

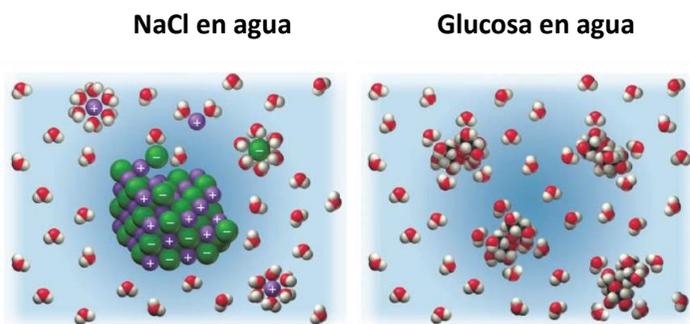
DISOLUCIONES. CONCENTRACIÓN. PREPARACIÓN. SOLUBILIDAD. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Las mezclas son sistemas materiales formados por dos o más sustancias químicas. Las mezclas pueden ser: **heterogénea** (el tamaño de las partículas o agregados de las sustancias se aprecia a simple vista); **homogénea o disolución** (los componentes no se aprecian); **coloides** (homogénea a simple vista pero heterogénea a escala microscópica (por debajo de 1 micra) ya que las partículas o agregados son más grande que en las homogénea y permite su interacción con la luz provocando la dispersión de la misma (efecto Tyndall)).

Una disolución (D) es una mezcla "homogénea" de dos o más sustancias donde la fase dispersante (la sustancia en mayor proporción) se denomina **disolvente (d)** y la fase dispersa (uno o más sustancias en menor proporción), denominada **soluto (s)**. $D = s + d \rightarrow m_D = m_s + m_d$

Tipos de mezclas según su estado físico (Sólido-Líquido-Gas) para dar **disoluciones homogéneas, coloides o dispersiones gruesas** (heterogéneas). Ver tabla completa

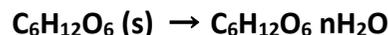
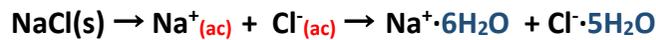
Proceso de disolución (sales, sust. moleculares...)



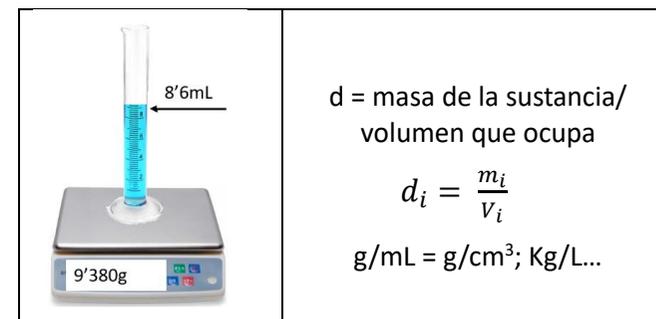
El proceso global depende de la energía de las interacciones soluto-disolvente y el grado de desorden antes (componentes por separados soluto y disolvente) y después (ya en la mezcla).

Separados (soluto + disolvente) → mezclados

En una sustancia iónica el agua separa a los iones y los rodea con **6 moléculas de H₂O**, aprox. El conjunto de estas interacciones débiles (secundarias: ion-moléculas) estabilizan más que el enlace iónico (primario, fuerte) y la sal acaba disolviéndose. En una sustancia molecular el agua separa el conjunto de moléculas agregadas.



Saber antes: densidad de una sustancia líquida (pura).



La densidad es una de las características específicas de las sustancias simple o compuesto (S-L-G) y mide el grado de empaquetamiento que tienen las partículas en un material.

