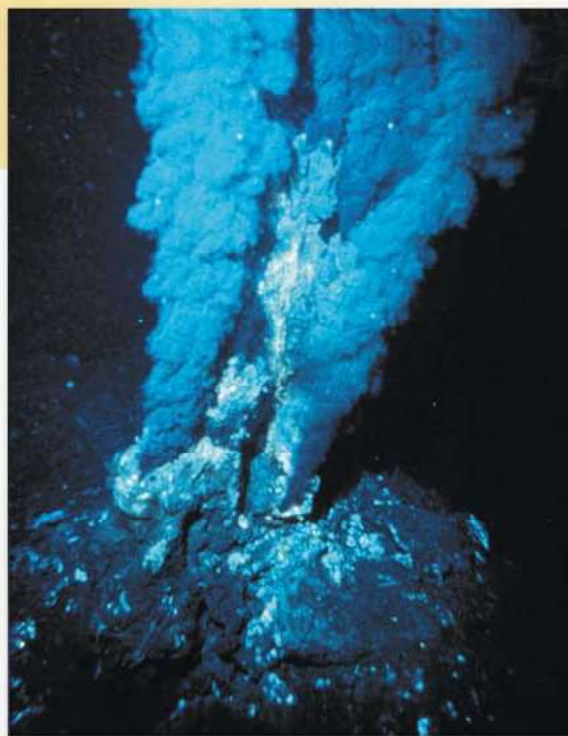


Reacciones en disolución acuosa



Fumarola negra que se forma cuando el agua sobrecalentada, rica en minerales, emana del suelo marino a través de la lava de un volcán oceánico. El sulfuro de hidrógeno presente convierte los iones metálicos en sulfuros metálicos insolubles.

Sumario

- 4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas
- 4.2 Reacciones de precipitación
- 4.3 Reacciones ácido-base
- 4.4 Reacciones de oxidación-reducción
- 4.5 Concentración de las disoluciones
- 4.6 Análisis gravimétrico
- 4.7 Valoraciones ácido-base
- 4.8 Valoraciones redox

Avance del capítulo

- Iniciamos este capítulo con el estudio de las disoluciones preparadas al disolver sustancias en agua, denominadas disoluciones acuosas. Las disoluciones acuosas se pueden clasificar como no electrolitos o electrolitos, según su capacidad para conducir la electricidad. (4.1)
- Estudiaremos las reacciones de precipitación, que son aquellas en las que el producto es un compuesto insoluble. Aprenderemos a representar estas reacciones mediante ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas. (4.2)
- Después, analizaremos las reacciones ácido-base, las cuales implican la transferencia de un protón (H^+) de un ácido a una base. (4.3)
- Luego, estudiaremos las reacciones de oxidación-reducción (redox) en las cuales se transfieren electrones entre los reactivos. Veremos que existen varios tipos de reacciones redox. (4.4)
- Para llevar a cabo estudios cuantitativos de disoluciones, estudiaremos cómo expresar la concentración de una disolución en molaridad. (4.5)
- Por último, aplicaremos el conocimiento del método del mol del capítulo 3 a los tres tipos de reacciones que se estudian aquí. Veremos de qué manera se utiliza el análisis gravimétrico para estudiar las reacciones de precipitación, y la técnica de valoración para estudiar las reacciones ácido-base y las reacciones redox. (4.6, 4.7 y 4.8)

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso. En este capítulo estudiaremos los tres principales grupos de reacciones que se efectúan en disolución acuosa: reacciones de precipitación, reacciones ácido-base y reacciones redox. En capítulos posteriores estudiaremos las características estructurales y las propiedades del agua, también llamada *disolvente universal*, y sus disoluciones.

4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas

Una **disolución** es una *mezcla homogénea de dos o más sustancias*. El **soluto** es la *sustancia presente en menor cantidad*, y el **disolvente** es la *sustancia que está en mayor cantidad*. Una disolución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (agua de mar, por ejemplo). En esta sección analizaremos únicamente las **disoluciones acuosas**, en las que *el soluto inicialmente es un líquido o un sólido y el disolvente es agua*.

Propiedades electrolíticas

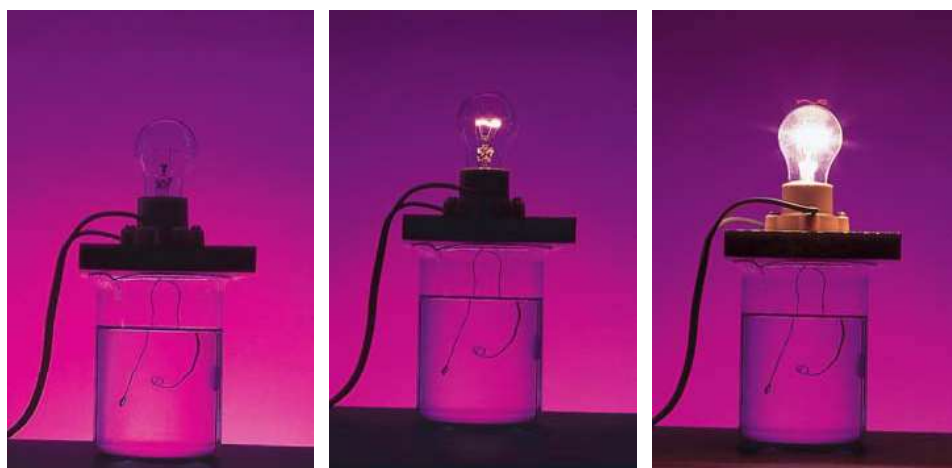
Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: electrolitos y no electrolitos. Un **electrolito** es una *sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad*. Un **no electrolito** *no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua*. La figura 4.1 muestra un método sencillo y directo para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. Un par de electrodos inertes (de cobre o de platino) se sumerge en un vaso con agua. Para que el foco encienda, la corriente eléctrica debe fluir de un electrodo al otro, para cerrar así el circuito. El agua pura es un conductor deficiente de la electricidad, sin embargo, al añadirle una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl), el foco enciende tan pronto como la sal se disuelve en el agua. El NaCl sólido es un compuesto iónico que al disolverse en agua se disocia en iones Na^+ y Cl^- . Los iones Na^+ se dirigen hacia el electrodo negativo y los iones Cl^- hacia el electrodo positivo. Este movimiento establece una corriente eléctrica que equivale al flujo de electrones a través de un alambre metálico. Como la disolución de NaCl conduce la electricidad, se dice que el NaCl es un electrolito. El agua pura contiene muy pocos iones, por lo que no puede conducir la electricidad.

Al comparar el brillo del foco para las mismas cantidades molares de las sustancias disueltas, podemos distinguir entre electrolitos fuertes y débiles. Una característica de los electrolitos fuertes es que en disolución se supone que el soluto se disocia 100% en sus

El agua de drenaje conduce electricidad porque contiene muchos iones disueltos.

Animación

Electrolitos fuertes, electrolitos débiles y no electrolitos



a)

b)

c)

Figura 4.1 Configuración para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. La capacidad de una disolución para conducir la electricidad depende del número de iones que contenga. a) Una disolución de un no electrolito no contiene iones, por lo tanto el foco no enciende. b) Una disolución de un electrolito débil contiene un pequeño número de iones, y el foco enciende tenuemente. c) Una disolución de un electrolito fuerte contiene un gran número de iones, en consecuencia el foco enciende con gran intensidad. Las cantidades molares de los solutos disueltos son iguales en los tres casos.

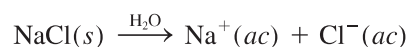
Tabla 4.1 Clasificación de solutos en disolución acuosa

Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucosa)
NaOH	H ₂ O [†]	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa)
Ba(OH) ₂		
Compuestos iónicos		

* El H₂SO₄ tiene dos iones H⁺ ionizables, pero sólo uno de los iones H⁺ es totalmente ionizable.

† El agua pura es un electrólito extremadamente débil.

iones. (Se entiende por *disociación* la separación del compuesto en cationes y aniones.) Por lo tanto, la disociación del cloruro de sodio en agua se puede representar como



Esta ecuación señala que todo el cloruro de sodio que entra a la disolución se transforma en iones Na⁺ y Cl⁻; no existen unidades de NaCl no disociadas en la disolución.

En la tabla 4.1 se muestran ejemplos de electrólitos fuertes, electrólitos débiles y no electrólitos. Los compuestos iónicos como el cloruro de sodio, yoduro de potasio (KI) y nitrato de calcio [Ca(NO₃)₂], son electrólitos fuertes. Es interesante observar que los líquidos del cuerpo humano contienen muchos electrólitos fuertes y débiles.

El agua es un disolvente de compuestos iónicos muy eficaz. Aunque el agua es una molécula eléctricamente neutra, tiene una región positiva (los átomos de H) y otra negativa (el átomo de O). Estas regiones se denominan “polos” positivo y negativo, por lo que es un disolvente *polar*. Cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se disuelve en agua, se destruye la red tridimensional de iones del sólido. Los iones Na⁺ y Cl⁻ se separan mediante la *hidratación*, proceso en el que un ion se ve rodeado por moléculas de agua acomodadas de manera específica. Cada ion Na⁺ se rodea de varias moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia el catión. De igual manera, cada ion Cl⁻ está rodeado por varias moléculas de agua con su polo positivo orientado hacia este anión (figura 4.2). La hidratación ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes se combinen con los aniones.

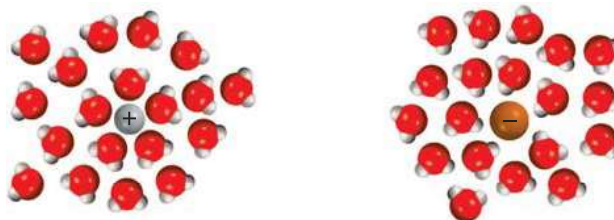
Los ácidos y las bases también son electrólitos. Algunos ácidos, como el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO₃), son electrólitos fuertes. Se supone que estos ácidos se ionizan completamente en agua. Por ejemplo, cuando el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelve en agua, forma iones H⁺ y Cl⁻ hidratados:



En otras palabras, *todas* las moléculas de HCl disueltas se separan en iones H⁺ y Cl⁻ hidratados. Así, cuando escribimos HCl(ac), entendemos que se trata de una disolución

Animación
Hidratación

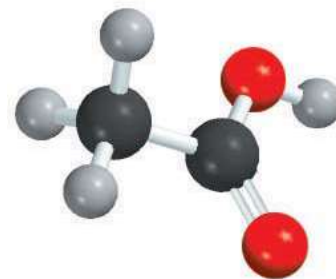
Figura 4.2 Hidratación de los iones Na⁺ y Cl⁻.



que únicamente tiene iones $\text{H}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$ y que no hay moléculas de HCl hidratadas. Por otro lado, ciertos ácidos como el ácido acético (CH_3COOH), que le confiere el sabor al vinagre, no se ionizan por completo, es decir, son electrolitos débiles. La ionización del ácido acético la representamos como

donde CH_3COO^- es el ion acetato. El término *ionización* lo utilizamos para describir la separación de ácidos y bases en iones. Cuando escribimos la fórmula del ácido acético como CH_3COOH , indicamos que el protón ionizable está en el grupo COOH.

La ionización del ácido acético se escribe con doble flecha para indicar que la **reacción es reversible**, es decir, *la reacción puede proceder en ambos sentidos*. Inicialmente, varias moléculas de CH_3COOH se separan en iones CH_3COO^- y H^+ . Con el tiempo, algunos iones CH_3COO^- y H^+ vuelven a combinarse para formar moléculas de CH_3COOH . Finalmente, se llega a un estado en el que las moléculas de ácido se ionizan con la misma rapidez con la que vuelven a combinarse los iones. A este estado químico, en el que no se observa cambio neto alguno (aunque en el nivel molecular continúa la actividad) se le llama *equilibrio químico*. El ácido acético es, entonces, un electrolito débil porque su ionización en agua es incompleta. En contraste, en una disolución de ácido clorhídrico los iones H^+ y Cl^- no tienden a volver a combinarse para formar HCl molecular. Por lo tanto, se utiliza una sola flecha para indicar que su ionización es completa.



