

# Tema 3

## DISOLUCIONES

- Disolución:
  - *Definiciones*
  - *Clases de disoluciones*
  - *Medida de la concentración*
- Dilución
- Solubilidad
- Propiedades coligativas
  - *Presión de vapor*
  - *Presión osmótica*
  - *Descenso crioscópico*
  - *Aumento ebulloscópico*

# DISOLUCIÓN: *definiciones*

## Clasificación de la materia

**Materia**

*¿Puede separarse mediante un proceso físico?*

**SÍ**

**NO**

**Mezcla**

**Sustancia pura**

*¿Es homogénea?*

*¿Se descompone por un proceso químico?*

**SÍ**

**NO**

**SÍ**

**NO**

**Homogénea**  
**DISOLUCIÓN**

**Heterogénea**

**Compuesto**

**Elemento**

# DISOLUCIÓN: *definiciones*

- 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

Disolvente	Soluto	Ejemplo
Sólido	Sólido	Aleaciones: acero (C+Fe), bronce (Cu+Sn)
	Líquido	Amalgamas: Au (s) + Hg (l)
	Gas	Metal + H <sub>2</sub> (g)
Líquido	Sólido	NaCl (s) + H <sub>2</sub> O (l)
	Líquido	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH (l) + H <sub>2</sub> O (l)
	Gas	CO <sub>2</sub> (g) + H <sub>2</sub> O (l)
Gas	Sólido	Naftalina en aire
	Líquido	H <sub>2</sub> O (l) en aire
	Gas	O <sub>2</sub> (g) en N <sub>2</sub> (g)

# Concentración de una disolución

■ Molaridad,  $M$ :

$$M_i = \frac{\text{moles}_i}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} \left[ \frac{\text{mol}}{\text{L}} = M \right]$$

■ Molalidad,  $m$ :

$$m_i = \frac{\text{moles}_i}{\text{masa}_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \left[ \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = m \right]$$

■ Fracción molar,  $x$ :

$$x_i = \frac{\text{moles}_i}{\text{moles}_{\text{totales}}} \text{ [adimensional]}$$

■ Porcentaje en masa:

$$\% \text{ masa}_i = \frac{\text{masa}_i}{\text{masa}_{\text{total}}} \times 100 \text{ [%]}$$

■ Porcentaje en volumen:

$$\% \text{ volumen}_i = \frac{\text{volumen}_i}{V_{\text{disolución}}} \times 100 \text{ [%]}$$

■ Partes por millón,  $ppm$ :

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

# Concentración de una disolución

## Ejemplo 1

- Calcula la molaridad de una disolución preparada disolviendo 685 mg de  $\text{AgNO}_3$  en agua suficiente para obtener 125 mL.

$$\begin{aligned} M_{\text{AgNO}_3} &= \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \frac{\textit{masa}_{\text{AgNO}_3} \text{ (g)} / \textit{masa molar}_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \\ &= \frac{685 \cdot 10^{-3} \text{ g} / 169.9 \text{ g mol}^{-1}}{125 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0.0323 \text{ mol/L} = 0.0323 \text{ M} \end{aligned}$$

# Concentración de una disolución

## Ejemplo 2

- Calcula la molaridad de HCl y de NaCl en una disolución preparada disolviendo 6 L de HCl 0.2 M y 2 L de NaCl 1 M en agua suficiente para que el volumen final de la disolución sea 8.5 L.

$$\begin{aligned} \bullet M_{\text{HCl},2} &= \frac{n_{\text{HCl},2}}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \frac{n_{\text{HCl},1}}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \frac{M_{\text{HCl},1} \times V_{\text{disolución},1}(\text{L})}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \\ &= \frac{0.2 \text{ mol L}^{-1} \times 6 \text{ L}}{8.5 \text{ L}} = 0.1412 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet M_{\text{NaCl},2} &= \frac{n_{\text{NaCl},2}}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \frac{n_{\text{NaCl},1}}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \frac{M_{\text{NaCl},1} \times V_{\text{disolución},1}(\text{L})}{V_{\text{disolución},2}(\text{L})} = \\ &= \frac{1 \text{ mol L}^{-1} \times 2 \text{ L}}{8.5 \text{ L}} = 0.2353 \text{ M} \end{aligned}$$

# Dilución

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

$$M_i = \frac{n_i}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \frac{\textit{masa}_i \text{ (g)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)} \times \textit{masa molar}_i}$$

$$\begin{aligned} \textit{masa}_{\text{NaCl}} \text{ (g)} &= M_{\text{NaCl}} \times V_{\text{disolución}} \text{ (L)} \times \textit{masa molar}_{\text{NaCl}} \\ &= 0.01 \text{ mol L}^{-1} \times 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} \times 58.4 \text{ g mol}^{-1} = 5.84 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

*¡Tenemos que pesar 5.84 mg de NaCl!*

- **Solución:** dada la dificultad de pesar una cantidad tan pequeña, es más fácil preparar la disolución mediante dilución de otra disolución más concentrada.

