

# Contenidos de la clase

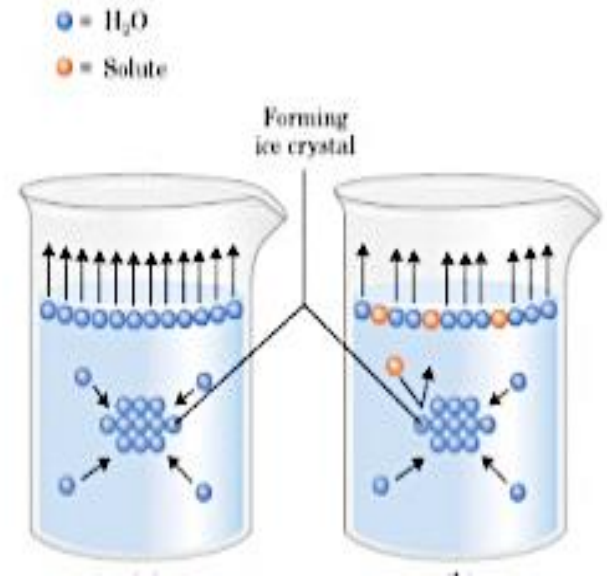
## Unidad 1: Fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos

- Propiedades coligativas en no-electrolitos:

- Disminución de la presión de vapor
- Elevación del punto de ebullición
- Descenso del punto de congelación
- Presión osmótica

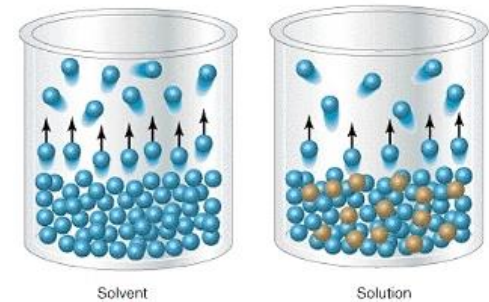
- Propiedades coligativas en electrolitos.

- Factor de *Van't Hoff*



# Propiedades coligativas de las disoluciones.

## Disoluciones de no-electrolitos



# Propiedades coligativas

Son propiedades que dependen sólo del *número de partículas* de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto.

**Coligativo** .. *Que depende del efecto colectivo...*



*Las **propiedades coligativas** son independientes del tipo de soluto presente en la disolución, solo dependen de cuantas partículas de soluto estén disueltas en la disolución.*

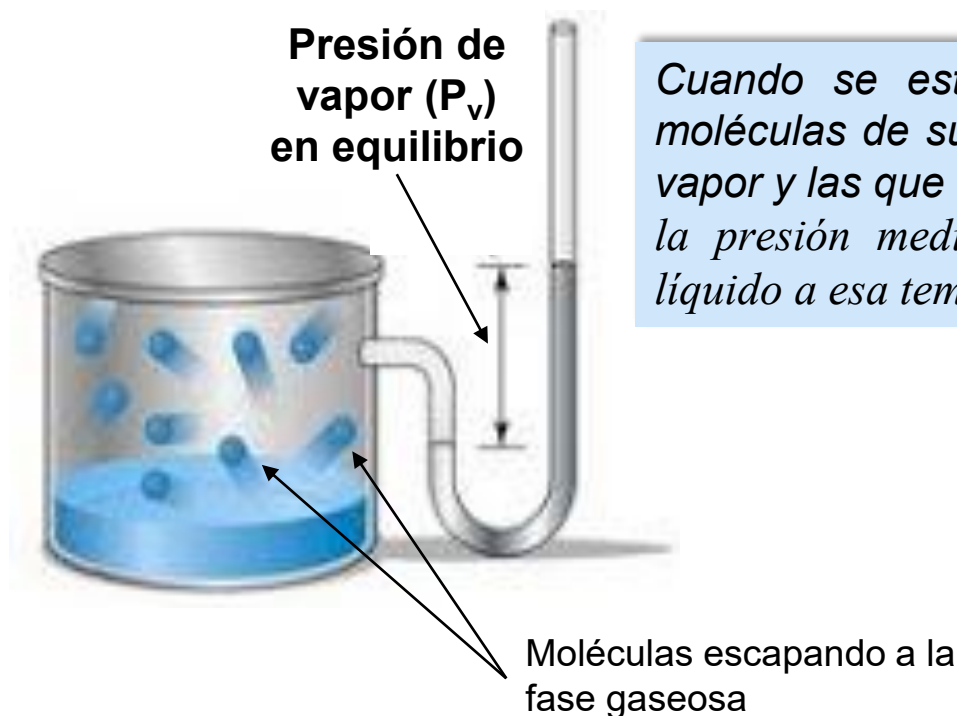
# Propiedades coligativas

- Disminución de la presión de vapor
- Elevación del punto de ebullición
- Disminución del punto de congelación
- Presión osmótica

