

Capítulo 14

Soluciones

14.1 Propiedades generales de las soluciones

14.2 Solubilidad

14.3 Factores relacionados con la solubilidad

14.4 Rapidez de disolución de los sólidos

14.5 Las soluciones: su papel como medio de reacción

14.6 Concentración de las soluciones

14.7 Propiedades coligativas de las soluciones

14.8 Ósmosis y presión osmótica



El océano es una solución salina que cubre la mayor parte de la superficie terrestre.

La mayor parte de las sustancias que nos encontramos en nuestra vida cotidiana se trata de mezclas. Con frecuencia son mezclas homogéneas, que se llaman *soluciones*. Cuando decimos solución, vienen a la mente ejemplos como los jugos, el plasma sanguíneo, los refrescos o el vino. Todas esas soluciones tienen al agua como principal componente, pero hay muchas sustancias comunes como el aire, la gasolina y el acero que también son soluciones y no contienen agua. ¿Cuáles son los componentes principales de una solución? ¿Por qué algunas sustancias se mezclan mientras que otras no? ¿Qué efecto tiene una sustancia disuelta sobre las propiedades de la solución? La respuesta a esas preguntas es el primer paso para comprender el papel de las soluciones que manejamos todos los días.

14.1 Propiedades generales de las soluciones

solución

soluto

solvente

La palabra **solución** se usa en química para describir un sistema en el que una o más sustancias están mezcladas homogéneamente o disueltas en otra sustancia. Una solución simple tiene dos componentes: un soluto y un solvente. El **soluto** es el componente que se disuelve, o el de menor abundancia en la solución. El **solvente** es el agente que disuelve o el componente más abundante de la solución. Por ejemplo, cuando disolvemos sal en agua para formar una solución, la sal es el soluto y el agua el solvente. Hay soluciones complejas que contienen más de un soluto y, o más de un solvente.

A partir de los tres estados de la materia —sólido, líquido y gaseoso— es posible preparar nueve tipos distintos de soluciones: sólido disuelto en sólido, sólido disuelto en líquido, sólido disuelto en gas, líquido disuelto en líquido, etcétera. Entre ellos, los tipos más comunes de solución son de sólido disuelto en líquido, líquido disuelto en líquido, gas di-

suelto en líquido y gas disuelto en gas. En la tabla 14.1, presentamos una lista de algunos tipos comunes de soluciones.

TABLA 14.1 Tipos comunes de soluciones

Fase de la solución	Soluto	Solvente	Ejemplo
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
Líquida	Gas	Líquido	Gaseosas
Líquida	Líquido	Líquido	Anticongelante
Líquida	Sólido	Líquido	Agua salada
Sólida	Gas	Sólido	H ₂ en Pt
Sólida	Sólido	Sólido	Latón

Una solución verdadera es aquella en la que las partículas del soluto disuelto tienen tamaño molecular o iónico, casi siempre entre los límites de 0.1 a 1 nm (10^{-8} a 10^{-7} cm). Las propiedades de una solución verdadera son las siguientes:

1. Es una mezcla homogénea de dos o más componentes —el soluto y el solvente— y tiene composición variable; esto es, se puede hacer variar la relación de soluto a solvente.
2. El soluto disuelto tiene tamaño molecular o iónico.
3. Puede ser incolora o tener color, pero casi siempre es transparente.
4. El soluto permanece distribuido uniformemente por la solución y no se sedimenta con el tiempo.
5. El soluto se puede separar del solvente, en el caso general, mediante procedimientos puramente físicos (por ejemplo, por evaporación).

Estas propiedades se pueden ver en las soluciones acuosas de azúcar y de permanganato de potasio. Imagina que preparamos dos soluciones de azúcar; la primera contiene 10 g de azúcar, que agregamos a 100 mL de agua, y la segunda, 20 g de azúcar en 100 mL de agua. Agitamos cada una hasta que se disuelve todo el soluto, con lo que queda demostrado que podemos hacer variar la composición de una solución. Cada porción de la solución tiene el mismo sabor dulce, porque las moléculas de azúcar están distribuidas uniformemente. Si guardáramos la solución para no perder solvente, tendría el mismo aspecto y sabría igual después de una semana o un mes. Las propiedades de la solución no cambian después de pasarla a través de un papel filtro. Pero si evaporamos con cuidado el agua, podemos obtener de nuevo el azúcar de la solución.

Para ver cómo se disuelve el permanganato de potasio, KMnO_4 , podemos pegar algunos cristales de esa sustancia a una poca de parafina o de cemento de caucho en el extremo de una varilla de vidrio, sumergiendo toda la varilla con el extremo con cristales hacia arriba en una probeta llena de agua. Casi de inmediato aparece el bello color púrpura de los iones permanganato disueltos, MnO_4^- , en la punta de la varilla, y se dirige hacia el fondo a medida que los cristales se disuelven. El color púrpura quedará, primero, en el fondo del cilindro porque el KMnO_4 es más denso que el agua. Pero después de algún tiempo, el color se dispersa hasta quedar distribuido uniformemente por la solución. Esta dispersión demuestra que las moléculas y los iones se mueven libre y espontáneamente (se difunden) en un líquido o una solución.

La estabilidad de la solución se explica mediante la teoría cinético-molecular (ve la secc. 12.2). Según dicha teoría, las partículas del soluto y del solvente —que son moléculas y, o iones— están en movimiento aleatorio constante. Ese movimiento es lo suficientemente



Cuando se disuelven los cristales de KMnO_4 se forman estelas cuyo color es púrpura.

Muchos químicos emplean el término **sal** como sinónimo de **compuesto iónico**.

energético para evitar que las partículas del soluto se asienten bajo la influencia de la gravedad.

14.2 Solubilidad

solubilidad

La palabra **solubilidad** describe la cantidad de una sustancia (el soluto) que se disuelve en determinada cantidad de otra sustancia (el solvente) en determinadas condiciones. Por ejemplo, 36.0 g de cloruro de sodio se disuelven en 100 g de agua a 20 °C. Se dice, por consiguiente, que la solubilidad del NaCl en agua es de 36.0 g/100 g de H₂O a 20 °C.

Con frecuencia, el término solubilidad se emplea de un modo relativo. Por ejemplo, decimos que una sustancia es muy soluble, moderadamente soluble, ligeramente soluble o insoluble. Aunque estos términos no indican exactamente cuánto soluto se va a disolver, se usan mucho para describir, cualitativamente, la solubilidad de una sustancia.

Hay otros dos términos que se emplean con frecuencia para describir la solubilidad: *miscible* e *inmiscible*. Los líquidos que se pueden mezclar para formar una solución son **miscibles**; los que no forman soluciones, o que en general son insolubles entre sí son **inmiscibles**. El alcohol metílico y el agua son miscibles entre sí en todas proporciones. El aceite y el agua son inmiscibles y forman dos capas separadas al mezclarlos, como se ve en la figura 14.1.

Los lineamientos generales para la solubilidad de los compuestos iónicos comunes (las sales) se ven en la figura 14.2. Estos lineamientos tienen algunas excepciones, pero proporcionan una buena base para los compuestos que veremos en este curso. En la tabla de solubilidades, del apéndice 4, presentamos las solubilidades de más de 200 sustancias. Los datos de solubilidad de miles de compuestos se pueden conocer consultando las fuentes normales de referencia*.

La expresión cuantitativa de la cantidad de un soluto disuelto en determinada cantidad de solvente se llama **concentración de la solución**. Existen varios métodos de expresar la concentración, que describiremos en la sección 14.6.

concentración de la solución

miscibles

inmiscibles

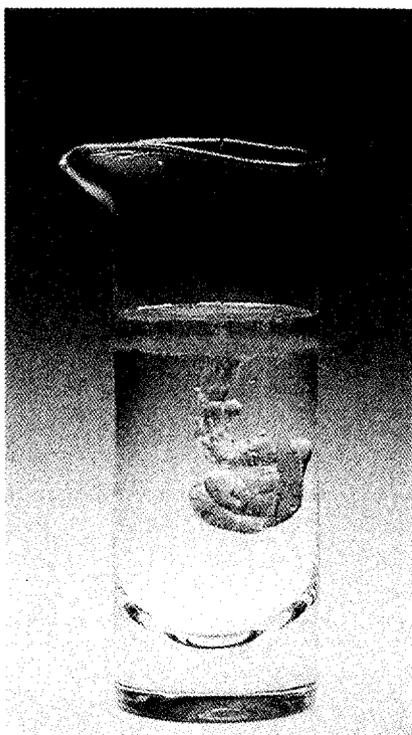


Figura 14.1
Conjunto inmiscible de aceite y agua.

14.3 Factores relacionados con la solubilidad

Predecir las solubilidades es complicado y difícil. Hay muchas variables, como el tamaño de los iones, su carga, la interacción entre ellos, la interacción entre el soluto y el solvente y la temperatura, entre otros, que complican el problema. Debido a tantos factores que intervienen, las reglas generales de la solubilidad de la figura 14.2 tienen muchas excepciones. Sin embargo, esas reglas son muy útiles, porque se aplican a muchos de los compuestos más comunes con que nos encontramos al estudiar la química. Ten en cuenta que se trata de reglas y no de leyes y que por consiguiente están sujetas a excepciones. Por fortuna, es relativamente fácil determinar la solubilidad de un soluto en forma experimental. A continuación, describiremos algunos factores relacionados con la solubilidad.

La naturaleza del soluto y del solvente

El viejo adagio “lo semejante disuelve a lo semejante” tiene aplicación general. Las sustancias polares o iónicas tienden a ser más miscibles, o solubles, con otras sustancias polares.

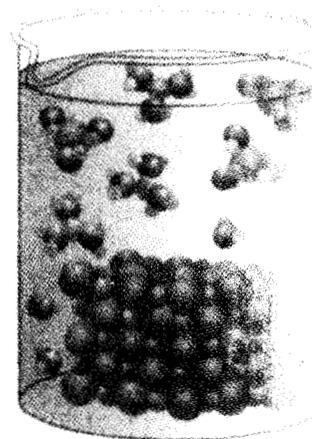
*Los dos manuales que comúnmente se usan son *Lange's Handbook of Chemistry*, 13 ed. (Nueva York: McGraw Hill, 1985), y *Handbook of Chemistry and Physics*, 76th ed. (Cleveland: Chemical Rubber Co., 1996).

Las sustancias no polares tienden a ser miscibles con otras sustancias no polares y menos miscibles con las sustancias polares. Así, los compuestos iónicos, que son polares, tienden a ser mucho más solubles en agua, que es polar, que en solventes como el éter, el hexano o el benceno, que esencialmente son no polares. El cloruro de sodio, que es una sustancia iónica, es soluble en agua, ligeramente soluble en alcohol etílico (que es menos polar que el agua) e insoluble en éter y benceno. El pentano, C_5H_{12} , sustancia no polar, sólo es ligeramente soluble en agua, pero es muy soluble en benceno y en éter.

Solubles		Insolubles
Sales de Na^+ , K^+ , NH_4^+		
Nitratos, NO_3^- Acetatos, $C_2H_3O_2^-$		
Cloruros, Cl^- Bromuros, Br^- Yoduros, I^-	excepto →	Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
Sulfatos, SO_4^{2-} de Ag^+ o Ca_2^+ son ligeramente solubles	excepto →	Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+}
NH_4^+ cationes de metal alcalino, cationes de metal alcalinotérreo	← excepto	Carbonatos, CO_3^{2-} Fosfatos, PO_4^{3-} Hidróxidos, OH^- Sulfuros, S^{2-}

Figura 14.2

Solubilidad de diversos iones. Las sustancias que los contienen, del lado izquierdo, son casi siempre solubles en agua fría, mientras que las que contienen los iones del lado derecho son insolubles en agua fría. Las flechas apuntan hacia las excepciones.



- = Agua
- = Na^+
- = Cl^-

A nivel molecular, la formación de una solución a partir de dos sustancias no polares, como el hexano y el benceno, se puede visualizar como un proceso de mezclado simple. Las moléculas no polares, como tienen poca tendencia a atraerse o a repelerse entre sí, se mezclan con facilidad y forman una fase homogénea.

La formación de soluciones a partir de sustancias polares es mucho más complicada. Veamos, por ejemplo, el proceso mediante el cual el cloruro de sodio se disuelve en el agua (Fig. 14.3). Las moléculas de agua son muy polares y son atraídas a otras moléculas polares o a iones. Cuando los cristales de sal se sumergen en agua, las moléculas polares de agua son atraídas hacia los iones sodio y cloruro de las superficies cristalinas y debilitan la atracción entre los iones Na^+ y Cl^- . El extremo positivo del dipolo del agua es atraído hacia los iones Cl^- y el extremo negativo del dipolo agua hacia los iones Na^+ . La atracción debilitada entre sí permite que los iones se aparten, haciendo lugar para más dipolos de agua. Así, los iones superficiales quedan rodeados por moléculas de agua y se transforman en iones hidratados $Na^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$, que se difunden paulatinamente apartándose de los cristales y disolviéndose en la solución:

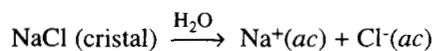


Figura 14.3

Disolución de cloruro de sodio en el agua. Las moléculas polares del agua son atraídas hacia los iones Na^+ y Cl^- en el cristal de sal, debilitando la atracción mutua entre ellos. A medida que se debilita esa atracción, los iones se alejan y quedan rodeados por dipolos de agua. Los iones hidratados se difunden lentamente y se alejan del cristal, disolviéndose en la solución.

Al revisar los datos de la tabla 14.2, vemos algunas de las cuestiones complejas relacionadas con la solubilidad. Por ejemplo: ¿por qué los halogenuros de litio, menos el fluoruro de litio, son más solubles que los de sodio y de potasio? ¿Por qué las solubilidades del fluoruro de litio y el fluoruro de sodio son tan bajas en comparación con las de otros halogenuros de metal? ¿Por qué la solubilidad del LiF, NaF y NaCl no aumentan proporcionalmente al aumentar la temperatura, como las solubilidades de los otros halogenuros metálicos? El cloruro de sodio se disuelve bastante en el agua, pero es insoluble en solución concentrada de ácido clorhídrico, HCl. Por otro lado, el LiF y el NaF no son muy solubles en agua, pero son bastante solubles en solución de ácido fluorhídrico, ¿por qué? En este libro, no contestaremos directamente estas preguntas, pero ahí quedan para despertar tu curiosidad, para que leas e investigues algo acerca de las propiedades de las soluciones.

TABLA 14.2

Solubilidad de los halogenuros de metales alcalinos en el agua

Sal	Solubilidad (g de sal/100 g de H ₂ O)	
	0°C	100°C
LiF	0.12	0.14 (a 35 °C)
LiCl	67	127.5
LiBr	143	266
LiI	151	481
NaF	4	5
NaCl	35.7	39.8
NaBr	79.5	121
NaI	158.7	302
KF	92.3 (a 18 °C)	Muy soluble
KCl	27.6	57.6
KBr	53.5	104
KI	127.5	208

El efecto de la temperatura sobre la solubilidad

La temperatura tiene gran efecto sobre la solubilidad de la mayor parte de las sustancias. Casi todos los solutos tienen solubilidad limitada en un solvente específico a determinada temperatura. Para la mayor parte de los sólidos disueltos en líquido, al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad (ve la Fig. 14.4). Sin embargo, no hay regla de vigencia general que rijan la solubilidad de los sólidos en los líquidos al cambiar la temperatura. La solubilidad de algunos sólidos aumenta sólo ligeramente al aumentar la temperatura (ve el NaCl en la figura 14.4); la de algunos disminuye al aumentar la temperatura (ve el Li₂SO₄ en la figura 14.4).

