

zUniversidad Nacional del Litoral
Secretaría Académica
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia
Año 2014



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 2. Sistemas materiales

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Nosedá / Héctor Odetti
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candiotti

Revisión 2017: Edgardo Cagnola / Viviana Cova / Inés Granados / René Güemes / Isabel Nescier / Viviana Roldán / Lisandro Seluy

En este capítulo se estudiarán los sistemas materiales, que constituyen una parte del universo que aislamos y estudiamos. Como ejemplos de sistemas veremos las sustancias puras, las mezclas y las soluciones.

Estos temas revisten gran importancia por la estrecha relación que tienen con la vida cotidiana. Desde que nos despertamos, en nuestra vida diaria, estamos permanentemente en contacto con sustancias y mezclas, al igual que con las soluciones, que son un caso particular de las mezclas.

Debemos tener conocimientos básicos imprescindibles a la hora de seleccionar productos que necesitamos y se encuentran disponibles en su mayoría en forma de soluciones de distintas concentraciones; por esto es bueno poder seleccionar los productos más convenientes.

Como este tema conlleva problemas y ejercicios, se ofrecen actividades relacionadas y ejercitación para lograr los aprendizajes esperados.

2.1. Sistemas materiales

Se define a un sistema material como una porción del Universo que se aísla para su estudio.

Sus límites pueden ser reales o imaginarios. Por ejemplo, en una botella de gaseosa completamente llena, si el sistema a estudiar es el contenido de la misma, el límite será la pared interior del envase; pero también podemos estudiar un pequeño cubo imaginario dentro del contenido de la botella, cuyos límites sean imaginarios.

Los sistemas materiales pueden clasificarse en: homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos.

Sistema homogéneo es aquel que en todos los puntos de su masa posee iguales valores de cada una de sus propiedades intensivas.

Son ejemplos de sistemas homogéneos, entre otros: mercurio, aluminio, agua, agua con algo de azúcar disuelto, mezcla de helio y argón, amalgama de oro.

Sistema heterogéneo es aquel que en distintos puntos de su masa posee diferentes valores de sus propiedades intensivas, debido a que está formado por dos o más porciones homogéneas, cada una de las cuales se denomina *fase*.

Son ejemplos de sistemas heterogéneos: aceite flotando en agua (dos fases líquidas: aceite y agua), trozos de hierro y trozos de cinc (dos fases sólidas), suspensión de arcilla en agua, emulsión de grasa en agua.

En función de lo visto, los sistemas homogéneos están formados por una sola fase.

Sistema inhomogéneo es aquel en que los valores de las propiedades intensivas varían en forma gradual.

Un ejemplo de sistema inhomogéneo es la atmósfera, puesto que, por ejemplo, la presión varía gradualmente con la altura. Otro ejemplo es el océano.

2.2. Sustancias puras y mezclas

De ahora en adelante, al usar el término “sustancia” haremos referencia a un único material puro. Por consiguiente, una sustancia puede ser simple o compuesta. Según vimos, en el primer caso, como el cobre o el dibromo, todos sus átomos son idénticos.

Una sustancia compuesta, como el agua, o el cloruro de sodio o el benceno (formado por carbono e hidrógeno) está integrada por átomos de elementos específicos enlazados unos con otros y que presentan una proporción definida. Sea una sustancia simple o compuesta, el hecho de que se presente sola, sin ninguna otra que la acompañe determina que dicha sustancia es pura. Si en el sistema material hay dos o más sustancias distribuidas mutuamente al azar, se trata de una mezcla.

Una *mezcla* es un sistema material formado por dos o más sustancias distintas, distribuidas al azar una en el seno de la otra

El término “mezcla” abarca un amplio rango de sistemas, desde simples agregados, en los cuales las partículas dispersas pueden observarse a simple vista como el caso de la Figura 2.1 (en la que se muestran dos componentes distintos que pueden diferenciarse rápidamente) hasta sistemas en los cuales la dispersión se efectúa a nivel de las unidades constituyentes de las sustancias intervinientes (moléculas o iones). Muchas mezclas pueden comprenderse mejor a través de representaciones microscópicas, como por ejemplo en el caso de sustancias intervinientes gaseosas; en la Figura 2.2 se representa una mezcla de los gases dihidrógeno y dióxígeno.



Figura 2.1 Ensalada de frutas

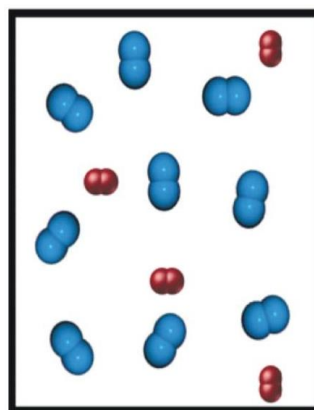


Figura 2.2 Mezcla de dos gases, H₂ y O₂

Las principales diferencias entre sustancias puras y mezclas están resumidas en la Tabla 2.1.

Tabla 2.1. Sustancias y mezclas: Principales diferencias

Sustancias puras	Mezclas
Formadas por una sola sustancia	Formadas por dos o más sustancias
Composición fija	Composición variable
No pueden separarse por medios físicos	Pueden separarse por métodos físicos
Temperatura constante durante los cambios de estado	Temperatura variable durante los cambios de estado
Ejemplos: agua, aluminio, oxígeno, mercurio.	Ejemplos: agua y arena, aire

Una tarea muy importante llevada a cabo por los químicos es el *análisis químico* para determinar la composición de una muestra. La primera etapa del análisis implica saber si una muestra está formada por una única sustancia o se trata de una *mezcla*. Para ello se deben tener en cuenta algunas de las diferencias mencionadas.

Otro aspecto destacable a considerar es que *una sustancia compuesta no es una mezcla*. El agua, que es un compuesto formado por átomos de hidrógeno y oxígeno, se diferencia absolutamente de una mezcla de los gases dihidrógeno y dióxígeno, según se observa en la Figura 2.3.