# Disminución de la presión de vapor

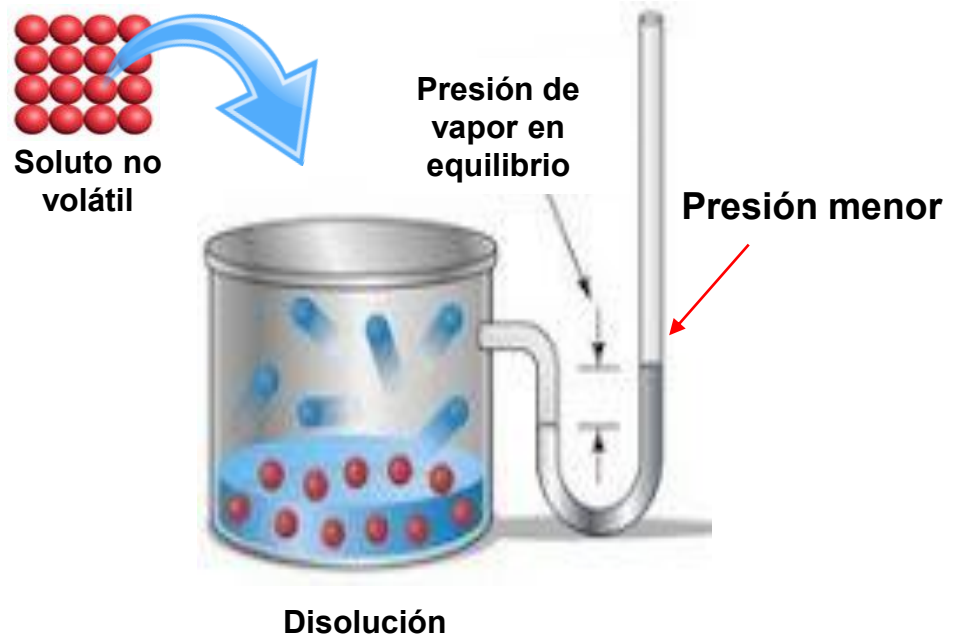
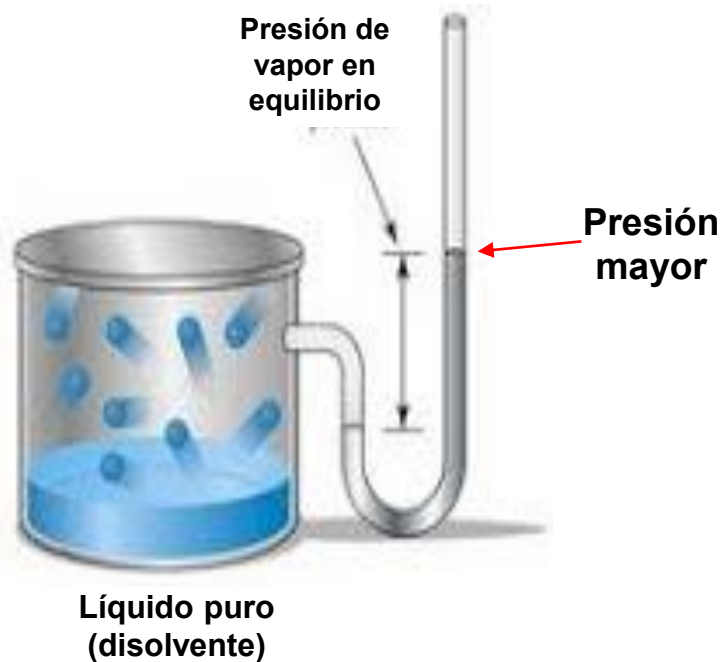
## Presión de vapor en equilibrio...

*Es la presión ejercida por las partículas de vapor en equilibrio con la fase líquida a una temperatura determinada.*



*Cuando se establece un equilibrio entre las moléculas de sustancias que escapan a la fase vapor y las que se encuentran en la fase líquida, la presión medida es la presión de vapor del líquido a esa temperatura.*

# Disminución de la presión de vapor



*Menor cantidad de partículas escapan a la fase gas, la presión de vapor de la disolución es menor que en el líquido puro.*

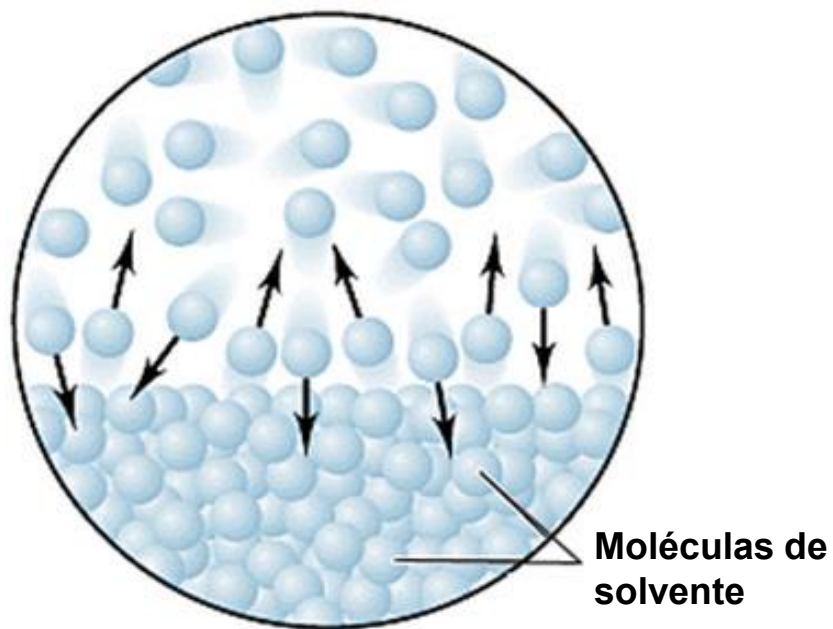
**En general:**  $P_{v_{\text{disolución}}} < P_v^0$

$P_v^0$  : Presión de vapor del disolvente puro

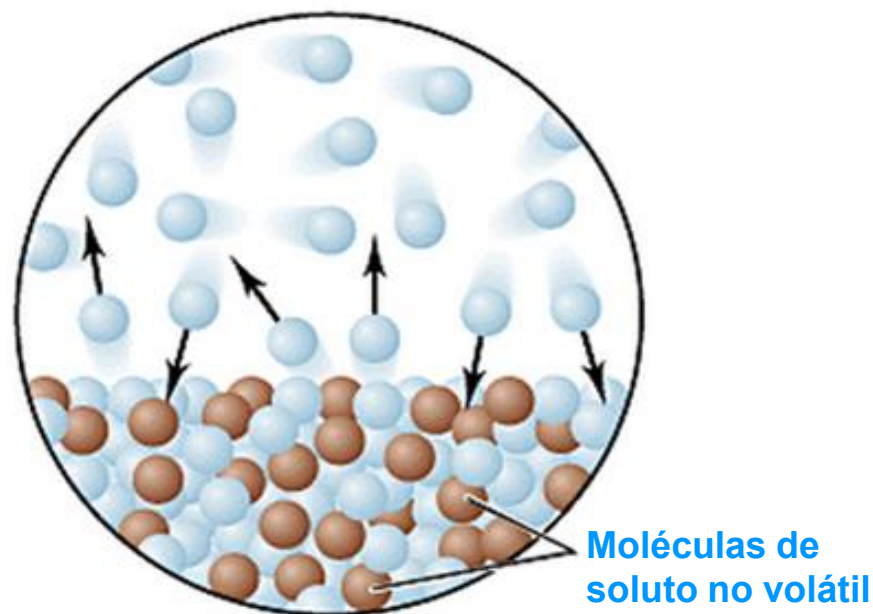
$P_{v_{\text{dsln}}}$  : Presión de vapor de la disolución

# Disminución de la presión de vapor

*Disolvente Volátil* en un recipiente cerrado alcanza un equilibrio y su presión de vapor



*Agregamos un soluto no volátil.*  
La presión de vapor disminuye.