Por otra parte, la solubilidad de un gas en agua decrece, casi siempre, al aumentar la temperatura (ve HCl y SO₂ en la figura 14.4). Las diminutas burbujas que se forman al calentar el agua se deben a la menor solubilidad del aire a mayores temperaturas. Esta menor solubilidad de los gases a mayores temperaturas se explica en términos de la teoría cinético-molecular suponiendo que, para disolverse, las moléculas de gas deben formar enlaces

de algún tipo con las moléculas del líquido. Al aumentar la temperatura, la solubilidad del gas disminuye porque aumenta la energía cinética (la velocidad) de las moléculas del gas y ello aminora su capacidad de formar "enlaces" con las moléculas del líquido.

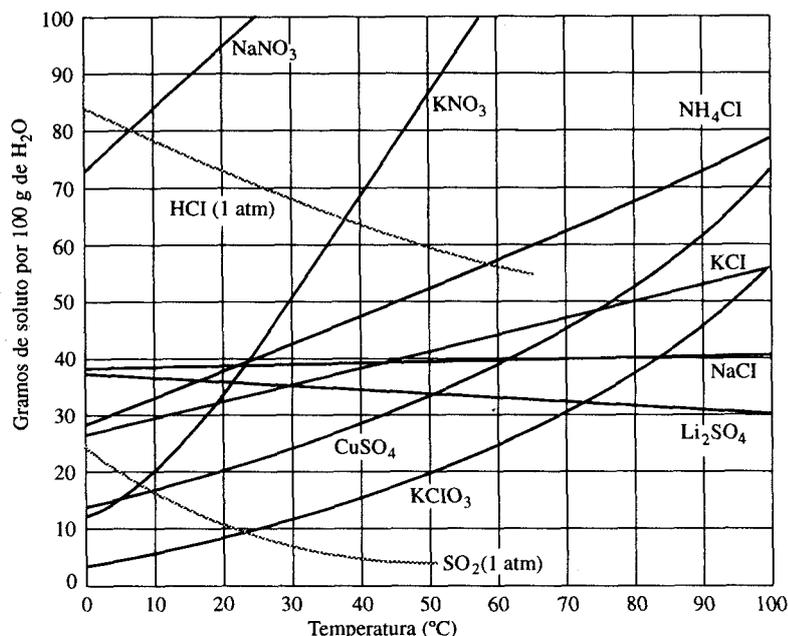


Figura 14.4

Solubilidad de varios compuestos en agua. Los sólidos se representan en color negro y los gases en gris.

El efecto de la presión sobre la solubilidad.....

Los cambios pequeños de presión tienen poco efecto sobre la solubilidad de los sólidos en líquidos o de líquidos en líquidos, pero tienen un efecto pronunciado sobre la solubilidad de gases en líquidos. La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión de ese gas sobre la solución. Por consiguiente, la cantidad de gas que se disuelve se duplica si la presión de ese gas sobre la solución se duplica. Por ejemplo, las bebidas carbonatadas contienen dióxido de carbono disuelto a presión mayor que la atmosférica. Cuando se destapa una botella de soda, la presión se reduce de inmediato hasta la presión atmosférica y el exceso de dióxido de carbono burbujea y sale de la solución.

14.4 Rapidez de disolución de los sólidos

La rapidez con la que se disuelve un sólido está determinada por 1) el tamaño de las partículas de soluto, 2) la temperatura, 3) la concentración de la solución y 4) el grado de agitación. Veamos cada uno de estos factores.

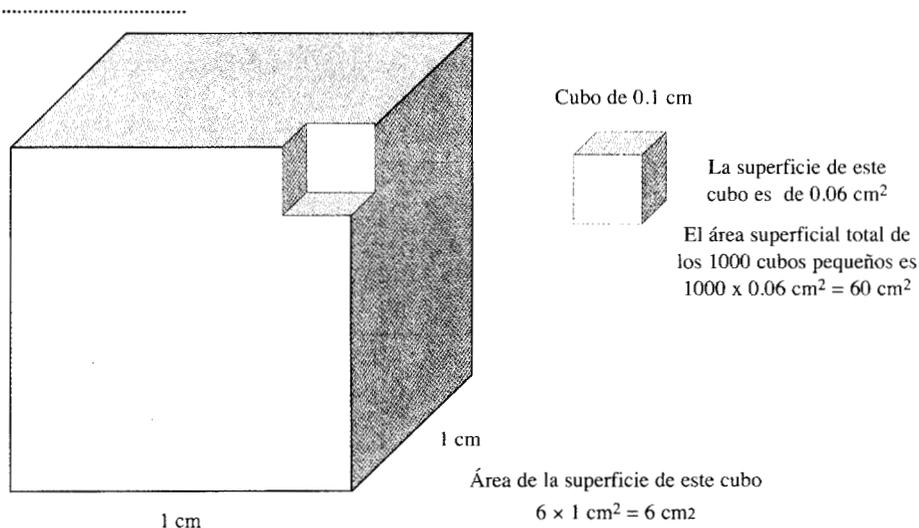
1. **Tamaño de partícula.** Un sólido sólo se puede disolver en la superficie que está en contacto con el solvente. Como la relación de superficie a volumen aumenta a medida que el tamaño disminuye, los cristales más pequeños se disuelven con más rapidez que los grandes. Por ejemplo, si un cristal de sal de 1 cm por lado (6 cm² de área superficial) se divide en 1000 cubos, cada uno de 0.1 cm por lado, la superficie total de los cubos pequeños es de 60 cm², que representa un aumento de diez veces en el área superficial de la misma cantidad de materia (ve la Fig. 14.5).



Al verter cerveza en un tarro se percibe el efecto de la presión sobre la solubilidad. El CO₂ que se desprende es el que produce la espuma.

Figura 14.5

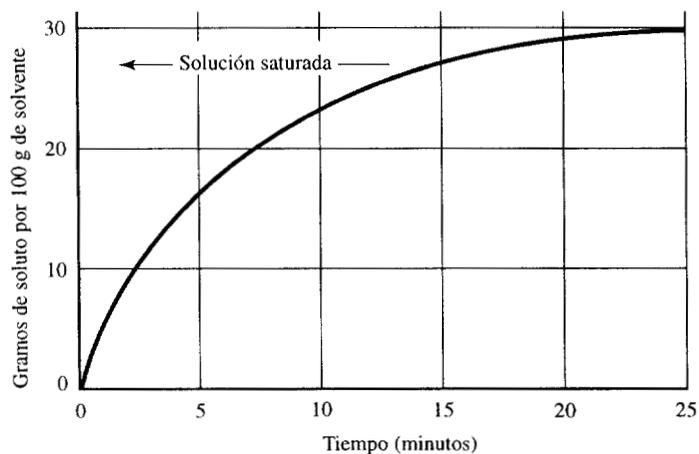
Área superficial de los cristales. El área superficial de un cristal que mide 1 cm por lado es de 6 cm^2 . Si el cristal se subdivide en 1000 cristales más pequeños, cada uno de 0.1 cm por lado, el área superficial total aumenta a 60 cm^2 .



2. *Temperatura.* En la mayor parte de los casos, la rapidez de disolución de un sólido aumenta con la temperatura. Esto se debe a efectos cinéticos. Las moléculas de solvente se mueven con mayor rapidez a mayores temperaturas y chocan las superficies sólidas con más frecuencia y más impulso haciendo que la rapidez de disolución aumente.
3. *Concentración de la solución.* Cuando el soluto y el solvente se mezclan por primera vez, la rapidez de disolución es máxima. A medida que la concentración de la solución aumenta y que ésta se acerca más a la saturación, la rapidez de disolución disminuye mucho. En la figura 14.6, vemos gráficamente la rapidez de disolución. Observa que se disuelven unos 17 g en el primer intervalo de 5 minutos, pero sólo se disuelve 1 g en el cuarto intervalo. Aunque los diversos solutos muestran distintas rapidezces, la rapidez de disolución siempre se hace muy lenta cuando la concentración se acerca al punto de saturación.

Figura 14.6

Rapidez de disolución de un soluto sólido en un solvente líquido. La rapidez es máxima al principio y disminuye a medida que la concentración se acerca a la saturación.



4. *Agitación o mezclado.* El efecto de la agitación o mezclado es cinético. Cuando se agrega un sólido por primera vez al agua, el único solvente con el que se pone

Lagos letales

En una nación africana, Camerún, hay dos pueblos en las orillas de lagos que pueden ser letales para los humanos. Los habitantes de esos pueblos no mueren por ahogarse en los lagos, ni por tomar agua contaminada. Mueren de asfixia por dióxido de carbono. Los lagos emiten, a intervalos regulares, nubes de dióxido de carbono. Treinta y siete personas murieron cerca del lago Monoun en agosto de 1984; exactamente dos años después, murieron 1700 personas en el cercano lago Nyos.

Al estudiar esos lagos, que ocupan cráteres volcánicos, se encontró que el CO_2 se percuela hacia el agua freática y llega al fondo de esos lagos. Se acumula hasta concentraciones peligrosas, porque el agua se estratifica en capas que no se mezclan. Una capa limítrofe, llamada *quimoclina*, separa a los estratos y mantiene al agua dulce en la superficie del lago. Las capas inferiores contienen minerales y gases (incluyendo CO_2) disueltos.

Los desastres se originan cuando algo perturba los estratos. Un terremoto,

un deslizamiento o hasta los vientos pueden desatar el fenómeno. Cuando se forman olas y atraviesan el lago, los estratos dentro de él se mezclan. Cuando el agua profunda que contiene al CO_2 sube cerca de la superficie, el CO_2 disuelto se desprende de la solución, casi como las burbujas se desprenden al abrir una lata de soda. Junto al lago Nyos, donde murieron 1700 personas, la nube de CO_2 se esparció pasando sobre el borde del cráter y descendió por un valle fluvial. Como el CO_2 es más denso que el aire, la nube permaneció cerca del suelo. Viajó a la asombrosa velocidad de 45 millas por hora, matando a personas que se encontraban hasta a 25 millas de distancia.

Aunque los investigadores no saben exactamente qué origina que las capas de agua se revuelvan, sí pudieron medir la rapidez con la que el gas entra en el fondo del lago. Es tan alta esa velocidad, que hay quienes creen que en el fondo del lago Nyos el agua puede saturarse en menos de 20 años y el lago

Monoun podría saturarse en menos de 10 años.

Los científicos e ingenieros trabajan tratando de bajar las concentraciones del gas en ambos lagos. En el lago Monoun, bombean al agua a través de tubería desde el fondo del lago hasta la superficie, para soltar lentamente el gas. El lago Nyos es muy grande y presenta mayores problemas. Uno de sus extremos está sostenido por un débil dique natural. Si éste reventara, el agua del lago se esparcería en un valle donde viven unas 10 000 personas y podría presentarse un desprendimiento de CO_2 . El agua se podría bombear del lago para desprender el CO_2 y bajar el nivel del lago, para poder reparar el dique, pero el financiamiento de esos proyectos es incierto. Mientras no se recabe el dinero necesario para aliviar la acumulación de gases, esos lagos representan desastres a punto de suceder.

en contacto se encuentra en su cercanía inmediata. Al disolverse el sólido, la cantidad de soluto disuelto alrededor del sólido se concentra cada vez más y la rapidez de disolución decrece. Si no se agita la mezcla, el soluto disuelto se difunde muy lentamente por la solución; pueden pasar semanas para que el sólido se disuelva totalmente. Al agitar, el soluto disuelto por la solución se distribuye rápidamente y se pone en contacto más solvente con él, haciendo que se disuelva con mayor rapidez.

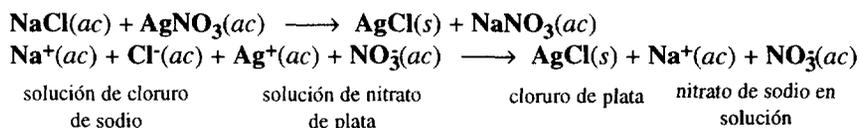
14.5 Las soluciones: su papel como medio de reacción

En muchos casos es necesario poner a las sustancias en solución para que reaccionen químicamente. Podemos escribir la ecuación de la reacción de doble desplazamiento entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata:



Pero supongamos que hemos mezclado NaCl sólido con AgNO₃ sólido y buscamos qué cambio se ha efectuado. Si es que ocurre una reacción, es lenta y, virtualmente, indetectable. De hecho, las estructuras cristalinas del NaCl y el AgNO₃ son tan distintas que podríamos separar las sustancias escogiendo cada tipo de cristal de la mezcla. Pero si disolvemos por separado al NaCl y al AgNO₃ y mezclamos las dos soluciones, observaremos la formación inmediata de un precipitado blanco, como cuajo, de cloruro de plata.

Las moléculas o los iones deben entrar en íntimo contacto, o chocar entre sí, para reaccionar. En el ejemplo anterior, los dos sólidos no reaccionaron porque los iones estaban apionados firmemente dentro de sus estructuras cristalinas. Pero cuando el NaCl y el AgNO₃ se disolvieron, sus redes cristalinas se rompieron, y los iones se pusieron en movimiento. Al mezclar las dos soluciones, los iones Ag⁺ y Cl⁻, en movimiento, se pusieron en contacto y reaccionaron formando AgCl insoluble que precipita y sale de la solución. Los iones Na⁺ y NO₃⁻, solubles, permanecieron en movimiento en la solución, pero si el agua se evapora forman la sal cristalina NaNO₃:



Al mezclar las dos soluciones, obtenemos un medio o espacio en el que pueden reaccionar los iones Ag⁺ y Cl⁻. (Ve, en el capítulo 15, más descripciones de las reacciones iónicas).

También, las soluciones funcionan como agentes de dilución en reacciones en las que los reactivos sin diluir se combinarían entre sí con mucha violencia. Es más, el método adecuado para manejar cantidades específicas y exactas de reactivo es preparar una solución de concentración conocida del mismo.

14.6 Concentración de las soluciones

La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto disuelta en determinada cantidad de solvente o de solución. Como muchas veces las reacciones se llevan a cabo en solución, es importante comprender los métodos para expresar la concentración y conocer cómo se preparan soluciones de determinadas concentraciones. La concentración de una solución se puede expresar cualitativa o cuantitativamente. Comenzaremos echando un vistazo a los métodos cualitativos para expresar la concentración.

Soluciones diluidas y concentradas

Cuando decimos que una solución es *diluida* o *concentrada* estamos expresando, en forma relativa, la cantidad de soluto presente. Un gramo de un compuesto y 2 g de un compuesto en una solución forman soluciones diluidas si se comparan con el mismo volumen de solución que contiene 20 g de la sustancia. El ácido clorhídrico concentrado común y corriente contiene 12 moles de HCl por litro de solución. En algunos laboratorios, el ácido diluido se prepara mezclando volúmenes iguales de agua con ácido concentrado. En otros, el ácido concentrado se diluye con dos o tres volúmenes de agua, dependiendo de su uso. Por consiguiente, el término **solución diluida** describe una solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto disuelto. Por el contrario, una **solución concentrada** contiene cantidades relativamente grandes disueltas del soluto.

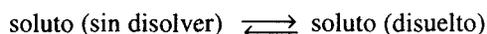
solución diluida

solución concentrada

Soluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas

A determinada temperatura existe un límite de la cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de agua. Al alcanzar este límite, se dice que la solución resultante está o es saturada. Por ejemplo, cuando se colocan 40.0 g de KCl en 100 g de H₂O a 20 °C, vemos que se disuelven 34.0 g de KCl y 6.0 g de KCl quedan sin disolver. La solución que se formó es una solución saturada de KCl.

