



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



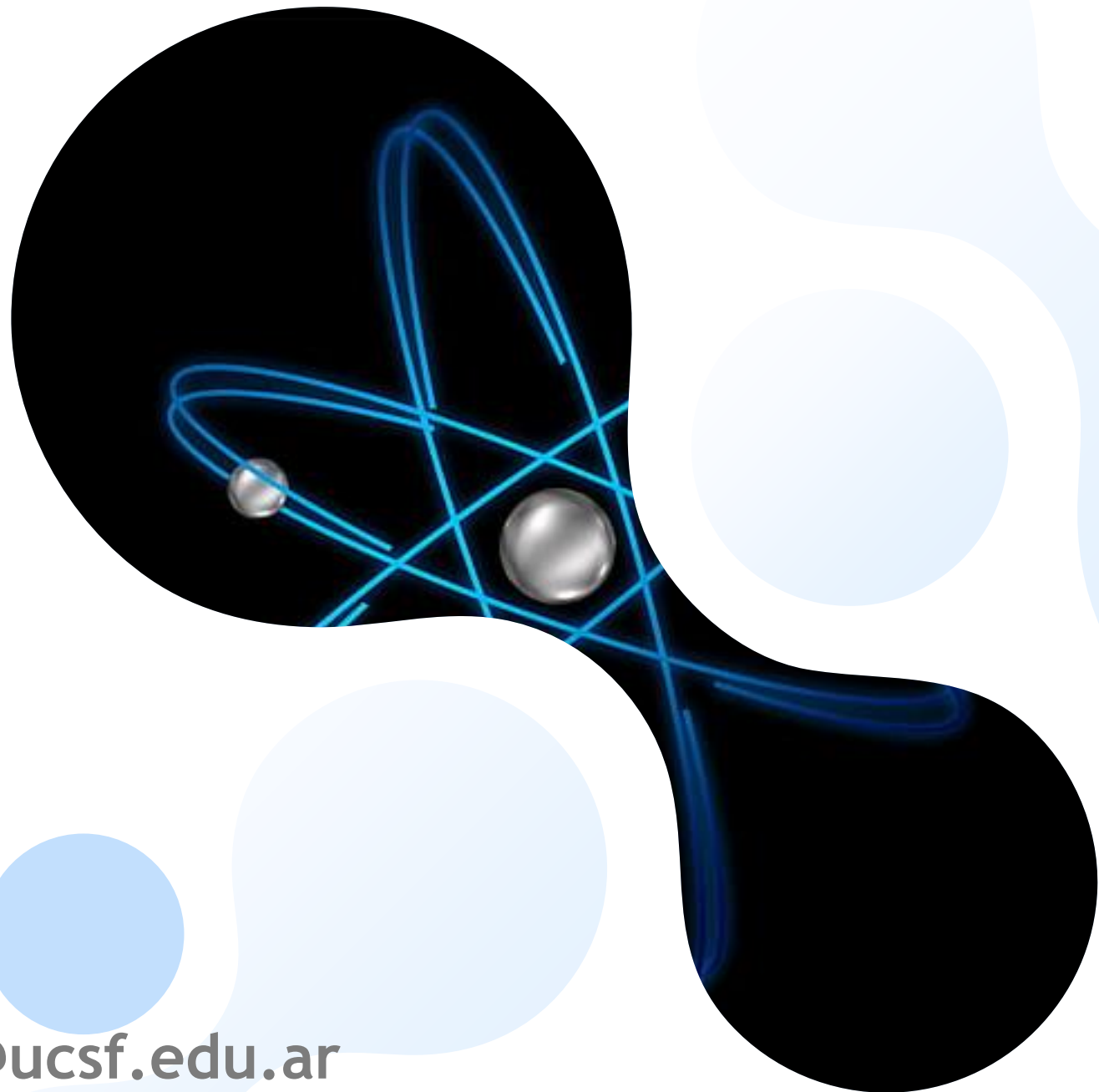
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

**Cristhian Andrés
Fonseca B.**



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





Reacciones Químicas II





Bibliografía de apoyo

Relaciones de masa en las reacciones químicas

Reacciones en disolución acuosa

3

4

Chang, Capítulos 3 y 4

3

ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS CON FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