Cuanto cambia la presión de vapor...

# Ley de Raoult

La *ley de Raoult* establece que la presión parcial de un disolvente en una disolución ( $P_1$ ) está dada por la *presión de vapor del disolvente puro* ( $P_1^\circ$ ) multiplicada por la *fracción molar del disolvente en la disolución*  $X_1$ .

## Ley de Raoult

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

$X_1$ : fracción molar disolvente puro

$X_2$ : fracción molar soluto

$$X_1 + X_2 = 1 \quad \Rightarrow \quad X_1 = 1 - X_2$$

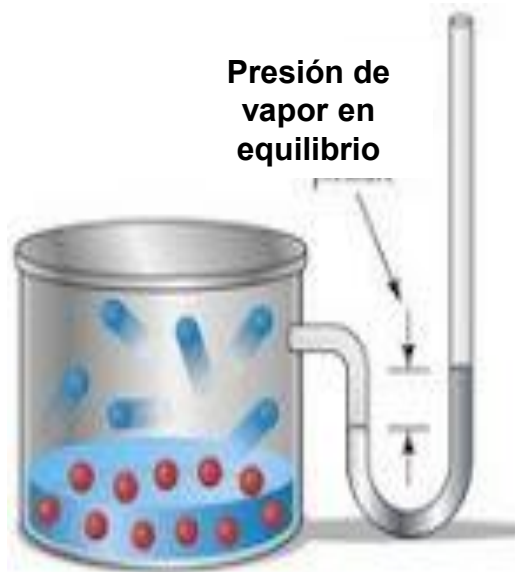
$$P_1 = (1 - X_2) P_1^\circ \quad \Rightarrow \quad P_1 = P_1^\circ - X_2 P_1^\circ$$

$$P_1^\circ - P_1 = \Delta P$$

$$\Delta P = X_2 P_1^\circ$$

Disminución de la P de vapor del disolvente

Fracción molar de soluto



Disolución



# Ejercicio

Calcule la presión de vapor de una disolución preparada al disolver 218 g de glucosa ( $M = 180.2 \text{ g/mol}$ ) en 460 mL de agua ( $M = 18.02 \text{ g/mol}$ ) a  $30^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la disminución en la presión de vapor? *La presión de vapor del agua pura a  $30^\circ\text{C}$  es de  $31.82 \text{ mmHg}$ .* Suponga que la densidad del agua es de  $1.00 \text{ g/mL}$ .

## Datos

$$P_1 = X_1 P_1^\circ \quad \Delta P = P_1^\circ - P_1$$

$$m_{\text{sto}} = 218 \text{ g}$$

$$M_{\text{sto}} = 180.2 \text{ g/mol}$$

$$V_{\text{ste}} = 460 \text{ mL}$$

$$d_{\text{ste}} = 1.00 \text{ g/mL}$$

$$T = 30^\circ\text{C}$$

$$P_1^\circ = 31.82 \text{ mmHg}$$

$$\text{R: } P_1 = 30.4 \text{ mmHg; } \Delta P = 1.4 \text{ mmHg}$$

# Ejercicio

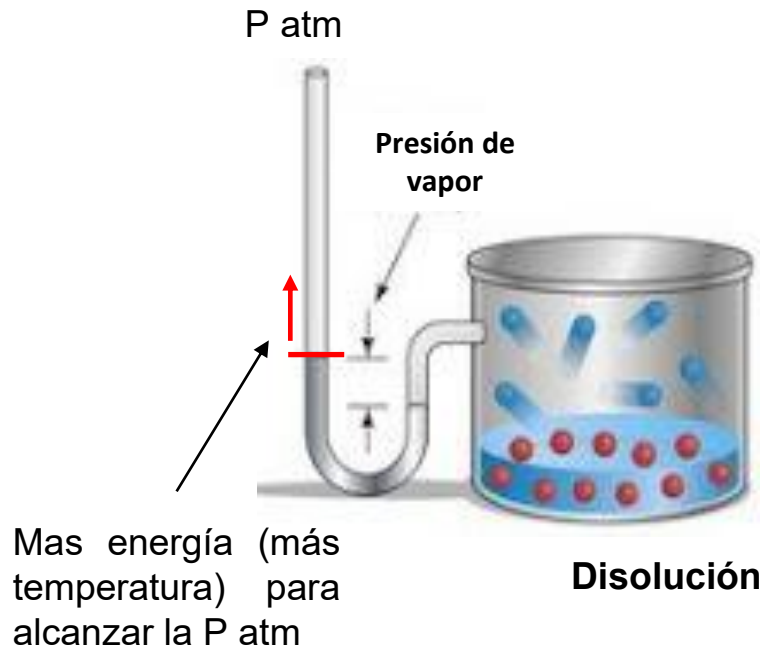
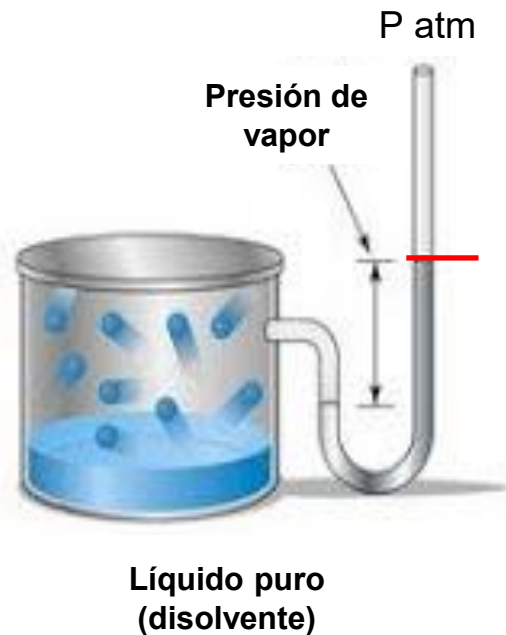
Calcule la presión de vapor de una disolución preparada al disolver 82.4 g de urea (masa molar = 60.06 g/mol) en 212 mL de agua a 35°C. ¿Cuál es la disminución de la presión de vapor? *La presión de vapor del agua pura a 35 °C es de 42.18 mmHg.* Suponga que la densidad del agua es de 1.00 g/mL.

