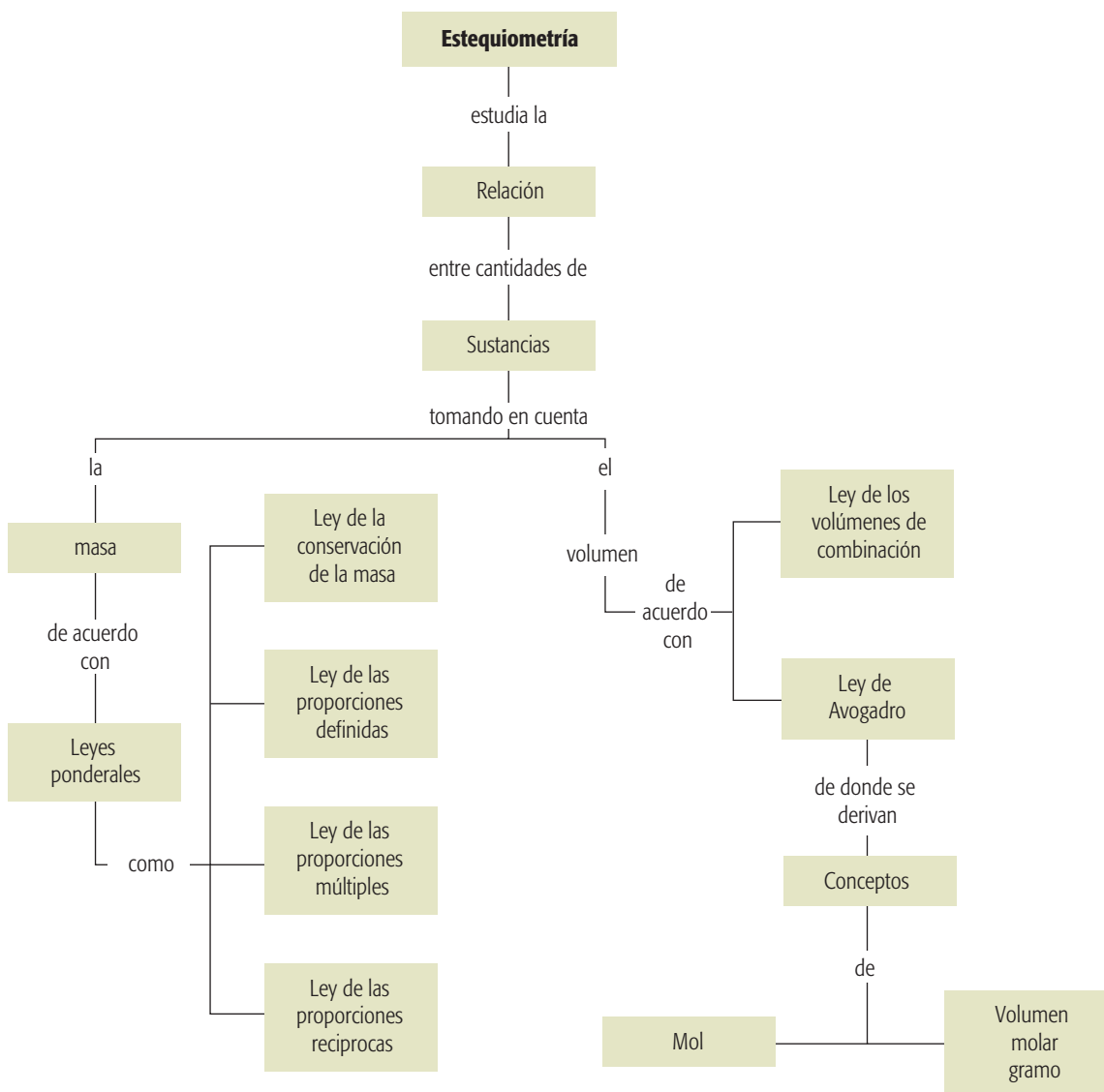
Una pregunta básica en un laboratorio de química es: ¿qué cantidad de productos se obtendrán a partir de cantidades específicas de las materias primas (reactivos)?

En la unidad anterior, al tratar el tema de las ecuaciones químicas se hizo notar que el número de átomos de los reactivos debe ser igual al de los productos. Las ecuaciones químicas balanceadas son de importancia en términos de cantidad tanto de reactivos como de productos.

En esta unidad se verá la parte de la química que trata los cálculos de masa o volumen de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y que recibe el nombre de estequiometría.

7.1 Estequiometría

Mapa conceptual 7.1



Leyes ponderales

Las combinaciones de la materia se efectúan según leyes fijas, las cuales se dividen en dos grandes grupos: *ponderales* o de los pesos (masas) y *volumétricas* o de los volúmenes.

Ley de la conservación de la masa Esta ley fue establecida en 1774 por Antoine Laurent Lavoisier. Se enuncia de diversas maneras, una de éstas indica que en cantidades ponderables, en toda reacción o proceso químico, la masa total de las sustancias que intervienen permanece invariable antes y después del fenómeno. Esta ley afecta la forma como deben escribirse las ecuaciones químicas. El número de átomos de cada elemento debe ser igual en ambos miembros de la ecuación.

La palabra y su raíz

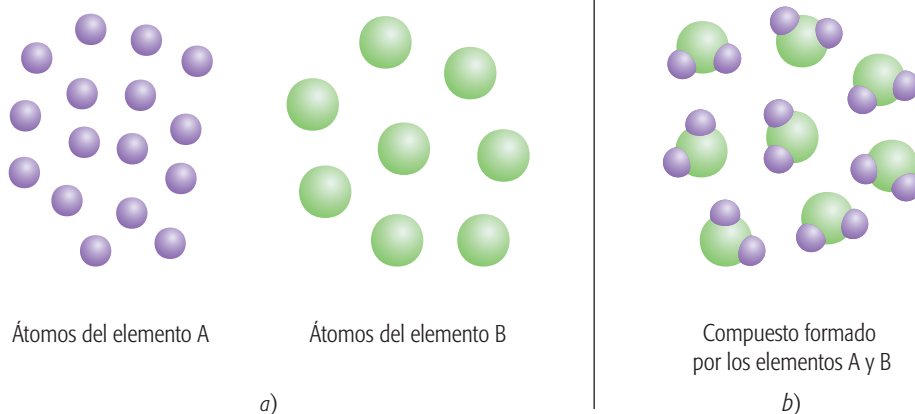
ponderable (latín) *ponderere* ponderar.
Pesar con la balanza, determinar un peso.

¿Sabías que...?

A la pirita de hierro, FeS_2 , se le llamó el oro de los tontos, pues se parece mucho al oro y por ello engañó a los inocentes. La composición de la masa de la pirita es de 46.5% de hierro y 53.5% de azufre. Estas proporciones son las mismas en todas las muestras de pirita, es decir, son independientes del origen o cantidad de la sustancia.

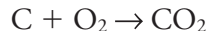
Figura 7.1 Compuesto formado por átomos de los elementos A y B.

Ley de las proporciones definidas A esta ley también se le conoce como Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust, en honor a su autor en 1801. El enunciado dice: dos o más elementos que se combinan para formar un compuesto dado, lo hacen siempre en la misma proporción.



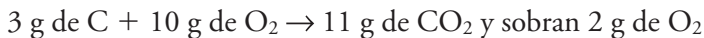
En este caso, la relación de átomos del elemento A y átomos del elemento B es 2:1, como se muestra en la figura 7.1.

En la siguiente reacción del carbono (C) con oxígeno (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) se tiene:

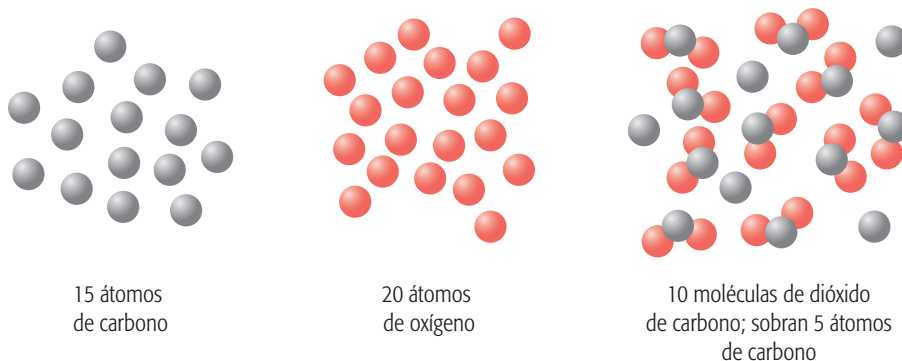


La proporción del peso del carbono con respecto a la de oxígeno siempre es 3:8; es decir, que por cada tres partes en peso de carbono habrá invariablemente 8 de oxígeno.

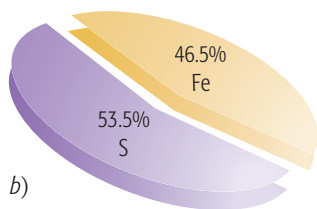
Observa el siguiente ejemplo:



En la fórmula CO_2 , la proporción de los átomos es 1:2, es decir, que por cada átomo de carbono habrá dos de oxígeno. Observa la siguiente figura.



a)



b)

Figura 7.2 La pirita de hierro
a) Una muestra de FeS_2 de origen natural. b) Composición de la pirita de hierro.

Figura 7.3 Ley de las proporciones definidas o constantes Al observar el número de átomos de carbono y de oxígeno y el número de moléculas de dióxido de carbono que se forman, se aprecia que sobran 5 átomos de carbono, ya que la proporción es dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

Ley de las proporciones múltiples o de Dalton Relaciona los pesos de dos elementos cuando éstos se pueden combinar en distintas proporciones para formar más de un compuesto. Además, establece que diferentes cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento, para formar diversos compuestos, se hallan en *relación sencilla* que se puede expresar en *números enteros*.

Para formar agua (H_2O) se combinan
2 g de hidrógeno con 16 de oxígeno.

Para formar agua oxigenada (H_2O_2) se combinan
2 g de hidrógeno con 32 de oxígeno.

La relación entre los pesos variables del oxígeno (16 y 32), que se combinan con el peso fijo del hidrógeno, se expresa 1:2, para el agua y de 1:1 para el peróxido.

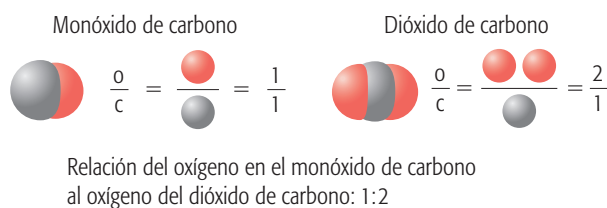


Figura 7.4 Un ejemplo de la ley de proporciones múltiples.

Ley de las proporciones recíprocas Esta ley es conocida también como Ley de Richter y se enuncia de la siguiente manera: los pesos de los diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos *relativos* de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien *múltiplos* o *submúltiplos* de estos pesos.

Por ejemplo, el hidrógeno se combina con el carbono, con el cloro y con el nitrógeno para formar, respectivamente:

metano: CH_4
ácido clorhídrico: HCl
amoníaco: NH_3

La relación de los pesos de los componentes es:

CH_4 : 12 g de C con 4g de H o bien, 3 g de C con 1 g de H

HCl : 35.4 g de Cl con 1 g de H

NH_3 : 14 g de N con 3 g de H o bien, 4.66 g de N con 1 g de H

Los pesos de los distintos elementos (3, 35.4 y 4.62 g) que se combinan con un peso constante de H (1) indican directamente, o multiplicados por el mismo entero, la proporción en que se combinan entre sí el carbono, el cloro y el nitrógeno.

Ley de los volúmenes de combinación Al estudiar las reacciones entre sustancias gaseosas en 1808, Gay-Lussac observó que el volumen del gas resultante era menor o igual al de la suma de los volúmenes de los gases que se combinan, por lo que estableció que los volúmenes de los gases que se combinan o se producen en una reacción química están siempre en una relación de números enteros simples: 1 a 1, 3 a 2, 2 a 1, etcétera (figura 7.5).

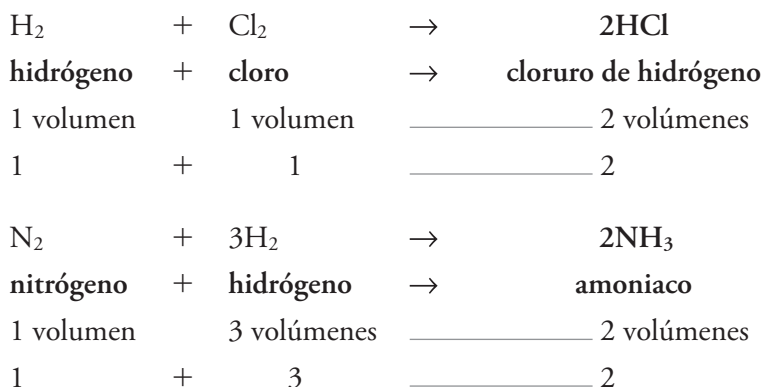
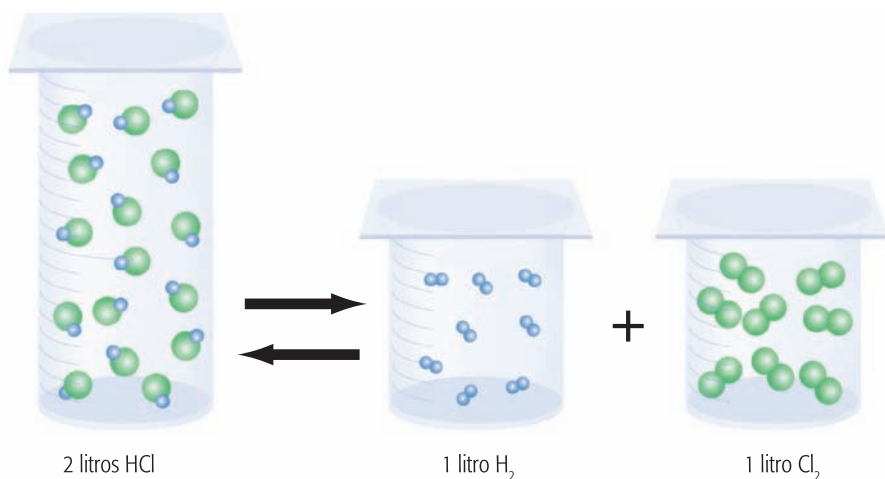


Figura 7.5 Comparación de volúmenes en las reacciones de los gases. Cuando dos litros de cloruro de hidrógeno se descomponen para formar hidrógeno y cloro gaseosos, se forman volúmenes iguales de estos gases, es decir, 1 L de cada uno. La proporción de hidrógeno y cloro es 1 a 1 y la proporción del volumen de hidrógeno con el del cloruro de hidrógeno es de 1/2 a 1 o 1 a 2, una proporción igual a la del cloro con cloruro de hidrógeno.



Ley de Avogadro Avogadro estableció que volúmenes iguales de todos los gases, a igual presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas. Por ejemplo, en un litro de hidrógeno y un litro de oxígeno, ambos a la misma presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas (figura 7.6).

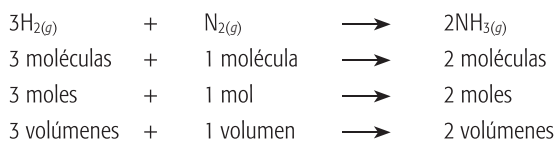
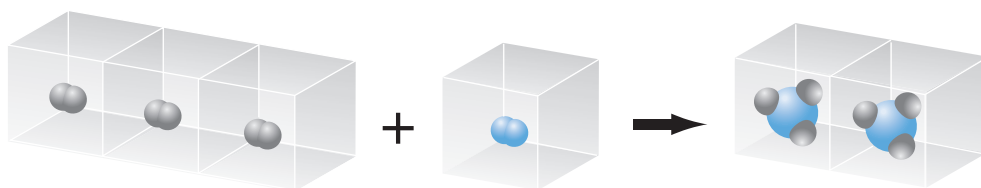


Figura 7.6 Ley de Avogadro.

Mol

El *mol* o *molécula gramo* es la masa molecular expresada en gramos; se le llama también *masa molar*.

