



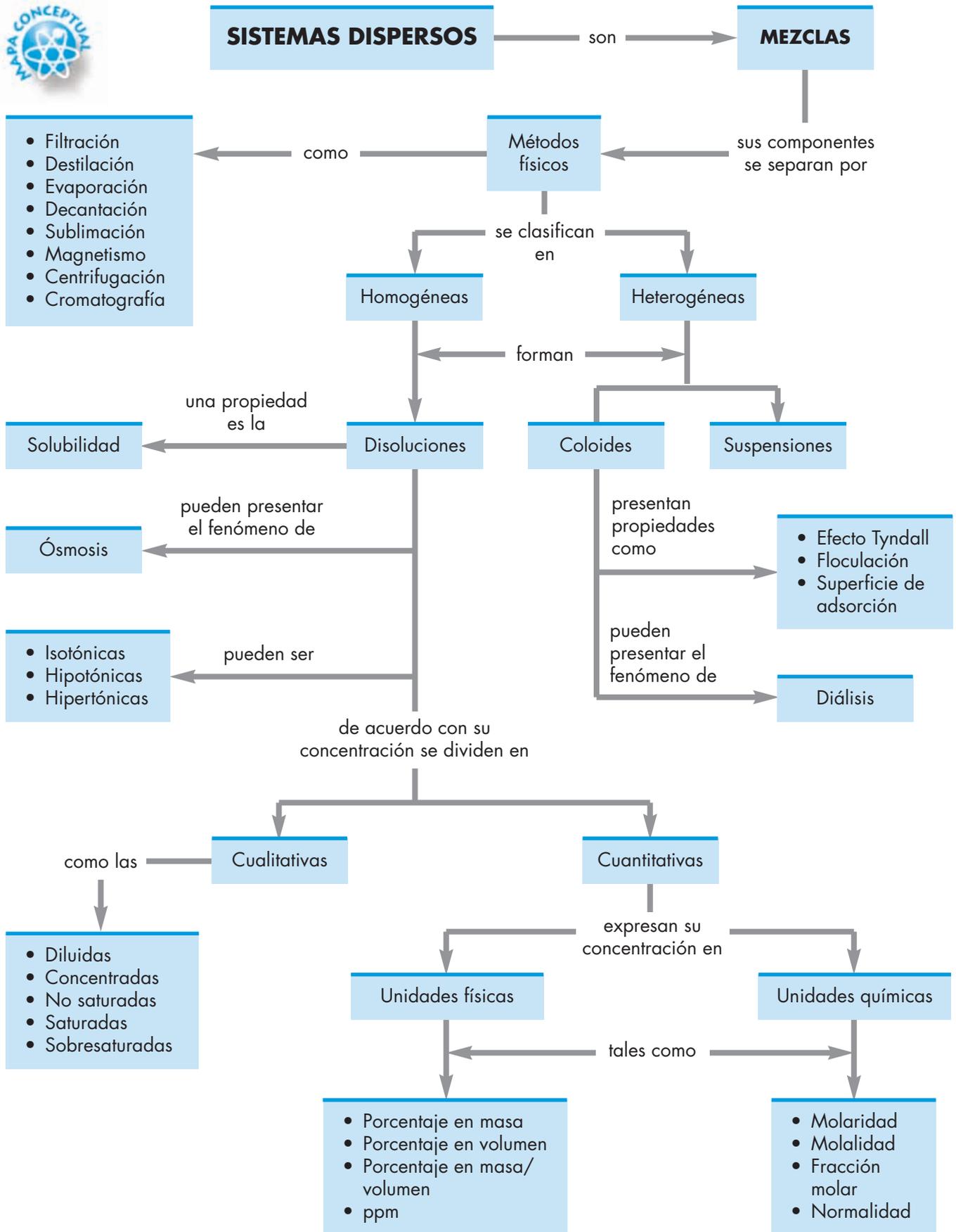
Sistemas dispersos

UNIDAD

2

Objetivos de la unidad

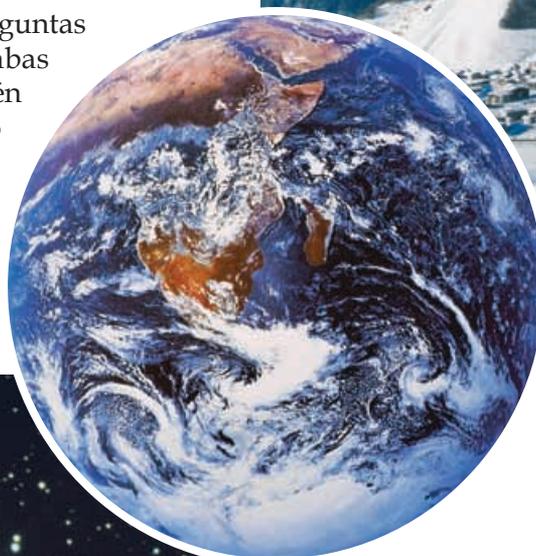
1. Valorar la importancia de las mezclas en los procesos naturales, en particular en los seres vivos.
2. Identificar las distintas formas de presentación de los sistemas dispersos, nombrando cada una de sus propiedades.
3. Determinar la relación cuantitativa entre los componentes de las disoluciones aplicándola en la solución de problemas.



Introducción

El universo, nuestro planeta, las montañas, el mar, el aire, las plantas e incluso nosotros mismos somos materia. Pero, ¿qué es la materia? En tu curso de *Química I* aprendiste que materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. También aprendiste que la mejor forma de describir y reconocer la materia es a través de su composición y sus propiedades. Gracias a este conocimiento, hoy podemos afirmar que la materia se presenta de dos formas distintas: en sustancias puras y en mezclas. Ahora bien, ¿cuál es la diferencia entre estas formas de la materia y cuál de las dos es la más común?

En esta sección analizaremos estas preguntas y precisaremos las características de ambas formas de la materia. Por otro lado, también estudiaremos las mezclas conocidas como sistemas dispersos, expondremos el tema de las disoluciones y la forma de expresar su concentración. Todos estos temas son de gran interés para las áreas biológicas e industriales.



En el siglo VI a.C. surgió en Grecia un importante movimiento filosófico que planteó muchas interrogantes sobre la naturaleza de la materia. De ahí nació la teoría de los cuatro elementos, la cual establece que la tierra, el agua, el aire y el fuego son los responsables de las cualidades fundamentales de la materia.

Mezclas homogéneas y heterogéneas

Elementos, compuestos y mezclas

Las sustancias puras presentan composición uniforme y constante. Se clasifican en elementos y compuestos que están íntimamente relacionados. Así, por ejemplo, cuando en el laboratorio o en la atmósfera se unen elementos como el hidrógeno y el oxígeno, por la acción de una chispa eléctrica, se obtiene

agua (H_2O), que es un compuesto químico. En el siguiente esquema se presentan algunas características que hacen la diferencia entre los elementos y los compuestos:

Esquema 2.1 Características que hacen la diferencia entre los elementos y los compuestos

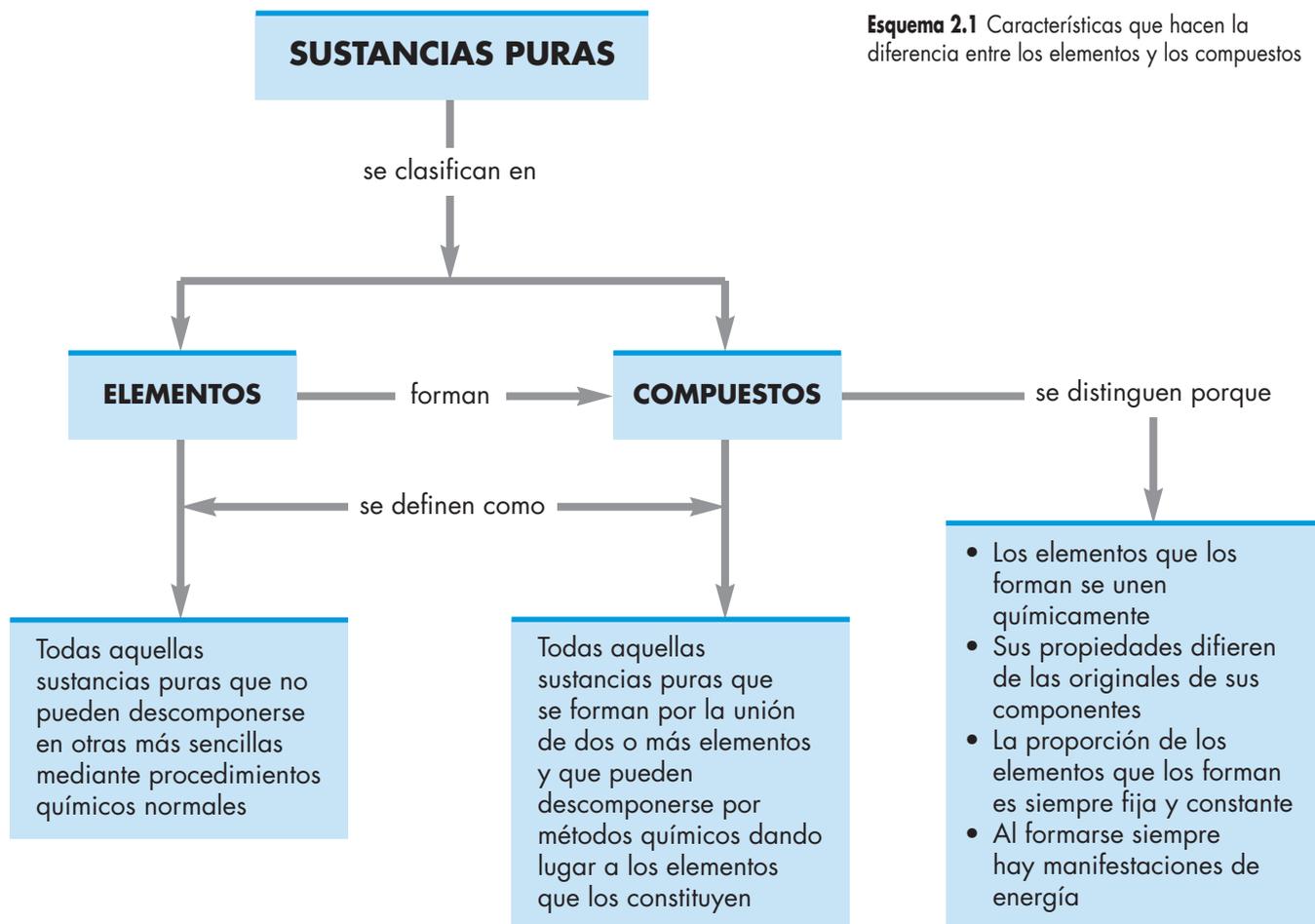


Figura 2.1 Los componentes de la mezcla de sal común y agua no pueden verse con facilidad. La sal se puede ver cuando se hierve la mezcla.

Pocas veces las sustancias puras se encuentran en la naturaleza como tales. Lo más común es que estén mezcladas o sean parte de otro compuesto. Ahora bien, ¿qué es una mezcla y cómo se forma?

Es probable que en tu casa, o en el laboratorio de la escuela, hayas realizado la siguiente actividad: agregar sal común (cloruro de sodio, NaCl) a un recipiente con agua y después revolverla. ¿Qué has observado?, ¿cuál es el aspecto del agua después de revolverla? En efecto, el aspecto del agua sigue siendo incoloro, como si fuera pura. Si no es posible ver la sal, ¿cómo entonces compruebas que en ese recipiente está presente? Si se calienta el agua hasta que se evapora, lo que queda es un residuo que corresponde a la sal que en un principio se agregó. ¿Por qué se puede recuperar la sal?

Ahora imagina que vas a preparar una deliciosa ensalada de frutas. Para ello tienes una manzana, una papaya, una sandía y un melón. Para poder hacerla tienes que pelar y partir la fruta en pedazos pequeños. Después los colocas en un recipiente y los mezclas. Así tienes lista una rica y saludable ensalada. ¿Crees que al revolver las frutas éstas han cambiado algunas de sus propiedades como su olor o sabor?, ¿puedes volver a separar las frutas?



La respuesta a estas preguntas es simple: te habrás dado cuenta de que la sal, una vez recuperada, sigue siendo sal, la manzana sigue siendo manzana y la papaya sigue siendo papaya. En fin, todo permanece igual. Por esta razón, tanto en el caso de la sal y el agua como en el de las frutas al unirse, los elementos no reaccionan químicamente, su unión es aparente. Ésta es una de las características más importantes de las mezclas: sus componentes se pueden separar y lo podemos hacer mediante procesos físicos.



Otras características de las mezclas son:

- Los componentes que las forman pueden estar en cualquier proporción. Su composición es variable.
- Pueden ser homogéneas y heterogéneas. Cuando los componentes de una mezcla no se pueden apreciar a simple vista, la mezcla recibe el nombre de *homogénea*. Por el contrario, si los componentes de una mezcla no están distribuidos de manera uniforme y se les puede identificar con facilidad, entonces recibe el nombre de *heterogénea*.

En el siguiente cuadro se presentan algunos ejemplos de elementos, compuestos y mezclas:



Una mezcla es la unión aparente de dos o más sustancias diferentes que al unirse conservan sus propiedades individuales. Por lo tanto, se pueden separar por métodos físicos.

Cuadro 2.1 Ejemplos de elementos, compuestos y mezclas			
Sustancias puras		Mezclas	
Elementos	Compuestos	Homogéneas	Heterogéneas
Azufre (S)	Nitrato de potasio (KNO ₃)	Azúcar en agua	Agua y gasolina
Cloro (Cl)	Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	Latón (aleación de cobre y zinc)	Agua y aceite
Plomo (Pb)	Carbonato de sodio (Na ₂ CO ₃)	Acero (hierro y carbono)	Granito
Sodio (Na)	Sulfato de aluminio (Al ₂ (SO ₄) ₃)	Sulfato de cobre (II) en agua	Limadura de Fe y azufre en flor
Cromo (Cr)	Ácido clorhídrico (HCl)	Aire	Agua y arena
Magnesio (Mg)	Óxido de silicio (SiO ₂)	Azufre en flor en disulfuro de carbono CS ₂	Carbón vegetal y yodo

Métodos de separación de mezclas

Estamos inmersos en un mundo de mezclas. Sin embargo, en muchas de las actividades del ser humano se necesitan algunos componentes de esas mezclas; es decir, se requiere de las sustancias puras. Estas sustancias puras son muy importantes para las industrias farmacéutica, industrial y de procesamiento de alimentos. Pero, ¿cómo podemos ir de las mezclas a las sustancias puras?



Observa a tu alrededor e identifica algunos elementos, compuestos y mezclas. Elabora una lista y comenta con tus compañeros de clase lo que observaste.

Para dar respuesta a esta pregunta es necesario que recuerdes que todas las sustancias poseen propiedades físicas y químicas que las caracterizan. Estas propiedades, sobre todo las físicas, además

de describir las sustancias también determinan el procedimiento que deberá emplearse en la separación de los componentes.

Es importante que consideres que en química el término “separar” significa dividir una mezcla en al menos dos de sus componentes.

Otro aspecto a considerar es que las sustancias que forman las mezclas se pueden separar por métodos físicos como la evaporación. Este método es el que se utiliza en el ejemplo de la sal disuelta en agua. ¿Te has preguntado por qué se emplean métodos físicos? Recuerda que los componentes de una mezcla conservan sus propiedades individuales; así, al aplicar procesos físicos para separarlos, éstos no cambian la naturaleza química de las sustancias. El siguiente cuadro muestra los métodos de separación más comunes y la propiedad física en la que se fundamenta el método.

Cuadro 2.2 Métodos de separación más comunes

Método de separación	Propiedad
Filtración	Baja solubilidad y tamaño de partícula.
Decantación	Baja solubilidad y diferente densidad.
Evaporación	Diferencia de puntos de evaporación.
Destilación	Diferencia de puntos de ebullición.
Centrifugación	Diferente densidad.
Imantación	Propiedades magnéticas de las sustancias.
Sublimación	Puntos de sublimación.
Tamizado	Tamaño de las partículas.
Cromatografía	Diferencia de difusión por el fenómeno de adsorción.
Extracción con disolventes	Diferencia de solubilidad en dos disolventes inmiscibles.
Cristalización	Diferencia de solubilidad de un sólido en disolventes a distintas temperaturas.

Para seleccionar el método físico más adecuado para separar una mezcla se necesita tomar en cuenta el estado de agregación de los componentes que la conforman (sólido, líquido o gaseoso). A continuación presentamos los métodos de separación más comunes:

Filtración. Recurso útil para separar un sólido suspendido en un líquido. El proceso de separación consiste en hacer pasar la mezcla a través de un filtro; una vez que éste pasa, el sólido en suspensión queda retenido en el filtro.

- Ejemplo: carbón vegetal en agua

Decantación. Este método da buenos resultados cuando hay que separar un sólido insoluble de un líquido. El proceso consiste en dejar reposar la mezcla para que el sólido sedimente. Luego se vierte con cuidado el líquido sobrenadante.

- Ejemplo: arena y agua

En el caso de *líquidos inmiscibles* de diferente densidad se usan embudos de separación (peras de decantación).

- Ejemplo: aceite y agua

Evaporación. Método útil para separar un sólido disuelto en un líquido. El proceso de separación consiste en calentar la mezcla hasta que el líquido pasa al estado de vapor.

- Ejemplo: agua de mar

Destilación simple. Este método se aplica sobre todo a mezclas de dos líquidos miscibles entre sí. El proceso consiste en calentar la mezcla, y una vez que el líquido de menor punto de ebullición pasa a vapor, éste se condensa por enfriamiento.

- Ejemplo: alcohol en agua

Existen otras técnicas de destilación, como la destilación fraccionada, que se emplean para la separación de los componentes del petróleo.

Centrifugación. Este método sirve para separar sólidos de líquidos que tienen diferente densidad. El proceso consiste en aplicar un movimiento de rotación conocido como *fuerza centrífuga*, la cual es muy semejante a la gravedad, pero más intensa.

- Ejemplo: paquete celular en la sangre

Imantación. Este recurso resulta útil para separar mezclas cuyos componentes son todos sólidos y uno de ellos tiene propiedades magnéticas, como el del metal. El componente metálico se separa de la mezcla cuando es atraído por un imán.

