

Tema 3: Ecuaciones químicas y concentraciones

- Definición de disolución.
- Clases de disoluciones.
- Formas de expresar la concentración de una disolución.
- Proceso de dilución.
- Solubilidad.
- Diagramas de fases de dos componentes.
- Propiedades coligativas: presión osmótica, disminución del punto de fusión y aumento del punto de ebullición de las disoluciones de no electrolitos.
- Disoluciones de electrolitos.

Definición de disolución

Clasificación de la materia

Materia

¿ Puede separarse mediante un proceso físico?

SI

NO

Mezcla

Sustancia pura

¿ Es homogénea?

¿ Se descompone por un proceso químico?

SI

NO

SI

NO

Homogénea
Disolución

Heterogénea

Compuesto

Elemento

Definición de disolución

- Una **disolución** (**solución**) es una mezcla homogénea, a nivel molecular, de dos o más sustancias.
- El **disolvente** (**solvente**) es el componente que está en mayor proporción. Determina además el estado de agregación de la disolución.
- Los **solutos** son, por tanto, los componentes disueltos en el disolvente.

Clases de disoluciones

Solvente	Solutos	Ejemplos
Sólido	Sólido	Aleaciones: Acero (C+Fe), Bronce (Cu+Sn)
	Líquido	Amalgamas: Au(s) + Hg(l)
	Gas	Metal + H ₂ (g)
Líquido	Sólido	ClNa(s) + H ₂ O(l)
	Líquido	CH ₃ CH ₂ OH(l) + H ₂ O(l)
	Gas	CO ₂ (g) + H ₂ O(l)
Gas	Sólido	Naftalina en aire (sublimación)
	Líquido	H ₂ O(l) en aire
	Gas	O ₂ (g) en N ₂ (g)

Formas de expresar la concentración de una disolución

- Tanto por ciento (%) en masa, también denominado porcentaje.

$$\% \text{ masa}_i = \frac{\textit{masa}_i}{\sum_j \textit{masa}_j} \times 100 \quad [\%]$$

- Molaridad, M , también denominada concentración molar, se suele representar con corchetes, ej. $[\text{NaCl}]$.

$$M_i = \frac{n_i}{V_{\textit{disolucion}}(\ell)} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$

- Molalidad, m , también denominada concentración molal.

$$m_i = \frac{n_i}{\textit{masa de disolvente (kg)}} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right]$$

Formas de expresar la concentración de una disolución

- Tanto por ciento (%) en volumen.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100 \quad [\%]$$

- **Fracción molar, x** , representa el tanto por 1 de moles de la especie considerada.

$$x_i = \frac{\text{moles de especie } i}{\text{moles de todos los componentes de la disolución}} \quad [\text{No tiene}]$$

Presenta además los límites $0 \leq x \leq 1$.

- **Partes por millón, ppm:**

$$\text{ppm}_i = \frac{\text{masa}_i}{\sum_j \text{masa}_j} \times 10^6 \quad [\text{ppm}]$$

Se usa para concentraciones extremadamente bajas de soluto (trazas).

- **Problema:** preparar una disolución muy diluida.
- **Ejemplo:** Calcular la masa necesaria para obtener 10mL de disolución 0.01M de NaCl en agua.

$$n_{NaCl} = M_{NaCl} \cdot V_{disol} = 0,01 \frac{mol}{L} \cdot 10^{-2} L = 10^{-4} mol$$

$$g_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot Pm_{NaCl} = 10^{-4} mol \cdot 58,4 \frac{g}{mol} = 5,84 \cdot 10^{-3} g$$

¡Debemos pesar 5.84 miligramos de NaCl!

- **Solución:** será más fácil obtener la disolución mediante la dilución de una disolución más concentrada, debido a la dificultad de pesar una cantidad tan pequeña de soluto.