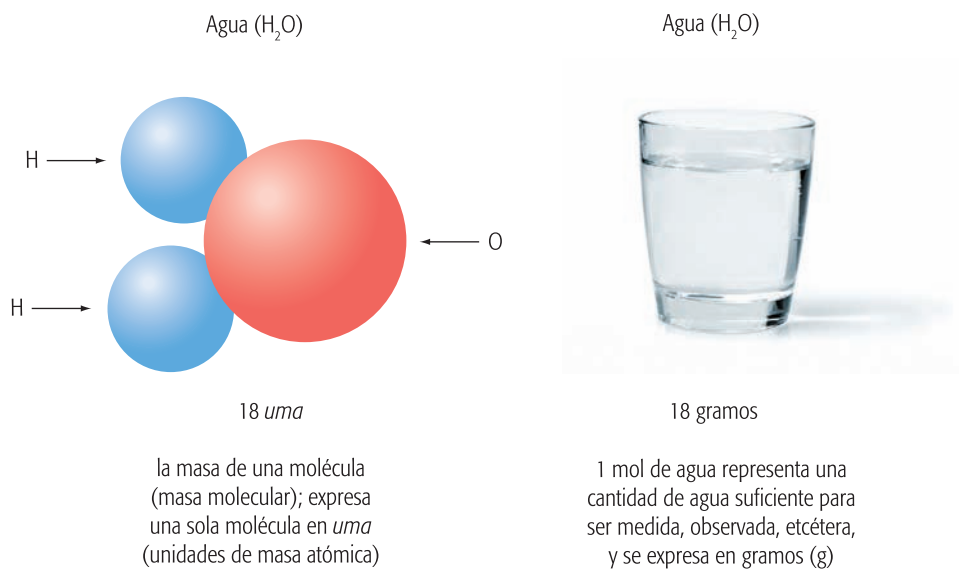


Figura 7.7 Comparación de la masa de una molécula de agua y una mol de esta sustancia

Para determinar la mol de cualquier sustancia se calcula su masa molecular en *uma* y la cantidad obtenida se expresa en gramos.

A continuación se presentan dos ejemplos para calcular la masa de 1 mol de carbonato de calcio (CaCO₃) y de 3 mol de ácido nítrico (HNO₃). (Las masas atómicas de cada elemento se encuentran en la tabla periódica, en la unidad 3.)

a) CaCO₃

$$\text{Ca: } 40 \text{ uma} \times 1 = 40 \text{ uma}$$

$$\text{C: } 12 \text{ uma} \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$\text{O: } 16 \text{ uma} \times 3 = 48 \text{ uma}$$

$$100 \text{ uma masa de una unidad fórmula de CaCO}_3$$

$$100 \text{ g masa de una mol de CaCO}_3$$

Si se quiere averiguar cuántos gramos hay en 3HNO₃ (3 moles de ácido nítrico), en primer lugar se obtiene la masa molecular de esta sustancia:

b) HNO₃

$$\text{H: } 1 \times 1 = 1 \text{ uma}$$

$$\text{N: } 14 \times 1 = 14 \text{ uma}$$

$$\text{O: } 16 \times 3 = 48 \text{ uma}$$

$$\hline 63 \text{ uma}$$

La masa molecular se expresa en gramos (63 g) y en seguida se multiplica por 3 (63 × 3 = 189 g).

$$3\text{HNO}_3 = 189 \text{ g}$$

Número de Avogadro

El número de moléculas que existen en una mol es igual a 6.02×10^{23} . Este número tan grande lleva el nombre de **número de Avogadro**. Esto indica que en una mol de cualquier sustancia hay 602 000 000 000 000 000 000 000 (seiscientos dos mil trillones) de moléculas o de unidades fórmula.

¿Sabías que...?

La masa de los átomos se mide en unidades de masa atómica (*uma*) lo mismo que la masa de las moléculas. La masa molecular gramo o masa molar se mide, generalmente, en gramos (g).



Figura 7.8 Masa molar de algunos compuestos. Cada muestra contiene 6.02×10^{23} moléculas de un compuesto covalente o 6.02×10^{23} unidades fórmula de un compuesto iónico. Cada compuesto tiene su propia masa molar.

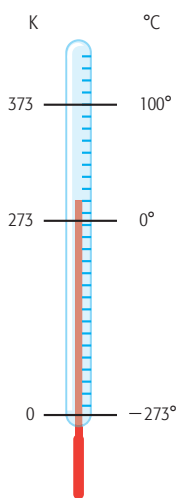
Ejercicio

7.1 Calcula en gramos o moles lo que se indica a continuación:

- a) H_2SO_4 : _____ g
 b) 3HCl : _____ g
 c) $5\text{Ca}(\text{OH})_2$: _____ g
 d) 100 g CaCO_3 : _____ mol
 e) 100 g H_2O : _____ mol

¿Sabías que...?

El cero absoluto en kelvins es igual a -273°C .



Escalas Celsius y Kelvin.

Volumen molar

El volumen que ocupa una mol de cualquier gas en condiciones normales o estándar de presión y de temperatura (TPN) es igual a 22.4 L y se llama **volumen molar**.

- Presión normal = 1 atm = 760 mm de Hg (torr); temperatura normal = $0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$
- 3 moles de cualquier gas ocupan: $22.4\text{ L} \times 3 = 67.2\text{ L}$
- 0.5 mol ocupan: $22.4\text{ L} \times 0.5 = 11.2\text{ L}$

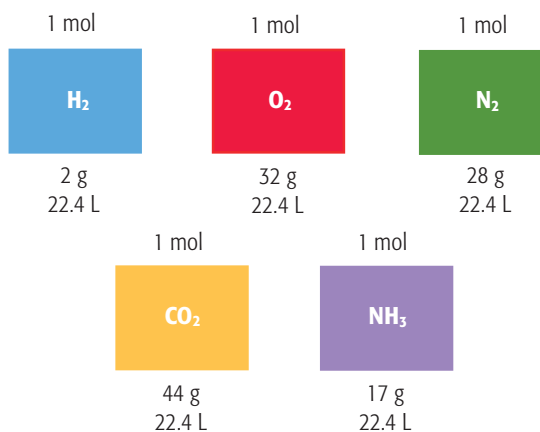


Figura 7.9 Volumen molar de los gases. Un mol de cualquier gas a TPN ocupa 22.4 L.

Problemas resueltos

Aplica los conocimientos adquiridos hasta ahora en la resolución de problemas.

7.1 ¿Cuántos gramos de oxígeno habrá en 10 L de este gas medidos en condiciones TPN (condiciones normales de presión y temperatura: 1 atm y 273 K)?

En primer lugar se obtiene la masa de una mol de oxígeno (O₂).



$$\text{O: } 16 \text{ g} \times 2 = 32 \text{ g}$$

Esos 32 g ocupan un volumen de 22.4 L. Se plantea el problema y se realizan las operaciones correspondientes para llegar a la solución.

$$32 \text{ g} \text{ ————— } 22.4 \text{ L}$$

$$x \text{ g} \text{ ————— } 10 \text{ L}$$

$$x = \frac{32 \text{ g} \times 10 \text{ L}}{22.4 \text{ L}}$$

$$x = 14.3 \text{ g}$$

7.2 ¿Qué volumen ocupan 56 g de nitrógeno medidos en condiciones TPN?



$$\text{N}_2: 14 \times 2 = 28 \text{ g}$$

$$28 \text{ g} \text{ ————— } 22.4 \text{ L}$$

$$56 \text{ g} \text{ ————— } x \text{ L}$$

Se plantea y se resuelve:

$$x = \frac{56 \text{ g} \times 22.4 \text{ L}}{28 \text{ g}}$$

$$x = 44.8 \text{ L}$$

Ejercicio

7.2 Resuelve los siguientes problemas en condiciones TPN.

a) Masa de 67.2 L de O₂ _____ g

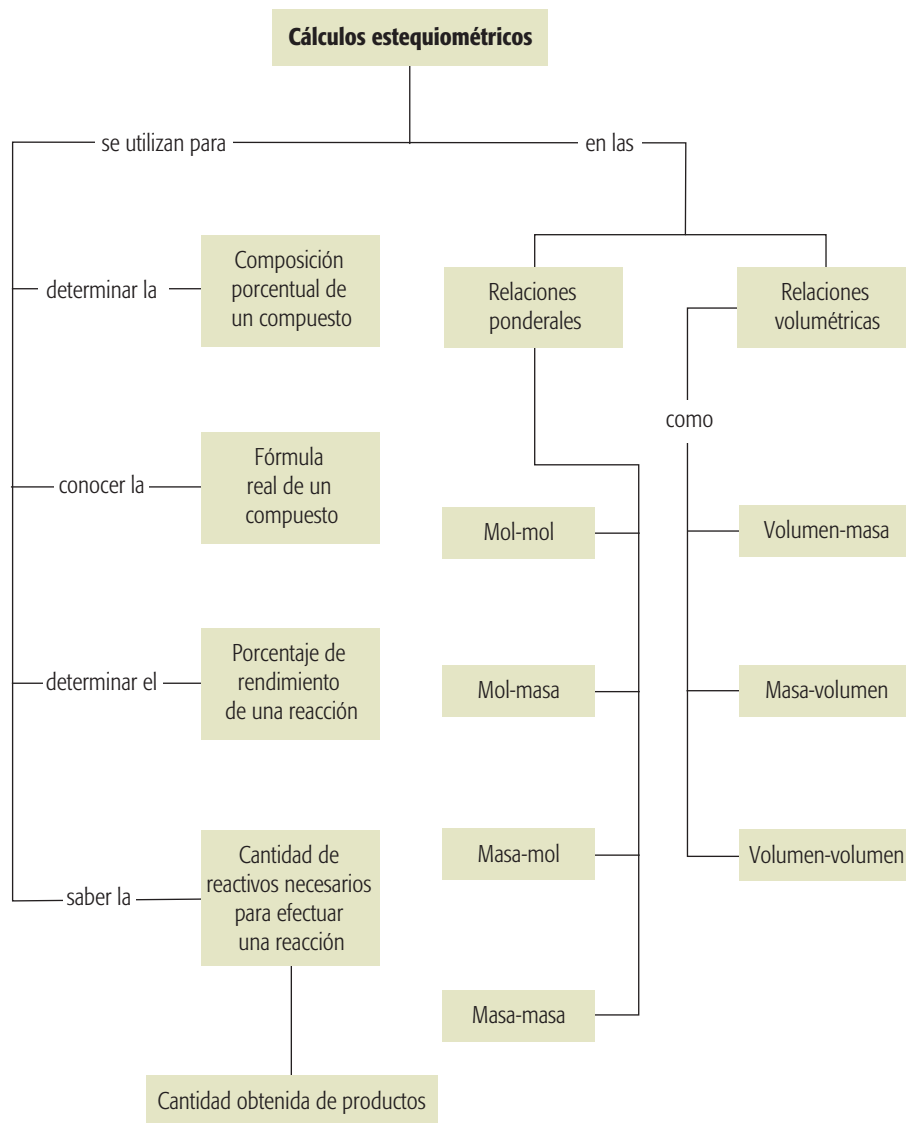
b) Volumen de 5 g de CO₂: _____ L

c) Masa de 20 L de H₂: _____ g

d) Volumen de 20 g de NH₃: _____ L

7.2 Cálculos estequiométricos

Mapa conceptual 7.2



¿Sabías que...?

La masa de los átomos se concentra en su núcleo y la unidad para medirla es $\frac{1}{12}$ de la masa del isótopo 12 de carbono llamado unidad de masa atómica (*uma*).

Has visto que las sustancias químicas se representan mediante fórmulas y que éstas muestran la composición atómica de los compuestos, con los símbolos de los elementos presentes en tales sustancias. Así, NaCl es la fórmula del cloruro de sodio, donde los constituyentes son el sodio (Na) y el cloro (Cl). Los subíndices se emplean para indicar el número relativo de átomos de cada elemento, el subíndice uno (1) no se escribe.

Por ejemplo, la fórmula del agua, H₂O, indica que cada molécula contiene 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno; la fórmula del cloruro de sodio, NaCl, muestra la presencia de igual número de átomos de los elementos sodio y cloro; la fórmula del sulfato de aluminio, Al₂(SO₄)₃, especifica 2 átomos de aluminio, Al, por cada 3 grupos sulfato, SO₄; a su vez, cada grupo de sulfato tiene un átomo de azufre y 4 de oxígeno, por lo que la fórmula Al₂(SO₄)₃ contiene en total 2 átomos de aluminio, 3 de azufre y 12 de oxígeno.

Composición porcentual

Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales en su masa; es por eso que las masas atómicas que aparecen en la tabla periódica son fraccionarias y corresponden al promedio ponderado de las masas de los distintos isótopos que forman un elemento dado.

La siguiente tabla muestra ejemplos del entero más próximo a la masa atómica para facilitar los cálculos.

Elemento	Símbolo	Masa atómica	Entero más próximo
Hidrógeno	H	1.00797 <i>uma</i>	1
Oxígeno	O	15.9994 <i>uma</i>	16
Carbono	C	12.01115 <i>uma</i>	12
Magnesio	Mg	24.312 <i>uma</i>	24

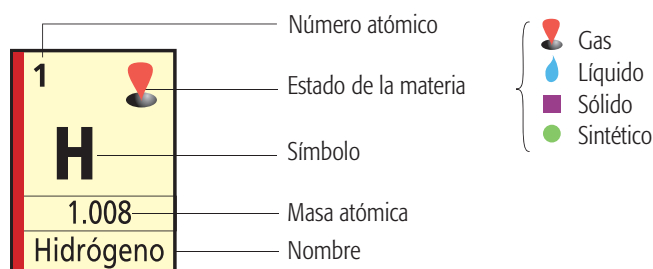


Figura 7.10 Casilla de la tabla periódica. Aquí se proporcionan los datos esenciales de cada elemento.

Ejercicio

7.3 Consulta la tabla periódica y contesta los datos que se piden:

Elemento	Símbolo	Masa atómica (<i>uma</i>)	Entero más próximo
Sodio			
Nitrógeno			
Calcio			
Aluminio			
Fósforo			

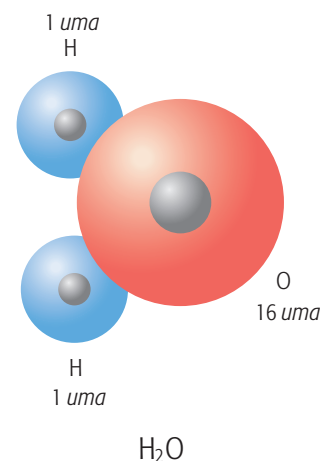


Figura 7.11 Masa molecular del agua.

Las moléculas están constituidas por dos o más átomos y para obtener la masa (masa molecular) se suman las masas atómicas de los átomos que las constituyen. Observa el ejemplo.

Una molécula de agua (H_2O) está formada por dos átomos de hidrógeno cuya masa atómica es 1 *uma* y 1 átomo de oxígeno cuya masa atómica es 16 *uma*. Si se suman las masas de estos átomos, se obtienen 18 *uma*, que es la masa molecular del agua.



$$\begin{array}{r} \text{H: } 1 \times 2 = \quad 2 \text{ uma} \\ \text{O: } 16 \times 1 = \quad 16 \text{ uma} \\ \hline 18 \text{ uma masa molecular} \end{array}$$

Como se puede observar, la masa de cada átomo se multiplica por el número de átomos que forman parte de la molécula.

En los compuestos iónicos se toma en cuenta la unidad fórmula, por ejemplo: el NaCl está formado por el ion Na^+ y el ion Cl^- . Para obtener la masa fórmula se suman las masas atómicas del sodio y el cloro.

$$\begin{array}{r} \text{Na: } 23 \times 1 = \quad 23 \text{ uma} \\ \text{Cl: } 35.5 \times 1 = \quad 35.5 \text{ uma} \\ \hline 58.5 \text{ uma masa fórmula} \end{array}$$

Observa que los cálculos son idénticos para obtener la masa molecular y la masa fórmula: el término masa molecular sólo se aplica a los compuestos que están formados por moléculas con enlaces covalentes, mientras que la masa fórmula se utiliza para los compuestos iónicos formados por enlaces iónicos.

Para obtener la masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4) se multiplica por 2 la masa atómica del hidrógeno (H), por 1 la masa atómica del azufre (S) y por 4 la masa atómica del oxígeno (O), sumando al final dichos productos.



$$\begin{array}{r} \text{H: } 1 \times 2 = \quad 2 \text{ uma} \\ \text{S: } 32 \times 1 = \quad 32 \text{ uma} \\ \text{O: } 16 \times 4 = \quad 64 \text{ uma} \\ \hline 98 \text{ uma masa molecular} \end{array}$$

Ahora, se obtendrá la masa fórmula del fosfato de calcio.



Como te puedes dar cuenta, el (PO_4) está afectado por el subíndice 2, $(\text{PO}_4)_2$, lo cual indica que hay 2 átomos de fósforo (P) y 8 de oxígeno (O).



$$\begin{array}{r} \text{Ca: } 40 \times 3 = \quad 120 \text{ uma} \\ \text{P: } 31 \times 2 = \quad 62 \text{ uma} \\ \text{O: } 16 \times 8 = \quad 128 \text{ uma} \\ \hline 310 \text{ uma masa fórmula} \end{array}$$

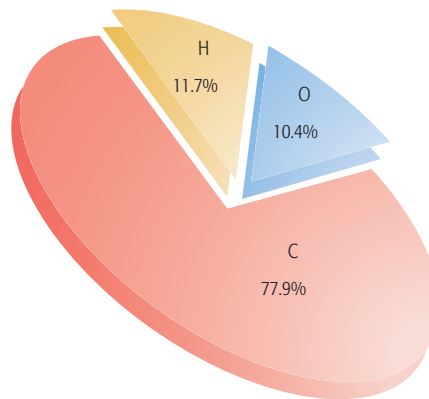
Ejercicio

7.4 Calcula, aproximando a números enteros, la masa molecular de los siguientes compuestos:

a) Trióxido de dinitrógeno, N_2O_3

b) Fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$

Figura 7.12 Porcentaje en masa de los elementos que componen el geraniol. La gráfica de sectores muestra la composición del geraniol en términos de porcentaje en masa de los elementos.