En una solución saturada hay dos procesos que suceden simultáneamente. El sólido se disuelve en la solución y, al mismo tiempo, el soluto disuelto se cristaliza y sale de la solución. Podemos expresar lo anterior en la siguiente forma:



Cuando estos dos procesos opuestos se llevan a cabo a la misma velocidad, la cantidad de soluto en solución es constante y se establece un estado de equilibrio entre el soluto disuelto y el no disuelto. Por consiguiente, una **solución saturada** contiene al soluto disuelto en equilibrio con el soluto no disuelto.

Es importante mencionar la temperatura de una solución saturada, porque si la solución está saturada a cierta temperatura, puede no estarlo a otra. Si la temperatura de una solución saturada cambia, se perturba el equilibrio, cambia la cantidad del soluto disuelto y se establece un nuevo equilibrio.

Una solución saturada puede ser diluida o concentrada, dependiendo de la solubilidad del soluto. Una solución saturada se puede preparar cómodamente tratando de disolver un poco más que la cantidad de soluto que entra en solución saturada, a una temperatura algo mayor que la temperatura ambiente. Después, al bajar la temperatura, la cantidad de soluto en solución será mayor que su solubilidad a la temperatura ambiente y, cuando se enfríe la solución, el exceso de soluto cristalizará, dejando saturada la solución. (En este caso, el soluto debe ser más soluble a mayor temperatura y no debe formar una solución sobresaturada). En la tabla 14.3, podemos ver ejemplos de cómo se expresa la solubilidad de soluciones saturadas a dos temperaturas distintas.

TABLA 14.3

Soluciones saturadas a 20 °C y a 50 °C

Soluto	Solubilidad (g de soluto/100 g de H ₂ O)	
	20 °C	50 °C
NaCl	36.0	37.0
KCl	34.0	42.6
NaNO ₃	88.0	114.0
KClO ₃	7.4	19.3
AgNO ₃	222.0	455.0
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	203.9	260.4

Una **solución no saturada** contiene menos soluto por unidad de volumen que su solución saturada correspondiente. En otras palabras, se puede disolver más soluto en una solución no saturada, sin alterar alguna otra condición. Por ejemplo, tenemos una solución preparada agregando 40 g de KCl a 100 g de H₂O a 20 °C (ve la tabla 14.3). La solución que se forma está saturada y contiene además unos 6 g de sal no disuelta, porque la canti-

solución saturada

solución no saturada

solución sobresaturada

dad máxima de KCl que se puede disolver en 100 g de H₂O a 20 °C es 34 g. Si la solución se calienta y se mantiene a 50 °C, toda la sal se disolverá y, de hecho, se puede disolver más. Por tanto, la solución a 50 °C es no saturada.

En ciertas circunstancias, se pueden preparar soluciones que contengan más soluto que el necesario para una solución saturada a determinada temperatura. Se dice que esas soluciones están o son sobresaturadas. Sin embargo, debemos usar esa definición pensando que la **solución sobresaturada** es inestable. Algunas perturbaciones como sacudidas, agitación, rayar las paredes del recipiente o introducir un cristal “semilla,” hacen que la sobresaturación pase a saturación. Cuando se perturba una solución sobresaturada, el exceso de soluto cristaliza con rapidez, regresando la solución al estado saturado.

No es fácil preparar las soluciones sobresaturadas, pero se pueden hacer para ciertas sustancias disolviendo, en solvente caliente, una cantidad de soluto mayor que la necesaria para una solución saturada a temperatura ambiente. A continuación, se deja enfriar la solución caliente muy lentamente. Si el soluto es el adecuado y se trabaja con cuidado, se obtendrá una solución sobresaturada.

Ejemplo 14.1**Solución**

Una solución preparada agregando 2.5 g de CuSO₄ a 10 g de H₂O, ¿será saturada o no saturada a 20 °C?

Para contestar esta pregunta necesitamos conocer primero la solubilidad del CuSO₄ a 20 °C. En la figura 14.4, vemos que la solubilidad del CuSO₄ a 20 °C es, más o menos, 21 g por 100 g de H₂O. Esta cantidad equivale a 2.1 g de CuSO₄ por 10 g de H₂O.

Como 2.5 g por 10 g de H₂O es mayor que 2.1 g por 10 g de H₂O, la solución estará saturada y quedarán 0.4 g de CuSO₄ sin disolver.

Práctica 14.1

¿Estará saturada o no saturada, a 50 °C, una solución preparada agregando 9.0 g de NH₄Cl a 20 g de H₂O?



El calor liberado en este paquete de calor se debe a la cristalización de una solución sobresaturada de acetato de sodio.

Solución en porcentaje en masa

El método del porcentaje en masa expresa la concentración de la solución como el porcentaje de soluto en determinada masa de solución. Dice que, para determinada masa de solución, determinado porcentaje de ella es soluto. Supongamos que tomamos una botella del anaquel de reactivos que dice “hidróxido de sodio, NaOH, 10%”. Esto quiere decir que por cada 100 g de esa solución, 10 g serán de NaOH y 90 g serán de agua. Observa que en este caso hablamos de 100 g de solución y no de 100 mL. También, podríamos preparar una solución de la misma concentración disolviendo 2.0 g de NaOH en 18 g de agua. Las concentraciones en porcentaje de masa se usan con más frecuencia para expresar sólidos disueltos en líquidos:

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de soluto} + \text{g de solvente}} \times 100 = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$$

A medida que la instrumentación química progresa, nuestra capacidad de medir la concentración de soluciones diluidas aumenta también. En lugar de porcentaje en masa, ahora se acostumbra también emplear las **partes por millón (ppm)**:

$$\text{partes por millón} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de soluto} + \text{g de solvente}} \times 1\,000\,000$$

En la actualidad, los contaminantes del aire y del agua, las drogas en el cuerpo humano y los residuos de plaguicida son algunas de las sustancias que se miden en partes por millón.

Observa que el porcentaje en masa es independiente de la fórmula del soluto.

partes por millón

¿Cuál es el porcentaje, en masa, de hidróxido de sodio en una solución preparada disolviendo 8.00 g de NaOH en 50.0 g de H₂O?

gramos de soluto (NaOH) = 8.00 g

gramos de solvente (H₂O) = 50.0 g

$$\frac{8.00 \text{ g NaOH}}{8.00 \text{ g NaOH} + 50.0 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 = 13.8 \% \text{ de NaOH en la solución}$$

Ejemplo 14.2

Solución

¿Qué masas de cloruro de potasio y agua se necesitan para preparar 250. g de solución al 5.00%?

El porcentaje expresa la masa del soluto:

250. g = masa total de la solución

5.00% de 250. g = 0.0500 x 250. g = 12.5 g de KCl (soluto)

250. g - 12.5 g = 237.5 g de H₂O

Si se disuelven 12.5 g de KCl en 237.5 g de H₂O se obtienen 250. g de solución de KCl al 5.00%.

Ejemplo 14.3

Solución

Una solución de ácido sulfúrico al 34.0% tiene densidad 1.25 g/mL. ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ tiene 1.00 L de esa solución?

Como el H₂SO₄ es el soluto, primero despejamos los gramos de soluto de la ecuación del porcentaje en masa:

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$$

$$\text{g de soluto} = \frac{\text{porcentaje en masa} \times \text{g de solución}}{100}$$

El porcentaje en masa es dato del problema. Necesitamos determinar los gramos de la solución. Podemos calcular la masa de la solución a partir del dato de la densidad. Convertimos la densidad (g/mL) a gramos:

$$1.00 \text{ L} = 1.00 \times 10^3 \text{ mL}$$

Ejemplo 14.4

Solución

Ejemplo 14.4

$$\frac{1.25 \text{ g}}{\text{mL}} \times 1.00 \times 10^3 \text{ mL} = 1250 \text{ g (masa de la solución)}$$

Ahora ya tenemos todos los números necesarios para calcular los gramos de soluto:

$$\text{g de soluto} = \frac{34.0 \text{ g} \times 1250 \text{ g}}{100} = 425 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Así, 1.00 L de solución de H₂SO₄ al 34% contiene 425 g de H₂SO₄.

Práctica 14.2

¿Cuál es el porcentaje, en masa, de Na₂SO₄ en una solución preparada con 25.0 g de Na₂SO₄ en 225.0 g de H₂O?

Porcentaje de masa sobre volumen (m/v)

Con este método se expresa la concentración en gramos de soluto por 100 mL de solución. Con este sistema, una solución de 10.0% (m/v) se prepara disolviendo 10.0 g de glucosa en agua, diluyendo a 100 mL y mezclando. También, diluyendo 20.0 g en 200 mL, o 50.0 g en 500 mL, etcétera. Naturalmente, se puede usar cualquier otra relación de dilución adecuada:

$$\text{porcentaje de masa sobre volumen} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$$

Porcentaje en volumen

Muchas veces, las soluciones que se preparan con dos líquidos se expresan en *porcentaje volumétrico* respecto al soluto. Es el volumen de un líquido en 100 mL de la solución. La etiqueta de una botella de alcohol normal indica “alcohol isopropílico, 70% en volumen”. Esa solución se puede preparar mezclando 70 mL del alcohol con agua, para obtener un volumen total de 100 mL, pero no podemos decir que se usan 30 mL de agua porque no necesariamente los volúmenes del agua y del alcohol son aditivos.

$$\text{porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen del líquido en cuestión}}{\text{volumen total de la solución}} \times 100$$

El porcentaje en volumen se emplea para expresar la concentración de alcohol en las bebidas. Los vinos contienen, casi siempre, 12% de alcohol en volumen. Esto quiere decir que hay 12 mL de alcohol por cada 100 mL de vino. La industria de las bebidas también emplea la unidad *proof* (que podríamos traducir como “fuerza”) de concentración, que es el doble del porcentaje en volumen. El alcohol puro es alcohol al 100%, por consiguiente es 200 proof. Un whisky escocés es 86 proof, o sea que tiene 43% de alcohol.

Molaridad

Las soluciones de porcentaje en masa no tienen en cuenta ni expresan las masas molares del soluto en la solución. Por ejemplo, 1000. g de NaOH al 10.0% contienen 100. g de NaOH;

1000. g de solución de KOH al 10% contienen 100. g de KOH. En términos de moles de NaOH y KOH, esas soluciones contienen

$$\text{mol NaOH} = 100. \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.00 \text{ g NaOH}} = 2.50 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{mol KOH} = 100. \text{ g KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56.11 \text{ g KOH}} = 1.78 \text{ mol KOH}$$

De acuerdo con lo anterior, vemos que las dos soluciones al 10.0% no contienen la misma cantidad de moles de NaOH y KOH. Sin embargo, 1 mol de cada una de esas sustancias neutralizará la misma cantidad de ácido. En consecuencia, vemos que una solución de NaOH al 10% contiene más álcali reactivo que una solución de KOH al 10%.

Necesitamos un método para expresar concentraciones que indique fácilmente cuántas moles de soluto hay por unidad de volumen de solución. Para este propósito se usa el método de las concentraciones molares.

Una solución 1 molar contiene 1 mol de soluto por litro de solución. Por ejemplo, para preparar una solución 1 molar (muchas veces, a las soluciones 1 molares se les llama soluciones molares y no se les pone el 1) de hidróxido de sodio, NaOH, se disuelven 40.00 g de NaOH, que es 1 mol, en agua, y se diluye la solución con más agua hasta que el volumen total sea 1 L. La solución contiene 1 mol del soluto en 1 L de solución y se dice que tiene concentración uno molar. La figura 14.7, muestra la preparación de una solución molar. Observa que el volumen del soluto y del solvente es, en total, de 1 L.

Naturalmente, la concentración de una solución se puede variar, usando más o menos soluto o solvente; pero siempre la **molaridad** de una solución es la cantidad de moles de soluto por litro de solución. La abreviatura de molaridad es *M*. Las unidades de molaridad son moles por litro. La expresión "NaOH 2.0 *M*" indica que se trata de una solución 2.0 molar de NaOH (2.0 mol u 80.0 g, de NaOH disueltos en 1 L de solución).

molaridad

$$\text{molaridad} = M = \frac{\text{número de moles del soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

Hay matraces que están calibrados a determinado volumen, a determinada temperatura, que se emplean para preparar soluciones de las concentraciones necesarias. Esos matraces aforados o *matraces volumétricos* tienen una marca de calibración en su cuello que indica con exactitud el volumen medido. La molaridad se basa en determinado volumen de solución y, por consiguiente, varía poco con la temperatura, porque el volumen varía con la temperatura (1000 mL de H₂O a 20 °C = 1001 mL de H₂O a 25 °C).

Supongamos que deseamos preparar 500 mL de solución molar. Esta solución se puede preparar determinando la masa de 0.5 mol del soluto y diluyendo con agua en un matraz aforado de 500 mL. La molaridad será

$$M = \frac{0.5 \text{ mol de soluto}}{0.5 \text{ L de solución}} = 1 \text{ molar}$$

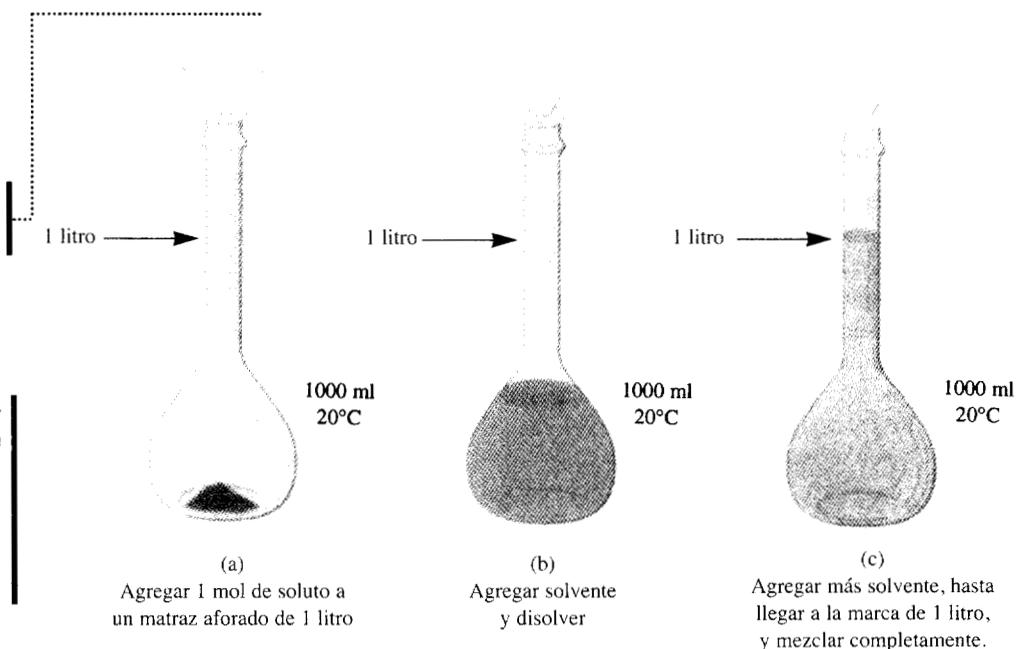
Vemos, entonces, que no es necesario tener un litro de solución para expresar la molaridad. Lo que necesitamos conocer es la cantidad de moles de soluto disuelto y el volumen de la solución. Así, con 0.001 mol de NaOH en 10 ml de solución, la concentración es de 0.1 *M*:

$$\frac{0.001 \text{ mol}}{10 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.1 \text{ M}$$

Figura 14.7
Preparación de una solución 1 M.

