

SOLUCIONES

PARTE II

Factores que inciden en la disolución

Un factor que determina la solubilidad es la tendencia natural de las sustancias a mezclarse (la tendencia de los sistemas hacia el desorden). Sin embargo, si ésta fuera la única consideración, cabría esperar que todas las sustancias se disolvieran totalmente unas en otras. Por tanto, existen otros factores que intervienen en el proceso de disolución.

Interacciones soluto-disolvente

Los líquidos polares suelen disolverse fácilmente en solventes polares. El agua no sólo es polar, sino que también puede formar puentes de hidrógeno. Por tanto, las moléculas polares, y en especial las que pueden formar puentes de hidrógeno con las moléculas de agua, suelen ser solubles en agua.

Los líquidos no polares, tienden a disolverse en otros líquidos no polares.

El estudio de diferentes combinaciones de solventes y solutos, ha dado pie a una generalización importante: las sustancias con fuerzas de atracción intermoleculares similares suelen ser mutuamente solubles. Esta generalización suele expresarse simplemente como "lo similar disuelve a lo similar".

Las sustancias no polares tienden a ser solubles en solventes no polares; los solutos iónicos y polares suelen ser solubles en solventes polares. Los sólidos de red como el diamante y el cuarzo son insolubles en solventes tanto polares como no polares a causa de las intensas fuerzas de enlace dentro del sólido.

Las moléculas o iones de las sustancias en estado líquido y sólido experimentan fuerzas de atracción intermoleculares que mantienen juntas a las partículas individuales.

Las fuerzas intermoleculares también operan entre las partículas de soluto y las moléculas de solvente.

Las soluciones se forman cuando las fuerzas de atracción entre las partículas de soluto y solvente son de magnitud comparable con la de las que existen entre las partículas de soluto mismas o entre las partículas de solvente mismas.

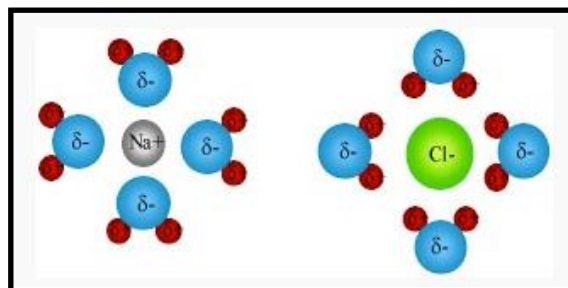
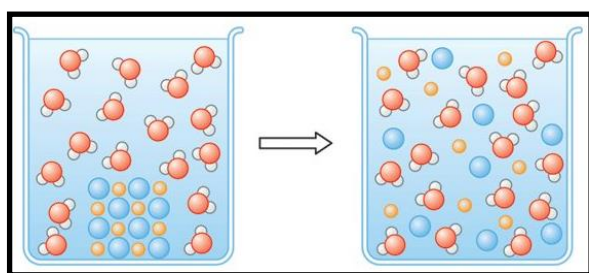
EJEMPLOS:

1. Soluto iónico en solvente polar.

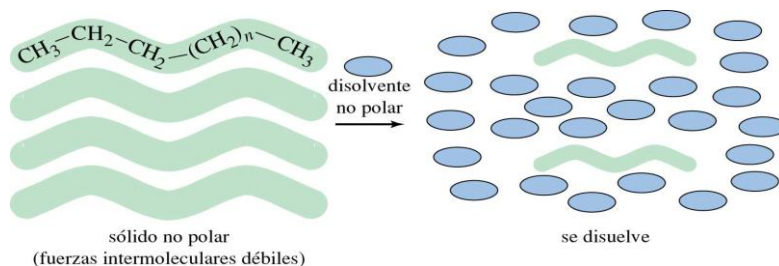
Por ejemplo, la sustancia iónica NaCl se disuelve fácilmente en agua porque la interacción atractiva entre los iones y las moléculas polares del agua, sobrepasa la energía de red del NaCl(s).

Cuando se agrega NaCl al agua, las moléculas de agua se orientan en la superficie de los cristales de NaCl. El extremo positivo del dipolo del agua se orienta hacia los iones Cl^- , y el extremo negativo, hacia los iones Na^+ . Las atracciones ion-dipolo entre los iones Na^+ y Cl^- y las moléculas del agua tienen la fuerza suficiente para sacar dichos iones de sus posiciones en el cristal.