CH_3COOH

Existen diferentes tipos de equilibrio químico. En el capítulo 14 estudiaremos de nuevo este importante tema.

Revisión de conceptos

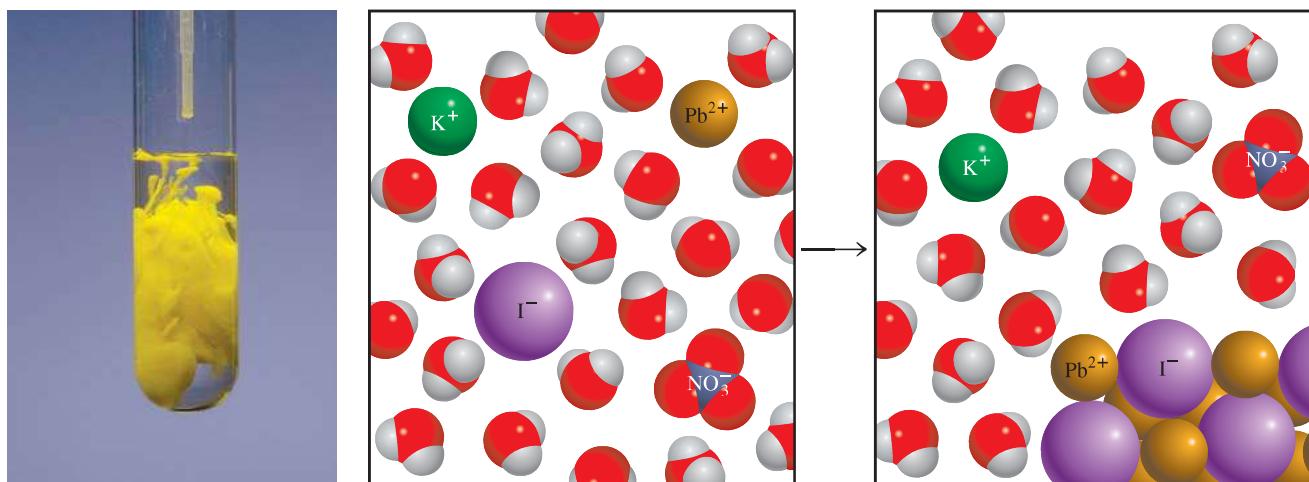


Figura 4.3 Formación de precipitado amarillo de PbI_2 al agregar una disolución de $Pb(NO_3)_2$ a una disolución de KI .

Solubilidad

¿Cómo podemos predecir la formación de un precipitado cuando se añade un compuesto a una disolución o cuando se mezclan dos disoluciones? Esto depende de la **solubilidad** del soluto, que se define como la *máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica*. Los químicos describen las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es soluble si se disuelve de manera visible una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente soluble o insoluble. Aunque todos los compuestos iónicos son electrólitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad.

En la tabla 4.2 se clasifican algunos compuestos iónicos como solubles o insolubles. Sin embargo, conviene recordar que aun los compuestos insolubles se disuelven en cierto grado. En la figura 4.4 se muestran varios precipitados.

Tabla 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), acetatos (CH_3COO^-), bicarbonatos (HCO_3^-), cloratos (ClO_3^-) y percloratos (ClO_4^-)	
Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-)	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

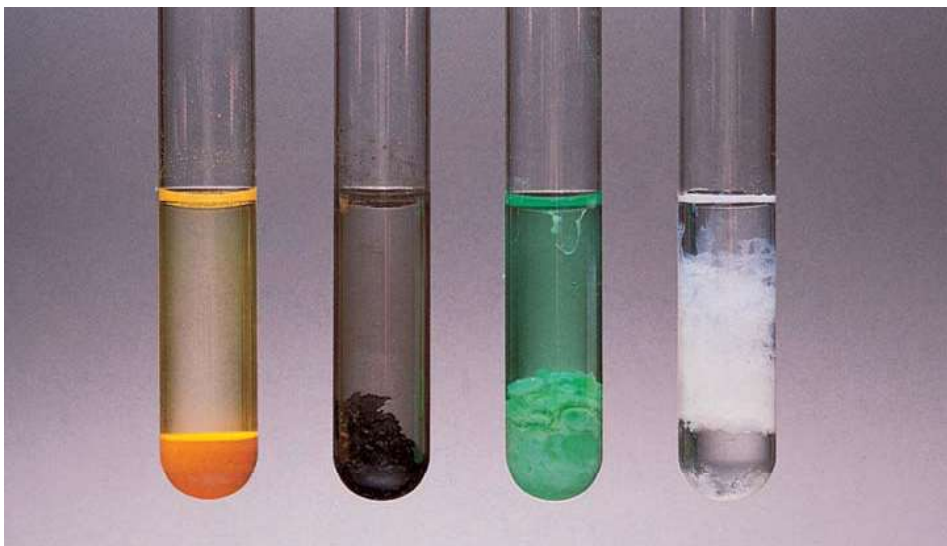


Figura 4.4 Aparición de algunos precipitados. De izquierda a derecha: CdS, PbS, Ni(OH)₂ y Al(OH)₃.

En el ejemplo 4.1 se aplican las reglas de solubilidad descritas en la tabla 4.2.

Ejemplo 4.1

Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles: *a*) sulfato de plata (Ag₂SO₄), *b*) carbonato de calcio (CaCO₃), *c*) fosfato de sodio (Na₃PO₄).

Estrategia Aunque no es necesario memorizar las solubilidades de los compuestos, debe tener presente las siguientes reglas útiles: todos los compuestos iónicos que contienen cationes de metales alcalinos, el ion amonio y los iones nitrato, bicarbonato y clorato son solubles. Para otros compuestos será necesario recurrir a la tabla 4.2.

Solución *a*) De acuerdo con la tabla 4.2, el Ag₂SO₄ es insoluble.

b) Éste es un carbonato y el Ca es un metal del grupo 2A; por lo tanto, el CaCO₃ es insoluble.

c) El sodio es un metal alcalino (grupo 1A), por lo tanto el Na₃PO₄ es soluble.

Ejercicio de práctica Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles; *a*) CuS, *b*) Ca(OH)₂, *c*) Zn(NO₃)₂.

Problemas similares: 4.19, 4.20.

Ecuaciones moleculares, ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas

La ecuación que describe la precipitación del yoduro de plomo de la página 121 se denomina **ecuación molecular** porque *las fórmulas de los compuestos están escritas como si todas las especies existieran como moléculas o entidades completas*. Una ecuación molecular es útil porque aclara la identidad de los reactivos [es decir, nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio]. Si quisiéramos llevar a cabo esta reacción en el laboratorio, ésta es la ecuación molecular que deberíamos utilizar. Sin embargo, una ecuación molecular no describe con exactitud lo que en realidad está sucediendo en la disolución.

Como se señaló antes, cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, se separan por completo en los cationes y aniones que los componen. Por ello, para que las ecuaciones se apeguen más a la realidad, deberán indicar la disociación de los compuestos iónicos en sus iones. Así, en la reacción entre yoduro de potasio y nitrato de plomo(II) escribiríamos:

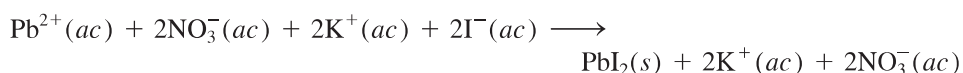
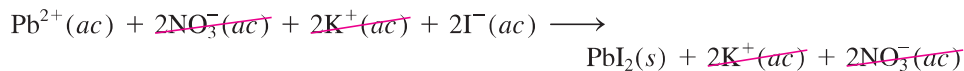


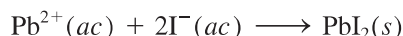


Figura 4.5 Formación del precipitado de BaSO_4 .

Esta ecuación ejemplifica una **ecuación iónica**, en la que se *muestran las especies disueltas como iones libres*. Para saber si se puede formar un precipitado a partir de esta disolución, primero combinamos el catión y el anión de los diferentes compuestos, es decir, PbI_2 y KNO_3 . De acuerdo con la tabla 4.2, PbI_2 es un compuesto insoluble y KNO_3 es soluble. Por lo tanto, el KNO_3 disuelto permanece en disolución al separarse los iones K^+ y NO_3^- , los cuales se denominan **iones espectadores**, o *iones que no participan en la reacción global*. Debido a que los iones espectadores aparecen en ambos lados de una ecuación, se pueden eliminar de la ecuación iónica



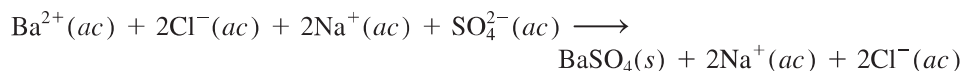
Por último, escribimos la **ecuación iónica neta**, que *sólo muestra las especies que realmente participan en la reacción*:



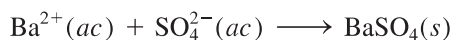
En otro ejemplo, observamos que cuando se agrega una disolución acuosa de cloruro de bario (BaCl_2) a una disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4), se forma un precipitado blanco (figura 4.5). Si se analiza como una reacción de metátesis, los productos son BaSO_4 y NaCl . En la tabla 4.2 observamos que sólo el BaSO_4 es insoluble, por lo tanto, escribimos la ecuación molecular para esta reacción así



La ecuación iónica para la reacción es



Al cancelar los iones espectadores (Na^+ y Cl^-) en ambos lados de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta



Los siguientes cuatro pasos resumen el procedimiento para escribir ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas:

1. Escriba una ecuación molecular balanceada para la reacción, mediante las fórmulas correctas para los compuestos iónicos de reactivos y productos. Con base en la tabla 4.2, decida cuál de los productos es insoluble y por lo tanto aparecerá como un precipitado.
2. Escriba la ecuación iónica de la reacción. El compuesto que no aparece como precipitado debe presentarse como iones libres.
3. Identifique y cancele los iones espectadores en ambos lados de la ecuación para escribir la ecuación iónica neta de la reacción.
4. Verifique que las cargas y número de átomos estén balanceados en la ecuación iónica neta.

Estos pasos se aplican en el ejemplo 4.2.

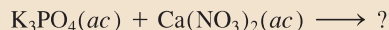


Precipitado formado por la reacción entre $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac})$ y $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$.

Ejemplo 4.2

Prediga lo que sucederá cuando una disolución de fosfato de potasio (K_3PO_4) se mezcla con una disolución de nitrato de calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$]. Escriba una ecuación iónica neta para la reacción.

Estrategia Es aconsejable escribir primero la ecuación sin balancear, de acuerdo con la información proporcionada



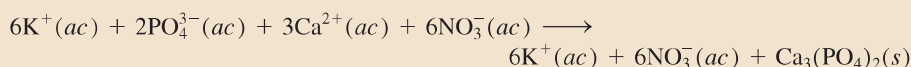
¿Qué sucede cuando los compuestos iónicos se disuelven en el agua? ¿Qué iones se forman a partir de la disociación de K_3PO_4 y $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? ¿Qué sucede cuando los cationes se encuentran con los aniones en disolución?

Solución En disolución, el K_3PO_4 se disocia en iones K^+ y PO_4^{3-} y el $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se disocia en iones Ca^{2+} y NO_3^- . De acuerdo con la tabla 4.2, los iones de calcio (Ca^{2+}) y los iones fosfato PO_4^{3-} formarán un compuesto insoluble, el fosfato de calcio [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$], en tanto que el otro producto, KNO_3 , es soluble y permanece en disolución. Por lo tanto, es una reacción de precipitación. Seguiremos paso a paso el procedimiento que se acaba de describir.