Porcentaje en masa de una disolución

Tanto por ciento de cada componente A_i

$$\% A_i = \frac{m_i}{m_D} \times 100 =$$

Porcentaje en volumen de una disolución

$$\% V_i = \frac{V_i}{V_D} \times 100 =$$

Porcentaje de soluto; porcentaje de disolvente

$$\% s + \% d = 100 \%$$

45 g de sal común (NaCl) en 105 g de

$$m_D = m_s + m_d$$

$$\% \text{ sal} = \frac{45g}{150g} \times 100 = 30'00 \%$$

$$\% \text{ disolvente} = \frac{105g}{150g} \times 100 = 70'00 \%$$

45 mL de tolueno (C₆H₅CH₃) en 160 mL de benceno (C₆H₆)

$$V_D = V_s + V_d$$

$$\% \text{ tolueno} = \frac{45 \text{ mL}}{160 \text{ mL} + 45 \text{ mL}} \times 100 = 21'95 \%$$

$$\% \text{ benceno} = 100\% - 21'95 = 78'05 \%$$

Si tenemos **400 gramos de disolución al 30%** de HCl (soluto), esto quiere decir que por cada 100 g de disolución (D) hay disuelto 30 g de HCl (soluto gas).

$$m_i = \frac{\%}{100} m_D$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot 400 \text{ g D} = 120'00 \text{ g de HCl}$$

$$m_D = m_s + m_d$$

$$400 \text{ g D} = 120 \text{ g HCl} + m_d$$

$$m_d = 400 \text{ g D} - 120 \text{ g HCl} = 280 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$d_{\text{agua}} = \frac{m_i}{V_i} \rightarrow \frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 280 \text{ g H}_2\text{O} = 280 \text{ mL}$$

Concentración en masa de un soluto i , C en (g/L)

Proporción de masa de soluto disuelta por volumen de disolución, expresada en gramos de soluto/litros de Disolución. Ej: 25 g de NaOH en 750 mL de Disolución.

$$C_i = \frac{m_s}{V_D} \quad C = \frac{25 \text{ g}_s}{0,750 L_D}$$

Si el dato de **concentración** es proporcionado se puede calcular cualquier volumen a tomar en una pipeta o masa de soluto a pesar en una balanza (ver problemas).

Gramos de soluto / litros de Disolución

$$V_i = \frac{m_i}{C_i}; \quad C_i \cdot V_i = m_i$$

O mediante el uso de factores de conversión

(IUPAC, γ)

Molaridad de una disolución (mol/L)

Proporción de moles de soluto de una sustancia disuelta por volumen de disolución expresada en moles/litros. Por ejemplo: 85 g de NaCl en 550 mL de Disolución.

$$85 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 1,45 \text{ mol NaCl}$$

$$M = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow M = \frac{1,45 \text{ mol NaCl}}{0,550 L_D} = 2,64 \text{ mol/L}$$

Estequiometría (sobre la fórmula)
masa (solute)----moles----partículas
Mm N_A

Si el dato de **molaridad** es proporcionado se puede calcular cualquier volumen a tomar en una pipeta o masa de soluto ("moles") a pesar en una balanza.

(IUPAC, concentración molar, c)

Densidad de una disolución (g D/mL D); No confundir con la densidad de una sustancia líquida "pura".

Si una disolución (con 45 gramos de NaCl) tiene una masa de 300 g y ocupa un volumen de 250 mL, su densidad es:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D} \quad d_D = \frac{300 \text{ g}_D}{250 \text{ mL}_D} = 1,20 \text{ g/mL}$$

¿Cómo se preparan 250 mL de la disolución anterior?

Se añaden 45 gramos de NaCl a un vaso de precipitado con un poco de agua. Con ayuda de la varilla se disuelve completamente y después se trasvasa a un matraz aforado. Finalmente se añade con cuidado el resto de agua hasta llegar a la marca del enrase 250 mL.

¿Significa esto que hemos añadido 250 mL de agua?

No, hemos añadido algo menos de disolvente porque las partículas de soluto también ocupan espacio.