$$P_1 = X_1 P_1^\circ \quad \Delta P = P_1^\circ - P_1$$

R:  $P_1 = 37,8 \text{ mmHg}$ ;  $\Delta P = 4,40 \text{ mmHg}$

# Punto de ebullición

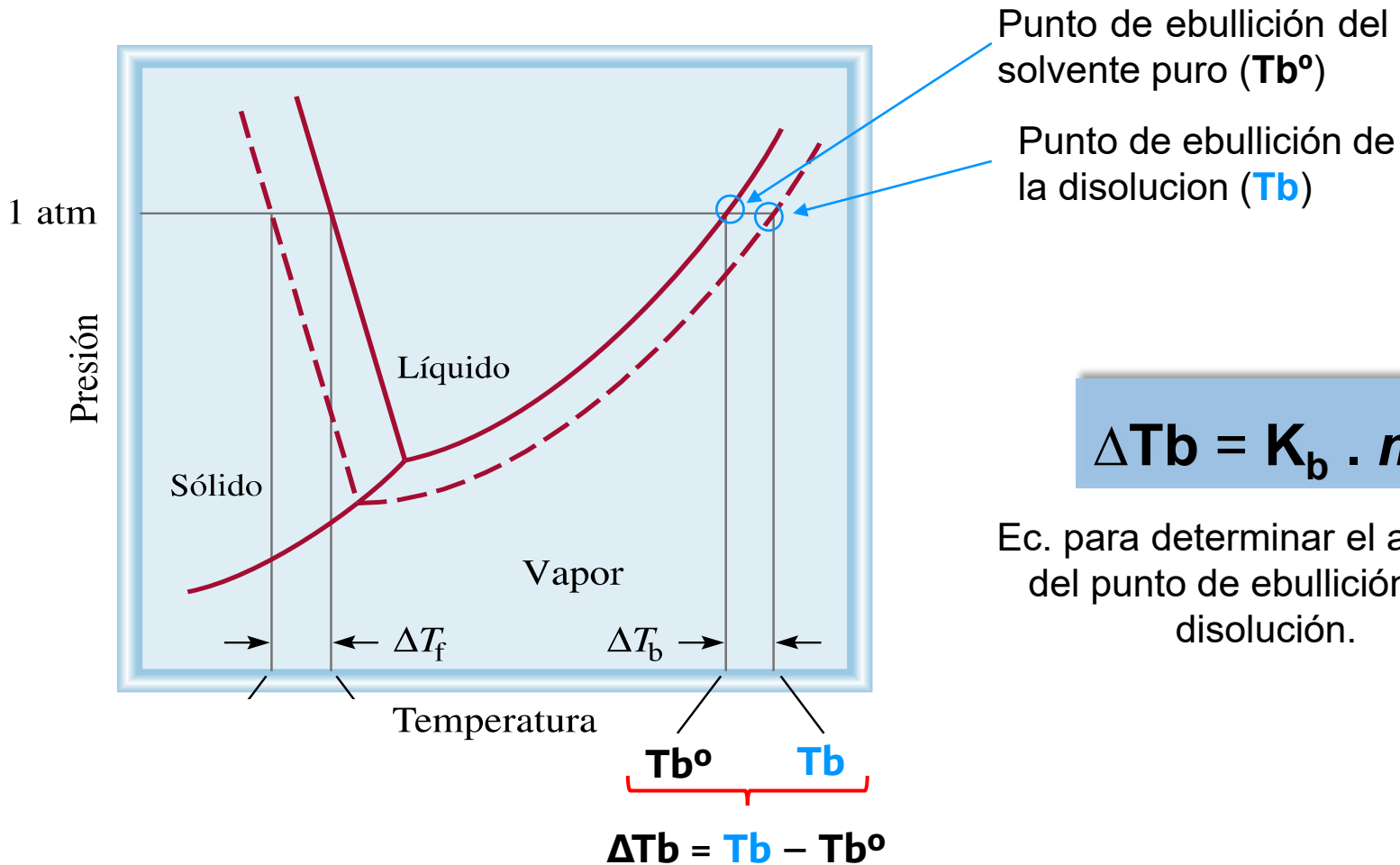
El punto de ebullición de una disolución, *es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica externa.*



*Si la presión de vapor de una disolución es menor respecto a la del disolvente puro, será necesaria una mayor cantidad de calor (mayor temperatura) para que esta presión alcance la presión atmosférica externa.*

# Aumento del punto de ebullición

## Diagrama de fase para un solvente puro y para una disolución



# Aumento del punto de ebullición

*molalidad del soluto = mol soluto/Kg disolvente*

$$\Delta T_b = K_b m$$

*Constante molar de la elevación del punto de ebullición (constante ebulloscópica,  $K_b$  = boiling constant)*

*La elevación del punto de ebullición ( $\Delta T_b$ ) se define como el punto de ebullición de la disolución ( $T_b$ ) menos el punto de ebullición del disolvente puro ( $T_b^\circ$ ):*