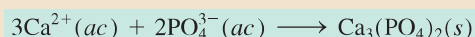
Paso 1: La ecuación molecular balanceada para esta reacción es



Paso 2: Para escribir la ecuación iónica, los compuestos solubles se muestran como iones disociados:



Paso 3: Al cancelar los iones espectadores (K^+ y NO_3^-) en cada lado de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta:



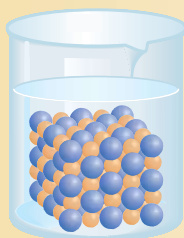
Paso 4: Observe que debido a que primero balanceamos la ecuación molecular, la ecuación iónica neta queda balanceada en términos del número de átomos en ambos lados de la ecuación, y la cantidad de cargas positivas (+6) y negativas (-6) en el lado izquierdo es la misma.

Ejercicio de práctica Prediga el precipitado que se forma al mezclar una disolución de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ con una disolución NaOH . Escriba la ecuación iónica neta para la reacción.

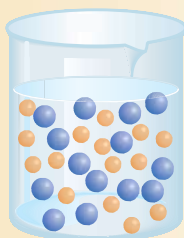
Problemas similares: 4.21, 4.22.

Revisión de conceptos

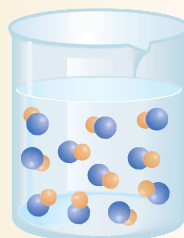
¿Cuál de los diagramas siguientes describe fielmente la reacción entre $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(ac)$ y $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac)$? Por simplicidad, sólo se muestran los iones Ca^{2+} (amarillo) y CO_3^{2-} (azul).



a)



b)

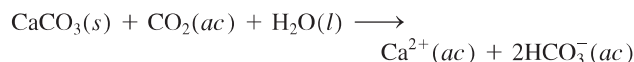


c)

En la sección “Química en acción” de la página 126, se estudian algunos problemas prácticos relacionados con las reacciones de precipitación.

Una reacción de precipitación indeseable

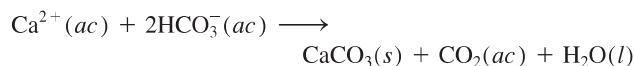
La piedra caliza (CaCO_3) y la dolomita ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), dispersas en la superficie de la Tierra, con frecuencia ingresan en los mantos acuíferos. De acuerdo con la tabla 4.2, el carbonato de calcio es insoluble en agua. No obstante, en presencia del dióxido de carbono disuelto (de la atmósfera), el carbonato de calcio se convierte en bicarbonato de calcio soluble [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$]:



donde HCO_3^- es el ion bicarbonato.

El agua que contiene iones Ca^{2+} , Mg^{2+} , o ambos, se conoce como *agua dura*, y el agua que carece de estos iones se denomina *agua blanda*. El agua dura no es adecuada para usos domésticos ni industriales.

Cuando el agua que contiene iones de Ca^{2+} y HCO_3^- se calienta o se lleva a ebullición, la reacción de disolución se invierte para producir el precipitado CaCO_3



y se libera dióxido de carbono gaseoso:

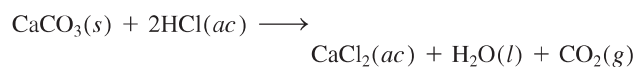


El carbonato de calcio sólido que se forma de esta manera es el principal componente de los depósitos que se acumulan en los calentadores de agua, tuberías y cafeteras. Una delgada capa de depósito reduce la transferencia de calor y la eficacia y durabilidad de los calentadores de agua, tuberías y aparatos. En las



Los depósitos de los calentadores casi obstruyen por completo esta tubería de agua caliente. Estos depósitos están compuestos en su mayor parte por CaCO_3 y un poco de MgCO_3 .

tuberías domésticas de agua caliente el flujo del agua se puede restringir o bloquear por completo. Un método sencillo que los plomeros utilizan para remover estos depósitos es agregar una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, el cual reacciona con el CaCO_3 (y por lo tanto disuelve):



De esta forma, CaCO_3 se convierte en CaCl_2 soluble.

4.3 Reacciones ácido-base

Los ácidos y las bases son tan comunes como la aspirina y la leche de magnesia, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos: ácido acetilsalicílico (aspirina) e hidróxido de magnesio (leche de magnesia). Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos. Antes de estudiar las reacciones ácido-base, necesitamos conocer las propiedades de los ácidos y las bases.

Propiedades generales de ácidos y bases

En la sección 2.7 definimos los ácidos como sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y las bases como sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- .

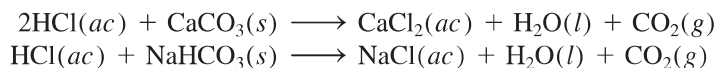
El químico sueco Svante Arrhenius¹ formuló estas definiciones a finales del siglo XIX para clasificar las sustancias cuyas propiedades en disolución acuosa eran bien conocidas.

Ácidos

- Los ácidos tienen sabor agrio; por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético, y los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.
- Los ácidos ocasionan cambios de color en los pigmentos vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de azul a rojo.
- Los ácidos reaccionan con algunos metales, como zinc, magnesio o hierro para producir hidrógeno gaseoso. Una reacción típica es la que sucede entre el ácido clorhídrico y el magnesio:



- Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos, como Na_2CO_3 , CaCO_3 y NaHCO_3 , para formar dióxido de carbono gaseoso (figura 4.6). Por ejemplo,



- Las disoluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.

Bases

- Tienen sabor amargo.
- Se sienten resbaladizas; por ejemplo, los jabones, que contienen bases, muestran esta propiedad.
- Producen cambios de color en los colorantes vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de rojo a azul.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.

Ácidos y bases de Brønsted

Las definiciones de Arrhenius de ácidos y bases son limitadas en el sentido de que sólo se aplican a disoluciones acuosas. En 1932, el químico danés Johannes Brønsted² propuso una definición más amplia de ácidos y bases que no requiere que estén en disolución acuosa. Un **ácido de Brønsted** es un *donador de protones*, y una **base de Brønsted** es un *aceptor de protones*. Observe que las definiciones de Brønsted no requieren ácidos y bases para estar en disolución acuosa.

El ácido clorhídrico es un ácido de Brønsted puesto que dona un protón al agua:



Observe que el ion H^+ es un átomo de hidrógeno que perdió su electrón, es decir, sólo es un protón. El tamaño de un protón es alrededor de 10^{-15} m, en tanto que el diámetro de un átomo o ion promedio es de 10^{-10} m. Con un tamaño tan pequeño, esta partícula cargada no puede existir como una entidad aislada en una disolución acuosa debido a su

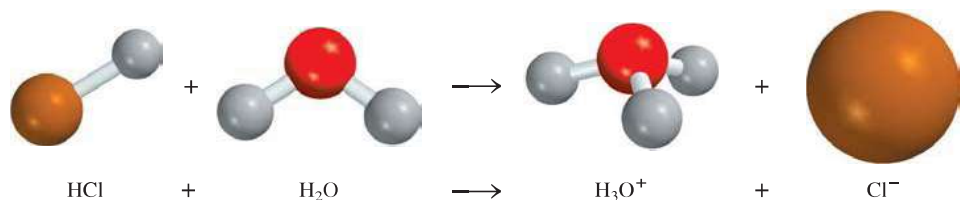


Figura 4.6 Un pedazo de tiza para pizarrón, compuesta principalmente por CaCO_3 , reacciona con ácido clorhídrico.

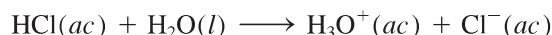
¹ Svante August Arrhenius (1859-1927). Químico sueco. Arrhenius hizo importantes contribuciones al estudio de la cinética química y de disoluciones de electrólitos. También especuló acerca de que la vida en la Tierra llegó de otros planetas, teoría que hoy se conoce como *panspermia*. Arrhenius recibió el Premio Nobel de Química en 1903.

² Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947). Químico danés. Además de su teoría de ácidos y bases, Brønsted trabajó en termodinámica y en la separación de los isótopos de mercurio. En algunos textos, los ácidos y bases de Brønsted se denominan ácidos y bases Brønsted-Lowry. Thomas Martin Lowry (1874-1936) fue un químico inglés. Brønsted y Lowry desarrollaron de manera independiente la misma teoría relativa a los ácidos y bases en 1923.

Figura 4.7 Ionización de HCl en agua para formar el ion hidronio y el ion cloruro.



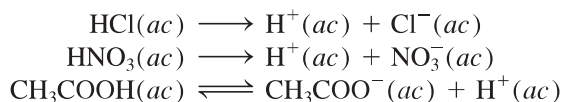
fuerte atracción por el polo negativo del H_2O (el átomo de O). Por consiguiente, el protón existe en forma hidratada, como se muestra en la figura 4.7. Así, la ionización del ácido clorhídrico deberá escribirse como



El *protón hidratado* H_3O^+ se denomina **ion hidronio**. Esta ecuación muestra una reacción en la cual un ácido de Brønsted (HCl) dona un protón a una base de Brønsted (H_2O).

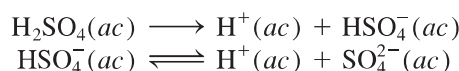
Los experimentos han demostrado que el ion hidronio se sigue hidratando, de manera que puede tener asociadas varias moléculas de agua. Como las propiedades ácidas del protón no se alteran por el grado de hidratación, por conveniencia en este texto se usará $\text{H}^+(ac)$ para representar el protón hidratado, aunque la notación H_3O^+ es más cercana a la realidad. Recuerde que las dos notaciones representan la misma especie en disolución acuosa.

Entre los ácidos comúnmente utilizados en el laboratorio se encuentran el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido acético (CH_3COOH), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido fosfórico (H_3PO_4). Los tres primeros son **ácidos monopróticos**, es decir, *cada unidad de ácido libera un ion hidrógeno tras la ionización*:



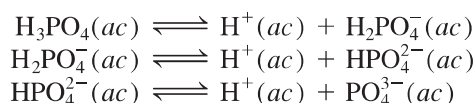
Como se mencionó antes, el ácido acético es un electrólito débil debido a que su ionización es incompleta (obsérvese la doble flecha). Por esta razón se dice que es un ácido débil (vea la tabla 4.1). Por otro lado, el HCl y el HNO_3 son ácidos fuertes porque son electrólitos fuertes, por lo que se ionizan completamente en disolución (observe el uso de las flechas sencillas).

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un **ácido diprótico** porque *cada unidad del ácido produce dos iones H^+* , en dos etapas:

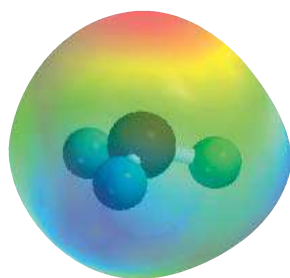


El H_2SO_4 es un electrólito fuerte o ácido fuerte (la primera etapa de ionización es completa), pero el HSO_4^- es un ácido débil o electrólito débil, y se requiere una doble flecha para representar su ionización incompleta.

Existen relativamente pocos **ácidos tripróticos**, los cuales *producen tres iones H^+* . El ácido triprótico mejor conocido es el ácido fosfórico, cuyas ionizaciones son



En este caso, las tres especies (H_3PO_4 , H_2PO_4^- y HPO_4^{2-}) son ácidos débiles y se utilizan dobles flechas para representar cada etapa de ionización. Los aniones como H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} están presentes en disoluciones acuosas de fosfatos, como NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 . En la tabla 4.3 se muestran algunos ácidos fuertes y débiles comunes.



Mapa del potencial electrostático del ion H_3O^+ . En la representación de espectro de color, la parte de la región más rica en electrones es roja y la región más pobre en electrones es azul.

En la mayoría de los casos los ácidos inician con H en la fórmula o tienen un grupo COOH.

