

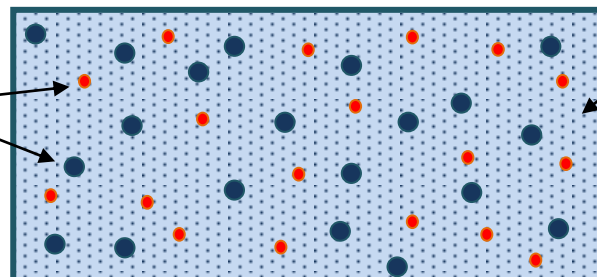
DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea de sustancias puras. Las partículas que lo forman pueden ser iones, moléculas o agrupaciones pequeñas de estas que no sedimentan.

Tienen dos componentes:

Ambos pueden estar en cualquier estado

Solutos



Disolvente
(medio)

En una disolución acuosa, soluto y disolvente son líquidos.

Proceso de disolución

Se establecen tres tipos de interacciones:

- Soluto-solutos
- Disolvente –disolvente
- Soluto-disolvente: deben ser mayores que las dos anteriores para que se produzca la disolución. Si el soluto es un gas o un líquido, las fuerzas de interacción entre ellas son bajas y es más fácil la disolución. Si el disolvente es agua se denomina **hidratación**
Si el disolvente es otro se denomina **solvatación**

Factores que favorecen la disolución

- Pulverizar o triturar (aumentar la superficie del soluto expuesta al disolvente)
- Agitar
- Calentar (aumenta la energía cinética de las partículas)

La interacción soluto-solutos sigue existiendo en la disolución y es mayor cuanto mayor es la concentración, por lo que si las condiciones cambian, el soluto puede cristalizar.

Concentración de una disolución

Mide la cantidad de soluto por unidad de disolución o disolvente. Desde un punto de vista **cualitativo**

- Saturada (concentración en la que está en equilibrio cristalización y disolución)
- Concentrada (alta cantidad de soluto)
- Diluida (baja cantidad de soluto)

Unidades de medida	
FÍSICAS	QUÍMICAS
Porcentaje en masa $\% \text{ masa} = \frac{\text{masa g soluto}}{\text{masa g disolución}} \cdot 100$	Molaridad o concentración molar (M) $M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen L disolución}} = \frac{n_s}{V} \text{ mol/L} \text{ ó } xM_x \text{ molar}$
Porcentaje en volumen $\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen L soluto}}{\text{volumen L disolución}} \cdot 100$	Molalidad (m) $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{masa Kg disolvente}} = \frac{n_s}{\text{masa Kg}} \text{ mol/Kg} \text{ ó } xm_x \text{ molal}$
Masa de soluto/Volumen de disolución $g/L = \frac{\text{masa g soluto}}{\text{volumen L disolución}}$ Densidad de la disolución $g/mL = \frac{\text{masa g soluto}}{\text{volumen mL disolución}}$	Fracción molar $x_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$ $x_d = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$ La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución es igual a 1

Solubilidad

La solubilidad de una sustancia es la concentración que puede alcanzar un soluto (máxima cantidad) en una cantidad de disolvente a una temperatura determinada.

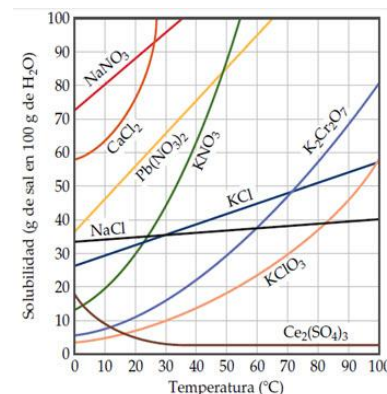
Se expresa como $\frac{g \text{ soluto}}{100 g \text{ disolvente}}$ o $\frac{g \text{ soluto}}{1 L \text{ disolvente}}$

Variación con la temperatura

La mayoría de los sólidos son más solubles a mayor temperatura (más energía) porque se disuelven por procesos endotérmicos.

Los líquidos y gases se disuelven peor si la temperatura es alta porque se disuelven por procesos exotérmicos.

Sobresaturación: cuando hay más soluto que el que corresponde a la solubilidad a esa temperatura. Si disminuye la temperatura o se añade otro elemento, el soluto precipita (cristalización)



Curvas de solubilidad de diferentes sustancias en función de la temperatura

Variación con la presión

Solo en solutos gaseosos. De manera general al aumentar la presión aumenta la solubilidad de gases en líquidos.

Propiedades coligativas de las disoluciones

Son las propiedades del disolvente que están afectadas por la presencia de un soluto y de su concentración, independientemente de su naturaleza.