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

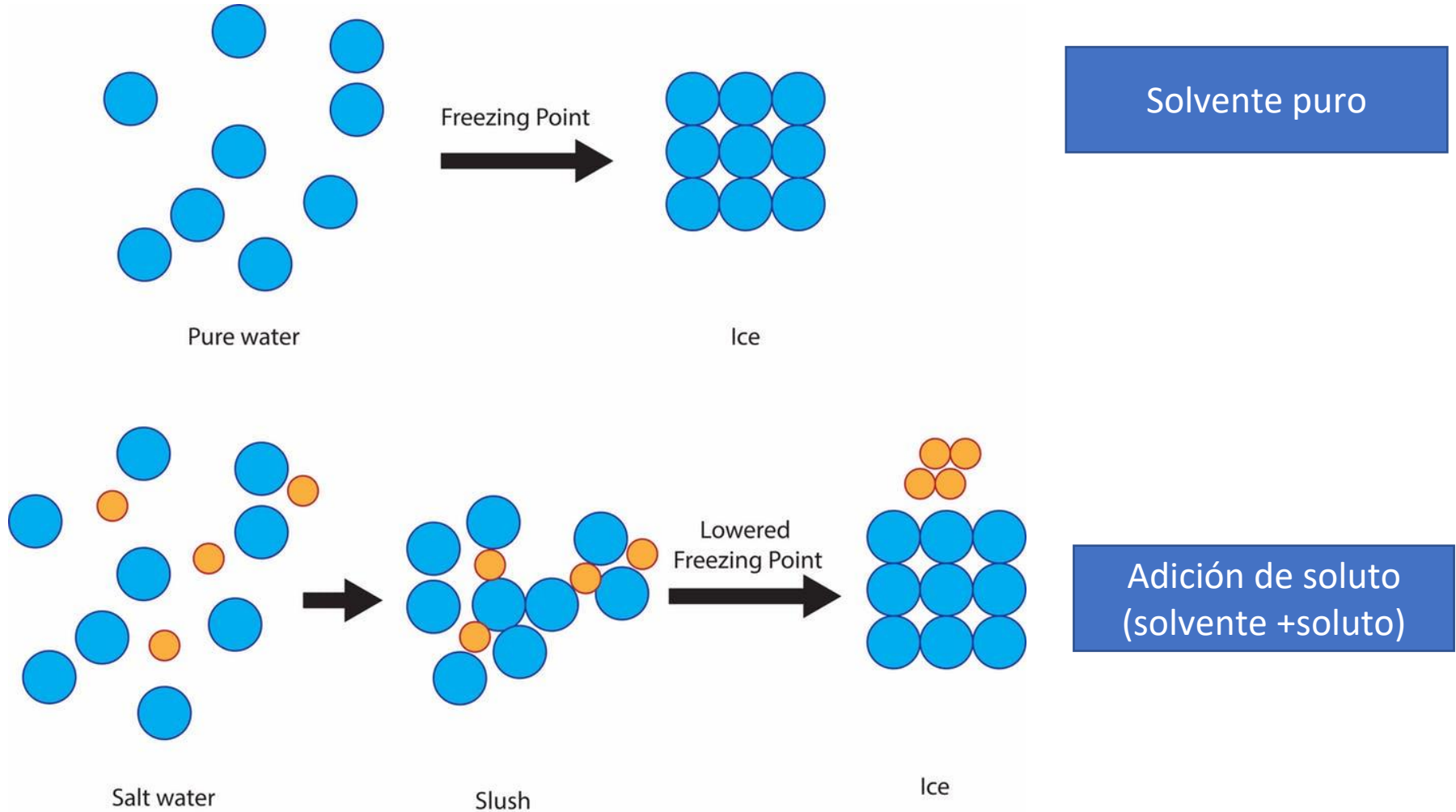
*Es una cantidad positiva*

# Punto de congelación

*Temperatura a la cual coexisten en equilibrio las fases sólida y líquida de una sustancia.*