Tabla 4.3

Algunos ácidos fuertes y débiles comunes

Ácidos fuertes

Ácido clorhídrico	HCl
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido yodhídrico	HI
Ácido nítrico	HNO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Ácido perclórico	HClO_4

Ácidos débiles

Ácido fluorhídrico	HF
Ácido nitroso	HNO_2
Ácido fosfórico	H_3PO_4
Ácido acético	CH_3COOH

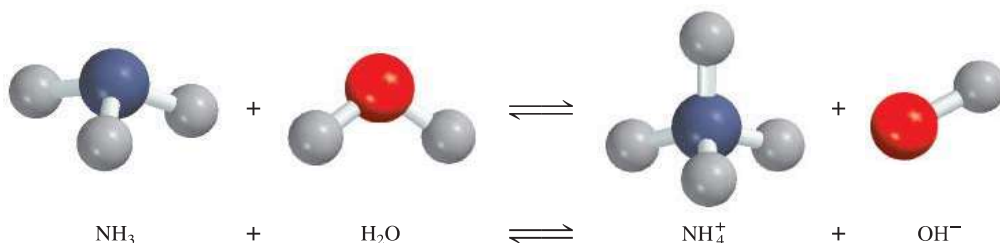
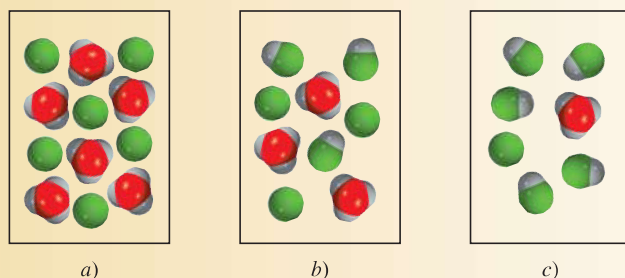


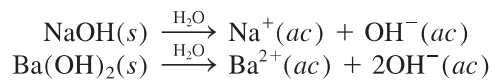
Figura 4.8 Ionización del amoníaco en agua para formar el ion amonio y el ion hidróxido.

Revisión de conceptos

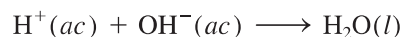
¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor un ácido débil? ¿Cuál representa un ácido muy débil? ¿Cuál representa un ácido fuerte? El protón existe en el agua como ion hidronio. Todos los ácidos son monoproticos. (Para simplificar, no se muestran las moléculas de agua.)



En la tabla 4.1 se muestra que el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de bario [$\text{Ba}(\text{OH})_2$] son electrólitos fuertes. Esto significa que en disolución están completamente ionizados:

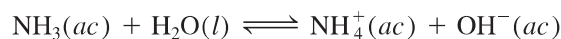


El ion OH^- puede aceptar un protón en la siguiente forma:



Por lo tanto, el ion OH^- es una base de Brønsted.

El amoníaco (NH_3) se clasifica como base de Brønsted porque puede aceptar un ion H^+ (figura 4.8):



El amoníaco es un electrólito débil (y por lo tanto una base débil) porque sólo una pequeña fracción de las moléculas de NH_3 disueltas reacciona con agua para formar los iones NH_4^+ y OH^- .

La base fuerte que más se utiliza en el laboratorio es el hidróxido de sodio. Es barata y soluble. (De hecho, todos los hidróxidos de metales alcalinos son solubles.) La base débil que más se utiliza en el laboratorio es la disolución acuosa de amoníaco, a la que en ocasiones se llama erróneamente hidróxido de amonio, ya que no hay evidencia que demuestre la existencia de la especie NH_4OH . Todos los elementos del grupo 2A



Observe que esta botella de amoníaco acuoso está etiquetada erróneamente.

forman hidróxidos del tipo $M(OH)_2$, donde M denota un metal alcalinotérreo. De estos hidróxidos, sólo el $Ba(OH)_2$ es soluble. Los hidróxidos de magnesio y de calcio se utilizan en medicina y en la industria. Los hidróxidos de otros metales, como $Al(OH)_3$ y $Zn(OH)_2$ son insolubles y se utilizan como bases.

En el ejemplo 4.3 se clasifican las sustancias como ácidos o bases de Brønsted.

Ejemplo 4.3

Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted:

a) HBr, b) NO_2^- , c) HCO_3^- .

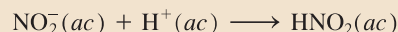
Estrategia ¿Qué caracteriza a un ácido de Brønsted? ¿Contiene al menos un átomo de H? Salvo el amoníaco, la mayoría de las bases de Brønsted que usted encontrará hasta esta etapa son aniones.

Solución a) Sabemos que HCl es un ácido. Debido a que tanto el Br como el Cl son halógenos (grupo 7A), esperamos que el HBr, al igual que el HCl, se ionice en agua como sigue:



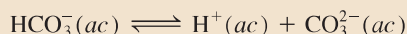
Por lo tanto, HBr es un ácido de Brønsted.

b) El ion nitrito en disolución puede aceptar un protón para formar ácido nitroso:

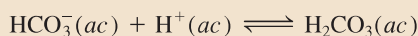


Esta propiedad hace al NO_2^- una base de Brønsted.

c) El ion bicarbonato es un ácido de Brønsted porque se ioniza en disolución de la siguiente manera:



También es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón para formar ácido carbónico:



Comentario Se dice que la especie HCO_3^- es un *anfótero* porque posee ambas propiedades, ácidas y básicas. La doble flecha indica que ambas reacciones son reversibles.

Ejercicio de práctica Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted: a) SO_4^{2-} , b) HI.

Problemas similares: 4.31, 4.32.

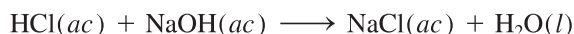
Neutralización ácido-base

 Animación
Reacciones de neutralización

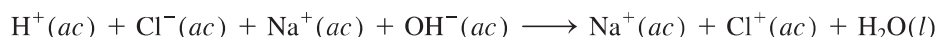
Una **reacción de neutralización** es una *reacción entre un ácido y una base*. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una **sal**, que es un *compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-}* :



La sustancia conocida como sal de mesa, NaCl, es producto de la reacción ácido-base

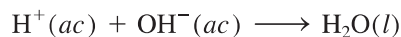


Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrolitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución. La ecuación iónica es



Por lo general, las reacciones ácido-base se completan.

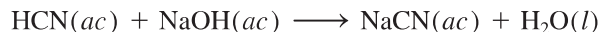
Por lo tanto, la reacción se puede representar mediante la ecuación iónica neta



Tanto el Na^+ como el Cl^- son iones espectadores.

Si en la reacción anterior se hubiera iniciado con iguales cantidades molares del ácido y de la base, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes. Ésta es una característica de las reacciones de neutralización ácido-base.

Una reacción entre un ácido débil como el ácido cianhídrico (HCN) y una base fuerte es



Debido a que el HCN es un ácido débil, no se ioniza de manera perceptible en disolución. Por lo tanto, la ecuación iónica se escribe como

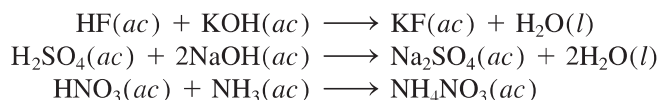


y la ecuación iónica neta es

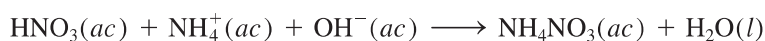


Observe que sólo el Na^+ es un ion espectador; OH^- y CN^- no lo son.

Los siguientes ejemplos también son reacciones de neutralización ácido-base, representadas por las ecuaciones moleculares:



La última ecuación se ve distinta porque no muestra el agua como producto. Sin embargo, si el $\text{NH}_3(\text{ac})$ se expresa como $\text{NH}_4^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$, como se mencionó antes, la ecuación se convierte en



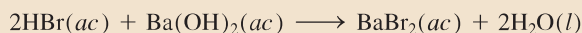
EJEMPLO 4.4

Escriba la ecuación molecular, iónica y iónica neta para cada una de las siguientes reacciones ácido-base:

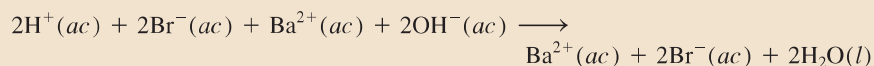
- ácido bromhídrico(ac) + hidróxido de bario(ac) \longrightarrow
- ácido sulfúrico(ac) + hidróxido de potasio(ac) \longrightarrow

Estrategia El primer paso es identificar los ácidos y las bases como fuertes y débiles. Vemos que el HBr es un ácido fuerte y que el H_2SO_4 es un ácido fuerte para la primera ionización, y un ácido débil para el segundo paso de ionización. Tanto el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ como el KOH son bases fuertes.

Solución a) Ecuación molecular:

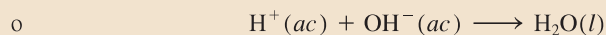
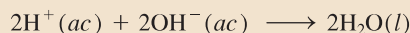


Ecuación iónica:



(continúa)

Ecuación iónica neta:

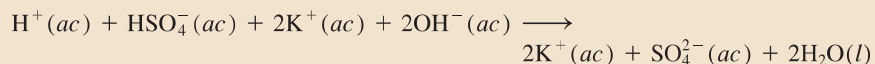


Tanto Ba^{2+} como Br^- son iones espectadores.

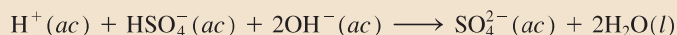
b) Ecuación molecular:



Ecuación iónica:



Ecuación iónica neta:



Observe que, como HSO_4^- es un ácido débil y no se ioniza apreciablemente en agua, el único ion espectador es K^+ .

Problema similar: 4.33b).

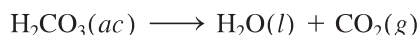
Ejercicio de práctica Escriba una ecuación molecular, una ecuación iónica y una ecuación iónica neta para la reacción entre soluciones acuosas de ácido fosfórico e hidróxido de sodio.

Reacciones ácido-base que originan la formación de gases

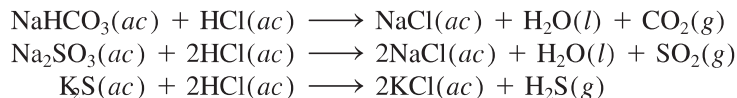
Ciertas sales, como los carbonatos (que contienen el ion CO_3^{2-}), los bicarbonatos (que contienen el ion HCO_3^-), los sulfitos (que contienen el ion SO_3^{2-}), y los sulfuros (que contienen el ion S^{2-}) reaccionan con ácidos para formar productos gaseosos. Por ejemplo, la ecuación molecular para la reacción entre el carbonato de sodio (Na_2CO_3) y $\text{HCl}(\text{ac})$ es (vea la figura 4.6)



El ácido carbónico es inestable y si está presente en disolución en concentraciones suficientes se descompone como sigue:



Reacciones similares que implican a las otras sales mencionadas son



4.4 Reacciones de oxidación-reducción

En tanto que las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, las **reacciones de oxidación-reducción**, o **reacciones redox**, se consideran como *reacciones de transferencia de electrones*. Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Comprenden desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayo-

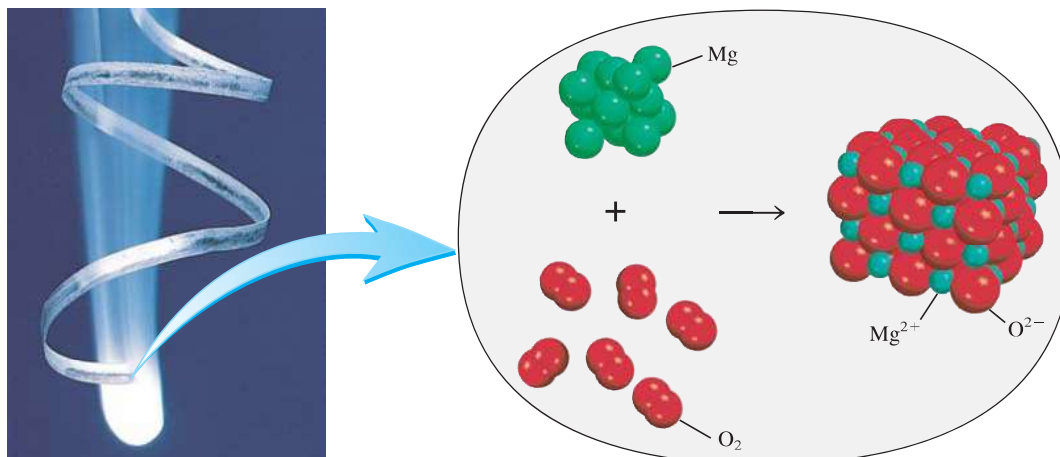
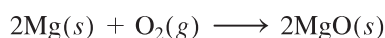