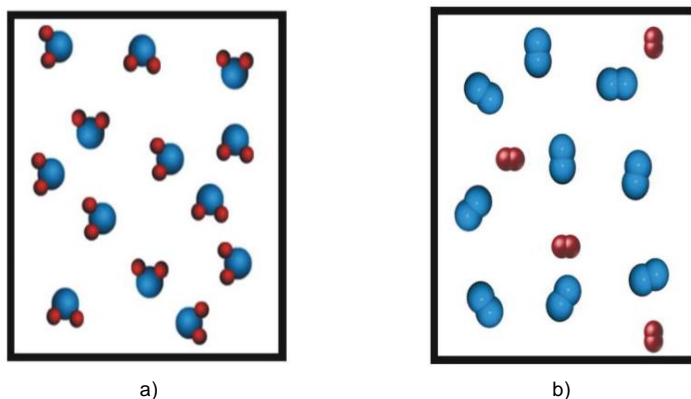


Figura 2.3 a) Representación de un recipiente con agua gaseosa y b) Representación de otro recipiente, con una mezcla de H_2 y O_2

La diferencia más importante es que una mezcla, por lo general, presenta un comportamiento intermedio entre las propiedades físicas de sus componentes, mientras que las propiedades de un compuesto son por lo común muy distintas de las de sus elementos componentes. En cambio, una mezcla de azúcar y arena es dulce (debido al azúcar) y áspera (debido a la arena). Esto indica que puede hacerse una prueba crítica para ver si una muestra es o no una mezcla: comprobar si sus componentes pueden separarse tomando como base sus propiedades físicas.

Las mezclas a su vez, se clasifican según su grado de división en mezclas homogéneas y heterogéneas.

Las *mezclas homogéneas* se caracterizan por estar formadas por una sola fase.



Figura 2.4 Mezcla homogénea

Por ejemplo en la figura 2.4 se muestra agua límpida de un manantial que contiene muchas sustancias disueltas. Otro ejemplo es el aire atmosférico filtrado, en el que encontramos distintas sustancias en una relación variable.

Si mezclamos agua (fase líquida) con sal en pequeña cantidad (fase sólida) y agitamos bien la mezcla, la sal se disuelve en la fase líquida. Como resultado no podemos distinguir dónde está la sal y el agua.

Las mezclas homogéneas se denominan también *soluciones* o *disoluciones*. Las mismas se pueden presentar en los distintos estados de agregación: gaseosas, líquidas, como los ejemplos mencionados, o sólidas, como las aleaciones, que son mezclas de metales; por ejemplo bronce, latón otras.



Figura 2.5 Mezcla heterogénea

Las *mezclas heterogéneas* se caracterizan por la distinción que puede hacerse a simple vista de sus componentes, o bien con ayuda de un microscopio. Por ejemplo, si se observa un trozo de queso Roquefort (Figura 2.5) se pueden distinguir varios componentes, simplemente por la diferencia de color. Estas mezclas tienen la particularidad de presentar diferentes propiedades intensivas en distintas partes de la misma.

Los componentes de una mezcla heterogénea pueden separarse en general por medio de filtración, tamizado, centrifugación, decantación, etc. Otros ejemplos son: aceite y agua, tierra y agua, tierra y harina, agua más fideos, agua y manteca derretida.

A continuación, en la Tabla 2.2, se mencionan algunos ejemplos de mezcla.

Tabla 2.2. Distintos tipos de mezcla

	Tipo de mezcla	Ejemplo
Homogéneas	Sustancia simple + Sustancia simple	Ar disuelto en N ₂ y H ₂ disuelto en Pd
	Sustancia compuesta + Sustancia compuesta	Alcohol disuelto en H ₂ O CO ₂ disuelto en H ₂ O
	Sustancia simple + Sustancia compuesta	I ₂ disuelto en alcohol H ₂ disuelto en CO ₂
Heterogéneas	Sustancia simple + Sustancia simple	H ₂ (burbujas) en Hg
	Sustancia compuesta + Sustancia compuesta	CO ₂ (burbujas) en H ₂ O
	Sustancia simple + Sustancia compuesta	N ₂ (burbujas) en H ₂ O
	Sustancia simple + Solución	N ₂ (burbujas) en solución de NaCl en H ₂ O
	Sustancia compuesta + Solución	C ₆ H ₆ (benceno, en pequeñas gotitas) en solución de NaCl en H ₂ O
Inhomogéneas	Atmósfera: mezcla de varios componentes	
	Océano: mezcla de varios componentes	

A modo de resumen presentamos la Figura 2.6.

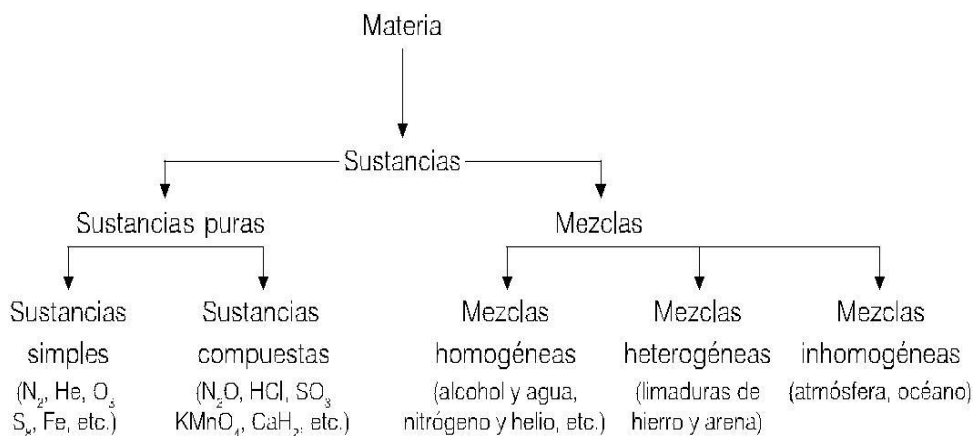


Figura 2.6 Resumen de conceptos

2.3. Soluciones

Como vimos anteriormente una *solución* o *disolución* es una mezcla homogénea, y por ser una mezcla es de composición variable.

Si bien ocupamos la superficie terrestre, a veces no nos damos cuenta que estamos inmersos en un mar gaseoso. Por ejemplo, sólo cuando nos falta, porque estamos bajo el agua, tomamos conciencia de lo importante que es la atmósfera para la vida. La atmósfera, de

la cual extraemos el oxígeno que necesitamos, no es otra cosa que una mezcla de gases. Si pudiéramos filtrarla a través de una membrana tendríamos un caso muy conocido de solución gaseosa.

Pero no es la única solución o disolución que conocemos: ¿quién no ha visto una foto de una playa del Caribe o de la Polinesia donde aparece agua de color turquesa. El agua transparente que todos soñamos ver es otro caso de solución pero ya no gaseosa sino líquida, que contiene disueltas muchas sustancias, las cuales contienen especies tales como Cl^- , Na^+ , Mg^{2+} , SO_4^{2-} , HCO_3^- y otras (Figura 2.4).

En la Tabla 2.3 se indican distintos tipos de soluciones y un ejemplo de cada uno.



