



Sistemas dispersos



I. Introducción	2
II. Disoluciones	3
III. Solubilidad	7
IV. Solubilidad	8
V. Disoluciones en agua	10
VI. Disoluciones de gases en líquidos.....	11
VII. Factores que afectan a la solubilidad	13
VIII. Propiedades coligativas.....	17



Definición

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias

{
Disolvente \Rightarrow más abundante
Solutos

¿Cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente?

- **Número de Avogadro:** la cantidad de átomos de ^{12}C contenidos en 12 gramos de este elemento. Relaciona el peso o volumen de una sustancia y la cantidad de materia.

$$N_A = 6,02214199 \cdot 10^{23}$$

- **Mol:** cantidad de una sustancia que contiene N_A partículas. El número de Avogadro también es el factor de conversión entre gramos y masa atómica (uma). $1\text{g} = N_A \text{uma}$



Formas de expresar la concentración

1.) **Molaridad:**

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (l)}}$$

2.) **Molalidad:**

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Masa de disolvente (Kg)}}$$

3.) **Normalidad:**

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Número de equivalentes de soluto}}{\text{Volumen de disolución (l)}}$$



Formas de expresar la concentración

4.) Fracción molar:

$$\text{Fracción molar} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número total de moles en la disolución}}$$

5.) Porcentaje en peso:

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \cdot 100$$



Formas de expresar la concentración

6.) **Porcentaje en volumen:**

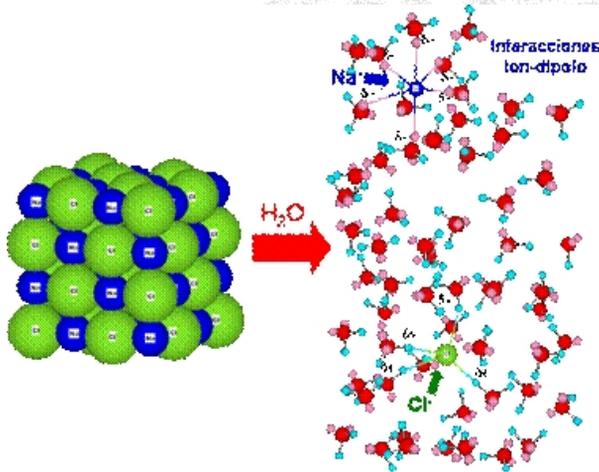
$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{litros de soluto}}{\text{litros de disolución}} 100$$

7.) **Partes por millón:**

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



Solubilidad



A una temperatura dada la cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente concreto no es ilimitada.

- *Solubilidad* es la cantidad de soluto necesaria para formar una disolución saturada en una cantidad dada de soluto.