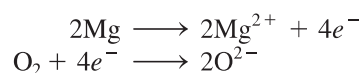
Figura 4.9 El magnesio entra en combustión con el oxígeno para formar óxido de magnesio.

ría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

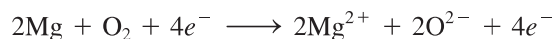
Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Este tema comienza con una reacción en la cual dos elementos se combinan para formar un compuesto. Considere la formación del óxido de magnesio (MgO) a partir del magnesio y el oxígeno (figura 4.9):



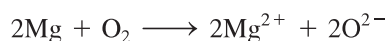
El óxido de magnesio (MgO) es un compuesto iónico formado por iones Mg^{2+} y O^{2-} . En esta reacción, dos átomos de Mg ceden o transfieren cuatro electrones a dos átomos de O (en el O_2). Por conveniencia, este proceso se visualiza en dos etapas, una implica la pérdida de cuatro electrones de parte de los dos átomos de Mg, y la otra, la ganancia de los cuatro electrones por una molécula de O_2 :



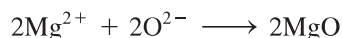
Cada una de estas etapas se denomina **semirreacción**, y *explícitamente muestra los electrones transferidos en la reacción redox*. La suma de las semirreacciones produce la reacción global:



o si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación,



Por último, los iones Mg^{2+} y O^{2-} se combinan para formar MgO:



El término **reacción de oxidación** se refiere a la *semirreacción que implica la pérdida de electrones*. En la antigüedad, los químicos empleaban el término “oxidación” para expresar la combinación de elementos con oxígeno. Sin embargo, actualmente tiene un significado más amplio, ya que también incluye reacciones en las que no participa el oxígeno. Una **reacción de reducción** es una *semirreacción que implica una ganancia de*

▶▶ Animación
Reacción de magnesio y oxígeno

▶▶ Animación
Formación de Ag_2S por oxidación-reducción

Tenga presente que en una semirreacción de oxidación, los electrones figuran como el producto y en una semirreacción de reducción, los electrones figuran como el reactivo.

Una mnemotecnica útil para redox es OEPREG: la Oxidación Es Pérdida (de electrones) y la Reducción Es Ganancia (de electrones).

Los agentes oxidantes siempre se reducen y los agentes reductores siempre se oxidan. Este enunciado puede resultar un poco confuso, pero es simplemente consecuencia de las definiciones de ambos procesos.

electrones. En la formación del óxido de magnesio, el magnesio se oxida. Se dice que actúa como **agente reductor** porque *dona electrones* al oxígeno y hace que se reduzca. El oxígeno se reduce y actúa como un **agente oxidante** porque *acepta electrones* del magnesio y hace que éste se oxide. Observe que la magnitud de la oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción, es decir, el número de electrones que pierde un agente reductor debe ser igual al número de electrones ganados por un agente oxidante.

El proceso de transferencia de electrones es más notorio en unas reacciones redox que en otras. Cuando se agrega zinc metálico a una disolución que contiene sulfato de cobre(II) (CuSO_4), el zinc reduce al Cu^{2+} al donarle dos electrones:



En el proceso, la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{2+} hidratados (figura 4.10):

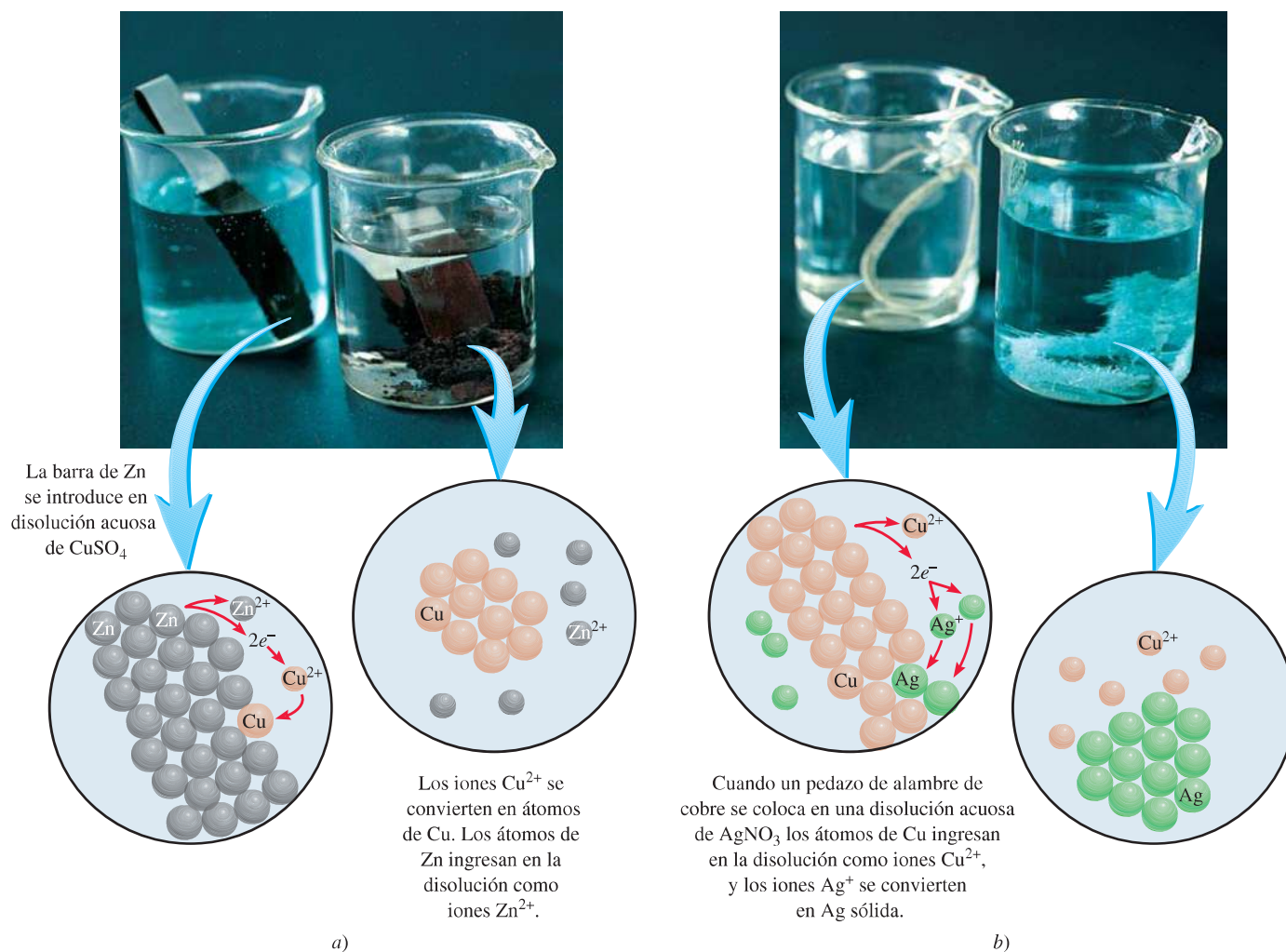
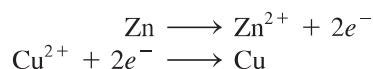


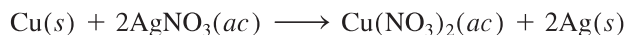
Figura 4.10 Reacciones de desplazamiento metálico en disolución. a) Primer vaso: se coloca una barra de zinc en una disolución azul de CuSO_4 . De inmediato los iones Cu^{2+} se reducen a Cu metálico en forma de una capa oscura. Segundo vaso: después de un tiempo la mayoría de los iones Cu^{2+} se reducen y la disolución se torna incolora. b) Primer vaso: se coloca una pieza de alambre de Cu en una disolución incolora de AgNO_3 . Los iones Ag^+ se reducen a Ag metálica. Segundo vaso: después de un tiempo, la mayoría de los iones Ag^+ se reducen y la disolución adquiere el color azul característico debido a la presencia de iones Cu^{2+} hidratados.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son



De igual manera, el cobre metálico reduce los iones plata en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3):

 Animación
Reacción de Cu con AgNO_3

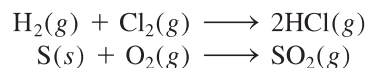


o



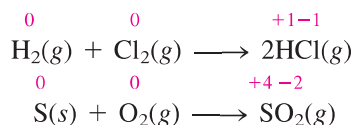
Número de oxidación

Las definiciones de oxidación y reducción, en términos de pérdida y ganancia de electrones, se aplican a la formación de compuestos iónicos como el MgO y a la reducción de iones Cu^{2+} por el Zn . Sin embargo, estas definiciones no caracterizan adecuadamente a la formación del cloruro de hidrógeno (HCl) ni del dióxido de azufre (SO_2):



Como el HCl y el SO_2 no son compuestos iónicos, sino moleculares, en realidad no se transfieren electrones durante la formación de estos compuestos, lo que sí sucede en el caso del MgO . No obstante, los químicos tratan estas reacciones como reacciones redox porque experimentalmente se observa que hay una transferencia parcial de electrones (del H al Cl en el HCl , y del S al O en el SO_2).

Para hacer un seguimiento de los electrones en las reacciones redox, es conveniente asignar números de oxidación a los reactivos y productos. El **número de oxidación** de un átomo, también llamado **estado de oxidación**, significa *el número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente*. Por ejemplo, las ecuaciones anteriores para la formación de HCl y SO_2 se podrían escribir como:



Los números colocados encima de los símbolos de los elementos son los números de oxidación. En ninguna de las dos reacciones hay cargas en los átomos de las moléculas de reactivos. Por lo tanto, su número de oxidación es cero. Sin embargo, para las moléculas de los productos se supone que ha habido una transferencia completa de electrones y los átomos ganaron o perdieron electrones. Los números de oxidación reflejan el número de electrones “transferidos”.

Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación, el hidrógeno y el azufre en los ejemplos anteriores, se han oxidado. El cloro y el oxígeno se han reducido, por lo que sus números de oxidación son menores que al inicio de la reacción. Observe que la suma de los números de oxidación del H y del Cl en el HCl (+1 y -1) es cero. Asimismo, si se añaden cargas en el S (+4) y en los dos átomos

de O [$2 \times (-2)$], el total es cero. La razón de esto es que las moléculas de HCl y SO₂ son neutras y por lo tanto las cargas se deben cancelar.

En este texto utilizamos las siguientes reglas para asignar el número de oxidación:

1. En los elementos libres (es decir, en estado no combinado), cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en H₂, Br₂, Na, Be, K, O₂ y P₄ tiene el mismo número de oxidación: cero.
2. Para los iones constituidos por un solo átomo (es decir, iones monoatómicos), el número de oxidación es igual a la carga del ion. Entonces, el ion Li⁺ tiene un número de oxidación de +1; el ion Ba²⁺, +2; el ion Fe³⁺, +3; el ion I⁻, -1; el ion O²⁻, -2 y así sucesivamente. Todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y todos los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2 en sus compuestos. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos (por ejemplo, MgO y H₂O), pero en el peróxido de hidrógeno (H₂O₂) y en el ion peróxido (O₂²⁻) es -1.
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios. En estos casos (por ejemplo, LiH, NaH, CaH₂), su número de oxidación es -1.
5. El flúor tiene un número de oxidación de -1 en *todos* sus compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br e I) tienen números de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo en los oxiaácidos y oxianiones (vea la sección 2.7), tienen números de oxidación positivos.
6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH₄⁺, el número de oxidación del N es -3 y el del H es +1. Por lo tanto, la suma de los números de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.
7. Los números de oxidación no tienen que ser enteros. Por ejemplo, el número de oxidación del O en el ion superóxido, O₂⁻, es $-\frac{1}{2}$.