4

REACCIONES EN DISOLUCIONES ACUOSAS

Brown, Capítulos 3 y 4

Fórmulas químicas y estequiometría de composición

2

CONTENIDO

- 2.1 Fórmulas químicas
- 2.2 Iones y compuestos iónicos
- 2.3 Nombre y fórmula de algunos compuestos iónicos
- 2.4 Masas atómicas
- 2.5 La mol
- 2.6 Masas fórmulaes, masas moleculares y moles
- 2.7 Composición porcentual y fórmula de compuestos
- 2.8 Determinación de fórmulas a partir de la composición elemental
- 2.9 Determinación de fórmulas moleculares
- 2.10 Algunas otras interpretaciones de las fórmulas químicas
- 2.11 Pureza de muestras

3

ECUACIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIÓN

CONTENIDO

- 3.1 Ecuaciones químicas
- 3.2 Cálculos basados en ecuaciones químicas
- 3.3 Concepto de reactivo limitante
- 3.4 Rendimiento porcentual de las reacciones químicas
- 3.5 Reacciones sucesivas
- 3.6 Concentración de las soluciones
- 3.7 Dilución de las soluciones
- 3.8 Uso de las soluciones en las reacciones químicas

Whitten, Capítulos 2 y 3

Whitten, Capítulos 2 y 3



Reacciones Químicas

Síntesis o
Combinación

Descomposición

Desplazamiento o
sustitución

Metátesis, doble
desplazamiento o
doble sustitución

Formación de gases

Desplazamiento de
halógenos

Desplazamiento de
metal

Neutralización

Precipitación

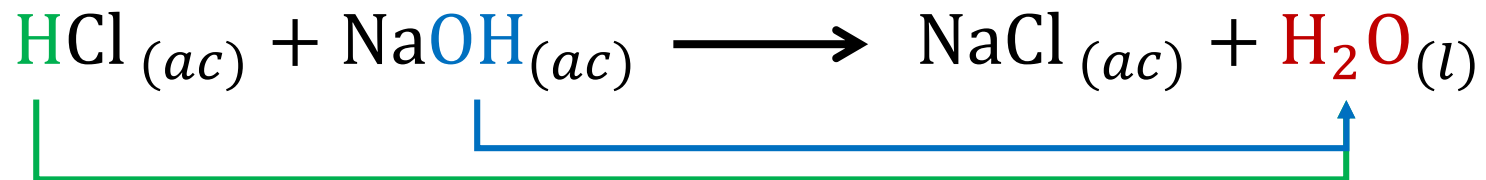
Oxidación



Reacciones de doble desplazamiento

Reacciones de neutralización

Las reacciones de **neutralización** son aquellas en las que se obtiene **agua** al hacer reaccionar un ácido (H^+) y un hidróxido (OH^-). Como otro producto se obtiene una sal:



Ácido + Base \rightarrow Sal + Agua

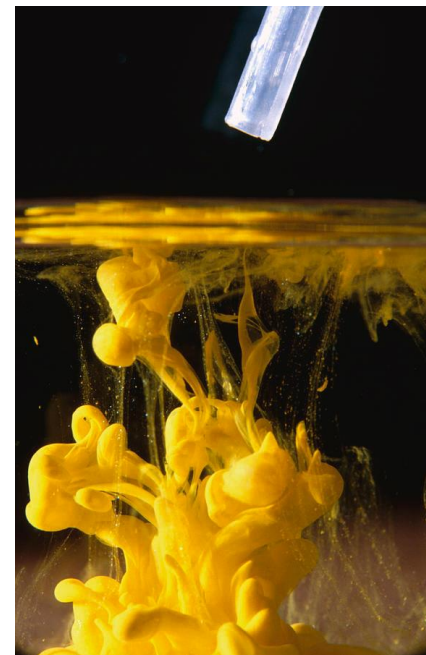
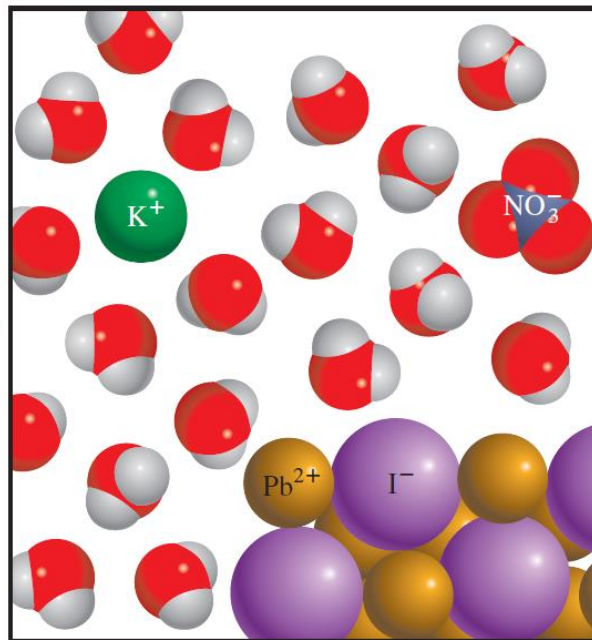
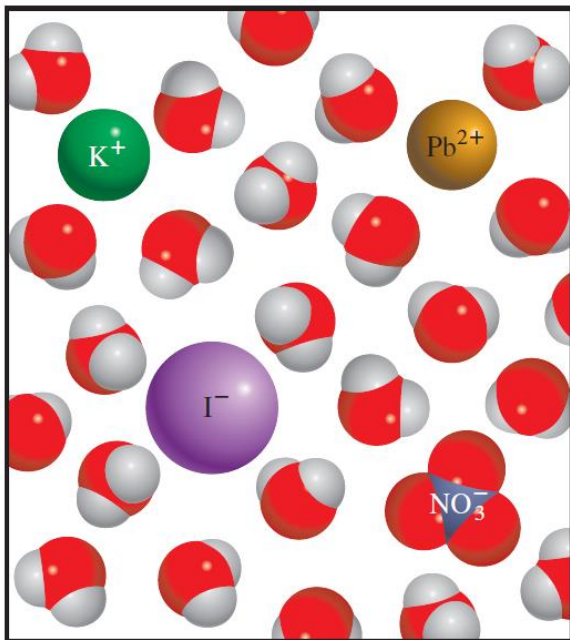
Una **sal** es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-}



Reacciones de doble desplazamiento

Reacciones de precipitación

Una reacción de **precipitación** es un tipo común de reacción en solución acuosa que se caracteriza por la formación de un producto insoluble o precipitado. Un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la solución. En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos.





Reacciones de doble desplazamiento

Reacciones de precipitación

Hay grupos de sustancias que, dependiendo de las condiciones de la solución, pueden precipitar. Entre otras, se pueden mencionar algunos compuestos como:

- Hidróxidos (OH^-)
- Carbonatos (CO_3^{2-})
- Haluros (F^- , Cl^- , Br^- , I^-)
- Sulfuros (S^{2-})
- Sulfatos (SO_4^{2-})
- Fosfatos (PO_4^{3-})



Hidróxido de aluminio [$\text{Al}(\text{OH})_3$]

Carbonato de bario (BaCO_3)

Fluoruro de bario (BaF_2)

Sulfato de bario (BaSO_4)

Sulfuro de bismuto (Bi_2S_3)

Sulfuro de cadmio (CdS)

Carbonato de calcio (CaCO_3)

Fluoruro de calcio (CaF_2)

Hidróxido de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$]

Fosfato de calcio [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]

Hidróxido de cromo(III) [$\text{Cr}(\text{OH})_3$]

Sulfuro de cobalto(II) (CoS)

Bromuro de cobre(I) (CuBr)

Yoduro de cobre(I) (CuI)

Hidróxido de cobre(II) [$\text{Cu}(\text{OH})_2$]

Sulfuro de cobre(II) (CuS)

Hidróxido de hierro(II) [$\text{Fe}(\text{OH})_2$]

Hidróxido de hierro(III) [$\text{Fe}(\text{OH})_3$]

Sulfuro de hierro(II) (FeS)

Carbonato de plomo(II) (PbCO_3)

Cloruro de plomo(II) (PbCl_2)

Cromato de plomo(II) (PbCrO_4)

Fluoruro de plomo(II) (PbF_2)

Yoduro de plomo(II) (PbI_2)

Sulfuro de plomo(II) (PbS)

Carbonato de magnesio (MgCO_3)

Hidróxido de magnesio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$]

Sulfuro de manganeso(II) (MnS)

Cloruro de mercurio(I) (Hg_2Cl_2)

Sulfuro de mercurio(II) (HgS)

Sulfuro de níquel(II) (NiS)

Bromuro de plata (AgBr)

Carbonato de plata (Ag_2CO_3)

Cloruro de plata (AgCl)

Yoduro de plata (AgI)

Sulfato de plata (Ag_2SO_4)

Sulfuro de plata (Ag_2S)

Carbonato de estroncio (SrCO_3)