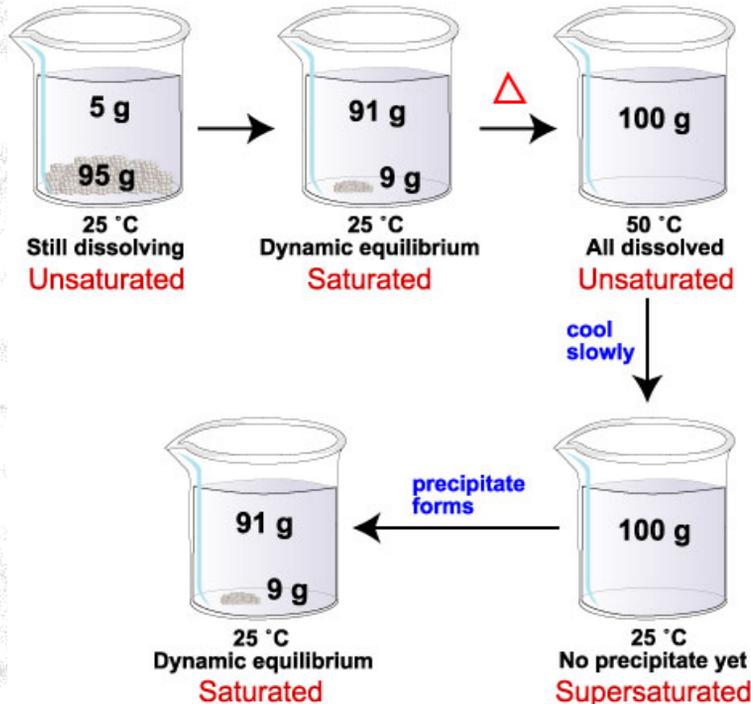
Solubilidad

- *Solución saturada* es aquella que está en equilibrio dinámico con un soluto no disuelto.
- *Solución insaturada* es aquella en que se ha disuelto menos soluto que el necesario para saturar la disolución.
- *Solución sobresaturada* es aquella, que en determinadas condiciones, contiene una cantidad de soluto superior a la necesaria para saturar la disolución.

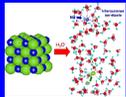




Solubilidad



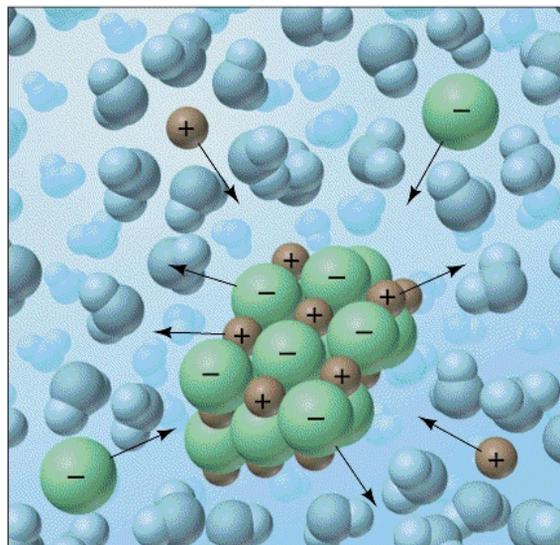
Disolución de 100 gramos de glucosa en 100 ml de agua.



Interacciones agua soluto

Para **compuestos iónicos** \Rightarrow atracción dipolo–carga iónica.

Para **compuestos covalentes polares** \Rightarrow atracción dipolo-dipolo.





Ley de Henry

La concentración de un gas disuelto en un líquido (a temperatura constante) es directamente proporcional a la presión que el gas ejerce sobre la disolución con la que se encuentra en equilibrio.

$$c_g = kP_g \begin{cases} k \text{ constante de Henry} \\ P_g \text{ Presión parcial del gas} \end{cases}$$

La magnitud de k depende de:

- El gas,
- La salinidad (o fuerza iónica) de la disolución,
- Temperatura,
- Presión total,
- Unidades de P_g (atm, mmHg ...) y de c_g (molar, molal ...).



Ley de Henry

Ejemplo: La solubilidad del $N_2(g)$ a $0^\circ C$ y $1,00\text{ atm}$ es de $23,54$ ml por litro.

$$K_{N_2, \text{agua}} = \frac{C}{P} = \frac{23,54\text{ ml/l}}{1,00\text{ atm}}$$

T = constante:

$$P_g = x_g P_g^0 \begin{cases} P_g^0 & \text{Presión de vapor del compuesto puro} \\ P_g & \text{Presión parcial del gas en equilibrio con disol.} \end{cases}$$

$$P_{total} = \sum_i P_i$$

Disolver en un líquido una mezcla de gases \rightarrow cada gas se disolverá según su presión parcial.

Interacciones soluto-disolvente

Solubilidades de gases en agua a 20°C, con una presión del gas de 1 atm.

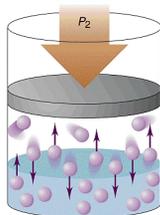
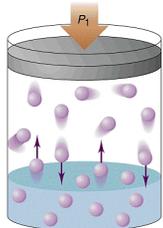
Gas	solubilidad(M)
N ₂	0,69 10 ⁻³
CO	1,04 10 ⁻³
O ₂	1,38 10 ⁻³
Ar	1,50 10 ⁻³
Kr	2,79 10 ⁻³

- Aumenta al aumentar masa molecular.
- Fuerzas de dispersion de London.
- Cl₂ s= 0.1202 M → existe reacción
- Disolventes polares disuelven mejor solutos polares.