En el ejemplo 4.5 aplicamos estas reglas para asignar números de oxidación.

Ejemplo 4.5

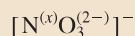
Asigne el número de oxidación a todos los elementos en los siguientes compuestos y en el ion: a) Li₂O, b) HNO₃, c) Cr₂O₇²⁻.

Estrategia En general, seguimos las reglas que se mencionaron para asignar números de oxidación. Recuerde que todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y que en la mayoría de los casos el hidrógeno tiene un número de oxidación de +1 y el oxígeno un número de oxidación de -2 en sus compuestos.

Solución a) De acuerdo con la regla 2, observamos que el litio tiene número de oxidación de +1 (Li⁺) y el oxígeno tiene número de oxidación de -2 (O²⁻).

b) Ésta es la fórmula del ácido nítrico que, en disolución, forma un ion H⁺ y un ion NO₃⁻. De la regla 4 observamos que el H tiene un número de oxidación de +1, por lo tanto, el otro grupo (el ion nitrato) debe tener un número de oxidación neto de -1. Puesto que

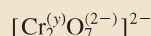
el oxígeno tiene un número de oxidación de -2 , y si usamos x para representar el número de oxidación del nitrógeno, entonces el ion nitrato se puede escribir como



de manera que $x + 3(-2) = -1$

o $x = +5$

- c) De la regla 6 vemos que la suma de los números de oxidación en el ion dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ debe ser -2 . Sabemos que el número de oxidación del O es -2 , así que todo lo que resta es determinar el número de oxidación del Cr, al cual llamaremos y . El ion dicromato se puede escribir como



así que $2(y) + 7(-2) = -2$

o $y = +6$

Verificación En cada caso, ¿la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga neta de las especies?

Ejercicio de práctica Asigne números de oxidación a todos los elementos del compuesto y del ion siguientes: a) PF_3 , b) MnO_4^- .

Problemas similares: 4.47, 4.49.

En la figura 4.11 se muestran los números de oxidación conocidos de los elementos comunes, ordenados de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica. El contenido de esta figura se puede resumir así:

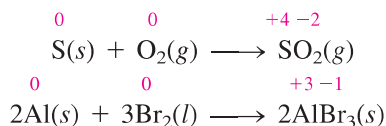
- Los elementos metálicos sólo tienen números de oxidación positivos, en tanto que los elementos no metálicos pueden tener números de oxidación positivos o negativos.
- El máximo número de oxidación que puede tener un elemento de los grupos 1A al 7A es el número de su grupo en la tabla periódica. Por ejemplo, los halógenos están en el grupo 7A, por lo tanto su máximo número de oxidación posible es $+7$.
- Los metales de transición (grupos 1B y del 3B al 8B) por lo general tienen varios números de oxidación posibles.

Tipos de reacciones redox

Entre las reacciones más comunes de oxidación-reducción se encuentran las reacciones de combinación, de descomposición, de combustión y de desplazamiento. Las reacciones de desproporción son un tipo más complejo y también se analizarán en esta sección.

Reacciones de combinación

Una **reacción de combinación** es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto. La figura 4.12 muestra algunas reacciones de combinación. Por ejemplo,



No todas las reacciones de combinación son por naturaleza redox. Lo mismo se aplica para las reacciones de descomposición.

1 1A												18 8A						
1 H +1 -1											2 2A		13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li +1	4 Be +2											5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	10 Ne	
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1	18 Ar	
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B							
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2	
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2	
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn	

Figura 4.11 Los números de oxidación de los elementos en sus compuestos. Los números de oxidación más comunes están a color.



a)



b)



c)

Figura 4.12 Algunas reacciones redox simples de combinación, a) Azufre quemándose en aire para formar dióxido de azufre. b) Sodio quemándose en cloro para formar cloruro de sodio. c) Aluminio en reacción con el bromo para formar bromuro de aluminio.

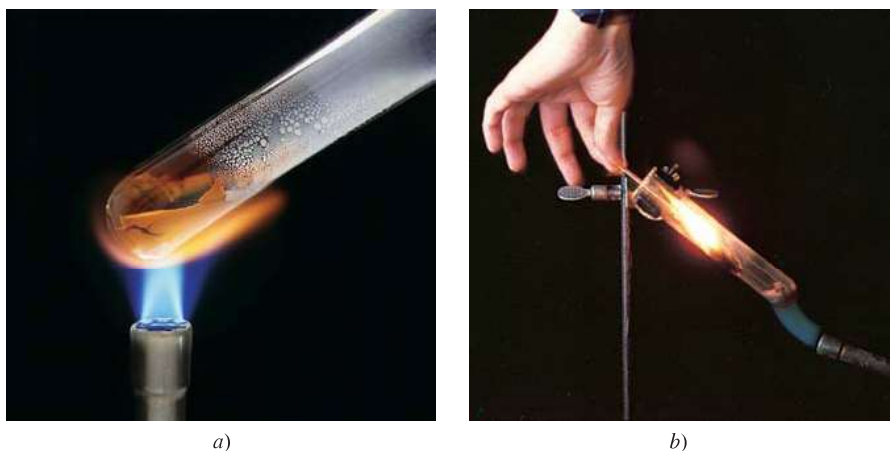
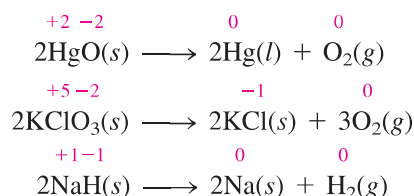


Figura 4.13 a) Al calentarse el óxido de mercurio(II) (HgO) se descompone para formar mercurio y oxígeno. b) Al calentarse el clorato de potasio (KClO_3) se produce oxígeno, el cual mantiene la combustión de la varilla de madera.

Reacciones de descomposición

Las reacciones de descomposición son lo opuesto de las reacciones de combinación. Concretamente, una **reacción de descomposición** es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes (figura 4.13). Por ejemplo,

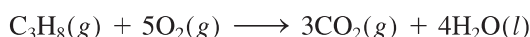


Mostramos números de oxidación sólo para los elementos que se oxidan o se reducen.

Todas las reacciones de combustión son procesos redox.

Reacciones de combustión

Una **reacción de combustión** es una reacción en la cual la sustancia reacciona con el oxígeno, por lo general con la liberación de calor y luz, para producir una flama. Las reacciones entre el magnesio y el azufre con el oxígeno, descritas anteriormente, son reacciones de combustión. Otro ejemplo es la combustión del propano (C_3H_8), un componente del gas natural que se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica:

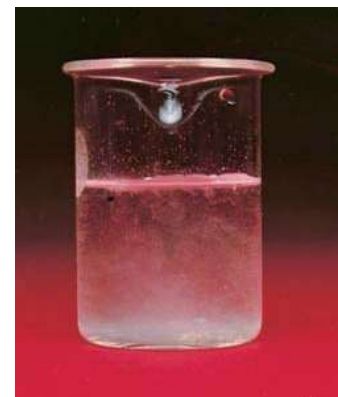
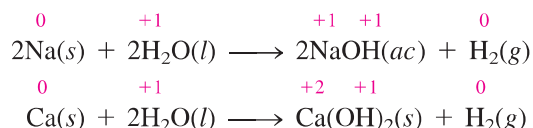


Es más complicado asignar un número de oxidación a los átomos de C en compuestos orgánicos. Aquí sólo veremos el número de oxidación de los átomos de O, que cambia de 0 a -2 .

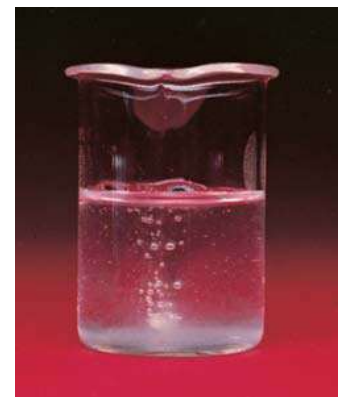
Reacciones de desplazamiento

En una **reacción de desplazamiento**, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento: la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal o desplazamiento de halógeno.

1. Desplazamiento de hidrógeno. Todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría (figura 4.14):



a)



b)

Figura 4.14 Reacciones de: a) sodio (Na) y b) calcio (Ca) con agua fría. Observe que la reacción es más vigorosa con Na que con Ca.

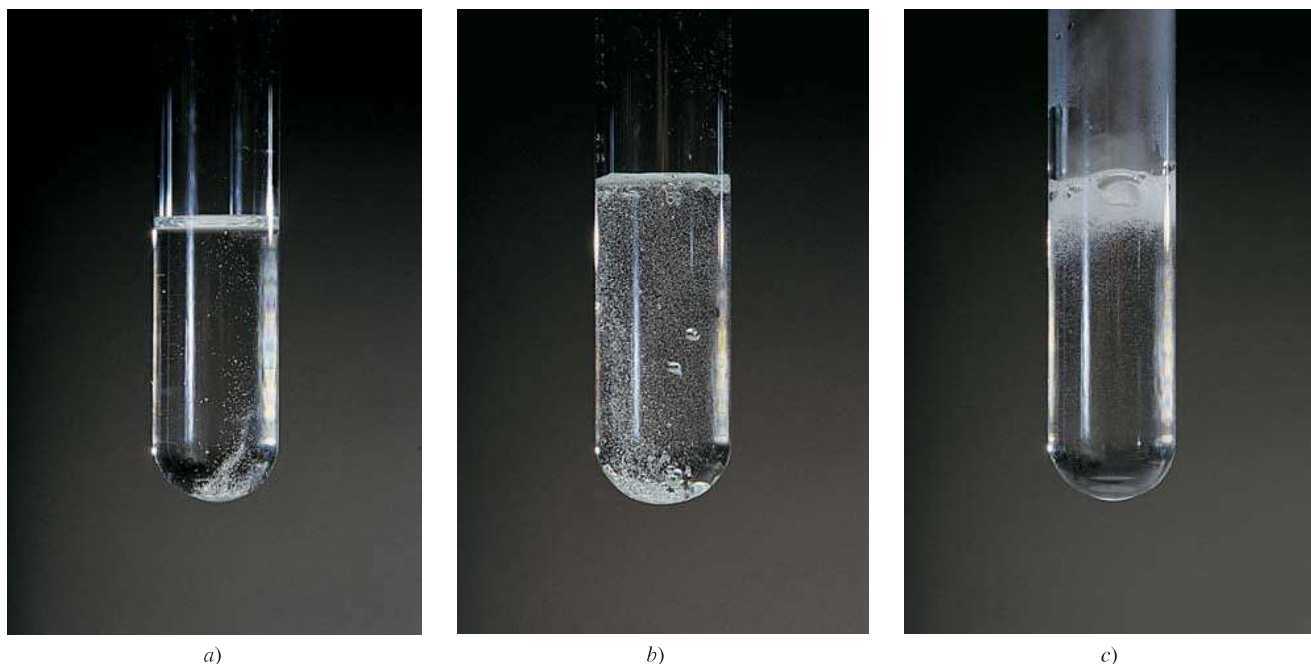
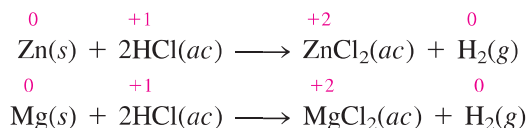


Figura 4.15 Reacciones de: a) hierro (Fe), b) zinc (Zn) y c) magnesio (Mg) con ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y los cloruros metálicos (FeCl_2 , ZnCl_2 , MgCl_2). La reactividad de estos metales se manifiesta en la velocidad con que se desprende el hidrógeno gaseoso, que es más lenta para el metal menos reactivo, Fe, y más rápida para el metal más reactivo, Mg.