# Dilución

- 1) Preparamos en primer lugar una disolución más concentrada (que se pueda pesar “bien”), por ejemplo 1 L de NaCl 0.1 M:

$$\begin{aligned} masa_{\text{NaCl}}(\text{g}) &= M_{\text{NaCl}} \times V_{\text{disolución}}(\text{L}) \times \textit{masa molar NaCl} \\ &= 0.1 \text{ mol L}^{-1} \times 1 \text{ L} \times 58.4 \text{ g mol}^{-1} = 5.84 \text{ g} \end{aligned}$$

- 2) Dilución: tomamos la cantidad necesaria de la disolución concentrada para obtener 10 mL de NaCl 0.01 M:

- *El número de moles de NaCl que tiene que haber en la disolución 0.01 M proceden de la disolución 0.1 M, por tanto:*

$$\textit{moles}_{\text{conc}} = \textit{moles}_{\text{dil}} \rightarrow M_{\text{conc}} \cdot V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}$$

$$0.1 \text{ mol L}^{-1} \times V_{\text{conc}} = 0.01 \text{ mol L}^{-1} \times 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} \rightarrow V_{\text{conc}} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ mL}$$

*Preparamos 10 mL de NaCl 0.01 M tomando:  
1 mL de NaCl 0.1 M + 9 mL de agua*

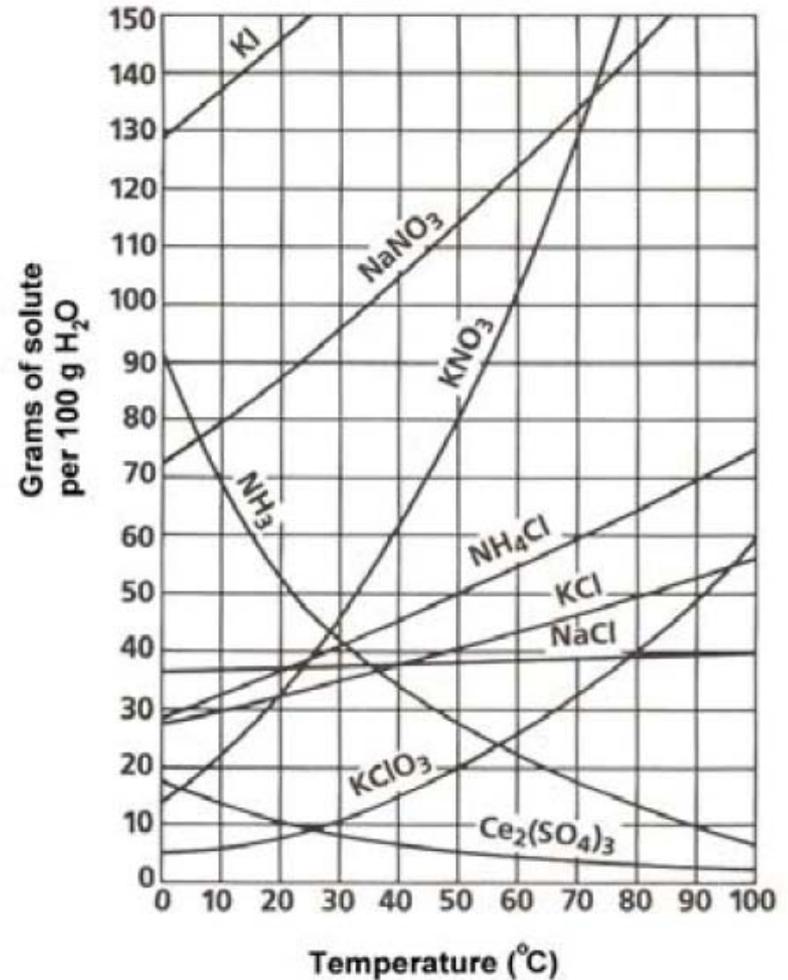
# Solubilidad

- Las sustancias *completamente miscibles* se pueden disolver en todas las proporciones.
- Las sustancias que se pueden disolver pero no en todas las proporciones, se dice que son *parcialmente miscibles*.