Figura 2.7 Agua y aire

Tabla 2.3. Clases de soluciones

Tipo de solución	Ejemplo
sólido - líquido	sal o azúcar en agua
líquido - líquido	anticongelante
gas - líquido	soda (sin burbujas)
gas - gas	aire (filtrado)
sólido - sólido (aleación)	bronce
gas - sólido	H ₂ en Pt

La mayoría de las reacciones químicas, en particular las de importancia biológica, ocurren en soluciones líquidas. Además, el estudio de las reacciones en soluciones gaseosas es importante, pues muchas reacciones ocurren en la atmósfera y se vinculan con los problemas ambientales. En la industria, las aleaciones (soluciones sólidas) constituyen todo un campo de investigación en el área de nuevos materiales.

En toda solución el componente que se encuentra en mayor cantidad se denomina solvente y el o los que se encuentran en menor cantidad constituyen el/los *soluto/s*. De esta forma, en una solución formada por sal común, NaCl, disuelta en agua, el solvente es el agua y el soluto el NaCl. Si se mezclan 8 g de alcohol con 75 g de agua, en la solución formada el alcohol es el soluto y el agua el solvente. Según la Ley de Lavoisier se cumple que:

$$\text{masa de la solución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del solvente} = 8 \text{ g} + 75 \text{ g} = 83 \text{ g}$$

De la misma forma, en una solución contiene 12 g de agua y 88 g de alcohol, el solvente es el alcohol y el soluto el agua, cumpliéndose que:

$$\text{masa de la solución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del solvente} = 12 \text{ g} + 88 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

Con estos ejemplos se pone de manifiesto que la definición de soluto y solvente en general es relativa y puede variar aun cuando se trate de las mismas sustancias mezcladas si éstas se encuentran en distintas proporciones. Si retomamos el ejemplo de la atmósfera, el nitrógeno, por estar presente en mayor cantidad es el solvente, y el resto de los gases son los solutos.

El proceso de la disolución no es simple, sin embargo, es posible encontrar algunos criterios que simplifican su estudio. En las soluciones líquidas el o los solutos se encuentran disueltos, disociados en forma de iones, o bien sin disociar, como moléculas.

2.3.1. Procesos de formación de soluciones

Existen distintos mecanismos relacionados con la formación de una solución.

a) *Simple dispersión*: es el mecanismo más sencillo mediante el cual una sustancia se dispersa dentro de la otra. Una de ellas es la que se dispersa (soluto) y la otra, que está en mayor cantidad, el dispersante. Ejemplos de este proceso son: las

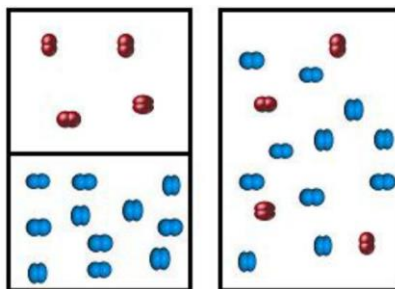


Figura 2.8 Dispersión de un gas en el seno del otro

mezclas de gases (ver Figura 2.8, donde se observa que al sacar el tabique que separa a dos gases distintos, se produce una mezcla de uno dentro del otro), la disolución de azúcar en agua, azufre en sulfuro de carbono, y otros.

b) *Solvatación*: es un proceso en el cual el soluto y el solvente forman agregados. Es necesario aclarar que a partir de ellos no se forma ningún compuesto nuevo, es decir, no hay reacción química. Supongamos el caso

de la disolución de un sólido como la sal de cocina en agua; esta sal está formada por iones de carga positiva (cationes), Na^+ , e iones de carga negativa (aniones), Cl^- ; cuando la sal se sumerge en el agua (ver la Figura 2.9), los iones situados en la superficie del sólido son atraídos por las moléculas del solvente, lo que supone la ruptura de los enlaces de la red cristalina y la consiguiente disgregación de sus componentes en el seno del líquido. Estos iones son rodeados por las moléculas del disolvente en un proceso llamado *solvatación* (si el solvente es el agua, se llama *hidratación*). Para que este proceso sea posible es necesario que se produzca una interacción de las moléculas del disolvente con las del soluto, que lleva consigo la liberación de una cierta cantidad de energía. La misma es cedida en parte a la red cristalina y permite a algunas de sus partículas componentes desprenderse e incorporarse a la disolución. La repetición de este proceso produce, al cabo de un cierto tiempo, la disolución completa del sólido. Cabe aclarar que no siempre la energía liberada en el proceso de solvatación es lo suficientemente elevada como para romper los enlaces en el cristal. Para que la energía de solvatación tome un valor considerable es necesario que las interacciones entre moléculas del soluto y del disolvente sean de la misma naturaleza. Sólo así este fenómeno es lo suficientemente importante como para dar lugar por sí solo a la disolución del cristal. Normalmente se habla de que “lo semejante disuelve a lo semejante”. En cursos superiores se verá que los disolventes polares como el agua son apropiados para disolver solutos polares como los sólidos iónicos o los sólidos formados por moléculas con una cierta polaridad eléctrica. Por su parte, los disolventes apolares, como el benceno (C_6H_6), disuelven las sustancias no polares como las grasas.

c) *Reacción química*: es el caso en que el soluto reacciona con el solvente produciendo un cambio químico y dando por ello lugar a la formación de nuevas sustancias.

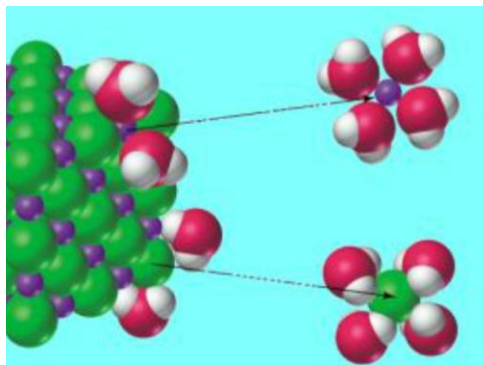
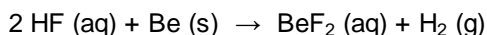


Figura 2.9 Los iones del cristal son rodeados por las moléculas de agua

Supongamos que se agrega un metal como el berilio en una solución de ácido fluorhídrico. La reacción que se produce entre ellos será:



Como puede verse en los estados de agregación, el berilio que era un sólido que da incorporado en la solución (se disolvió), pero dejó de ser berilio metálico para transformarse en fluoruro de berilio que sí es soluble en el medio ácido dando lugar a un sistema homogéneo. En ciertos casos, la reacción se produce aun con agua pura, como sucede con metales tales como el sodio, que reacciona con el agua dando el hidróxido del metal y gas dihidrógeno; entonces se dice que la sustancia se “disuelve con reacción química”. En éstos casos la solución final resultante contiene como solutos a los productos de la reacción química.