Sulfato de estroncio (SrSO_4)

Sulfuro de estaño(II) (SnS)

Hidróxido de zinc [$\text{Zn}(\text{OH})_2$]

Sulfuro de zinc (ZnS)



Uso de soluciones en Reacciones Químicas

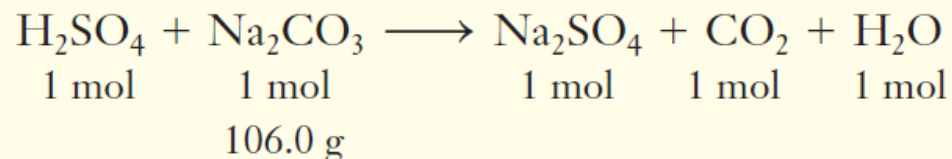
Si conocemos la molaridad de una solución, podemos calcular la cantidad de soluto que contiene un volumen dado de esa solución. Una de las aplicaciones más importantes de la molaridad es relacionar el volumen de solución de concentración conocida con la masa del otro reactivo.

Calcule el volumen en litros y mililitros de una solución de ácido sulfúrico 0.324 M que se necesitan para reaccionar en su totalidad con 2.792 g de Na_2CO_3 según la ecuación

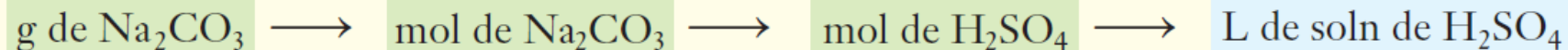


Estrategia

La ecuación balanceada nos indica que 1 mol de H_2SO_4 reacciona con 1 mol de Na_2CO_3 y podemos escribir