Las molaridades de los ácidos concentrados que más se usan en el laboratorio son

HCl	12 M
HC ₂ H ₃ O ₂	17 M
HNO ₃	16 M
H ₂ SO ₄	18 M



Como sabemos que una balanza no está calibrada en moles, sino en gramos, trataremos de incorporar a los gramos en la fórmula de la molaridad. Lo hacemos aplicando la relación:

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa molar}}$$

Sustituimos esta relación en nuestra ecuación de la molaridad y obtenemos

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{masa molar del soluto} \times \text{L de solución}}$$

$$= \frac{\text{g}}{\text{masa molar} \times \text{L}}$$

Ahora, podemos determinar la masa de cualquier cantidad de soluto que tenga fórmula conocida, diluirlo a cualquier volumen y calcular la molaridad de la solución, aplicando la fórmula anterior.

Ejemplo 14.5

Solución

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 1.4 mol de ácido acético, HC₂H₃O₂, en 250 mL de solución?

Sustituimos los datos, 1.4 mol y 250. mL (0.250 L), directamente en la ecuación de la molaridad:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{1.4 \text{ mol}}{0.250 \text{ L}} = \frac{5.6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5.6 M$$

Aplicando el método de conversión de unidades, observamos que la concentración del enunciado del problema es 1.4 mol por 250. mL (mol/mL). Como la molaridad se expresa en moles por litro, la conversión necesaria es

$$\frac{\text{mol}}{\text{mL}} \longrightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L}} = M$$

$$\frac{1.4 \text{ mol}}{250. \text{ mL}} = \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{5.6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5.6 M$$

Ejemplo 14.5

¿Cuál es la molaridad de una solución preparada disolviendo 2.00 g de clorato de potasio en agua suficiente para formar 150. mL de solución?

Este problema se puede resolver con el método de conversión de unidades. Los pasos de las conversiones deben conducir a las unidades moles/litro:

$$\frac{\text{g KClO}_3}{\text{mL}} \longrightarrow \frac{\text{g KClO}_3}{\text{L}} \longrightarrow \frac{\text{mol KClO}_3}{\text{L}} = M$$

Los datos son:

$$g = 2.00 \text{ g} \quad \text{masa molar del KClO}_3 = 122.6 \text{ g/mol} \quad \text{volumen} = 150. \text{ mL}$$

$$\frac{2.00 \text{ g KClO}_3}{\text{mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122.6 \text{ g KClO}_3} = \frac{0.109 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.109 M$$

Ejemplo 14.6

Solución

¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 600. mL de una solución de KOH 0.450 M?

La conversión es

$$\text{mililitros} \longrightarrow \text{litros} \longrightarrow \text{moles} \longrightarrow \text{gramos}$$

Los datos son

$$\text{volumen} = 600. \text{ mL} \quad M = \frac{0.450 \text{ mol}}{\text{L}} \quad \text{masa molar de KOH} = \frac{56.11 \text{ g de KOH}}{\text{mol}}$$

y el cálculo es

$$600. \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.450 \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{56.11 \text{ g KOH}}{\text{mol}} = 15.1 \text{ g KOH}$$

Ejemplo 14.7

Solución

Práctica 14.3

Práctica 14.4

Práctica 14.3

¿Cuál es la molaridad de una solución preparada disolviendo 7.50 g de nitrato de magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, en suficiente agua para formar 25.0 mL de solución?

Práctica 14.4

¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 125 mL de una solución de NaCl 0.037 M?

Ejemplo 14.8

Solución

¿Cuántos mililitros de HCl 2.00 M reaccionan con 28.0 g de NaOH?

Paso 1 Escribimos y balanceamos la ecuación que representa la reacción:



La ecuación dice que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH

Paso 2 Calculamos la cantidad de moles de NaOH que hay en 28.0 g de NaOH:

g NaOH \longrightarrow **mol NaOH**

$$28.0 \text{ g NaOH} = \frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} = 0.700 \text{ mol NaOH}$$

$$28.0 \text{ g NaOH} = 0.700 \text{ mol NaOH}$$

Paso 3 Despejamos las moles y el volumen del HCl necesarios. En los pasos 1 y 2, vemos que 0.700 mol de HCl reacciona con 0.700 mol de NaOH, porque la relación de las moles que reaccionan es 1:1. Sabemos que el HCl 2.00 M contiene 2.00 moles de HCl por litro, de modo que el volumen que contiene 0.700 mol de HCl será menor que 1 L:

mol NaOH \longrightarrow **mol HCl** \longrightarrow **L HCl** \longrightarrow **mL HCl**

$$0.700 \text{ mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{2.00 \text{ mol HCl}} = 0.350 \text{ L HCl}$$

$$0.350 \text{ L HCl} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 350. \text{ mL HCl}$$

Por consiguiente, 350. mL de HCl 2.00 M contienen 0.700 mol de HCl y reaccionan con 0.700 mol, o 28.0 g, de NaOH.

Ejemplo 14.9

Solución

¿Qué volumen de una solución 0.250 M se puede preparar con 16.0 g de carbonato de potasio?

Comenzamos con 16.0 g de K_2CO_3 y necesitamos calcular el volumen de solución 0.250 M que se puede preparar con ese K_2CO_3 . La conversión, por consiguiente, es

g de K_2CO_3 \longrightarrow **mol de K_2CO_3** \longrightarrow **L de solución**

Los datos son

$$16.0 \text{ g de } K_2CO_3 \quad M = \frac{0.250 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \quad \text{masa molar del } K_2CO_3 = \frac{138.2 \text{ g de } K_2CO_3}{1 \text{ mol}}$$

$$16.0 \text{ g } K_2CO_3 \times \frac{1 \text{ mol } K_2CO_3}{138.2 \text{ g } K_2CO_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0.250 \text{ mol } K_2CO_3} = 0.463 \text{ L (463 mL)}$$

Por consiguiente, se pueden preparar 463 ml de solución 0.250 *M* a partir de 16.0 g de K_2CO_3 .

Ejemplo 14.9

Calcula la cantidad de moles de ácido nítrico que hay en 325 mL de HNO_3 16 *M*.

Usaremos la ecuación

$$\text{moles} = \text{litros} \times M$$

Sustituimos los datos en el problema y realizamos las operaciones:

$$\text{moles} = 0.325 \text{ L} \times \frac{16 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L}} = 5.2 \text{ mol } HNO_3$$

Ejemplo 14.10

Solución

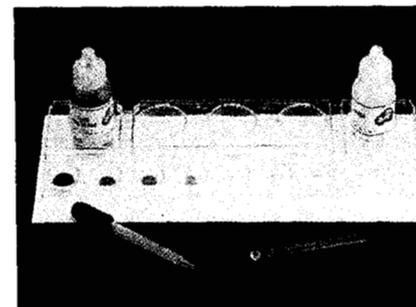
Práctica 14.5 Práctica 14.6

Práctica 14.5

¿Qué volumen de $AgNO_3$ 0.035 *M* se puede preparar con 5.0 g de $AgNO_3$?

Práctica 14.6

¿Cuántos mililitros de NaOH 0.50 *M* se necesitan para reaccionar totalmente con 25.00 mL de HCl 1.5 *M*?



Serie de diluciones. La concentración del colorante alimenticio en el contenedor 1 es 1 parte por 10 (en peso); en el 2 es 1 parte por 100; en el 3, 1 parte por 1000 y así sucesivamente. En el contenedor 6, la concentración es 1 parte por millón (ppm).

Problemas de dilución

Con frecuencia es necesario diluir una solución de determinada concentración para obtener otra, agregando más solvente. Si una solución se diluye agregando solvente puro, el volumen de la solución aumenta, pero la cantidad de moles del soluto en la solución queda igual. Así, los moles/litro, o molaridad, de la solución disminuyen. Es importante leer con cuidado los problemas para diferenciar entre 1) cuánto solvente se debe agregar para diluir una solución a determinada concentración y 2) a qué volumen se debe diluir una solución para que su concentración sea la deseada.

Ejemplo 14.11

Solución

Calcula la molaridad de una solución de hidróxido de sodio que se prepara mezclando 100. mL de NaOH 0.20 *M* con 150. mL de agua. Supón que los volúmenes son aditivos.

Este es un problema de dilución. Si duplicamos el volumen de solución agregando agua, bajamos la concentración a la mitad. Por consiguiente, la concentración de la solución del problema debe ser menor que 0.10 *M*. En la dilución, las moles de NaOH permanecen constantes y la molaridad y el volumen cambian. El volumen final es (100. mL + 150. mL), que es 250. mL.

Para resolver este problema, 1) calculamos las moles de NaOH en la solución original y 2) dividimos las moles de NaOH entre el volumen final de la solución, para obtener la nueva molaridad.

Paso 1 Calculamos las moles de NaOH en la solución original:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \text{mol} = \text{L} \times M$$

$$0.100 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.20 \text{ mol NaOH}}{1 \cancel{\text{L}}} = 0.020 \text{ mol NaOH}$$

Paso 2 Despejamos la nueva molaridad, teniendo en cuenta que el volumen total de la solución, después de la dilución, es de 250. mL (0.250 L):

$$M = \frac{0.020 \text{ mol NaOH}}{0.250 \text{ L}} = 0.080 \text{ M NaOH}$$

Solución alternativa

Cuando son iguales las moles del soluto en una solución antes y después de diluir, entonces se pueden igualar entre sí:

$$\text{mol}_1 = \text{mol}_2$$

en donde mol_1 = moles antes de diluir y mol_2 = moles después de diluir.

$$\text{mol}_1 = L_1 \times M_1 \quad \text{mol}_2 = L_2 \times M_2$$

$$L_1 \times M_1 = L_2 \times M_2$$

Cuando ambos volúmenes están en las mismas unidades, se puede formular un enunciado más general:

$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$

Para este problema

$$V_1 = 100. \text{ mL} \quad M_1 = 0.20 \text{ M}$$

$$V_2 = 250. \text{ mL} \quad M_2 = \text{desconocido}$$

Entonces

$$100. \text{ mL} \times 0.20 \text{ M} = 250 \text{ mL} \times M_2$$

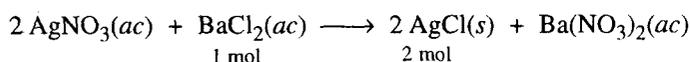
Despejamos a M_2 y hacemos las operaciones

$$M_2 = \frac{100. \cancel{\text{mL}} \times 0.20 \text{ M}}{250. \cancel{\text{mL}}} = 0.080 \text{ M NaOH}$$

Práctica 14.7

Calcula la molaridad de una solución preparada diluyendo 125 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0.400 M con 875 mL de agua.

¿Cuántos gramos de cloruro de plata se precipitarán si agregas nitrato de plata suficiente para reaccionar con 1500. mL de solución de cloruro de bario 0.400 M?



Se trata de un problema de estequiometría. El hecho de que el BaCl_2 esté en solución indica que necesitamos tener en cuenta el volumen y la concentración de la solución para determinar la cantidad de moles de BaCl_2 que reaccionan.

Paso 1 Determinamos la cantidad de moles de BaCl_2 que hay en 1500 mL de solución 0.400 M:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \text{mol} = \text{L} \times M \quad 1500. \text{ mL} = 1.500 \text{ L}$$

$$1.500 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.400 \text{ mol BaCl}_2}{\cancel{\text{L}}} = 0.600 \text{ mol BaCl}_2$$

Paso 2 Empleamos el método de la relación molar para calcular los moles y los gramos de AgCl :



$$0.600 \text{ mol BaCl}_2 \times \frac{2 \cancel{\text{mol AgCl}}}{1 \cancel{\text{mol BaCl}_2}} \times \frac{143.4 \text{ g AgCl}}{\text{mol AgCl}} = 172 \text{ g AgCl}$$

Ejemplo 14.12

Solución

Práctica 14.8

¿Cuántos gramos de yoduro de plomo (II) se precipitan agregando $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ suficiente para reaccionar con 750 mL de solución de KI 0.250 M?



Normalidad

La normalidad es otra forma de expresar la concentración de una solución. Se basa en una unidad química alternativa llamada *masa equivalente*. La **normalidad** de una solución es la concentración, expresada en masa equivalente (equivalentes, que se abrevia equiv o eq) de

normalidad

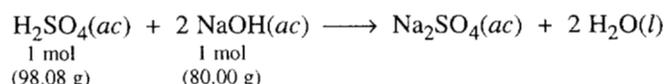
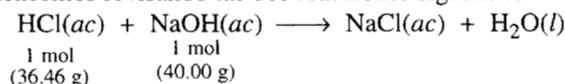
soluto por litro de solución. Una solución 1 normal (1 *N*) contiene 1 masa equivalente de soluto por litro de solución. (Cuando la concentración es 1 *N* se acostumbra escribir sólo *N*, y a decir “solución normal”). La normalidad se usa mucho en química analítica, porque simplifica muchos de los cálculos donde interviene la concentración de una solución:

$$\text{normalidad} = N = \frac{\text{cantidad de equivalentes de soluto}}{1 \text{ litro de solución}} = \frac{\text{equivalentes}}{\text{litro}}$$

en donde

$$\text{cantidad de equivalentes de soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa equivalente del soluto}}$$

A toda sustancia se le puede asignar una masa equivalente. Esta puede ser igual a la masa molar de la sustancia, o a una fracción entera de la masa molar (es decir, la masa molar dividida entre 2, 3, 4, etcétera). Para comprender el significado de la masa equivalente, comencemos revisando las dos reacciones siguientes:



Primero, nos percatamos de que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con 1 mol de hidróxido de sodio y 1 mol de ácido sulfúrico reacciona con 2 moles de NaOH. Si preparamos soluciones molares de esas sustancias, 1 L de HCl 1 *M* reacciona con 1 L de NaOH 1 *M* y 1 L de H₂SO₄ 1 *M* reacciona con 2 L de NaOH 1 *M*. En estos ejemplos, podemos ver que el H₂SO₄ tiene, mol por mol, doble capacidad química que el HCl para reaccionar con NaOH. Sin embargo, podemos ajustar las soluciones de los ácidos para que tengan igual reactividad, disolviendo sólo 0.5 mol de H₂SO₄ por litro de solución. Al hacerlo, vemos que necesitamos emplear 49.04 g de H₂SO₄/L de solución, en lugar de 98.08 g de H₂SO₄/L, en la solución molar, para obtener una solución que sea equivalente a la preparada con 36.46 g de HCl/L. Esas masas, 49.04 g de H₂SO₄ y 36.46 g de HCl son químicamente equivalentes y se llaman masas equivalentes de esas sustancias, porque cada una reacciona con la misma cantidad de NaOH, 40.00 g. La masa equivalente del HCl es igual a su masa molar, pero la del H₂SO₄ es la mitad de su masa molar.

Así, 1 L de solución con 36.46 g de HCl sería 1 *N* (uno normal, o “normal”) y 1 L de la solución con 49.04 g de H₂SO₄ también sería 1 *N*. Una solución que contenga 98.08 g de H₂SO₄ (una mol) por litro sería 2 *N*.

masa equivalente

La **masa equivalente** es la masa de una sustancia que reacciona con, se combina con, contiene, reemplaza o es equivalente en cualquier forma a 1 mol de átomos de hidrógeno o de iones hidrógeno.

La normalidad y la molaridad se pueden interconvertir como sigue:

$$\begin{aligned} N &= \frac{\text{equiv}}{\text{L}} & M &= \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ N &= M \times \frac{\text{equiv}}{\text{mol}} = \frac{\cancel{\text{mol}}}{\text{L}} \times \frac{\text{equiv}}{\cancel{\text{mol}}} = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} \\ M &= N \times \frac{\text{mol}}{\text{equiv}} = \frac{\cancel{\text{equiv}}}{\text{L}} \times \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{equiv}}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Así, una solución de H₂SO₄ 2.0 *N* también es 1.0 *M*.

