

# LAS DISOLUCIONES : CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

Una disolución es una mezcla homogénea. Está compuesta por un disolvente (uno solo, que suele ser el componente mayoritario o el que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución, aunque si uno de los componentes es el agua, se suele tomar siempre como disolvente) y soluto (uno o varios)

## EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN:

### UNIDADES FÍSICAS:

**g/l** : Gramos de soluto que hay en 1 litro de disolución

**% en peso**: g de soluto que hay en 100 g de disolución

**% en volumen**: ml de soluto que hay en 100 ml de disolución

**p.p.m. (Partes por millón)** partes de soluto que hay en un millón de partes de disolución. Suele referirse generalmente a masas: mg de soluto que hay en un millón de mg (1 Kg) de disolución

### UNIDADES QUÍMICAS:

**Molaridad**: N° de moles de soluto que hay or cada litro de disolución:  $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC.}}}$

**molalidad**: N° de moles de soluto que hay por cada Kg de disolvente:  $m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$

**Fracción molar**: Cociente entre el n° de moles de soluto y el n° total de moles:

$$X_{\text{SOLUTO}} = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLV.}}}$$

## PROPIEDADES COLIGATIVAS

Son aquellas cuyo valor depende exclusivamente de la cantidad de soluto (n° de moles) disuelta, no de su naturaleza. Son aplicables a los solutos no salinos o no electrolitos (aquellos que al disolverse no se disocian). Se aplican a las disoluciones ideales (aquellas en las cuales se cumple que las partículas de soluto son perfectamente elásticas, no existen fuerzas atractivas entre ellas y su volumen es despreciable frente al del disolvente). Son cuatro:

**Variación de la presión de vapor de una disolución**: Cualquier sustancia líquida o gaseosa siempre se encuentra en equilibrio con una fase gaseosa, la cual como gas que es, ejerce una presión.

**Presión de vapor**: es la presión que ejerce la fase gaseosa de una sustancia que se encuentra en contacto con su fase sólida o líquida. Depende exclusivamente de la temperatura.

**Temperatura de ebullición**: es aquella temperatura a la cual la presión de vapor de un sólido o un líquido iguala a la presión exterior. En recipientes abiertos es 1 atm (si la presión exterior lo es) pero si el recipiente está cerrado, será la presión del recipiente

**LEYES DE RAULT**: La presión de vapor de una disolución (Pv) formada por un disolvente volátil y un soluto no volátil es igual al producto de la presión de vapor del disolvente puro (P°v) por la fracción molar del disolvente (Xdv):  $Pv = p^{\circ} \cdot X_{\text{dVTE}}$

**CRIOSCOPIA**: Es el descenso de la temperatura de congelación de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil.

**EBULLOSCOPIA**: Es el aumento de la temperatura de ebullición de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil.

En ambos casos, las variaciones son proporcionales a la molalidad de la disolución, y la constante de proporcionalidad (Constante crioscópica o ebulloscópica) depende exclusivamente del disolvente:

$$\Delta T = K \cdot m ; \Delta T = K \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}} \quad \text{Para el agua: } K_{\text{CRIOSCOPIA}} = - 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C/Mol}$$

$$K_{\text{EBULLOSCOPIA}} = + 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/Mol}$$

**PRESIÓN OSMÓTICA (  $\Pi$  )**: La ósmosis es el paso de las partículas del disolvente a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración. La presión osmótica es la diferencia entre las presiones que ejerce dos disoluciones de concentraciones diferentes sobre la membrana semipermeable que las separa. Ecuación de Van't Hoff:  $\Pi \cdot V = n_{\text{SOLUTO}} \cdot R \cdot T ; \Pi = M \cdot R \cdot T ;$