Proceso de dilución

- Cuando se quiere preparar una disolución muy diluida, ésta se prepara mediante dilución a partir de otra disolución más concentrada.
- En el ejemplo mencionado anteriormente, para preparar 10mL de disolución 0.01M de NaCl en agua, partimos de un litro de una disolución 0.1M (para preparar 1L se necesita pesar 5.84 g de NaCl).
- **Solución:** Sabemos que el número de moles se toman de un volumen V_{conc} de la disolución más concentrada. Así, se cumple:

$$V_{conc} \cdot M_{conc} = V_{dil} \cdot M_{dil}$$
$$V_{conc} = \frac{V_{dil} \cdot M_{dil}}{M_{conc}} = \frac{10\text{mL} \cdot 0,01\text{M}}{0,1\text{M}} = 1\text{mL}$$

Por tanto, tomaremos un mililitro de la disolución concentrada y nueve mililitros de agua para preparar los diez mililitros de la disolución más diluida con una concentración 0.01M.

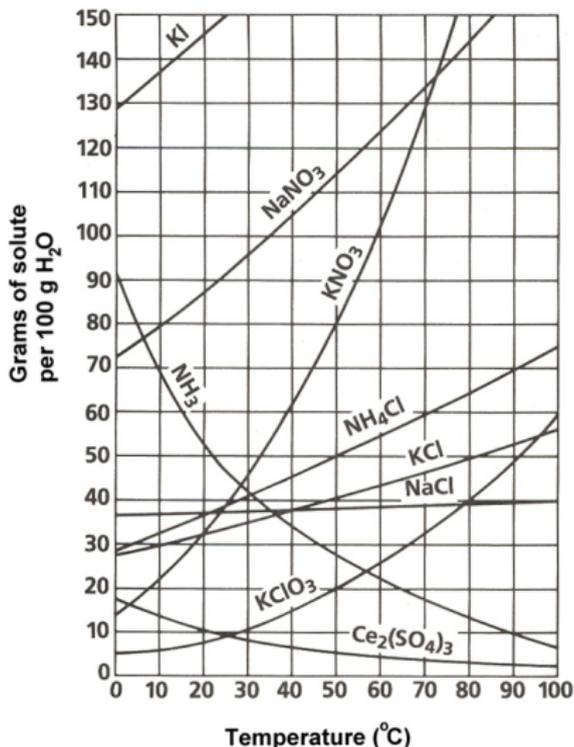
- Las sustancias **completamente miscibles** se pueden disolver en todas las proporciones.
- Las sustancias que se pueden disolver, pero no en todas las proporciones, son **parcialmente miscibles**.
- La **solubilidad** es la concentración máxima que puede alcanzar un determinado soluto en un disolvente dado.
- La solubilidad depende de la temperatura y de la presión.
- Que una sustancia sea soluble en un disolvente (y en qué medida lo sea) depende de la entalpía y la entropía de disolución.
- En un sistema a T y P constantes, la *solubilidad* depende de la variación de la *energía libre de Gibbs* en el proceso de formación de la disolución.

Disoluciones ideales y no ideales

- Una disolución es **ideal** si las fuerzas intermoleculares entre todas las moléculas son iguales.
- La entalpía de disolución de una disolución ideal es cero.
- En las disoluciones no ideales, tomando:
 - ΔH_a : entalpía para la separación de las moléculas de soluto (> 0),
 - ΔH_b : entalpía para la separación de las moléculas de disolvente (> 0),
 - ΔH_c : entalpía de interacción entre las moléculas de soluto y disolvente (< 0)
- si $\Delta H_a + \Delta H_b + \Delta H_c < 0$, el proceso de disolución es exotérmico;
- si $\Delta H_a + \Delta H_b + \Delta H_c > 0$, el proceso es endotérmico;
- si $\Delta H_a + \Delta H_b + \Delta H_c \gg 0$, la sustancia no se disuelve.
- Las disoluciones de electrolitos **nunca** son ideales.