Una aplicación de la normalidad y los equivalentes se da en las reacciones de neutralización ácido-base. Un equivalente de un ácido es la masa del mismo que proporciona 1 mol

de iones H^+ . Un equivalente de una base es la masa de la misma que proporciona 1 mol de iones OH^- . Si las concentraciones están en normalidad, 1 equivalente del ácido A reaccionará con 1 equivalente de la base B:

$$N_A = \frac{\text{equiv}_A}{L_A} \quad y \quad N_B = \frac{\text{equiv}_B}{L_B}$$

$$\text{equiv}_A = L_A \times N_A \quad y \quad \text{equiv}_B = L_B \times N_B$$

Como $\text{equiv}_A = \text{equiv}_B$,
 $L_A \times N_A = L_B \times N_B$

Cuando ambos volúmenes están expresados en las mismas unidades, podemos plantear una ecuación más general:

$$V_A N_A = V_B N_B$$

que te dice que el volumen de un ácido por su normalidad es igual al volumen de la base por su normalidad.

Ejemplo 14.13

Solución

a) ¿Cuál es la normalidad de una solución de H_2SO_4 , si 25.00 mL de la misma se neutralizan totalmente con 22.48 mL de solución NaOH 0.2018 N? b) ¿Cuál es la molaridad de la solución de H_2SO_4 ?

a) Despejamos N_A sustituyendo los datos en

$$V_A N_A = V_B N_B$$

$$25.00 \text{ mL} \times N_A = 22.48 \text{ mL} \times 0.2018 \text{ N}$$

$$N_A = \frac{22.48 \text{ mL} \times 0.2018 \text{ N}}{25.00 \text{ mL}} = 0.1815 \text{ N } H_2SO_4$$

b) Cuando el H_2SO_4 está totalmente neutralizado, suministró 2 equivalentes de iones H^+ por mol de H_2SO_4 . La conversión de N a M es

$$\frac{\text{equiv}}{L} \longrightarrow \frac{\text{mol}}{L}$$

$$H_2SO_4 = 0.1815 \text{ N}$$

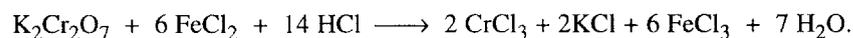
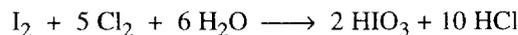
$$\frac{0.1815 \text{ equiv}}{1 L} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ equiv}} = 0.09075 \text{ mol/L}$$

La solución de H_2SO_4 es 0.09075 M.

Práctica 14.9

¿Cuál es la normalidad de una solución de NaOH si 50.0 mL de ella requieren 23.72 mL de solución de H_2SO_4 0.0250 N para neutralizarse? ¿Cuál es la molaridad de la NaOH?

La masa equivalente de una sustancia puede variar; su valor depende de la reacción en la que intervenga. Veamos por ejemplo, las reacciones representadas por las ecuaciones siguientes:



En la primera reacción, la valencia del yodo cambió de 0 (yodo libre) a +5. Perdió 5 electrones y cada uno de ellos podría haberlo ganado un ion de hidrógeno. En esa reacción, por consiguiente, la masa equivalente es la masa molar dividida entre 5. Por otro lado, sabemos que una mol de yodo se combina con una mol de hidrógeno y en ese caso diríamos que su masa equivalente es igual a su masa molar. En la segunda reacción, la valencia del cromo cambió de +6 a +3, por haber ganado 3 electrones. En este caso, la masa equivalente del dicromato de potasio es la masa molar dividida entre 3. Sin embargo, si hacemos reaccionar al dicromato de potasio con ácido sulfúrico se forma trióxido de cromo y sulfato de sodio. El ácido sulfúrico desplazó al “ácido dicrómico” hipotético (de inmediato se forma su anhídrido) y la masa equivalente del dicromato frente al desplazamiento con el ácido sería igual a su masa molar dividida entre dos. Estas reacciones donde se ganan y pierden electrones se llaman “de oxidación-reducción”. En algunos casos, para no dejar lugar a dudas, hay que especificar si la masa equivalente es respecto a reacciones de neutralización (ácido-base) o de oxidación-reducción.

TABLA 14.14

Unidades de concentración de las soluciones

Unidades	Símbolo	Definición
Porcentaje en masa	% m/m	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$
Partes por millón	ppm	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 1\,000\,000$
Porcentaje de masa en volumen	% m/v	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Porcentaje en volumen	% v/v	$\frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Molaridad	<i>M</i>	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{L de solución}}$
Normalidad	<i>N</i>	$\frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{L de solución}}$
Molalidad	<i>m</i>	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$

Microencapsulado

Una de las tareas encomendadas al químico en la industria es producir reacciones químicas que sucedan exactamente en el momento adecuado. Para ello, uno o más de los reactivos se deben almacenar por separado y liberar en condiciones controladas exactamente cuando se desea la reacción. Se ha desarrollado una técnica para lograrlo, el microencapsulado, en donde las sustancias reaccionantes, sólidos, líquidos o gases, están encerrados en diminutas cápsulas. El material que forma la pared de la cápsula se escoge con cuidado para que se puedan desprender las sustancias encerradas en el momento adecuado, mediante alguno de varios métodos. Esta liberación se puede lograr, por ejemplo, disolviendo las cápsulas por difusión a través de las paredes de las cápsulas y por rotura mecánica, térmica, eléctrica o química, de ellas.

En un método de microencapsulado, el agua se difunde hacia el interior de la cápsula y forma una solución, que a continuación se difunde y sale de la cápsula a tasa constante. Algunos tipos de cápsula contienen sustancias que se disuelven a determinado grado de acidez y forman poros en la pared, a través de los cuales escapan los materiales encapsulados. En otro de los métodos, las cápsulas se disuelven por completo después de cierto periodo y liberan su contenido hacia el sistema.

Las aplicaciones del microencapsulado son diversas. Por ejemplo, el papel autocopia, que se usa mucho en recibos, emplea microcápsulas sensibles a la presión, que contienen precursores incoloros de tintes. Hay otra sustancia reactiva, presente en el exterior, que convierte al precursor en la forma coloreada cuando se aplica presión con una pluma o una impresora.

Los adhesivos están, muchas veces, encapsulados para evitar que se vuelvan pegajosos antes de tiempo. Las superficies activas en las etiquetas sensibles a la presión y en algunos sobres autosellantes,

se cubren con adhesivos encapsulados que se liberan mediante la presión. El encapsulado sensible al calor se emplea en los adhesivos que se aplican en el planchado de la ropa.

En las cocinas se pueden encontrar muchos productos microencapsulados. Los saborizantes se encapsulan para facilitar su almacenamiento en forma de polvo; restringen la evaporación y reducen las reacciones con el aire. Esas ventajas aumentan la vida en almacenamiento de los productos. También, las microcápsulas de saborizantes pueden ser sensibles al calor y soltar su contenido durante el cocinado, o pueden ser sensibles a la presión, como en las gomas de mascar, y sueltan su contenido durante la masticación.

Hay otros productos encapsulados que se pueden ver en los baños. El microencapsulado de liberación temporal se emplea en desodorantes, humectantes, aguas de colonia y perfumes. El proceso de encapsulado evita la evaporación, descomposición y reacciones no deseadas con el aire y con otros ingredientes. Las drogas y los medicamentos se encapsulan con frecuencia, para que se

disuelvan lentamente durante un largo intervalo y pasen al organismo. En muchas ocasiones, esos medicamentos, trabajan en el tracto intestinal, pero algunas también se pueden administrar por inyección para que pasen hacia otros tejidos.

Las fragancias se han microencapsulado para formar parte de productos como cosméticos, productos de cuidado de la salud, detergentes y hasta alimentos. Las empresas gaseras emplean al propil mercaptano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{SH}$) microencapsulado, para enseñar a los niños cómo descubrir una fuga de gas. El gas natural, sin esta sustancia, es inodoro. Las esencias encapsuladas son las que causan el olor de "rascar y oler" que tienen los libros infantiles y las revistas de modas. Cuando se raya o se rasga el papel, la fragancia se esparce en el aire.

Otras aplicaciones del microencapsulado son la liberación programada de plaguicidas y los neutralizadores para lentes de contacto, o los aditivos especiales en detergentes, limpiadores y pinturas.



Muchos de los artículos con los que nos cruzamos en nuestra vida cotidiana están microencapsulados. Aquí vemos tan solo algunos ejemplos.

14.7 Propiedades coligativas de las soluciones

Se sabe que dos soluciones, una con 1 mol (60.06 g) de urea, NH_2CONH_2 , y la otra con 1 mol (342.3 g) de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), en 1 kg de agua, tienen ambas un punto de congelación de -1.86°C , no 0°C como el agua pura. La urea y la sacarosa son sustancias muy distintas, sin embargo deprimen (hacen disminuir) la misma cantidad el punto de congelación del agua. Lo único que esas soluciones tienen en común, aparentemente, es que cada una contiene 1 mol (6.022×10^{23} moléculas) de soluto y 1 kg de solvente. De hecho, cuando disolvemos 1 mol de cualquier soluto no ionizable en 1 kg de agua, el punto de congelación de la solución resultante es -1.86°C .

Estos resultados tienen vigencia general y nos llevan a la conclusión de que la depresión del punto de congelación de una solución que contiene 6.022×10^{23} moléculas (partículas) de soluto y 1 kg de agua es una constante, cuyo valor es de 1.86°C . La depresión del punto de congelación es una propiedad general de las soluciones. Además, la cantidad en la que el punto de congelación baja es igual para todas las soluciones preparadas con un solvente dado. Esto es, cada solvente muestra una *constante de depresión del punto de congelación* característica. En la tabla 14.5 se proporcionan las constantes de depresión de puntos de congelación de varias sustancias.

TABLA 14.5

Constantes de depresión del punto de congelación y de elevación del punto de ebullición de algunos solventes

Solvente	Punto de congelación del solvente puro ($^\circ\text{C}$)	Constante de depresión del punto de congelación, K_f ($\frac{^\circ\text{C kg de solvente}}{\text{mol de soluto}}$)	Punto de ebullición del solvente puro ($^\circ\text{C}$)	Constante de elevación del punto de ebullición, K_b ($\frac{^\circ\text{C kg de solvente}}{\text{mol de soluto}}$)
Agua	0.00	1.86	100.0	0.512
Ácido acético	16.6	3.90	118.5	3.07
Benceno	5.5	5.1	80.1	2.53
Alcanfo	178	40	208.2	5.95

propiedades coligativas

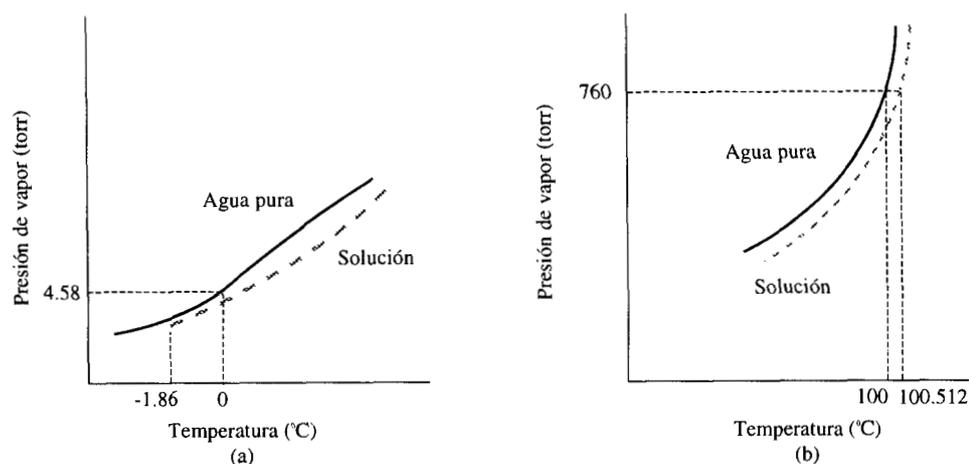
La solución que se forma agregando un soluto no volátil a un solvente tiene menor punto de congelación, mayor punto de ebullición y menor presión de vapor que los del solvente puro. Todos los efectos anteriores se relacionan y se llaman propiedades coligativas de las soluciones. Las **propiedades coligativas** son las que sólo dependen de la cantidad de partículas de soluto en una solución y no de la naturaleza de esas partículas. La depresión del punto de congelación, la elevación del punto de ebullición y la disminución de la presión de vapor son propiedades coligativas de las soluciones.

Las propiedades coligativas de una solución se pueden visualizar en términos de la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido puro depende de la tendencia que tienen las moléculas a escapar de la superficie. Así, si en una solución el 10% de las moléculas es molécula de soluto no volátil, la presión de vapor de la solución es 10% menor que la del

solvente puro. La presión de vapor es menor, porque la superficie de la solución contiene 10% de moléculas no volátiles del soluto y 90% de las moléculas volátiles del solvente. Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión de la atmósfera. Así, vemos que la solución que acabamos de describir, que tiene menor presión de vapor, tendrá un punto de ebullición mayor que el del solvente puro. La solución, con menor presión de vapor, no hierve sino hasta haberla calentado arriba del punto de ebullición del solvente (ve la Fig. 14.8a). Cada solvente tiene su constante de elevación de punto de ebullición, que es propia y característica de él (tabla 14.5). La constante de elevación del punto de ebullición se basa en una solución que contiene 1 mol de partículas de soluto por kilogramo de solvente. Por ejemplo, la constante de elevación de punto de ebullición de una solución con 1 mol de partículas de soluto por kilogramo de agua es $0.512\text{ }^{\circ}\text{C}$, lo que indica que esta solución acuosa hierve a $100.512\text{ }^{\circ}\text{C}$.



El enfriamiento del motor es un ejemplo de la aplicación de las propiedades coligativas. Al agregar anticongelante al agua de un radiador se eleva su punto de ebullición y se baja su punto de congelación (ppm).



El comportamiento de una solución en la congelación también se puede visualizar en términos de presión de vapor. La figura 14.8b muestra las relaciones de presión de vapor del hielo, el agua y una solución con 1 mol de soluto por kilogramo de agua. El punto de congelación del agua está en la intersección de las curvas de presión de vapor del agua y del hielo, es decir en el punto en donde el agua y el hielo tienen la misma presión de vapor (a esta temperatura se le llama "punto triple" del agua, porque en él, el agua se encuentra en sus tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso, a la vez). Como la presión de vapor del agua está deprimida por el soluto, la curva de presión de vapor de la solución no interseca a la de presión de vapor del hielo sino hasta que la solución se ha enfriado por debajo del punto de congelación del agua pura. Por consiguiente, es necesario enfriar la solución a menos de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ para que se congele. Se supone, y así sucede en realidad, que al congelarse la solución se separan solvente y soluto. Es decir, que en este caso el hielo no tiene soluto disuelto, por consiguiente la curva de presión de vapor del hielo sigue vigente.

La descripción anterior, acerca de las depresiones de puntos de congelación, sólo es válida para solutos *no ionizados*. La descripción de las elevaciones de punto de ebullición sólo es válida para solutos *no volátiles* y no ionizados. Por lo pronto no estamos considerando las propiedades coligativas de las sustancias ionizadas, pero las describiremos en el capítulo 15.

Algunas de las aplicaciones prácticas de las propiedades coligativas son 1) el uso de mezclas de hielo y sal para alcanzar bajas temperaturas en la preparación casera de helados, 2) el uso del cloruro de sodio o el cloruro de calcio para licuar el hielo que se forma en el pavimento durante las heladas y 3) el uso de mezclas de etilenglicol y agua como anticon-

Figura 14.8

Curvas de presión de vapor de agua pura y de soluciones acuosas, mostrando a) la depresión del punto de congelación, y b) la elevación del punto de ebullición (concentración: 1 mol de soluto/1 kg de agua).

molalidad (m)

Para fundir el hielo en calles y carreteras nevadas, se usa cloruro de sodio o cloruro de calcio.

gelante, en radiadores de automóvil. El etilenglicol también eleva el punto de ebullición del líquido en el radiador y con ello permite que el motor funcione a mayor temperatura.

La depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición son directamente proporcionales a la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente. Cuando manejamos las propiedades coligativas de las soluciones surge otra expresión para la concentración: la *molalidad*. La **molalidad (m)** de una solución es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente:

$$m = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Observa que se usa *m* minúscula para indicar las concentraciones en molalidad y que se usa *M* mayúscula para la molaridad. La diferencia entre molalidad y molaridad es que la molalidad indica las moles de soluto *por kilogramo de solvente*, mientras que la molaridad indica las moles de soluto *por litro de solución*. Para las sustancias no ionizadas, las propiedades coligativas de una solución son directamente proporcionales a su molalidad.

La molalidad no depende del volumen. Es una relación de masa a masa, entre soluto y solvente, y permite llevar a cabo experimentos como la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición a diversas temperaturas.

Las ecuaciones siguientes se emplean en cálculos donde intervienen las propiedades coligativas y la molalidad:

$$\Delta t_f = mK_f \quad \Delta t_b = mK_b \quad m = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

en donde

m = molalidad; mol de soluto/kg de solvente.

Δt_f = depresión del punto de congelación, °C

Δt_b = elevación del punto de ebullición, °C.

K_f = constante de depresión del punto de congelación; °C kg de solvente/mol de soluto

K_b = constante de elevación del punto de ebullición; °C kg de solvente/mol de soluto

Ejemplo 14.14**Solución**

¿Cuál es la molalidad (*m*) de una solución preparada disolviendo 2.70 g de CH₃OH en 25.0 g de H₂O?

Como $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$, la conversión es

$$\frac{2.70 \text{ g CH}_3\text{OH}}{25.0 \text{ g H}_2\text{O}} \longrightarrow \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32.04 \text{ g CH}_3\text{OH}} \longrightarrow \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

La masa molar del CH₃OH es (12.01 + 4.032 + 16.00) o sea 32.04 g/mol:

$$\frac{2.70 \text{ g CH}_3\text{OH}}{25.0 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32.04 \text{ g CH}_3\text{OH}} \times \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = \frac{3.37 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

La molalidad es 3.37 *m*.

Práctica 14.10

¿Cuál es la molalidad de una solución preparada disolviendo 150.0 g de $C_6H_{12}O_6$ en 600.0 g de H_2O ?

Ejemplo 14.15

Solución

Se prepara una solución disolviendo 100. g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 200. g de agua. ¿Cuál es el punto de congelación de esa solución?

Para calcular el punto de congelación de la solución necesitamos calcular primero Δt_f , el cambio en el punto de congelación. Usaremos la ecuación

$$\Delta t_f = mK_f = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kg de solvente}} \times K_f$$

$$K_f \text{ (del agua): } \frac{1.86 \text{ }^\circ\text{C kg de solvente}}{\text{mol de soluto}} \quad (\text{de la tabla 14.5})$$

$$\text{mol de soluto: } 100. \text{ g } C_2H_6O_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O_2}{62.07 \text{ g } C_2H_6O_2} = 1.61 \text{ mol de } C_2H_6O_2$$

$$\text{kg de solvente: } 200. \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.200 \text{ kg de } H_2O$$

$$\Delta t_f = \frac{1.61 \text{ mol } C_2H_6O_2}{0.200 \text{ kg } H_2O} \times \frac{1.86 \text{ }^\circ\text{C kg } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_6O_2} = 15.0 \text{ }^\circ\text{C}$$

La depresión en el punto de congelación, $15.0 \text{ }^\circ\text{C}$, se debe restar de $0 \text{ }^\circ\text{C}$, que es el punto de congelación del solvente puro (el agua):

$$\begin{aligned} \text{punto de congelación de la solución} &= \text{punto de congelación del solvente} - \Delta t_f \\ &= 0.0 \text{ }^\circ\text{C} - 15.0 \text{ }^\circ\text{C} = -15.0 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Por consiguiente, el punto de congelación de la solución es de $-15.0 \text{ }^\circ\text{C}$. También se pueden hacer los cálculos con la ecuación

$$\Delta t_f = K_f \times \frac{\text{g de soluto}}{\text{masa molar del soluto}} \times \frac{1}{\text{kg de solvente}}$$

Ejemplo 14.16

Solución

Se prepara una solución disolviendo 4.71 g de un compuesto de masa molar desconocida en 100.0 g de agua y tiene el punto de congelación de $-1.46 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es la masa molar del compuesto?

Primero, sustituimos los datos en $\Delta t_f = mK_f$ y despejamos a m :

$$\Delta t_f = +1.46 \text{ (porque el solvente, que es agua, se congela a } 0 \text{ }^\circ\text{C)}$$

$$K_f = \frac{1.86 \text{ }^\circ\text{C kg } H_2O}{\text{mol soluto}}$$

Ejemplo 14.16

Solución

$$1.46\text{ }^{\circ}\text{C} = mK_f = m \times \frac{1.86\text{ }^{\circ}\text{C kg H}_2\text{O}}{\text{mol soluto}}$$

$$m = \frac{1.46\text{ }^{\circ}\text{C} \times \text{mol soluto}}{1.86\text{ }^{\circ}\text{C} \times \text{kg H}_2\text{O}} = \frac{0.785\text{ mol soluto}}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

Ahora, pasamos los datos, 4.71 g soluto/100.0 g H₂O, a g/mol:

$$\frac{4.71\text{ g soluto}}{100.0\text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1000\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ kg H}_2\text{O}} \times \frac{1\text{ kg H}_2\text{O}}{0.785\text{ mol soluto}} = 60.0\text{ g/mol.}$$

La masa molar de la sustancia es 60.0 g/mol.

Práctica 14.11

¿Cuál es el punto de congelación de la solución en la práctica 14.10? ¿Cuál es su punto de ebullición?

14.8 Ósmosis y presión osmótica

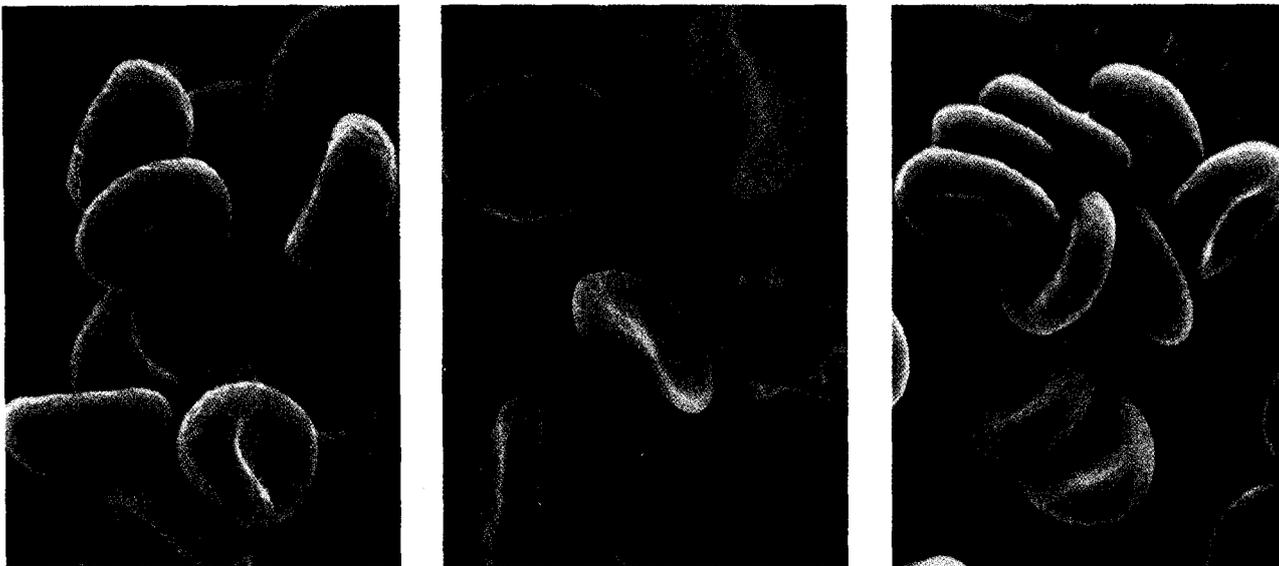
membrana semipermeableósmosis

Cuando se introducen glóbulos rojos de la sangre en agua destilada, se hinchan paulatinamente y, después de cierto tiempo, pueden reventar. Si se colocan en una solución de urea al 5%, o de sal al 5%, se encogen gradualmente y llegan a tener aspecto muy arrugado. Las células se comportan así porque están encerradas en membranas semipermeables. Una **membrana semipermeable** permite el paso de moléculas de agua (el solvente) por ella, en cualquier dirección, pero evita el paso de moléculas o iones más grandes, como las del soluto. Cuando dos soluciones de distintas concentraciones, o agua y una solución acuosa, se separan mediante una membrana semipermeable, el agua pasa por la membrana desde la solución de menor concentración hacia la de mayor concentración. La difusión del agua, sea de una solución diluida o de agua pura, a través de una membrana semipermeable hacia una solución de mayor concentración se llama **ósmosis**.

Una solución de cloruro de sodio al 0.90%, o 0.15 M, se llama *suero fisiológico*, por ser isotónica con el plasma sanguíneo; esto es, tiene la misma presión osmótica que la del plasma sanguíneo. Como cada mol de NaCl produce, más o menos, 2 moles de iones cuando está en solución, la concentración de partículas de soluto en el suero fisiológico es de casi 0.30 M. La solución de glucosa al 5% (0.28 M) también es, aproximadamente, isotónica con el plasma sanguíneo. Los glóbulos de la sangre ni se hinchan ni se encogen en una solución isotónica. Los glóbulos que se describieron en el párrafo anterior se hinchan en agua, por ser el agua *hipotónica* respecto al plasma sanguíneo. Las células se encogen en la solución de urea al 5% porque esa solución es *hipertónica* respecto al plasma sanguíneo. Para evitar posibles daños a los glóbulos sanguíneos a causa de la ósmosis, los fluidos de aplicación intravenosa se preparan con una concentración isotónica aproximada.

Todas las soluciones muestran *presión osmótica*, que es otra propiedad coligativa. La presión osmótica sólo depende de la concentración de las partículas de soluto y es independiente de su naturaleza. La presión osmótica de una solución se puede medir determinando la contrapresión necesaria para evitar la ósmosis; esta presión puede ser muy grande. La presión osmótica de una solución que contenga 1 mol de partículas de soluto en 1 kg de agua es, aproximadamente, de 22.4 atm, más o menos la misma que la que ejerce 1 mol de un gas confinada a un volumen de 1 L, a 0 °C.

La ósmosis desempeña un papel importante en muchos procesos biológicos y en los organismos vivos hay muchas membranas semipermeables. Como ejemplo tenemos a las raíces de las plantas, cubiertas de estructuras diminutas llamadas raicillas; el agua del terreno entra en la planta por ósmosis, pasando a través de las membranas semipermeables que cubren a las raicillas. También se pueden preparar membranas semipermeables artificiales o sintéticas.



En la figura 14.9, vemos un aparato sencillo para demostrar la ósmosis en el laboratorio. Como resultado de la presión osmótica, el agua pasa a través de la membrana de celofán hacia el embudo y el nivel de la solución sube. En la ósmosis, la transferencia neta de agua siempre se realiza de la solución menos concentrada a la más concentrada; esto es, el efecto tiende a igualar las concentraciones en ambos lados de la membrana. También hay que decir que el movimiento efectivo del agua en la ósmosis es de la zona de *mayor concentración de agua* (solución diluida de soluto, o de menor concentración de soluto) a la de *menor concentración de agua*.

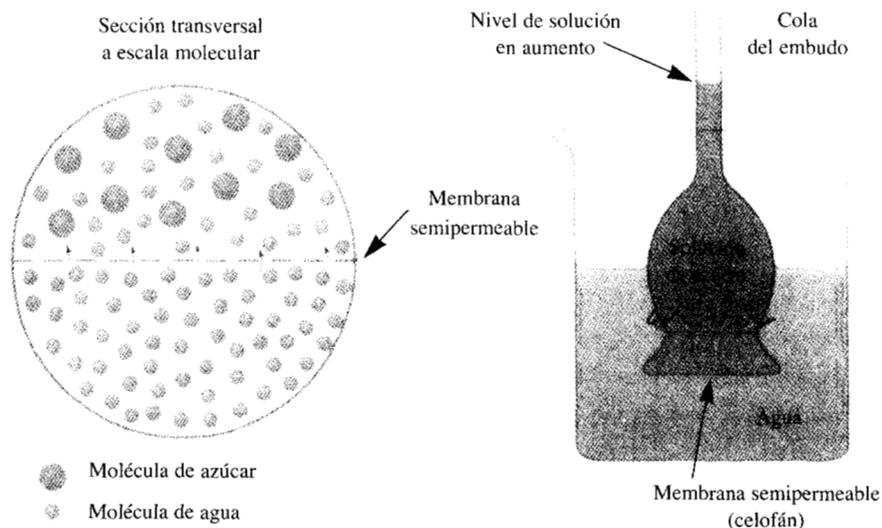
Podemos explicar la ósmosis si suponemos que una membrana semipermeable tiene conductos que permiten que las moléculas de agua, y otras moléculas pequeñas, pasen en cualquier dirección. Ambas caras de la membrana están siendo golpeadas constantemente por moléculas de agua en movimiento aleatorio. La cantidad de moléculas de agua que cruzan la membrana es proporcional a la cantidad de impactos entre moléculas de agua y la membrana, por unidad de tiempo. Como las moléculas o iones de soluto reducen la concentración del agua, hay más moléculas de agua y más impactos de ellas del lado que tiene menor concentración de soluto, o la solución más diluida. La mayor cantidad de impactos de moléculas de agua con membrana del lado diluido origina, por consiguiente, una trans-

Glóbulos rojos humanos. *Izquierda*: en una solución hipotónica (salina al 0.2%), los glóbulos se hinchan porque el agua pasa hacia la célula. *Centro*: en una solución hipertónica (salina al 1.6%), el agua sale de las células causando su crenado (encogimiento). *Derecha*: En una solución isotónica, la concentración es igual dentro y fuera de la célula (salina al 0.9%). Las células no cambian de forma ni de tamaño. El aumento es de 260 000 X.

ferencia neta de agua hacia la solución más concentrada. Nuevamente, debemos notar que el proceso general implica la transferencia neta, por difusión a través de la membrana, de moléculas de agua de una zona de mayor concentración de agua (solución diluida) a una de menor concentración de agua (solución más concentrada).

Figura 14.9

Demostración de la ósmosis en el laboratorio. Como resultado de la ósmosis, el agua pasa a través de la membrana y hace que el nivel de la solución suba en el tubo del embudo.



La explicación anterior fue una panorámica simplificada de la ósmosis. Nadie ha visto los conductos hipotéticos de las membranas que permiten pasar por ellas a las moléculas de agua y otras moléculas o iones pequeños. Se ha intentado dar explicaciones alternativas, pero en nuestra descripción sólo hemos estudiado las soluciones acuosas. Sin embargo, la presión osmótica es, una propiedad coligativa general, y se sabe que se produce en muchos sistemas no acuosos.