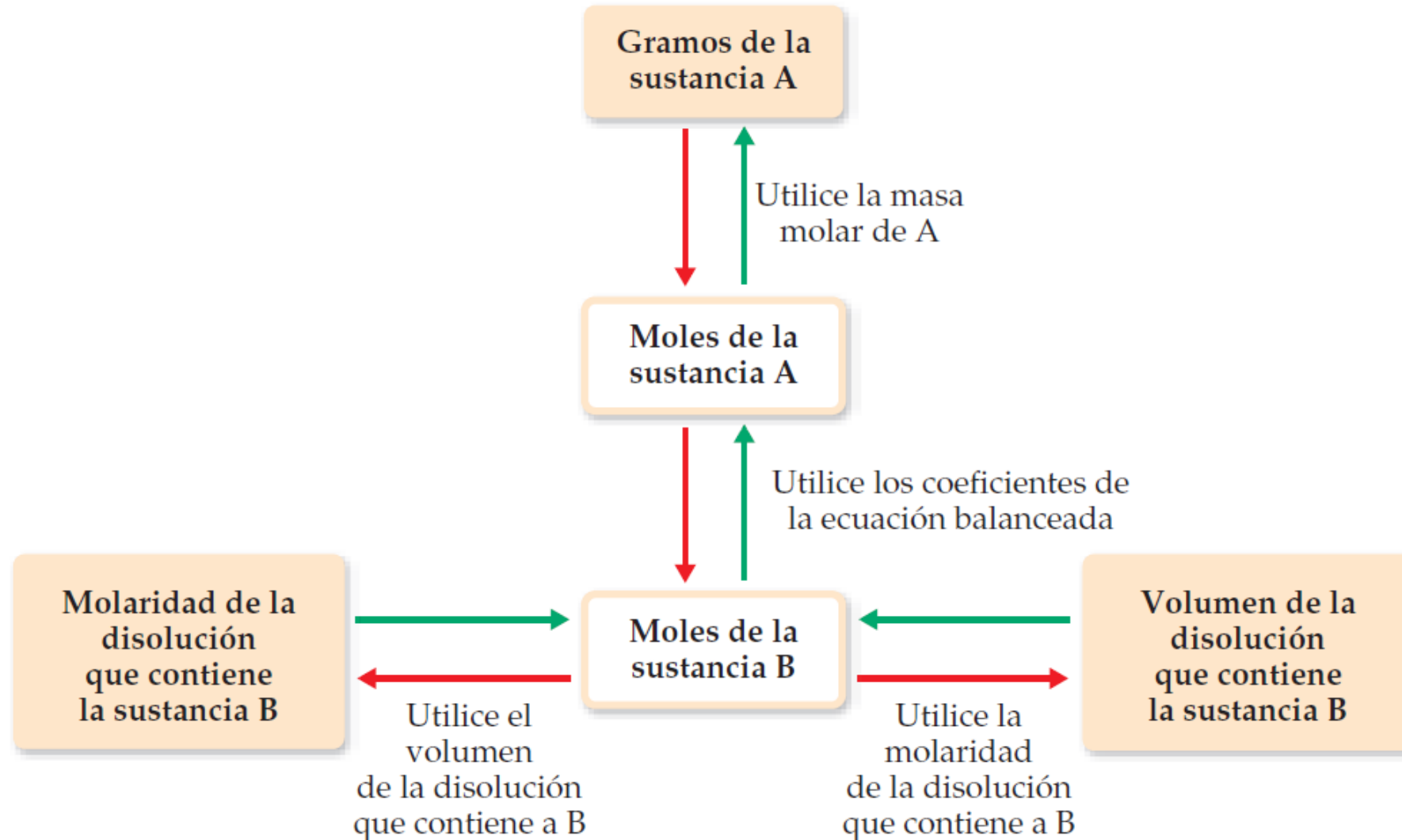


Convertimos 1) gramos de Na_2CO_3 a moles de Na_2CO_3 , 2) moles de Na_2CO_3 a moles de H_2SO_4 y 3) moles de H_2SO_4 a litros de solución de H_2SO_4 .





Uso de soluciones en Reacciones Químicas



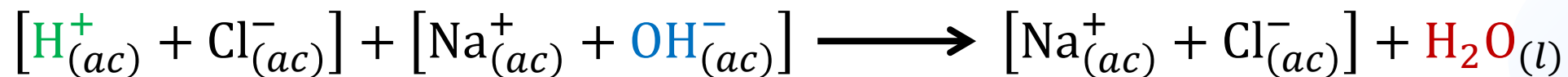


Ecuación Iónica y Ecuación Iónica Neta

En las **ecuaciones químicas** de unidades formulars se muestran las fórmulas completas de todos los compuestos. Cuando se agrega ácido clorhídrico a una solución de hidróxido de sodio, se da el intercambio de iones para formar una sal y agua.



En las **ecuaciones iónicas totales**, las fórmulas se escriben para mostrar la forma (predominante) en que existe cada sustancia cuando está en solución acuosa. En ocasiones utilizamos corchetes en ecuaciones iónicas totales para mostrar los iones que tienen una fuente común o que permanecen en solución luego de que termina la reacción. La ecuación iónica total para esta reacción es:

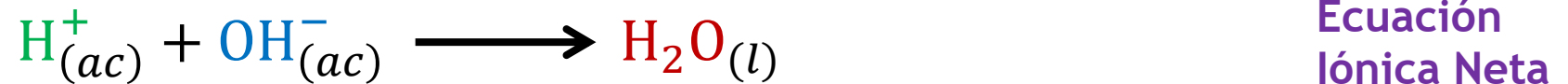
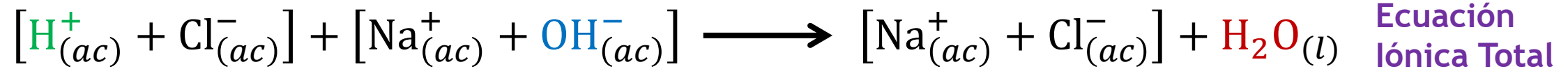


Si examinamos la ecuación iónica total, vemos que los iones cloruro (Cl^-) y los iones sodio (Na^+) no participan en la reacción. Debido a que no cambian, se les da el nombre de **iones “espectadores”**.



Ecuación Iónica y Ecuación Iónica Neta

En las **ecuaciones iónicas netas**, sólo se escriben las especies que reaccionan; la ecuación iónica neta resulta de eliminar los iones espectadores y los corchetes de la ecuación iónica total.