En los problemas de cálculo estequiométrico resulta muy útil conocer la *composición porcentual* de las sustancias. A continuación se verá cómo se obtiene el porcentaje de los constituyentes que forman distintos compuestos.

Se sabe que los constituyentes del agua son hidrógeno y oxígeno. Para calcular la composición porcentual del agua, se indica el porcentaje (%) de hidrógeno y de oxígeno en el compuesto. Para ello se necesita una cantidad que represente 100%. Dicha cantidad es la masa molecular, que en el caso del agua es 18 *uma*. Ahora bien, de esas 18 *uma*, 2 son de hidrógeno y 16 son de oxígeno.



$$\begin{array}{r} H: 1 \times 2 = \quad 2 \text{ uma} \\ O: 16 \times 1 = \quad 16 \text{ uma} \\ \hline 18 \text{ uma} \end{array}$$

¿Sabías que...?

El geraniol es el componente que le da el olor a las rosas y su fórmula es $C_{10}H_{18}O$.

Para obtener el porcentaje de hidrógeno se procede de la siguiente forma:

$$18 \text{ uma} \text{ ----- } 100\%$$

$$2 \text{ uma} \text{ ----- } x\%$$

$$x = \frac{2 \text{ uma} \times 100 \%}{18 \text{ uma}}$$

$$x = 11.11\%$$

Para el oxígeno:

$$18 \text{ uma} \text{ ----- } 100\%$$

$$16 \text{ uma} \text{ ----- } x\%$$

$$x = \frac{16 \text{ uma} \times 100 \%}{18 \text{ uma}}$$

$$x = 88.88\%$$

Al sumar dichos porcentajes se debe obtener 100%.

H:	11.11%
O:	88.88%
	99.99%

Se obtuvo 99.99% y, debido a que en las divisiones quedaron residuos, el cálculo es correcto.

Problemas resueltos

7.3 Obtén la composición porcentual del NaOH:

- a) Primero se obtiene la masa molecular del compuesto.
- b) Después, tomando la masa molecular como el 100%, se determinan las proporciones de las masas de cada uno de los constituyentes.
- c) En seguida se calcula la composición porcentual del hidróxido de sodio (NaOH):

NaOH

Na: 23 + 1 =	23 uma
O: 16 + 1 =	16 uma
H: 1 × 1 =	1 uma
	40 uma

Para el sodio:

$$40 \text{ uma} \text{ ----- } 100\%$$

$$23 \text{ uma} \text{ ----- } x\%$$

$$x = \frac{23 \text{ uma} \times 100\%}{40 \text{ uma}}$$

$$x = 57.7\%$$

Para el oxígeno:

$$40 \text{ uma} \text{-----} 100\%$$

$$16 \text{ uma} \text{-----} x\%$$

$$x = \frac{16 \text{ uma} \times 100\%}{40 \text{ uma}}$$

$$x = 40\%$$

Para el hidrógeno:

$$40 \text{ uma} \text{-----} 100\%$$

$$1 \text{ uma} \text{-----} x\%$$

$$x = \frac{1 \text{ uma} \times 100\%}{40 \text{ uma}}$$

$$x = 2.5\%$$

Finalmente, se suman los porcentajes:

Na:	57.5%
O:	40%
H:	<u>2.5%</u>
	100%

En este caso, la suma de los porcentajes es exactamente 100%, ya que en divisiones no hubo residuos.

Ejercicios

7.5 Calcula el porcentaje de aluminio (Al) que hay en el óxido de aluminio Al_2O_3 .

7.6 Calcula la composición porcentual del hidróxido de amonio NH_4OH .

La palabra y su raíz

empírica (latín) empiricus (y éste del griego) εν εν, πειράω experimentar.
Referente a lo experimental.

Fórmulas empíricas

La fórmula empírica habla de la proporción en los números enteros más pequeños en que están presentes los átomos de cada elemento en un compuesto (NaCl, H₂SO₄, CaBr₂, etcétera).

Fórmulas moleculares

La fórmula molecular representa el número real de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto (H₂O, C₆H₆, NH₃, etcétera).

Por ejemplo, la fórmula molecular del benceno (compuesto covalente) es C₆H₆ aunque su fórmula empírica es CH. La fórmula empírica se aplica a los compuestos iónicos y también se utiliza para expresar la mínima relación entre el número de átomos en las moléculas de los compuestos covalentes.

Con respecto al cloruro de sodio (y otros compuestos iónicos) no se puede hablar de moléculas, ya que se trata de una combinación de muchos iones sodio (Na⁺) con muchos iones cloruro (Cl⁻). Este tipo de compuestos se representan con unidades fórmula, que es la fórmula empírica de una red cristalina.

Fórmula real

La **fórmula real** de un compuesto puede ser la *fórmula empírica* o un *múltiplo entero* de ella. Para determinar la fórmula real de un compuesto es necesario conocer, en primer lugar, la fórmula empírica y la masa molecular de dicho compuesto. Para conocer la fórmula empírica se debe saber la composición porcentual del compuesto y las masas atómicas de sus constituyentes.

Problemas resueltos

7.4 Para calcular la fórmula real de un compuesto que contiene 85.62% de carbono y 14.28% de hidrógeno y una masa molecular de 56 *uma*, se procede de la siguiente manera:

Constituyentes	Masa atómica	Masa molar
Carbono	12 <i>uma</i>	12 g
Hidrógeno	1 <i>uma</i>	1 g

Se consideran como base 100 g de compuesto, por lo que su composición porcentual indica que existen:

85.62 g de carbono
14.28 g de hidrógeno

En seguida se calcula el número de moles de cada constituyente:

Para el carbono:

1 mol _____ 12 g
x mol _____ 85.62 g

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 85.62 \text{ g}}{12 \text{ g}}$$

$$x = 7.13 \text{ mol}$$

Para el hidrógeno:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{-----} 1 \text{ g} \\ x \text{ mol} \text{-----} 14.28 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 14.28 \text{ g}}{1 \text{ g}}$$

$$x = 14.28 \text{ mol}$$

Por tanto,

$$\text{C: } 7.13 \text{ mol}$$

$$\text{H: } 14.28 \text{ mol}$$

Posteriormente se determina la relación entre estas cantidades, dividiendo ambas entre el número más pequeño que se haya encontrado.

$$\text{C: } x = \frac{7.13 \text{ mol}}{7.13 \text{ mol}} = 1$$

$$\text{H: } x = \frac{14.28 \text{ mol}}{7.13 \text{ mol}} = 2$$

Por lo que la fórmula empírica es:



La fórmula molecular (y real) puede ser esta fórmula empírica o un múltiplo de ella y se representa de la siguiente manera:



donde n indica el número por el que se deben multiplicar los subíndices encontrados.

Para calcular n es necesario conocer la masa molecular del compuesto. En este ejemplo es de 56 *uma*. El conjunto CH_2 tiene una masa molecular de:

$$\text{C: } 1 \times 12 = 12 \text{ uma} \text{ (1 átomo por su masa atómica)}$$

$$\text{H: } 2 \times 1 = 2 \text{ uma} \text{ (2 átomos por su masa atómica)}$$

$$14 \text{ uma} \text{ masa molecular de } \text{CH}_2$$

Luego

$$14 \text{ uma } n = 56 \text{ uma}$$

$$n = \frac{56 \text{ uma}}{14 \text{ uma}}$$

$$n = 4$$

La fórmula real del compuesto será:



7.5 Encuentra la fórmula real de un compuesto que contiene 75.8% de arsénico y 24.2% de oxígeno, cuya masa fórmula es 199.3 *uma*.

1 mol de arsénico 75 g

1 mol de oxígeno 16 g

En 100 g del compuesto habrá:

75.8 g de arsénico

24.2 g de oxígeno

Moles de cada constituyente:

$$\text{Arsénico: } \frac{1 \text{ mol} \times 75.8 \text{ g}}{75 \text{ g}} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{1 \text{ mol} \times 24.2 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 1 \text{ mol}$$

Relación entre estas cantidades encontradas:

$$\text{Arsénico: } \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{1.5 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1.5$$

Fórmula empírica:



Como no puede haber fracciones de átomo en las unidades fórmula, los subíndices encontrados se multiplican por 2 y se obtiene:



La fórmula real se determina con



Para calcular n se sabe que la masa fórmula del compuesto es 199.3 *uma*. El conjunto As_2O_3 tiene masa fórmula de 199.3 *uma*, luego

$$(199.3 \text{ uma}) n = 199.3 \text{ uma}$$

$$n = \frac{199.3 \text{ uma}}{199.3 \text{ uma}}$$

$$n = 1$$

La fórmula real es



Figura 7.13 Compuestos con fórmula empírica CH_2O . En cada uno de estos compuestos, la relación de átomos es 1C:2H:1O. Como una molécula de cada compuesto tiene diferente número de cada átomo, es un compuesto diferente con su propia fórmula molecular.



Ejercicio

7.7 Encuentra la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual: Na = 19.3%, S = 26.9% y O = 53.8%. Determina además su fórmula real si sabes que su masa fórmula es 238 *uma*.

Constituyentes	Masa molar	g × 100 de la muestra	Moles en la muestra	Relación
Sodio				
Azufre				
Oxígeno				

Fórmula empírica: _____

Masa fórmula en este conjunto: _____

Masa fórmula de la muestra: 238 *uma* _____

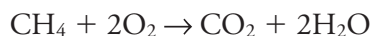
Relación entre las masas (*n*): _____

Fórmula real: _____

La unidad de masa que se ha utilizado es el gramo; se entiende por masa molar la masa molecular o masa fórmula expresada en gramos (obtenida de la fórmula que representa a determinado compuesto, ya sea empírica o no).

Relaciones ponderales

Una ecuación química balanceada proporciona la información necesaria para realizar cálculos estequiométricos referidos a las sustancias que en ella intervienen. Por ejemplo, durante la combustión del metano se produce dióxido de carbono y agua. La representación de esta reacción sería:



De manera cualitativa, esta ecuación muestra que el metano reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua; pero cuantitativamente y esto es lo importante, en estequiometría indica que una molécula de metano se combina con dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y 2 moléculas de agua.

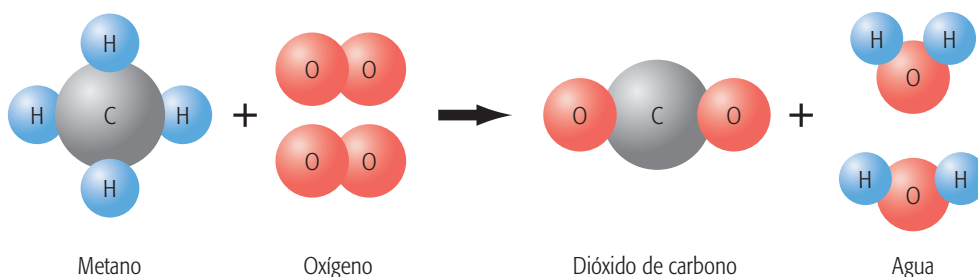
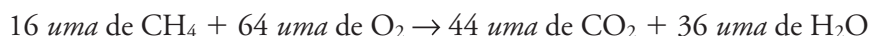
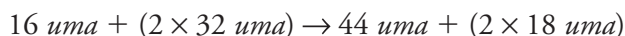


Figura 7.14 Reacción del metano con el oxígeno.

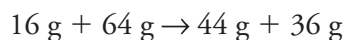
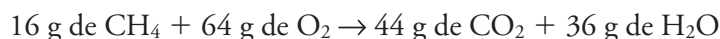
Además, la fórmula indica la masa molecular, por lo cual se deduce que:



Como en la práctica es imposible trabajar con moléculas individuales, a nivel molar se tiene que



lo que expresado en gramos es:



Aquí se puede plantear un problema.

¿Cuántas moles de metano (CH_4), reaccionando con el suficiente oxígeno (O_2), se necesitan para obtener 4 moles de agua (H_2O)?

La ecuación indica que con 1 mol de metano (CH_4) se obtienen 2 de agua (H_2O) por lo que se establece la relación:

$$1 \text{ mol CH}_4 \text{ ----- } 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$x \text{ mol CH}_4 \text{ ----- } 4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$x = \frac{1 \text{ mol CH}_4 \times 4 \text{ moles H}_2\text{O}}{2 \text{ moles H}_2\text{O}}$$

$$x = 2 \text{ mol CH}_4$$

Para resolver esta clase de problemas, en primer lugar se escribe la ecuación balanceada que representa a la reacción indicada en el problema.

En seguida se lee con atención el problema para saber qué se pregunta y qué datos se proporcionan.

Después se identifican las sustancias en la ecuación y se escriben, en la parte superior de sus fórmulas, los datos que se han obtenido al leer el problema. Luego, en la parte inferior de estas mismas fórmulas, se escribe la masa en moles o gramos que indican.

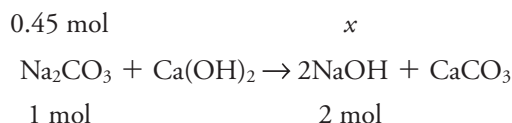
De la disposición de tales datos en la ecuación se establece la relación y se hacen las operaciones correspondientes, para finalmente obtener el resultado. (Con la práctica, el planteo se puede hacer de manera directa.)

Problemas resueltos

Mol-mol

- 7.6** Calcular la cantidad en moles que se obtienen de sosa cáustica (hidróxido de sodio, NaOH) cuando reaccionan totalmente 0.45 mol de cal apagada (hidróxido de calcio, Ca(OH)_2) con carbonato de sodio (Na_2CO_3):

Ecuación:

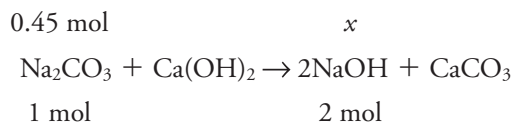


Lee detenidamente el problema: "...calcular la cantidad en moles que se obtienen de sosa cáustica (hidróxido de sodio, NaOH)..." Aquí está la pregunta: se escribe x sobre la fórmula NaOH de la ecuación.

Continúa con la lectura: "...cuando reaccionan totalmente 0.45 mol de cal apagada (hidróxido de calcio, Ca(OH)₂)...". Aquí se encuentra un dato, se escribe 0.45 mol sobre la fórmula Ca(OH)₂.

"...con carbonato de sodio (Na₂CO₃)". Del carbonato de sodio no se pregunta ni se proporciona ningún dato; por ello no se le considera para resolver el problema.

En seguida se obtienen y se escriben las mol que indican las fórmulas de las sustancias identificadas en la parte inferior de las mismas:



Se plantea el problema:

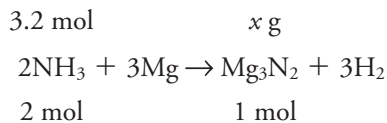
$$\begin{array}{ccc} 0.45 \text{ mol} & \text{-----} & x \\ 1 \text{ mol} & \text{-----} & 2 \text{ mol} \\ x = \frac{0.45 \text{ mol} \times 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \\ x = 0.9 \text{ mol} \end{array}$$

Por tanto, el resultado es que se obtienen 0.9 mol de NaOH.

Mol-masa

7.7 ¿Cuántos gramos de nitruro de magnesio (Mg₃N₂) se obtienen cuando reaccionan 3.2 moles de amoníaco (NH₃) con el suficiente magnesio (Mg)?

Ecuación:



"¿Cuántos gramos de nitruro de magnesio (Mg₃N₂) se obtienen cuando reaccionan 3.2 moles de amoníaco (NH₃)?"



Como la relación es mol-masa, se debe determinar la masa molar del Mg₃N₂:

$$\begin{array}{l} \text{Mg: } 24.3 \text{ g } 3 \text{ } 3 = 72.9 \text{ g} \\ \text{N: } 14 \text{ g } 3 \text{ } 2 = \frac{28 \text{ g}}{100.9 \text{ g}} \end{array}$$

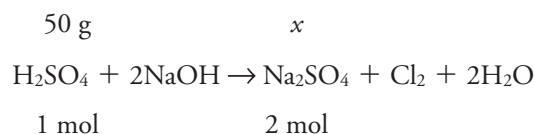


Figura 7.15 Método del mol
Primero se convierte la cantidad de reactivo (en gramos u otras unidades) a número de moles. Luego se utiliza la razón proporcional de moles en la ecuación balanceada para calcular el número de moles de producto formado. Finalmente se convierten los moles de producto en gramos de producto.

Masa-masa

7.9 Se requiere neutralizar 50 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄). ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se deben emplear?