Efectos de presión

- La solubilidad de un gas aumenta al aumentar la P.
- La solubilidad de L y S no se ve afectada.
- **Buceadores** \Rightarrow respiran aire comprimido. El aire a \uparrow P es más soluble en la sangre y los tejidos corporales. Cuando vuelve a la superficie el exceso de $N_2(g)$ disuelto se desprende de los tejidos en forma de burbujas. Si asciende rápidamente el N_2 se difunde rápido causando *disbarismo*. La sustitución del N_2 por He se debe a que este es menos soluble en sangre.



$$K_{\text{agua}, T=30^{\circ}\text{C}}^{\text{He}} = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ M/atm}$$

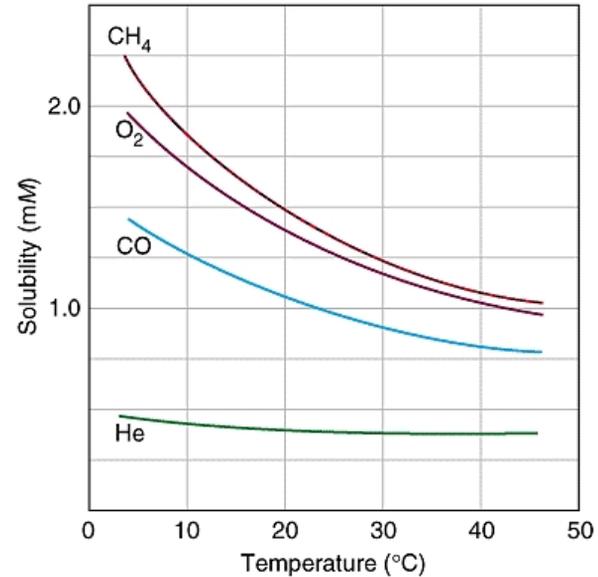
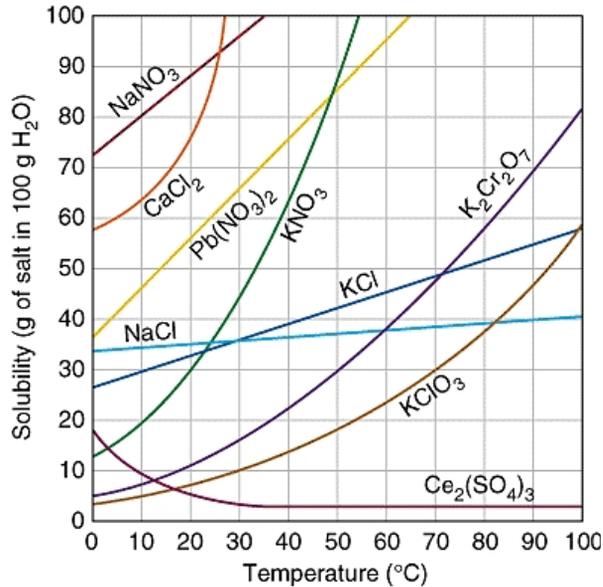
$$K_{\text{agua}, T=30^{\circ}\text{C}}^{\text{N}_2} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ M/atm}$$

Efectos de temperatura

SISTEMAS DISPERSOS

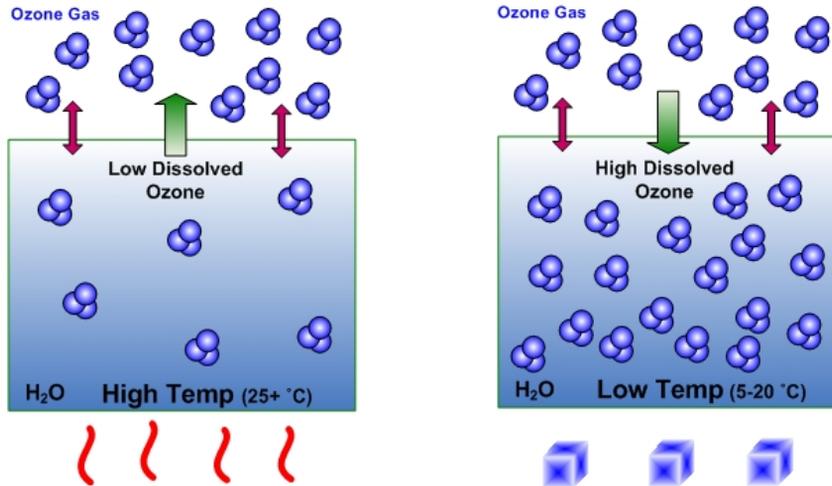
VII. Factores que afectan a la solubilidad