- Ejemplo: hierro-azufre

Sublimación. Se emplea en mezclas cuyos componentes son todos sólidos y uno de ellos presenta el fenómeno de la sublimación. El proceso consiste en calentar el sólido sublimable para que pase a gas y por enfriamiento se vuelva a convertir en sólido.





Si se deja el ácido sulfhídrico (H_2S) en el petróleo crudo, éste puede formar parte de los combustibles utilizados en los vehículos de motor, y al quemarse se puede producir SO_2 , que como sabes es un peligroso contaminante primario de la atmósfera.

- Ejemplo: yodo en arena

Tamizado. Para llevar a cabo este método, la mezcla, cuyos componentes son todos sólidos, se hace pasar por una malla. El diámetro de los orificios está en función del componente que se desea separar.

- Ejemplos: limpieza de semillas, separación de arena y grava

Cromatografía. Se aplica a mezclas donde hay un sólido disuelto en un líquido o líquidos miscibles entre sí. La mezcla se coloca en un material poroso o fase estacionaria y se arrastra por la acción de un disolvente o fase móvil. La afinidad de los componentes de la muestra por la fase estacionaria hace que queden bandas que pueden ser de colores. Hay varias técnicas de cromatografía: en papel, de placa, de columna, entre otras.

- Ejemplo: extractos de pigmentos vegetales

Extracción con disolventes. Esta práctica separa sólidos de líquidos o líquidos de líquidos. El método consiste en separar la mezcla en un embudo de separación. Poco después se agregan disolventes distintos, se agita y se dan unos minutos para que uno de los componentes de la mezcla sea afín a uno de los disolventes. Posteriormente se aplican otros métodos para separar el componente disuelto.

- Ejemplo: la extracción del ácido sulfhídrico (H_2S) del petróleo crudo mediante disolventes orgánicos.

Cristalización. Este método se aplica a mezclas donde hay un sólido disuelto en un líquido. Para llevar a cabo la cristalización se calienta la mezcla y se enfría bruscamente. La diferencia de solubilidad del sólido por el cambio de temperatura hace que se formen minúsculos cristales que van creciendo conforme se enfría la mezcla.

- Ejemplo: la purificación de reactivos químicos, la obtención de azúcar de mesa.



Imagina que estás en el laboratorio y te proporcionan dos muestras de mezclas, las cuales hay que separar en sus correspondientes componentes:

Muestra 1: mezcla de limadura de hierro y azufre en flor.

Muestra 2: mezcla de hierro pulverizado muy finamente y azufre en flor.

¿Qué métodos físicos propones para separar el hierro y el azufre en ambas muestras? Tal vez te sea útil saber que el disulfuro de carbono (CS_2) es un buen disolvente del azufre.

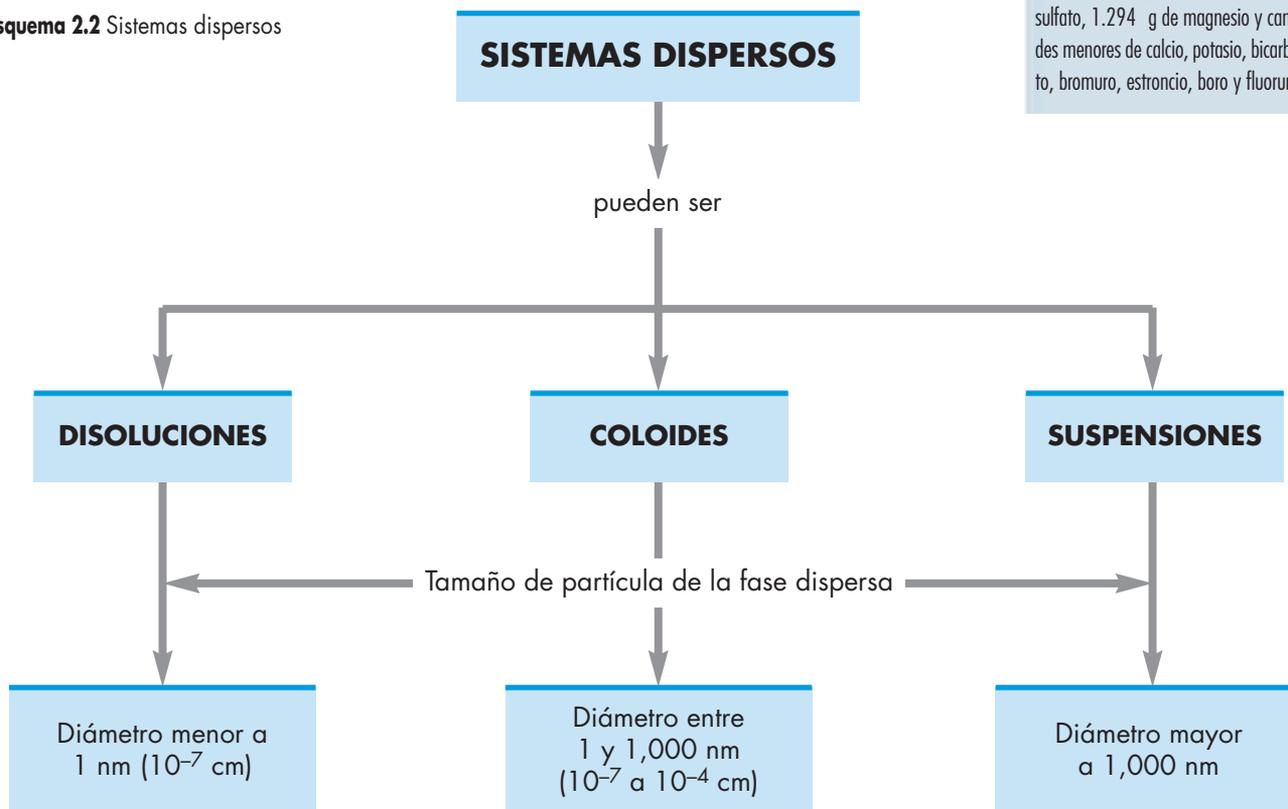
Disoluciones, coloides y suspensiones

Ahora ya sabes que una de las principales características de las mezclas es que tienen una composición variable, es decir, que las sustancias que las forman están en diferentes proporciones. Dado que muchas de las mezclas están formadas por dos componentes, por lo general uno de ellos se encuentra en menor cantidad con respecto al otro. Por ejemplo, una cucharadita de azúcar en un litro de agua. De esta manera, las moléculas de azúcar se dispersan o distribuyen en las del agua, dando lugar a un sistema disperso. Existen también dispersiones con más de dos componentes, como el agua de mar.

En una dispersión como el agua de mar, ¿cuál componente crees que es la fase dispersa y cuál la fase dispersante?

En los sistemas dispersos el tamaño de las partículas de la fase dispersa determina su comportamiento en el sistema y su clasificación en disoluciones, coloides y suspensiones.

Esquema 2.2 Sistemas dispersos



La composición principal de un kilogramo de agua de mar es de aproximadamente 965 g de agua junto a 19.353 g de cloruro, 10.760 g de sodio, 2.712 g de sulfato, 1.294 g de magnesio y cantidades menores de calcio, potasio, bicarbonato, bromuro, estroncio, boro y fluoruro.

Disoluciones

Las disoluciones, también llamadas soluciones verdaderas, son dispersiones de gran importancia para los seres vivos. Su relevancia es clara, dado que los fenómenos más notables de la naturaleza están íntimamente relacionados con ellas. Por medio de las disoluciones las plantas distribuyen sus nutrientes desde las raíces hasta las hojas y los organismos vivos asimilan el alimento. Los fluidos corporales de todas las formas de vida son ejemplos de disoluciones. El mar es una disolución acuosa de distintos compuestos que provienen de la corteza terrestre. Los medicamentos suelen ser disoluciones acuosas o alcohólicas de compuestos fisiológicamente activos. En la industria química, la producción de diversas sustancias se basa en reacciones que se producen en un medio acuoso, en alcohol, éter, benceno y otros disolventes.

En las disoluciones la fase dispersa se llama soluto y pueden ser moléculas o iones. La fase dispersora se llama disolvente. En conjunto, el soluto y el disolvente reciben el nombre de componentes de la disolución.



Un sistema disperso lo constituye la fase dispersa (sustancia o sustancias en menor proporción) y la fase dispersante o dispersora (sustancia en mayor cantidad).



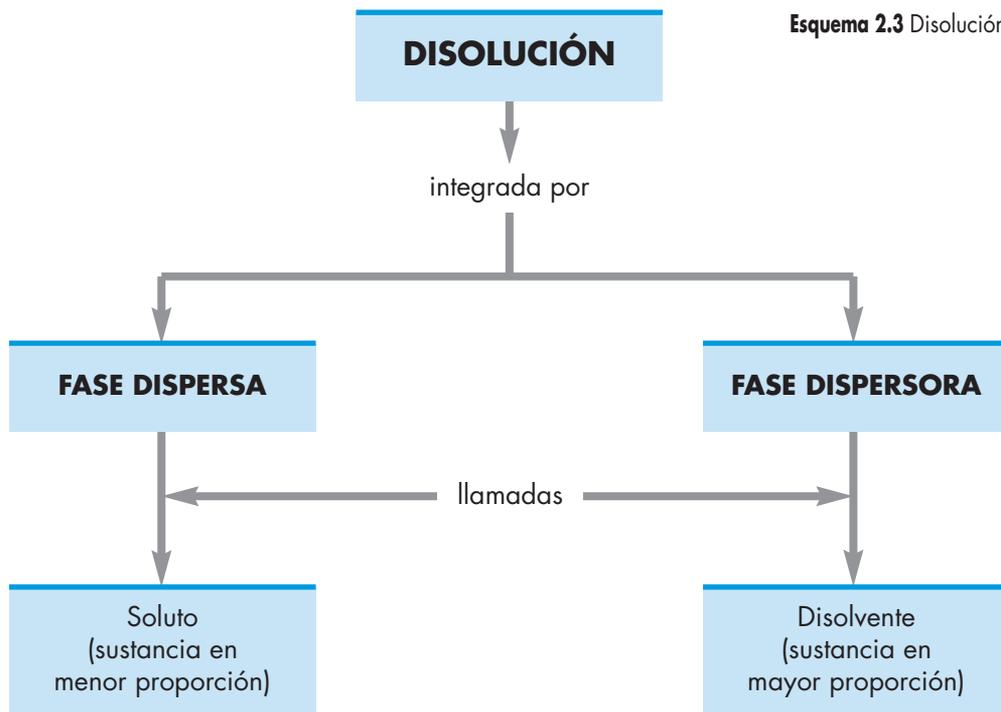
Un nanómetro (nm) es una medida de longitud en el Sistema Internacional de Unidades y equivale a una millonésima de metro ($10^{-9} = 0.000000001$ m) o a 10^{-7} cm.



Una disolución es la mezcla homogénea de dos o más sustancias en proporción variable.

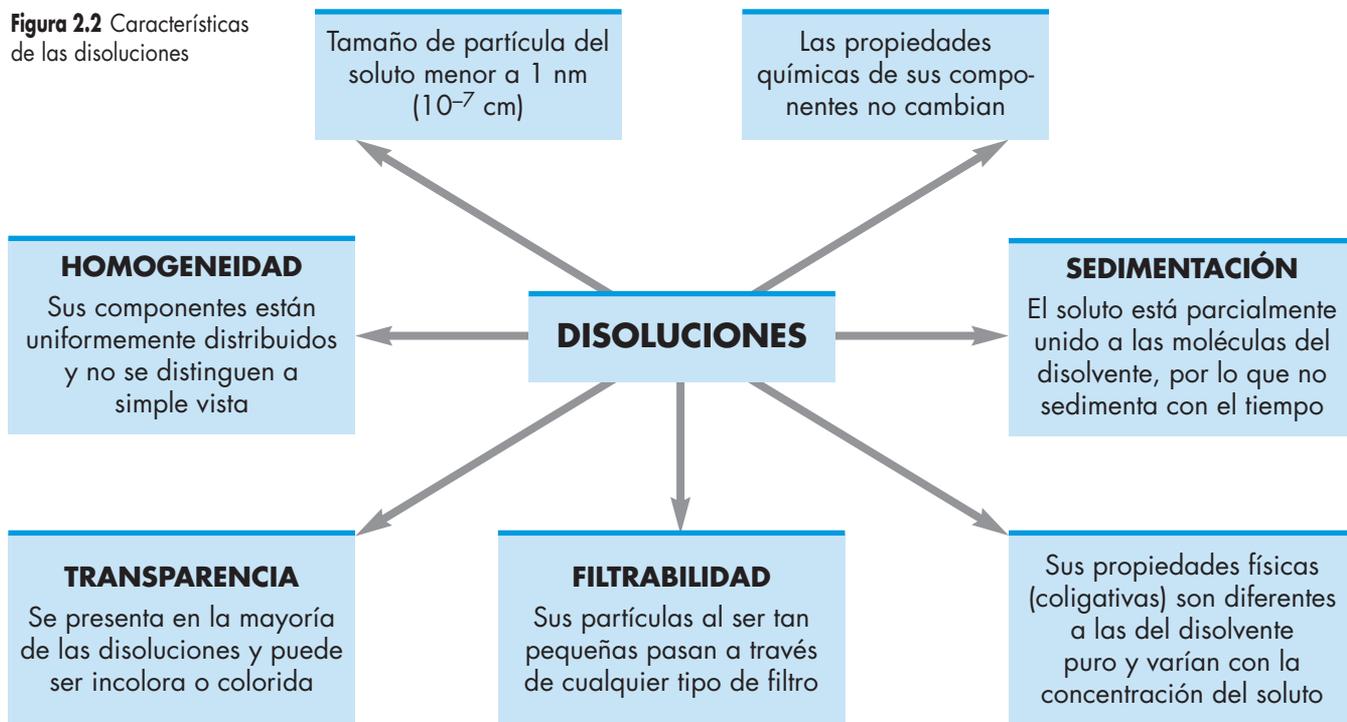


Esquema 2.3 Disolución



Según el número de componentes que constituyen las disoluciones, éstas se clasifican en binarias (si están formadas por dos componentes), en terciarias (formadas por tres componentes), y así sucesivamente. En ocasiones, cuando los componentes están en proporciones aproximadamente iguales es preferible prescindir de la terminología anterior.

Figura 2.2 Características de las disoluciones



Tipos de disoluciones

En secciones anteriores explicamos que las mezclas pueden presentarse en los tres principales estados de agregación (sólido, líquido y gas). Las disoluciones no son la excepción; éstas presentan muchas combinaciones diferentes en las que un sólido, un líquido o un gas puede actuar como soluto o disolvente. El tipo de disolución está determinado por el estado de agregación del disolvente, pero, ¿por qué el disolvente y no el soluto? Recuerda que el disolvente se encuentra en mayor proporción y en él se dispersan uniformemente las partículas del soluto.

Las disoluciones líquidas son las más comunes y se forman al disolver una sustancia sólida, líquida o gaseosa en un líquido. A continuación se presentan algunos ejemplos de las combinaciones más frecuentes en las disoluciones.



La teoría cinético-molecular explica la estabilidad de una disolución. De acuerdo con esta teoría, las partículas del soluto y del disolvente están en constante movimiento aleatorio con la suficiente energía que evita que las partículas se asienten bajo la acción de la gravedad.

Cuadro 2.3 Combinaciones más frecuentes en las disoluciones

Tipo de disolución	Estado de agregación del soluto	Estado de agregación del disolvente	Ejemplos
Sólida 	Sólido	Sólido	<ul style="list-style-type: none"> • Aleaciones metálicas como el latón (zinc en cobre), el bronce (cobre en estaño) y el zinalco (zinc en aluminio). • Acero (carbono en hierro).
	Líquido		<ul style="list-style-type: none"> • Amalgamas como mercurio en cobre o mercurio en plata (empaste dental).
	Gaseoso		<ul style="list-style-type: none"> • H₂ en paladio (paladio hidrogenado), útil como encendedor de estufas de gas.
Líquida 	Sólido	Líquido	<ul style="list-style-type: none"> • Sales disueltas en agua como la salmuera y el agua del mar.
	Líquido		<ul style="list-style-type: none"> • Vinagre (ácido acético en agua). • Bebidas alcohólicas (etanol en agua) como mezcal, tequila o aguardiente. • Anticongelante (etilenglicol en agua).
	Gaseoso		<ul style="list-style-type: none"> • Bebidas gaseosas (dióxido de carbono en agua) como refrescos y sidras.
Gaseosa 	Sólido	Gaseoso	<ul style="list-style-type: none"> • Humo (partículas sólidas en aire). • Naftalina en aire, útil para combatir la polilla.
	Líquido		<ul style="list-style-type: none"> • Humedad (agua en aire). • Brisa marina (agua en aire).
	Gaseoso		<ul style="list-style-type: none"> • Helio en oxígeno (usado por buceadores de profundidad). • Aire. • Gas LP doméstico.

* Cuando se trata de una mezcla de gases, el gas en mayor proporción no se considera propiamente un disolvente. En el estado gaseoso las partículas están tan separadas que las fuerzas electrostáticas y de Van der Waals difícilmente tienen efecto alguno entre las moléculas del soluto y del disolvente.



La solubilidad se refiere a la cantidad de sustancia que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente bajo condiciones de temperatura y presión específicas.



Cuando dos sustancias líquidas se mezclan perfectamente y forman una disolución, se consideran miscibles entre sí; como ejemplo están el etanol y el agua. El ejemplo contrario es el aceite y el agua, que son inmiscibles y lo que forman es una mezcla heterogénea.

Solubilidad

Como te puedes dar cuenta, hay una gran variedad de disoluciones. ¿Porqué se disuelven las sustancias? La *solubilidad*, una propiedad de los solutos, es la respuesta.

El alcohol etílico (etanol) se disuelve muy bien en agua en cualquier proporción para formar una disolución. Sin embargo, en muchos casos existe un límite a la cantidad de soluto que se disolverá en un disolvente bajo ciertas condiciones. Esta cantidad se conoce como solubilidad.

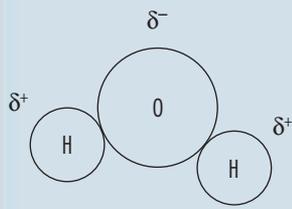
La solubilidad de las sustancias puede alterarse por factores como la naturaleza del soluto y el disolvente, la temperatura y, en algunas ocasiones, la presión.