Molalidad de un soluto i , m en (moles s/kg disolvente)

Proporción de moles de soluto disueltos por kilogramos de disolvente. 20 mol de NaCl en 200 kg de agua.

$$m = \frac{n_s}{Kg \text{ disolvente}} \quad m = \frac{20 \text{ mol NaCl}}{200 \text{ kg agua}} = 0,1 \text{ mol/Kg}$$

Si pasamos los moles de NaCl a gramos, podemos obtener los gramos totales de Disolución.

Esta expresión de m tiene su utilidad en las propiedades coligativas de las mezclas de solutos no volátiles (por ej.: sales inorgánicas) con disolventes volátiles (agua, hielo...)

(IUPAC, concentración molal, m)

Fracción molar de un componente $i \rightarrow \chi$

Proporción de moles de un componente i por moles totales de la mezcla. Por ejemplo: 30 g de NaCl en 100 g de agua.

Fracción molar del soluto/Fracción molar del disolvente

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \quad \chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \quad \chi_s + \chi_d = 1$$

Los gramos de cada componente se pasan a moles con ayuda de la masa molar (Mm en g/mol)

Estequiometría (sobre la fórmula)
masa (solute)----moles----partículas
Mm N_A

Importante en DISOLUCIONES

NaCl en agua (25 %, $d = 1,3 \text{ g/mL}$)

$Mm_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$; $Mm_{agua} = 18 \text{ g/mol}$;

Concentración a partir de % en masa y densidad

$$C = \frac{25 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,3 \text{ g D}}{1 \text{ mL D}} \cdot \frac{1000 \text{ mL D}}{1 L D} =$$

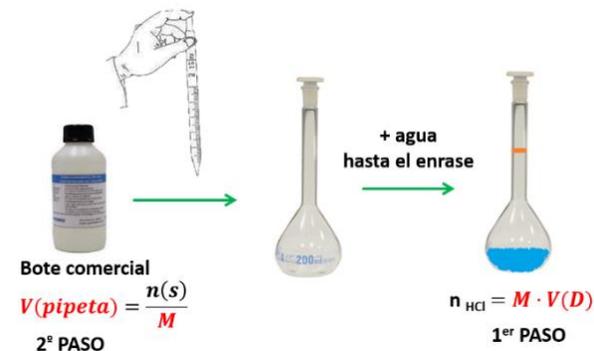
Molaridad a partir de % en masa y densidad + Mm

$$M = \frac{25 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,3 \text{ g D}}{1 \text{ mL D}} \cdot \frac{1000 \text{ mL D}}{1 L D} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} =$$

Preparación de 200 mL de una disolución de HCl 0,2M. A partir de un bote comercial o de una disolución concentrada.

1er PASO: con el volumen de la nueva disolución V_D y su molaridad 0,2 M, se calcula los moles que se han de extraer del bote comercial con una pipeta. $M = \frac{n_{HCl}}{V_D} \rightarrow n_{HCl} = M \cdot V_D$

2º PASO: con el porcentaje % y densidad de la disolución contenida en el bote comercial se calcula la molaridad, **M**. Con los moles a extraer y la molaridad del bote, se calcula los mL a tomar con la pipeta. Si ya se dispone de una disolución concentrada en un matraz aforado, será necesario el valor de su molaridad, **M**. $M = \frac{n_{HCl}}{V_{pipeta}} \rightarrow V_{pipeta} = \frac{n_{HCl}}{M}$



Solubilidad de un soluto en un disolvente

Disolución diluida: proporción muy pequeña de soluto respecto al disolvente. La densidad es prácticamente la del disolvente. Un gramo de azúcar en un litro de agua.

Disolución concentrada: proporción alta de soluto respecto al disolvente. Las disoluciones muy concentradas de solutos "de color" se aprecian oscuras. Colores anaranjados, azules, violetas...se observan oscuros.



Disolución saturada: máxima cantidad de soluto que se puede disolver y que recibe el nombre de solubilidad.

Solubilidad = 20 g/L (significa que en un litro solo es posible disolver 20 gramos de soluto). Para disolver más, tengo que añadir más disolvente o variar la T.