- Cuando una disolución tiene la máxima cantidad de soluto que es posible disolver, se dice que es una *disolución saturada*. La concentración máxima que puede alcanzar un determinado soluto en un disolvente dado se denomina **solubilidad**.
- Si la concentración de soluto es menor que la solubilidad, la disolución es *no saturada*. Si es mayor, la disolución es *sobresaturada*.
- La solubilidad suele expresarse como:

gramos de soluto / 100 g de disolvente

# Solubilidad: *variación con la temperatura*

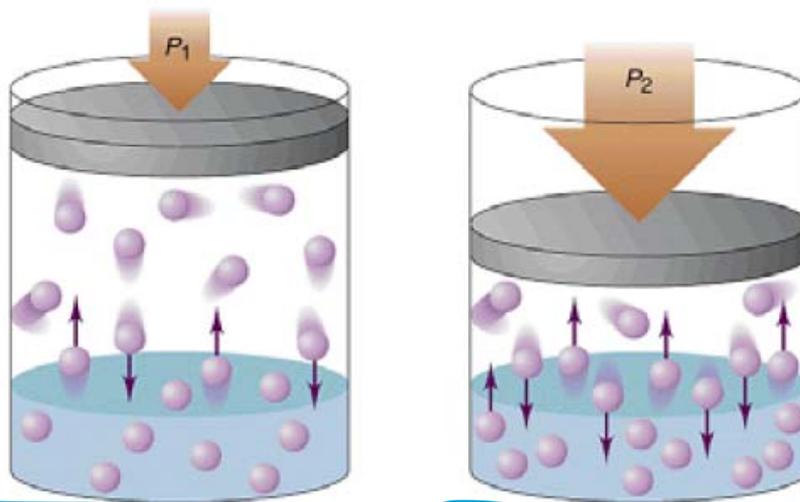
- La solubilidad depende de la temperatura y de la presión.
- En la mayoría de los casos, la solubilidad de *sólidos en líquidos* aumenta con la temperatura.
- La solubilidad de la gran mayoría de los *gases en agua* disminuye con la temperatura.



# Solubilidad: *variación con la presión*

- En *sólidos y líquidos*, la presión afecta poco a la solubilidad.
- En el caso de *gases en líquidos*, la solubilidad aumenta con la presión.
  - **Ley de Henry:** *a temperatura constante, la solubilidad de un gas en un disolvente determinado es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido:*

$$S = k_S \cdot P_{\text{gas}} \quad \left\{ \begin{array}{l} S \rightarrow \text{solubilidad} \\ k_S \rightarrow \text{constante de Henry (depende del gas, el líquido y T)} \end{array} \right.$$

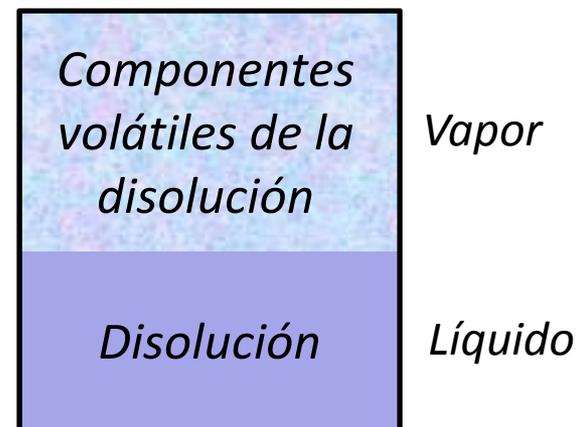
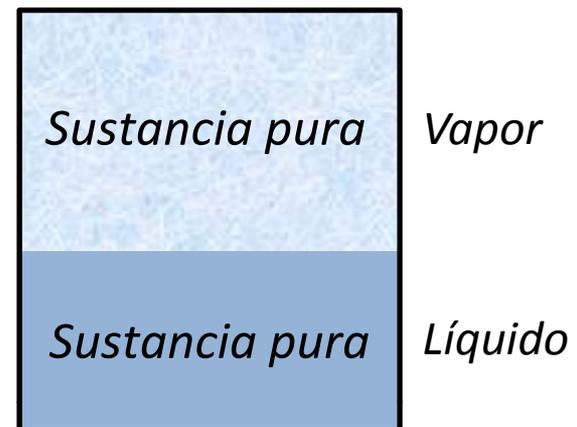