Naturaleza del soluto y del disolvente. Como sabes, por tu curso de Química I, la naturaleza de las sustancias está dada, principalmente, por el tipo de enlace que las forman; así tenemos sustancias iónicas y covalentes polares o no polares. De esta manera, los compuestos iónicos y los polares tienen una fuerte tendencia a disolverse en los disolventes polares y los compuestos no polares tienden a disolverse en disolventes no polares. En otras palabras: “Lo semejante disuelve lo semejante”; esto se debe a las fuerzas interiónicas o intermoleculares que participan cuando el soluto entra en contacto con el disolvente. Veamos algunos ejemplos:

Soluto	Naturaleza química del soluto	Disolvente	Naturaleza química del disolvente
Cloruro de sodio (NaCl)	Iónica	Agua	Covalente polar
Sulfato de cobre II (CuSO ₄)	Iónica	Agua	Covalente polar
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	Covalente polar	Agua	Covalente polar
Naftaleno (C ₁₀ H ₈)	Covalente no polar	Benceno	Covalente no polar
Yodo (I ₂)	Covalente no polar	Tetracloruro de carbono	Covalente no polar



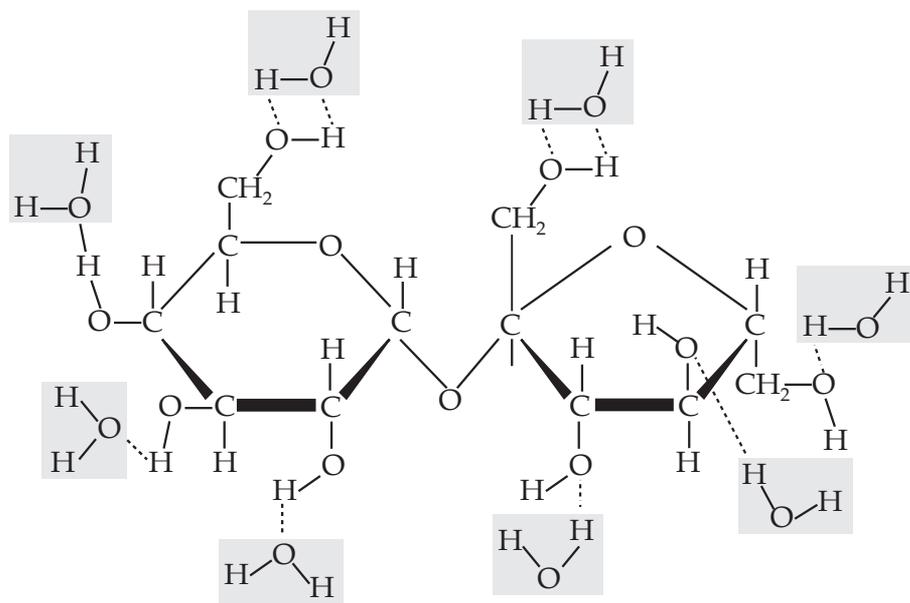
Una molécula formada por un enlace covalente polar presenta cargas parciales positivas y negativas (dipolo), como es el caso del agua:



De acuerdo con la información de la tabla anterior, el agua disuelve tanto sustancias iónicas como covalentes polares; el agua tiene grandes propiedades disolventes, por lo que se utiliza muy regularmente para este fin.

Debido a que las disoluciones acuosas son las más comunes, conviene conocer su proceso de disolución. Cuando un compuesto iónico, como el cloruro de sodio, se coloca en agua, los extremos parcialmente cargados de la molécula de agua se orientan de tal manera que los átomos de hidrógeno atraen a los iones negativos cloruro y los de oxígeno atraen a los iones positivos sodio. La formación de estas uniones o enlaces ion-dipolo liberan la suficiente energía como para romper las fuerzas interiónicas presentes en el cristal de cloruro de sodio y los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua, lo que provoca que los iones abandonen sus posiciones fijas en el cristal y queden rodeados por las moléculas de agua. Este proceso continúa hasta que todo el cristal se disuelve.

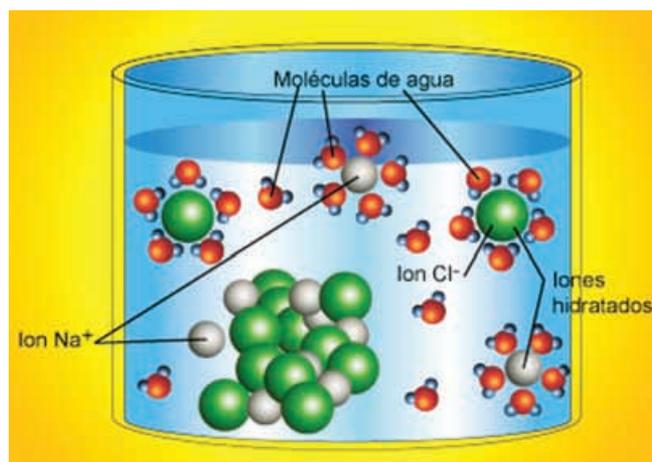
En forma similar, el agua también es capaz de disolver compuestos orgánicos como la sacarosa, que es un compuesto covalente con grupos polares hidroxilo (–OH). La sacarosa se disuelve en agua por causa de la solvatación;



Cuando los iones de un compuesto se rodean por las moléculas del disolvente, se dice entonces que los iones están solvatados. Si el agua es el disolvente, entonces están hidratados. La solvatación no se limita a los compuestos iónicos, esto también sucede con cualquier soluto covalente polar al interactuar con un disolvente polar.

en este caso la solvatación se produce por los enlaces por puente de hidrógeno que se forman entre los grupos hidroxilo del azúcar, los hidrógenos y el oxígeno del agua. De esta forma, las moléculas de sacarosa abandonan la superficie del cristal y pasan a la disolución como moléculas solvatadas.

Temperatura. La temperatura puede modificar la solubilidad de un soluto en un disolvente. Para que entiendas mejor este concepto, el siguiente cuadro muestra los valores de solubilidad de algunos solutos en agua a diferente temperatura. La solubilidad suele expresarse en gramos de soluto por cada 100 g de disolvente.



Cuadro 2.4 Valores de solubilidad de algunos solutos en agua a diferente temperatura*

Sustancia	Fórmula	Solubilidad (g/100 g H ₂ O)		
		0°C	20°C	100°C
Cloruro de sodio	NaCl	35.7	35.9	39.2
Sacarosa	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	179.2	203.9	487.2
Nitrato de plata	AgNO ₃	122	216	733
Dióxido de carbono	CO ₂	1.713	0.878	---
Oxígeno	O ₂	0.048	0.031	---

Adaptado de Dingrando Laurel, Kathleen V. Gregg, Nicholas Hainen y Cheryl Wistrom. *Química, materia y cambio*. México, McGraw-Hill, 2003.



El incremento de la temperatura de la disolución tiende a aumentar la solubilidad del soluto.

Como puedes observar en el cuadro anterior, la solubilidad del cloruro de sodio, o sal común, y de la sacarosa, se incrementa a medida que aumenta su temperatura. Lo mismo sucede con el nitrato de plata; sin embargo, no es el caso del dióxido de carbono y del oxígeno. ¿Puedes explicar por qué algunas sustancias aumentan o disminuyen su solubilidad con el incremento de la temperatura?

Para responder esta pregunta es necesario que sepas que existen procesos que requieren de la energía del medio para que puedan llevarse a cabo (endotérmicos). El proceso de disolución de la mayoría de los sólidos y líquidos en agua es endotérmico. De esta manera las partículas, tanto del soluto como del disolvente, aumentan su energía cinética y presentan mayor movilidad: mientras más rápido se mueven las partículas del disolvente, más rápidamente circularán entre las partículas del soluto.

Por otro lado, debes saber que los gases poseen una gran cantidad de energía cinética que se incrementa aún más con el aumento de la temperatura; de esta forma, sus partículas se volatilizan y escapan muy rápido de la disolución. La solubilidad de un soluto gaseoso disminuye con el aumento de la temperatura de la disolución.

Presión. Las bebidas gaseosas, como los refrescos y las sidras, son disoluciones de gas en líquido. En este caso, dióxido de carbono en agua. ¿Sabes por

qué se mantiene disuelto el CO_2 en la bebida? Cuando se destapa o se descorcha una botella, la presión en ella se reduce hasta alcanzar la presión atmosférica y la solubilidad del CO_2 disminuye. Esto es evidente cuando el CO_2 forma burbujas y finalmente escapa de la bebida. Los experimentos han demostrado que, bajo una temperatura constante, los cambios de presión tienen muy poco efecto si el soluto es líquido o sólido. Sin embargo, si el soluto es un gas, su presión influye en la cantidad de gas que se disuelve. De esta manera, podemos afirmar que los gases son más solubles en los líquidos cuando aumenta la presión, y viceversa (ley de Henry).

Es importante señalar que cuando una sustancia es soluble en otra, existen algunos factores que modifican la velocidad de disolución, tal es el caso de la temperatura, cuya influencia ya comentamos, la agitación de la mezcla mientras el soluto se está disolviendo y el tamaño de la partícula. Este último factor es particularmente importante si el soluto es sólido; por ejemplo, un terrón de azúcar se disuelve más lentamente en agua que la misma cantidad de azúcar en forma de gránulos pequeños. ¿Qué explicación puedes dar a este fenómeno?

Ahora ya sabes de qué manera influyen diversos factores en la solubilidad de las sustancias. Si tomamos en cuenta tan sólo uno de estos factores, la temperatura y además la cantidad de soluto presente en las disoluciones y su solubilidad, se pueden considerar tres tipos de disoluciones: saturadas, no saturadas y sobresaturadas.

Cuando se agrega una gran cantidad de soluto a un disolvente y es casi imposible que éste se disuelva, se dice que la disolución está *saturada* y ha alcanzado el límite de su solubilidad. Si la disolución contiene menos soluto del que es capaz de disolverse a una temperatura dada, se dice entonces que la solución está *insaturada*. Hay disoluciones que contienen más soluto disuelto que la cantidad normal de saturación. Este tipo de disoluciones se preparan



William Henry (1774-1836), químico británico, después de haber estudiado la solubilidad de los gases y su presión, estableció una ley, la cual lleva su nombre, en la que afirma que cuando la temperatura se mantiene constante, la cantidad de gas que se disuelve en un líquido es directamente proporcional a la presión ejercida por el gas sobre el líquido.

calentando una disolución saturada a una temperatura muy alta y luego enfriándola lentamente. Estas disoluciones están *sobresaturadas* y son muy inestables, puesto que no pueden soportar de manera permanente el exceso de soluto. Una simple agitación o agregar un cristal del soluto a la disolución hace que la sobresaturación pase a saturación y el soluto en exceso que antes estaba disuelto cristalice con rapidez.



Estas disoluciones las puedes identificar fácilmente si en tu casa o escuela realizas el siguiente experimento: coloca agua en un recipiente y agrégale azúcar poco a poco, revuélvela lenta y constantemente. Anota tus observaciones.

Propiedades coligativas

Al inicio de esta unidad aprendiste que las disoluciones son mezclas y una de sus características más importantes es que cuando se separan sus componentes por métodos físicos, éstos conservan sus propiedades individuales. Pero, ¿qué sucede con las propiedades de las sustancias en tanto están en disolución?

Los investigadores han encontrado que los solutos afectan algunas de las propiedades físicas de sus disolventes. La evidencia experimental señala que es el número de partículas del soluto y no su naturaleza iónica o molecular el que afecta las propiedades de la disolución.

La palabra *coligativa* se refiere al efecto colectivo de las partículas del soluto sobre el disolvente. Las propiedades coligativas son cuatro y se describen a continuación:

Reducción de la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido puro depende de la tendencia que tienen sus partículas a escapar de su superficie. Así, se establece un equilibrio dinámico entre las partículas que se evaporan o escapan de la superficie y las que regresan o condensan. En una disolución el número de partículas del disolvente en la superficie es menor, dado que se encuentran en constante interacción con las partículas del soluto, lo que se traduce en una disminución de la presión de vapor.



Sacarosa



Agua

Cuadro 2.5 Valor de presión de vapor a 25°C

Disolvente puro	Disolución
Agua: 23.8 mmHg	50 ml de glicerina en 500 ml de agua: 23.2 mmHg
	1 mol de sacarosa en 19 moles de agua: 22.61 mmHg
	3 moles de sacarosa en 19 moles de agua: 20.23 mmHg



Las propiedades físicas de las disoluciones que dependen del número pero no del tipo de partículas del soluto se llaman propiedades coligativas.



Tanto la elevación del punto de ebullición como el descenso del punto de congelación son proporcionales al descenso de la presión de vapor, siempre y cuando sólo se consideren disoluciones diluidas de solutos no volátiles.

Elevación del punto de ebullición. El punto de ebullición es la temperatura a la cual un líquido hierve. Cuando esto sucede, la presión del vapor del líquido es igual a la presión atmosférica. La presencia de un soluto no volátil en un disolvente ocasiona que la disolución resultante hierva a una temperatura más alta que cuando el disolvente se encuentra puro; esto se debe a un mayor requerimiento de energía calórica para pasar suficientes partículas del disolvente a la fase gaseosa e igualar la presión de vapor con la presión atmosférica. La diferencia de temperatura entre el punto de ebullición de la disolución y el punto de ebullición del disolvente puro se denomina *elevación del punto de ebullición*.

Cuadro 2.6 Valor de punto de ebullición (°C)

Disolvente puro	Disolución
Agua: 100°C	1 mol de sacarosa en 1 kg de agua: 100.51°C
	2 moles de sacarosa en 1 kg de agua: 101.02°C

Disminución del punto de congelación. En una disolución el soluto (no volátil) interfiere con las fuerzas de atracción entre las partículas del disolvente, lo cual evita que éste pase al estado sólido en su punto de congelación normal, por lo que la disolución se congelará a una temperatura más baja que cuando el disolvente se encuentra puro. El punto de congelación de una disolución siempre es menor que el de su disolvente puro.

Cuadro 2.7 Valor de punto de congelación (°C)

Disolvente puro	Disolución
Agua: 0°C	1 mol de sacarosa en 1 kg de agua: -1.86°C
	2 moles de sacarosa en 1 kg de agua: -3.72°C



La importancia de las propiedades coligativas se pone de manifiesto en el desarrollo de los anticongelantes, sustancias químicas como el metanol, el etanol y el 1,2-etanodiol (etilenglicol) que, cuando se añaden al agua, la disolución que se forma tiene un punto de ebullición mayor. Esta propiedad se aplica al agua de los radiadores de los automóviles y aviones, y así se evita que el agua hierva al absorber el calor que proviene de los motores; también se evita que el agua del radiador se congele en invierno en lugares de clima extremo.

Ósmosis. ¿Qué frescas se ven las frutas y las verduras en los mercados!, ¿no lo crees? Si eres observador, habrás notado que ya sea en el departamento de frutas y verduras de los supermercados o en el mercado de tu colonia siempre hay alguien que está rociando constantemente las frutas y los vegetales. ¿Qué pasa con el agua cuando entra en contacto con las frutas o las verduras? La respuesta más simple es que estos productos absorben el agua y, efectivamente, así sucede. Pero ahora pregúntate: ¿cómo absorben las frutas y las verduras el agua?

La explicación la encontramos en una propiedad coligativa de gran importancia en los procesos químicos y biológicos llamada *ósmosis*. Este fenómeno consiste en la difusión de agua pura, o de una disolución diluida, a través de una membrana semipermeable hacia una disolución de mayor concentración. Una condición para que tenga lugar este fenómeno es que el disolvente no sea volátil.

El incremento del nivel de la disolución con mayor concentración ejerce una presión que se opone a la difusión de las moléculas del agua pura o el disolvente. A esta presión se le conoce como *presión osmótica* y es la responsable de que las frutas y las verduras, las raíces de las plantas y los árboles, así como las células de los organismos animales absorban agua y otros disolventes. El agua pura tiene un valor de presión osmótica de cero.

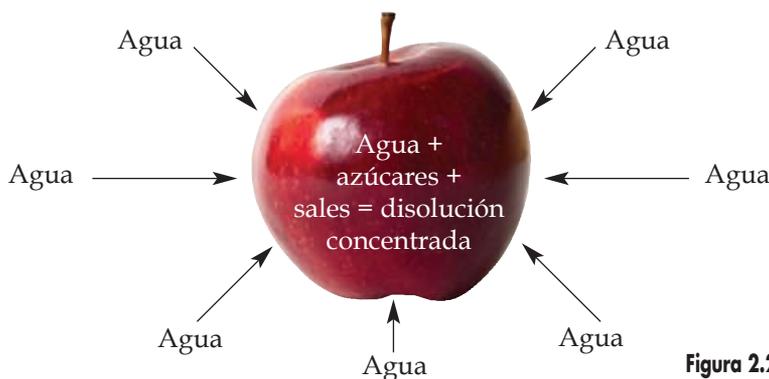


Figura 2.2 Presión osmótica



Se conoce como ósmosis al flujo de partículas a través de una membrana semipermeable impulsado por la diferencia de concentraciones.



Una membrana, como el celofán, el pergamino o la membrana celular, que sólo permite a algunas moléculas o iones pasar a través de ella, se llama membrana semipermeable.



La palabra ósmosis deriva del griego *osmos*, que significa "empuje" o "impulso". En 1748 el fenómeno de ósmosis fue descubierto por el físico francés Jean Antoine Nollet al experimentar con disoluciones de sa-

carosa, agua pura y papel pergamino como membrana. No fue sino hasta 1854 que el químico inglés Thomas Graham introdujo el término *ósmosis*.

Disoluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas

Como consecuencia de la concentración de fluidos a un lado y otro de una membrana semipermeable, se tienen las disoluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas.

Cuadro 2.8 Disoluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas	
Una disolución es isotónica respecto a otra cuando las concentraciones de ambas disoluciones separadas por una membrana son iguales.	Fluidos con igual concentración en ambos lados de la membrana. (disoluciones isotónicas)
Cuando la disolución de un lado de la membrana tiene menor concentración de solutos respecto a la otra disolución se conoce como hipotónica .	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;">Fluido con menor concentración (hipotónica)</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;">Fluido con mayor concentración (hipertónica)</div> </div> <p style="margin-top: 10px;">Membrana </p>
Cuando la disolución de un lado de la membrana tiene mayor concentración de solutos respecto a la otra disolución se conoce como hipertónica .	