Repaso de conceptos

1. Describe los tipos de soluciones.
2. Cita las propiedades generales de las soluciones.
3. Describe e ilustra el proceso por el cual una sustancia iónica se disuelve en agua.
4. Indica los efectos que tienen la temperatura y la presión sobre la solubilidad de los sólidos y de los gases en los líquidos.
5. Identifica y explica los factores que afectan la rapidez con la que un sólido se disuelve en un líquido.
6. Usa una tabla o gráfica de solubilidades para determinar si una solución es saturada, no saturada o sobresaturada a determinada temperatura.
7. Calcula el porcentaje en masa o en volumen de una solución.
8. Calcula la cantidad de soluto en determinada cantidad de una solución, dada la concentración en porcentaje en masa o en volumen.
9. Calcula la molaridad de una solución a partir del volumen de ésta y de la masa, o las moles, del soluto.
10. Calcula la masa de una sustancia necesaria para preparar una solución de determinado volumen y molaridad.

11. Determina la molaridad resultante en un problema de dilución.
12. Aplica la estequiometría a reacciones químicas donde intervengan soluciones.
13. Aplica los conceptos de masa equivalente y de normalidad en cálculos.
14. Explica el efecto de un soluto sobre la presión de vapor de un solvente.
15. Explica el efecto de un soluto sobre el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución.
16. Calcula los puntos de ebullición y de congelación de una solución a partir de los datos de su concentración.
17. Calcula la molalidad y la masa molar de un soluto a partir de datos de ebullición o de congelación.

Palabras clave

Los términos que citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica.

concentración de una solución (14.2)	propiedades coligativas (14.7)
inmiscible (14.2)	solubilidad (14.2)
masa equivalente (14.6)	solución (14.1)
membrana semipermeable (14.8)	solución concentrada (14.6)
miscible (14.2)	solución diluida (14.6)
molalidad (m) (14.7)	solución saturada (14.6)
molaridad (M) (14.6)	solución sobresaturada (14.6)
normalidad (14.6)	soluto (14.1)
ósmosis (14.8)	solvente (14.1)
partes por millón (ppm) (14.6)	

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Traza un esquema donde se vea la orientación de las moléculas de agua (a) respecto a un ion sodio aislado y (b) cerca de un ion cloro aislado, en la solución.
2. Estima la cantidad de gramos de fluoruro de sodio que se disuelven en 100 g de agua a 50 °C (ve la tabla 14.2).
3. ¿Cuál es la solubilidad, a 25 °C, de cada una de las sustancias de la lista de abajo? (Ve la Fig. 14.4).
 - (a) cloruro de potasio (c) nitrato de potasio
 - (b) clorato de potasio
4. ¿Qué es distinto en la tendencia de solubilidad de los halogenuros de potasio en comparación de la de los halogenuros de litio y de los halogenuros de sodio? (Ve la tabla 14.2).
5. ¿Cuál es la solubilidad, en gramos de soluto por 100 g de H₂O, de (a) KClO₃ a 60 °C, (b) HCl a 20 °C, (c) Li₂SO₄ a 80 °C y (d) KNO₃ a 0 °C? (Ve la Fig. 14.4).
6. ¿Qué sustancia, KNO₃ o NH₄Cl, muestra el mayor aumento de solubilidad a mayor temperatura? (Ve la Fig. 14.4).
7. ¿Qué solución tiene la mayor depresión de punto de congelación: solución 2 molal en benceno o solución 1 molal en alcanfor? (Ve la tabla 14.5).
8. En la figura 14.5, ¿cuál sería el área superficial total del cubo de 1 cm, si se cortara en cubos de 0.01 cm por lado?
9. ¿A qué temperaturas, 10 °C, 20 °C, 30 °C, 40 °C o 50 °C, esperas que sea no saturada una solución preparada con 63 g de cloruro de amonio y 150 g de agua? (Ve la Fig. 14.4).

10. Explica por qué la rapidez de disolución disminuye, como muestra la figura 14.6.
11. ¿Serían adecuados los matraces aforados de la figura 14.7 para preparar soluciones normales? Explica tu respuesta.
12. Supón que el embudo invertido de la figura 14.9 contiene una solución de azúcar 1.0 *M* y que el agua del vaso se acaba de cambiar por una solución de urea 2.0 *M*. El nivel del tubo del embudo, ¿continuaría subiendo, permanecería constante o bajaría? Explica tu respuesta.
13. Menciona y describe la diferencia entre los dos componentes de una solución.
14. ¿Siempre se nota en una solución cuál componente es el soluto? ¿Por ejemplo, en una solución de un líquido en un líquido?
15. Explica por qué el soluto no se asienta en una solución.
16. ¿Es posible tener un sólido disuelto en otro? Explica tu respuesta.
17. Una solución acuosa de KCl es incolora, una de KMnO_4 es púrpura y una de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es naranja. ¿Cuál crees que sea el color de una solución acuosa de $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
18. Explica por qué el hexano se disuelve en benceno, pero no disuelve al cloruro de sodio.
19. Algunas bebidas, como el té, se toman calientes o frías, mientras que otras, como los refrescos de cola sólo se beben frías. ¿Por qué?
20. ¿Por qué se considera que el aire es una solución?
21. ¿En qué se disolverá más rápidamente una cucharada de azúcar, en 200 mL de té helado o en 200 mL de café caliente? Explica tu respuesta basándote en la teoría cinético molecular.
22. ¿Cuál es el efecto de la presión sobre la solubilidad de los gases en líquidos? ¿Sobre la de los sólidos en líquidos?
23. ¿Por qué las partículas más pequeñas se disuelven con más rapidez que las grandes?
24. En una solución saturada que contiene soluto sin disolver, el soluto se disuelve continuamente, pero la concentración de la solución no cambia. Explica por qué.
25. Explica por qué no hay reacción aparente cuando se mezclan cristales de AgNO_3 y de NaCl, pero se nota de inmediato que hay reacción cuando se mezclan soluciones de esas sustancias.
26. ¿Qué queremos decir cuando mencionamos que el HNO_3 concentrado es 16 molar?
27. 1 L de solución de NaCl 1 *M*, ¿contiene más iones cloruro que 0.5 L de MgCl_2 1 *M*? Explica tu respuesta.
28. La champaña se pone en un refrigerador antes de abrirla. Además, debe abrirse con mucho cuidado. ¿Qué pasaría si se agita una botella de champaña tibia y se abre rápida y bruscamente?
29. Explica cómo se puede preparar una solución sobresaturada de $\text{Na}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y demostrar que es sobresaturada.
30. Explica, en términos de la teoría cinético molecular, cómo funciona una membrana semipermeable cuando se coloca entre agua pura y una solución de azúcar al 10%.
31. ¿Cuál solución tiene la mayor presión osmótica: una con 100 g de urea, NH_2CONH_2 en 1 kg de H_2O , o una que contenga 150 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en 1 kg de H_2O ?
32. Explica por qué una hoja de lechuga en contacto con aderezo de ensalada con sal y vinagre se marchita y arruga pronto, mientras que otra en contacto con agua simple permanece fresca.
33. Un grupo de naufragos flotó varios días en una balsa salvavidas antes de que lo rescataran. Se vio que quienes habían tomado agua de mar eran los más deshidratados. Explica por qué.
34. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
 - (a) Una solución es una mezcla homogénea
 - (b) Es posible que la misma sustancia sea el solvente de una solución y el soluto de otra
 - (c) Un soluto puede eliminarse por filtración de una solución
 - (d) Las soluciones saturadas siempre son soluciones concentradas
 - (e) Si una solución de azúcar en agua se deja reposar durante largo tiempo sin perturbarla, el azúcar se asentará gradualmente en el fondo del recipiente
 - (f) No es posible preparar una solución acuosa de AgCl 1.0 *M*
 - (g) En general, los gases son más solubles en agua caliente que en agua fría
 - (h) Es imposible preparar una mezcla líquida de dos fases a partir de dos líquidos que sean miscibles entre sí en todas proporciones
 - (i) Una solución de NaCl al 10% en masa contiene 10 g de NaCl
 - (j) Los cambios pequeños de presión tienen poco efecto sobre la solubilidad de sólidos en líquidos, pero gran influencia sobre la solubilidad de gases en líquidos
 - (k) La rapidez con que se disuelve un soluto depende principalmente del tamaño de las partículas del soluto, de la temperatura del solvente y del grado de agitación que se tenga.
 - (l) Para obtener una solución 1 *M* se debe tener 1 mol de soluto disuelta en el solvente suficiente para formar 1 L de solución.
 - (m) Al disolver 1 mol de NaCl en 1 L de agua se obtendrá una solución 1 *M*
 - (n) Una mol de soluto en 1 L de solución produce la misma concentración que 0.1 mol de soluto en 100 mL de solución.
 - (o) Cuando se diluyen 100 mL de HCl 0.200 *M* agregando agua para obtener un volumen de 200 mL, la solución resultante es 0.100 *M* y contiene la mitad de la cantidad de moles de HCl que había en la solución original.
 - (p) Cincuenta mililitros de H_2SO_4 0.1 *M* neutralizan el mismo volumen de NaOH 0.1 *M* que 100 mL de HCl 0.1 *M*.
 - (q) Cincuenta mililitros de H_2SO_4 0.1 *N* neutralizan el mismo volumen de NaOH 0.1 *M* que 100 mL de HCl 0.1 *M*.
 - (r) La molaridad de una solución varía ligeramente con la temperatura.
 - (s) La masa equivalente del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es la mitad de su masa molar.
 - (t) Gramo por gramo, el alcohol metílico (CH_3OH) es más eficaz que el alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) para disminuir el punto de congelación del agua.
 - (u) Una solución acuosa que se congela abajo de 0 °C tendrá un punto de ebullición normal menor que 100 °C.
 - (v) Las propiedades coligativas de una solución dependen de la cantidad de partículas de soluto disueltas en ella.
 - (w) Una solución de 1.00 mol de un soluto no ionizable en 1000

- g de agua se congela a $-1.86\text{ }^{\circ}\text{C}$ y hierve a $99.5\text{ }^{\circ}\text{C}$ a presión atmosférica.
- (x) El agua se difunde de una solución de azúcar $0.1\text{ }M$ hacia una solución de azúcar $0.2\text{ }M$, cuando esas dos soluciones están separadas por una membrana semipermeable
- (y) Una solución isotónica de sal tiene la misma presión osmótica que el plasma sanguíneo.
- (z) Los glóbulos rojos ni se hinchan ni se arrugan cuando se colocan en una solución isotónica de sal.
35. ¿Qué desventajas tiene expresar la concentración de soluciones como diluida o concentrada?
36. Explica por qué el H_2SO_4 puede tener, a la vez, las concentraciones $18\text{ }M$ y $36\text{ }M$.
37. Describe cómo prepararías 750 mL de solución de $\text{NaCl}\ 5\text{ }M$.
38. Ordena las siguientes bases, en volúmenes descendentes, según la cantidad de cada una que reacciona con 1 L de $\text{HCl}\ 1\text{ }M$: (a) $\text{NaOH}\ 1\text{ }M$, (b) $\text{KOH}\ 2\text{ }M$ y (c) $\text{Ba}(\text{OH})_2\ 0.6\text{ }M$.
- *39. Explica, en términos de la presión de vapor, por qué el punto de ebullición de una solución de soluto no volátil es mayor que el del solvente puro.
40. Explica por qué el punto de congelación de una solución es menor que el del solvente puro.
41. ¿Qué es más frío, un vaso de agua con hielo picado o un vaso de gaseosa con hielo picado? Explica tu respuesta.
42. Cuando se mezclan el agua y el hielo, la temperatura de la mezcla es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Pero cuando se mezclan alcohol metílico con hielo, se alcanza con facilidad una temperatura de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Explica por qué las dos mezclas muestran tan distinto comportamiento en función de la temperatura.
43. ¿Qué es más efectivo para bajar el punto de congelación de 500 g de agua?
- (a) 100 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), o 100 g de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
- (b) 100 g de sacarosa o 20.0 g de alcohol etílico
- (c) 20.0 g de alcohol etílico o 20.0 g de alcohol metílico (CH_3OH)
44. La molaridad de una solución acuosa de $\text{NaCl}\ 5\text{ molar}$, ¿es mayor o menor que 5 molar ? Explica tu respuesta.
45. ¿Qué es el microencapsulado?
46. Explica cómo funciona una etiqueta de rasgar y oler.
47. ¿Cuáles son los fines del microencapsulado de desprendimiento paulatino?
48. Describe tres tipos de sistemas de microencapsulado y cita una aplicación práctica de cada uno.

Ejercicios relacionados

Los ejercicios siguientes están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

49. ¿Cuáles de las sustancias mencionadas abajo son razonablemente solubles, y cuáles son insolubles en agua? (Ve la Fig. 14.2 o el apéndice IV.)
- (a) KOH
- (b) NiCl_2
- (c) ZnS
- (d) $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- (e) Na_2CrO_4
50. ¿Cuáles de las sustancias mencionadas abajo son razonablemente solubles, y cuáles son insolubles en agua? (Ve Fig. 14.2 o el apéndice IV.)
- (a) PbI_2
- (b) MgCO_3
- (c) CaCl_2
- (d) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- (e) BaSO_4

Soluciones en porcentaje

51. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:
- (a) $25.0\text{ g NaBr} + 100.0\text{ g H}_2\text{O}$
- (b) $1.20\text{ g K}_2\text{SO}_4 + 10.0\text{ g H}_2\text{O}$
53. ¿Cuántos gramos de una solución de AgNO_3 al 12.5% en masa contienen 30.0 g de AgNO_3 ?
55. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:
- (a) $60.0\text{ g NaCl} + 200.0\text{ g H}_2\text{O}$
- (b) $0.25\text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + 3.0\text{ mol H}_2\text{O}$
57. ¿Cuánto soluto hay en 65 g de solución de KCl al 5.0% ?
59. Calcula el porcentaje de masa en volumen de una solución preparada disolviendo 22.0 g de CH_3OH (metanol) en $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) hasta completar 100 mL de solución.
52. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:
- (a) $40.0\text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2 + 500.0\text{ g H}_2\text{O}$
- (b) $17.5\text{ g NaNO}_3 + 250.0\text{ g H}_2\text{O}$
54. ¿Cuántos gramos de una solución de AgNO_3 al 12.5% en masa contienen 0.400 mol de AgNO_3 ?
56. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:
- (a) 145.0 g de NaOH en $1.5\text{ kg H}_2\text{O}$
- (b) Solución 1.0 m de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ en agua
58. ¿Cuánto soluto hay en 250 g de solución de K_2CrO_4 al 15.0% ?
60. Calcula el porcentaje de masa en volumen de una solución preparada disolviendo 4.20 g de NaCl en H_2O para completar 12.5 mL de solución.

61. ¿Cuál es el porcentaje, en volumen, de una solución preparada con 10.0 mL de CH_3OH (metanol) disueltos en agua hasta un volumen de 40.0 mL?
62. ¿Cuál es el porcentaje, en volumen, de una solución preparada con 2.0 mL de hexano, C_6H_{14} , disueltos en benceno, C_6H_6 , hasta un volumen de 9.0 mL?

