

DISOLUCIONES. CLASIFICACIÓN

a) Según el estado físico:

(El estado físico de una disolución coincide con el del disolvente)

		Disolvente		
		Sólido	Líquido	Gas
Solutos	Sólido	Aleaciones de metales	Sal en agua	Humo*
	Líquido	Amalgama de mercurio y oro	Alcohol en agua	Niebla*
	Gas	Hidrógeno en paladio	CO ₂ en agua	Aire

* No son propiamente disoluciones: son suspensiones.

b) Según el estado químico del soluto:

Moleculares: Las moléculas de soluto no se alteran al disolverse.

Ej: agua y azúcar.

Iónicas: El soluto se separa en iones positivos y negativos y son estos los que están disueltos:

Ej: agua y sal (iones Na⁺ y Cl⁻)

c) Según el diámetro D de las partículas disueltas (clasificación de Ostwald):

Suspensiones: D es mayor de 100 nm 0,1 μ (micra). Líquidos turbios, humo, niebla, jarabes...

Disoluciones coloidales: D entre 1 nm (0,001 μ) y 100 nm 0,1 μ (micra)

No son transparentes. Dispersan la luz. (Efecto Tyndall. Buscar en Internet). Ej: leche.

Disoluciones verdaderas: D es menor de 1 nm (0,001 μ)

Transparentes, no dispersan la luz. Ej: agua y sal, agua y alcohol, aire,...

d) Según la cantidad de soluto:

- Insaturadas:

Diluidas: poco soluto.

Concentradas: mucho soluto

Esta clasificación es cualitativa, ya que una disolución puede estar saturada con una cantidad muy pequeña de soluto. Esto ocurre en las sustancias muy poco solubles.

- Saturadas: Máxima cantidad de soluto. El exceso de soluto no se disuelve.
- Sobresaturadas: en ciertas condiciones, puede admitir una cantidad de soluto superior a la máxima. Se trata de una situación inestable y una mínima perturbación hace que todo el soluto en exceso precipite de golpe.

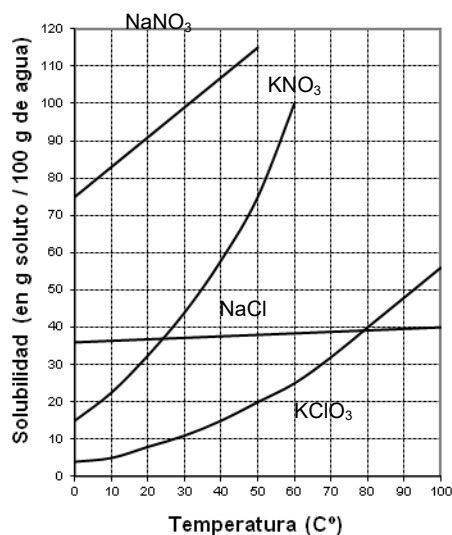
Esta técnica es utilizada para conseguir una cristalización rápida de algunas sustancias. Por ejemplo, a 60 °C se pueden disolver 100 gramos de KNO₃ en 100 g de agua, y a 30° sólo se pueden disolver 44 gramos (ver las curvas de solubilidad en la página siguiente). Si enfriamos lentamente una disolución saturada desde 60 a 30°C el soluto puede quedar completamente disuelto a esta temperatura, pero una mínima perturbación, (p.e. un golpe o una vibración), provocará que todo el exceso de soluto precipite de forma instantánea. En este caso, precipitan de golpe 56 gramos.

SOLUBILIDAD

Es la cantidad de soluto que se puede disolver en 100 g de disolvente (normalmente agua).

Unidad: $s = \text{g de soluto} / 100 \text{ g disolvente}$. (También, g/L o mol/L).

1. Observa las siguientes curvas de solubilidad y responde a las siguientes cuestiones:



KNO₃ es nitrato de potasio **NaCl** es cloruro de sodio o sal

a) ¿Qué es la solubilidad de una sustancia?

a) ¿Qué cantidades aproximadas se pueden disolver

¿a 20 °C?:

de KNO₃ = g de Na Cl = g

¿a 50 °C?:

de KNO₃ = g de Na Cl = g

b) ¿Qué se observa en la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl, sal) respecto a las demás sustancias de la tabla?

c) Cuántos gramos de sal se pueden disolver a 90 °C en un litro de agua?

d) Se tiene una disolución saturada de nitrato de potasio a 60 °C en la que se ha utilizado para prepararla 500 g de agua. ¿Qué cantidad de nitrato de potasio hay disuelto?

e) ¿Qué ocurrirá al enfriarla a 25 °C?