Ecuación:



“Se requieren neutralizar 50 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄)...” “¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH)...?” Primero se deben determinar las masas molares:

	H ₂ SO ₄	NaOH	
	1 mol	2 mol	
H:	1 g × 2 = 2 g	Na: 23 g × 1 = 23 g	
S:	32 g × 1 = 32 g	O: 16 g × 1 = 16 g	
O:	16 g × 4 = 64 g	H: 1 g × 1 = 1 g	
	98 g	2 × 40 g = 80 g	

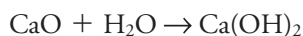
(Se multiplica 2 × 40 debido a que en la ecuación balanceada hay 2 mol de NaOH: 2NaOH.) Se plantea:

$$\begin{array}{l}
 50 \text{ g} \text{ ————— } x \text{ g} \\
 98 \text{ g} \text{ ————— } 80 \text{ g} \\
 \\
 x = \frac{50 \text{ g} \times 80 \text{ g}}{98 \text{ g}} \\
 \\
 x = 40.8 \text{ g}
 \end{array}$$

Se necesitan 40.8 g de NaOH.

Ejercicios

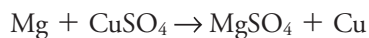
7.8 Según la ecuación



¿cuántos gramos de hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, se obtienen al reaccionar 500 g de óxido de calcio (CaO) con suficiente agua?

Resultado _____

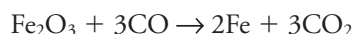
7.9 En la siguiente ecuación



¿cuántos gramos de magnesio, Mg, reaccionando totalmente con sulfato de cobre (II) son necesarios para obtener 2.5 moles de cobre, Cu?

Resultado _____

7.10 Se necesitan 100 g de hierro (Fe). ¿Cuántas moles de óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) deben reaccionar con monóxido de carbono (CO)? La ecuación es la siguiente:



Resultado _____

7.11 ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono (CO_2) se producen al reaccionar 50 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3) con suficiente ácido clorhídrico (HCl)? La ecuación es la siguiente:



Resultado _____

Relaciones volumétricas

De acuerdo con lo visto anteriormente, se pueden realizar cálculos a partir de reacciones que impliquen masas y volúmenes, bajo condiciones TPN. Es indispensable usar unidades congruentes en las sustancias consideradas: gramos con gramos, litros con litros, moles con moles, etcétera.

Recuerda que el volumen molar, esto es, el volumen que ocupa cualquier gas en condiciones TPN, es igual a 22.4 L.

Problemas resueltos

Masa-volumen

7.10 ¿Cuántos litros de dióxido de carbono (CO_2) se obtienen cuando se descomponen totalmente 20 g de carbonato de calcio (CaCO_3)?

$$20 \text{ g} \quad x \text{ L}$$



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

“¿Cuántos litros de dióxido de carbono (CO_2) se obtienen cuando se descomponen totalmente 20 g de carbonato de calcio (CaCO_3)?”

Masa molar de CaCO_3 :

$$\text{Ca: } 40 \text{ g} \times 1 = 40 \text{ g}$$

$$\text{C: } 12 \text{ g} \times 1 = 12 \text{ g}$$

$$\text{O: } 16 \text{ g} \times 3 = \frac{48 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

Moles de CO₂ (en litros): 22.4 L, pues es el volumen molar y sólo se tiene 1 mol. Se plantea:

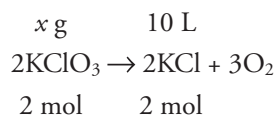
$$\begin{array}{r} 20 \text{ g} \text{ ————— } x \text{ L} \\ 100 \text{ g} \text{ ————— } 22.4 \text{ L} \\ \\ x = \frac{20 \text{ g} \times 22.4 \text{ g}}{100 \text{ g}} \\ x = 4.5 \text{ L} \end{array}$$

Con 20 g de CaCO₃ se obtienen 4.5 L de CO₂.

Volumen-masa

7.11 ¿Cuántos gramos de clorato de potasio (KClO₃) se necesitan para obtener 10 L de oxígeno (O₂)?

Ecuación:



“¿Cuántos gramos de clorato de potasio (KClO₃) se necesitan para obtener 10 L de oxígeno (O₂)?”

Masa molar de KClO₃:

$$\begin{array}{r} \text{K: } 39 \text{ g} \times 1 = 39 \text{ g} \\ \text{Cl: } 35.5 \text{ g} \times 1 = 35.5 \text{ g} \\ \text{O: } 16 \text{ g} \times 3 = 48 \text{ g} \\ \hline 122.5 \text{ g} \times 2 = 245 \text{ g (porque son 2 moles)} \end{array}$$

Moles de O₂ (en litros): 22.4 L × 3 = 67.2 L. Se plantea:

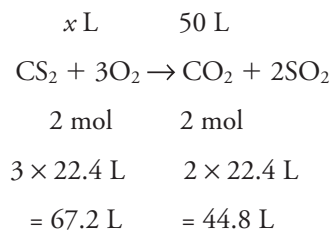
$$\begin{array}{r} x \text{ g} \text{ ————— } 10 \text{ L} \\ 245 \text{ g} \text{ ————— } 67.2 \text{ L} \\ \\ x = \frac{245 \text{ g} \times 67.2 \text{ g}}{67.2 \text{ g}} \\ x = 36.5 \text{ g} \end{array}$$

Para obtener 10 L de O₂ se necesitan 36.5 g de KClO₃.

Volumen-volumen

7.12 Calcular el volumen, en litros, de oxígeno (O₂) que reacciona totalmente con bisulfuro de carbono (CS₂), necesario para obtener 50 L de dióxido de azufre (SO₂) en condiciones TPN.

Ecuación:



“Calcular el volumen de oxígeno (O_2) en litros que reaccionando totalmente con disulfuro de carbono (CS_2), se necesita para obtener 50 L de dióxido de azufre (SO_2) en condiciones TPN.”

Se plantea:

$$\begin{array}{r} x \text{ L} \text{-----} 50 \text{ L} \\ 67.2 \text{ L} \text{-----} 44.8 \text{ L} \end{array}$$

$$x = \frac{67.2 \text{ L} \times 50 \text{ L}}{44.8 \text{ L}}$$

$$x = 75 \text{ L}$$

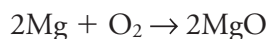
Se necesitan 75 L de O_2 .

Reactivo limitante y en exceso

En los problemas anteriores se emplea la expresión “reaccionando totalmente”. Esto significa que la sustancia referida reacciona totalmente y recibe el nombre de *reactivo limitante*. En otras palabras, un reactivo limitante se consume por completo en una reacción, mientras que el *reactivo en exceso* es el que se encuentra en mayor proporción estequiométrica o como su nombre lo indica, está en exceso.

Realiza el siguiente ejercicio:

¿Cuántos gramos de óxido de magnesio (MgO) se obtienen cuando reaccionan 10 g de magnesio (Mg) con 20 g de oxígeno (O_2)? La ecuación es la siguiente:



De acuerdo con la ecuación, 2 moles de magnesio (Mg):

$$24.3 \text{ g} \times 2 = 48.6 \text{ g}$$

reaccionan con una mol de oxígeno (O_2):

$$16 \text{ g} \times 2 = 32 \text{ g}$$

Luego,

$$48.6 \text{ g Mg} \text{-----} 32 \text{ g } O_2$$

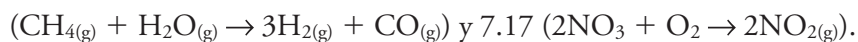
$$10 \text{ g Mg} \text{-----} x \text{ g } O_2$$

$$x = \frac{10 \text{ g} \times 32 \text{ g } O_2}{48.6 \text{ g Mg}}$$

$$x = 6.6 \text{ g } O_2$$

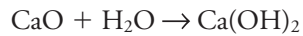
Es decir, los 10 g de Mg reaccionan con 6.6 g de O_2 ; por tanto, el reactivo limitante es el Mg , mientras que el reactivo en exceso es el O_2 . Al sumar estas dos cantidades (10 g + 6.6 g) se determina que se obtienen 16.6 g de MgO .

Los reactivos limitantes y en exceso se muestran en las figuras 7.16



Ejercicios

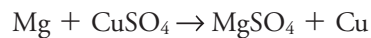
7.12 Según la ecuación



¿cuántos gramos de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , se obtienen al reaccionar 500 g de óxido de calcio (CaO) con suficiente agua?

Resultado _____

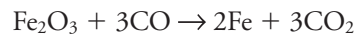
7.13 En la siguiente ecuación



¿cuántos gramos de magnesio, Mg , reaccionando totalmente con sulfato de cobre (II) son necesarios para obtener 2.5 moles de cobre, Cu ?

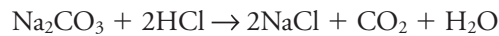
Resultado _____

7.14 Se necesitan 100 g de hierro (Fe). ¿Cuántas moles de óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) deben reaccionar con monóxido de carbono (CO)? La ecuación es la siguiente:



Resultado _____

7.15 ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono (CO_2) se producen al reaccionar 50 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3) con suficiente ácido clorhídrico (HCl)? La ecuación es la siguiente:



Resultado _____

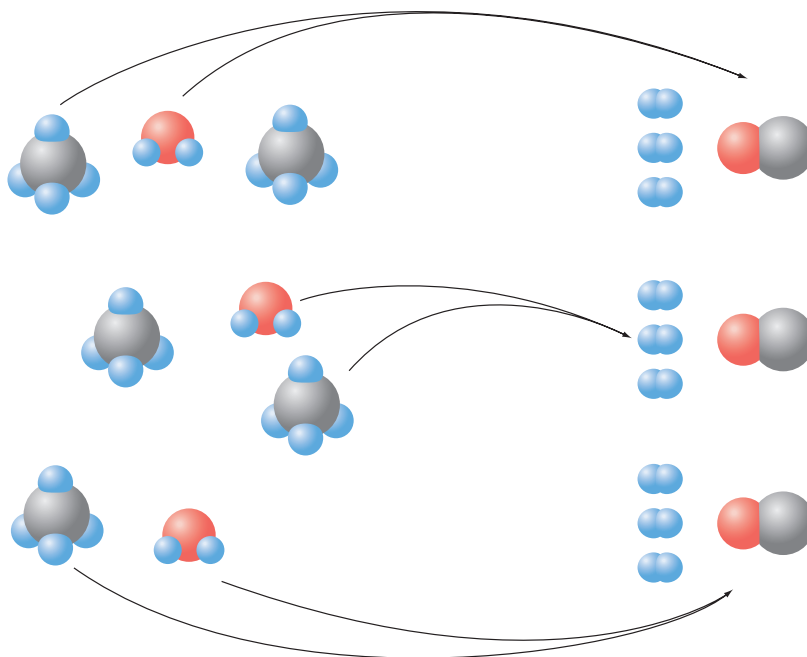
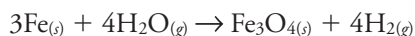


Figura 7.16 Una mezcla de cinco moléculas de CH_4 y tres moléculas de H_2O experimentan la reacción $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow 3\text{H}_2(g) + \text{CO}(g)$. Observa que las moléculas de H_2O se consumen primero y quedan dos moléculas de CH_4 sin reaccionar.

Ejercicios

Resuelve los siguientes problemas:

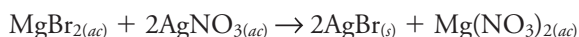
7.16 ¿Cuál es el reactivo limitante y el reactivo en exceso cuando reaccionan 100 g de Fe con 72 g de H₂O? La ecuación es la siguiente:



Reactivo limitante _____

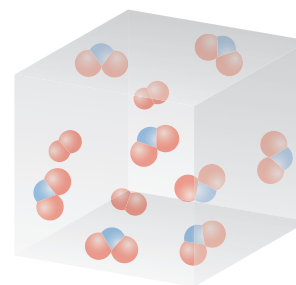
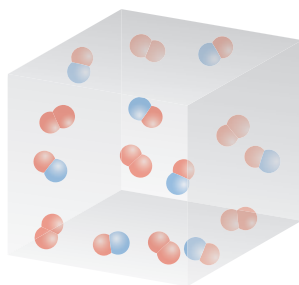
Reactivo en exceso _____

7.17 ¿Cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de éste quedan sin reaccionar al mezclar soluciones que contienen 20 g de MgBr₂ y 17 g de AgNO₃? La ecuación es la siguiente:



Respuesta _____

Antes del inicio de la reacción



Después que se completó la reacción



Figura 7.17 Al comienzo de la reacción son 8 moléculas de NO y 7 moléculas de O₂. Al final, todas las moléculas de NO han desaparecido, y sólo quedan 3 moléculas de O₂. Por tanto, el NO es el reactivo limitante y el oxígeno está en exceso.

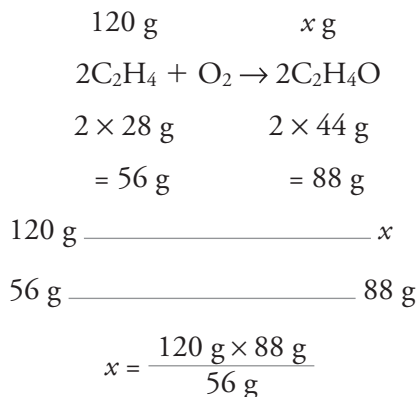
Rendimiento de reacción

En los problemas presentados en esta unidad, los cálculos son teóricos, pero en la realidad se obtiene una menor cantidad de producto que la calculada teóricamente a partir de las reacciones estequiométricas. Son varios los factores que intervienen para que esto suceda; por ejemplo, algunos reactivos no reaccionan totalmente, la reacción puede ser reversible. Sin embargo, en química es muy importante conocer el porcentaje de rendimiento que se obtiene, como se indica a continuación:

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100\%$$

A continuación se presenta un ejemplo:

Se ha encontrado que al reaccionar 120 g de etileno (C₂H₄) con el suficiente oxígeno se obtienen 180 g de óxido de etileno (C₂H₄O). Estos 180 g representan la producción real. La producción teórica del C₂H₄O se obtiene en la forma acostumbrada:



$x = 188.6 \text{ g}$; la producción teórica de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

$$\% \text{ de rendimiento: } \frac{180 \text{ g}}{188.6 \text{ g}} \times 100\% = 0.94 \times 100\%$$

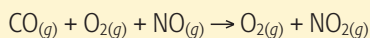
Porcentaje de rendimiento: 95.4%.

Lectura El alcohol metílico: ¿combustible con futuro?

Recientes estudios revelan la posibilidad de que el alcohol metílico, conocido como metanol, sería un buen sustituto de la gasolina, con lo cual disminuiría la emisión de contaminantes a la atmósfera.

Una de las ventajas del metanol es que reacciona casi en su totalidad con el oxígeno en el motor del automóvil, a diferencia de la gasolina, por lo que libera menos cantidades de contaminantes a la atmósfera. En comparación con la gasolina, el metanol produce menos monóxido de carbono (CO) en el escape.

Como se sabe, el monóxido de carbono no sólo es tóxico, sino que también provoca la formación de dióxido de nitrógeno mediante la reacción



El dióxido de nitrógeno es un gas café que permite la formación de ozono en la troposfera y lluvia ácida.

La idea de usar el metano como combustible automotriz no es una idea nueva. En algunas competencias de carreras los coches sólo deben usar alcohol metílico, porque tiene características antigolpe, incluso a la alta velocidad a la que estos motores funcionan.

Pero el metanol presenta también algunos inconvenientes. Uno de ellos es el bajo rendimiento por kilómetros recorridos; en una determinada distancia, se consumiría el doble de litros de metanol que de gasolina y por lo mismo el tanque del automóvil debe ser del doble de tamaño.

Además, el costo promedio del metanol es equivalente a la mitad del precio de la gasolina, de manera que el monto neto es aproximadamente igual para ambos combustibles.

Otra desventaja del metanol es su alta afinidad por el agua, lo que provoca condensaciones de la atmósfera, las cuales permiten aumente la corrosión tanto en el tanque como en las líneas de combustible.

El problema más grave del metanol es su tendencia a formar formaldehído, HCHO, en el proceso de combustión. Se cree que el formaldehído es cancerígeno (sustancia que provoca cáncer). También provoca la formación de ozono en la atmósfera, que da lugar a un tipo de contaminación más grave. Los investigadores trabajan en los convertidores catalíticos para los sistemas de escape, con el fin de ayudar a descomponer el formaldehído.

Debido a que el acceso al metano es limitado, en la actualidad se están preparando automóviles en Estados Unidos que puedan funcionar tanto con metanol como con gasolina. Estos vehículos pronto se probarán a gran escala en el estado de California.

Es muy probable que en pocos años tu coche use metanol en lugar de gasolina.