# Propiedades coligativas

- Las **propiedades coligativas** son aquellas propiedades de una disolución que dependen únicamente de la concentración de soluto (número de partículas) pero no de la naturaleza del mismo.
- Las más importantes son:
  - ***Descenso de la presión de vapor***
  - ***Presión osmótica***
  - ***Descenso crioscópico***
  - ***Aumento ebulloscópico***

# Descenso de la presión de vapor

- La presión de vapor de una **sustancia pura** a una temperatura  $T$  es la presión que ejerce la fase vapor sobre la fase líquida cuando se encuentran en equilibrio en un recipiente cerrado a la temperatura  $T$ .
- La presión de vapor de una **disolución** a una temperatura  $T$  es la presión que ejerce la **fase vapor formada por los componentes volátiles de la disolución** sobre la fase líquida cuando se encuentran en equilibrio en un recipiente cerrado a la temperatura  $T$ .

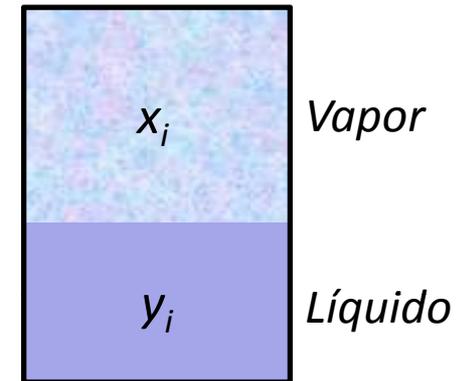


# Descenso de la presión de vapor

- **Ley de Raoult:** 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:

$$P_i = y_i \cdot P_i^* \quad (P_i < P_i^*)$$

donde  $y_i$  es la fracción molar de  $i$  en la fase líquida y  $P_i^*$  es la presión de vapor de la sustancia  $i$  pura a la temperatura  $T$ .



- Por tanto, la **presión de vapor total** viene dada por:

$$P_T = \sum_i P_i = \sum_i y_i \cdot P_i^*$$

donde el sumatorio se extiende a todos los componentes volátiles.

# Descenso de la presión de vapor

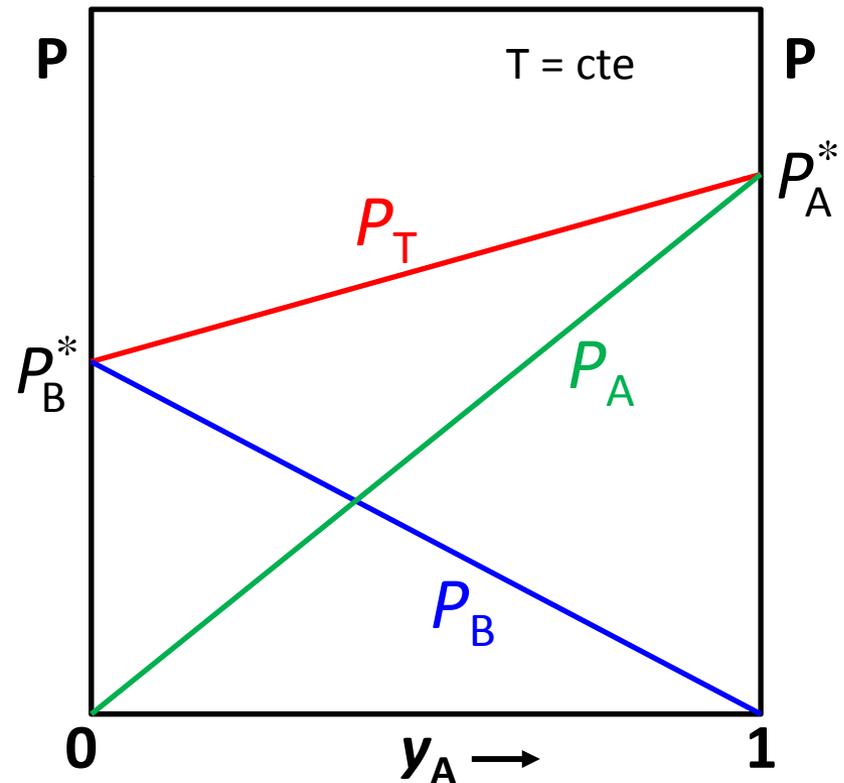
## Disolución ideal de 2 componentes

- Una disolución ideal de 2 componentes, A y B, que siga la ley de Raoult:

$$P_A = y_A \cdot P_A^*$$

$$P_B = y_B \cdot P_B^* = (1 - y_A) \cdot P_B^*$$

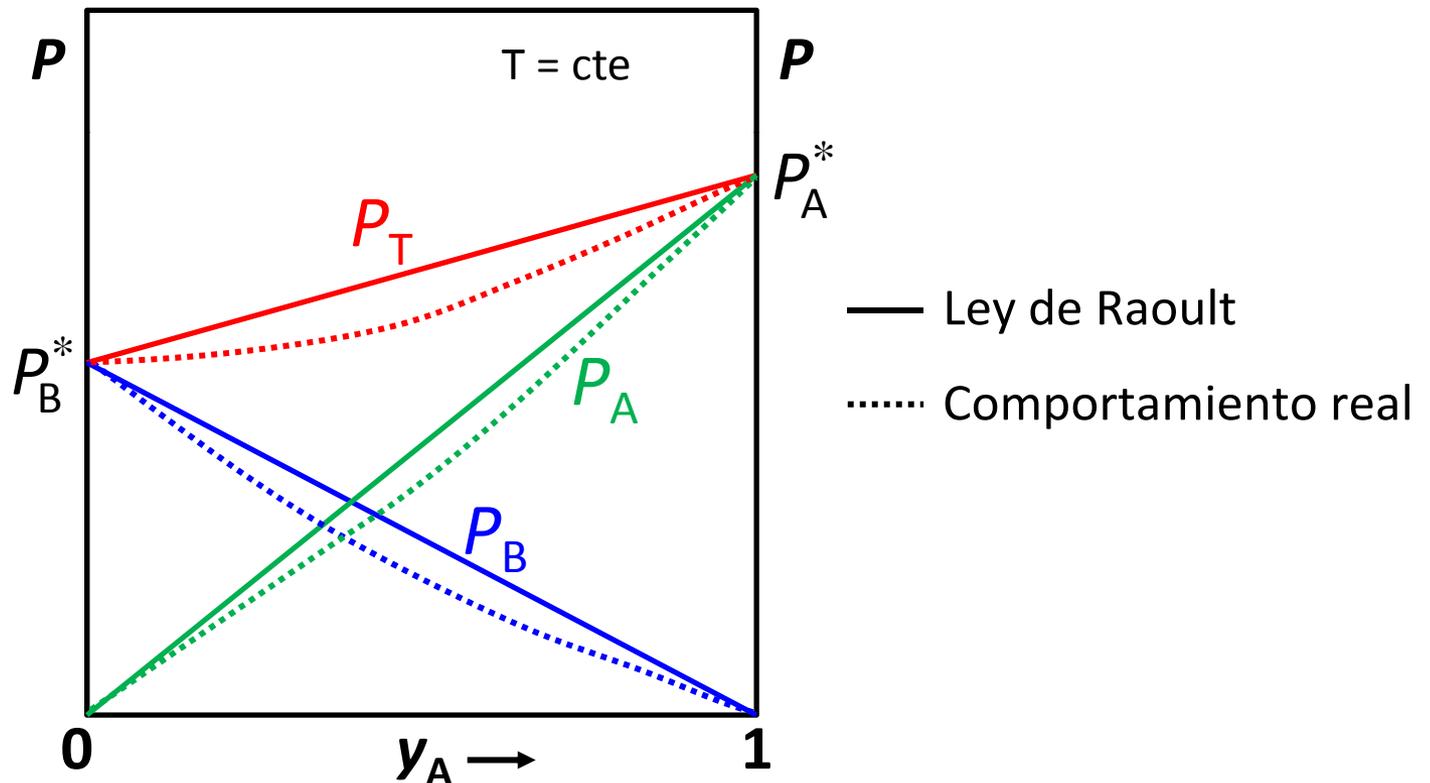
$$P_T = P_A + P_B$$



# Descenso de la presión de vapor

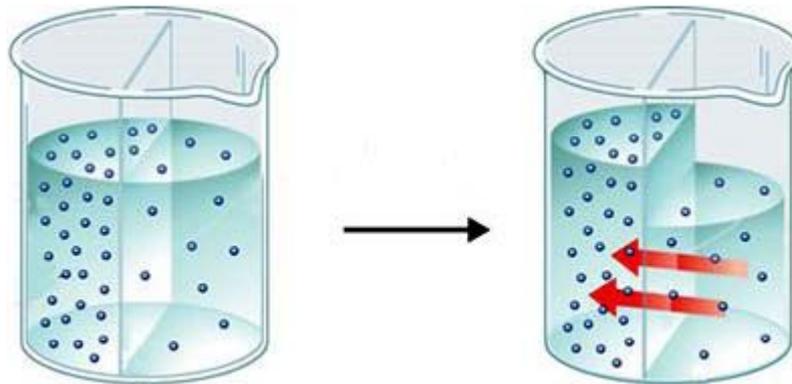
## Disolución real de 2 componentes

- Si la disolución no es ideal, el comportamiento se desvía de la ley de Raoult:



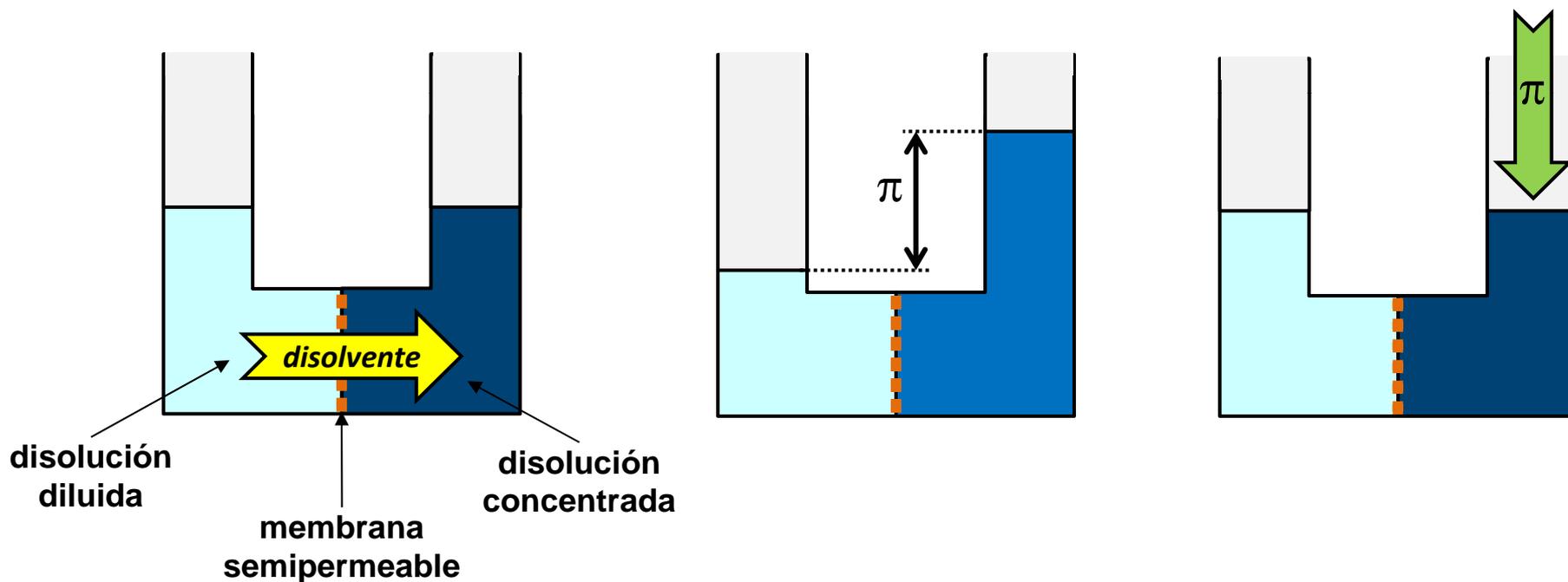
# Presión osmótica

- El fenómeno de la **ósmosis** es la difusión de disolvente desde una disolución diluida a otra más concentrada, separadas por una membrana semipermeable (deja pasar el disolvente pero no el soluto), hasta que las concentraciones de ambas disoluciones se igualan.