DISOLUCIONES DE SÓLIDOS EN LÍQUIDOS

Cristalización: El soluto precipita cuando el disolvente se evapora y la disolución se vuelve saturada.

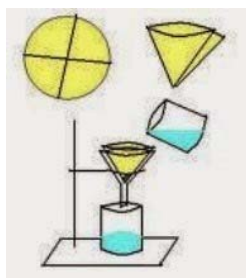
El soluto no se evapora nunca. Siempre se queda en la disolución.

Ej: Cristalización de la sal.

Cristalización del sulfato de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ La disolución y los cristales obtenidos son de color azul.

Purificación de sustancias. Mientras el disolvente no se evapore del todo, los cristales de soluto que se forman son puros. Si hay impurezas disueltas, estas quedan en la disolución. Hay que retirar los cristales de soluto antes de que se evapore todo el disolvente, porque si no, también cristalizarían las impurezas.

Separación de sustancias. Para separar una mezcla de una sustancia soluble y una insoluble, por ejemplo, sal y arena, el procedimiento es:



- Disolución: se disuelve la sal
- Filtración: la arena (insoluble) queda en el filtro y se recoge la disolución de sal
- Cristalización: se deja cristalizar la disolución de sal

DISOLUCIONES DE LÍQUIDOS EN LÍQUIDOS

Líquidos miscibles: se mezclan en cualquier proporción. Agua y alcohol.

Líquidos inmiscibles: no se mezclan. Agua y aceite.

Líquidos parcialmente miscibles: se mezclan hasta que se saturan y el resto queda sin disolver. Éter y agua.

DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS

Los gases son poco solubles en general. Ej: $\text{O}_2 \rightarrow 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ en c.n.

HCl, NH₃ y SO₂ son muy solubles porque reaccionan con el agua.

El **CO₂** disuelto en agua forma las bebidas carbónicas: gaseosa, refrescos, cerveza,...

La solubilidad de un gas es:

- Proporcional a la presión.
- Inversamente proporcional a la temperatura.



Por eso, una botella de bebida carbónica, se debe guardar con el tapón cerrado y en el frigorífico. Cuando vemos las burbujas es que el gas ha dejado de estar disuelto y se ha deprendido de la disolución.

CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

La concentración es la relación entre la cantidad de soluto y la de disolución:

$$C = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de disolución o de disolvente}}$$



Cuando la concentración se refiere al total en masa o en volumen de la disolución, **la cantidad de soluto se obtiene multiplicando la cantidad total de disolución por su concentración:**

$$\text{Cantidad de soluto} = \text{Cantidad de disolución} \times \text{Concentración}$$

En cada forma de concentración hay que saber dos fórmulas:

- La primera sirve para calcular la concentración cuando se conocen las cantidades del soluto y del disolvente.
- La segunda para calcular la cantidad de soluto cuando se conoce la concentración y la cantidad (masa o volumen) que tenemos de disolución.

Hay 7 formas de expresar la concentración:

Referidas a la masa de disolución:

- **C. centesimal o % en masa**

Es la cantidad de soluto (por ej. los gramos) que hay en 100 gramos de disolución

$$C_{\%} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}} \cdot 100$$

La cantidad de soluto se determina con la fórmula:

$$m_s = m_{\text{disolución}} \cdot \frac{C_{\%}}{100}$$

Referidas al volumen total de disolución:

- **C. centesimal o % en volumen (%V) (° grados, sólo en el caso del alcohol)**

Volumen de soluto en 100 volúmenes de disolución.

$$\%V = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$V_s = V_{\text{disolución}} \cdot \frac{\%V}{100}$$



Por ejemplo, la cerveza tiene 6° o 6%V y el vino 13,5° o 13,5%V

- **C. en gramos por litro (g/L)**

Gramos de soluto en 1 litro de disolución

$$C_{g/L} = \frac{g_{\text{soluto}}}{L_{\text{disolución}}}$$

$$g_s = C_{g/L} \cdot L_{\text{disolución}}$$

- **C. molar o molaridad (M o mol/L)**

Moles de soluto por litro de disolución. Es la más utilizada en Química.