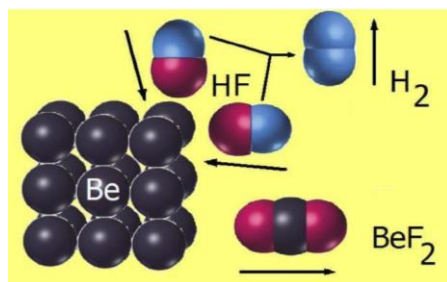


Figura 2.10 Los átomos del cristal reaccionan con las moléculas de ácido

Ahora bien, cuando preparamos una solución lo que hacemos es agregar un soluto a un solvente, produciéndose así la disolución del soluto por alguno de los mecanismos citados anteriormente donde el soluto se ubica en los espacios que quedan entre las moléculas del solvente. Pero debemos tener claro que no se puede agregar soluto en cualquier cantidad esperando que siempre se disuelva, excepto en el caso de las disoluciones gaseosas.

2.4. Concentración de una solución

Cuando se estudian las soluciones, cualquiera sea su clase, una cuestión importante es cómo se expresa la cantidad de soluto contenido en la solución.

La relación entre la cantidad de soluto presente y la cantidad de solución (o de solvente) se denomina *concentración* de la solución o concentración del soluto en la solución, es decir que en general:

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}}$$

. Existen muchas formas de expresar la concentración de una solución, algunas de las cuales son muy antiguas y han perdido vigencia, mientras que otras son muy especializadas, es decir, se utilizan en determinados tipos de estudios.

En la Tabla 2.4 se muestran algunas unidades de concentración; en cursos superiores verás otras.

Tabla 2.4. Unidades de concentración

Forma de expresar la concentración	Símbolo	Unidades	Descripción
a Porcentaje masa en masa	% m/m	g/100 g	Masa de soluto como porcentaje de la masa total de la solución
b Partes por millón (máscas)	ppm	mg/kg	Masa de soluto en mg por cada kg de solución
c Porcentaje masa en volumen	% m/V	g/100mL	Masa de soluto en g por cada 100 mL de solución.
d Gramos/litro	g/L	g/L	Masa de soluto en gramos por litro de solución

En la tabla anterior no figura una forma muy importante de expresar concentración: la molaridad, que se aplicará en el capítulo 5 cuando se introduzca el concepto de mol.

Veamos a continuación cada forma de concentración con mayor detenimiento.

a) *Porcentaje masa en masa* (gramos de soluto / 100 gramos de disolución): como figura en Tabla 2.4, expresa la masa de soluto, en gramos, por cada 100 g de disolución.

Se suele denominar como tanto por ciento en masa y se lo expresa como % m/m. En este caso la concentración de una solución está dada por la expresión:

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100$$

Por lo tanto, si decimos que una solución tiene una concentración al 5 % m/m significa que la misma contiene 5 gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

Si por ejemplo, se agregan 12 gramos de sal de mesa (NaCl), en 30 gramos de agua la masa de la solución obtenida será:

$$\text{masa soluto} + \text{masa solvente} = \text{masa de la solución}$$

$$12 \text{ gramos} + 30 \text{ gramos} = 42 \text{ gramos}$$

Entonces esta solución tendrá 12 gramos de soluto en 42 gramos de solución, pero para expresar su % m/m, debe estar referida a 100 gramos por lo que:

$$42 \text{ gramos de solución} \quad \frac{12 \text{ gramos de azúcar}}{42 \text{ gramos de solución}} \quad x$$

$$100 \text{ gramos de solución} \quad \frac{12 \text{ gramos de azúcar}}{42 \text{ gramos de solución}} \quad x$$

$$x = 28,6 \text{ g soluto} / 100 \text{ g de solución}$$

También podemos hacer, como se indica anteriormente:

$$\% \text{ m/m} = \frac{12 \text{ g sto}}{(12 + 30) \text{ g solución}} \times 100 = 28,6 \text{ g sto} / 100 \text{ g solución}$$

b) *Partes por millón* (mg soluto / kg de solución):

Se debe expresar la masa de soluto en mg, recordando que 1 gramo = 10^3 mg

$$1 \text{ g} \quad \frac{1.000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \quad x$$

$$28,6 \text{ g} \quad \frac{1.000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \quad x = 2,86 \times 10^4 \text{ mg}$$

y luego referir los 100 g de solución a 1 kg de solución, para lo cual hay que multiplicar por 10, según la siguiente relación:

$$2,86 \times 10^4 \text{ mg} \quad \frac{100 \text{ g solución}}{1.000 \text{ g (1 kg) solución}} \quad x$$

$$x = 2,86 \times 10^5 \text{ mg soluto} / 1 \text{ kg de solución} = 2,86 \times 10^5 \text{ ppm}$$

Hay que remarcar que la solución del ejemplo anterior es demasiado concentrada como para expresar su concentración en ppm. En efecto, esta forma de expresar la concentración se utiliza para soluciones muy diluidas, donde el soluto se encuentra en escasa proporción con respecto al solvente y a la solución. Si se dice que una determinada solución tiene una concentración de 5 ppm, equivale a decir que se tiene 5 mg / 1 kg solución = 5×10^{-3} g / 1 kg de solución.

A continuación, se presenta un texto en el cual puede observarse la necesidad de expresar, en ciertos casos, las concentraciones en partes por millón.

Contaminación con metales pesados

Muchos iones metálicos como el hierro, potasio, calcio y magnesio son esenciales para la vida humana. Hasta un 10 % de nuestros requerimientos de estos elementos proviene de minerales disueltos en el agua potable.

Otros elementos metálicos, que son llamados “metales pesados” por poseer una elevada masa atómica, pueden disolverse también en el agua en forma de iones (átomos o grupos de átomos con una carga neta positiva o negativa). Los iones de metales pesados cuya concentración en agua debe controlarse son los cationes (iones positivos) de plomo, mercurio y cadmio. Estos elementos son tóxicos, aun en cantidades reducidas. Sus iones pueden enlazarse a las proteínas de nuestro cuerpo y producir daños en el sistema nervioso, riñones e hígado, posible retraso mental, y hasta la muerte.

Concentraciones límite de iones

ION	Para la vida acuática ppm	Para seres humanos ppm
Cadmio(II) (Cd^{2+})	$1,5 \times 10^{-3}$	1×10^{-2}
Plomo(II) (Pb^{2+})	$7,4 \times 10^{-2}$	5×10^{-2}
Mercurio(II) (Hg^{2+})	$4,1 \times 10^{-3}$	5×10^{-2}

Fuente: QuimCom. Química en la Comunidad. American Chemical Society, 1998

Como se observa en la tabla precedente, a pesar de que la forma de expresar la concentración en ppm es utilizada para soluciones diluidas, para elementos contaminantes los valores permitidos o tolerados son mucho menores a 1 ppm.

