

1. COMPONENTES DE UNA DISOLUCIÓN.

Una **disolución** es un sistema material homogéneo pero de composición variable formado por dos o más sustancias puras. En toda disolución podemos distinguir dos componentes:

a) **Disolvente**: es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad o la que determina el estado físico de la disolución.

b) **Soluto**: es la sustancia disuelta en el disolvente y normalmente se encuentra en menor cantidad que éste.

Cuando se disuelven 0,6 g de NaCl en 100 ml de agua, el NaCl es el soluto y el agua es el disolvente.

Según el estado físico de cada componente existen diferentes clases de disoluciones:

		Disolvente		
		S	L	G
Solutos	S	Sólido-Sólido Aleaciones	Sólido-Líquido NaCl en agua	Sólido-Gas Vapor de I ₂ en aire
	L	Líquido-Sólido Amalgamas	Líquido-Líquido H ₂ SO ₄ en agua	Líquido-Gas Vapor de agua en aire
	G	Gas-Sólido H ₂ en Pt	Gas-Líquido O ₂ en agua	Gas-Gas O ₂ en N ₂ (aire)

2. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

Con objeto de expresar la *relación entre las cantidades de soluto y disolvente en una disolución* se define una variable de la misma denominada **concentración** que es la *cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución (o, a veces de disolvente)*.

Las principales formas de expresar la concentración de una disolución son:

1. Concentración centesimal en peso o % en peso (C (%)): es el número de gramos de soluto que hay en 100 g de disolución. Se calcula mediante:

$$C(\%) = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Cuando se dice que una disolución de HCl tiene una concentración del 36 % en peso, esto supone que hay 36 g de HCl puros por cada 100 g de disolución (evidentemente hay 64 g de agua por cada 100 g de disolución).

2. Molaridad (M): es el número de moles de soluto que hay contenidos en cada litro de disolución. Se halla mediante:

$$M = \frac{n_s}{V_D(L)}$$

Así si tenemos una disolución de CuSO_4 0,5 M, deducimos que por cada litro de disolución hay 0,5 moles de CuSO_4 .

3. Fracción molar de un componente: es el cociente que resulta de dividir el número de moles de dicho componente entre el número de moles totales. Así:

$$\left. \begin{aligned} x_s &= \frac{n_s}{n_{total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} \\ x_d &= \frac{n_d}{n_{total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d} \end{aligned} \right\} x_s + x_d = 1$$

3. DISOLUCIÓN SATURADA Y SOBRESATURADA. SOLUBILIDAD.

Supongamos que disponemos de una determinada cantidad de agua en un recipiente. Si vamos añadiendo pequeñas cantidades de NaCl y a continuación agitamos la mezcla, observaremos que las primeras cantidades de NaCl se disuelven rápidamente; pero, a medida que el líquido se va concentrando, la disolución de nuevas dosis se hace cada vez más difícil, hasta el punto de que *llega un momento en que es imposible disolver más soluto, por mucho que se agite*. Todo soluto añadido a partir de ese punto precipitará, es decir, se depositará en el fondo del recipiente.

Atendiendo a la proporción relativa de soluto y disolvente las disoluciones pueden clasificarse en:

1. Diluidas: si la proporción de soluto respecto al disolvente es pequeña.

2. Concentradas: si la proporción de soluto respecto al disolvente es grande. Lógicamente, las disoluciones concentradas sólo serán posibles si el soluto es muy soluble.

3. Saturadas: cuando poseen la mayor cantidad posible de soluto disuelto. Para cada soluto, un disolvente podrá admitir una cantidad límite por unidad de volumen de disolvente.

4. Sobresaturadas: si contiene más cantidad de soluto de la que realmente admite el volumen de disolvente. Esta disolución no será estable y precipitará el soluto hasta que la disolución se vuelva saturada.

Se denomina **solubilidad** de una sustancia a la máxima cantidad de sustancia que puede disolverse por litro de disolución. Es decir, la solubilidad representa la concentración de una disolución saturada.

Es obvio que hay sustancias que se disuelven mejor que otras. Se denomina:

1. Sustancia soluble a aquella que lo es en más de 10 g por litro de disolución.

2. Sustancia poco soluble cuando su solubilidad oscila entre 1 y 10 g por litro de disolución.

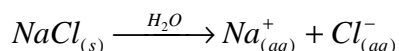
3. Sustancia insoluble si su solubilidad no llega a 1 g por litro de disolución.

4. PROCESO DE DISOLUCIÓN EN AGUA.

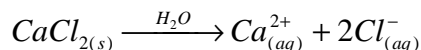
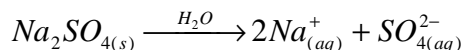
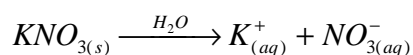
Habíamos visto que tanto los **compuestos iónicos** (NaCl , Na_2SO_4 , etc.) como los **covalentes polares** (HCl , H_2S etc.) se disolvían bien en disolventes polares tales como el agua.

Así, veíamos que al disolver en agua unos *crisales de NaCl*, los iones Na^+ y los iones Cl^- , que estaban en los nudos de la red cristalina eran secuestrados y rodeados por moléculas de agua que se unían con sus polos a los iones de carga contraria. El resultado era que la red cristalina se desmoronaba, es decir, los crisales de NaCl se disolvían (consultar compuestos iónicos).

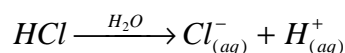
Este proceso de *disolución del NaCl* en agua se puede describir por la siguiente ecuación:



Otros ejemplos de procesos de *disolución de sustancias iónicas* pueden ser:¹



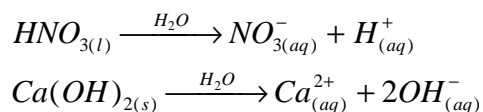
El *cloruro de hidrógeno (HCl)* es una **sustancia covalente polar**, por tanto *cabe esperar que se disuelva en un disolvente polar como el agua*. En el proceso de disolución del HCl , las moléculas de agua rompen cada unión H-Cl , formándose los iones H^+ y Cl^- que se rodearán por moléculas de agua. Este proceso de disolución del HCl puede describirse por la siguiente ecuación:



¹En general, las *sales binarias* (AgCl , CdBr_2 , Ag_2S ,...) y *oxisales* (BaCO_3 , NaClO_3 , K_2SO_4 , ...) se consideran **compuestos iónicos**.

La disolución obtenida se denomina ácido clorhídrico; en la misma sólo existen iones cloruro hidratados, protones hidratados² y moléculas de agua.

Otros ejemplos de procesos disolución de sustancias son:



En general, los compuestos orgánicos son *covalentes apolares* y *no se disuelven en los disolventes polares como el agua*.

Estos hechos justifican el viejo lema: “lo semejante se disuelve en lo semejante”.

A parte de la *naturaleza del enlace*, en el proceso de disolución influyen otros factores entre los que se pueden destacar la *agitación* y la *temperatura*. *Por regla general un aumento de temperatura conduce a un aumento de la solubilidad, es decir, a mayor temperatura podremos disolver mayor cantidad de soluto por unidad de volumen de disolución*. La razón estriba en que una temperatura elevada hace que las partículas de soluto tengan mayor energía y pueden abandonar con mayor facilidad la red cristalina. Esta dependencia con la temperatura depende de la naturaleza del soluto y del disolvente.

² En realidad, los H⁺ no se encuentran en disolución acuosa ya que están hidratados en forma de H₃O⁺ (catión hidronio).