$$M = \frac{n}{V} = \frac{m/M_m}{V} \quad \text{Unidades: } \frac{\text{mol}}{L}, \quad \text{mol L}^{-1}, \quad M$$

$$n_s = M \cdot V_{\text{disolución}} \quad \text{Fórmula muy útil para los problemas.}$$

$$m_s = M \cdot V \cdot M_m \quad \text{Unidades: } \text{mol L}^{-1} \cdot L \cdot \text{g mol}^{-1} = \text{g}$$

Cuidado con estas fórmulas: M es la molaridad y M_m la masa molar del soluto.

Referida a la masa de disolvente:

- **C. molal o molalidad (m o mol/kg)**

Moles de soluto por kg de disolvente. **Esta es la única forma de concentración que se refiere al disolvente y no al total de disolución**

$$m = \frac{n}{kg} = \frac{m/M_m}{kg} \quad \text{Unidades: } \frac{\text{mol}}{\text{kg}}, \quad \text{mol kg}^{-1}, \quad m$$

$$n_s = m \cdot m_{\text{disolvente (en kg)}}$$

En disoluciones muy diluidas la molaridad y la molalidad prácticamente coinciden. Esto es porque la mayor parte de la disolución es agua y los litros de disolución equivalen a los kg de disolvente. Los moles de soluto son los mismos en ambos casos.

Cuidado: no confundir **m** (molalidad) con **m** (masa de soluto).

- **Fracción molar x**

Moles de un componente dividido por el total de moles de la mezcla

$$x_s = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}} \quad x_d = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}}$$

$$n_{\text{solute}} = x_s \cdot n_{\text{total}} \quad n_{\text{disolvente}} = x_d \cdot n_{\text{total}}$$

La fracción molar es un número entre 0 y 1

No tiene unidades.

La suma de todas las fracciones molares de los componentes de una mezcla es 1

- **ppm (pueden ser en masa o en volumen)**

Partes de soluto en 10^6 partes de disolución.

Se utilizan en disoluciones muy diluidas, contaminantes, ...

La fórmula genérica es:

$$ppm = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de disolución}} \cdot 10^6$$

Hay varias formas de usar la ppm

Masa/masa: para las mezclas de líquidos y sólidos.

$$ppm = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 10^6 \quad m_{\text{solute}} = m_{\text{disolución}} \cdot \frac{C_{ppm}}{10^6}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{kg}} = 1 \frac{\mu\text{g}}{\text{g}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{T}} = \dots$$

Volumen/volumen: para las mezclas de gases.

$$ppm = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 10^6 \quad V_{\text{solute}} = V_{\text{disolución}} \cdot \frac{C_{ppm}}{10^6}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \frac{\text{cm}^3}{\text{m}^3} = 1 \frac{\text{mm}^3}{\text{L}} \dots$$

Masa/volumen,

Para disoluciones muy diluidas de sólidos en agua.

$$ppm = \frac{m_{\text{solute}} (\text{en kg})}{V_{\text{disolución}} (\text{en L})} \cdot 10^6 \quad 1 \text{ ppm equivale a } 1 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

Otras formas de expresar la concentración: ppb (billón 10^9), $\mu\text{g}/\text{m}^3$, $\mu\text{g}/\text{cm}^2$.

DILUCIÓN DE DISOLUCIONES.

Consiste en añadir disolvente para obtener una disolución de concentración menor.

Las fórmulas básicas son:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad \text{para concentraciones que se refieren al volumen total}$$

$$C_1 m_1 = C_2 m_2 \quad \text{para concentraciones que se refieren a la masa total}$$

Las dos fórmulas anteriores se utilizan con todas las concentraciones excepto molalidad y fracción molar.

Ejemplo:

Se tienen 200 cm³ de una disolución de hidróxido de sodio 0,15 M y se añaden 100 cm³ de agua. ¿Cuál es la nueva concentración molar?