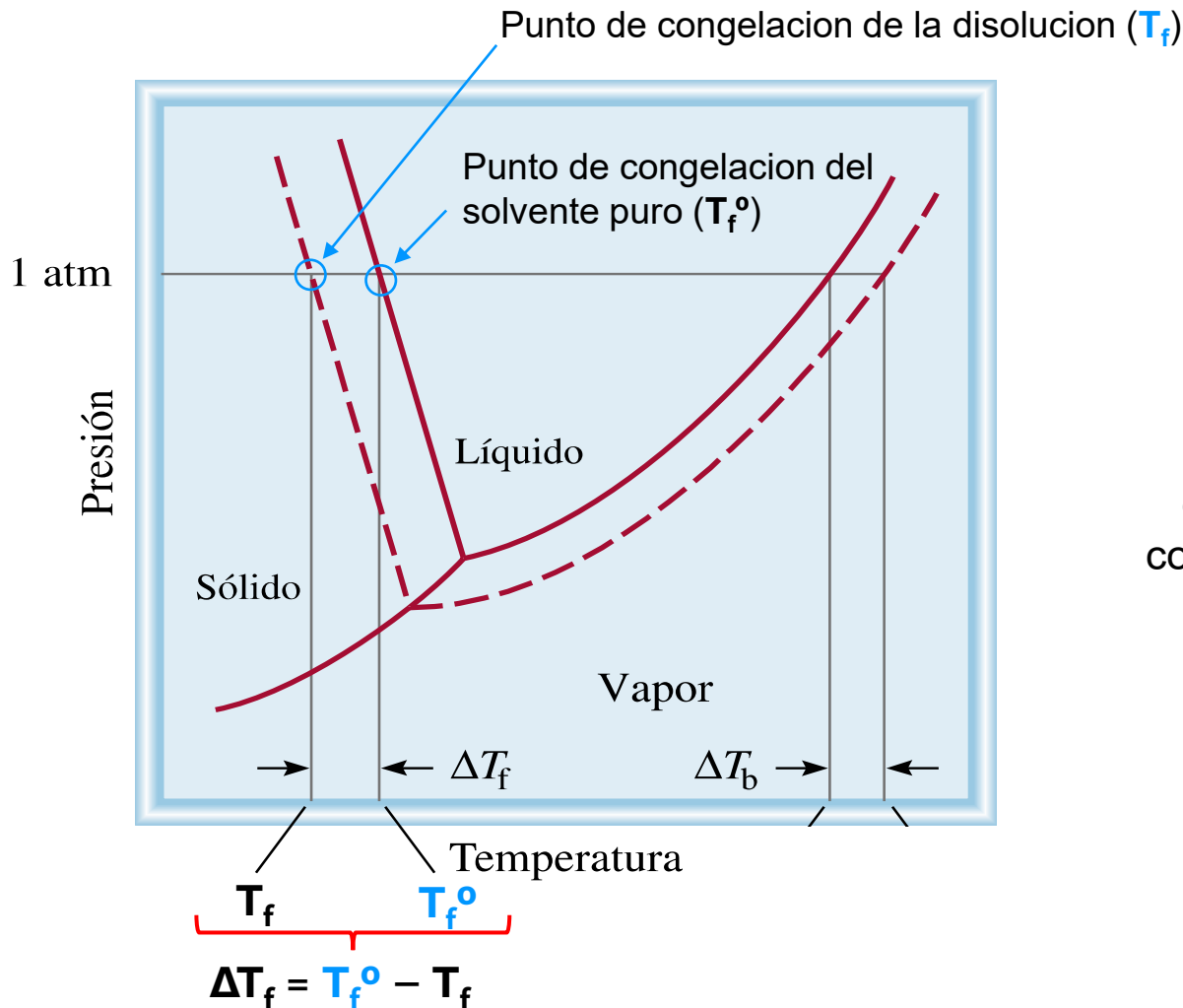


# Punto de congelación



# Disminución del punto de congelación

## Diagrama de fase para un solvente puro y para una disolución



$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

Ec. para determinar la disminución del punto de congelación de la disolución.



# Disminución del punto de congelación

La *disminución del punto de congelación* ( $\Delta T_f$ ) se define como el punto de congelación del disolvente puro ( $T_f^\circ$ ) menos el punto de congelación de la disolución ( $T_f$ ).

*molalidad del soluto = mol soluto/Kg disolvente*

$$\Delta T_f = K_f m$$

*Es una cantidad positiva*

*Constante molar de disminución del punto de congelación (constante crioscópica,  $K_f$ ).*

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

**Tabla 12.2**

**Constantes molales de elevación del punto de ebullición y de disminución del punto de congelación de varios líquidos comunes**

Disolvente	Punto de congelación normal (°C)*	$K_f$ (°C/m)	Punto de ebullición normal (°C)*	$K_b$ (°C/m)
Agua	0	1.86	100	0.52
Benceno	5.5	5.12	80.1	2.53
Etanol	-117.3	1.99	78.4	1.22
Ácido acético	16.6	3.90	117.9	2.93
Ciclohexano	6.6	20.0	80.7	2.79

# Ejercicio

El etilenglicol,  $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$ , es un anticongelante comúnmente utilizado en automóviles. Es soluble en agua y no volátil (p. eb.  $197\text{ }^\circ\text{C}$ ). Calcule el punto de ebullición y el punto de congelación de una disolución que contenga 478 g de etilenglicol en 3202 g de agua.

## Datos

$m_{\text{sto}} = 478\text{ g}$

$M(\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})) = 62.07\text{ g/mol}$

$m_{\text{ste}} = 3202\text{ g} = 3.202\text{ kg}$

$K_b(\text{H}_2\text{O}) = 0.52\text{ }^\circ\text{C/m}$

$K_f(\text{H}_2\text{O}) = 1.86\text{ }^\circ\text{C/m}$

$T_b^\circ = 100\text{ }^\circ\text{C}$

$T_f^\circ = 0\text{ }^\circ\text{C}$

$$\Delta T_b = K_b m \quad \Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

$$\Delta T_f = K_f m \quad \Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

R:  $T_b = 101.25\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_f = -4.46\text{ }^\circ\text{C}$

# Ejercicio

El etilenglicol,  $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$ , es un anticongelante comúnmente utilizado en automóviles. Es soluble en agua y no volátil (p. eb.  $197\text{ }^\circ\text{C}$ ). Calcule el punto de congelación de una disolución que contenga 651 g de esta sustancia en 2 505 g de agua.

## Datos

$m_{\text{sto}} = 478\text{ g}$

$M(\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})) = 62.07\text{ g/mol}$

$m_{\text{ste}} = 3202\text{ g} = 3.202\text{ kg}$

$K_b(\text{H}_2\text{O}) = 0.52\text{ }^\circ\text{C/m}$

$K_f(\text{H}_2\text{O}) = 1.86\text{ }^\circ\text{C/m}$

$T_b^\circ = 100\text{ }^\circ\text{C}$

$T_f^\circ = 0\text{ }^\circ\text{C}$

$$\Delta T_b = K_b m \quad \Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

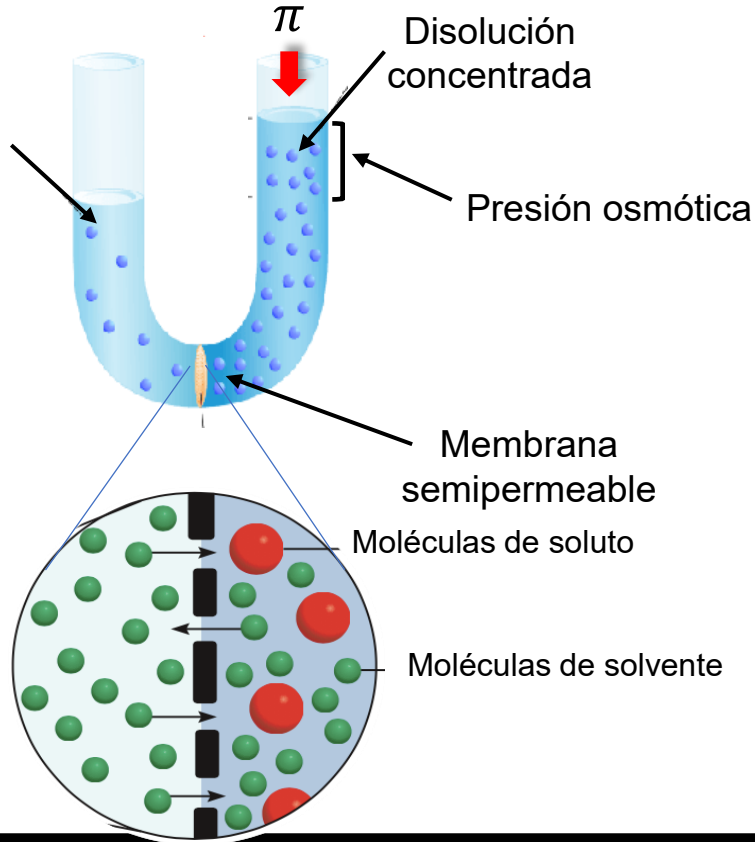
$$\Delta T_f = K_f m \quad \Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