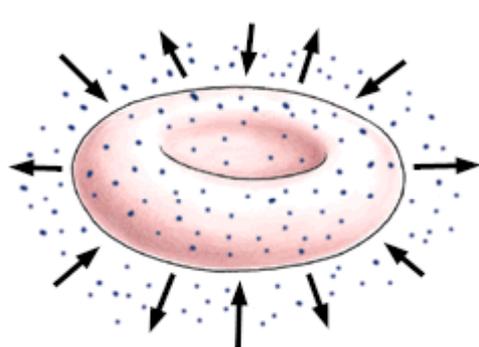
# Presión osmótica

- La **presión osmótica,  $\pi$** , es la presión que se debe aplicar a una disolución para detener la ósmosis (difusión del disolvente puro).

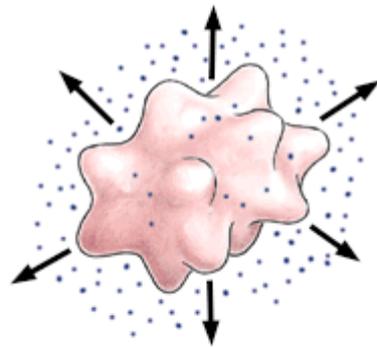


# Presión osmótica

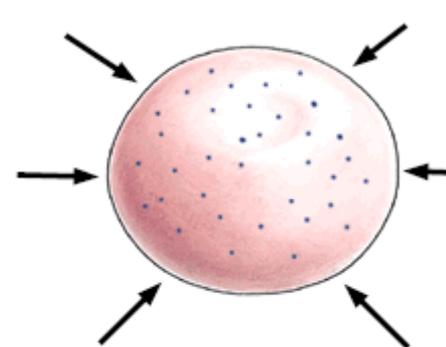
- Por ejemplo, en las células vivas es imprescindible mantener constante la presión osmótica del medio intersticial (medio isotónico), para que funcione correctamente.



Medio isotónico



Medio hipertónico



Medio hipotónico

- La presión osmótica se puede obtener mediante una ecuación **formalmente análoga** a la ecuación de los gases ideales:

$$\pi V = nRT \rightarrow \pi = \frac{nRT}{V} \rightarrow \boxed{\pi = MRT}$$

$$\left( M = \frac{n}{V} \rightarrow \text{concentración molar del soluto} \right)$$

# Presión osmótica

- **Ejemplo:** suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 37 °C es 7.65 atm, ¿qué cantidad de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), en g/L, debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha de ser isotónica con la sangre?

$$\pi V = nRT = \frac{\textit{masa}_{C_6H_{12}O_6}}{\textit{masa molar}_{C_6H_{12}O_6}} RT$$

$$\frac{\textit{masa}_{C_6H_{12}O_6}}{V} = \frac{\pi \times \textit{masa molar}_{C_6H_{12}O_6}}{RT}$$

$$\frac{\textit{masa}_{C_6H_{12}O_6}}{V} = \frac{7.65 \text{ atm} \times 180 \text{ g mol}^{-1}}{0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (37+273) \text{ K}} = 54.17 \text{ g/L}$$

# Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico

- La temperatura de fusión de una disolución es menor que la del disolvente puro y la temperatura de ebullición de una disolución es mayor que la del disolvente puro.