15



Efectos de temperatura

Ozone Solubility & Temperature





Propiedades coligativas

Son propiedades cuyos valores **no dependen de la naturaleza química** del soluto y del disolvente, sino de que **dependen del número relativo de partículas** del soluto y el disolvente.

Requisitos:

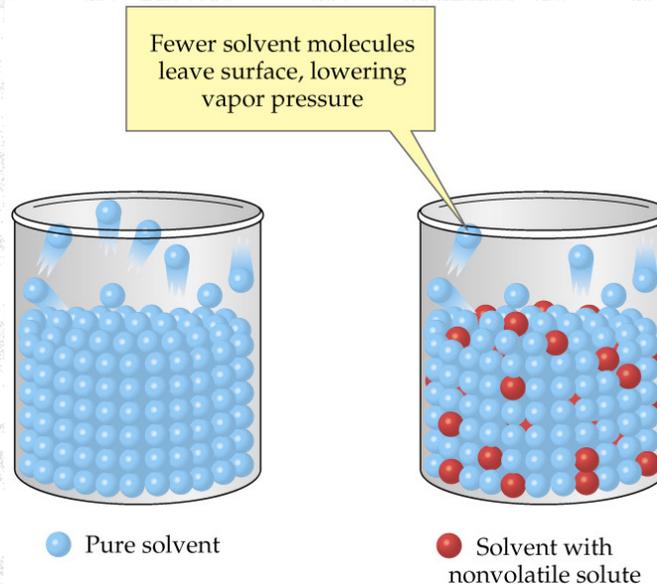
- Solutos no volátiles.
- Disolventes volátiles.
- Disoluciones diluidas.





Presión de vapor

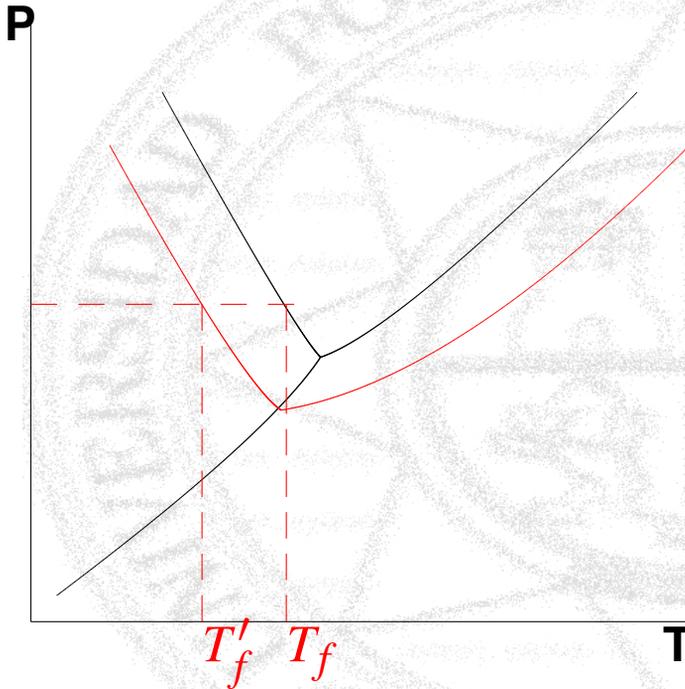
$$P = P_0 \chi_d \begin{cases} \chi_d \Rightarrow \text{fracción molar de disolvente} \\ P_0 \Rightarrow P_v \text{ disolvente puro} \end{cases}$$