Una vez separados, los iones Na^+ y Cl^- quedan rodeados por moléculas de agua. Estas interacciones entre el soluto y las moléculas de solvente se denominan solvatación. Si el solvente es agua, las interacciones reciben el nombre de hidratación. El tipo de interacción entre soluto y solvente es del tipo ión-dipolo.

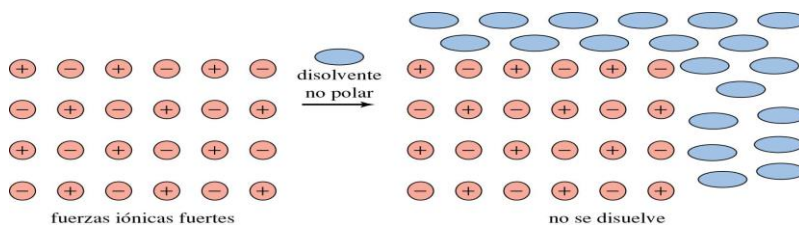


2. Sólido no polar en solvente no polar.



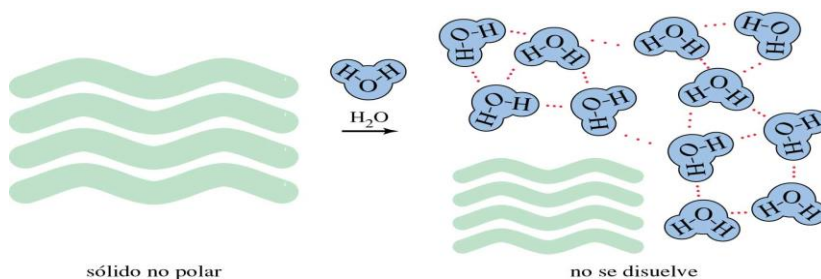
Las fuerzas intermoleculares débiles (Disp. de London) entre las moléculas del soluto son “vencidas” por las atracciones ejercidas por las moléculas del solvente. Las moléculas apolares del solvente y las de soluto (también apolares) se atraen mediante fuerzas de dispersión de London.

3. Sólido iónico en solvente no polar.



En este caso no se puede establecer ningún tipo de interacción entre los iones del soluto y las moléculas apolares que forman el solvente, por lo que no será posible vencer las fuerzas entre los iones (de tipo electrostáticas) que son muy intensas y separar los iones del cristal. El soluto no se disolverá en el solvente

4. Sólido no polar en solvente polar.



En este caso los puentes de Hidrógeno entre moléculas de H_2O son fuerzas mucho más intensas que las que podrían establecerse entre moléculas no polares y moléculas de H_2O por lo que éstas se mantendrán atraídas entre sí. El soluto no se disolverá en el solvente.

Efectos de presión



Las solubilidades de los sólidos y líquidos no acusan un efecto apreciable de la presión, mientras que la solubilidad de un gas en cualquier solvente aumenta al incrementar la presión del gas sobre el solvente.

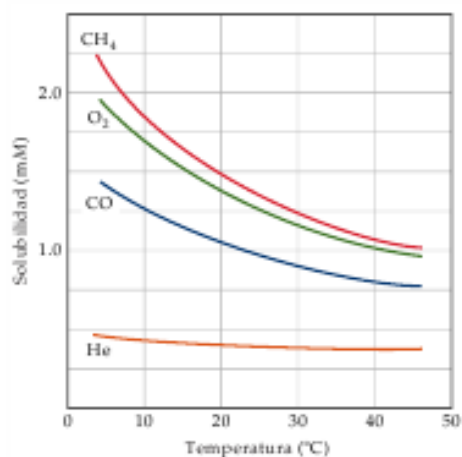
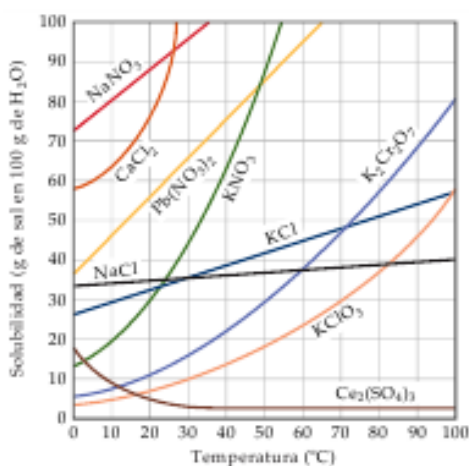
Efectos de la temperatura.