Muchos metales, incluidos los que no reaccionan con el agua, son capaces de desplazar el hidrógeno de los ácidos. Por ejemplo, el zinc (Zn) y el magnesio (Mg) no reaccionan con el agua, pero sí con el ácido clorhídrico, como se muestra:

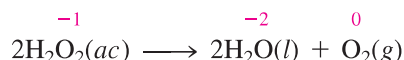


En la figura 4.15 se ven las reacciones entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hierro (Fe), el zinc (Zn) y el magnesio (Mg). Estas reacciones se utilizan para preparar hidrógeno gaseoso en el laboratorio.

2. Desplazamiento de metal. Un metal de un compuesto también puede ser desplazado por otro metal en estado libre. Ya se han visto ejemplos de reemplazo de iones de cobre por zinc y de iones de plata por cobre (vea la página 134). Si se invierten los compuestos de los metales, la reacción no se lleva a cabo. Así, el cobre metálico no desplazará los iones de zinc del sulfato de zinc y la plata metálica no desplazará los iones de cobre del nitrato de cobre.

Una forma sencilla de predecir si realmente va a ocurrir una reacción de desplazamiento de un metal o una reacción de desplazamiento de hidrógeno, es referirse a una *serie de actividad* (algunas veces denominada *serie electroquímica*). Esta serie se muestra en la figura 4.16. Una serie de actividad es, básicamente, un *resumen conveniente de los resultados de muchas posibles reacciones de desplazamiento* semejantes a las ya descritas. De acuerdo con esta serie, cualquier metal que se ubique arriba del hidrógeno lo desplazará del agua o de un ácido, pero los metales situados abajo del hidrógeno no reaccionarán ni con agua ni con ácidos. De hecho, cualquier especie de la serie reaccionará con alguna otra especie (en un compuesto) que se encuentre abajo de ella. Por ejemplo, el Zn está arriba del Cu, por lo tanto, el zinc metálico desplazará los iones cobre del sulfato de cobre.

estado de oxidación intermedio, es decir, pueden existir estados de oxidación superior e inferior para el mismo elemento. La descomposición del peróxido de hidrógeno es un ejemplo de una reacción de desproporción:



Observe que el número de oxidación del H sigue inalterable como +1.

Aquí, el número de oxidación del oxígeno en el reactivo (−1) puede aumentar a cero en el O₂ y, al mismo tiempo, disminuir a −2 en el H₂O. Otro ejemplo es la reacción entre el cloro molecular y el NaOH en disolución:



Esta reacción describe la formación de los agentes blanqueadores caseros. El ion hipoclorito (ClO[−]) es el que oxida las sustancias coloridas en las manchas, convirtiéndolas en compuestos incoloros.

Por último, es interesante comparar las reacciones redox con las reacciones ácido-base. Ambas reacciones son similares en cuanto a que las reacciones ácido-base implican la transferencia de protones, en tanto que en las reacciones redox se transfieren electrones. Sin embargo, en tanto que las reacciones ácido-base son fáciles de reconocer (ya que en ellas siempre participa un ácido y una base), no hay un procedimiento sencillo que permita identificar un proceso redox. La única manera segura es mediante la comparación de los números de oxidación de todos los elementos presentes en los reactivos y los productos. Cualquier cambio en el número de oxidación *garantiza* que la reacción sea de carácter redox, por naturaleza.

Los distintos tipos de reacciones redox se ilustran en el ejemplo 4.6.

Ejemplo 4.6

Clasifique las siguientes reacciones redox e indique los cambios ocurridos en los números de oxidación de los elementos:

- $2\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $6\text{Li}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(\text{s})$
- $\text{Ni}(\text{s}) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{Ni}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
- $2\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HNO}_2(\text{ac}) + \text{HNO}_3(\text{ac})$

Estrategia Revise las definiciones de las reacciones de combinación, de descomposición, de desplazamiento y de desproporción.

- Solución**
- Ésta es una reacción de descomposición, ya que un solo tipo de reactivo se convierte en dos productos distintos. El número de oxidación del N cambia desde +1 a 0, en tanto que el del O cambia de −2 a 0.
 - Ésta es una reacción de combinación (dos reactivos forman un solo producto). El número de oxidación del Li cambia de 0 a +1, en tanto que el del N cambia de 0 a −3.
 - Ésta es una reacción de desplazamiento de metal. El Ni metálico reemplaza (reduce) al ion Pb²⁺. El número de oxidación del Ni aumenta desde 0 a +2, en tanto que el del Pb disminuye desde +2 a 0.
 - El número de oxidación del N es +4 en el NO₂, +3 en HNO₂ y +5 en HNO₃. Puesto que el número de oxidación del *mismo* elemento se incrementa tanto como disminuye, ésta es una reacción de desproporción.

Ejercicio de práctica Identifique los siguientes tipos de reacciones redox:

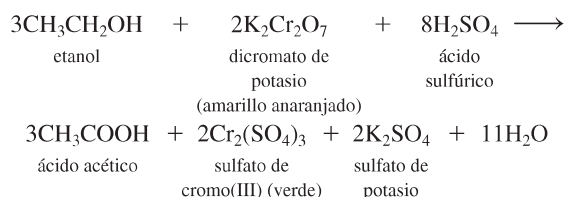
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{S} + 3\text{F}_2 \longrightarrow \text{SF}_6$
- $2\text{CuCl} \longrightarrow \text{Cu} + \text{CuCl}_2$
- $2\text{Ag} + \text{PtCl}_2 \longrightarrow 2\text{AgCl} + \text{Pt}$

Problemas similares: 4.55, 4.56.

Alcoholímetro

Cada año en Estados Unidos mueren cerca de 25 000 personas y 500 000 más resultan lesionadas por conductores en estado de ebriedad. A pesar de los esfuerzos por educar al público en cuanto a los peligros de conducir bajo el influjo de productos tóxicos y de las estrictas penalizaciones para los delitos por manejar en estas condiciones, las autoridades encargadas de mantener el orden público aún tienen que dedicar gran cantidad de esfuerzos para erradicar de los caminos estadounidenses a los conductores ebrios.

El departamento de policía a menudo utiliza un dispositivo conocido como alcoholímetro para someter a prueba a los conductores sospechosos de estar bajo los influjos del alcohol. Este dispositivo se basa en una reacción redox. Una muestra del aliento del conductor entra en el analizador, donde se trata con una disolución ácida de dicromato de potasio. El alcohol (etanol) en el aliento se convierte en ácido acético, como se muestra en la siguiente ecuación:



En esta reacción el etanol se oxida para convertirse en ácido acético y el cromo(VI) en el ion dicromato, de color amarillo



Conductor al que se le está realizando la prueba de contenido de alcohol en la sangre con un alcoholímetro manual.

anaranjado, se reduce a ion cromo(III), de color verde (vea la figura 4.22). El nivel de alcohol en la sangre del conductor se puede determinar con facilidad al medir el grado de este cambio de color (que se lee en un medidor calibrado en el instrumento). El límite legal actual de contenido de alcohol en la sangre en la mayoría de los estados de ese país es de 0.08% en masa. Cualquier medida superior constituye intoxicación.

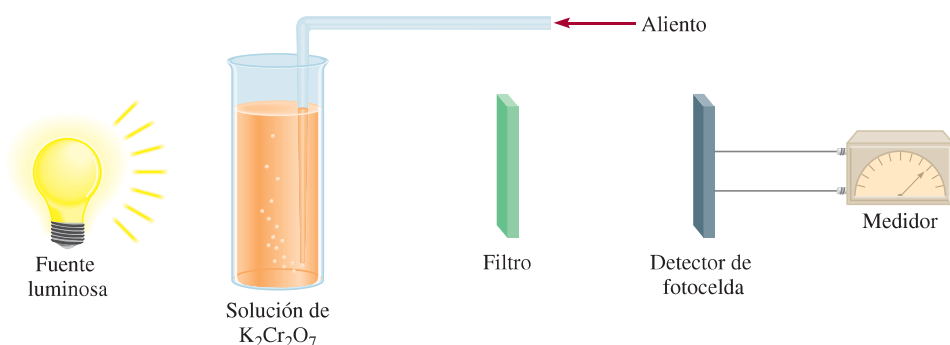


Diagrama esquemático de un alcoholímetro. El alcohol en el aliento del conductor reacciona con la disolución de dicromato de potasio. El cambio en la absorción de la luz debido a la formación del sulfato de cromo(III) se registra por medio del detector y se muestra en un dispositivo, donde se lee directamente el contenido de alcohol en la sangre. El filtro selecciona sólo una longitud de onda de luz para la medición.

Revisión de conceptos

¿Cuál de las siguientes reacciones de combinación no es una reacción redox?

- $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{MgO}(s)$
- $\text{H}_2(g) + \text{F}_2(g) \longrightarrow 2\text{HF}(g)$
- $\text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$
- $2\text{Na}(s) + \text{S}(s) \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}(s)$

El ensayo de la página anterior de Química en acción describe el uso policiaco que se le ha dado a una reacción redox para aprehender a conductores en estado de ebriedad.

4.5 Concentración de las disoluciones

Para el estudio de la estequiometría en disolución necesitamos conocer la cantidad de los reactivos presentes en una disolución y cómo controlar las cantidades de reactivos a utilizar para llevar a cabo una reacción en disolución acuosa.

La **concentración de una disolución** es la *cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente, o en una cantidad dada de disolución*. (Para este análisis se supondrá que el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es un líquido.) La concentración de una disolución se puede expresar en muchas formas, como se verá en el capítulo 12. Aquí consideraremos una de las unidades más utilizadas en química, la **molaridad** (M), o **concentración molar**, que es *el número de moles de soluto por litro de disolución*. La molaridad se define como

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad (4.1)$$

La ecuación (4.1) también se puede expresar algebraicamente como

$$M = \frac{n}{V} \quad (4.2)$$

donde n denota el número de moles de soluto y V es el volumen de la disolución en litros. Una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 1.46 molar, escrita como $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 1.46 M , contiene 1.46 moles del soluto ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en un litro de disolución. Por supuesto, no siempre trabajamos con volúmenes de disolución de 1 L. Por lo tanto, una disolución de 500 mL que contenga 0.730 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ también tiene una concentración de 1.46 M :

$$\text{molaridad} = \frac{0.730 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{500 \text{ mL disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1.46 \text{ M } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Observe que la concentración, al igual que la densidad, es una propiedad intensiva, de manera que su valor no depende de la cantidad de la disolución.

Es importante recordar que la molaridad se refiere sólo a la cantidad de soluto originalmente disuelto en agua y no toma en cuenta los procesos subsecuentes, como la disociación de una sal o la ionización de un ácido. Considere lo que sucede cuando una muestra de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en suficiente agua para formar una disolución 1 M :



Puesto que el KCl es un electrólito fuerte, se disocia por completo en la disolución. Entonces, una disolución de KCl 1 M contiene 1 mol de iones K^+ y 1 mol de iones Cl^- ; no hay unidades de KCl presentes. La concentración de los iones puede expresarse como $[\text{K}^+] = 1 \text{ M}$ y $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$, donde los corchetes [] indican que la concentración está expresada en molaridad. En forma similar, en una disolución de nitrato de bario $[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]$ 1 M

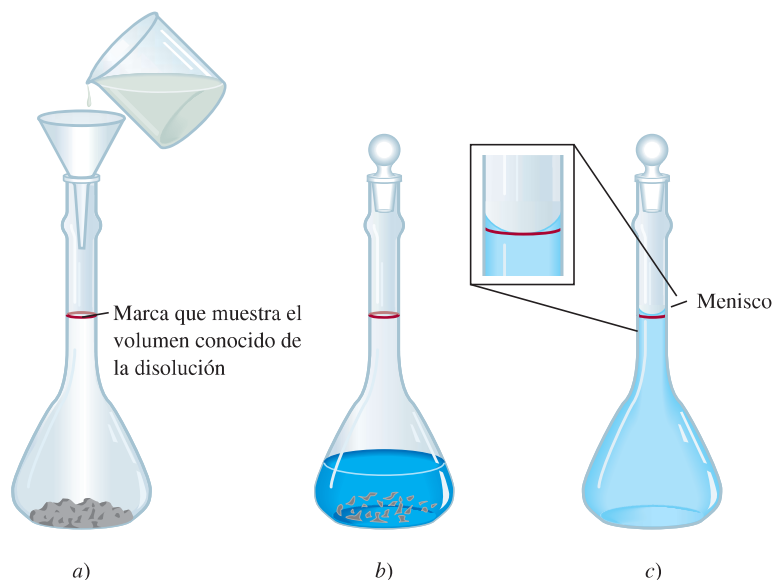


tenemos que $[\text{Ba}^{2+}] = 1 \text{ M}$ y $[\text{NO}_3^-] = 2 \text{ M}$, pero de ninguna manera hay unidades de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

El procedimiento para preparar una disolución de molaridad conocida es el siguiente. Primero, el soluto se pesa con exactitud y se transfiere a un matraz volumétrico por medio

Tenga presente que el volumen (V) son litros de disolución, no litros de disolvente y también que la molaridad de una disolución depende de la temperatura.