Descenso crioscópico

$$\Delta T_f = K_f m$$

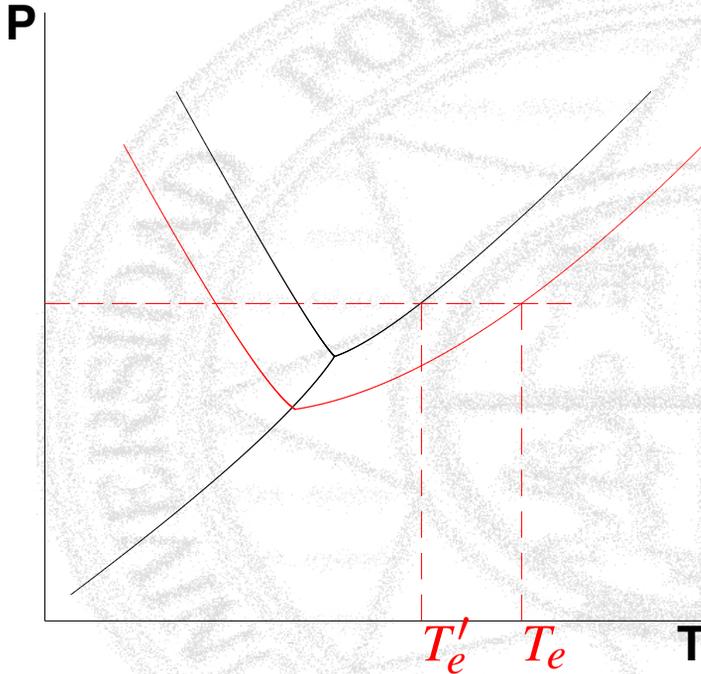


K_f constante
crioscópica
del disolvente
 m molalidad de
la disolución

Ejemplos prácticos: anticongelantes (etilenglicol), mezcla frigorífica (hielo/agua/sal), sal para eliminar nieve...

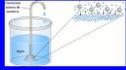


Ascenso ebulloscópico



$$\Delta T_e = K_e m$$

K_e constante ebulloscópica del disolvente
 m molalidad de la disolución



Presión osmótica



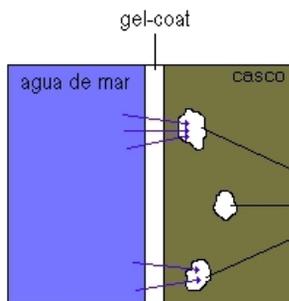
Presión osmótica: es la presión que habría que ejercer sobre una disolución para evitar la ósmosis cuando a disolución está separada del disolvente puro por una membrana semipermeable perfecta.

$$\Pi = \frac{nRT}{V} \quad (\text{Disoluciones diluidas ideales, no existen electrólitos})$$

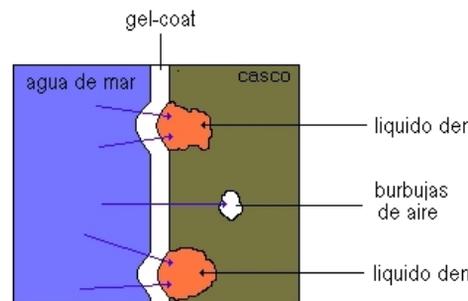
Ejemplos prácticos: procesos biológicos (glóbulos rojos), ósmosis inversa (aplicar P mayor a la P osmótica).



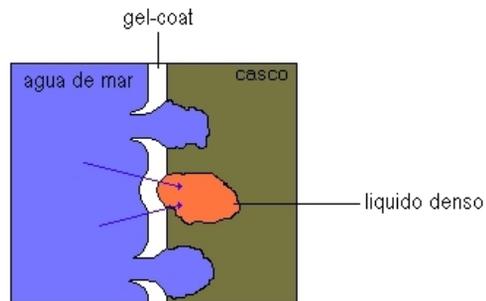
Osmosis en cascos de fibra



Se filtra a través del gel-coat moléculas de agua (primer paso de la ósmosis)



Se ha formado el líquido denso y se produce la ósmosis



Ruptura de las ampollas debido a la presión osmótica