En este caso, la fórmula es:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$0,15 \cdot 0,2 = M_2 \cdot 0,3 \Rightarrow M_2 = 0,1 \text{ M o } 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

Observa que:

- El producto $n = M \cdot V$ es el número de moles de soluto, que no varía aunque se aumente la cantidad de disolvente. Tampoco varía si se evapora el disolvente produciendo una disolución de mayor concentración.
- En las fórmulas que son formalmente iguales en ambos miembros, el volumen V se puede utilizar en cualquier unidad, aunque lo recomendable es ponerlo en L

MEZCLA DE DISOLUCIONES.

Consiste en mezclar dos disoluciones de distinta concentración para obtener otra de concentración intermedia.

Las fórmulas básicas son:

$$C \cdot V = C_1 V_1 + C_2 V_2 \quad \text{para concentraciones que se refieren al volumen total}$$

$$C \cdot m = C_1 m_1 + C_2 m_2 \quad \text{para concentraciones que se refieren a la masa total}$$

Las dos fórmulas anteriores se utilizan con todas las concentraciones excepto molalidad y fracción molar.

Ejemplo:

Se mezclan 200 cm³ de una disolución 0,15 M de glucosa con 500 cm³ de otra disolución 0,4 M. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución obtenida?

El volumen total es 700 mL o 0,7 L. La fórmula es:

$$M \cdot V = M_1 V_1 + M_2 V_2$$

$$M \cdot 0,7 = 0,15 \cdot 0,2 + 0,4 \cdot 0,5 \Rightarrow M = 0,328 \text{ M o } 0,328 \text{ mol L}^{-1}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES.

Se estudian en 1º de Bachillerato. No entran en este curso.

Repaso cualitativo (sin fórmulas)

Las propiedades coligativas son aquellas que no dependen de la naturaleza del soluto, sino sólo de su concentración.

Son 4:

Disminución de la presión de vapor.

La presión de vapor es la tendencia de un líquido a evaporarse. Al añadirle soluto, su presión de vapor disminuye. (Ley de Raoult). Esto hace que se evapore con más dificultad.

Disminución de la temperatura de congelación. Descenso crioscópico.

Al añadir un soluto a un disolvente, su punto de congelación disminuye. El agua pura congela a 0°C pero si le añadimos sal, la temperatura de congelación disminuye y la disolución resultante está líquida por debajo de 0 °C. Por eso se echa sal al hielo en las carreteras y por eso se utiliza anticongelante en los coches y en algunos circuitos de calefacción, para evitar que el agua congele cuando hiela y reviente las tuberías.

Aumento de la temperatura de ebullición. Aumento ebulloscópico.

Es la contraria de la propiedad anterior. El agua pura hierve a 100 °C (a 1 atm), pero al añadirle sal, su punto de ebullición aumenta, y hay que calentar la disolución por encima de 100 °C para que comience a hervir.

Presión osmótica.

Cuando se ponen en contacto dos disoluciones de diferente concentración, separadas por una membrana semipermeable (se llama así porque sólo deja pasar el disolvente, el agua, y no el soluto), el disolvente tiende a pasar de la menos concentrada a la más concentrada, para diluirla e igualar las concentraciones. Este fenómeno se llama ÓSMOSIS y la fuerza con que se produce, se llama *PRESIÓN OSMÓTICA*.

Es de gran importancia en biología: raíces de las plantas, transporte en las membranas celulares, el agua que entra en las uvas cuando llueve y las estropea,...

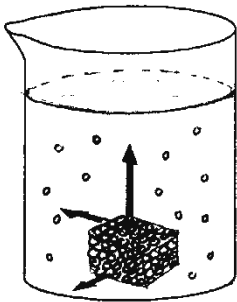
Dos aspectos relacionados son los siguientes:

Disoluciones isotónicas: se llaman así cuando tienen la misma concentración y por lo tanto la misma presión osmótica. Por ejemplo, el medio celular debe ser isotónico con la sangre que le rodea.

Ósmosis inversa. Es un proceso técnico que permite separar la sal de una disolución, por ejemplo agua del mar, aplicando grandes presiones y utilizando membranas semipermeables. Se utiliza en las plantas desaladoras.

DISOLUCIONES. Un poco de todo

- El ácido sulfúrico comercial contiene 98 partes de masa de ácido por cada dos partes de masa de agua. ¿Quién es el soluto?
- El proceso de disolución de un terrón de azúcar se puede acelerar triturando el azúcar y removiendo la disolución con un agitador. Explica por qué.