Este tipo de disoluciones son particularmente importantes para las células. La difusión del agua hacia dentro o hacia fuera de una célula viva que está delimitada por una membrana semipermeable es un proceso biológico vital en el que es evidente el fenómeno de ósmosis. Los glóbulos rojos (eritrocitos) del plasma sanguíneo son un claro ejemplo de ello. Las disoluciones inyectadas en el torrente sanguíneo deben ser isotónicas con respecto a la disolución interior de estas células, es decir, con igual presión osmótica. La siguiente ilustración muestra lo que sucede cuando los eritrocitos se colocan en disoluciones con diferente presión osmótica.

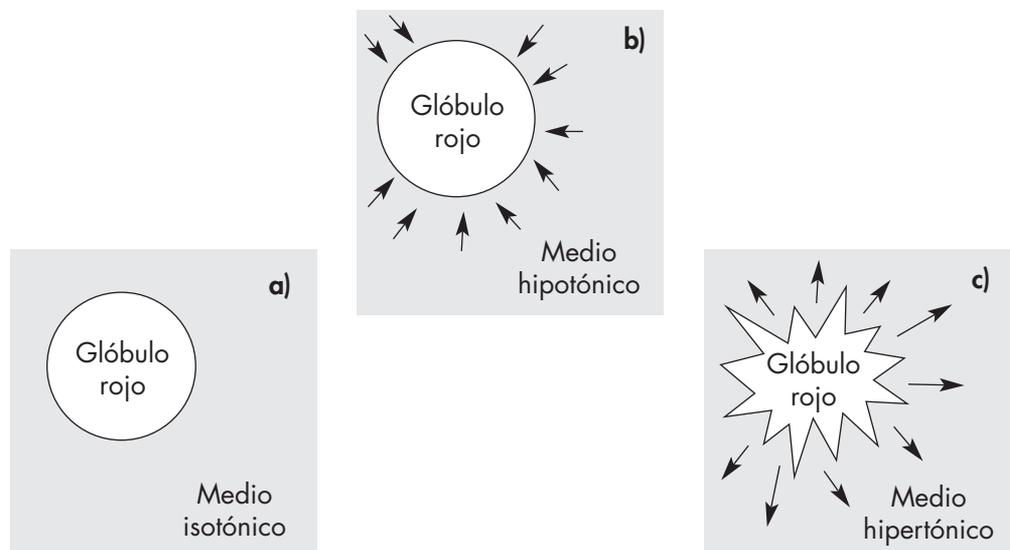


Figura 2.3 a) Cuando se colocan glóbulos rojos en una disolución isotónica no ocurre ningún cambio en las células. b) Si los glóbulos rojos se encuentran en una disolución de menor concentración (hipotónica) o agua destilada, ésta pasa a las células sanguíneas aumentando su volumen hasta provocar su ruptura (hemólisis). c) Cuando los glóbulos rojos se encuentran en una disolución de mayor concentración (hipertónica), el agua fluirá de las células a la disolución y las paredes de éstas se contraerán (plasmólisis o crenación).



Investiga el proceso mediante el cual las raíces de las plantas y los árboles absorben el agua y otros disolventes.

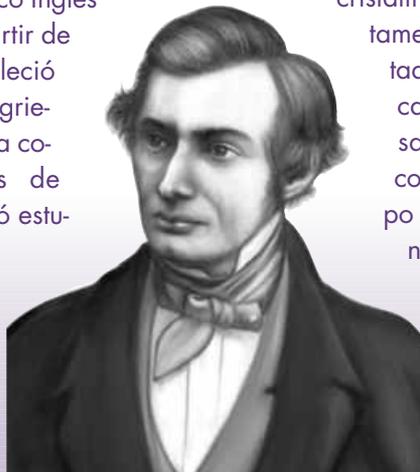
Coloides

Una mezcla de alcohol en agua o de azúcar en agua son dispersiones muy familiares para ti. Así también lo son la leche y la gelatina, pero, ¿qué clase de dispersiones son éstas?, ¿serán también disoluciones? Al introducir el tema de las mezclas recordarás que se consideró que es posible distinguir

con facilidad una mezcla homogénea de una heterogénea; sin embargo, esta distinción no es muy clara para algunas mezclas que representan un tipo intermedio entre las disoluciones (mezclas homogéneas) y las suspensiones (mezclas heterogéneas). Estos tipos intermedios de dispersiones se denominan *coloides*, *suspensiones coloidales* o *sistemas coloidales* y se pueden definir como mezclas, en apariencia homogéneas, que contienen partículas de 1 a 1,000 nm distribuidas de manera uniforme en un medio dispersante que no cambia con el tiempo.

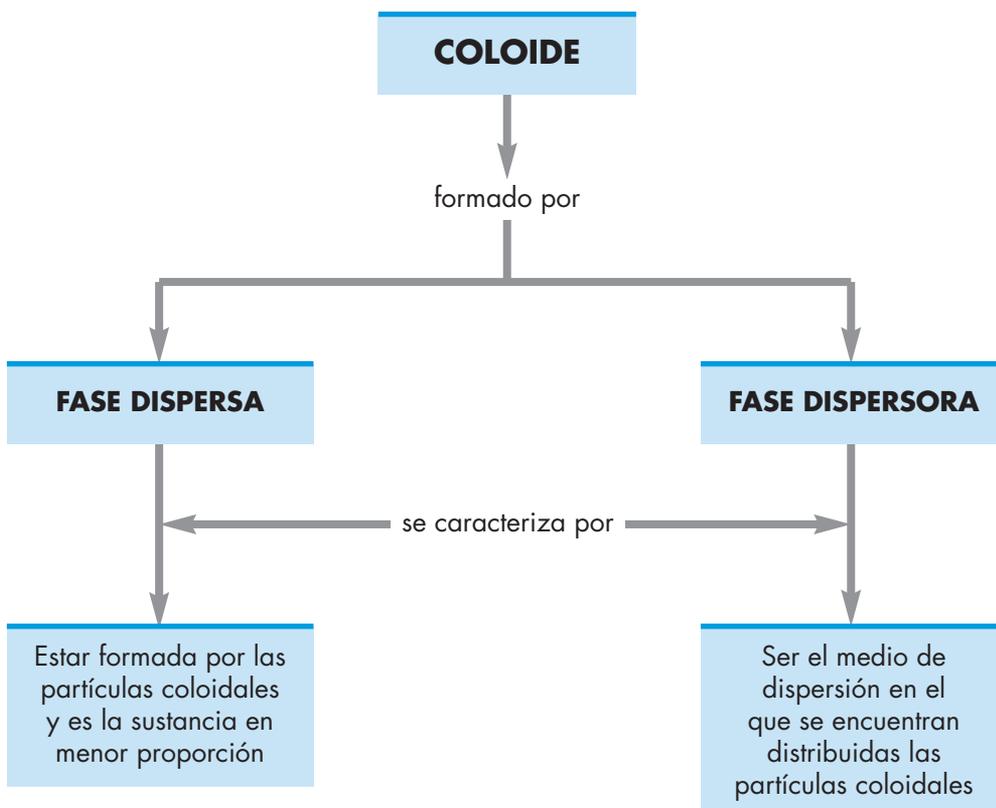


La ciencia de los coloides comenzó con el trabajo publicado en 1861 por el químico inglés Thomas Graham (1805-1869). A partir de sus estudios y descubrimientos, estableció el término coloide, el cual deriva del griego *kolla*, que significa "semejante a la cola". Los coloides son sustancias de consistencia viscosa. Graham realizó estudios sobre la velocidad de la difusión de los gases y los líquidos en el agua. Sus resultados arrojaron dos categorías de sustancias: los *crystaloides* y los *coloides*. Los *crystaloides*, como el cloruro de sodio, se disuelven, se difunden



rápidamente y se pueden recuperar como sólidos cristalinos. Los coloides se difunden muy lentamente y, por analogía a la cola, su estado es amorfo o gelatinoso, como en el caso de la albúmina y la gelatina. Hoy sabemos que los estados cristaloides o coloide no son característicos de un grupo de sustancias. Por ejemplo, la albúmina de huevo que Graham clasificaba entre los coloides ahora se puede cristalizar bajo ciertas condiciones, en tanto que el cloruro de sodio puede formar una dispersión coloidal en ciertos disolventes diferentes al agua.

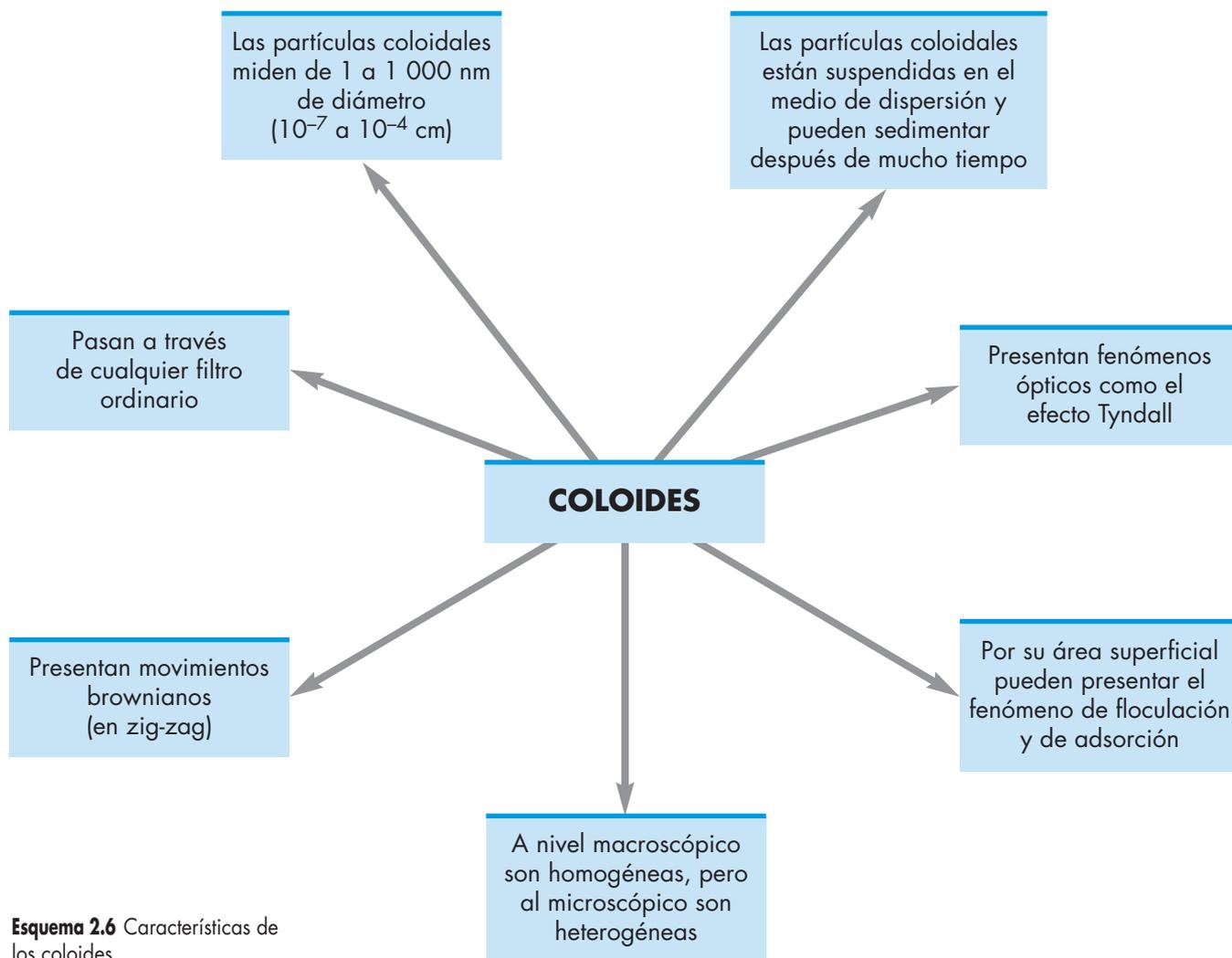
En los sistemas coloidales es común emplear los términos fase dispersa y fase dispersora, en lugar de soluto y disolvente.



Esquema 2.5 Estructura de un coloide

Es importante que recuerdes que la diferencia principal entre las dispersiones es el tamaño de la partícula dispersa. Pero, ¿por qué las partículas coloidales son más grandes que las del soluto en las disoluciones?

A diferencia de los iones o moléculas aisladas que pueden estar solvatadas en distintos grados en una disolución, en un coloide las partículas de la fase dispersa pueden ser conglomerados o agregados de átomos, iones o moléculas o bien pueden estar formadas por una sola molécula gigante, como las proteínas.



Esquema 2.6 Características de los coloides

Tipos de dispersiones coloidales

Al igual que las disoluciones, los coloides pueden existir en cualquiera de los tres estados de agregación de la materia. Sólo los gases mezclados con otros gases no forman coloides, ya que en general se mezclan completamente. Por lo tanto, se tienen ocho tipos de sistemas coloidales, los cuales se presentan en el siguiente cuadro:

Cuadro 2.9 Ocho tipos de sistemas coloidales

Tipo de coloide	Estado de agregación		Ejemplos comunes
	fase dispersa	fase dispersante	
Sol sólido	sólido en sólido		Aleaciones (acero y el duraluminio), gemas (turquesa, rubí, perlas, granate), caucho de los neumáticos, porcelanas.
Sol o gel	sólido en líquido		Pinturas de látex, plasma sanguíneo, tinta china, citoplasma, clara y yema de huevo, gel para el cabello, gelatina, jaleas.
Humo o aerosol sólido	sólido en gas		Humo de chimeneas, polvo en el aire.
Emulsión sólida	líquido en sólido		Queso, mantequilla.
Emulsión	líquido en líquido		Crema, mayonesa, leche, aderezos para ensalada, cremas cosméticas, algunas preparaciones farmacéuticas.
Aerosol líquido	líquido en gas		Niebla, bruma, nubes, rocío, aerosoles o spray.
Espuma sólida	gaseoso en sólido		Malvaviscos, piedra pómez, unicel, esponja, hule espuma, gomas de dulce.
Espuma	gaseoso en líquido		Crema batida, cremas de afeitar, clara de huevo batida, espuma de cerveza, espuma de jabón, espuma de los extinguidores de incendios.

Observa que varios de los coloides que se mencionan en el cuadro se encuentran en la naturaleza, pero, en muchos casos, se elaboran industrialmente como el queso, las aleaciones metálicas, las pinturas, placas y películas fotográficas, entre otros. De estos ejemplos de coloides, ¿con cuáles estás familiarizado?, ¿puedes mencionar otros?

Como te podrás dar cuenta, los coloides forman parte de nuestra vida cotidiana y de nosotros mismos. Basta mencionar que muchos de los alimentos que ingerimos están en forma coloidal y ni qué decir de nuestras células, las cuales dependen de partículas coloidales para realizar sus funciones químicas de crecimiento y metabolismo.

**Figura 2.4** Ejemplos de coloides

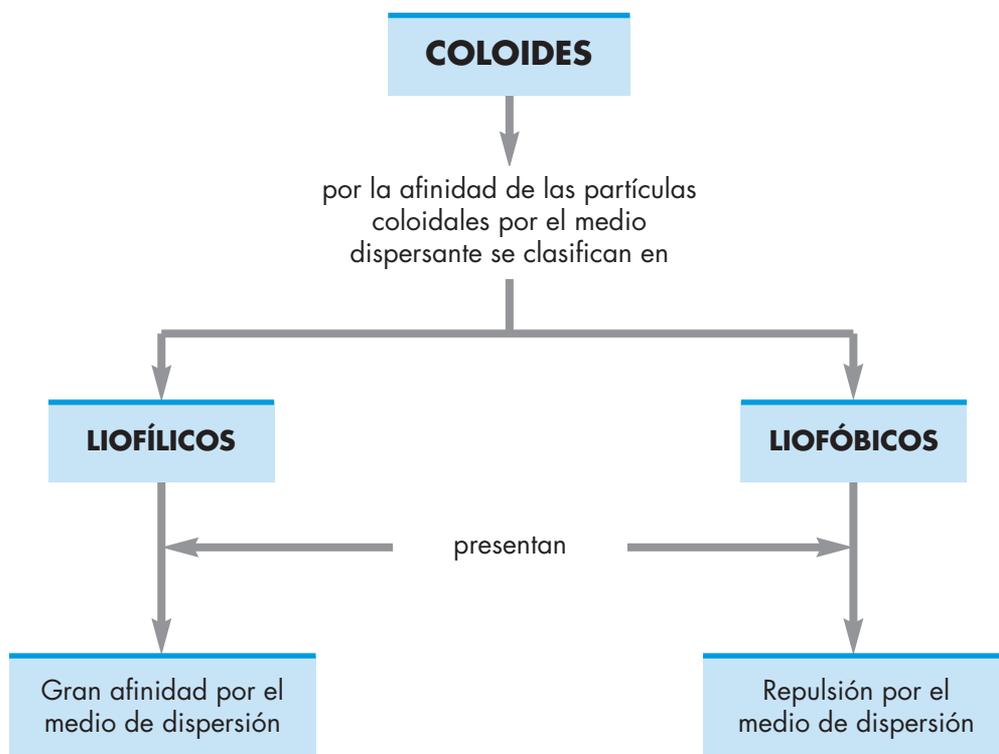


Para que un coloide sea estable, las partículas coloidales deben interactuar con la fase líquida el tiempo suficiente para mantenerse en suspensión y evitar que se agrupen y formen partículas de gran tamaño que lleguen a sedimentarse.

Estabilidad de los coloides

Ahora imagina que vas a comprar un frasco de crema para preparar un postre. Si llegaras a notar que este coloide ya no tiene un aspecto homogéneo, ¿lo comprarías? La crema es un derivado de la leche que cuando se produce se pretende que sea estable por mucho tiempo para que se pueda vender. ¿Estable?, ¿qué significa esa palabra?

Para responder esta pregunta analiza el siguiente esquema:



Esquema 2.7 Clasificación de los coloides de acuerdo con el medio dispersante

Los coloides más distribuidos en la naturaleza son aquellos en los que el medio dispersante es agua, por lo que es común referirse a tales coloides como hidrofílicos (que toleran el agua) o hidrofóbicos (que rechazan el agua). Estos conceptos tienen una aplicación interesante en la estabilidad del coloide, en particular en aquellos en los que la fase dispersante es un líquido.