R:  $T_b = 102.2\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_f = -7.79\text{ }^\circ\text{C}$

# Presión osmótica

## Ósmosis

Movimiento neto de las moléculas del disolvente desde una zona de menor concentración a una de mayor concentración a través de una membrana semipermeable.



### *Presión osmótica* ( $\pi$ )

*Es la presión que se requiere para detener la ósmosis.*

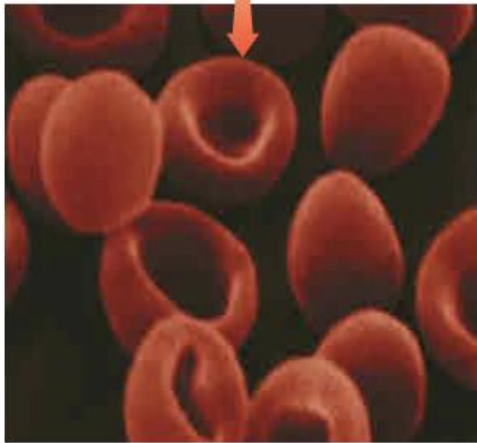
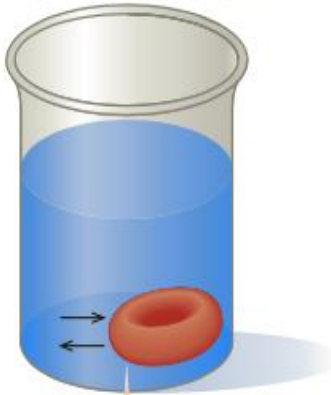
$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

Arrows point from the variables in the equation to their definitions:

- $\pi$ : Osmotic pressure
- $\mathcal{M}$ : Molaridad (mol/L)
- $R$ :  $0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
- $T$ :  $T \text{ (K)}$

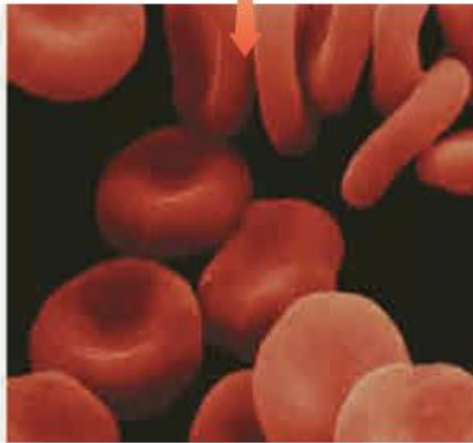
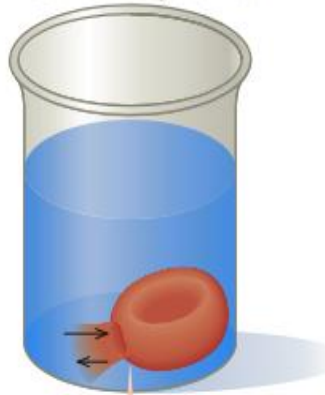
# Presión osmótica

Disolución isotónica



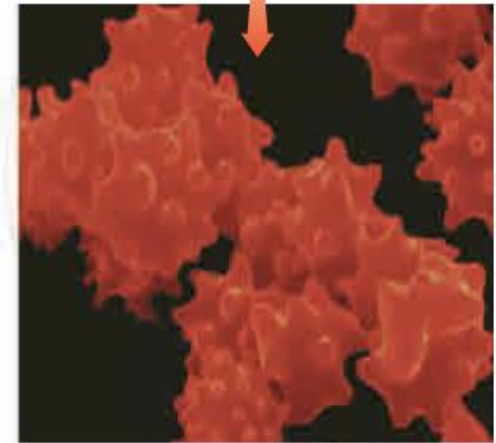
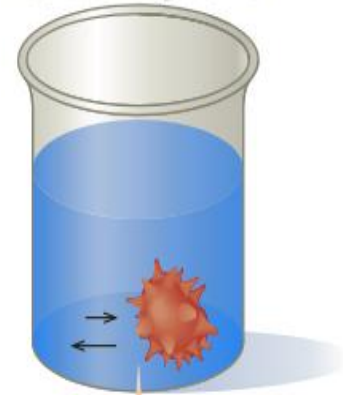
(a) Normal

Disolución hipotónica



(b) Hemólisis

Disolución hipertónica



(c) Crenación

# Fórmulas de las propiedades coligativas

- Disminución de la Presión de vapor
- Aumento de la temperatura de ebullición
- Disminución de la temperatura de congelación
- Presión osmótica

$$P_A = P_A^\circ X_A$$

$$\Delta T_e = m k_e$$

$$\Delta T_c = m k_c i$$

$$\pi = MRTi$$

# Ejemplo

Calcule la presión osmótica (en atm) de una disolución de urea 0.884 mol/L a 16°C.

$$\pi = MRT$$

R: 21.0 atm

# Ejercicio

202 mL de una disolución que contiene 2.47 g de un polímero orgánico disuelto en benceno tiene una presión osmótica de 8.63 mmHg a 21°C. Calcule la masa molar del polímero.