Temperatura y solubilidad

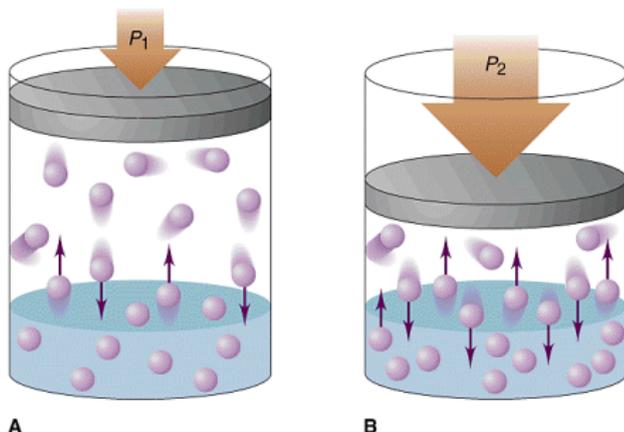
- En la mayor parte de los casos, la solubilidad de los sólidos en líquidos suele aumentar con la temperatura.
- Hay algunos casos en que esa solubilidad disminuye con la temperatura.
- La solubilidad de la gran mayoría de los gases en agua disminuye con la temperatura.



Presión y solubilidad

- En el caso de sustancias sólidas y líquidas, la presión afecta poco a la solubilidad.
- En el caso de gases, la solubilidad siempre aumenta con la presión (**Ley de Henry**):

$$S = k \cdot P_{gas}$$

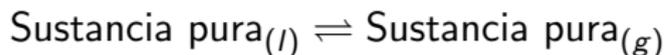
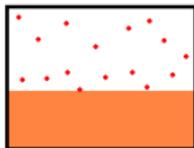


Propiedades Coligativas: Son aquellas propiedades de una disolución que dependen únicamente de la concentración de partículas de soluto, y no dependen de la naturaleza o tipo de soluto.

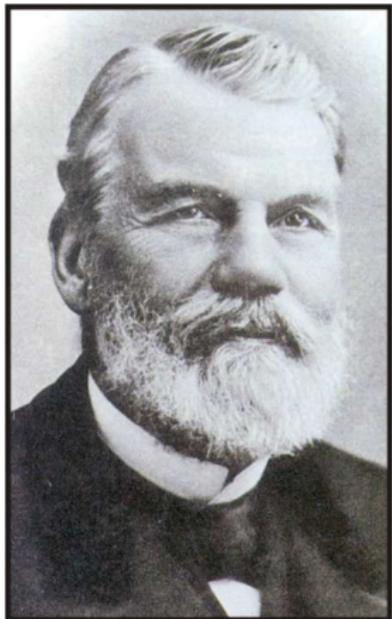
Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor a una temperatura dada, que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).

Presión de vapor

Presión de vapor de una sustancia pura a una temperatura T : Es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).



Presión de vapor de una disolución a una temperatura T : Es la presión que ejerce la fase de vapor **formada por los componentes volátiles** de la disolución sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).



François-Marie Raoult
(1887)

- La presión parcial del vapor de una especie i de una **disolución ideal**, a una temperatura T , si el vapor se comporta como un **gas ideal**, viene dada por:

$$P_i = x_i \cdot P_i^*$$

donde P_i^* es la presión de vapor de la sustancia i *pura* a la temperatura considerada y x_i la fracción molar de i en el *líquido*.

- La presión de vapor total viene dada entonces por:

$$P_v = \sum_i x_i \cdot P_i^*$$

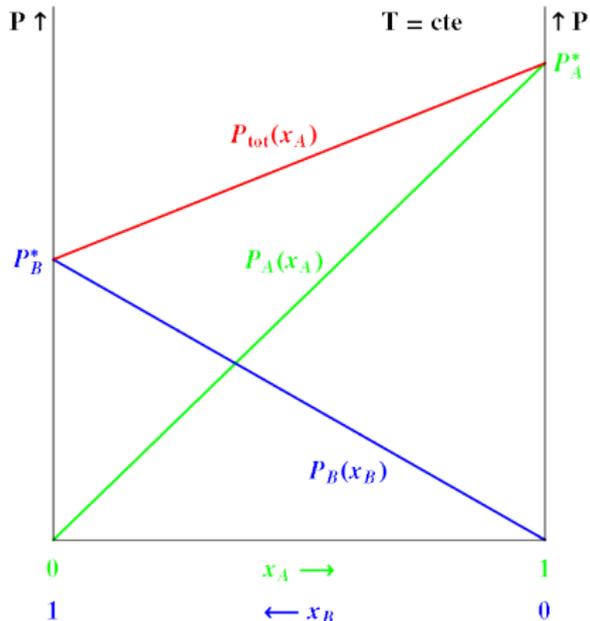
Presión de vapor de una disolución ideal de dos componentes