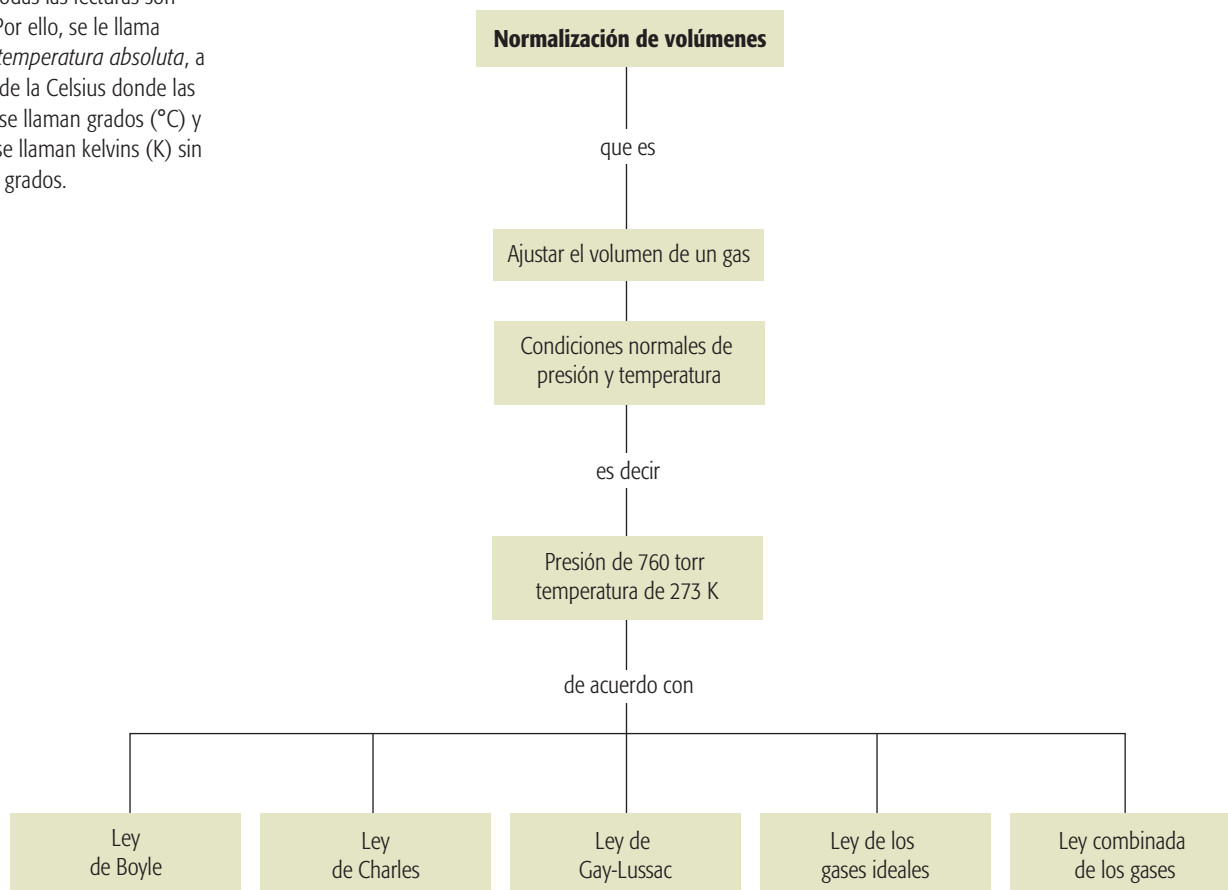
Adaptado de Steven Zumdahl, *Fundamentos de química*, 5a. ed., McGraw-Hill Interamericana Editores, México, 2007, p. 257.

¿Sabías que...?

Debido a que la escala Kelvin mide temperaturas sobre el cero absoluto, todas las lecturas son positivas. Por ello, se le llama *escala de temperatura absoluta*, a diferencia de la Celsius donde las divisiones se llaman grados (°C) y en Kelvin se llaman kelvins (K) sin especificar grados.

7.3 Normalización de volúmenes

Mapa conceptual 7.3



¿Sabías que...?

La unidad de presión torr equivale a la presión que ejerce una columna de Hg de 1 mm de altura. Lleva este nombre en honor a Evangelista Torricelli (1608-1647), físico y matemático italiano, quien realizó el descubrimiento del principio del barómetro, por el que pasó a la posteridad.

En las relaciones volumétricas del apartado anterior se consideraron condiciones TPN, es decir, temperatura 273 K y presión 760 torr.

Al emplear las leyes de los gases siempre se usan temperaturas absolutas, $K = ^\circ C + 273$. La temperatura normal ($0^\circ C$) es igual a 273 K.

Aunque a las condiciones TPN se les llama **normales**, no son comunes, ya que en la realidad se dan condiciones diferentes; por ejemplo, medir el volumen de un gas en un laboratorio real podría implicar, por ejemplo, una presión de 740 torr y una temperatura de $18^\circ C$.

Para normalizar un volumen gaseoso se debe expresar la presión en *atm* o *torr* y la temperatura en *K*, haciendo las conversiones necesarias.

Ley de Boyle

A temperatura constante, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a su presión.

$$V_1 = \frac{k}{P_1}$$

en donde k es la constante de proporcionalidad y depende de la masa y la temperatura, y si éstas no varían, entonces: si 1 = condiciones iniciales y 2 = condiciones finales, la ley de Boyle se representa de la siguiente manera:

$$V_1 = \frac{k}{P_1} \text{ y } V_2 = \frac{k}{P_2}$$

al despejar k en ambas ecuaciones se tiene:

$$k = V_1P_1 \text{ y } k = V_2P_2$$

de donde

$$V_1P_1 = V_2P_2$$

que es la expresión matemática de la ley de Boyle.

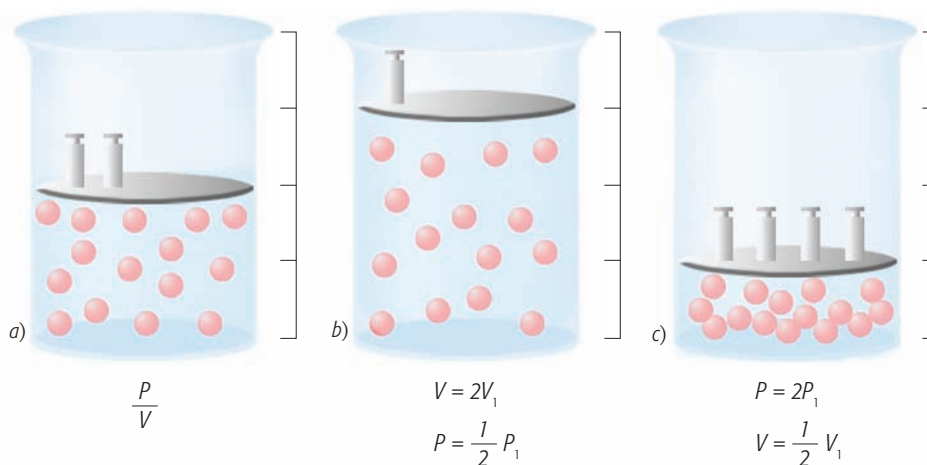
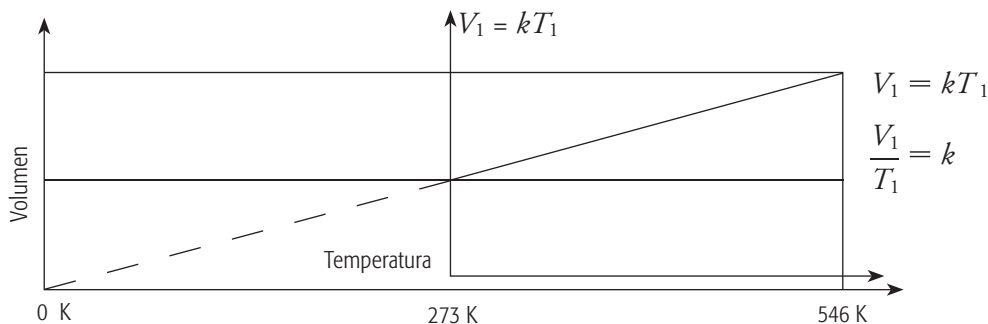


Figura 7.18 Ley de Boyle A temperatura constante la presión es inversamente proporcional al volumen y viceversa. a) Se indica la proporcionalidad inversa entre la presión y el volumen. b) Al disminuir la presión el volumen aumenta. c) Al aumentar la presión el volumen disminuye.

Ley de Charles

A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta.



Si la masa y la presión no varían, la constante k no varía; entonces

$$\frac{V_2}{T_2} = k$$

y por tanto

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

La palabra y su raíz

presión (latín) *pressum* apretar, retener.
Acción o efecto de apretar o comprimir.

Investiga

Qué pasaría con los fluidos de tu cuerpo si la presión que ejerce la naturaleza desaparece.

En la figura 7.19, las partículas de aire que se encuentran en su interior ejercen mayor fuerza sobre el globo, pero la presión interior no aumenta más allá de la presión inicial porque el globo se expande. Cuando el globo se enfría, disminuye la temperatura del aire en su interior y también la energía cinética de las partículas de aire. Éstas se mueven más lento y chocan con el globo con menos frecuencia y menos fuerza. El globo se contrae y la presión del aire se mantiene en equilibrio con la presión atmosférica.

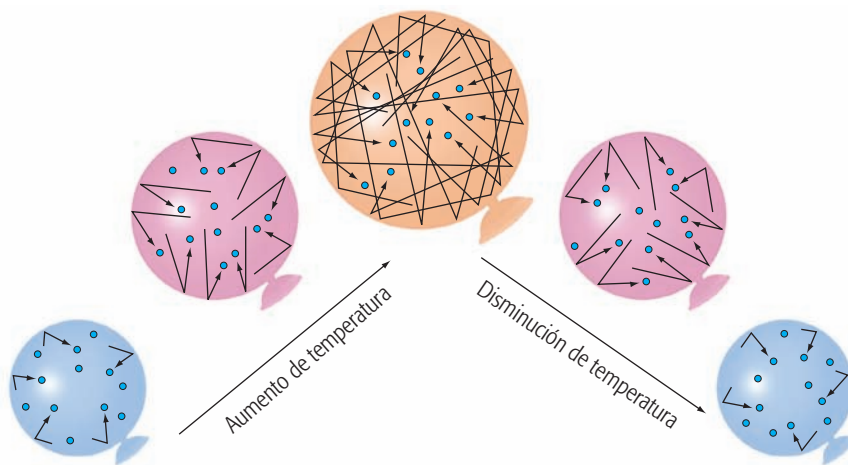


Figura 7.19 Modelo de la ley de Charles Cuando se calienta un globo, la temperatura del aire en su interior aumenta, así como la energía cinética promedio de las partículas de aire.

Ley de Gay-Lussac

A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura que soporta.

$$P_1 = kT_1 \quad \text{y} \quad k \frac{P_1}{T_1}$$

Como la masa y el volumen no varían, entonces

$$P_2 = kT_2 \quad \text{y} \quad k \frac{P_2}{T_2}$$

por tanto

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

De la combinación de las ecuaciones de Boyle, Charles y Gay-Lussac se tiene:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

a la que se le conoce como ley **combinada de los gases**.

Problemas resueltos

Los siguientes problemas se resuelven aplicando las leyes de los gases:

7.13 Considera la temperatura constante para calcular el volumen que ocuparía una masa de oxígeno a presión normal, si ocupa 20 L a 750 torr. La temperatura constante es considerada en la Ley de Boyle.

Ecuación:

$$\begin{aligned}V_1 P_1 &= V_2 P_2 \\V_2 &= \frac{P_1 V_1}{P_2} \\V_2 &= \frac{750 \text{ torr} \times 20 \text{ L}}{760 \text{ torr}} \\V_2 &= 19.7 \text{ L}\end{aligned}$$

7.14 A presión constante, cierta cantidad de nitrógeno (N_2) ocupa un volumen de 8 L a 20°C . ¿Cuál será su volumen a temperatura normal? La ley de Charles considera la presión constante.

Ecuación:

$$\begin{aligned}\frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \\V_2 &= \frac{V_1 T_2}{T_1} \\V_2 &= \frac{8 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{(20 + 273) \text{ K}} \\V_2 &= 7.5 \text{ L}\end{aligned}$$

¿Sabías que...?

1 atm = 760 torr
1 torr = 1 mm Hg

7.15 Un depósito, cuyo volumen no varía, contiene acetileno (C_2H_2) y a 15°C su presión es de 2.5 atm. Calcula la presión que ejerce este gas cuando la temperatura se eleva a 40°C . La Ley de Gay-Lussac considera el volumen constante.

Ecuación

$$\begin{aligned}\frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\P_2 &= \frac{P_1 T_2}{T_1} \\P_2 &= \frac{2.5 \text{ atm} \times (40 + 273) \text{ K}}{(15 + 273) \text{ K}} \\P_2 &= 2.7 \text{ atm}\end{aligned}$$

Ley del gas ideal

En las leyes de los gases tratadas (Boyle, Charles y Gay-Lussac), la masa del gas es fija, y en ellas una de las tres variables (temperatura, presión y volumen) también es constante. Al variar no sólo la temperatura, la presión y el volumen sino también la masa del gas, se puede establecer la ley del gas ideal.

$$PV = nRT$$

Esta ecuación es la ley del gas ideal, donde n es el número de moles y R es una constante cuyo valor es:

$$R = 0.082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{K} \times \text{mol}} = 0.082 \times \text{L} \times \text{atm} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$$

Revisa bien el siguiente ejemplo:

¿Qué volumen ocupan 5 kg de O₂ a 15 atm de presión y 20 °C de temperatura?

Ecuación

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

El número de moles del O₂ se obtiene dividiendo 5 000 g entre la masa molecular que es 32 g/mol.

$$n = \frac{5\,000 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 156.5 \text{ mol}$$

La temperatura en K es:

$$20 + 273 = 293 \text{ K}$$

Por tanto,

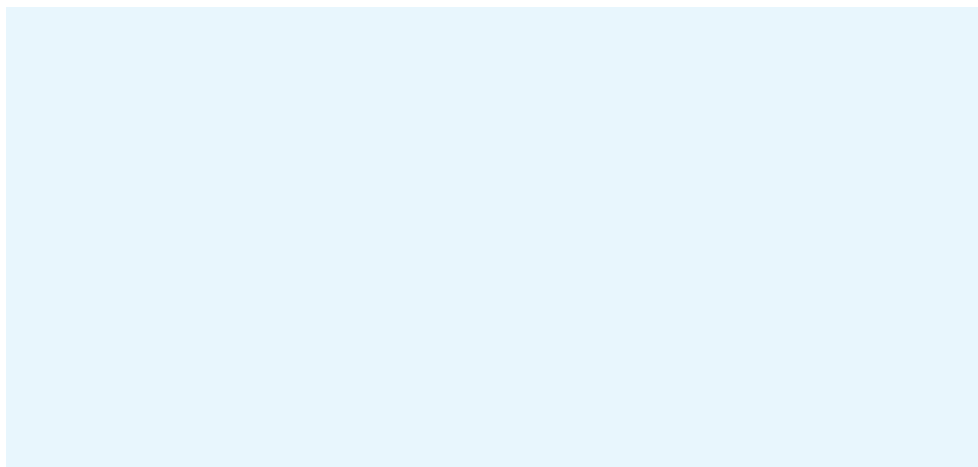
$$V = \frac{156.25 \text{ mol} \times 0.082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 293 \text{ K}}{15 \text{ atm}}$$

$$V = 250.27 \text{ L}$$

Ejercicios

Resuelve los siguientes problemas.

7.18 Se tienen 4 L de helio (He) en un globo a una temperatura de 30 °C, ¿cuál será su volumen si la temperatura desciende a 20 °C y la presión permanece constante?



7.19 Una masa de gas a $9\text{ }^{\circ}\text{C}$ ejerce una presión de 0.8 atm . ¿Que presión ejercerá a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ si el volumen permanece invariable?

¿Sabías que...?