Cabe acotar que, además de los metales pesados, se controlan otros componentes muy importantes del agua, tales como los nitratos y nitritos, que indican contaminación con materia orgánica. La concentración de nitratos y de nitritos no deben exceder de 45 ppm y 0 ppm respectivamente. A su vez, la concentración de materia orgánica no debe superar las 2 ppm.

Asimismo, podemos encontrar valores correspondientes a exigencias con respecto a la leche, por ejemplo el contenido de plomo, metal pesado cuya concentración máxima admitida es 0,02 ppm.

Actividad

Convertir las concentraciones toleradas para los seres humanos, de los iones de la tabla, en % m/m.

c) *Porcentaje masa en volumen* (gramos de soluto / 100 mL de disolución): expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 100 mL de disolución. También se denomina como “tanto por ciento en volumen” y se expresa como % m/V.

A diferencia de la anterior la cantidad de disolución debe estar expresada en volumen y no en masa. Si se parte de % m/m debe pasarse la masa de disolución a volumen por lo que debemos usar la densidad:

$$\text{densidad (disolución)} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} \quad \text{entonces} \quad v = \frac{m}{d}$$

Por ejemplo, si una solución al 15 % m/m tiene una densidad de 1,18 g/mL, podemos calcular su % m/ V de la siguiente manera:

15 % m/m significa que hay 15 gramos de soluto por cada 100 gramos de solución, por ello en primer lugar hallamos qué volumen corresponde a una masa de 100 gramos:

$$v = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 84,7 \text{ mL}$$

Significa que en ese volumen hay disueltos 15 gramos de soluto, entonces hacemos:

$$\begin{array}{l} 84,7 \text{ mL de solución} \text{ ————— } 15 \text{ gramos de soluto} \\ 100 \text{ mL de solución} \text{ ————— } x = 17,7 \text{ gramos de soluto} \end{array}$$

Por lo tanto resulta un valor de 17,7 % m/V.

También podemos plantear esta situación de la manera siguiente:

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución (mL)}} \cdot 100 = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución/densidad}} \cdot 100$$

De lo cual resulta que:

$$\boxed{\% \text{ m/v} = \% \text{ m/m} \times \text{densidad}}$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{15 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1,18 \text{ g solución}}{\text{mL solución}} = \frac{17,7 \text{ g soluto}}{100 \text{ mL solución}}$$

d) *Gramos de soluto por litro de solución*

Expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 1.000 mL de disolución.

Por ejemplo, para el problema que anteriormente se resolvió, se tienen 17,7 g de soluto por cada 100 mL de solución. En 1 litro (1.000 mL), se tendrá 10 veces más masa de soluto:

$$\begin{array}{r} 17,7 \text{ g de soluto} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 100 \text{ mL solución} \\ x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1.000 \text{ mL solución} \end{array}$$

$$x = 177 \text{ g / L}$$

Ejemplo

A fin de repasar lo visto hasta aquí, aplicaremos las distintas formas a través de un único problema, a saber:

Se dispone de una solución formada por 10 g de nitrato de sodio (NaNO_3) y 200 g de agua, expresar la concentración de la misma en las formas descritas anteriormente. Dato: densidad de la solución = 1,040 g / mL

Para resolverlo, les proponemos repasar antes lo que significa cada una de las unidades de concentración vistas.

a) *Porcentaje masa en masa*

La masa de la disolución es la suma de la masa del soluto (NaNO_3) y la masa del disolvente (agua).

$$\text{masa disolución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente}$$

Para los datos del problema:

$$10 \text{ g NaNO}_3 + 200 \text{ g de H}_2\text{O} = 210 \text{ g de disolución}$$

Es decir, que en 210 gramos de disolución se tienen disueltos 10 gramos de la sal pero, como se pide la cantidad de sal por cada 100 gramos de disolución se puede plantear una regla de tres simple:

$$\begin{array}{r} 210 \text{ g disolución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 10 \text{ g NaNO}_3 \\ 100 \text{ g disolución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \end{array}$$

$$x = 4,76 \text{ g NaNO}_3 / 100 \text{ g disolución} = 4,76 \% \text{ m / m}$$

b) *Partes por millón (mg soluto / kg de solución):* en primer lugar se debe

expresar la masa de soluto en mg, recordando que 1 gramo = 10^3 mg

$$1 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 1.000 \text{ mg}$$

$$4,76 \text{ g} \quad \text{_____} \quad x = 4,76 \times 10^3 \text{ mg}$$

y luego referir los 100 g de solución a 1 kg de solución,

$$4,76 \times 10^3 \text{ mg} \quad \text{_____} \quad 100 \text{ g solución}$$

$$x \quad \text{_____} \quad 1.000 \text{ g solución}$$

$$x = 4,76 \times 10^4 \text{ ppm}$$

En este caso también cabe la aclaración hecha anteriormente, al tratar esta forma de expresar la concentración, en el sentido de que esta solución es demasiado concentrada para expresar su concentración en partes por millón.

c) *Porcentaje masa volumen*

Según el resultado del inciso a) la disolución tiene 4,76 g de NaNO_3 por cada 100 g de disolución, pero ahora se debe referir a unidades de volumen. ¿Cuál es el volumen que ocupan esos 100 g? Se calcula haciendo uso de la densidad sabiendo que:

$$\text{densidad disolución} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}}$$

Si se conocen la masa y la densidad de la disolución, mediante el uso de la expresión anterior se puede calcular el volumen que ocupa dicha masa. Es decir:

$$\text{volumen disolución} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{densidad disolución}}$$

Por lo tanto los 4,76 g de sal están en un volumen: $\frac{100 \text{ g de disol.}}{1,040 \text{ g / mL}} = 96,15 \text{ mL}$

y entonces, en un volumen de 100 mL:

$$96,15 \text{ mL disolución} \quad \text{_____} \quad 4,76 \text{ g NaNO}_3$$

$$100 \text{ mL disolución} \quad \text{_____} \quad x$$

$$x = 4,95 \text{ g NaCl / 100 mL disolución} = 4,95 \% \text{ m/V}$$

Haciendo directamente $\% \text{m/V} = \% \text{m/m} \cdot \text{densidad}$

$$\% \text{ m/V} = 4,76 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ g solución}} \times 1,040 \frac{\text{g solución}}{\text{mL solución}} = 4,95 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ mL solución}}$$

d) Gramos de soluto en 1.000 mL de disolución

Se tienen 4,95 g de soluto en 100 mL de solución; entonces en 1 litro (1.000 mL) se tendrá 10 veces más de soluto:

$$4,95 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ mL solución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 49,5 \frac{\text{g sto}}{1 \text{ L}}$$

A continuación se muestra un esquema sencillo para pasar de algunas unidades de concentración a otras:

$$\% \text{ m / m} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{por densidad}} \\ \xleftarrow{\text{dividido densidad}} \end{array} \% \text{ m / V} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{por 10}} \\ \xleftarrow{\text{dividido 10}} \end{array} \text{g/L}$$

2.5. Solubilidad

Hemos trabajado hasta aquí con soluciones y el concepto de concentración, que implica una cierta cantidad de soluto contenido en una cierta cantidad de solución. Entonces, surge una pregunta: ¿existe un límite para la cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente? A continuación la responderemos, ilustrando el análisis con representaciones de tipo microscópico.