La solubilidad de la mayor parte de los solutos sólidos en agua aumenta al incrementarse la temperatura de la solución, pero existen algunas excepciones, por ejemplo el $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, cuya curva de solubilidad tiende hacia abajo al aumentar la temperatura.



En contraste con los solutos sólidos, la solubilidad de los gases en agua disminuye al aumentar la temperatura. Si calentamos un vaso de agua fría de la llave, se observarán burbujas de aire en el interior del vaso. De forma similar, las bebidas carbonatadas pierden CO_2 si se les permite calentarse; al aumentar la temperatura de la disolución, la solubilidad del CO_2 disminuye y $\text{CO}_2(\text{g})$ escapa de la disolución.

La menor solubilidad del O_2 en agua al aumentar la temperatura es uno de los efectos de la contaminación térmica de lagos y ríos. El efecto es mucho más grave en los lagos profundos porque el agua caliente es menos densa que el agua fría, y por ello tiende a permanecer sobre el agua fría, en la superficie. Esta situación impide la disolución de oxígeno en las capas más profundas y afecta la respiración de todos los organismos acuáticos que necesitan oxígeno. Los peces pueden asfixiarse y morir en estas condiciones.



Adaptado de "Química: la ciencia Central" Brown, Lemay, Bursten

EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN.

Recordamos:

1. Concentración en g/L (C)
2. Molaridad (M)

Trabajaremos también:

3. Porcentaje en volumen (%v/v)
4. Porcentaje en masa (%m/m)

1. Concentración en "gramos por litro"

$$C = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{V_{\text{solución}} (\text{L})}$$

2. Molaridad

$$M = \frac{n_{\text{solute}} (\text{mol})}{V_{\text{solución}} (\text{L})}$$



3. Porcentaje en volumen (%V/V)

Es el volumen de soluto (en mL) que hay en 100mL de solución. Esta expresión se utiliza cuando soluto y solvente se encuentran en estado líquido, por ejemplo para expresar la concentración de alcohol en las bebidas.

La expresión matemática es:

$$\% V/V = \frac{V \text{ soluto}}{V \text{ solución}} \cdot 100$$

Por ejemplo el ron es una solución, cuya concentración es 40%vol. Cada 100mL de ron, hay 40mL de alcohol.

En algunas ocasiones en las etiquetas se expresa la concentración alcohólica en "Grados Gay-Lussac" (°GL). En este caso, sería 40°GL.



Ejemplo: Una botella de grappamiel de 900 mL tiene 225mL de alcohol.
 Calcula la concentración alcohólica de la bebida.
 Vsoluto= 225mL
 VSolución= 900mL

Para determinar la concentración de alcohol:

$$\% V/V = \frac{225\text{mL}}{900\text{mL}} \cdot 100 \quad \rightarrow \quad \%V/V = 25\%vol \text{ o } 25^\circ GL$$

4. Porcentaje en masa (%m/m)

Es la masa de soluto presente cada 100 unidades de masa de la solución. En general, la masa se expresa en gramos. La expresión matemática es:

$$\% m/m = \frac{m\text{soluto}}{m\text{solución}} \cdot 100$$

Por ejemplo, si una solución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) tiene una concentración de 26,2% en masa, significa que cada 100g de solución 26,2g son de ácido clorhídrico y 73,8g es de solvente (en este caso agua)

HCl	H ₂ O
26,2g	73,8g
Por cada 100g de solución	

Ejemplo: Determinar el % en masa de una solución obtenida disolviendo 10g de NaOH en 150g de agua.

msoluto=10g, la masa de la solución es la suma de la masa de soluto y la del solvente, entonces: msolución=160g

$$\% m/m = \frac{m\text{soluto}}{m\text{solución}} \cdot 100$$



$$\% \text{ m/m} = \frac{10\text{g}}{160\text{g}} \cdot 100 \rightarrow \% \text{ m/m} = 6,25\%$$

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

Las soluciones pueden prepararse mediante dos procedimientos: por medio de una disolución o de una dilución.

A. PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN POR DISOLUCIÓN

Por medio del proceso de disolución se obtiene un sistema homogéneo al mezclar dos o más sustancias. Una forma de preparar una solución por disolución es la llamada por “pesada directa” y se utiliza preferentemente cuando la sustancia que se va a disolver se encuentra en estado sólido.



B. PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN POR DILUCIÓN

Por medio del proceso de dilución se obtiene un sistema homogéneo al mezclar una fracción de una solución concentrada y se le agrega solvente hasta obtener el volumen deseado, esta nueva solución es de menor concentración que la inicial.

Ejemplo: ¿Cómo determinar la concentración de una solución diluida a partir de una solución de concentración conocida?

En nuestro país se comercializan soluciones acuosas de jugos concentrados en botellas de 500mL (V_C). En la etiqueta se indica que para ser consumidos, se debe agregar agua hasta un volumen de 2,0L (V_D). El proceso por el cual se prepara el jugo se denomina dilución, y consiste en agregar solvente a una solución concentrada para obtener una solución diluida, es decir de menor concentración.

SOLUCIÓN CONCENTRADA (inicial)		SOLUCIÓN DILUIDA (final)
Volumen inicial	<	Volumen final
Concentración	>	Concentración
Cantidad química (mol)	=	Cantidad química (mol)

En el proceso de dilución la cantidad química de soluto permanece constante.

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \rightarrow n = M \cdot V$$

$$M_C \cdot V_C = M_D \cdot V_D$$



- Si el jugo tiene una molaridad inicial (M_C) de 3,0mol/L, ¿qué concentración presenta luego de preparado?

$$\left. \begin{array}{l} M_C = 3,0 \text{ mol/L} \\ V_C = 0,500 \text{ L} \\ V_D = 2,0 \text{ L} \end{array} \right\} \frac{M_C \cdot V_C}{V_D} = M_D \rightarrow \frac{3,0 \text{ mol/L} \cdot 0,500 \text{ L}}{2,0 \text{ L}} = 0,75 \text{ mol/L}$$

ACTIVIDADES

1. Lee el siguiente texto y realiza las actividades planteadas a continuación:

El vinagre, el agua mineral sin gas, el vino, el agua potable, el agua de una piscina, son ejemplos de sistemas homogéneos formados por varios componentes. Los ejemplos mencionados son **soluciones**.

Una solución es un sistema homogéneo (una fase) formado por dos o más componentes. A los componentes de una solución se les denomina **soluto** y **solvente**.




El **soluto** es el componente que se encuentra en menor proporción. El **solvente** (disolvente) es el componente que se encuentra en mayor proporción.

La sustancia agua tiene la particularidad de disolver muchos sólidos y algunos líquidos, por esto se la conoce como solvente universal. Las soluciones que forma se denominan **soluciones acuosas**.

Aún cuando el agua cubre el 70% de la superficie de la Tierra, es raro encontrar agua pura en la naturaleza. El agua de mar y los depósitos de agua dulce contienen además de minerales, contaminantes como fertilizantes y desechos industriales. El agua potable a su vez contiene fluoruros, minerales (potasio, calcio, magnesio), puede contener cloro (para eliminar las bacterias) y plomo (si las tuberías tienen más de 90 años).

En nuestro cuerpo el agua está presente en un 65% aproximadamente. En otros seres vivos el porcentaje es aún mayor. En los vegetales el agua no solo es parte constitutiva sino que recibe los nutrientes de la tierra disueltos en ella.

- a) Señala o extrae del texto ejemplos de soluciones acuosas.
b) Completa el cuadro a continuación.

Solución (% composición)	Vinagre (95% agua y 5% ácido acético) 	Aire (78% nitrógeno, 21% oxígeno y 1% otros gases) 	Supergas (60% butano, 39% propano y 1% isopentano) 	Suero fisiológico (0,9% cloruro de sodio y 99,1% agua) 	Oro 18 quilates (75% oro y 25% cobre) 
Estado físico de la solución					
Solvente					
Soluto/s					

- c) Indica si alguna de las soluciones del cuadro es acuosa.

2. Se preparan 850mL de una solución acuosa de nitrato de potasio (KNO_3), utilizando 35g del sólido.

- a) Indica cuál es el soluto y cuál el solvente.
b) Calcula la concentración de la solución en g/L y en mol/L.

3. ¿Qué masa de cada sustancia en estado sólido se necesitará para preparar las siguientes soluciones acuosas?