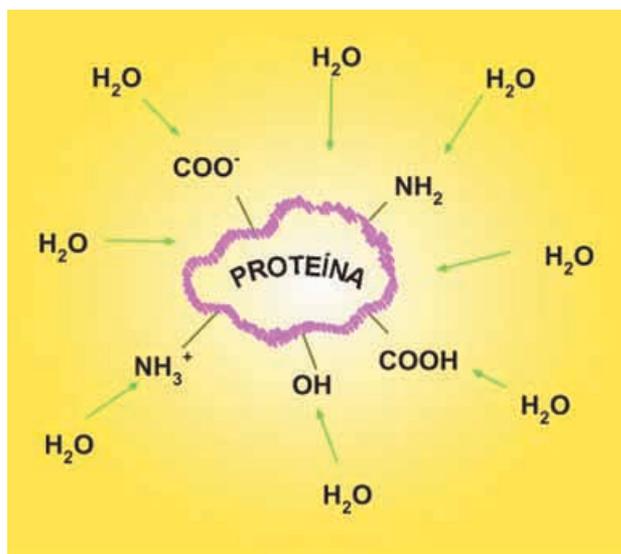
Así, en un coloide liofílico habrá mayor interacción entre la fase dispersa y la dispersante, por lo que el coloide será más estable. En cambio, en un coloide liofóbico habrá menor interacción entre la fase dispersa y la dispersante; en consecuencia, será un coloide con poca estabilidad.

¿Cómo es la interacción entre las partículas coloidales y el medio dispersante? En secciones anteriores estudiaste que en las disoluciones la interacción entre el soluto y el disolvente es por ión-dipolo o bien por puentes de hidrógeno. En los coloides hidrofílicos muchas partículas coloidales presentan grupos polares (hidrofílicos) como $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{HH}_3^+$, $-\text{COO}^-$. Entre estos grupos, y el agua como medio dispersante, se pueden presentar intensas fuerzas de atracción ión-dipolo o formación de puentes de hidrógeno que dan origen a coloides hidrófilos estables.



El rayón es compuesto de celulosa extraída de la pulpa de algunos árboles como los abetos. Su obtención está basada en la propiedad de la celulosa de formar un sistema coloidal en medio acuoso y de precipitar en forma de fibras o de hilo que se utilizan en numerosos productos textiles. El rayón al principio fue denominado seda artificial por su parecido con la seda en su forma filamentososa, pero la composición química de ambas es totalmente diferente.

Un ejemplo se tiene en el cuerpo humano: moléculas muy grandes, como las proteínas (enzimas, anticuerpos, entre otras), se mantienen en suspensión por la interacción que conservan con las moléculas de agua circundantes. Las proteínas se pliegan de tal forma que dejan expuestos en su superficie los grupos hidrofílicos que, al interactuar con el agua, estabilizan la macromolécula.



Esquema 2.8 Estructura de una proteína

En el caso de los coloides liofóbicos, a pesar de la falta natural de afinidad de las partículas coloidales por el medio dispersante que hace que se separen de él, es posible preparar sistemas coloidales que persistan por tiempo indefinido. ¿Cómo es posible que tales dispersiones puedan existir sin cambios por largo tiempo? Este tipo de coloides se pueden estabilizar de dos formas:

Presencia de agentes emulsificantes. Estas sustancias presentan en su estructura un extremo no polar y otro polar. Recubren las partículas coloidales por su extremo no polar exponiendo el polar (hidrofílico) hacia el medio dispersante (agua), atrayéndolo. De esta manera se evita que las partículas coloidales se unan entre ellas y sedimenten. La leche (grasa en agua) y la mayonesa (aceite vegetal en agua) son ejemplos de coloides hidrofóbicos que se estabilizan con emulsificantes como la caseína (proteína) en la leche y la yema de huevo en la mayonesa. Un ejemplo similar es la acción del jabón sobre las grasas, lo que favorece su desprendimiento de la ropa y quedan flotando en el agua jabonosa en forma de pequeñas micelas (gotitas de grasa rodeadas por el jabón).

Adsorción de iones en la superficie de la fase dispersa. Los iones se unen a la superficie de las partículas coloidales mediante las fuerzas de Van der Waals o por enlaces de valencia, confiriéndole carga eléctrica positiva o negativa a las partículas. La estabilidad del coloide se logra cuando los iones adsorbidos interactúan con el medio dispersante y al mismo tiempo las partículas coloidales se rechazan entre ellas por tener la misma carga. Son ejemplos el sol de óxido de hierro (III) (Fe_2O_3), que forma agregados de óxido de hierro cargados positivamente en virtud de la adsorción de iones H^+ y el sulfuro arsenioso (As_2S_3) que forma un sol negativo adsorbiendo iones OH^- o SH^- .



El óxido de hierro (III), Fe_2O_3 , es un polvo rojo amorfo que se utiliza como pigmento para las pinturas y se denomina rojo de hierro o rojo veneciano.



¿Por qué va bien el vino tinto con las carnes rojas?

Elegir el vino apropiado para una comida es un problema para algunos comensales. Por muchas generaciones los expertos han ofrecido una regla muy sencilla: "sirve vino tinto con las carnes rojas y vino blanco con el pescado". ¿Estas elecciones culinarias son simplemente tradiciones o hay razones fundamentadas para ello?

Las carnes rojas deben su sabor a la grasa que contienen. A medida que masticas un trozo de carne roja, su grasa recubre tu lengua y paladar, lo que desensibiliza las papilas gustativas. Como resultado, el segundo bocado de carne es menos sabroso que el primero. Tu filete sabría mejor si te enjuagaras la boca cada vez que estás a punto de masticar otro trozo de carne. El vino tinto tiene un agente emulsificante que enjuaga la boca eliminando los depósitos de grasa, reexponiendo las papilas gustativas y permitiendo que se pueda saborear el siguiente bocado de carne roja tan deliciosamente como el primero. El ácido tánico, también llama-



mado tanino, presente en el vino tinto proporciona una acción similar a la del jabón. Al igual que el jabón, el ácido tánico consta de una parte hidrocarbonada no polar y de una polar. La parte polar se disuelve en la saliva, mientras que la parte no polar se disuelve en la película grasa que recubre el paladar. A medida que sorbes el vino tinto se forma una suspensión de micelas en la saliva. Así, la grasa se elimina al tragar el vino.

Los vinos blancos van mal con las carnes rojas porque carecen del ácido tánico necesario para aclarar el paladar. De hecho, la presencia o ausencia de ácido tánico distingue a los vinos tintos de los blancos. Las uvas fermentadas con su piel producen vinos tintos; las uvas fermentadas sin su piel producen vinos blancos.

Debido a que el pescado tiene menos grasa que las carnes rojas, este alimento se puede disfrutar sin agentes emulsionantes para aclarar el paladar. Además, el ácido tánico tiene un sabor fuerte que puede superponerse al sabor delicado de muchos pescados. La ausencia de ácido tánico en los vinos blancos les da un sabor más ligero que el de los vinos tintos, y mucha gente prefiere este sabor ligero con sus comidas de pescado.

Ronald De Lorenzo Middle Georgia College
Tomado de: Kenneth W. Whitlen,
Química General. Quinta edición.
 México, McGraw-Hill, 1992.

Propiedades especiales de los coloides

Debido a que las partículas coloidales están dispersas, es difícil diferenciar los coloides de las disoluciones verdaderas; sin embargo, el gran tamaño de las partículas de los coloides les confiere algunas propiedades especiales que permiten identificarlos. Éstas son: efecto óptico, efecto de movimiento, efecto de carga eléctrica y efecto de adsorción.

Efecto óptico o Tyndall

Todos hemos observado alguna vez la dispersión de la luz causada por las partículas de polvo suspendidas en el aire, por ejemplo cuando un rayo de luz penetra en una habitación oscura a través de la rendija de una ventana, o en una sala de cine a oscuras por el haz de luz del proyector visto desde un lado, o bien la luz del Sol que surge a través de las nubes y que nos muestra la trayectoria de los rayos luminosos.



El fenómeno óptico de reflexión de la luz visible o dispersión que presentan las partículas coloidales se denomina efecto Tyndall.

Un fenómeno similar sucede con otros tipos de coloides. Si bien los sistemas coloidales concentrados suelen ser brumosos u opacos, en ocasiones los coloides son tan claros y transparentes como las disoluciones auténticas. ¿Cómo diferenciarías un coloide de una disolución verdadera? Una forma de distinguir entre estas dos clases de dispersiones es mediante el efecto Tyndall.

El sol de óxido férrico descrito anteriormente tiene toda la apariencia de una solución verdadera de color rojo; sin embargo, dispersa intensamente la luz, por lo que se reconoce su carácter coloidal. ¿Por qué crees que las partículas coloidales dispersan la luz? El efecto se presenta porque las partículas coloidales son casi del mismo tamaño que la longitud de onda de la luz visible (400 a 700 nanómetros) que choca con ellas.



El responsable del color azul del cielo es el efecto Tyndall. Esto se debe a pequeñas partículas como los polvos suspendidos en el aire e inclusive a las moléculas de nitrógeno y oxígeno que forman una capa gruesa en la atmósfera, que dispersan las longitudes de onda cortas (azul) con mayor efectividad que las de mayor longitud. Si no fuera por esta dispersión, la luz llegaría a nosotros únicamente por transmisión directa del Sol; por lo tanto el cielo aparecería en estas condiciones tan oscuro de día como de noche, actuando el Sol como un foco gigantesco durante el día.



John Tyndall (1820-1893), físico británico, realizó una serie de experimentos relacionados con la naturaleza del sonido, la luz, el calor radiante y el diamagnetismo. En 1869 refutó la teoría de la generación espontánea demostrando que la putrefacción no se produce en presencia de aire libre de polvo. Fue en este mismo año cuando experimentó con la dispersión de los rayos de luz en sistemas coloidales, obteniendo como resultado el fenómeno llamado efecto Tyndall. Este gran científico también fue un entusiasta alpinista y realizó importantes observaciones sobre la estructura y el movimiento de los glaciares.

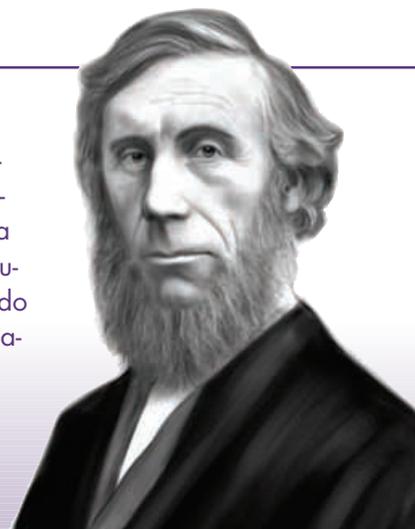


Figura 2.6 John Tyndall

Efecto de movimiento browniano

Si enfocas un microscopio óptico sobre una dispersión coloidal en ángulo recto con la fuente luminosa y con un fondo oscuro podrás observar las partículas coloidales, pero no como tales, sino como pequeñas manchas centelleantes. Siguiendo el curso de estos puntos de luz reflejada podrás ver que las partículas coloidales dispersas están en constante movimiento desordenado, siguiendo trayectorias en zig-zag.

El nombre de esta propiedad de los coloides se debe al botánico escocés Robert Brown (1773-1858), quien observó por primera vez (1827) este efecto cuando estudiaba los movimientos aleatorios de granos de polen dispersos en el agua.

¿Cómo te explicas el movimiento de las partículas coloidales? Debido a su movimiento natural, las moléculas del medio dispersante chocan aleatoria-



La luz visible es tan sólo una pequeña parte del espectro electromagnético y está formada por vibraciones electromagnéticas cuyas longitudes de onda van de unos 400 a unos 700 nanómetros. También, que la luz blanca que observamos es la suma de todas estas vibraciones cuando sus intensidades son aproximadamente iguales y que, cuando esta luz blanca pasa por un prisma, se descompone en los colores del espectro que tú ya conoces.



Al movimiento desordenado de las partículas coloidales en un medio dispersante se le conoce como movimiento browniano.



La causa del movimiento browniano estuvo rodeada de misterio y sujeta a múltiples conjeturas hasta 1905. En este año Albert Einstein dio una explicación matemática del fenómeno que demostraba que una partícula microscópica suspendida en un medio debía presentar un movimiento desordenado dado el número desigual de colisiones de moléculas del dispersante en diferentes lados de la partícula; este análisis matemático lo integró en la teoría cinética: las moléculas están en constante movimiento. La verificación experimental de la predicción matemática de Einstein la hizo el científico francés Jean Baptiste Perrin, quien recibió el premio Nobel por sus investigaciones. Además, Perrin realizó una de las primeras estimaciones del número de Avogadro mediante un estudio cuantitativo del movimiento browniano.



La adsorción se refiere a la tendencia de las partículas de una sustancia a adherirse a la superficie de ciertos sólidos o líquidos.



No debes confundir **adsorción** con **absorción**. La primera se refiere a la adhesión de moléculas o iones sobre una superficie, mientras que la segunda se refiere al paso hacia el interior de la materia, como cuando una esponja absorbe agua.

mente con las partículas suspendidas y hacen que éstas se muevan. El movimiento errático o browniano de forma constante coadyuva a la estabilidad del coloide, porque mantiene en suspensión las partículas coloidales.

Efecto de adsorción

Las superficies sólidas y líquidas tienden a atraer y retener las sustancias con las cuales hacen contacto. En este sentido las partículas coloidales tienen una enorme superficie; por ello, no es sorprendente que las propiedades más importantes de los coloides sean las que dependen de las interacciones superficiales como la adsorción. El término adsorción ya no lo desconoces, porque se ha discutido, en parte, al hablar de la estabilización de los coloides liofóbicos, cuando éstos adsorben iones, lo cual explica las cargas que adquieren (efecto de la carga eléctrica).

Si bien las partículas coloidales adsorben sustancias, a su vez también ellas pueden ser adsorbidas en la superficie de otros materiales. Por ejemplo, al teñir un tejido las fibras de éste adsorben el colorante (un coloide); igual sucede con la acción detergente del jabón (un coloide también), donde el coloide es adsorbido en la superficie de las gotitas de aceite o mugre.

Esta propiedad de los coloides y su preferencia en cuanto a lo que adsorbe les confiere muchas aplicaciones, como es el caso de la eliminación de colores y olores en ciertos materiales, en la separación de mezclas o simplemente como emulsificantes. ¿Conoces algunas otras aplicaciones?

Floculación

¿Qué reacciones has observado que suceden cuando agregas jugo de limón a la leche o hierves un huevo? La leche y el huevo, como ya sabes, son coloides que al someterse a factores como un ácido o calor floculan. ¿Qué es la floculación? La *floculación* o *coagulación* es otra de las propiedades de los coloides y se relaciona con su estabilidad.

Los coloides liofóbicos, dentro de ellos los hidrofóbicos, tienden a flocular más fácilmente que los liofílicos. Sin embargo, la mayoría de los coloides bajo ciertas condiciones pueden flocular. Algunos factores que propician la floculación son los siguientes:

- Adición de una sustancia ácida.
- Adición de un coloide con carga opuesta.
- Adición de un electrolito cuya carga atraiga a los iones adsorbidos por el coloide.
- Incremento de la temperatura.

La floculación de los coloides no siempre es indeseable y en algunas ocasiones hasta se hace necesaria. Tal es el caso de algunos procesos químicos que requieren de la coagulación de diversos sistemas coloidales para eliminarlos, como los polvos y humos que emiten las chimeneas industriales o los sólidos coloidales en el tratamiento de aguas residuales. O bien para obtener algunos productos como la mantequilla y el queso a partir de la leche.

Diálisis

La sangre y el citoplasma son ejemplos de sistemas coloidales (la sangre delimitada por las paredes de los vasos sanguíneos y el citoplasma por una membrana). En los dos casos hay intercambio de sustancias del interior al exterior del sistema y viceversa. **Ahora imagina, qué entra y qué sale.**

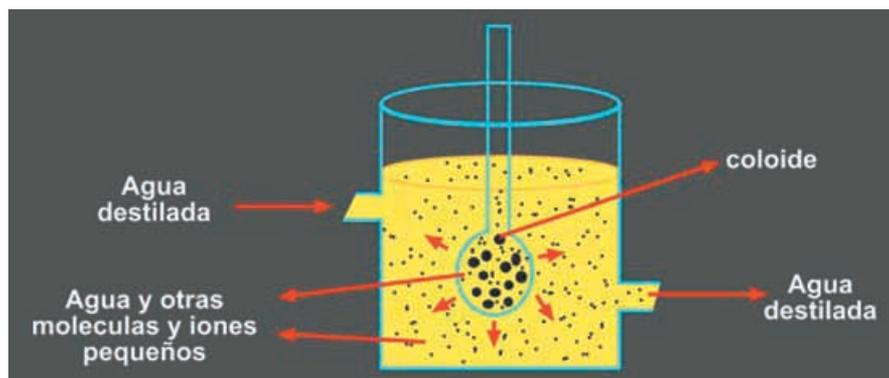
Mediante experimentos, basados en los realizados por Thomas Graham en 1861, se ha demostrado que las paredes de los vasos sanguíneos y las membranas celulares permiten el paso de sustancias en disolución verdadera pero no de los coloides que forman la sangre y el citoplasma. ¿Te has preguntado qué características tienen las paredes de los vasos sanguíneos y las membranas celulares que permiten el intercambio constante de unas sustancias pero no de otras?

Recordarás que las disoluciones y las dispersiones coloidales pasan por el papel filtro ordinario. Sin embargo, recordarás también que las disoluciones presentan el fenómeno de ósmosis, en el cual la membrana utilizada tan sólo permite el paso del disolvente y no de los solutos. Pues bien, además de este tipo de membranas, existen otras que son permeables no sólo a las moléculas del disolvente, sino también a otras moléculas y iones pequeños y que no lo son a partículas coloidales. A estas membranas se les llama *dializantes* y el proceso en el que participan se conoce como *diálisis*.

¿Qué provoca la difusión de moléculas del disolvente y otras moléculas y iones pequeños en el proceso de diálisis? Nuevamente, al igual que en la ósmosis, la difusión de partículas a través de una membrana semipermeable es impulsada por la diferencia de concentraciones. Pero en el caso de la diálisis el flujo de partículas (diferentes a las del coloide) va de un medio de mayor a uno de menor concentración.

Las *membranas dializantes* están presentes en plantas y animales. En consecuencia, la diálisis constituye un proceso biológico muy importante para los organismos vivos. De esta manera, los organismos pueden llevar a cabo el intercambio de sustancias útiles para su desarrollo y la eliminación de sustancias tóxicas.