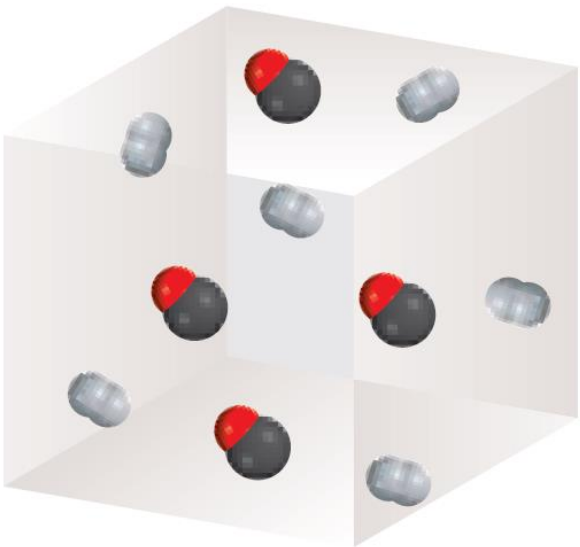
La ecuación iónica neta nos permite destacar la esencia de una reacción química en solución acuosa. Por otra parte, si estamos efectuando cálculos estequiométricos, es común que tratemos con masas formularias y, por lo tanto, con fórmulas completas de todas las especies; en tales casos, las ecuaciones de unidades formularias resultan más útiles y las ecuaciones iónicas totales son el puente entre las dos.



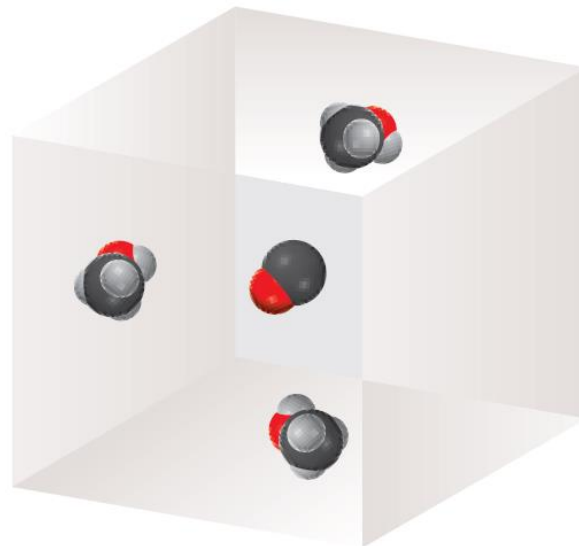
Reactivo limitante

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada. Debido a que la meta de una reacción es producir la cantidad máxima de un compuesto útil a partir de las materias primas, con frecuencia se suministra un gran exceso de uno de los reactivos para asegurar que el reactivo más costoso se convierta por completo en el producto deseado. En consecuencia, una parte del reactivo sobrará al final de la reacción.

Antes del inicio de la reacción



Después que se ha completado la reacción



Reactivo limitante:
El que se consume primero

Reactivo en exceso:
Presente en mayor cantidad



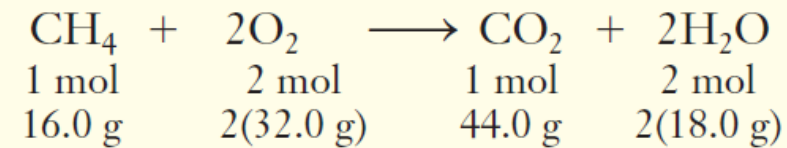
Reactivo limitante

En los cálculos estequiométricos en los que hay un reactivo limitante, el primer paso consiste en determinar cuál de los reactivos es el reactivo limitante.

¿Qué masa de CO_2 podría formarse cuando reaccionan 16.0 g de CH_4 con 48.0 g de O_2 ?

Plantear ecuación balanceada

La ecuación balanceada nos indica que 1 mol de CH_4 reacciona con 2 moles de O_2 .



Convertir las cantidades a moles

$$\underline{\quad} \text{ mol de CH}_4 = 16.0 \text{ g de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16.0 \text{ g de CH}_4} = \underline{1.00 \text{ mol de CH}_4}$$

$$\underline{\quad} \text{ mol de O}_2 = 48.0 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32.0 \text{ g de O}_2} = \underline{1.50 \text{ mol de O}_2}$$

Con la menor cantidad, resolver el problema

$$\underline{\quad} \text{ mol de CH}_4 = 1.50 \text{ mol de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ mol de O}_2} = 0.750 \text{ mol de CH}_4$$



Rendimiento de una reacción

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el **rendimiento teórico** de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación balanceada. En la práctica, el **rendimiento real**, es decir, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, casi siempre es menor que el rendimiento teórico.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término **porcentaje de rendimiento**, que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico.

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} * 100\%$$

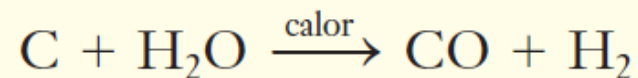
El **rendimiento teórico** se determina usando la estequiometría de la reacción con las cantidades de reactivos utilizadas. El **rendimiento real** se puede determinar haciendo mediciones de la cantidad de producto obtenido luego de una reacción.