- a) 500mL de nitrato de sodio (NaNO_3) 20,0g/L
b) 250mL de hidróxido de sodio (NaOH) 5,0mol/L
c) 1,00L de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0,75mol/L.

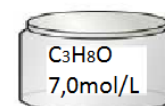


4. Se prepara una solución de hidrógeno carbonato de sodio (NaHCO_3) disolviendo 15,0g en 500mL de solución.

- ¿Cuál será la concentración de la solución en g/L y mol/L?
- ¿Cuántos gramos de NaHCO_3 están disueltos en 25mL de dicha solución?

5. El alcohol isopropílico es utilizado como agente limpiador de materiales electrónicos. En el laboratorio, se encuentra un recipiente que contiene una solución acuosa de dicha sustancia.

- Calcula la masa molar del alcohol isopropílico
- ¿Qué cantidad química de alcohol isopropílico hay en 150mL de dicha solución?
- Expresa la concentración de la solución contenida en el recipiente en g/L



6. Determina el volumen de alcohol que se ingieren al beber 150mL del vino "Brutalis"



7. Una solución de carbonato de potasio (K_2CO_3) se preparó disolviendo 15,0g de dicha sal en 60,0g de agua. Calcula la concentración en % m/m.

8. Una solución está formada por 8g de soluto y 250g de agua. Sabiendo que la densidad de la solución es $1,08\text{g/cm}^3$, calcula la concentración de la solución en g/L.

9. Se tiene una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 48% en masa. Sabiendo que su densidad es $1,18\text{g/cm}^3$, calcula la molaridad de la solución.

10. El HCl comercial contiene un 35% en masa de ácido y su densidad es $1,18\text{g/mL}$. ¿Cuál es su molaridad?

- Calcula la masa de nitrato de potasio (KNO_3) puro sólido necesario para preparar 200mL de solución acuosa de concentración $0,30\text{mol/L}$.
- La densidad de la solución es $1,026\text{g/mL}$, determina el %m/m de la solución preparada.

12. Se disponen de 100cm^3 de ácido nítrico (HNO_3) $1,25\text{ mol/L}$ y se agrega agua hasta completar 500cm^3 de solución. ¿Cuál será la molaridad y la concentración en g/L de la nueva solución? Nombra el proceso ocurrido.

13. Una forma de detectar LSD es el test de Erlich, que requiere una disolución de ácido clorhídrico (HCl) $3,25\text{mol/L}$. El ácido clorhídrico concentrado (la forma en que la mayoría de los laboratorios lo compra) es $12,1\text{mol/L}$. Si se necesitan $100,0\text{mL}$ de HCl $3,25\text{mol/L}$: ¿Qué volumen de HCl concentrado debe diluirse?



14. Para las siguientes soluciones, indica cuál presenta mayor concentración expresada en molaridad:

- una solución que se preparó disolviendo 30,0g de nitrito de sodio (NaNO_2) en agua suficiente hasta obtener 250mL de solución
- 500mL de una solución de ácido clorhídrico (HCl) 2,5% m/m y $d = 1,0\text{g/cm}^3$
- una solución que se preparó disolviendo 20,0mL de solución de hidróxido de calcio (Ca(OH)_2) $2,50\text{mol/L}$ en agua suficiente hasta obtener un volumen total de 80,0mL de solución.



15. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) Concentrado $d=1,80\text{g/mL}$ y $95,0\% \text{m/m}$ se necesitará para preparar $1,0\text{L}$ de solución $0,500\text{mol/L}$?

16. a) Calcula la masa de nitrato de potasio (KNO_3) puro sólido necesario para preparar 200mL de solución acuosa de concentración $0,30\text{mol/L}$.

b) La densidad de la solución es $1,026\text{g/mL}$, determina el $\% \text{m/m}$ de la solución preparada.

c) Si se desean preparar 500mL de solución de nitrato de potasio $0,02\text{mol/L}$ a partir de la solución anterior, determina el volumen de solución que debe diluirse.

MATERIAL CONSULTADO:

- 📖 Brown-Le May- Bursten . Química. La Ciencia Central..Ed. Prentice Hall. Quinta edición.
- 📖 Atkins y Jones. Principios de Química. Ed.Panamericana. Quinta edición
- 📖 Saravia y otros. Todo se transforma Química 4to. Año. Editorial Contexto. Primera Edición.
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Fernando Cabrera, Profa. Carina Banchemo, Profa. Rossana Betancur.