Para una disolución ideal de dos componentes, A y B , que siga la ley de Raoult:

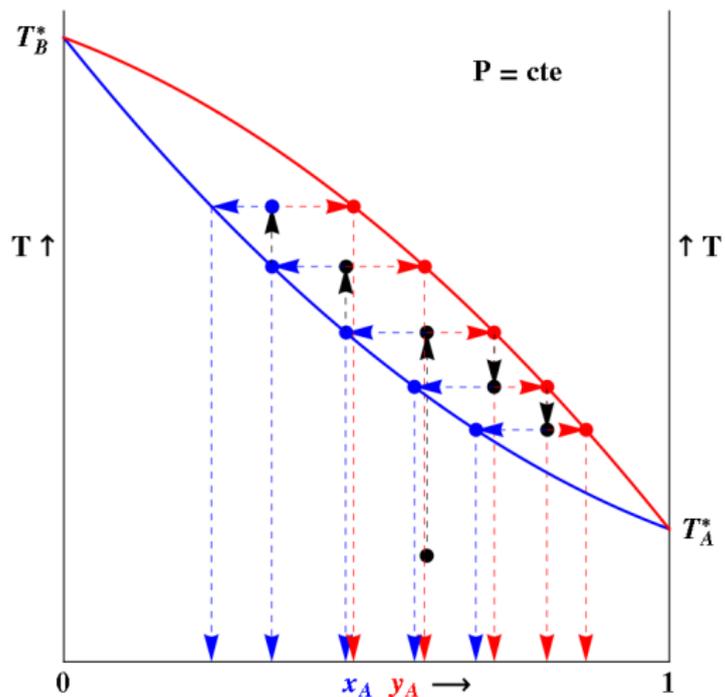
$$P_A = P_A^* x_A$$

$$P_B = P_B^* x_B = P_B^* (1 - x_A)$$

$$\begin{aligned} P_{tot} &= P_A + P_B \\ &= P_A^* x_A + P_B^* (1 - x_A) \\ &= (P_A^* - P_B^*) x_A + P_B^* \end{aligned}$$



Destilación



- El fenómeno de **ósmosis** es el paso de un disolvente puro a una disolución que está separada por una membrana semipermeable, que deja pasar el disolvente pero no el soluto.
- La **presión osmótica**, π , es la presión que se debe aplicar a la disolución para detener la difusión del disolvente.
- Como es una **propiedad coligativa**, dependerá únicamente de la concentración de moléculas de soluto, pero no de su naturaleza. Se puede obtener mediante una ecuación formalmente análoga a la ecuación de los gases ideales:

$$\pi V = nRT \longrightarrow \pi = MRT$$

donde n es el número de moles de soluto disueltos, V el volumen de la disolución, R la constante de los gases ideales y $M = n/V$ la concentración molar del soluto.

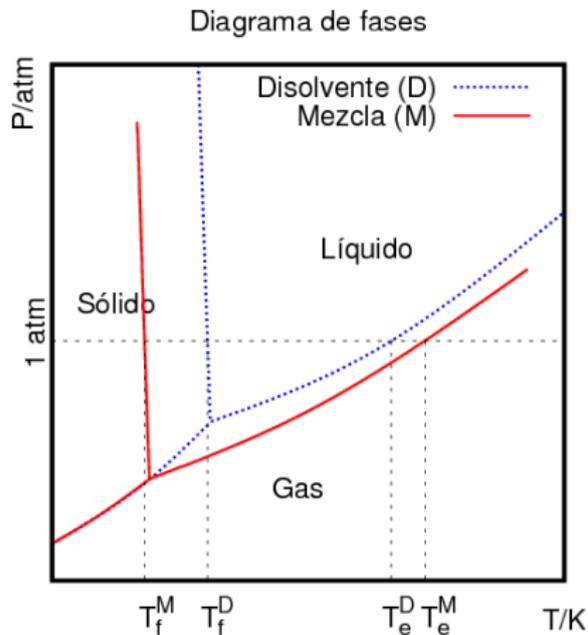
Presión Osmótica: Ejemplo

Ejemplo: Suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 37 °C es 7,65 atm ¿ Qué cantidad, en gramos, de glucosa (C₆H₁₂O₆) por litro debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha de ser isotónica con la sangre?.