Supongamos que se toma un recipiente con agua pura (Figura 2.11 a) que va a actuar como solvente y agregamos una pequeña cucharadita de azúcar. Al agitar con la cuchara se observa que el azúcar se disuelve ya que hemos preparado lo que podríamos llamar una “solución diluida” de azúcar en agua (Figura 2.11 b). Si se repite el proceso una o dos veces más ocurrirá lo mismo pero la cantidad de soluto disuelto irá aumentando formándose lo que se puede llamar una solución “concentrada” de azúcar en agua (Figura 2.11 c). Llegará el momento, dependiendo de la cantidad de agua del recipiente o del tamaño de las cucharadas agregadas, que si se sigue agregando azúcar, por más que se agite ésta ya no se disuelve. Se ha llegado a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que la solución está saturada (Figura 2.11 d), y para comprender el fenómeno utilizamos el concepto de solubilidad.

Se denomina *solubilidad* de una sustancia en un disolvente determinado, a una temperatura dada, a la concentración de la sustancia en la solución saturada.

Dicho en otras palabras, la solubilidad nos indica la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un volumen determinado de solvente, en condiciones estables, a una temperatura determinada. La solubilidad depende de la temperatura, de ahí que su valor esté siempre especificado para una determinada temperatura de trabajo. Si a una solución saturada se le agrega más soluto se produce la precipitación o cristalización de éste pues el solvente no tiene capacidad para retener mayor cantidad de soluto. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.

La solubilidad se expresa, en general, en masa de soluto por litro de solvente o en masa de soluto por cada 100 g de solvente. La solubilidad depende de varios factores: en primer lugar del soluto y del solvente y en segundo lugar, aunque no menos importante, de la temperatura. Para un sistema solvente-soluto dado, la concentración de soluto correspondiente a una solución saturada depende solo de la temperatura, y para solutos gaseosos también de la presión.

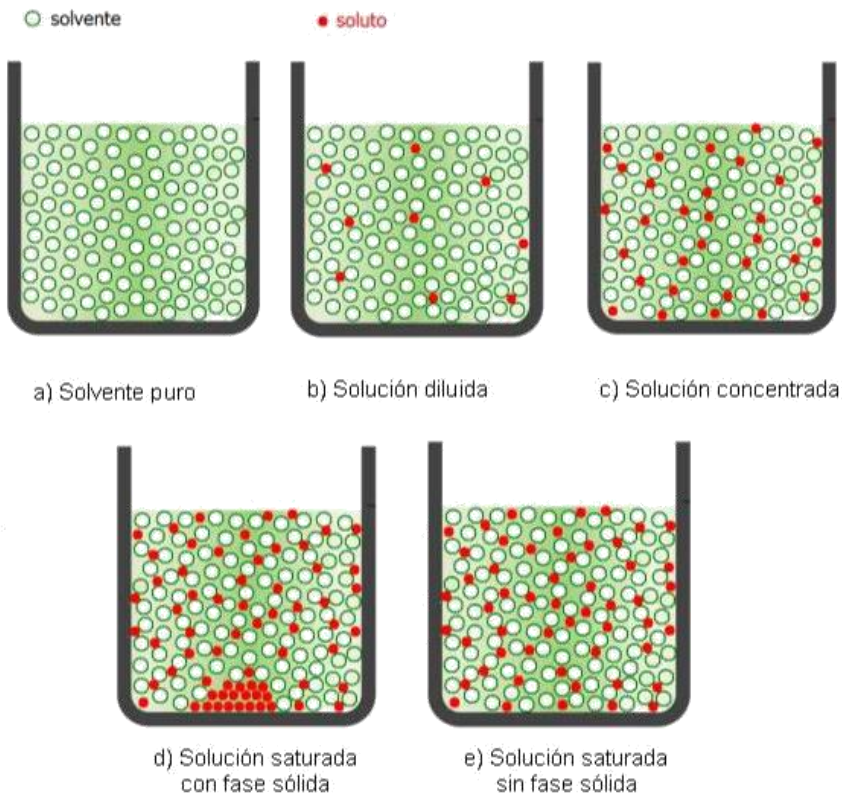


Figura 2.11 Representación microscópica de distintos casos de soluciones

Las soluciones son sistemas que sirven de medio para muchas reacciones químicas. En la Figura 2.12 puede verse un caso donde al mezclarse dos soluciones incoloras se produce una reacción química entre los respectivos solutos, que da lugar a la formación de una sustancia que precipita como un sólido. La precipitación se produce pues la sustancia formada es muy poco soluble en el solvente.

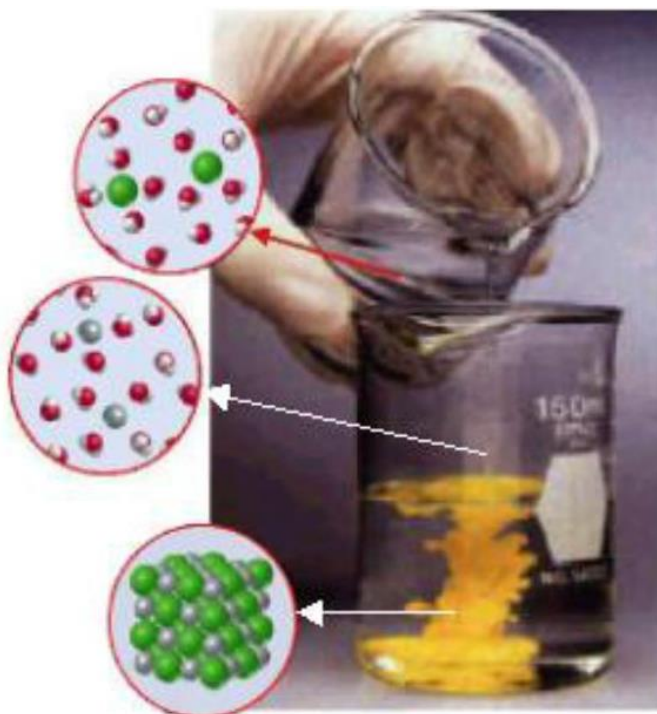


Figura 2.12

2.6. Dilución de una solución

Dilución es el proceso por el cual una disolución disminuye su concentración por agregado de solvente, ya sea en forma de solvente puro en el caso más común, o en forma de disolución menos concentrada que la solución a diluir.