PARA TU INFORMACIÓN

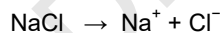
A 20°C en 100 cm³ de agua se disuelven:

sulfato de bario	0,00023 g
carbonato de calcio	0,0013 g
cloruro de sodio	35,86 g
nitrate de plata	211,6g
azúcar (sacarosa)	200 g
clorato de potasio	6,6 g
ioduro de potasio	144 g
dicromato de potasio	204 g
nitrate de potasio	31,6g

- Las grasas, aceites o alquitranes no se disuelven, apreciablemente, en agua, pero son muy solubles en líquidos, como el CCl₄ (tetracloruro de carbono), éter etílico, benceno o gasolina, usados para quitar las manchas de grasa de la ropa.
- El oxígeno se disuelve más en agua fría que en caliente. Por eso, los peces tienen más oxígeno para respirar en aguas frías que en calientes.

- Las bebidas carbónicas constituyen un ejemplo habitual de disolución de un gas en un líquido, en donde el CO₂ se disuelve en un líquido a una presión superior a la atmosférica. Al destapar una botella de gaseosa o coca-cola, la presión disminuye hasta la atmosférica y el gas se escapa burbujeando, formando la espuma que, a veces, arrastra al líquido. Las disoluciones gaseosas adquieren fácilmente la condición de sobresaturación, por lo que es necesario, en general, agitar el líquido para favorecer el desprendimiento del CO₂.

El proceso de disolución de la sal común (NaCl) en agua, es análogo al del azúcar en agua, con la salvedad que en vez de moléculas de azúcar existen en disolución iones Na⁺ y Cl⁻, que en el proceso de disolución se separan en la masa del disolvente, de acuerdo con:



La velocidad de disolución de una sustancia sólida en un disolvente crece con las siguientes acciones:

- Pulverizando el soluto, al aumentar la superficie de contacto entre el soluto y disolvente.
- Agitando, pues las partículas arrancadas se mueven más rápidamente, ocupando antes toda la disolución y dejando que las moléculas del disolvente actúen sobre otras partículas de soluto.
- Aumentando la temperatura, que produce también una mayor movilidad de todas las partículas existentes, de soluto y disolvente.

¿Cuánto aumenta la superficie de un cubo de 1 dm³ si lo dividimos en cubos de 1 mm³?

Investiga la relación de este efecto con los filtros de carbón activo y con los alvéolos pulmonares.

- Un concepto es la rapidez de disolución de un soluto en un disolvente y otro bien distinto es la cantidad de soluto que se puede disolver en un disolvente dado para formar una disolución.
- Las disoluciones se llaman también corrientemente soluciones.

PARA SABER MÁS

Partes por millón (p.p.m.)

En disoluciones con disolvente líquido, expresa los gramos de soluto por cada 10⁶ g de disolución.

Ejemplo: 10 p.p.m. equivalen a 10 mg de soluto por cada kilogramo de disolución.

En disoluciones acuosas es el número de mg de soluto por litro de disolución. Estas disoluciones son tan diluidas que su densidad es prácticamente igual a la del disolvente. *Ejemplo:* Una concentración de Fe en agua potable de 0,08 p.p.m. indica que hay 0,08 mg por cada litro de agua.

En disoluciones entre gases, p.p.m. indica generalmente los volúmenes de soluto contenidos en 10⁶ volúmenes de disolución.

Ejemplo: La concentración de CO en la atmósfera un determinado día del año resultó ser de 10 ppm. Esto indica que había 10 L de CO por cada millón de litros de aire.

La contaminación de CO en un aparcamiento resultó ser de 60 p.p.m. ¿Cuántos gramos de CO había en un litro de aire? T = 20°C

¡Atención!

Al diluir una disolución concentrada, en especial de ácidos o bases fuertes, suele liberarse una gran cantidad de energía en forma de calor, lo que puede provocar la vaporización de algunas gotas de agua al encontrarse con la disolución concentrada. Se pueden producir salpicaduras peligrosas. Una regla de seguridad consiste en verter siempre las disoluciones concentradas sobre el agua, de modo que ésta absorba el calor producido