Figura 4.18 Preparación de una disolución de molaridad conocida. a) Una cantidad conocida de un soluto sólido se transfiere a un matraz volumétrico; después se agrega agua mediante un embudo. b) El sólido se disuelve lentamente al agitar con suavidad el matraz. c) Después de que el sólido se ha disuelto por completo, se agrega más agua para llevar el nivel de la disolución hasta la marca. Una vez conocidos el volumen de la disolución y la cantidad de soluto disuelto en ella, se puede calcular la molaridad de la disolución preparada.



de un embudo (figura 4.18). A continuación, se añade agua al matraz y se agita suavemente para disolver el sólido. Una vez que *todo* el sólido se ha disuelto, se añade más agua para llevar el nivel de la disolución exactamente hasta la marca de aforo. Una vez que se conoce el volumen de la disolución en el matraz y la cantidad del compuesto (el número de moles) disuelto, se puede calcular la molaridad de la disolución mediante la ecuación (4.1). Observe que en este procedimiento no es necesario conocer la cantidad de agua agregada, en tanto se conozca el volumen final de la disolución.

En los ejemplos 4.7 y 4.8 se ilustran las aplicaciones de las ecuaciones (4.1) y (4.2).



Una disolución $K_2Cr_2O_7$.

Ejemplo 4.7

¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) se requieren para preparar 250 mL de una disolución cuya concentración sea de 2.16 M?

Estrategia ¿Cuántos moles de $K_2Cr_2O_7$ contiene 1 L (o 1 000 mL) de la disolución de $K_2Cr_2O_7$ 2.16 M? ¿250 mL de la disolución? ¿Cómo convertiría los moles en gramos?

Solución Primero se determina el número de moles de $K_2Cr_2O_7$ que hay en 250 mL o 0.250 L de la disolución 2.16 M. Al reordenar la ecuación (4.1) resulta

$$\text{moles de soluto} = \text{molaridad} \times \text{L disol}$$

Por lo tanto,

$$\begin{aligned} \text{moles de } K_2Cr_2O_7 &= \frac{2.16 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ L disol}} \times 0.250 \text{ L disol} \\ &= 0.540 \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \end{aligned}$$

La masa molar del $K_2Cr_2O_7$ es de 294.2 g, por lo que escribimos

$$\begin{aligned} \text{gramos de } K_2Cr_2O_7 \text{ necesarios} &= 0.540 \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \times \frac{294.2 \text{ g } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} \\ &= 159 \text{ g } K_2Cr_2O_7 \end{aligned}$$

Verificación Como una estimación a grandes rasgos, la masa debe estar dada por [molaridad (mol/L) × volumen (L) × masa molar (g/mol)] o [2 mol/L × 0.25 L × 300 g/mol] = 150 g. Por lo tanto, la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica ¿Cuál es la molaridad de 85.0 mL de una disolución de etanol (C₂H₅OH) que contiene 1.77 g de esta sustancia?

Problemas similares: 4.65, 4.68.

Ejemplo 4.8

En un experimento bioquímico, un químico necesita agregar 3.81 g de glucosa a una mezcla de reacción. Calcule el volumen en mililitros de una disolución de glucosa de 2.53 M que deberá utilizar para la adición.

Estrategia En primer lugar debemos determinar el número de moles contenidos en 3.81 g de glucosa y después utilizar la ecuación (4.2) para calcular el volumen.

Solución A partir de la masa molar de glucosa, escribimos

$$3.81 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.2 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2.114 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Después calculamos el volumen de la disolución que contiene 2.114×10^{-2} moles de soluto. Al reordenar la ecuación (4.2) resulta

$$\begin{aligned} V &= \frac{n}{M} \\ &= \frac{2.114 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{2.53 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6/\text{L disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} \\ &= 8.36 \text{ mL disol} \end{aligned}$$

Verificación Un litro de disolución contiene 2.53 moles de C₆H₁₂O₆. Por lo tanto, el número de moles en 8.36 mL u 8.36×10^{-3} L es $(2.53 \text{ mol} \times 8.36 \times 10^{-3})$ o 2.12×10^{-2} moles. La pequeña diferencia se debe a las distintas formas de redondeo.

Ejercicio de práctica ¿Qué volumen (en mililitros) de una disolución de NaOH 0.315 M contiene 6.22 g de NaOH?

Observe que hemos manejado un dígito adicional al número de las cifras significativas para el paso intermedio.

Problema similar: 4.67.

Dilución de disoluciones


Las disoluciones concentradas que no se utilizan normalmente, se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas disoluciones *stock* (de reserva) se diluyen antes de utilizarlas. La **dilución** es el *procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada*.

Suponga que deseamos preparar 1 L de una disolución de KMnO₄ 0.400 M a partir de una disolución de KMnO₄ 1.00 M. Para ello necesitamos 0.400 moles de KMnO₄. Puesto que hay 1.00 mol de KMnO₄ en 1 L de una disolución de KMnO₄ 1.00 M, hay 0.400 moles de KMnO₄ en 0.400 L de la misma disolución:

$$\frac{1.00 \text{ mol}}{1 \text{ L disol}} = \frac{0.400 \text{ mol}}{0.400 \text{ L disol}}$$

Por lo tanto, debemos tomar 400 mL de la disolución de KMnO₄ 1.00 M y diluirlos hasta 1 000 mL mediante la adición de agua (en un matraz volumétrico de 1 L). Este método da 1 L de la disolución deseada de KMnO₄ 0.400 M.

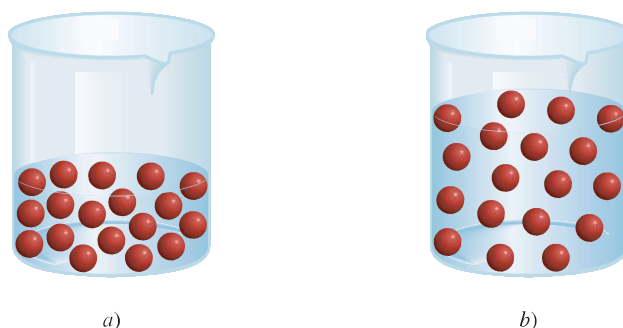
Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye)

 Animación
Preparación de una disolución por dilución.



Dos disoluciones de KMnO₄ de concentraciones diferentes.

Figura 4.19 La dilución de una disolución más concentrada a) a una menos concentrada b) no cambia el número total de partículas de soluto (18).



sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución (figura 4.19). En otras palabras,

moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución

La molaridad se define como moles de soluto en un litro de disolución, de manera que el número de moles de soluto está dado por [vea la ecuación (4.2)]

$$\underbrace{\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disol}}}_{M} \times \underbrace{\text{volumen de disol (en litros)}}_V = \underbrace{\text{moles de soluto}}_n$$

o

$$MV = n$$

Como todo el soluto proviene de la disolución concentrada original, concluimos que n permanece sin cambios; es decir,

$M_i V_i$	=	$M_f V_f$	(4.3)
moles de soluto antes de la dilución		moles de soluto después de la dilución	

donde M_i y M_f son las concentraciones molares de la disolución inicial y final, y V_i y V_f son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego, las unidades de V_i y V_f deben ser las mismas (mL o L) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que $M_i > M_f$ y $V_i > V_f$. En el ejemplo 4.9 se muestra la aplicación de la ecuación (4.3).

Ejemplo 4.9

Describa cómo prepararía 5.00×10^2 mL de una disolución de H_2SO_4 1.75 M, a partir de una disolución concentrada de H_2SO_4 8.61 M.

Estrategia Como la concentración de la disolución final es menor que la de la disolución original, éste es un proceso de dilución. Tenga presente que en la dilución, la concentración de la disolución disminuye, pero el número de moles del soluto sigue siendo el mismo.

Solución Preparamos el cálculo mediante la tabulación de los datos:

$$\begin{array}{ll} M_i = 8.61 M & M_f = 1.75 M \\ V_i = ? & V_f = 5.00 \times 10^2 \text{ mL} \end{array}$$

Al sustituir en la ecuación (4.3)

$$\begin{aligned}(8.61 M)(V_i) &= (1.75 M)(5.00 \times 10^2 \text{ mL}) \\ V_i &= \frac{(1.75 M)(5.00 \times 10^2 \text{ mL})}{8.61 M} \\ &= 102 \text{ mL}\end{aligned}$$

Por lo tanto, para obtener la concentración deseada debemos diluir 102 mL de la disolución de H_2SO_4 8.61 M con suficiente agua para obtener un volumen final de 5.00×10^2 mL en un matraz volumétrico de 500 mL.

Verificación El volumen inicial es menor que el volumen final, por lo tanto la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica ¿Cómo prepararía 2.00×10^2 mL de una disolución de NaOH 0.866 M, a partir de una disolución de reserva de 5.07 M?

Problemas similares: 4.75, 4.76.

Revisión de conceptos

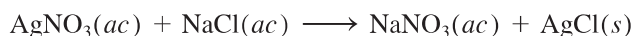
¿Cuál es la concentración final de una disolución de NaCl 0.6 M si sus volúmenes se han duplicado y el número de moles se ha triplicado?

Ahora que hemos estudiado la concentración y dilución de las disoluciones, analizaremos los aspectos cuantitativos de las reacciones que ocurren en disolución acuosa, es decir, la *estequiometría de las disoluciones*. Las secciones 4.6 a 4.8 se centran en dos técnicas para estudiar la estequiometría de las disoluciones: el análisis gravimétrico y la valoración. Estas dos técnicas son las herramientas básicas del **análisis cuantitativo**, que se ocupa de la *determinación de la cantidad o concentración de una sustancia en una muestra*.

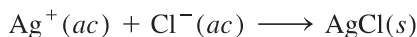
4.6 Análisis gravimétrico

El **análisis gravimétrico** es una *técnica analítica que se basa en la medición de la masa*. Un tipo de experimento de un análisis gravimétrico implica la formación, separación y determinación de la masa de un precipitado. Generalmente este procedimiento se aplica a compuestos iónicos. Una muestra de una sustancia de composición desconocida se disuelve en agua y se convierte en un precipitado al hacerla reaccionar con otra sustancia. El precipitado se filtra, se seca y se pesa. Si se conoce la masa y la fórmula química del precipitado formado, es posible calcular la masa de un componente químico determinado (es decir, el anión o el catión) en la muestra original. Por último, a partir de la masa del componente y de la masa de la muestra original, determinamos la composición porcentual en masa del componente en el compuesto original.

La siguiente reacción se estudia con mucha frecuencia en el análisis gravimétrico debido a que los reactivos se pueden obtener en forma pura



La ecuación iónica neta es



El precipitado es el cloruro de plata (vea la tabla 4.2). Por ejemplo, si queremos determinar *experimentalmente* el porcentaje en masa de Cl en una muestra de NaCl, primero pesamos con exactitud una muestra de NaCl y luego la disolvemos en agua. A continuación agregamos suficiente disolución de AgNO_3 a la disolución de NaCl para precipitar, como

Este procedimiento permitiría determinar la pureza de la muestra de NaCl.