En el trabajo diario de un laboratorio químico esta operación es muy frecuente, puesto que se puede preparar inicialmente una solución concentrada o “madre”, y a partir de ésta obtener por dilución soluciones más diluidas, o sea de menor concentración, y mayor volumen.

Preparación de una solución diluida

Supongamos por ejemplo que se necesite un volumen de 100 mL de una solución diluida, de 2 % m/v, y se dispone de una solución de 20 % m/V, es decir debe disminuirse la concentración, en este caso 10 veces; para ello debe efectuarse una dilución de la solución, lo cual se logrará mediante el agregado de solvente puro.

Cuando se efectúa la dilución, debido a que sólo se agrega solvente, la cantidad de soluto presente no se modifica, por lo tanto:

masa de soluto en la solución inicial = masa de soluto en la solución final

Dado que, en general puede considerarse que

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}}$$

resulta que $\text{cantidad de soluto} = \text{concentración} \times \text{cantidad de solución}$

Por ello, cada una de las masas de soluto puede expresarse en función del volumen y de la concentración de la solución, entonces:

$$\text{Vol de sol. inicial} \times \text{Conc sol. inicial} = \text{Vol de sol. final} \times \text{Conc de sol final}$$

$$V_i \times C_i = V_f \times C_f$$

En el ejemplo indicado más arriba es $C_i = 20\% \text{ m/V}$, $C_f = 2\% \text{ m/v}$ y $V_f = 100 \text{ mL}$, por lo tanto con la expresión anterior podemos hallar V_i , es decir el volumen de solución inicial que se necesita:

$$V_i = \frac{V_f \cdot C_f}{C_i} = \frac{100 \text{ mL solución} \times 2 \text{ g sto} / 100 \text{ mL solución}}{20 \text{ g sto} / 100 \text{ mL solución}} = 10 \text{ mL solución}$$

Entonces, ¿Cómo se puede efectuar esta operación en el laboratorio? La forma habitual de proceder implicaría para este caso lo siguiente:

Se miden 10 mL de la solución de concentración 20 % m/V y se los coloca en un elemento volumétrico de 100 mL de capacidad (matraz aforado, Figura 2-13); luego se agrega agua destilada hasta llegar a la marca de 100 mL y se mezcla bien. Se ha obtenido así una solución de concentración 2 % m/V, 10 veces menor a la inicial, porque el volumen de 10 mL se llevó a un volumen 10 veces mayor, 100 mL.

Las unidades de concentración utilizadas en estos casos deben ser volumétricas, es decir, expresadas por volumen de solución, de modo que en cada miembro de la igualdad anterior se cancelen adecuadamente las unidades y se obtenga masa de soluto.



Figura 2.13

Actividad

Si de una solución de sulfato de potasio de concentración 45 g/L se miden 50 mL, se los coloca en un matraz aforado de 1.000 mL y se completa hasta el aforo con agua destilada. ¿Qué concentración tendrá la solución resultante? Rta: 2,25 g/L.

Actividad final del capítulo

Como cierre del Capítulo 2 y a fin de profundizar algunos conceptos vistos en el mismo, presentamos un párrafo extractado del artículo “Disminución del ozono estratosférico. Causas y consecuencias”, que continúa con el tema del ozono, comenzado en la actividad final del Capítulo 1, y una actividad a realizar después de su lectura.

El Ozono (parte II)

En 1934 los sondeos de ozono por globos mostraron que la máxima concentración de ozono se encuentra aproximadamente en la zona media de la estratósfera, es decir, entre 20 y 30 km de altura.

La concentración de ozono se mide en Unidades Dobson (UD). Una unidad Dobson equivale a un espesor de la capa de ozono de una milésima de centímetro, a nivel del mar y temperatura de 20 °C.

La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta, observándose una marcada variación con la latitud. Este gas se forma en casi su totalidad cerca del Ecuador. A pesar de ello sus concentraciones son menores en las zonas tropicales (250-300 UD), aumentando su valor al dirigirse hacia los polos. Esto se debe a que, una vez formado, el ozono es distribuido en todo el planeta por el movimiento de masas de aire.

La concentración de ozono varía con la estación del año, siendo máxima hacia la primavera y mínima hacia el otoño, con una variación estacional más marcada cerca de los polos que cerca del Ecuador. La concentración de ozono también se ve influida por el ciclo solar.

En las últimas décadas se ha observado una disminución en la concentración de ozono estratosférico. Por una parte, existe una disminución global de la concentración de ozono, que es de alrededor del 4 % por década y no es uniforme en todo el planeta ni a lo largo del año. Es mayor en las regiones cercanas a los polos y casi no hay variaciones en las regiones tropicales. Además, es mayor en invierno y primavera que en verano.

Por otra parte, existe una pronunciada disminución, más del 50 %, en la concentración de ozono sobre la Antártida y zonas vecinas que comienza a fines del invierno y se prolonga durante la primavera. Finalizada la primavera los niveles de concentración de ozono vuelven a valores casi normales.

Actividad

- a) ¿Qué significa el término “concentración de ozono”?
- b) ¿En qué otras unidades, además de las Dobson, podría expresarse dicha concentración en este caso?
- c) ¿Qué tipo de sistema material puede considerarse una porción de atmósfera conteniendo ozono?
- d) ¿Qué tipo de sistema material puede considerarse a la atmósfera completa?
- e) ¿Qué significa la expresión “La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta”?

EJERCITACIÓN

Presentamos a continuación un conjunto de ejercicios destinados a consolidar el aprendizaje de los conceptos y procedimientos contenidos en los distintos capítulos de este texto. En este sentido, la resolución de ejercicios y problemas constituye una parte esencial del proceso de aprendizaje, razón por lo cual te sugerimos que efectúes la resolución de los mismos para afianzar aprendizajes teóricos. En la ejercitación propuesta se indican las respuestas de algunos de los ejercicios que poseen resultado numérico.

Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es *muy importante* analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se desea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que un átomo nunca podría tener un valor de masa tan grande.

Además, los resultados numéricos deben expresarse con su correspondiente unidad.