Otra aplicación de la diálisis es en algunos procesos industriales, en donde es necesaria la *purificación de los coloides*. Aunque tiene el inconveniente de ser un proceso muy lento, es muy efectivo. Para dializar se emplean con buen resultado membranas de pergamino, membranas animales y de colodión. Durante el proceso se tiene cuidado de cambiar continuamente el disolvente exterior, que generalmente es agua.



Cuando las partículas de la fase dispersa se juntan unas con otras, se dice que el coloide floccula o coagula.



Uno de los métodos de obtención de la mantequilla consiste en dejar agriar la leche; durante este proceso los azúcares disueltos se fermentan formando ácido láctico. Este ácido desnaturaliza la caseína coloidal parando su actividad como agente emulsificante, con lo cual los glóbulos de grasa se agrupan formando la mantequilla.



La diálisis es el proceso que permite separar partículas de disolvente y soluto de las dispersiones coloidales a través de una membrana semipermeable.

Figura 2.7 Purificación de un coloide por diálisis



La diálisis tiene una aplicación muy especial en medicina, pues se utiliza en el tratamiento de pacientes con insuficiencia renal. Investiga al respecto. ¡Te sorprenderá lo que vas a conocer!



El celofán y el colodión son derivados de la celulosa tratada con ácido nítrico.



Una suspensión es una mezcla heterogénea constituida por una sustancia no soluble y sedimentable en el líquido dispersante en que se encuentra.

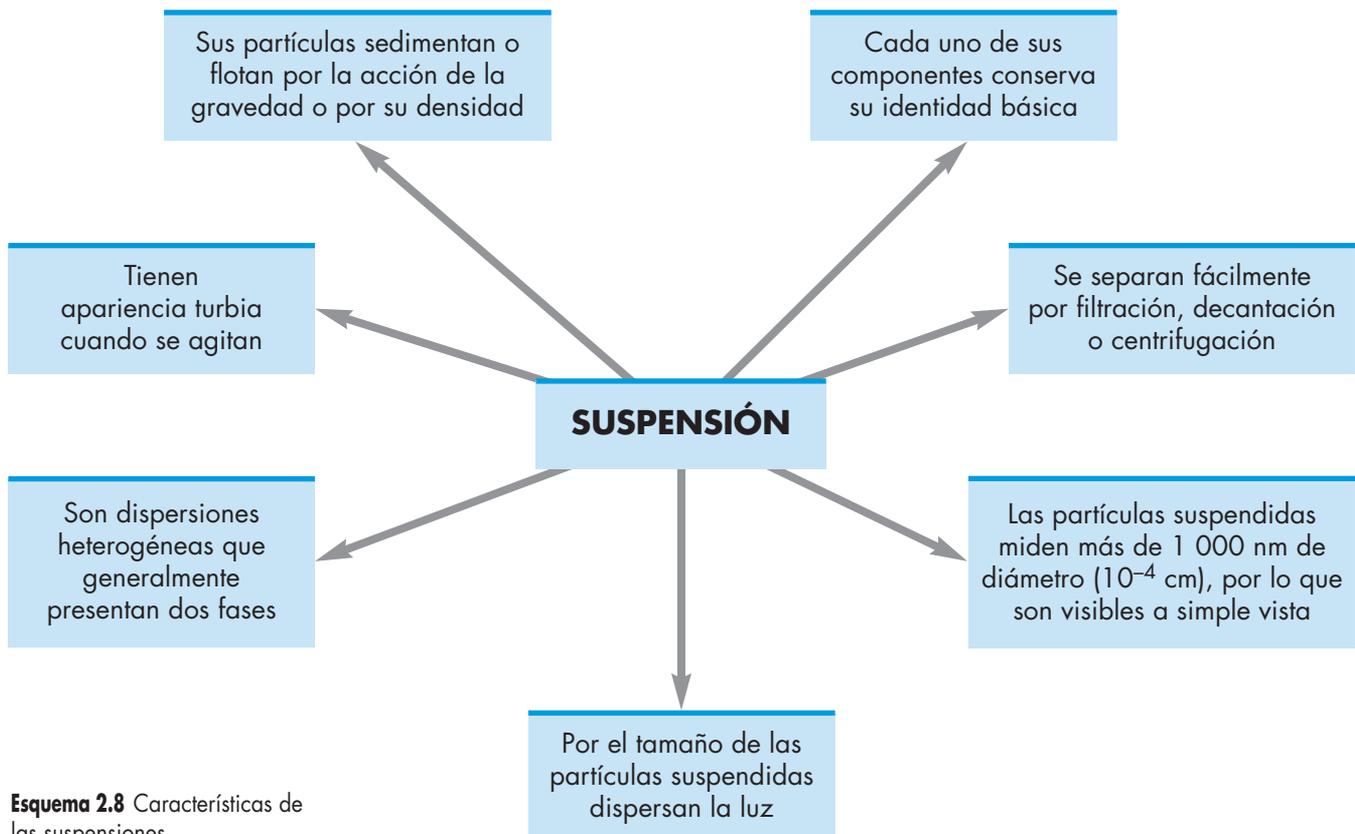
Suspensiones

¿Alguna vez has hecho las siguientes mezclas? Almidón en agua fría, harina de maíz o de arroz en agua o sencillamente arena fina en agua. ¿Qué has observado? Al agitar se obtienen mezclas turbias o nebulosas que, en cuanto se dejan reposar, se separan sus componentes. Estas mezclas son ejemplo de una *suspensión*.

En tanto están con apariencia homogénea, los componentes de una suspensión, al igual que en los coloides, son la fase dispersa y la fase dispersante.

Los factores que propician la separación de los componentes de la suspensión son:

- Las partículas en suspensión son insolubles en el medio dispersor.
- El tamaño de las partículas es tan grande que la gravedad actúa rápidamente sobre ellas haciendo que los componentes de la mezcla se separen.



Esquema 2.8 Características de las suspensiones

Un caso especial de suspensión son las *emulsiones*. Éstas se forman cuando dos líquidos inmiscibles entre sí, como el agua y el aceite, se colocan en el mismo recipiente y se agitan vigorosamente; en apariencia se forma una dispersión homogénea, pero al cabo de un tiempo termina separándose.

Las suspensiones son muy comunes en nuestra vida cotidiana. Así, encontramos una gran variedad de medicamentos que se presentan en forma de suspensiones, de ahí la leyenda “Agítese antes de usarse”. Otro ejemplo son las bebidas preparadas con pulpa de fruta, también los envases que las contienen se tienen que agitar antes de consumirse. ¿Las tolvaderas, el rocío de la mañana y el Pepto-Bismol serán también ejemplos de suspensiones?



Completa el siguiente cuadro comparativo que muestra las principales propiedades o características de las dispersiones que permiten diferenciarlas.

Dispersión	Disolución	Coloide	Suspensión
Tamaño de partícula	Menor de 1 nm		
Tipo de mezcla		Heterogénea	
Sedimentación			Sí sedimentan
Apariencia	La mayoría son transparentes	Suelen ser brumosos u opacos	
Filtrabilidad	Atraviesan cualquier tipo de filtro		
Refracción de la luz			Dispersan la luz
Propiedades coligativas		No se alteran	No se alteran

Concentración de las disoluciones

Has estudiado las características que distinguen a los sistemas dispersos, así como la importancia de cada uno de ellos. Estarás de acuerdo en que las disoluciones o soluciones verdaderas son las que revisten especial interés para todos los seres vivos.

La descripción de las disoluciones hasta ahora ha sido en el sentido de identificar sus componentes: soluto (sustancia que está en menor cantidad) y disolvente (sustancia en mayor cantidad), o al referirse a las disoluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Ésta es una descripción *cuantitativa*, como lo es también cuando se utilizan los términos *diluida* y *concentrada*:

- **Disolución diluida.** Es aquella que contiene cantidades pequeñas de soluto respecto al disolvente. Por ejemplo, azúcar en café.



La concentración de una disolución es una medida de cuánto soluto está disuelto en una cantidad específica de disolvente o disolución.

- **Disolución concentrada.** Es aquella que contiene gran cantidad de soluto comparada con la cantidad de disolvente. Por ejemplo, la miel de abeja.

Si bien las descripciones cualitativas son útiles, no dan ninguna información acerca de las cantidades precisas de soluto y disolvente, por lo que es necesario conocer la composición de las disoluciones cuantitativamente. El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración.

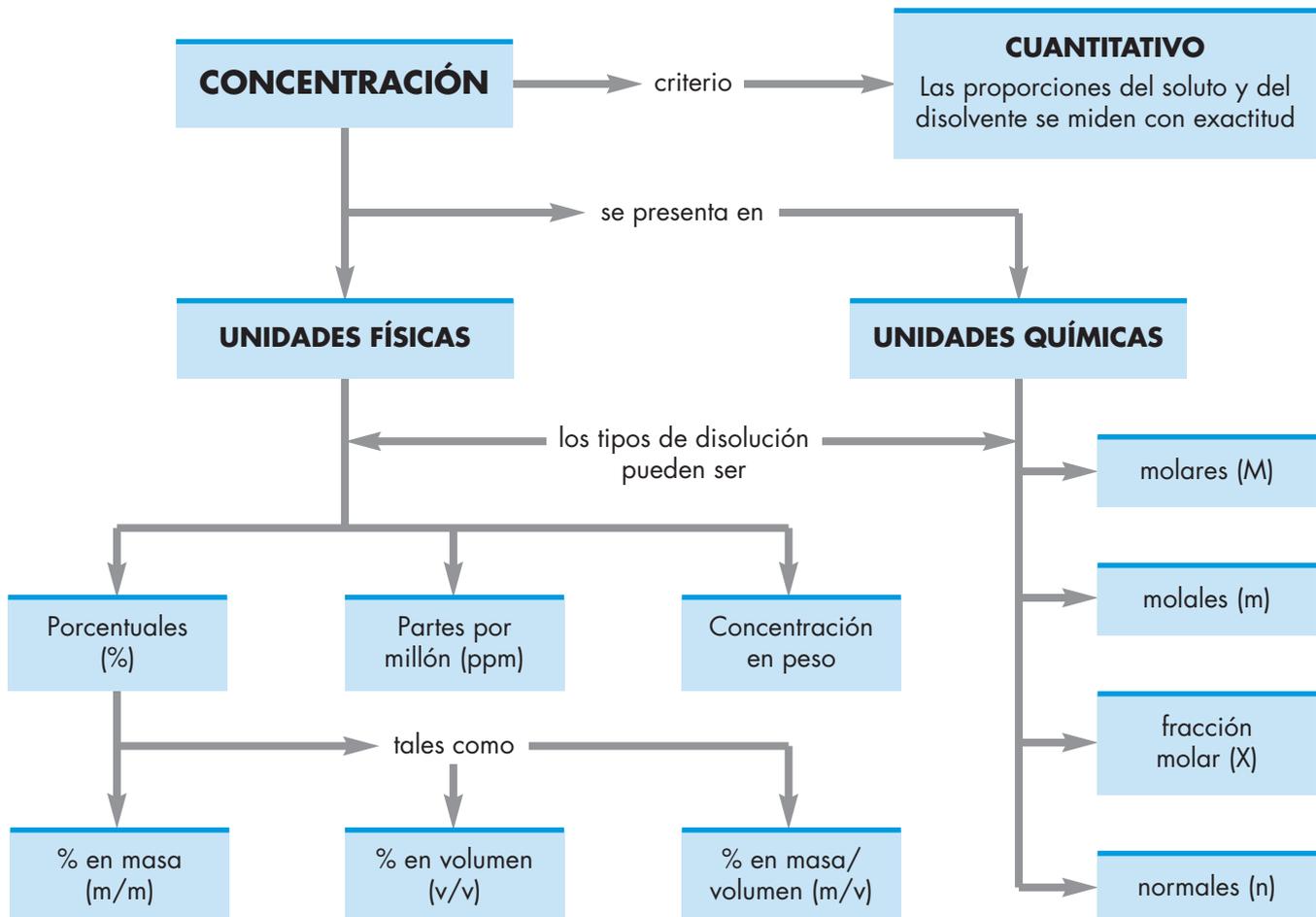
Formas de expresar la concentración

Los químicos utilizan diferentes unidades de concentración; cada una de ellas tiene sus ventajas pero también algunas limitaciones. Por ello, la concentración de una disolución puede expresarse más exactamente en unidades físicas o unidades químicas.

- Las unidades físicas indican la masa o el volumen del soluto en una cantidad fija de disolvente (nivel macroscópico).
- Las unidades químicas indican el número de átomos, iones o moléculas del soluto, en términos del mol y equivalente gramo presentes en la disolución (nivel microscópico).

Esquema 2.9 Diferentes tipos de disoluciones

Desde esta perspectiva, es posible considerar los siguientes tipos de disoluciones:



Las unidades físicas son muy prácticas y basta con utilizar material de laboratorio sencillo como una balanza, una probeta o una pipeta para medir las cantidades de soluto y disolvente. Sin embargo, no son tan significativas como las químicas, en donde se toman en cuenta los átomos o las moléculas presentes en la disolución. Las unidades químicas, por su precisión, son muy utilizadas en química analítica cuantitativa y el material de laboratorio que se utiliza está calibrado para mediciones más precisas de masa y volumen, tal es el caso de la balanza analítica y los matraces volumétricos.

Si tuvieras que preparar una disolución, ¿qué forma de expresar la concentración seleccionarías? Sin duda tu respuesta depende del propósito para el cual está destinada la disolución.

El siguiente cuadro muestra las unidades más empleadas para expresar la concentración de una disolución.



Cuadro 2.10 Unidades más empleadas para expresar la concentración de una disolución

Unidad	Símbolo	Definición	Fórmula
Concentración en peso	C	Masa del soluto disuelta en una unidad de volumen de disolución.	$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Porcentaje en masa	% m/m	Partes de masa de soluto disueltas en 100 partes de masa de disolución.	$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100$
Porcentaje en volumen	% v/v	Unidades en volumen de soluto contenidas en 100 unidades de volumen de disolución.	$\frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100$
Porcentaje en masa/volumen	% m/v	Unidades en masa de soluto disueltas en 100 unidades de volumen de disolución.	$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100$
Partes por millón	ppm	Partes de masa de un componente contenido en 1 000 000 de partes de masa de disolución.	$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 1\,000\,000$
Molaridad	M	Número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución.	$\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Molalidad	m	Número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolvente.	$\frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}}$
Fracción molar	X	Moles de un componente contenidos en los moles totales de todos los componentes de la disolución.	$\frac{\text{moles de componente}}{\text{total de moles de la disolución}}$
Normalidad	N	Equivalentes de soluto contenidos en un litro de disolución.	$\frac{\text{gramoequivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$

Concentración en unidades físicas

Concentración en peso

En esta unidad la concentración se expresa en términos del número de gramos o miligramos de soluto en cada litro o mililitro de disolución (g/L o mg/ml). De esta manera, una disolución de 5 g/L se prepara disolviendo 5 g de la sal en una cierta cantidad de agua hasta completar un litro de disolución (no agregando un litro de agua a la sal).

La concentración en peso es muy útil para expresar la solubilidad. Pero en este caso son los gramos de soluto entre los gramos de disolvente y no los gramos de la disolución.

Ejemplo 1

Si se disuelven 16 g de bromuro de potasio (KBr) hasta ajustar con el disolvente un volumen de 0.50 litros, ¿cuál será la concentración de KBr en gramos de soluto por litro de solución?

Solución

1. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$C = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{16 \text{ g}}{0.50 \text{ l}} = 32 \text{ g/L de KBr}$$

Ejemplo 2

Si una disolución contiene 0.1 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3) en 4.5 ml de disolución, ¿cuál es la concentración de Na_2CO_3 en gramos de soluto por litro de disolución?

Solución

1. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$C = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0.1 \text{ g}}{0.00450 \text{ l}} = 2.22 \text{ g/L de Na}_2\text{CO}_3$$

Porcentaje en masa

En los hospitales es muy común utilizar el suero fisiológico y el glucosado. El primero es una solución salina de cloruro de sodio al 0.92% y el segundo es una disolución acuosa de glucosa al 5.5%. ¿Qué significado tienen estos porcentajes?



La alcoholemia es una medida de la concentración de alcohol etílico (etanol) en la sangre. La alcoholemia máxima tolerable se sitúa en 0.3, 0.4, 0.5 o 0.8 g/L. A partir de 0.5 g/L los trastornos del comportamiento son evidentes, en 2.0 se produce un sueño profundo (coma etílico) y en 3.0 la muerte por intoxicación etílica aguda. La concentración de alcohol en la sangre también suele expresarse en mg/100 ml; por ejemplo, 0.8 g/L es igual a 80 mg/100 ml.

Ejemplo	Relación matemática	Significado
NaCl al 0.92%	$\frac{0.92 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de disolución}}$	La disolución contiene 0.92 g de soluto (NaCl) y 99.08 g de agua en una masa total de disolución de 100 g.
Glucosa al 5.5%	$\frac{5.5 \text{ g de glucosa}}{100 \text{ g de disolución}}$	La disolución contiene 5.5 g de soluto (NaCl) y 94.5 g de agua en una masa total de disolución de 100 g.

Ahora veamos los siguientes ejemplos de los cálculos que se realizan con el porcentaje referido a la masa.

Ejemplo 1

La melaza es un líquido viscoso de color castaño oscuro rico en sacarosa, que se obtiene como producto secundario en la fabricación del azúcar de caña. ¿Qué porcentaje de melaza se encuentra en un jarabe que se prepara disolviendo 60 g de melaza en 250 g de agua?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100$$

2. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$\% \text{ en masa} = \frac{60 \text{ g de melaza}}{60 \text{ g de melaza} + 250 \text{ g de agua}} \times 100 = 19.35\% \text{ de melaza}$$

Ejemplo 2

¿Qué masas de cloruro de sodio y agua se necesitan para preparar 150 g de solución al 5%?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$\% \text{ en masa} = \frac{X \text{ gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100$$

2. Se despeja la incógnita de la fórmula:

$$X \text{ gramos de soluto} = \frac{(\% \text{ en masa}) (\text{gramos de disolución})}{100}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$X \text{ gramos de soluto} = \frac{(5\%) (150 \text{ g})}{100} = 7.5 \text{ g de KCl}$$

4. Se resta la cantidad del KCl a la cantidad de la disolución:

$$\begin{aligned} X \text{ gramos de solvente} &= 150 \text{ g de disolución} - 7.5 \text{ g de KCl} = \\ &= 142.5 \text{ g de agua} \end{aligned}$$

Si se disuelven 7.5 g de KCl en 142.5 g de agua tenemos 150 g de una disolución al 5%.