Problemas de molaridad

63. Calcula la molaridad de las soluciones siguientes:
- 0.10 mol de soluto en 250 mL de solución
 - 2.5 mol de NaCl en 0.650 L de solución
 - 53.0 g de Na_2CrO_4 en 1.00 L de solución
 - 260 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ en 800. mL de solución
64. Calcula la molaridad de las soluciones siguientes:
- 0.025 mol de HCl en 10. mL de solución
 - 0.35 mol de $\text{BaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ en 593 mL de solución
 - 1.50 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ en 2.00 L de solución
 - 0.0282 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en 1.00 mL de solución
65. Calcula la cantidad de moles de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
- 40.0 L de LiCl 1.0 M
 - 25.0 mL de H_2SO_4 3.00 M
66. Calcula la cantidad de moles del soluto en cada una de las soluciones siguientes:
- 349 mL de NaOH 0.0010 M
 5000. mL de CoCl_2 3.1 M
67. Calcula los gramos de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
- 150 L de NaCl 1.0 M
 - 260 mL de H_2SO_4 18 M
68. Calcula los gramos de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
- 0.035 L de HCl 10.0 M
 - 8.00 mL de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.80 M
69. ¿Cuántos mililitros de solución de KCl 0.256 M contienen lo siguiente?
- 0.430 mol de KCl
 - 20.0 g de KCl
70. ¿Cuántos mililitros de solución de KCl 0.256 M contienen lo siguiente?
- 10.0 mol de KCl
 - *b) 71.0 g de ion cloruro, Cl^-

Problemas de dilución

71. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante de mezclar lo siguiente? Supón que los volúmenes son aditivos.
200. mL de HCl 12 M + 200. 0 mL de H_2O
 - 60.0 mL de ZnSO_4 0.60 M + 500. mL de H_2O
72. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante de mezclar lo siguiente? Supón que los volúmenes son aditivos.
100. mL de HCl 1.0 M + 150 mL de HCl 2.0 M
 - 25.0 mL de NaCl 12.5 M + 75.0 mL de NaCl 2.00 M
73. Calcula el volumen del reactivo concentrado necesario para preparar las soluciones diluidas indicadas:
- HCl 12 M para preparar 400. mL de HCl 6.0 M
 - HNO_3 16 M para preparar 100. mL de HNO_3 2.5 N
74. Calcula el volumen del reactivo concentrado que se requiere para preparar las soluciones diluidas indicadas:
- NH_3 15 M para preparar 50. mL de NH_3 6.0 M
 - H_2SO_4 18 M para preparar 250 mL de H_2SO_4 10.0 N
75. ¿Cuál será la molaridad de la solución preparada mezclando 250 mL de H_2SO_4 0.75 M con a) 150 mL de H_2O ? b) 250 mL de H_2SO_4 0.70 M?
76. ¿Cuál será la molaridad de la solución preparada mezclando 250 mL de H_2SO_4 0.75 M con (a) 400. mL de H_2SO_4 2.50 M? (b) 375 mL de H_2O ?

Problemas de estequiometría

77. $\text{BaCl}_2(ac) + \text{K}_2\text{CrO}_4(ac) \longrightarrow \text{BaCrO}_4(s) + 2 \text{KCl}(ac)$
Con la ecuación anterior, calcula
- los gramos de BaCrO_4 que se pueden obtener a partir de 100.0 mL de BaCl_2 0.300 M.
 - el volumen de solución de BaCl_2 1.0 M necesario para reaccionar con 50.0 mL de solución de K_2CrO_4 0.300 M.
78. $3 \text{MgCl}_2(ac) + 2 \text{Na}_3\text{PO}_4(ac) \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6 \text{NaCl}(ac)$
Con la ecuación anterior, calcula:
- los mililitros de Na_3PO_4 que reaccionan con 50.0 mL de MgCl_2 0.250 M.
 - los gramos de $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ que se formarán a partir de 50.0 mL de MgCl_2 0.250 M
79. Dada la ecuación balanceada
- $$6 \text{FeCl}_2(ac) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(ac) + 14 \text{HCl}(ac) \longrightarrow 6 \text{FeCl}_3(ac) + 2 \text{CrCl}_3(ac) + 2 \text{KCl}(ac) + 7 \text{H}_2\text{O}(l)$$
- ¿Cuántas moles de KCl se producirán a partir de 2.0 moles de FeCl_2 ?
 - ¿Cuántas moles de CrCl_3 se producirán a partir de 1.0 mol de FeCl_2 ?
 - ¿Cuántas moles de FeCl_2 reaccionarán con 0.050 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
 - ¿Cuántos mililitros de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.060 M reaccionarán con 0.025 mol de FeCl_2 ?
 - ¿Cuántos mililitros de HCl 6.0 M reaccionarán con 15.0 mL de FeCl_2 6.0 M?
80. $2 \text{KMnO}_4(ac) + 16 \text{HCl}(ac) \longrightarrow 2 \text{MnCl}_2(ac) + 5 \text{Cl}_2(g) + 8 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{KCl}(ac)$
Con la ecuación de arriba calcula lo siguiente:
- las moles de Cl_2 producidas a partir de 0.050 mol de KMnO_4
 - las moles de HCl necesarias para reaccionar con 1.0 L de KMnO_4 2.0 M
 - los mililitros de HCl 6.0 M requeridos para reaccionar con 200. mL de KMnO_4 0.50 M
 - los litros de Cl_2 gaseoso, en condiciones normales, producidos por la reacción de 75.0 mL de HCl 6.0 M

Problemas de masa equivalente y normalidad

81. Calcula la masa equivalente de ácido y base en cada una de las siguientes reacciones:
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{BaCl}_2$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
82. Calcula la masa equivalente de ácido y base en cada una de las siguientes reacciones:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{LiOH} \longrightarrow \text{Li}_2\text{HPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
83. ¿Cuál es la normalidad de las siguientes soluciones? Supón neutralización completa.
- HCl 4.0 M
 - HNO_3 0.243 M
 - H_2SO_4 3.0 M
84. ¿Cuál es la normalidad de las soluciones siguientes? Supón neutralización completa.
- H_3PO_4 1.85 M
 - $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0.250 M
 - NaOH 1.25 M
85. ¿Qué volumen de NaOH 0.2550 N se requiere para neutralizar
- 20.22 mL de HCl 0.1254 N?
 - 14.86 mL de H_2SO_4 0.1246 N?
86. ¿Qué volumen de NaOH 0.2550 N se requiere para neutralizar
- 21.30 mL de HCl 0.1430 M?
 - 18.00 mL de H_2SO_4 0.1430 M?

Problemas de molalidad y propiedades coligativas

87. Calcula la molalidad de estas soluciones:
- 14.0 g de CH_3OH en 100.0 g de H_2O
 - 2.50 mol de benceno, C_6H_6 , en 250 g de hexano (C_6H_{14})
88. Calcula la molalidad de estas soluciones:
- 1.0 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ en 1.0 g de H_2O
 - 0.250 mol de yodo en 1.0 kg de H_2O
89. (a) ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 100.0 g de etilenglicol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ en 150.0 g de agua?
- (b) ¿Cuál es el punto de ebullición de esa solución?
- (c) ¿Cuál es el punto de congelación de esa solución?
90. ¿Cuál es a) la molalidad, b) el punto de congelación y c) el punto de ebullición de una solución que contiene 2.68 g de naltaleno, C_{10}H_8 , en 38.4 g de benceno, C_6H_6 ?
- *91. El punto de congelación de una solución de 8.00 g de una sustancia desconocida, disueltos en 60.0 g de ácido acético, es de 13.2 °C. Calcula la masa molar del compuesto.
- *92. ¿Cuál es la masa molar de un compuesto, si 4.80 g de la sustancia, disueltos en 22.0 g de H_2O produce una solución que se congela a -2.50 °C?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni ordenados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

93. ¿Cuántos gramos de solución de NaOH al 10.0% en masa se necesitan para neutralizar 150 mL de una solución de HCl 1.0 M?
- *94. ¿Cuántos gramos de NaOH al 10.0% en masa se necesitan para neutralizar 250.0 g de una solución de HCl 1.0 m?
- *95. Un jarabe azucarado contiene 15.0 % en masa de azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ y su densidad es de 1.06 g/mL.
- ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 1.0 L de este jarabe?
 - ¿Cuál es la molaridad de esta solución?
 - ¿Cuál es la molalidad de esta solución?
- *96. Una solución de 3.84 g de $\text{C}_4\text{H}_2\text{N}$ (fórmula empírica) en 250.0 g de benceno deprime 0.614 °C el punto de congelación del benceno. ¿Cuál es la fórmula molecular de la sustancia?
- *97. El ácido clorhídrico, HCl , se vende en forma de solución acuosa concentrada (12.0 mol/L). Si la densidad de esa solución es de 1.18 g/mL, calcula su molalidad.
- *98. ¿Cuántos gramos de KNO_3 hay que emplear para preparar 450 mL de una solución que debe contener 5.5 mg/mL de ion potasio? Calcula la molaridad de la solución.
99. ¿Qué masa de solución al 5.50 % se puede preparar a partir de 25.0 g de KCl ?
100. La concentración de las soluciones salinas fisiológicas, de NaCl , para inyecciones intravenosas es del 0.90% de masa en volumen.
- ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 500.0 mL de esta solución?
 - ¿Cuánta agua hay que evaporar de la solución para producir una solución que tenga 9.0% de NaCl masa/volumen?
- *101. Se prepara una solución a partir de 50.0 g de KNO_3 y 175 g de H_2O . ¿Cuántos gramos de agua hay que evaporar para obtener una solución saturada de KNO_3 en agua a 20 °C? (Ve la Fig. 14.4).
102. ¿Qué volumen de alcohol para masajes al 70.0% puedes preparar si sólo tienes a la mano 150 mL de alcohol isopropílico puro?
103. A 20 °C, una solución acuosa de HNO_3 con 35.0% de HNO_3 en masa tiene 1.21 g/mL de densidad.
- ¿Cuántos gramos de HNO_3 hay en 1.00 L de esta solución?

- (b) ¿Qué volumen de esta solución contiene 500. g de HNO_3 ?
- *104. ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido nítrico, si tiene 35.0% en masa de HNO_3 y su densidad es de 1.21 g/mL?
105. ¿A qué volumen debe diluirse una solución de 80.0 g de H_2SO_4 en 500. mL de solución para obtener una solución 0.10 M?
106. ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar a 300.0 mL de HCl 1.40 M para obtener una solución de HCl 0.500 M? Supón que los volúmenes son aditivos.
107. Una muestra de 10.0 mL de HNO_3 16 M se diluye a 500.0 mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución obtenida?
108. Te dan una solución de KOH 5.00 M. ¿Cómo prepararías 250.0 mL de KOH 0.625 M?
109. (a) ¿Cuántas moles de hidrógeno se desprenderán al reaccionar 200.0 mL de HCl 3.00 M con un exceso de magnesio? La ecuación es
- $$\text{Mg}(s) + 2 \text{HCl}(ac) \longrightarrow \text{MgCl}_2(ac) + \text{H}_2(ac)$$
- (b) ¿Cuántos litros de hidrógeno gaseoso, H_2 , se obtienen, medidos a 27 °C y 720 torr? (Sugerencia: aplica la ecuación del gas ideal)
- *110. ¿Cuál es la molaridad de una solución de HCl , si al reaccionar 150.0 mL de ella con magnesio en exceso se desprenden 3.50 L de H_2 gaseoso medidos en condiciones normales?
111. ¿Cuál es la normalidad de una solución de H_2SO_4 , si se necesitan 36.26 mL para neutralizar 2.50 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
112. ¿Qué será más eficaz para neutralizar la acidez estomacal, producida por HCl : una tableta con 12.0 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ o una con 10.0 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$? Comprueba tu respuesta.
113. ¿Qué será más eficaz como anticongelante en un radiador automotriz? ¿Una solución con
- (a) 10 kg de alcohol metílico, CH_3OH , o con 10 kg de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
- (b) alcohol metílico 10 m o alcohol etílico 10 m?
114. El ácido de los acumuladores automotrices contiene 38% de H_2SO_4 y su densidad es 1.29 g/mL. Calcula la molaridad y la normalidad de esa solución.
- *115. Una solución de azúcar preparada para alimentar a colibrís contiene 1.00 lb de azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ y 4.00 lb de agua. ¿Se puede usar esa solución al aire libre, cuando la temperatura desciende por la noche a 20.0 °F sin que se congele?
- *116. ¿Cuál sería a) la molaridad, y b) el punto de ebullición de una solución acuosa de azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, que se congela a -5.4 °C?
117. El punto de congelación de una solución de 6.20 g de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ en agua es -0.372 °C. ¿Cuántos gramos de H_2O tiene la solución?
118. ¿Cuál es a) la masa y b) el volumen de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$, densidad = 1.11 g/mL) que se debe agregar a 12.0 L de agua para el radiador de un automóvil y protegerlo contra congelamientos a -20°C? c) ¿Hasta qué temperatura, en grados Fahrenheit, estará protegido el radiador?
119. Una solución saturada, ¿puede ser una solución diluida? Explica tu respuesta.
120. ¿Qué volumen de HCl 0.65 M se necesita para neutralizar totalmente 12 g de NaOH ?
- *121. Si se necesitan 150 mL de HNO_3 0.055 M para neutralizar 1.48 g de una muestra impura de carbonato de sodio e hidrógeno (bicarbonato de sodio), ¿qué porcentaje de la muestra es de carbonato de sodio e hidrógeno?
122. (a) ¿En cuánta agua se debe diluir ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4 18.0 M, para preparar 8.4 L de solución de ácido sulfúrico 1.5 M?
- (b) ¿Cuántas moles de H_2SO_4 hay en cada mililitro del ácido concentrado original?
- (c) ¿Cuántas moles habría en cada mililitro de la solución diluida?
123. Una solución acuosa se congela a -3.6 °C. ¿Cuál es su temperatura de ebullición?
- *124. ¿Cómo prepararías una solución de HNO_3 6.00 M si sólo dispones de soluciones 3.00 M y 12.0 M para mezclar?
- *125. 20.0 mL de una solución de HBr de concentración desconocida se diluyeron exactamente a 240 mL. Ahora bien, si 100.0 mL de esa solución diluida necesitaron 88.4 mL de NaOH 0.37 M para neutralizarse por completo, ¿cuál fue la concentración original de la solución de HBr ?
126. Cuando se mezclan 80.5 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0.642 M con 44.5 mL de KOH 0.743 M, se forma un precipitado de $\text{Ba}(\text{OH})_2$. ¿Cuántos gramos de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ se podrían obtener?
127. Hay que preparar exactamente 300 gramos de solución de sacarosa al 5.0%. ¿Cuántos gramos de una solución al 2.0% de sacarosa contienen la misma cantidad de gramos de azúcar?
128. El carbonato de litio, Li_2CO_3 se usa como medicamento en el tratamiento de depresión maniaca. Se preparó una solución 0.25 M.
- (a) ¿Cuántas moles de Li_2CO_3 hay en 45.8 mL de la solución?
- (b) ¿Cuántos gramos de Li_2CO_3 hay en 750 mL de la misma solución?
- (c) ¿Cuántos mililitros de solución se necesitan para suministrar 6.0 g del soluto?
- (d) Si la densidad de la solución es 1.22 g/mL, ¿cuál es su porcentaje en masa?
129. Si un estudiante, por accidente, mezclara 400.0 mL de HCl 0.35 M con 1100 mL de HCl 0.65 M, ¿cuál sería la molaridad de la solución de ácido clorhídrico?
130. Supón que partiste de 100. mL de agua destilada. A continuación agregaste una gota (hay 20 gotas en un mL) de ácido acético concentrado, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 17.8 M. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

Respuestas a los ejercicios de práctica

- 14.1 no saturada
14.2 solución de Na_2SO_4 al 10.0 %
14.3 2.02 *M*
14.4 0.27 g NaCl
14.5 0.84 L (840 mL)
14.6 75 mL NaOH
- 14.7 $5.00 \times 10^{-2} M$
14.8 43 g
14.9 NaOH $1.19 \times 10^{-2} N$, NaOH $1.19 \times 10^{-2} M$
14.10 1.387 *m*
14.11 punto de congelación = -2.58 °C, punto de ebullición = 100.71 °C.