Solución: Sabemos que la relación de la presión osmótica, π , con la concentración molar, M , es $\pi = MRT$. Despejando la molaridad:

$$\begin{aligned} M &= \frac{\pi}{RT} = \frac{7,65 \text{ atm}}{0,0820 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} \frac{1}{(37 + 273)\text{K}} = 0,301 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ &= 0,301 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{180 \text{ g}}{\text{mol}} = 54 \frac{\text{g}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico



- Descenso crioscópico:
 $T_f^M - T_f^D = -K_f^D m$, donde K_f^D es la constante crioscópica del Disolvente y m la molalidad.
- Aumento ebulloscópico:
 $T_e^M - T_e^D = K_e^D m$ donde K_e^D es la constante ebulloscópica del Disolvente.
- Unidades de K_f^D y K_e^D :
 $^{\circ}\text{C} \cdot \text{m}^{-1} = \text{K} \cdot \text{m}^{-1}$

Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico: Ejemplo

Ejemplo: Sabiendo que la constante crioscópica del H_2O es: $K_f^{\text{H}_2\text{O}} = 1,86\text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$, calculad la temperatura a la que congela una disolución de 2 moles de etilenglicol en 1000 g de H_2O , a una presión de 1,00 atm, considerando un comportamiento ideal.

Solución: Tenemos 2 moles de soluto disueltos:

$$\begin{aligned}\Delta T_f &= T_f^M - T_f^D = -K_f^D m \\ &= -1,86\text{ }^\circ\text{C m}^{-1} \cdot \frac{2\text{ mol soluto}}{1,00\text{kg}} = -3,72\text{ }^\circ\text{C} \\ T_f^M &= T_f^D + \Delta T_f = 0,00\text{ }^\circ\text{C} - 3,72\text{ }^\circ\text{C} = -3,72\text{ }^\circ\text{C}\end{aligned}$$

Disoluciones de electrolitos

- Un **electrolito** es una sustancia que produce iones en disolución.
- Las disoluciones de electrolitos conducen la electricidad.
- *Para un disolvente dado* un electrolito es **fuerte** si a concentraciones moderadas conduce bien la electricidad.
- En caso contrario se dice que el electrolito es **débil**.
- Un electrolito es **verdadero** si está formado por iones en estado puro. La mayoría de las sales son electrolitos verdaderos.
- Un electrolito es **potencial** si está formado por moléculas sin carga en estado puro que pueden reaccionar con el disolvente produciendo iones. Los ácidos orgánicos débiles son electrolitos potenciales.

Factor de Van't Hoff

- Las disoluciones de electrolitos presentan importantes desviaciones respecto al comportamiento ideal.
- Descenso crioscópico: $T_f^M - T_f^D = -K_f^D \phi_\nu m$.
- Aumento ebulloscópico: $T_e^M - T_e^D = K_e^D \phi_\nu m$.
- Presión osmótica: $\pi = \phi_\nu MRT$
- En los tres casos, el factor ϕ_ν recibe el nombre de **factor de Van't Hoff**.
- EL factor de Van't Hoff depende del número de iones que se generan en la disolución y de la interacción entre ellos.

Factor de Van't Hoff

Soluto	Molalidad, m					Dil. inf.
	1.0	0.10	0.010	0.0010	...	
NaCl	1.81	1.87	1.94	1.97	...	2
MgSO ₄	1.09	1.21	1.53	1.82	...	2
Pb(NO ₃) ₂	1.31	2.13	2.63	2.89	...	3