Ejemplo 3

Una disolución de ácido sulfúrico al 34% tiene una densidad de 1.25 g/ml. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 están contenidos en 1.00 L de esta disolución?



El cloruro de sodio al 0.92% y la glucosa al 5.5% (disoluciones fisiológicas) no tienen la misma composición química del plasma sanguíneo, pero sí igual presión osmótica, de ahí que son empleadas en medicina para reponer los fluidos corporales. Debido a esta característica se les conoce como disoluciones isotónicas.



Un alimento balanceado para cerdos se prepara mezclando 60 kg de harina de soya, 54 kg de maíz partido y 20 kg de suero de leche. El productor que lo prepara consume la mitad y vende el resto luego de haberlo mezclado con 10 kg de harina de pescado. Calcula el porcentaje de la harina de pescado que se encuentra en el alimento.

Respuesta

12.9%

Solución

Este problema se puede resolver aplicando la fórmula y mediante la densidad obtener los gramos de la disolución. Pero en la unidad pasada aprendiste a trabajar con factor unitario; por ello, la solución la encontraremos mediante este método:

$$\begin{aligned}
 X \text{ g de } H_2SO_4 &= 1000 \text{ ml} \times \\
 &\times \frac{1.25 \text{ g de disolución}}{1 \text{ ml}} \times \frac{34 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g de disolución}} = \\
 &= 425 \text{ g de } H_2SO_4
 \end{aligned}$$

Porcentaje en volumen

Cuando se preparan disoluciones con dos líquidos, o bien gases, con frecuencia se expresan en porcentaje en volumen respecto al soluto. Así, tenemos:

Ejemplo	Relación matemática	Significado
Etanol al 15%	$\frac{15 \text{ ml de EtOH}}{100 \text{ ml de disolución}}$	La disolución contiene 15 ml de soluto (etanol) y 85 ml de agua en un volumen total de disolución de 100 ml.
Acetona al 25%	$\frac{25 \text{ ml de acetona}}{100 \text{ ml de disolución}}$	La disolución contiene 25 ml de soluto (acetona) y 75 ml de agua en un volumen total de disolución de 100 ml.

Una aplicación muy interesante de este tipo de unidad es para expresar la concentración de alcohol (etanol) en las bebidas. Los vinos tienen un contenido alcohólico de entre 10 y 18%, los licores, bebidas alcohólicas endulzadas y aromatizadas, 20 a 40%. La mayoría de las cervezas contienen entre 4 y 5% de alcohol (grados) por volumen, aunque las hay con tan sólo 2% o que pueden alcanzar 17% de alcohol por volumen.

Ejemplo 1

El vinagre es una disolución de un líquido (ácido acético) en agua. Si cierto vinagre tiene una concentración de 1.3% en volumen, ¿cuánto ácido acético hay en un litro de ese vinagre?

Solución

1. La expresión matemáticas es:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100$$



El volumen varía con la temperatura, por lo que el porcentaje referido al volumen es menos confiable que el porcentaje en masa.

2. Se despeja la incógnita de la fórmula:

$$X \text{ ml de soluto} = \frac{(\% \text{ en volumen}) (\text{ml de disolución})}{100}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$X \text{ ml } \text{CH}_3\text{COOH} = \frac{(1.3\%) (1\ 000 \text{ ml})}{10} = 13 \text{ ml de } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Ejemplo 2

El ácido clorhídrico industrial se conoce como ácido muriático y es utilizado en productos de limpieza. ¿Cuál es el porcentaje en volumen que tiene una disolución que contiene 5 ml de ácido clorhídrico (HCl) en 100 ml de agua?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100$$

2. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$\% \text{ en volumen de HCl} = \frac{5 \text{ ml de HCl}}{5 \text{ ml de HCl} + 100 \text{ ml de agua}} \times 100 = 4.76\%$$

Porcentaje en masa/volumen

Ejemplo	Relación matemática	Significado
Yoduro de potasio al 4%	$\frac{4 \text{ g de KI}}{100 \text{ ml de disolución}}$	La disolución contiene 4 g de soluto (KI) y 96 ml de agua en un volumen total de disolución de 100 ml.
Cloruro de calcio al 7.6%	$\frac{7.6 \text{ ml de CaCl}_2}{100 \text{ ml de disolución}}$	La disolución contiene 7.6 g de soluto (CaCl ₂) y 92.4 ml de agua en un volumen total de disolución de 100 ml.

Ejemplo 1

¿Cómo se preparan 250 ml de una disolución de nitrato de plata, AgNO₃, al 6.5% en masa/volumen?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$\% \text{ en masa/volumen} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100$$

2. Se despeja la incógnita de la fórmula:

$$X \text{ g de soluto} = \frac{(\% \text{ en masa/volumen}) (\text{ml de disolución})}{100}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$X \text{ g de AgNO}_3 = \frac{(6.5 \text{ g/ml}) (250 \text{ ml})}{100} = 16.3 \text{ g de AgNO}_3$$

Una vez que se calcula la cantidad de AgNO_3 , se pesan y vierten en un matraz aforado y se agrega agua hasta un volumen de 250 ml.

Partes por millón

A menudo se expresa la concentración de una disolución muy diluida en partes por millón; por ejemplo, en la determinación de contaminantes en el agua y en el aire o drogas en el cuerpo humano. Dado que la densidad del agua es de 1 g/ml, un kilogramo de una disolución diluida tiene un volumen muy cercano a 1 L. Entonces, también se pueden plantear las siguientes consideraciones que son equivalentes a:

$$ppm = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 1\,000\,000:$$

$$ppm = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{kilogramos de disolución}} \quad \text{y} \quad ppm = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Ejemplo 1

La DBO expresa la cantidad de oxígeno disuelto en agua y que se utiliza conforme se consumen los desechos orgánicos por la acción bacteriana. Determina las ppm en las que se encuentra el oxígeno (O_2) en 345 g de una muestra de agua contaminada que contiene 0.087 g de O_2 . Consulta los valores de DBO que se presentan en la unidad anterior y compara el resultado obtenido para determinar el grado de contaminación de esta muestra de agua.

Solución

1. La expresión matemática es:

$$ppm = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 1\,000\,000$$

2. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$ppm = \frac{0.087 \text{ g de } \text{O}_2}{345 \text{ g de agua}} \times 1\,000\,000 = 252 \text{ ppm de } \text{O}_2$$

Ejemplo 2

En una muestra de agua potable de 825 ml se determinó que contiene 3.5 mg de iones fluoruro (F^-). Calcula las ppm de ion fluoruro en la muestra.

Solución

1. La expresión matemática es:

$$ppm = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{kilogramos de disolución}}$$

2. Se hace la equivalencia de los 825 ml de muestra a kilogramos:

$$825 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ kg de agua}}{1\,000 \text{ ml}} = 0.825 \text{ kg de muestra}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$ppm = \frac{3.5 \text{ mg de soluto}}{0.825 \text{ kg de disolución}} = 4.24 \text{ ppm de ion } F^-$$

Ejemplo 3

Determina los miligramos de iones calcio (Ca^{2+}) en 1.50 l de una muestra de agua que contiene 285 ppm de este ion.

Solución

1. La expresión matemática es:

$$ppm = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

2. Se despeja la incógnita de la fórmula:

$$X \text{ mg de ion } Ca^{2+} = (ppm) (\text{litros de disolución})$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$X \text{ mg de ion } Ca^{2+} = (285 \text{ ppm}) (1.50 \text{ L}) = 428 \text{ mg de ion } Ca^{2+}$$

Concentración en unidades químicas

Molaridad

Tienes dos disoluciones, una de hidróxido de sodio (NaOH) y otra de hidróxido de potasio (KOH), ambas al 10% en masa. ¿Estas disoluciones tendrán la misma concentración a nivel de átomos y moléculas? ¿Qué opinas?

Para comprobarlo, calculemos el número de moles para estas disoluciones porcentuales como aprendiste en la primera unidad:

$$NaOH = 10 \text{ g NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \right) = 0.25 \text{ mol NaOH}$$

$$KOH = 10 \text{ g NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol KOH}}{56.11 \text{ g KOH}} \right) = 0.178 \text{ mol KOH}$$



De acuerdo con lo anterior, una disolución al 10% de NaOH contiene más álcali (solute) que una disolución al 10% de KOH. Esto significa que las disoluciones porcentuales no toman en cuenta las masas molares cuando se determina su concentración, lo que las hace menos precisas.

Una de las formas para expresar concentraciones en términos de moles es la *molaridad*. La ventaja de la molaridad radica en que la información que proporciona es más importante que conocer simplemente la masa o el volumen del soluto, ya que las reacciones químicas ocurren entre átomos, iones o moléculas de los reactivos disueltos.

Además, es más fácil medir el volumen de una disolución que pesar el disolvente. Una desventaja de la molaridad es que su valor depende de la temperatura, pues la cantidad de disolución se refiere a volumen.

Ejemplo	Relación matemática	Significado
Nitrato de plata 0.1 M	$\frac{0.1 \text{ mol de } AgNO_3}{1 \text{ L de disolución}}$	La disolución contiene 0.1 mol de soluto ($AgNO_3$) en un litro de disolución.



La temperatura influye de manera directa el volumen de las disoluciones y en consecuencia en su concentración.

Ejemplo 1

¿Cuál será la concentración molar (molaridad) de una disolución de yoduro de potasio, KI, que contiene 5 g del soluto en 150 ml de disolución?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

2. Se convierten los gramos de soluto en moles:

$$\text{moles } KI = 5 \text{ g } KI \left(\frac{1 \text{ mol } KI}{166 \text{ g } KI} \right) = 0.030 \text{ moles } KI$$

3. Se convierten los mililitros de disolución en litros:

$$\text{litros de disolución} = 150 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \right) = 0.150 \text{ L}$$

4. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$M = \frac{0.030 \text{ mol } KI}{0.150 \text{ L de disolución}} = 0.2 \text{ M}$$

Otra forma de resolver este problema es con el método del factor unitario:

$$M = \frac{5 \text{ g } KI}{150 \text{ ml de disolución}} \times \frac{1 \text{ mol } KI}{166 \text{ g } KI} \times \frac{1000 \text{ ml de disolución}}{1 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol/L}$$

Ejemplo 2

Determina el número de moles de sulfato de sodio (Na_2SO_4) que se tienen en 2.5 l de una disolución de 1.4 M.

Solución

1. La expresión matemática es

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

2. Se despeja la incógnita de la fórmula

$$\text{moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = (M) (\text{litros de disolución})$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$\text{moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = (1.4 M) (2.5 L) = 3.5 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Si ahora te solicitaran calcular los gramos de Na_2SO_4 , ¿qué harías?

Molalidad

Para varias aplicaciones, como en el caso de las propiedades coligativas, es necesario disponer de una unidad de concentración que sea independiente de la temperatura. Esta unidad es la *molalidad*, puesto que la concentración se expresa en moles de soluto y masa del disolvente. De ahí que en algunas ocasiones es preferible utilizar la molalidad en lugar de la molaridad.

Ejemplo	Relación matemática	Significado
Glucosa 2.5 m	$\frac{2.5 \text{ mol de glucosa}}{1 \text{ kg de disolvente}}$	La disolución contiene 2.5 mol de soluto ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en un kilogramo de disolvente.

Ejemplo 1

En 425 de agua se tienen 1.75 moles de etanol, ¿cuál es la molalidad de la disolución?

Solución

1. La expresión matemática es:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}}$$

2. Se convierten los gramos de disolvente en kilogramos:

$$\text{kg de agua} = 425 \text{ g agua} \left(\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \right) = 0.425 \text{ kg de agua}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$m \text{ EtOH} = \frac{1.75 \text{ moles EtOH}}{0.425 \text{ kg de agua}} = 4.11 \text{ mol/kg} = 4.11 m$$

Ejemplo 2

En el laboratorio, un estudiante agrega 4.5 g de cloruro de sodio (NaCl) a 100 g de agua. Calcula la molalidad de la disolución.

Solución

1. La expresión matemática es

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}}$$

2. Se convierten los gramos de soluto en moles

$$\text{moles NaCl} = 4.5 \text{ g NaCl} \left(\frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \right) = 0.077 \text{ mol NaCl}$$

3. Se convierten los gramos de disolvente en kilogramos

$$\text{kg de agua} = 100 \text{ g agua} \left(\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \right) = 0.1 \text{ kg de agua}$$

4. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$m \text{ NaCl} = \frac{0.077 \text{ moles NaCl}}{0.1 \text{ kg agua}} = 0.77 \text{ mol/kg de NaCl}$$

Otra forma de resolver este problema es con el método del factor unitario:

$$m = \frac{4.5 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g agua}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1\,000 \text{ g agua}}{1 \text{ kg}} = 0.77 \text{ mol/kg}$$



El glicerol, o glicerina, es una sustancia incolora con un sabor dulce a alcohol. Su fórmula es $C_3H_8O_3$ (1,2,3-propanotriol), es soluble en agua en cualquier proporción y se utiliza en la fabricación de medicinas y artículos de aseo, como pasta de dientes. Calcula el número de gramos de glicerol que se necesitan para preparar una solución a 2 m de glicerol que contiene 520 g de agua.

Respuesta

95.68 g

Fracción molar

Las unidades de concentración molaridad y molalidad expresan la cantidad de soluto en moles, pero la de disolución o de disolvente con una de volumen o peso. Si conoces el número de moles de soluto y disolvente, también puedes expresar la concentración de una disolución en fracción molar.

La fracción molar está relacionada con el descenso de la presión de vapor y con algunos cálculos de presiones parciales de los gases. La fracción molar de los componentes de una disolución se expresa como sigue:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}; X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}; X_i = \frac{n_i}{n_A + n_B + \dots n_i}$$

donde n_A y n_B son el número de moles del soluto y el disolvente, respectivamente. La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución es 1.

Ejemplo 1

Se tienen 37.5 g de ácido clorhídrico (HCl) en 62.5 g de agua. Determina la fracción molar de los componentes de la disolución.

Solución

1. La expresión matemática es

$$X_i = \frac{\text{moles del componente}}{\text{total de moles de la disolución}}$$

2. Se convierten los gramos de soluto y disolvente en moles

$$\text{moles HCl} = 37.5 \text{ g HCl} \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36.45 \text{ g HCl}} \right) = 1.03 \text{ mol HCl}$$

$$\text{moles H}_2\text{O} = 62.5 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 3.47 \text{ mol H}_2\text{O}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene:

$$X_{\text{HCl}} = \frac{1.03 \text{ moles HCl}}{10.3 \text{ moles HCl} + 3.47 \text{ moles H}_2\text{O}} = 0.229$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{3.47 \text{ moles H}_2\text{O}}{10.3 \text{ moles HCl} + 3.47 \text{ moles H}_2\text{O}} = 0.771$$

4. Se suman las fracciones molares para comprobar la unidad

$$X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

$$0.229 + 0.771 = 1$$

Normalidad

La *normalidad* es una unidad de concentración muy utilizada por los químicos cuando en una reacción química participan disoluciones de ácidos, bases o sales. Se define igual que la molaridad, con la diferencia de que se consideran equivalentes del soluto en lugar de moles:

$$N = \frac{\text{gramoequivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Pero, ¿qué es un equivalente?

De forma práctica, un equivalente, o mejor dicho gramoequivalente, es numéricamente igual al *peso equivalente* que resulta de dividir la masa molar del compuesto entre el número de moles de iones H^+ y OH^- que libera en la reacción o el número de oxidación total representado por los átomos de metal en la fórmula. Así se tiene:

$$1. \quad \text{Peso equivalente de un ácido} = \frac{\text{masa molar}}{\text{moles de H}^+}$$

$$\text{Peso equivalente de } \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{98 \text{ g}}{3} = 32.66 \text{ g} = 1 \text{ gramoequivalente}$$

De esta manera, tenemos 2 gramoequivalentes de $\text{H}_3\text{PO}_4 = 65.33 \text{ g}$, y así sucesivamente.



Un equivalente de un ácido, base o sal, representa el número de gramos del compuesto capaz de liberar iones H^+ , OH^- o cargas (+ o -), respectivamente.

$$2. \quad \text{Peso equivalente de una base} = \frac{\text{masa molar}}{\text{moles de } OH^-}$$

$$\text{Peso equivalente del } NaOH = \frac{40 \text{ g}}{1} = 40 \text{ g} = 1 \text{ gramoequivalente}$$

$$3. \quad \text{Peso equivalente de una sal} = \frac{\text{masa molar}}{\text{cargas (+ o -)}}$$

$$\text{Peso equivalente del } Al_2(SO_4)_3 = \frac{342 \text{ g}}{6} = 57 \text{ g} = 1 \text{ gramoequivalente}$$

En este caso se consideran los números de oxidación del catión y el anión cuya suma algebraica debe ser igual a cero:

$$Al_2^{3+}(SO_4)_2^{3-} \quad (3+)(2) = +6 \text{ y } (2-)(3) = -6, \text{ por lo que } +6 -6 = 0$$

Cuando se conoce la masa en gramos de una sustancia y su peso equivalente se pueden calcular los gramoequivalentes de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\text{Gramoequivalentes del soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{peso equivalente del soluto}}$$

Si se combina esta ecuación con la que define la normalidad se tiene:

$$\begin{aligned} N &= \frac{\text{gramoequivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{peso equivalente del soluto}}}{\text{litros de disolución}} = \\ &= \frac{\text{g de soluto}}{\text{Volumen de disolución} \times \text{peso equivalente del soluto}} \end{aligned}$$

Ejemplo 1

Calcula la normalidad de una disolución que contiene 100 g de $Ca(OH)_2$ en 500 ml de disolución.