Disolución sobresaturada: contiene una cantidad de soluto por encima de la saturada. Para ello hay que aumentar la temperatura para disolver el exceso de soluto. Una vez disuelto, esta disolución es metaestable, es decir, con el tiempo, o enfriando, el exceso acabará precipitando en forma de sólido. Se utiliza para obtener cristales de sales y sólidos moleculares.



Modificar parámetros para variar la solubilidad de los solutos en disolventes.

En los sólidos, por lo general, al **aumentar la temperatura, aumenta la solubilidad**. Una mayor agitación de las moléculas de disolvente permite solubilizar más cantidad de sólido. En algunas excepciones se observa lo contrario, al aumentar la temperatura se hace menos soluble (son casos donde la disolución soluto + disolvente está más ordenadas que sus componentes).

En los gases, al **aumentar la presión, aumenta la solubilidad**. Un mayor empuje del gas sobre la superficie de la disolución permite que pasen más moléculas del gas a la fase líquida del disolvente. Si se elimina la presión, el gas volverá a salir de entre las moléculas del disolvente. Ej: botellas carbonatadas con CO₂

En los gases, al **aumentar la temperatura, disminuye la solubilidad**. Una mayor agitación de las moléculas de disolvente desestabiliza las interacciones secundarias (vdW) molécula-disolvente y el gas sale de la fase líquida. Ej.: los problemas de gases en los bebés se consiguen paliar hirviendo el agua (se libera el gas ocluido).

Propiedades coligativas. Estudio de caso: solutos no volátiles en un disolvente volátil. (Ejemplo: sal en agua)

Punto de partida: a presión atmosférica (aprox. 1 atm), cuando se calienta agua, las moléculas del líquido alcanzan un equilibrio con las moléculas de la fase vapor, a una temperatura de **100 °C** (punto de ebullición del agua); **P°_{H2O} = 1 atm. (agua pura)**

La presión de vapor del disolvente disminuye al añadir un soluto. Se reduce la movilidad de las moléculas del disolvente disminuyendo el número de moléculas que consiguen llegar a la superficie. Ej.: al añadir sal al agua, la presión de vapor disminuye en presencia de un soluto. **P_(d con soluto) - P°_d = ΔP = - X_s · P°_d** (cuanto mayor sea la fracción molar del soluto, más disminuirá la presión del disolvente).

Ascenso del punto de ebullición del disolvente. Al añadir un soluto al disolvente, se reduce la presión de vapor. Son menos las moléculas del disolvente las que han pasado a la fase vapor. Para alcanzar de nuevo el equilibrio, harán falta más moléculas y para ello ha de aumentar la temperatura. El agua con sal hierve a más de 100 °C. **T_(d con soluto) - T°_d = ΔT_e = K_e · m (molaridad) mol NaCl/ kg de agua (cte ebulloscópica)**

Disminución del punto de congelación (descenso crioscópico). Al añadir un soluto al disolvente, las interacciones entre las moléculas de disolvente disminuyen, lo que dificulta el proceso de congelación. Esto hace que, si queremos llegar al punto de congelación, será necesario seguir disminuyendo la temperatura. **T_(d con soluto) - T°_d = ΔT_c = - K_c · m (Ej.: sal en hielo, se derrite antes). (cte crioscópica)**

Presión osmótica. En dos compartimentos con distinta concentración salina, separados por una membrana semipermeable (no deja pasar el soluto) el agua pasará desde la zona menos concentrada a la más concentrada, igualando las concentraciones y aumentando el nivel del agua en dicho compartimento (aumenta la presión). Este proceso se denomina **ósmosis** (el disolvente se mueve hacia zonas de mayor concentración de soluto). Para revertir el proceso se ha de ejercer dicha presión, denominada **presión osmótica: π = CRT (atm) C = n/V**. El agua volverá de nuevo al otro compartimento (**ósmosis inversa**). Ej: conservación de alimentos; suero salino (glóbulos rojos)...