Las leyes que rigen estas propiedades solo se cumplen en disoluciones ideales (muy diluidas y con solutos no iónicos). Permiten calcular masas molares de compuestos no iónicos.

- Presión de vapor: A una temperatura dada, el soluto disminuye la presión de vapor del disolvente (las partículas de soluto dificultan que se evaporen las del disolvente)

Ley de Raoult

$$\Delta p = p^o - p' = p^o x_s$$

p^o = presión de vapor disolvente puro
 p' = presión de vapor disolvente en la disolución
 x_s = fracción molar de soluto

- Punto de congelación o fusión: de una disolución es inferior al del disolvente puro. El descenso de temperatura (descenso crioscópico) es proporcional a la molalidad

$$\Delta t_c = t_c^o - t_c' = K_c m$$

t_c^o = Tª congelación disolvente puro
 t_c' = Tª congelación disolvente en la disolución
 m = molalidad
 K_c = constante crioscópica molar

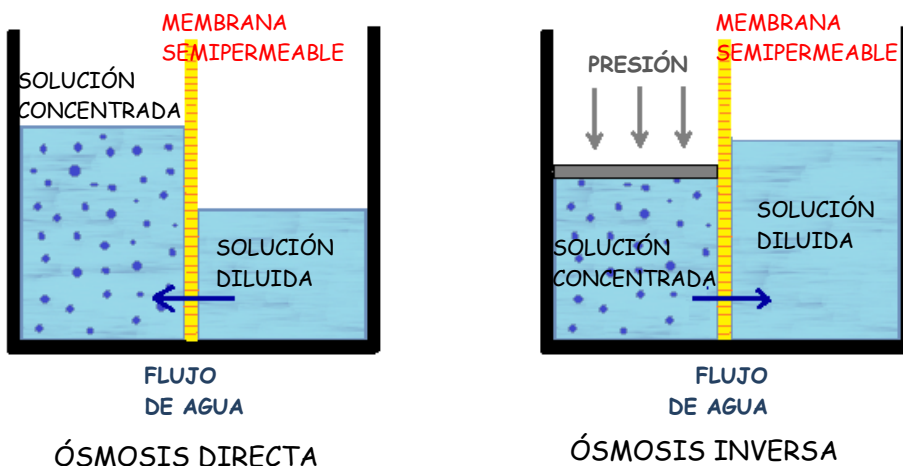
- Punto de ebullición de una disolución es superior al del disolvente puro. El ascenso de temperatura (ascenso ebulloscópico) es proporcional a la molalidad

$$\Delta t_e = t_e' - t_e^o = K_e m$$

t_e^o = Tª ebullición disolvente puro
 t_e' = Tª ebullición disolvente en la disolución
 m = molalidad
 K_e = constante ebulloscópica molar

Ósmosis

Paso selectivo de moléculas de disolvente a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida hacia una de mayor concentración



Presión osmótica (π)

Es la presión necesaria para detener el flujo de agua a través de la membrana semipermeable.

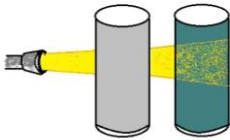
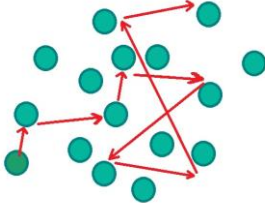
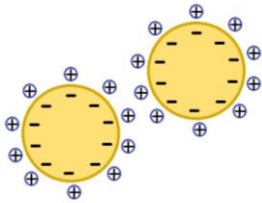
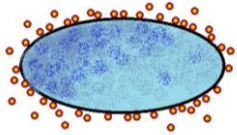
La presión osmótica es similar a la de los gases ideales y se puede determinar de la siguiente forma:

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = M \cdot R \cdot T$$

- Disoluciones **isotónicas**: misma presión osmótica
- Disoluciones **hipertónicas** con mayor presión osmótica que las soluciones **hipotónicas**.

Disoluciones coloidales

Mezclas heterogéneas cuyas partículas son muy pequeñas, denominadas **micelas**, que reflejan y refractan la luz. Un coloide de un sólido en un líquido se denomina **sol**. Si el líquido es agua se denomina **hidrosol**.

Efecto Tyndall	Movimiento browniano	Carga eléctrica	Adsorción
Dispersión de la luz	Caótico y en zigzag de las partículas	Adquieren la carga por disociación o interacción	Retienen partículas por su gran superficie
			

Suspensiones

Mezclas heterogéneas cuyas partículas se pueden observar con microscopio óptico. Son translúcidas u opacas.