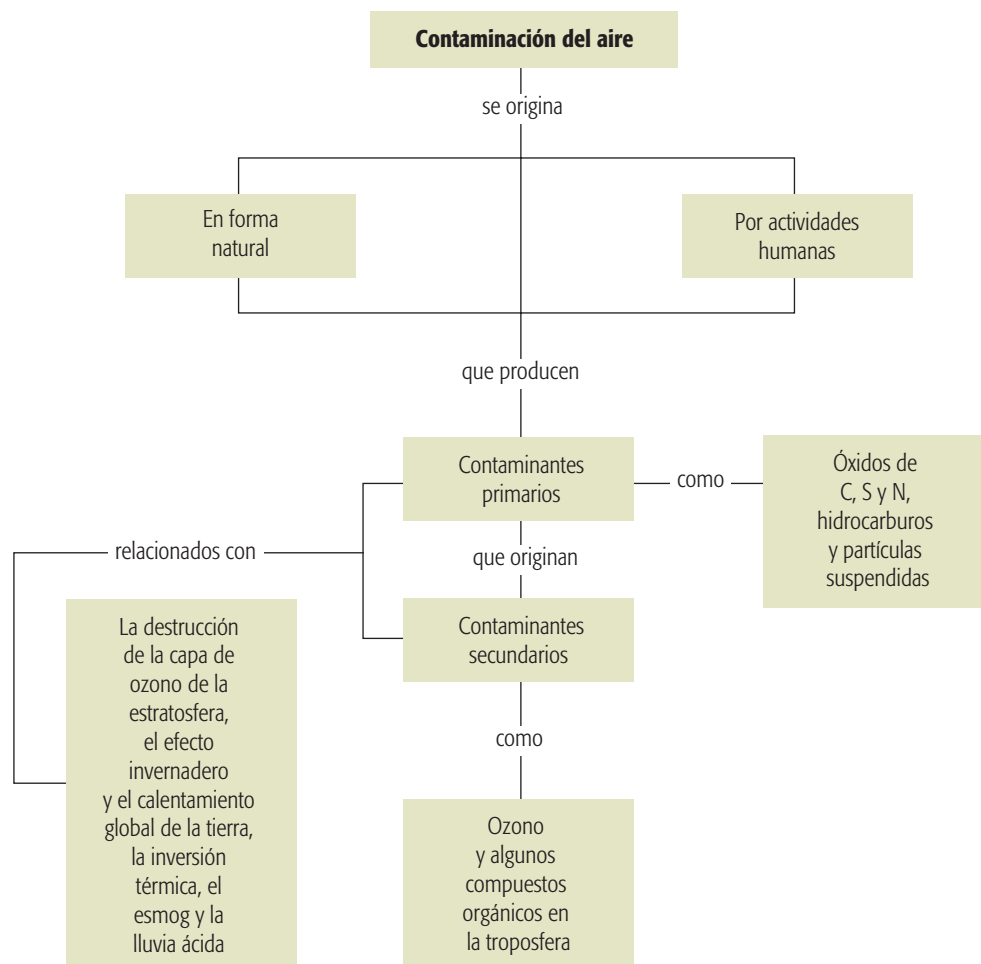
$1\text{ L} = 1\text{ dm}^3$
 $1\text{ dm}^3 = 1\text{ 000 cm}^3$
y $1\text{ mL} = 1\text{ cm}^3$

7.20 Una presión de 2 atm ejercen 4 dm^3 de H_2 a $16\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcula el volumen que ocuparía el H_2 en condiciones normales.

7.21 Calcula la presión que ejercerían 50 g de N_2 contenidos en un recipiente de 10 L a una temperatura de $27\text{ }^{\circ}\text{C}$.

7.4 Contaminación del aire

Mapa conceptual 7.4



¿Sabías que...?

Estratosfera: zona superior de la atmósfera, desde los 12 a los 100 km de altura.

Troposfera: zona inferior de la atmósfera, hasta la altura de 12 kilómetros.

Ozonosfera: zona de la atmósfera situada entre 10 y 50 km de altura.

Se llama *aire* a la mezcla de gases que se encuentran en la atmósfera. Su composición depende de la altitud, el clima y la temperatura, entre otros factores.

Componentes más importantes del aire

Los componentes principales del aire son el nitrógeno, el oxígeno, el dióxido de carbono y el vapor de agua.

Nitrógeno Disminuye el poder oxidante del oxígeno al moderar las combustiones; también, en forma de óxidos y amoníaco, pasa al suelo para después ser absorbido por las plantas.

Oxígeno Es indispensable para el proceso de la respiración en los organismos heterótrofos; además, favorece las combustiones.

Dióxido de carbono De forma natural, se produce por las combustiones y la descomposición de las sustancias orgánicas. Parte del CO_2 generado de esta forma se disuelve en el agua de ríos, lagos y mares. Otra parte la aprovechan las plantas verdes en la fotosíntesis, y otra parte se fija en el suelo formando carbonatos.

Vapor de agua Es uno de los factores principales que determinan el clima; forma la lluvia, la nieve, el granizo y la escarcha y participa en el proceso de la fotosíntesis de las plantas.

Se denominan contaminantes primarios a aquellas sustancias que se emiten directamente a la atmósfera como resultado de un proceso natural, como erupciones volcánicas, incendios forestales, etcétera, o como resultado de la actividad humana. (Véase la lectura “La protección de la capa de ozono”, en la unidad 1.)

Los contaminantes secundarios son el resultado de reacciones en las que participan contaminantes primarios.

Cuadro 7.1 Contaminantes primarios y secundarios de la atmósfera.

Primarios	Óxidos de carbono, CO_x	CO y CO_2
	Óxidos de nitrógeno, NO_x	NO y NO_2
	Óxidos de azufre, SO_x	SO_2 y SO_3
	Partículas suspendidas, PST	Polvo, asbesto, metales, cenizas, partículas biogénicas, hidrocarburos.
Secundarios	Ozono en la troposfera	O_3
	Nitrato de peroxiacetilo	PAN
	Acetilo	$\text{CH}_3 - \text{COR}$
	Acetileno	$\text{HC} \equiv \text{CH}$
	Olefinas	C_nH_{2n} , $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$, etcétera
	Aldehídos	$\text{R} - \text{CH} = \text{O}$
	Cetonas	$\text{R} - \text{CO} - \text{R}$

Efecto invernadero y calentamiento global del planeta

Aunque el dióxido de carbono es un componente normal del aire e indispensable para la fotosíntesis, depositado en exceso en la atmósfera durante largos periodos puede causar un intenso efecto de invernadero que altera los factores que regulan la temperatura sobre la tierra; al efecto invernadero contribuyen también otros gases producidos por actividades del hombre como metano (CH_4), clorofluorocarbonos (CFCs), vapor de agua (H_2O) y monóxido de dinitrógeno (N_2O).

Normalmente, la energía solar pasa a través de la atmósfera como luz, pero el calor resultante no puede escapar. Cuando la concentración del dióxido de carbono en la atmósfera aumenta, genera que ésta se caliente, con resultados muy peligrosos.

¿Sabías que...?

El calentamiento global del planeta es consecuencia del incremento de la temperatura promedio en la superficie de la Tierra debido al aumento de gases de invernadero.

Efectos del calentamiento global

Salud Cambio en la vida de organismos patógenos. Mayor probabilidad de propagación de algunas enfermedades.

Bosques Incremento de enfermedades e incendios forestales.

Cultivos Baja productividad y cambios en la distribución de especies cultivadas.

Agua Mayor precipitación y contaminación de reservas. Disminución de agua utilizable debido a evaporación y desecación de suelos.

Costas Elevación de la línea de costa e inundación de zonas habitables y de agricultura.

Ecosistemas Desplazamiento y migración de especies, desertización y decremento de la biodiversidad.

Inversión térmica

En condiciones normales la temperatura de la atmósfera disminuye conforme aumenta la altura. Sin embargo, cuando una capa inferior de aire frío queda atrapada por una capa de aire caliente superior, se produce un fenómeno natural llamado **inversión térmica**. Esto sucede en ambientes limpios o contaminados, pero los efectos ambientales de la inversión térmica pueden ser muy peligrosos en zonas urbanas, ya que junto con la capa de aire atrapada queda una gran cantidad de contaminantes. Al no haber movimiento vertical del aire, los contaminantes continúan concentrándose.

Una inversión térmica ocurre también cuando choca un frente cálido con uno frío. La masa de aire caliente y menos densa se desliza por encima de la masa fría y se produce una condición de estabilidad atmosférica (figura 7.20).

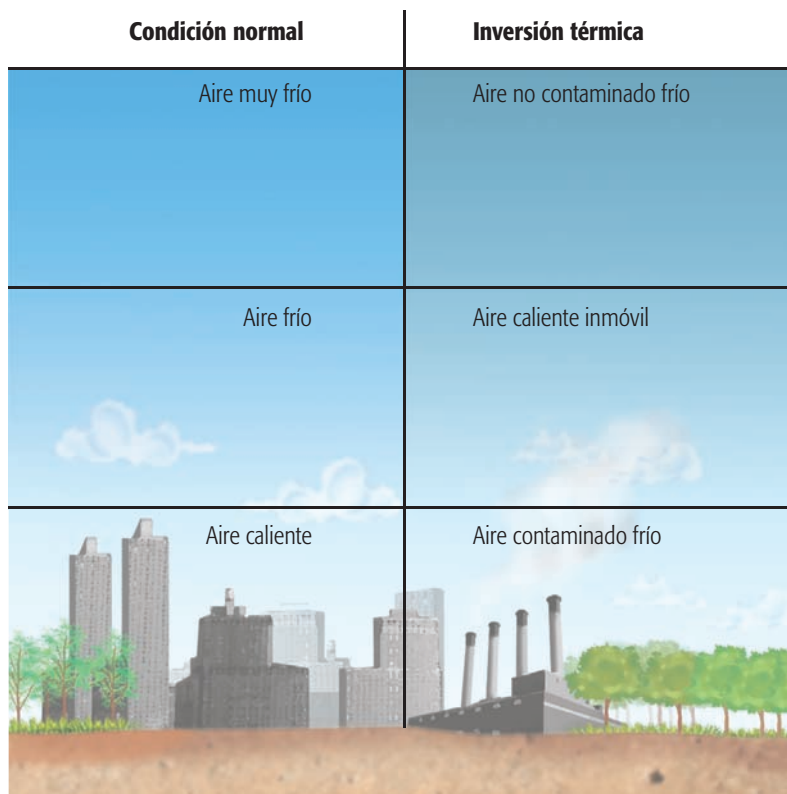


Figura 7.20 Esquema de la inversión térmica

Esmog

El esmog es una niebla o bruma peligrosa por las sustancias químicas y partículas suspendidas que contiene.



La palabra y su raíz

esmog El término proviene de *smog*, que es la contracción de las palabras inglesas *smoke* humo y *fog* niebla.

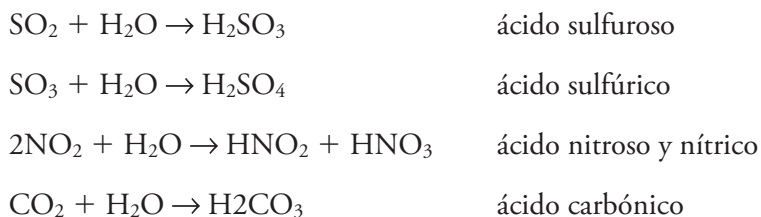
Figura 7.21 Esmog industrial

El esmog industrial contiene una mezcla de niebla con partículas de humo (cenizas y hollín), dióxido de azufre, pequeñas gotas de ácido sulfúrico y, como su nombre lo indica, se forma en zonas de gran actividad industrial por la combustión de petróleo y carbón.

El esmog fotoquímico se forma en las grandes ciudades con clima seco durante los días soleados; es una mezcla de contaminantes primarios y secundarios. Cuando los contaminantes primarios se exponen a la luz solar reaccionan para producirlo.

Lluvia ácida

El humo que se produce durante la combustión del carbón y el petróleo en las industrias contiene, además de partículas suspendidas, óxidos de azufre y nitrógeno: estos óxidos también son producidos durante la combustión de gasolina en los automóviles. Dichos óxidos reaccionan con el agua del aire (vapor) y producen ácidos:



Cuando llueve, los ácidos son transportados al suelo, disueltos en el agua, de ahí el nombre de **lluvia ácida**. La lluvia ácida corroe los metales, afecta el cemento en los edificios, fomenta la acidez de algunos tipos de suelo, lo que ocasiona que no se puedan cultivar y den poco o ningún rendimiento, además de que contamina ríos, lagos, mares, etcétera, interfiriendo en el crecimiento y desarrollo de los peces.

Índice metropolitano de la calidad del aire (IMECA)

En nuestro país, las ciudades con graves problemas de contaminación son la Ciudad de México, Monterrey y Guadalajara. Para medir la concentración de los contaminantes en estas zonas se emplea el Índice Metropolitano de la Calidad del Aire (IMECA) con una escala cuyos valores van de 0 a 500 IMECA.

Si vives en una ciudad con problemas de contaminación del aire, el siguiente cuadro te ayudará a interpretar la información que emiten las autoridades con respecto a los índices IMECA.

Cuadro 7.2 Escala de medición del Índice Metropolitano de la Calidad del Aire (IMECA)

Índice	Calidad del aire
0 a 50	Condiciones favorables.
51 a 100	Condiciones favorables o satisfactorias.
101 a 200	Manifestación de molestias en personas sensibles; condiciones no satisfactorias.
201 a 300	Intolerancia al ejercicio en personas sensibles y manifestación de ligeras molestias en población; condiciones malas.
301 a 500	Aparición de diversos síntomas e intolerancia al ejercicio en la población sana; condiciones muy malas.
Mayores de 500	Peligro potencial para toda la población.

Investiga

Registra en una tabla el IMECA que reportan las autoridades sobre la contaminación ambiental de alguna ciudad del país con problemas de contaminación y cuál ha sido el índice más alto que se ha registrado.

Lectura

Contaminación del agua

En los últimos tiempos, por desgracia, el hombre ha contribuido a alterar la pureza del agua, pagando, con ello, a un alto precio su desarrollo industrial. Las aguas contaminadas ponen en peligro la vida, tanto animal como vegetal, causando enormes daños ecológicos.

Los desechos industriales (pesticidas, fungicidas, aceites, insecticidas y productos químicos) y caseros (aguas negras, detergentes, etcétera) contribuyen a esta contaminación; lo mismo ocurre con el uso indiscriminado de fertilizantes y plaguicidas usados en la agricultura.

A medida que los años pasan, los efectos de algunas prácticas agrícolas repercuten en el medio ambiente, sobre todo en las zonas de cultivo. Son muy conocidos los efectos del empleo de muchos productos químicos para tratamientos fitosanitarios.

En la actualidad, un tipo de contaminación está empezando a cobrar gran importancia, se trata de *la contaminación de aguas por nitratos*. Los excesos en el uso de abonos nitrogenados y su posterior arrastre por las aguas de lluvia o riego, están provocando concentraciones elevadas de nitratos en aguas superficiales y subterráneas.

Las aguas con altas dosis de nitrato, alteran la salud del ser humano si éste las consume. Otro efecto es el gran crecimiento de la flora acuática que habita en aguas con elevadas cantidades de nitrato. Este crecimiento se considera perjudicial, ya que las plantas se pudren y consumen el oxígeno, causando la muerte de los peces, con la consecuente desaparición del cuerpo de agua (lagos, lagunas, etcétera) entre otros efectos.

Manos a la obra

Ley de Boyle y ley de Charles

El alumno apreciará el comportamiento de un volumen gaseoso a temperatura constante y a presión constante.

Material

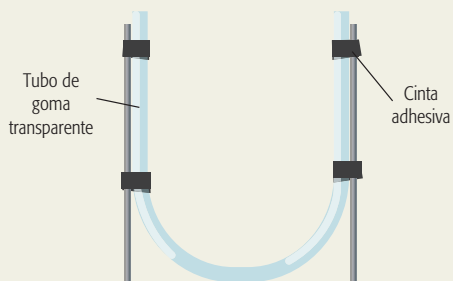
- 1 m de tubo flexible de plástico transparente de 1 cm de diámetro
- 2 soportes universales
- cinta adhesiva transparente
- 1 pinza para fijar ropa o un tapón de hule de 1 cm de diámetro
- 1 embudo de plástico o de vidrio
- marcador de tinta negra

Sustancias

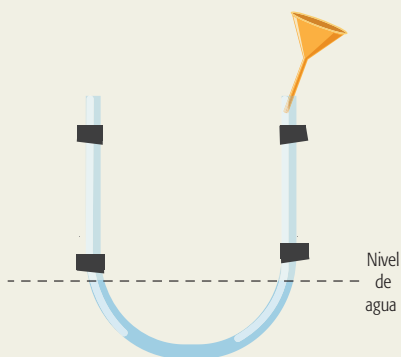
- 15 mL de agua
- 20 mL de aceite lubricante para automóvil
- Hielo triturado en una bolsa de plástico

Procedimiento

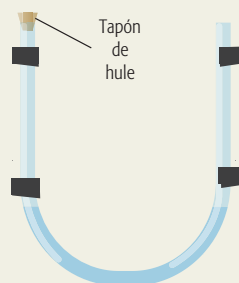
1. Dobra el tubo de plástico en forma de U sin que se estrangule y fíjalo en los soportes con la cinta adhesiva (observa la figura).



2. Coloca el embudo en una punta del tubo de plástico y vierte el agua. Marca en un extremo del tubo de plástico hasta donde llegó el nivel del agua (observa la figura).



3. Obtura la otra punta del tubo de plástico usando el tapón de hule o sólo dobla 1 cm el tubo y sujétalo con una pinza para fijar ropa.



4. Agrega al tubo de plástico, por medio del embudo, la mitad de aceite lubricante y pon una marca en el extremo opuesto hasta dónde llegó el agua.
5. Añade el resto del aceite lubricante y marca otra vez hasta dónde llegó el agua.