Ejercitación Unidad 2

2-1. Clasificar los siguientes ejemplos de acuerdo con las definiciones de sustancia y mezclas, homogéneas y heterogéneas:

- limaduras de aluminio y azufre
- kerosene
- aire seco y filtrado
- arena
- dióxido
- acetona
- cloruro de sodio (pequeña cantidad) y agua

2-2. Para el siguiente sistema material:

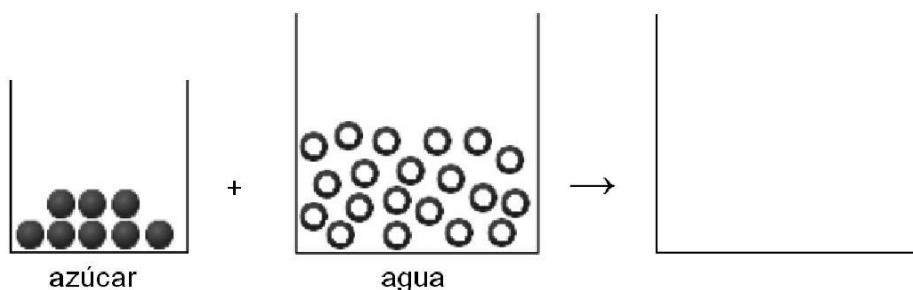
En 100 mL de agua se disolvieron 12 gramos de cloruro de sodio, y luego se colocó un trozo de hielo de masa igual a 10 gramos, que flotó sobre el líquido.

- a) ¿Cuántas sustancias componen ese sistema?
- b) ¿Cuántas fases?
- c) El sistema ¿es heterogéneo o es homogéneo?
- d) Responder a los incisos a, b y c para el sistema al cabo de una hora de haber conformado la mezcla.
- e) ¿Cuál será el porcentaje en masa de cloruro de sodio en el medio en el que está disuelto, al cabo de una hora de haber conformado la mezcla?

2-3. Hacer un esquema de un sistema material donde se agregó 56 gramos de arena y 68 mL de kerosene a una solución de 2 g de azúcar en 1 litro de agua.

Luego responde: el sistema ¿es homogéneo o heterogéneo? Justificar.

2-4. Para preparar agua azucarada se mezcla agua y azúcar, y ésta última se disuelve completamente. Con el fin de representar microscópicamente el proceso mencionado, completar el recuadro en blanco.



El sistema obtenido ¿es homogéneo o heterogéneo?

2-5. Determinar cuál de las siguientes soluciones, todas conteniendo un mismo soluto, es la más concentrada:

- a) 6 % m/m, densidad 1,18 g/mL
- b) 9 % m/V
- c) 95 gramos/litro de solución
- d) solución que contiene 14 gramos de soluto en 200 mL de solución

2-6. ¿Cuál de las siguientes soluciones será la más concentrada y cuál la más diluida?:

- a) cinco cucharadas de azúcar en tres vasos de agua
- b) dos cucharadas de azúcar en un vaso de agua
- c) tres cucharadas de azúcar en dos vasos de agua
- d) seis cucharadas de azúcar en cuatro vasos

2-7. ¿Cómo se puede determinar la densidad de una disolución, a partir de 100 mL de la misma?

2-8. ¿Qué % m/m representa una concentración de cinc en agua de 8 ppm?

2-9. ¿A cuántas ppm equivale una concentración de vitamina C de 6 $\mu\text{g/g}$ de solución?

2-10. En un matraz se mezclan 35 gramos de azúcar con 750 g de agua. Se mide la densidad de la solución resultante y es 1,180 g/mL. Expresar la concentración en:

a) % m/m b) %m/V c) g/L

2-11. Para una solución se conoce que su densidad es 1,24 g/mL y que en 500 mL de la misma hay 12 gramos de soluto. Calcular la concentración en:

a) g/L b) % m/V c) % m/m

2-12. El suero fisiológico es una solución salina extensamente utilizada con fines medicinales. Si una bolsa de 500 mL de este suero contiene 4,5 g de NaCl, ¿cuál es su concentración en porcentaje masa/volumen?

2-13. Al analizar cierta muestra de peces de 800 g se encontró que contenía 2,2 mg de mercurio. ¿Cuál era el contenido de mercurio en ppm? (Nota, la presencia de mercurio, un metal denominado “pesado” por encima de ciertos niveles de concentración representa un grave indicio de contaminación)

2-14. Según la Información Nutricional, un jugo en polvo en la que la porción es de 7 g (1 vaso de bebida preparada), contiene 5,5 g de Carbohidratos , 0 g de Proteínas, 0 g de Grasas Totales, 36 mg de Sodio, 14 mg de Vitamina C, 0,2 mg de Riboflavina (B2) y otros componentes. ¿Cuál es el % m/m de cada componente en este jugo?

2-15. En un laboratorio se dispone de 45 gramos de sulfato de cobre(II). Para determinados trabajos se necesitan soluciones de esta sal al 9 % m/V. ¿Qué volumen de solución, de esa concentración, se podrá preparar con todo el sólido disponible?

2-16. ¿Cuántos gramos de agua deberán utilizarse para disolver 150 g de cloruro de sodio de modo que resulte una solución cuya concentración sea del 20 % m/m?

Respuesta: 600 g.

2-17. El volumen de una solución preparada a partir de 15 g de soluto y 80 g de agua es 90 mL. Calcular su concentración en:

a) % m/V. *Respuesta: 16,67 %.*

b) % m/m. *Respuesta: 15,78 %.*

2-18. Sabiendo que 120 mL de una solución contienen 4,32 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), siendo la densidad 1,05 g/mL, calcular:

- a) % m/V *Respuesta: 3,6 % m/V.*
- b) % m/m *Respuesta: 3,43 % m/m.*

2-19. A qué volumen se deberá llevar 5 mL de solución de cloruro de bario 24 % m/V, para que su concentración sea de 1,2 % m/V.

2-20. Determinar qué concentración tendrá la solución resultante de la operación siguiente:

En un matraz de 500 mL, se colocan 25 mL de una disolución de nitrato de amonio en agua de concentración 20 g/L. Se completa con agua destilada hasta el aforo del matraz.

2-21. Si se mezclan 15 mL de solución de cloruro de sodio de concentración 20 %m/V (solución A) con 200 mL de solución de cloruro de sodio de concentración 10 % m/V (solución B)

- a) ¿ Se verificará una dilución de la solución A? Fundamenta tu respuesta.
- b) ¿Qué masa de soluto contendrá la solución resultante?

Bibliografía

- Atkins, Peter W.** *Química General*. Omega SA, 1992.
- Bottani, E.** [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.
- Brescia, Frank** [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.
- Brown, Theodore** [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993
- Chang, Raymond.** *Química*. 7ma edición. Mc Graw Hill, 2002.
- Chemical Education Material Study** (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.
- Moledo, L., Rudelli, M.** *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996
- Parry, Robert** [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.
- Whitten, Kenneth** [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.