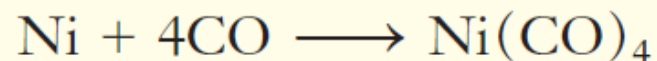
Rendimiento de reacciones secuenciales

De manera común se necesita más de una reacción para convertir los materiales de partida en el producto deseado; esto se aplica a muchas reacciones que llevamos a cabo en el laboratorio y a muchos procesos industriales. Éstas reciben el nombre de **reacciones secuenciales**. La cantidad de producto deseado de cada reacción se utiliza como material de partida en la reacción siguiente.

A temperaturas elevadas, el carbono reacciona con agua para formar una mezcla de monóxido de carbono (CO) e hidrógeno (H₂).



El monóxido de carbono se separa del H₂ y entonces se usa para separar níquel del cobalto por formación de un compuesto gaseoso: tetracarbonilo de níquel, Ni(CO)₄.



¿Qué masa de Ni(CO)₄ podría obtenerse a partir del CO que se produce al hacer reaccionar 75.0 g de carbono? Considere el rendimiento del 100%.

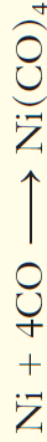
Rendimiento de reacciones secuenciales



A temperaturas elevadas, el carbono reacciona con agua para formar una mezcla de monóxido de carbono (CO) e hidrógeno (H₂).



El monóxido de carbono se separa del H₂ y entonces se usa para separar níquel del cobalto por formación de un compuesto gaseoso: tetracarbonilo de níquel, Ni(CO)₄.



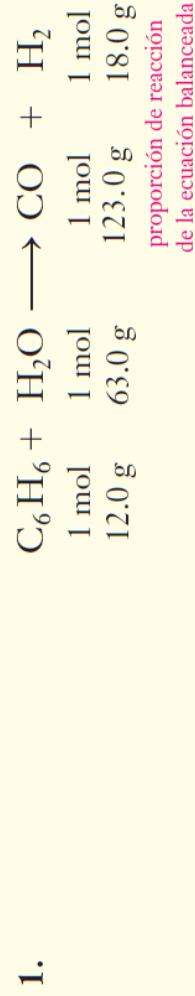
¿Qué masa de Ni(CO)₄ podría obtenerse a partir del CO que se produce al hacer reaccionar 75.0 g de carbono? Considere el rendimiento del 100%.

Estrategia

Interpretamos ambas ecuaciones químicas de la manera acostumbrada y resolvemos en dos pasos el problema. Las ecuaciones nos indican que una mol de C produce una mol de CO y que necesitamos cuatro moles de CO para producir una mol de Ni(CO)₄.

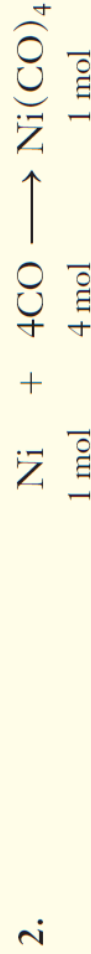
1. Determinamos las moles de CO formadas en la primera reacción.
2. A partir de las moles de CO formadas en la primera reacción, calculamos los gramos de Ni(CO)₄ producidas en la segunda reacción.

Respuesta



proporción de reacción de la ecuación balanceada

$$? \text{ mol de CO} = 75.0 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ g de C}} \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}} = 6.25 \text{ mol de CO}$$



proporción de reacción a partir de la ecuación balanceada

$$? \text{ g de Ni}(\text{CO})_4 = 6.25 \text{ mol de CO} \times \frac{1 \text{ mol de Ni}(\text{CO})_4}{4 \text{ mol de CO}} \times \frac{171 \text{ g de Ni}(\text{CO})_4}{1 \text{ mol de Ni}(\text{CO})_4} = \frac{267 \text{ g de Ni}(\text{CO})_4}{1 \text{ mol de Ni}(\text{CO})_4}$$

En forma alternativa, podemos integrar una serie de factores unitarios con base en las conversiones de la secuencia de reacciones y resolver en un solo paso el problema.



proporción de reacción a partir de la ecuación balanceada

$$? \text{ g de Ni}(\text{CO})_4 = 75.0 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ g de C}} \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}} \times \frac{1 \text{ mol de Ni}(\text{CO})_4}{4 \text{ mol de CO}}$$

$$\times \frac{171 \text{ g de Ni}(\text{CO})_4}{1 \text{ mol de Ni}(\text{CO})_4} = 267 \text{ g de Ni}(\text{CO})_4$$



Porcentaje de pureza

El porcentaje de pureza es el porcentaje en masa de una sustancia específica en una muestra impura. Casi ninguna de las sustancias que se encuentran en los estantes de reactivos en el laboratorio es 100% pura. Cuando se emplean muestras impuras en un trabajo preciso, deben tomarse en cuenta las impurezas.