6. Observa las marcas y contesta lo siguiente:

- a) ¿Hubo variación en la temperatura?
-
- b) ¿Qué ocurrió con la presión al agregar el aceite?
-
- c) ¿Qué ocurrió con el volumen del aire contenido entre la superficie del agua y el extremo obturado?
-
- d) Entonces, si la temperatura permanece constante, ¿qué ocurre con el volumen del gas al aumentar la presión?

7. Escribe la ley de Boyle

8. Ahora coloca la bolsa con hielo, tratando de que cubra el tubo obturado que contiene el gas. Deja la bolsa entre 3 y 4 minutos. Observa el volumen del gas y contesta:

a) ¿Qué ocurre con la presión? (En este caso es la del aceite.)

b) ¿Hubo cambio en la temperatura?

c) ¿Qué ocurrió con el volumen del gas?

9. Entonces, cuando la presión no cambia al disminuir la temperatura el volumen del gas

10. Escribe la ley de Charles.



Figura 7.22 Robert Boyle Como consecuencia de los experimentos de Robert Boyle, fue posible saber que existe una relación entre la presión y el volumen de un gas a temperatura constante.

Palabras clave

calentamiento global, 253

contaminación, 252

efecto invernadero, 253

esmog, 255

estequiometría, 219

fórmula real, 232

inversión térmica, 254

ley de Avogadro, 222

ley de Boyle, 246

ley de Charles, 247

ley de Gay-Lussac, 248

ley del gas ideal, 249

lluvia ácida, 255

masa molecular, 235

mol, 222

número de Avogadro, 223

reactivo en exceso, 242

reactivo limitante, 242

rendimiento, 244

volumen molar, 240

volúmenes de combinación, 221

Lo que aprendí

7.1 Al final de cada enunciado escribe a qué ley se refiere.

a) A volumen, presión y temperatura constantes, todos los gases tienen el mismo número de moléculas.

b) Los pesos de los elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí; o bien en múltiplos o submúltiplos de estos pesos.

c) Un compuesto siempre contiene dos o más elementos combinados en una proporción definida.

d) Diferentes cantidades de un mismo elemento que se combina con una cantidad fija de otros elementos para formar distintos compuestos, se hallan en relación sencilla, la que se puede expresar en números enteros.

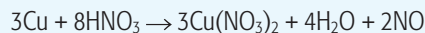
7.2 Efectúa los cálculos correspondientes para dar respuesta a las siguientes preguntas.

a) ¿A cuántos gramos equivalen 3.5 moles de H_2SO_4 ?

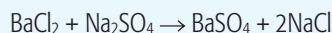
b) ¿A cuántos gramos equivalen 20 L de CO_2 ?

c) El análisis de los hidrocarburos, *a* y *b* dio la siguiente composición porcentual: C = 85.63% y H = 14.3%. Encuentra la fórmula empírica de estos compuestos y la fórmula real de cada uno si sabes que la masa molecular de *a* = 42 g y de *b* = 56 g.

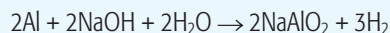
d) ¿Cuántos gramos de cobre (Cu), en reacción con el suficiente ácido nítrico (HNO_3), son necesarios para producir 10 g de monóxido de nitrógeno (NO)? La ecuación es la siguiente:



e) ¿Cuál es el número de moles de sulfato de bario que pueden prepararse a partir de 10 g de cloruro de bario? La ecuación es la siguiente:



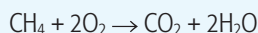
f) ¿Cuántos litros de hidrógeno, medidos a TPN, pueden producirse a partir de la reacción de 0.275 moles de aluminio? La ecuación es la siguiente:



g) ¿Cuántas moles de clorato de potasio pueden producirse a partir de 3.2 L de gas cloro a TPN? La ecuación es la siguiente:



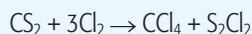
- h) ¿Cuántos litros de oxígeno (O_2), medidos en condiciones TPN, se necesitan para la combustión total de 70 g de metano (CH_4)? La ecuación es la siguiente:



- i) ¿Cuál reactivo queda en exceso y cuánto sobra si se utilizan 2 moles de cloruro de sodio ($NaCl$) y 300 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de acuerdo con la siguiente reacción?



- j) Se emplean 500 g de disulfuro de carbono (CS_2) para que al reaccionar con cloro (Cl_2) se obtenga tetracloruro de carbono (CCl_4). Calcula el porcentaje de rendimiento si la cantidad obtenida de CCl_4 es de 800 g. La ecuación es la siguiente:



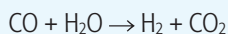
- k) Se tiene 8.5 L de oxígeno (O_2) a 30 °C y a 800 torr de presión. Calcula el volumen que ocuparía este gas a 40 °C y 700 torr de presión.
-

- l) Una muestra de nitrógeno (N_2) ocupa un volumen de 50 cm³ a 17 °C. ¿Qué volumen ocupará a 0 °C si la presión permanece constante?
-

- m) Cierta gas ocupa un volumen de 20 L a una presión de 700 torr y a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál será el volumen del gas si la presión aumenta a 1 atm y la temperatura no varía?
-

- n) ¿Qué volumen ocupan 2 moles de hidrógeno (H_2) a 1 200 torr de presión y 0 °C de temperatura?
-

- 7.3** Se emplean 20 g de monóxido de carbono (CO) y 20 g de agua (H_2O) para producir hidrógeno (H_2) de acuerdo con la siguiente reacción:



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
-

- b) ¿Cuántos gramos quedan del reactivo en exceso?
-

- c) ¿Cuántos litros de hidrógeno se obtienen en condiciones TPN?
-

- d) ¿Qué volumen ocupa el hidrógeno obtenido si la temperatura es de 22 °C y la presión de 0.96 atm?
-

Glosario

A

ácido fuerte: ácido que en solución acuosa se encuentra totalmente ionizado.

anión: ion negativo.

átomo: partícula más pequeña en que se puede dividir la materia mediante procedimientos químicos.

aufbau o de construcción, principio de: proceso para desarrollar la estructura electrónica en los niveles energéticos de los átomos.

Avogadro, ley de: volúmenes iguales de todos los gases con igual presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas.

B

base fuerte: compuesto que cuando se disuelve en agua todas sus unidades se disocian completamente en iones metálicos y iones hidróxido.

Boyle, ley de: a temperatura constante, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión.

C

caloría: cantidad de calor necesario para elevar 1°C la temperatura de un gramo de agua.

catalizador: sustancia que está presente en la masa reaccionante pero que no sufre modificación alguna, únicamente acelera o retarda la velocidad de una reacción.

catión: ión positivo.

Charles, ley de: a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta.

ciencia: conjunto sistematizado de conocimientos ordenados lógicamente, que se refieren a hechos relacionados entre sí, que se pueden comprobar mediante la experimentación, el uso de aparatos o de las matemáticas y que conducen a una verdad relativa.

compuesto: sustancia homogénea que resulta de la unión química de dos o más elementos

y, por lo tanto, puede experimentar descomposición ulterior.

compuestos binarios: compuestos que están formados por dos elementos.

compuestos cuaternarios: compuestos que están formados por cuatro elementos.

compuestos ternarios: compuestos que están formados por tres elementos.

configuración electrónica: distribución de los electrones en subniveles y orbitales.

conservación de la materia, ley de la: en cualquier reacción la masa-energía de los reactores (sistema inicial) es la misma que la masa-energía de los productos (sistema final).

crystal líquido: materia que al fundirse pierde su organización rígida solamente en una o dos dimensiones.

cuanto: cantidad más pequeña de energía. Al cuanto de energía luminosa se le denomina fotón.

D

dipolo: es una molécula polar, es decir, tiene un polo positivo y otro negativo.

dualidad: principio que establece que los electrones se comportan como partículas (masa) y ondas (energía).

E

ecuación química: expresión que se emplea para representar las reacciones químicas en forma abreviada y simbólica.

electrolito: compuesto que conduce la corriente eléctrica fundido o disuelto en agua.

electrón: partícula subatómica fundamental, con carga eléctrica negativa, que forma la nube electrónica del átomo.

elemento: sustancia simple, elemental, que no puede descomponerse en otras más sencillas mediante procesos químicos ordinarios.

energía limpia: energía que no produce contaminación del ambiente, como la energía solar y la eólica producida por la fuerza de los vientos.

- energía:** capacidad para efectuar un trabajo.
- enlace covalente coordinado:** enlace que se forma cuando los átomos que se combinan comparten electrones, pero el par necesario para formar el enlace es proporcionado por uno de ellos solamente.
- enlace covalente no polar:** enlace que se forma entre átomos donde las cargas eléctricas negativas se encuentran distribuidas en forma simétrica.
- enlace covalente polar:** enlace que hace que en el espacio del átomo más electronegativo haya una mayor densidad de carga eléctrica negativa, formándose un polo negativo en contraste con el polo opuesto, que es positivo.
- enlace covalente:** enlace que se forma cuando los átomos que se combinan comparten electrones.
- enlace iónico:** enlace que ocurre cuando hay una transferencia completa de electrones de un átomo a otro.
- enlace metálico:** enlace que ocurre entre los átomos de metales, donde los átomos se encuentran unidos entre sí por una nube de electrones de valencia compartidos por todos los átomos del metal.
- enlace químico:** fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar compuestos.
- espín:** giro o movimiento de rotación que el electrón efectúa sobre su propio eje.
- estado de oxidación:** carga aparente en la que un elemento interactúa en determinado compuesto; puede ser positivo, negativo, cero y números enteros o fraccionarios.
- estequiometría:** parte de la química que trata los cálculos de masa o volumen de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

E

- físico, fenómeno:** cambio que sufre la materia sin alterar su estructura íntima, es decir, sin que haya transformación de sustancias.
- fisión:** proceso de escisión (división) de un núcleo pesado en dos partículas aproximadamente iguales.

- forma empírica:** fórmula que refiere la proporción en números enteros de los átomos de cada elemento en un compuesto.
- fórmula condensada:** fórmula donde se emplean subíndices que indican el número de átomos que forma la molécula sin señalar cómo están unidos.
- fórmula molecular:** representa el número real de átomos de cada elemento en un compuesto molecular.
- fórmula real:** puede ser la fórmula empírica o un múltiplo entero de ella.
- fórmula:** representación de sustancias donde se muestra la composición de sus moléculas en función de sus elementos químicos.
- fuentes de energía:** pueden ser primarias y secundarias. Son primarias aquellas donde un recurso natural se aprovecha directamente para producir energía; son secundarias las que se obtienen mediante la transformación de fuentes primarias a través de procesos físicos, químicos o nucleares.
- función química:** propiedades que caracterizan a un grupo de compuestos.
- fusión:** proceso opuesto a la fisión y consiste en unir átomos para formar otro u otros de más peso.

G

- gas ideal, ley del:** ecuación que expresa la relación exacta entre la presión (P), el volumen (V), la temperatura (T) y el número de moles (n) de un gas. $PV = nRT$.
- gas:** estado de agregación donde la distancia entre las moléculas es muy grande y las fuerzas intermoleculares son despreciables; no tiene forma ni volumen definidos.
- Gay-Lussac, ley de:** a volumen constante, la presión de una masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura que soporta.
- grupo funcional:** átomo o grupo de átomos que contienen algunas moléculas y que son responsables de su comportamiento químico.

grupos: columnas verticales en la tabla periódica que contienen elementos con propiedades similares.

H

hidrácidos: ácidos que se forman mediante la unión del hidrógeno con un no metal.

hidróxidos: compuestos que se caracterizan por contener en su molécula el grupo oxhidrilo o hidroxilo (OH) unido a un metal.

hidruros: compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con un metal o no metal.

I

incertidumbre, principio de: principio que establece que no es posible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón.

ión: átomo con carga eléctrica debido a que ha perdido o ganado electrones.

iones complejos: conjunto de átomos unidos químicamente que tienen carga eléctrica y contiene un átomo de metal y otro u otros átomos.

isótopos: átomos de un mismo elemento con diferente masa atómica; esto es, átomos con el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones.

L

líquido: estado de agregación de la materia donde la distancia entre las moléculas es pequeña y éstas cambian de lugar sin ocupar posiciones definidas, es decir, las fuerzas de cohesión y repulsión se encuentran equilibradas. No tienen forma definida y su volumen es fijo.

M

masa atómica: cantidad de materia que hay en los átomos.

masa molecular: es la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula.

materia: todo aquello que constituye los cuerpos; es la base del universo, ocupa un espacio, tiene masa y energía.

método científico: proceso mediante el cual se logran los conocimientos que conforman una ciencia.

mezcla heterogénea: materia en la que se puede detectar fácilmente, a simple vista o con la ayuda de una lupa o microscopio, dos o más partes que la forman, cada una de las cuales tienen propiedades diferentes.

mezcla homogénea: materia en la que no es posible distinguir en ella las partes que la forman.

mezcla: materia que resulta de la unión aparente (no química) de dos o más sustancias.

mol: masa molecular expresada en gramos.

molécula: es la menor porción en que la materia puede dividirse por medios físicos conservando las características de las sustancias.

N

neutrón: partícula eléctricamente neutra que, junto con los protones, forma el núcleo de los átomos

nivel energético: región del espacio que rodea el núcleo, donde existen los electrones.

nomenclatura: forma de representar y nombrar a las sustancias.

número atómico: número de protones que hay en el núcleo del átomo y es igual al de electrones cuando el átomo es eléctricamente neutro.

número de Avogadro: número de moléculas que existen en una mol de cualquier sustancia y es igual a 6.02×10^{23} .

número de masa: suma de nucleones, es decir, protones más neutrones.

números cuánticos: números que indican la manera en que se distribuyen los electrones en el espacio que rodea al núcleo atómico.

O

orbital: región del espacio que rodea al núcleo y donde la probabilidad de encontrar el electrón es mayor.

oxiácidos: ácidos formados por hidrógeno, no metal y oxígeno.

oxidación: reacción en la que un átomo pierde electrones.

óxidos ácidos: compuestos binarios formados por un no metal y oxígeno, también se les llama anhídridos.

óxidos básicos: compuestos formados por un metal y oxígeno, también reciben el nombre de óxidos metálicos.

oxisales: compuestos formados por metal, no metal y oxígeno, resultan de la reacción de neutralización de un oxiácido con un hidróxido.

P

periódica, ley: la periodicidad en la variación de las propiedades químicas de los elementos es consecuencia y función del número atómico y de la configuración electrónica.

periodos: filas horizontales de la tabla periódica.

plasma: gas ionizado.

productos: sustancias que se obtienen al efectuarse una reacción química.

propiedad: característica que identifica a la materia.

propiedades periódicas: características comunes a ciertos elementos que se repiten periódicamente a lo largo de la serie de elementos ordenados conforme a su número atómico.

proporciones definidas, ley de las: ley que establece que dos o más elementos que se combinan para formar un compuesto dado, lo hacen siempre en la misma proporción. También se le conoce como ley de las proporciones constantes.

proporciones múltiples, ley de las: ley que establece que diferentes cantidades de un

mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otros elementos, para formar diversos compuestos, se hallan en relación sencilla que puede expresarse en números enteros.

proporciones recíprocas: ley que establece que los pesos de los elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien, múltiplos o submúltiplos de estos pesos.

protón: partícula eléctricamente positiva que se encuentra en el núcleo de los átomos.

punto de hidrógeno: interacción entre el átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo sumamente electronegativo de otra molécula; su fuerza es mucho menor que la del enlace covalente.

Q

química: ciencia que estudia la materia, su estructura íntima, sus cambios, sus relaciones con la energía y las leyes que rigen esos cambios y esas relaciones.

químico, fenómeno: cambio que produce alteraciones en la estructura íntima de la materia y que ocurre cuando una o más sustancias se transforman en otra u otras diferentes.

R

radiactividad: propiedad que tienen ciertas sustancias de emitir partículas alfa, rayos beta y gamma.

rayos catódicos: electrones que se dirigen al cátodo.

reacción endotérmica: reacción química donde se absorbe calor.

reacción exotérmica: reacción en la cual se libera calor.

reacciones químicas: transformación de una o más sustancias en otra u otras distintas. Véase *compuesto químico*.

reactivo en exceso: reactivo que se encuentra en mayor proporción estequiométrica.

reactivo limitante: reactivo que se consume por completo en una reacción.

reactivos: sustancias que en una reacción se transforman en otras diferentes.

redox: proceso para balancear ecuaciones que consiste en analizar los átomos que pierden electrones y los que los ganan.

reducción: reacción en que un átomo gana electrones reduciendo su número de oxidación.

regla del octeto: establece que al formarse un enlace químico los átomos ganan, pierden o comparten electrones para lograr una estructura electrónica estable y similar a la de un gas noble con ocho electrones en el nivel energético externo. Se exceptúa al hidrógeno y al helio.

rendimiento: es un porcentaje que en una reacción química se encuentra dividiendo la producción real entre la producción teórica multiplicado por 100.