Solución

1. La expresión matemática es

$$N = \frac{\text{g de soluto}}{\text{Volumen de disolución} \times \text{peso equivalente del soluto}}$$

2. Se calcula el peso equivalente del $Ca(OH)_2$

$$\text{Peso equivalente del } Ca(OH)_2 = \frac{74.1 \text{ g}}{2} = 37.0 \text{ g}$$

3. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$N = \frac{100 \text{ g de } Ca(OH)_2}{0.5 \text{ L} \times 37.0 \text{ g}} = 5.41 \text{ gramoequivalentes/L}$$

Este problema también se puede resolver utilizando el método de factor unitario.

$$N = \frac{100 \text{ g } Ca(OH)_2}{500 \text{ ml disolución}} \times \frac{1 \text{ gramoequivalente } Ca(OH)_2}{37.05 \text{ g } Ca(OH)_2} \times \frac{1 \text{ 000 ml}}{1 \text{ L}} = 5.41 \text{ N}$$

Ejemplo 2

¿Qué cantidad de nitrato de plata $AgNO_3$ se necesita para preparar 250 ml de una disolución 0.1 N?

Solución

1. La expresión matemática es

$$N = \frac{\text{g de soluto}}{\text{Volumen de disolución} \times \text{peso equivalente del soluto}}$$

2. Se despejan los gramos del soluto de la fórmula

$$\text{Gramos de } AgNO_3 = N \times \text{Volumen de disolución} \times \text{peso equivalente } AgNO_3$$

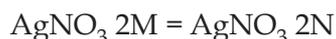
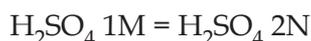
3. Sustituyendo en la fórmula se tiene

$$\begin{aligned} \text{Gramos de } AgNO_3 &= 0.1 \text{ gramoequivalente/L} \times 0.250 \text{ L disolución} \times \\ &\times 169.9 \text{ gramoequivalentes} = 4.2 \text{ g} \end{aligned}$$

Relación entre molaridad y normalidad

Las dos unidades se refieren a la cantidad de soluto por litro de disolución. Esta particularidad permite relacionarlas convirtiendo una unidad en otra.

La relación entre molaridad y normalidad es $N = M \times \text{val}$, donde val (valencia) en un ácido es el número de H^+ que intercambia o que reacciona; en una base, es el número de OH^- , y en el caso de las sales es el número de oxidación total del metal. Ejemplos: $NaOH \text{ 1M} = NaOH \text{ 1N}$



Para las prácticas de laboratorio que se realizan en tu escuela se preparan diversas disoluciones. Investiga con el laboratorista cuáles son las unidades de concentración de sustancias que con más frecuencia utiliza.



- Para ir de las mezclas a las sustancias puras se utilizan los métodos de separación. Las propiedades químicas y físicas determinan el procedimiento que deberá emplearse en la separación de los componentes de una mezcla.
- Los componentes de una dispersión se llaman fases, y son la fase dispersa (sustancia o sustancias en menor proporción) y la fase dispersante o dispersora (sustancia en mayor proporción). Son dispersiones las disoluciones, los coloides y las suspensiones; la diferencia principal entre ellas es el tamaño de partícula.
- Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias en proporción variable. El tipo de disolución lo determina el estado de agregación del disolvente. Las disoluciones líquido en líquido y sólido en líquido son las más comunes. Su proceso de disolución consiste en la solvatación o hidratación si el agua es el disolvente.
- Las propiedades coligativas de una disolución son diferentes a las del disolvente puro. Una propiedad coligativa importante para los seres vivos es la ósmosis.
- Los coloides son otras de las mezclas más abundantes en la naturaleza; el citoplasma de las células es un ejemplo de coloide. Al igual que las disoluciones, presentan características importantes que los distinguen, como el efecto Tyndall, el movimiento browniano y la diálisis; entre otras.
- La estabilidad de los coloides se debe a la interacción de las partículas coloidales con la fase líquida el tiempo suficiente para mantenerse en suspensión y evitar que se agrupen formando partículas de gran tamaño que sedimenten.
- Una suspensión es una mezcla heterogénea constituida por una sustancia no soluble y sedimentable en el líquido dispersante en que se encuentra. En la industria farmacéutica son ampliamente utilizadas en la elaboración de emulsiones (laxantes y antibióticos).
- La concentración de una disolución se expresa cualitativamente en las disoluciones saturadas, insaturadas, sobresaturadas, diluidas y concentradas, y cuantitativamente en unidades físicas o químicas. La elección de las unidades de concentración depende del uso que se le vaya a dar a la disolución.



1. Escribe varios ejemplos de mezclas y señala los métodos de separación que podrías aplicar para separar los componentes de estas mezclas.
2. En casa o en tu salón de clases realiza este sencillo experimento: en dos refrescos gaseosos, uno frío y el otro tibio, coloca un globo en la boquilla cubriendo la corcholata de cada envase, de manera que al destaparlo el gas liberado infle el globo. Destapa con cuidado para no romper el globo y observa. ¿Cuál de los dos refrescos, al destaparlo, liberó mayor cantidad de gas e infló más el globo? ¿Por qué? Discute el resultado con tus compañeros de clase.
3. ¿En qué líquido se disuelve más rápidamente una cucharada de azúcar, en 200 ml de té helado o en 200 ml de café caliente? Explica tu respuesta en términos de la teoría cinético-molecular.
4. Investiga por qué algunos geles tienen apariencia de un semisólido, como el gel que usas para el cabello, o de un sólido como la gelatina?
5. Un grupo de náufragos flotó en el mar por varios días en una balsa salvavidas antes de ser rescatados; quienes habían bebido un poco de agua de mar sufrían deshidratación más grave. Explica por qué.
6. Discute en grupo: ¿Cuál sería el volumen máximo de cerveza que una persona podría tomar sin que afecte notablemente sus sentidos? Para ello realiza previamente una investigación bibliográfica.



La zanahoria y el huevo que beben agua

PRESENTACIÓN

Comprobar que las células absorben las sustancias alimenticias del medio que las rodea por ósmosis.

¿QUÉ NECESITAS?

- 2 tubos de vidrio delgados de medio metro de longitud
- 1 tapón horadado
- 2 recipientes en cuya boca se puedan sujetar una zanahoria o un huevo

SUSTANCIAS:

- 1 zanahoria
- 1 huevo
- Disolución concentrada de azúcar
- Agua destilada

¿CÓMO HACERLO?

PARTE 1

Utilizando un agujerador de tapones haz un orificio en el centro de la parte superior de una zanahoria grande. El agujero debe ser lo suficientemente profundo como para contener unos 10 ml de disolución saturada de azúcar y lo suficientemente ancho para poder colocar el tapón de hule al que previamente se le coloca el tubo de vidrio. Hecho el arreglo

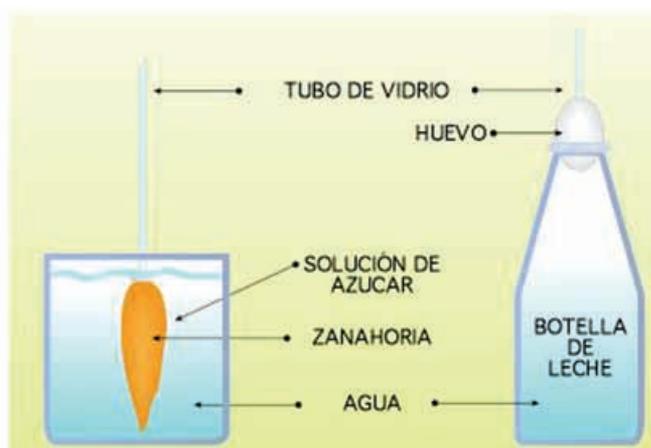
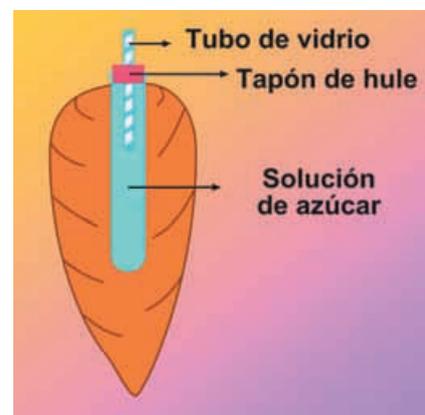
se introduce la zanahoria en el recipiente que contiene agua destilada, de tal forma que quede sostenida por la boca del recipiente pero cubierta de agua. Anota tus observaciones.

PARTE 2

Golpea ligeramente uno de los extremos de un huevo fresco, de preferencia donde está la cámara de aire, y separa un poco del cascarón sin romper la membrana. Coloca este extremo sobre la boca de un recipiente lleno de agua. Haz una pequeña perforación en el otro extremo del huevo e introduce con cuidado el tubo de vidrio, fijándolo bien con cera. Observa lo que sucede al cabo de un tiempo.

SUGERENCIAS

Los tubos de vidrio se pueden sustituir por popotes transparentes y al agua se le puede agregar algún colorante vegetal. En lugar de zanahoria se puede utilizar una papa o bien un buche de pollo (molleja).



CONTESTA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS:

1. ¿Qué sucedió en los tubos conectados a la zanahoria y al huevo?

2. En el caso de la zanahoria, ¿el sabor del agua contenida en el tubo conectado a ella cambia?



1. Si el agua potable contiene 1.5 partes por millón de NaF, ¿cuántos litros de agua se pueden fluorinar con 454 g de NaF?

2. Un bote de cerveza de 350 ml con 6° (G.L.) ¿qué volumen en ml de etanol contiene.

3. ¿Cuál es el porcentaje de una disolución que contiene 400 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) en 10 000 g de disolución?

4. Para mantener una concentración de cloruro de sodio (NaCl) similar al agua de mar, un acuario debe contener 3.6 g de NaCl por 100 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de NaCl en la disolución?

5. ¿Cuál es la concentración molar del ácido acetilsalicílico (aspirina) que se obtiene al disolver una tableta efervescente que contiene 300 mg en un volumen de 250 ml?

6. Una disolución intravenosa (IV) de 100.5 ml contiene 5.10 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). ¿Cuál es la molaridad de esta disolución? La masa molar de la glucosa es de 180.16 g/mol.

7. Calcula la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 24.4 g de esta sustancia en 198 g de agua. La masa molar del ácido sulfúrico es de 98.08 g/mol.

8. Determina los pesos equivalentes de las siguientes sustancias:
 - A) NH_4OH
 - B) H_3PO_4
 - C) Al_2S_3
 - D) HCN

9. Completa la siguiente tabla:

Soluto	Gramos de soluto	Moles de soluto	Volumen de disolución	Molaridad	Normalidad
NaNO ₃	25			1.2	
H ₂ SO ₄			12 L		0.05
CaCO ₃		0.525		1.50	
Ba(OH) ₂	65		500 ml		
HCl		0.76			

10. Una disolución de sulfato de zinc (ZnSO₄) tiene una concentración 0.70 M. Expresa esto en unidades de normalidad.

11. Un jarabe azucarado contiene 15% en masa de azúcar, C₁₂H₂₂O₁₁, y su densidad es igual a 1.06 g/ml.

- A) ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 1 L de este jarabe?
- B) ¿Cuál es la molaridad de esta disolución?
- C) ¿Cuál es la molalidad de esta disolución?

12. Calcula la fracción molar de cada uno de los componentes en las siguientes disoluciones:

- A) 2 moles de etanol (C₂H₆O) y 8 moles de agua
- B) 12.3 g de C₄H₄O en 1 × 10² g de C₂H₆O
- C) 156 g de C₁₂H₂₂O₁₁ en 3 × 10² g de agua



I. LEE CUIDADOSAMENTE CADA UNO DE LOS REACTIVOS Y SUBRAYA LA RESPUESTA CORRECTA.

1. Cuando la materia está compuesta de diversas fases cuyas propiedades locales varían en diferentes puntos de la muestra, decimos que es una mezcla:

- A) Heterogénea
- B) Compuesta
- C) Homogénea
- D) Mixta

2. Método de separación de mezclas que consiste en separar líquidos miscibles, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición:
- A) Filtración
 - B) Destilación
 - C) Decantación
 - D) Evaporación
3. ¿Cuál es el método de separación empleado en el control de verificación vehicular para analizar los gases de la combustión en el motor?
- A) Extracción
 - B) Destilación
 - C) Sublimación
 - D) Cromatografía
4. Es el nombre que se da a la mezcla que resulta al distribuir una sustancia en otra.
- A) Reacción
 - B) Fusión
 - C) Dispersión
 - D) Difracción
5. Componente de la disolución que a temperatura normal determina el estado de agregación de la disolución.
- A) Soluteo
 - B) Volumen
 - C) Masa
 - D) Disolvente
6. La mamá de Alma coloca merengue a la gelatina de piña. ¿Qué tipo de coloide utiliza para adornar el postre?
- A) Uno con fase dispersa sólida y fase dispersante sólida
 - B) Uno con fase dispersa sólida y fase dispersante líquida
 - C) Uno con fase dispersa líquida y fase dispersante líquida
 - D) Uno con fase dispersa gaseosa y fase dispersante líquida
7. Cuando 64.2 g de NiCl_2 se disuelven en 100 ml de agua, la solución está saturada y esta cantidad se llama solubilidad de la sustancia, a 20°C . Si la solubilidad cambia, ¿cuál de los siguientes factores se altera?
- A) Densidad
 - B) Presión
 - C) Temperatura
 - D) Volumen
8. Es un ejemplo de disolución.
- A) Espuma
 - B) Gelatina
 - C) Agua de mar
 - D) Nieve
9. El efecto Tyndall es una propiedad de este tipo de dispersiones.
- A) Coloides
 - B) Emulsiones
 - C) Disoluciones
 - D) Suspensiones

10. En la columna derecha se encuentran las características de los sistemas dispersos; relaciónalas con los nombres de la columna izquierda.

- | | |
|----------------|--|
| I. Suspensión | A. Son dispersiones en apariencia homogénea, sus partículas tienen un diámetro entre 1 y 1 000 nm, no sedimentan, atraviesan los filtros y membranas semipermeables. |
| II. Disolución | B. Sus componentes se separan fácilmente por decantación. |
| III. Coloide | C. El tamaño de sus partículas es menor de 1 nm. |
| | D. Son dispersiones heterogéneas que al sedimentar presentan dos fases, no atraviesan los filtros ni las membranas semipermeables. |
| | E. Por el tamaño de sus partículas reflejan la luz haciéndola visible. |
| | F. Estas dispersiones presentan el fenómeno de ósmosis. |

- A) I C, D; II A, E; III B, F
 B) I A, B; II C, E; III D, F
 C) I B, D; II C, F; III A, E
 D) I A, C; II E, F; III B, D

II. DESARROLLA LAS OPERACIONES NECESARIAS EN CADA PLANTEAMIENTO Y SEÑALA EL INCISO CORRECTO.

- Se ha preparado una disolución disolviendo 2.5 g de etanol, C_2H_5OH , en 13.2 g de agua. Calcula el porcentaje en peso 1) del etanol y 2) del agua.

A) 1) 67	2) 33	C) 1) 18.93	2) 81.07
B) 1) 62.80	2) 37.20	D) 1) 15.92	2) 84.08
- ¿Cuál es el volumen porcentual de una disolución que se prepara añadiendo 12 ml de bromo (Br_2) a suficiente tetracloruro de carbono (CCl_4) para obtener 250 ml de disolución?

A) .48 %	C) .048 %
B) 48 %	D) 4.8 %
- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 10 g de KOH en un volumen total de 200 ml?

A) 89 M	C) 8.9 M
B) .89 M	D) .089 M
- Una solución se prepara disolviendo 12.5 g de H_3PO_4 en suficiente agua hasta formar 400 ml de solución. Calcula la normalidad de la solución.

A) 9.566 N	C) 95.66 N
B) .09566 N	D) .9566 N
- Determina las ppm de 120 mg de iones Na^+ contenidos en 1 500 g de agua.

A) .80 ppm	C) 8 ppm
B) 80 ppm	D) .08 ppm



Base. Es un compuesto que contiene un ion metálico y uno o más iones hidroxilo (OH^-).

Concentración. Medida de la cantidad de soluto contenida en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

Disolución. Mezcla homogénea en la que se encuentran dos o más sustancias puras; su composición puede variar dentro de ciertos límites.

Disolvente. Sustancia en la que se forma una disolución; por lo general se encuentra en mayor cantidad que el soluto.

Efecto Tyndall. Dispersión de la luz a través de partículas coloidales.

Longitud de onda. La distancia más corta entre puntos equivalentes en una onda común. Generalmente se expresa en nanómetros (nm).

Mezcla. Materia compuesta de dos o más sustancias puras en cualquier propiedad, cada una de las cuales conserva sus propiedades específicas.

Miscible. Característica de dos líquidos solubles entre sí.

Ósmosis. Difusión de partículas de disolvente a través de una membrana semipermeable; viajan de un área de mayor concentración de disolvente a una de menor concentración.

Presión. Fuerza aplicada por unidad de área.

Presión osmótica. Presión adicional necesaria para invertir la ósmosis.

Propiedades coligativas. Propiedades de una disolución que dependen sólo de la cantidad de partículas de soluto presentes en la misma y no de la identidad de estas partículas.

Sal. Compuesto iónico formado por un ion con carga positiva (catión) y un ion con carga negativa (anión).

Soluto. Sustancia disuelta en una disolución, por lo general presente en menor cantidad que el disolvente.

Solubilidad. Cantidad máxima de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura y presión específicas.

Suspensión. Tipo de mezcla heterogénea cuyas partículas sedimentan con el tiempo y que se pueden separar por filtración.



Brown, Lemay, Burstein. *Química. La ciencia central.* México, Prentice-Hall, 1998.

Chang, R. *Química.* México, McGraw-Hill, 1992.

Dickson, T. R. *Química. Enfoque ecológico.* México, Limusa-Noriega Editores, 1997.

Dingrando Laurel, Kathleen V. Gregg, Nicholas Hainen y Cheryl Wistrom. *Química, materia y cambio.* México, McGraw-Hill, 2003.

Hein, M. *Química.* México, Grupo Editorial Iberoamericana, 1992.

Phillips John S., Victor S. Strozak y Cheryl Wistrom. *Química, conceptos y aplicaciones.* México, McGraw-Hill, 1999.

Seese, William S. y G. William Daub. *Química.* México, Prentice-Hall Hispanoamericana, 1996.

Para revisar los artículos publicados en la revista *Educación química*, editada por la Facultad de Química de la Universidad Nacional Autónoma de México, te sugerimos consultar el siguiente sitio electrónico: www.fquim.unam.mx/eq/

Para revisar artículos relacionados con la enseñanza de la disciplina, te sugerimos consultar la página del *Journal of Chemical Education*: <http://jchemed.chem.wisc.edu>