ACTUAL ANALYSIS, LOT G22931		
Meets A.C.S. Specifications		
Assay (NaOH) (by acidimetry)	98,2	%
Sodium Carbonate (Na ₂ CO ₃)	0,2	%
Chloride (Cl)	< 0,0005	%
Ammonium Hydroxide Precipitate	< 0,01	%
Heavy metals (as Ag)	< 0,0005	%
Cooper (Cu)	0,0003	%
Potassium (K) (by FES)	0,002	
Trace impurities (in ppm)		
Nitrogen Compounds (as N)	< 2	
Phosphate (PO ₄ ³⁻)	< 1	
Sulphate (SO ₄ ²⁻)	< 5	
Iron (Fe)	< 2	
Mercury (Hg) (by AAS)	< 0,003	
Nickel (Ni)	< 2	

Se pueden formar seis factores unitarios:

$$\frac{98,2 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g muestra}} \quad \frac{100 \text{ g muestra}}{98,2 \text{ g NaOH}}$$

$$\frac{1,8 \text{ g impurezas}}{100 \text{ g muestra}} \quad \frac{100 \text{ g muestra}}{1,8 \text{ g impurezas}}$$

$$\frac{1,8 \text{ g impurezas}}{98,2 \text{ g NaOH}} \quad \frac{98,2 \text{ g NaOH}}{1,8 \text{ g impurezas}}$$



Porcentaje de pureza

Del mismo modo que el rendimiento indica la cantidad de producto que se forma en una reacción, el **porcentaje de pureza (%)** es la cantidad de sustancia pura en 100 partes de una muestra.

RECOMENDACIONES Y ADVERTENCIAS DE SEGURIDAD

PELIGRO
H271 Puede provocar un incendio o una explosión; muy comburente. H314 Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves. P210 Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. No fumar. P220 Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles. P221 Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles. P260 No respirar el polvo/el humo/el gas/la niebla/los vapores/el aerosol. P264 Lavarse cuidadosamente tras la manipulación. P501 Eliminar el contenido/el recipiente en conformidad con la normativa local, regional, nacional o internacional (en Argentina Ley N° 24051 Residuos Peligrosos).

PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD

DATOS DEL FABRICANTE
Reagents S.A.
Hunzinger 434. S2200GBD San Lorenzo. Santa Fe.
www.cicarelli.com
Origen: XXXXXXXX
Envasado en: Argentina

CÓDIGO DE PRODUCTO
ART 719110

CALIDAD
ACIDO PERCLORICO 70%
Pro-análisis (A.C.S.)

NOMBRE DE PRODUCTO
CICARELLI®
LABORATORIOS

LOTE DE FABRICACIÓN
LOTE 00000

ESPECIFICACIONES DE PUREZA

ESPECIFICACIONES	
Valoración	69,0 - 72,0 %
Residuo por calcinación	Máx. 0.003 %
Cloruro (Cl)	Máx. 0.001 %
Sulfato (SO ₄)	Máx. 0.001 %
Metales Pesados (Pb)	Máx. 1 ppm
Color (APHA)	Máx. 10
Silicato y Fosfato (SiO ₂)	Máx. 5 ppm
Comp. de Nitrógeno (N)	Máx. 0.001 %
Hierro (Fe)	Máx. 1 ppm

NÚMERO UN
HClO₄ - P.M. 100.46
CAS N° 7601-90-3
UN 1873
USO EXCLUSIVO DE LABORATORIO

NÚMERO CAS

FÓRMULA Y PESO MOLECULAR
Contenido Neto
1.000 ml = 1,67 kg

CONTENIDO DEL ENVASE

NÚMERO DE INSCRIPCIÓN SEDRONAR
SEDRONAR N° 05441/...

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{g sustancia pura}}{\text{g sustancia impura}} * 100\%$$