S

sal halogenoide: compuesto que se forma mediante la reacción de un hidrácido con un hidróxido.

sales ácidas: compuestos que se forman cuando los átomos de hidrógeno no son sustituidos totalmente por el metal del hidróxido.

símbolo químico: representación abreviada de un elemento.

sólido amorfo: sustancia que carece de una estructura ordenada.

sólido: estado de la materia donde las moléculas se encuentran más cercanas entre sí. La fuerza que predomina entre ellas es la de cohesión y las moléculas vibran en torno a puntos fijos. Presenta forma y volumen definidos.

solución: mezcla homogénea.

subnivel: divisiones energéticas en un determinado nivel energético.

sustancia: materia que tiene una composición definida e invariable y que presenta las mismas propiedades en toda su extensión.

T

tabla cuántica: tabla donde los elementos químicos se encuentran ordenados de acuerdo con su número atómico y en su estructura se toma en cuenta la configuración electrónica en orbitales atómicos y con base en los cuatro números cuánticos.

tabla periódica: tabla donde para su estructuración se toma en cuenta el número atómico de los elementos. Se divide en columnas verticales llamadas grupos y renglones horizontales llamados periodos.

teoría cinética molecular: teoría que establece que el calor y el movimiento están relacionados con el comportamiento de las moléculas y explica las propiedades de los estados de la materia.

teoría: explicación de un hecho que se basa en muchas observaciones y es apoyada por los resultados de muchos experimentos.

U

unidad fórmula: número relativo de átomos de cada elemento presente en un compuesto.

V

valencia: capacidad de combinación de un átomo haciendo uso de sus electrones periféricos.

velocidad de reacción: cantidad de sustancia reaccionante que se transforma o la cantidad de producto obtenido en una unidad de tiempo.

volúmenes de combinación, ley de: ley que establece que los volúmenes de los gases que se combinan o se producen en una reacción química están siempre en una relación de números enteros simples.

Bibliografía

- Chang, R., *Principios esenciales de química general*, 4a. ed., McGraw-Hill, España, 2006.
- Daub, W., y W. Seese, *Química*, 8a. ed., Pearson Educación, México, 2005.
- Garriz, A., y J.A. Chamizo, *Química*, Pearson Educación, México, 1994.
- Goldberg, D.E., *Química*, Serie Schaum, McGraw-Hill, México, 2006.
- Hein, M., y S. Arena, *Fundamentos de química*, 10a. ed., Thomson Learning, México, 2001.
- Phillips, J.S., Strozak, V.S., y C. Wistrom, *Química, conceptos y aplicaciones*. 2a. ed., McGraw-Hill, México, 2007.
- Tyler Miller, G., *Ciencia ambiental y desarrollo sostenible*, 8a. ed., Thomson Learning, México, 2007.
- Zárraga, J.C., Velázquez, I., Rojero, A., y Y. Castells, *Química*, McGraw-Hill, México, 2003.
- Zárraga, J.C., Velázquez, I., y Rojero, A., *Química experimental, prácticas de laboratorio*, México, 2004.
- Zumdahl, S.S., *Fundamentos de química*, 5a. ed., McGraw-Hill, México, 2007.

Índice

A

acero inoxidable, 22 y 108
 acetaminofén, 20
 ácido
 acético, 20
 acetilsalicílico, 38 y 39
 ascórbico, 20
 clorhídrico, 20 y 166
 fosfórico, 20
 fuerte, 166
 láctico, 113
 sulfúrico, 19, 20, 34 y 228
 ácidos, 113 y 156
 actínidos, 89, 91 y 97
 afinidad electrónica, 112
 agente oxidante, 209
 agente reductor, 209
 agua, 17-26
 destilada, 24
 aire, 36, 49, 103 y 252
 aleación, 22 y 209
 amoníaco, 20, 123, 142 y 145
 análisis
 cualitativo, 7 y 26
 cuantitativo gravimétrico, 26
 cuantitativo volumétrico, 26
 químico, 83
 ángström, 21
 anhídridos, 160 y 161
 anión, 100, 112, 123 y 142
 ánodo, 46, 81 y 127
 antiácidos, 167 y 176
 aspartame, 20
 aspirina, 5, 20 y 38
 astroquímica, 7
 átomo, 21
 aufbau, 66
 azida de sodio, 177

B

balanceo de ecuaciones, 201
 base fuerte, 166
 bases, 166

bicarbonato de sodio, 20
 bioquímica, 7
 bloque, 90 y 91
 bromo, 89, 100, 104 y 184
 bronce, 21 y 209
 butano, 19 y 20

C

cafeína, 20
 cal viva, 152
 calcio, 19, 81, 89, 103 y 134
 calentamiento global, 34, 161, 252 y 254
 calor específico, 30 y 84
 caloría, 30 y 191
 cambios físicos, 28
 cambios químicos, 28, 32, 183-186
 carbonato de calcio, 20 y 167
 carbonato de sodio, 20, 167 y 237
 caries dental, 105 y 113
 catálisis, 198
 catalizador, 198
 negativo, 198
 catión, 100, 110, 123, 127, 142 y 173
 cátodo, 46-48 y 127
 centrifugación, 23 y 23
 ciencia, 6
 cloro, 7, 11, 83, 89, 104, 105, 120, 122 y 129
 clorofila, 103
 clorofluorocarbonos (CFCs), 11, 12 y 254
 cloruro de potasio, 130 y 174
 cohesión, 12 y 13
 componentes, 22 y 23
 del aire, 252 y 253
 composición porcentual, 227 y 229
 compuesto, 19-21 y 26
 compuestos
 binarios, 156 y 158
 cuaternarios, 170

 ternarios, 162
 concentración de los reactivos, 195 y 197
 condensación, 12 y 23
 condiciones normales, 224 y 246
 configuración electrónica, 66, 67, 68 y 69
 constituyentes, 19, 21 y 26
 consumismo, 184
 contaminación, 34, 252 y 256
 del agua, 256
 contaminantes primarios, 253 y 255
 contaminantes secundarios, 253
 cristal líquido, 15 y 146
 cristales de silicio, 146
 cuanto, 51 y 58

D

DDT, 9
 decantación, 23
 deforestación, 36
 desarrollo sostenible, 184
 destilación, 23
 deuterio, 33 y 85
 diagrama orbital, 71
 dióxido de carbono, 20, 220 y 252
 dióxido de silicio, 14, 146 y 155
 dipolo, 135, 142 y 145
 inducido, 142 y 144
 disolvente, 22
 divisibilidad, 17
 dopado, 109
 dualidad onda partícula, 58
 ductilidad, 17, 139

E

ecuación de Dirac, 58
 ecuación de Planck, 54
 ecuación química, 186, 187, 201 y 235
 ecuaciones termoquímicas, 31 y 189

- efecto invernadero, 34, 253
 elasticidad, 17
 electrólisis, 21
 electrolito, 127 y 128
 electrón, 45-47
 electronegatividad, 112 y 125
 electrones de valencia, 72 y 121
 elemento, 19
 elementos de transición interna, 98
 elementos de transición, 91 y 98
 elementos representativos, 97 y 112
 energía, 28-30 y 34
 cinética, 29 y 248
 ionización, 80, 110 y 111
 eólica, 36
 interna, 189
 limpia, 31
 nuclear, 34, 35 y 37
 potencial, 28
 química, 29
 energías limpias, 35 y 37
 enlace
 covalente, 128 y 131
 covalente coordinado, 137
 covalente no polar, 135
 covalente polar, 134
 doble, 132
 electrovalente, 124
 iónico, 123-125 y 127
 metálico, 139
 químico, 120 y 121
 triple, 132
 entalpía, 189
 entropía, 193
 esmog, 255
 espacios intermoleculares, 21
 espectro
 continuo, 52 y 53
 de líneas de absorción, 52 y 54
 de líneas de emisión, 53 y 54
 discontinuo, 54
 electromagnético, 52 y 53
 espectrógrafo de masas, 84
 espectrómetro, 84 y 85
 espectroscopia, 54
 espín, 58 y 64
 estado de oxidación, 124 y 152
 estequiometría, 219
 estroncio, 35, 96 y 103
 estructura electrónica estable, 121
 estructuras de Lewis, 123 y 125
 etanol, 20
 etilenglicol, 20
 evaporación, 11 y 23
 experimentación, 6
 extensión, 18
- F**
- fenómeno, 183
 físico, 183
 químico, 183
 fibras ópticas, 146
 fijación del nitrógeno, 213
 filtración, 23 y 24
 fisicoquímica, 7
 fisión, 32 y 33
 nuclear, 33
 flúor, 86, 98 y 104
 fluoruros, 105 y 113
 fórmula, 153
 condensada, 154
 empírica, 153
 molecular, 153
 química, 153
 real, 232
 fórmulas desarrolladas, 154
 fotones, 51 y 58
 fuentes de energía, 34 y 36
 primaria, 34
 secundaria, 34
 fuerzas de van der Waals, 142
 fullerenos, 146
 fusión, 12, 16, 32 y 33
 nuclear, 16 y 33
- G**
- gas, 12, 13 y 15
 de la risa, 152 y 161
 gases raros o nobles, 69, 80, 97, 98 y 107
 geoquímica, 7
 geraniol, 229
 grupos, 89
- H**
- halógenos, 104 y 105
 halogenuros, 168
 helio, 89
 hidrácidos, 166
 hidroxiapatita, 103
 hidróxido de magnesio, 20, 166 y 167
 hidróxido de sodio, 20 y 101
 hidróxidos, 162
 hidruros, 171
 hipótesis, 6 y 7
- I**
- IMECA, 256
 impenetrabilidad, 17
 inercia, 17
 inversión térmica, 254
 ión, 142
 negativo, 110 y 123
 positivo, 123
 isótopos, 85
- J**
- joule, 30
- K**
- kelvins, 224
 kernel, 129 y 139
 kilocaloría, 30
- L**
- lantánidos, 89 y 91
 latón, 22
 ley

científica, 6
 de acción de masas, 198
 de Avogadro, 222
 de Boyle, 246
 de Charles, 247
 de conservación de la energía, 32 y 33
 de Gay-Lussac, 248
 de la conservación de la masa, 33, 186, 201 y 219
 de la conservación de la materia, 33 y 202
 de la suma constante de calor, 191
 de las proporciones definidas, 220
 de las proporciones múltiples, 221
 de las proporciones recíprocas, 221
 de los volúmenes de combinación, 221
 del gas ideal, 249
 periódica actual, 89
 periódica basada en el número atómico, 88 y 89
 periódica de Mendeleiev, 88
 líquido, 12, 13 y 15
 lluvia ácida, 255
 luz visible, 48 y 52

M

magnesio, 89 y 103
 maleabilidad, 17 y 139
 masa
 atómica, 82 y 83
 molar, 222 y 235
 molecular, 222, 228 y 235
 materia, 6, 11, 12, 15 y 16
 heterogénea, 18
 homogénea, 18
 material amorfo, 13 y 14
 mecanismo de coordinación, 137
 metales, 80, 89, 98-104

alcalinos, 100
 alcalinotérreos, 102 y 103
 metaloides, 108
 metano, 20 y 130
 metátesis, 188
 método
 algebraico, 211
 científico, 6 y 7
 de los calores específicos, 83
 del máximo común divisor, 83
 redox, 206
 mezcla heterogénea, 18, 22 y 23
 mezcla homogénea, 18-22
 mezclas, 18 y 22
 microondas, 52
 modelo atómico
 de Bohr, 53
 de Dalton, 46
 de Rutherford, 50
 de Sommerfeld, 57
 de Thomson, 50
 moderno, 57
 mol, 222
 molécula, 21
 monóxido de dinitrógeno, 152, 160 y 187

N

nanómetro, 53
 naturaleza de los reactivos, 196
 neutralización, 167
 neutrón, 45 y 51
 nitinol, 108 y 146
 nivel energético, 59, 67, 90 y 91
 no metales, 80, 89, 98 y 100
 nomenclatura, 153 y 158
 notación, 36, 158 y 160
 nube electrónica, 58
 núcleo atómico, 51 y 57
 nucleones, 44, 45, 51 y 82
 número
 atómico, 82 y 83
 cuántico de espín, 64
 cuántico magnético, 62

cuántico principal, 59
 cuántico secundario, 60
 de Avogadro, 223
 de masa, 82
 de oxidación, 89 y 123
 números cuánticos, 63

O

observación, 6 y 7
 ondas
 de radio, 52
 infrarrojas, 52
 ultravioleta, 52
 órbita, 51, 55, 57 y 59
 orbitales, 57, 58 y 59
 oro
 de 14 kilates, 22
 blanco, 22
 oxiácidos, 160 y 163
 oxidación, 152, 158 y 160
 óxidos ácidos, 160
 óxidos básicos, 156
 oxisales, 167
 ozono, 11, 12, 184 y 245

P

partículas alfa, 49
 partículas beta, 49
 partículas gamma, 49
 periodos, 89, 94 y 96
 peso, 17, 19 y 221
 pirita de hierro, 220
 plasma, 15
 platería, 22
 plomo, 6, 84 y 108
 polarizabilidad, 144
 porcentaje de rendimiento, 244
 porosidad, 17
 potencial hidrógeno: pH, 166
 principio
 de aufbau, 66
 de dualidad, 58
 de exclusión, 66
 de incertidumbre, 58
 de máxima multiplicidad, 71

de máxima sencillez, 66
 de Shrödinger, 58
 productos, 180 y 184
 propano, 20, 132
 propiedad, 16 y 17
 propiedades
 de la materia, 16 y 17
 específicas, 17
 físicas, 17
 generales, 17
 periódicas, 109
 químicas, 17
 protio, 85
 protón, 45, 47 y 51
 puente de hidrógeno, 142, 143
 y 145
 punto de ebullición, 17 y 142
 punto de fusión, 17 y 142

Q

química, 6, 7 y 8
 analítica, 7
 general, 6
 inorgánica, 7
 orgánica, 7

R

radiación electromagnética, 49
 y 53
 radiactividad, 49 y 50
 radio atómico, 125
 radio iónico, 111
 rayos
 canales, 47
 catódicos, 46, 47 y 50
 gamma, 52
 X, 48, 50 y 52
 reacción endotérmica, 29, 32
 y 190
 reacción exotérmica, 29, 32
 y 190
 reacciones

de adición, 187
 de descomposición, 187
 de desplazamiento simple,
 188
 de síntesis, 187
 de sustitución doble, 188
 de sustitución simple, 188
 instantáneas, 195 y 196
 lentas, 195 y 196
 químicas, 29, 31, 183 y 184
 rápidas, 195 y 196
 termoquímicas, 189
 reactivo en exceso, 242
 reactivo limitante, 242
 reactivos, 184, 186 y 196
 redox, 206
 reducción, 208
 regla de Rydberg, 55
 regla del octeto, 121
 relaciones ponderales, 235
 relaciones volumétricas, 240
 rendimiento, 244
 repulsión, 12 y 144

S

sacarosa, 20 y 132
 sal neutra, 169
 sales, 101, 104, 167 y 170
 ácidas, 170
 semiconductores, 108
 separación por solubilidad, 24
 silicio, 14, 89 y 108
 siliconas, 146
 símbolo químico, 81
 sistema stock, 158
 soldadura para electrónica, 22
 y 108
 solidificación, 183
 sólido, 13-15
 soluciones, 22
 soluto, 22
 subíndice, 153 y 154

sublimación, 23
 subnivel, 57 y 60
 sulfato de cobre (II), 167 y 240
 sustancia, 18
 sal, 17, 19 y 20

T

tabla
 cuántica, 7, 94 y 95
 periódica, 80, 88 y 89
 periódica de Mendeleiev, 88
 periódica larga, 88
 tamaño atómico, 110
 tartrato de potasio, 20
 taxol, 38
 temperatura, 196
 temperatura absoluta, 247
 tendencias periódicas, 109
 teoría, 6
 cinética, 12
 termoquímica, 30, 189
 tierras raras, 95
 torr, 246
 tritio, 33 y 85

U

unidad fórmula, 153 y 202
 unidad de masa atómica, 83 y
 226
 uranio, 33 y 108

V

velocidad de reacción, 195
 volumen molar gramo, 240
 volumen molar, 224
 volúmenes de combinación, 221

Y

yeso, 154
 yodo, 86, 89 y 104

Esta nueva edición de **Química inorgánica** presenta los temas y avances más recientes en esta disciplina y los relaciona con fenómenos de la vida cotidiana. Así, el estudio de temas actuales como los efectos adversos en el uso de insecticidas, la energía nuclear, la destrucción de la capa de ozono y la necesidad de nuevos medicamentos ofrece una dimensión interactiva al estudio de la química, pues a la par que se explican los fundamentos teóricos, se describe su efecto en los entornos natural, social y tecnológico.

En cada unidad el lector encontrará actividades, lecturas, prácticas de laboratorio y diferentes tipos de evaluaciones, con las cuales el estudiante consolidará sus conocimientos.

Tabla de contenido

Unidad 1	Objeto de estudio de la química	Unidad 5	Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos
Unidad 2	Estructura atómica	Unidad 6	Reacciones químicas
Unidad 3	Tabla periódica	Unidad 7	Estequiometría
Unidad 4	Enlace químico		