- **Descenso crioscópico:**

$$\Delta T_f = T_f^M - T_f^D = -k_f^D \cdot m$$

*constante crioscópica  
del disolvente*

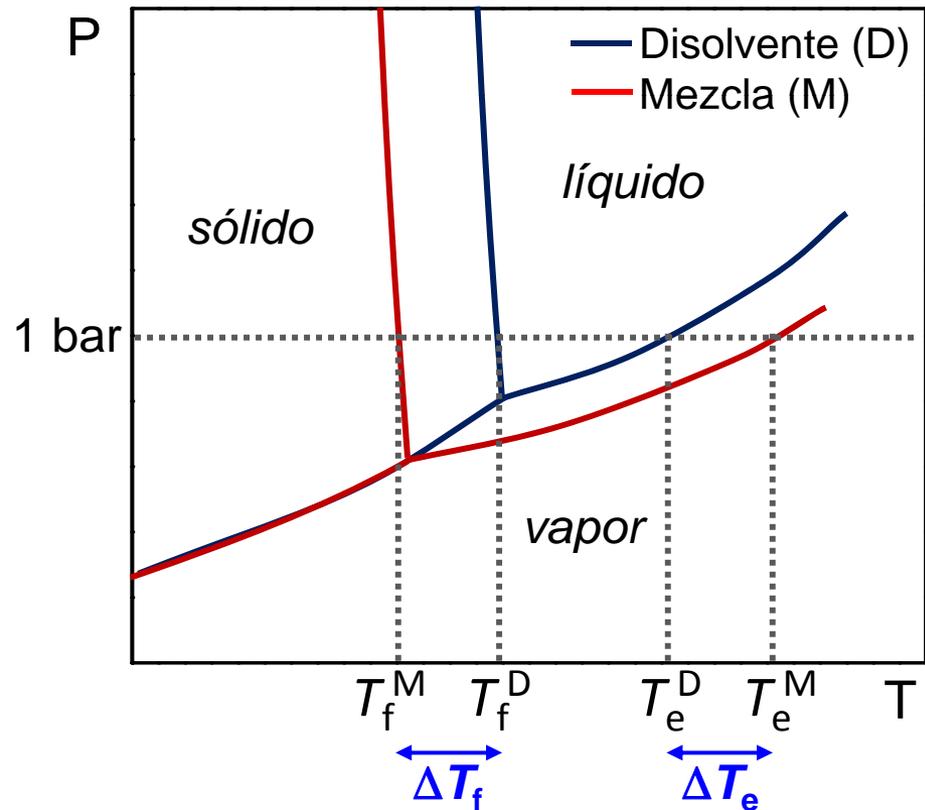
*molalidad*

- **Aumento ebulloscópico:**

$$\Delta T_e = T_e^M - T_e^D = k_e^D \cdot m$$

*constante ebulloscópica  
del disolvente*

*molalidad*



# Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico

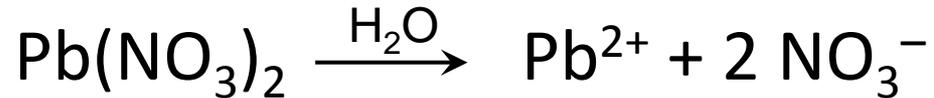
- **Ejemplo:** calcula la temperatura a la que congela una disolución de 2 moles de etilenglicol en 1000 g de H<sub>2</sub>O a una presión de 1 bar, considerando un comportamiento ideal y sabiendo que la constante crioscópica del H<sub>2</sub>O es  $k_f(\text{H}_2\text{O}) = 1.86 \text{ °C kg mol}^{-1}$ .

$$\Delta T_f = T_f^M - T_f^D = -k_f^D \cdot m = -1.86 \text{ °C kg mol}^{-1} \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = -3.72 \text{ °C}$$

$$T_f^M = \Delta T_f + T_f^D = -3.72 \text{ °C} + 0 \text{ °C} = -3.72 \text{ °C}$$

# Disoluciones de electrolitos

- Un electrolito es una sustancia que produce iones en disolución.
- Ejemplos:



- Las propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos presentan importantes desviaciones respecto del comportamiento ideal, debido a que el número de partículas en disolución es mayor del correspondiente a la sustancia sin disociar y a las interacciones entre ellas.

# Disoluciones de electrolitos

- Las expresiones generales sirven también para electrolitos si la concentración se corrige con un factor (determinado experimentalmente), llamado **factor de Van't Hoff,  $i$** , que depende del número de partículas totales presentes en la disolución por cada mol de soluto disuelto y de la interacción entre ellos.

- *Presión osmótica:*

$$\pi = iMRT$$

- *Descenso crioscópico:*

$$\Delta T_f = T_f^M - T_f^D = -i \cdot k_f^D \cdot m$$

- *Aumento ebulloscópico:*

$$\Delta T_e = T_e^M - T_e^D = i \cdot k_e^D \cdot m$$

# Disoluciones de electrolitos

- Factor de Van't Hoff de electrolitos fuertes:

Solutos	molalidad					Dilución infinita
	1.0	0.10	0.010	0.0010	...	
NaCl	1.81	1.87	1.94	1.97	...	2
MgSO <sub>4</sub>	1.09	1.21	1.53	1.82	...	2
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1.31	2.13	2.63	2.89	...	3

- En electrolitos fuertes, el factor de Van't Hoff es igual al número de partículas en que se disocia cada unidad de electrolito en disoluciones muy diluidas.