R:  $2.59 \times 10^4$  g/mol



# Ejercicio

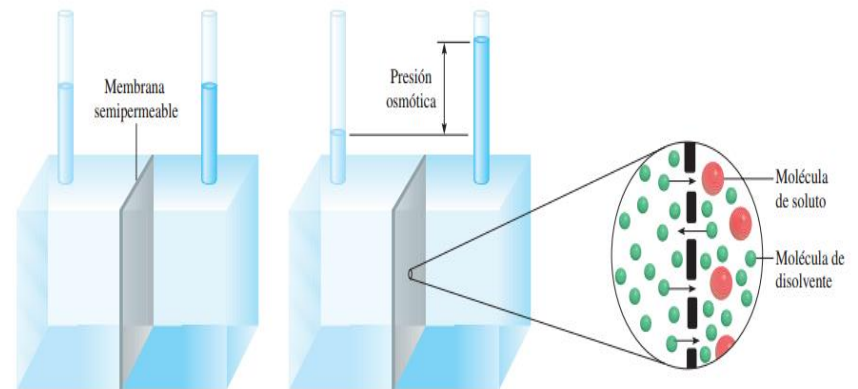
El alcanfor ( $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ ) funde a  $179.80\text{ }^{\circ}\text{C}$ , y tiene una constante crioscópica excepcionalmente grande,  $K_f = 40.0\text{ }^{\circ}\text{C}/m$ . Si  $0.186\text{ g}$  de una sustancia orgánica desconocida se disuelve en  $22.01\text{ g}$  de alcanfor líquido, se observa que el punto de congelación de la mezcla es de  $176.70\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es la masa molar de la sustancia orgánica desconocida?

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

$$\Delta T_f = T_f^{\circ} - T_f$$

R:  $109\text{ g/mol}$

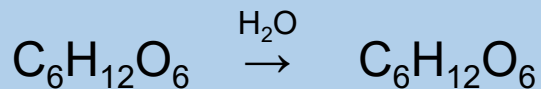
# Disoluciones de electrolitos



# Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

Las propiedades coligativas dependen del *número de partículas* en la disolución. En las disoluciones de electrolitos esta propiedad dependerá de la *cantidad de iones* que cada soluto genere en la disolución.

## No electrolito



1

Una especie  
en disolución

## Electrolito



1      1

Dos (2) especies  
en disolución



1      2

Tres (3) especies  
en disolución

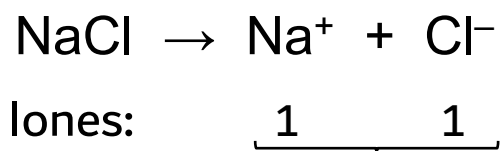
Una medida del grado en que los electrolitos se disocian es el *factor de van't Hoff* (*i*)

# Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

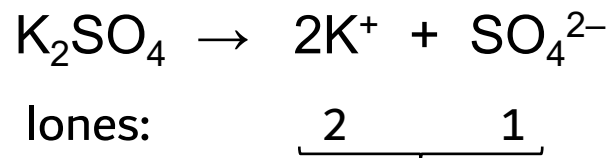
El valor ideal del *factor de van't Hoff* ( $i$ ) para una sal se estima a partir del número de iones que esta genera en la disolución por unidad formular.

$$i = \frac{\text{número real de partículas en disolución después de la disociación}}{\text{número de unidades de formulars inicialmente disueltas en la disolución}}$$

Por ejemplo, para el NaCl, el *factor de van't Hoff* ideal es **2** porque el cloruro de sodio consiste en un Na<sup>+</sup> y un Cl<sup>-</sup> por unidad formular; para el K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es **3**, pues la sal se disocia en dos K<sup>+</sup> y un SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.



$$i = 2$$

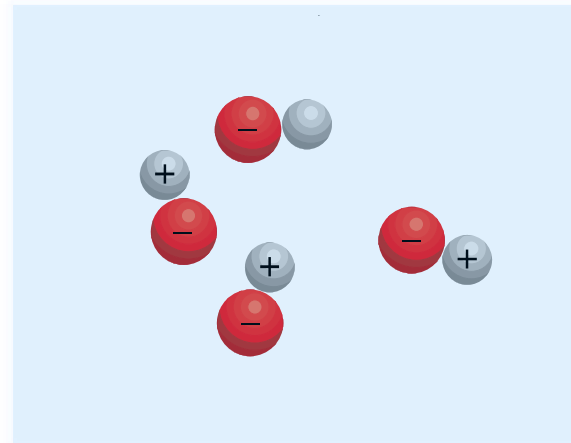
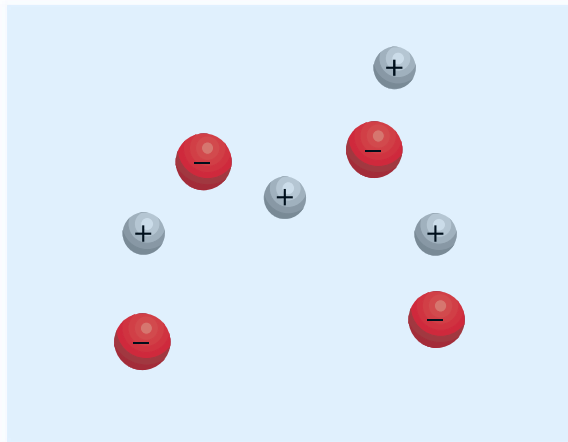


$$i = 3$$

# Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

Sin embargo, las propiedades coligativas de las disoluciones de electrólitos son más pequeñas de lo que se esperaría, porque a concentraciones elevadas intervienen las fuerzas electrostáticas y se pueden formar pares iónicos.

*La presencia de un par iónico reduce el número de partículas en disolución, lo que conduce a la disminución de las propiedades coligativas.*



Los electrólitos que contienen múltiples cargas como  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Al}^{+3}$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$  y  $\text{PO}_4^{-3}$  tienen mayor tendencia a formar pares iónicos que los electrólitos como  $\text{NaCl}$  y  $\text{KNO}_3$ , que constan de iones con una sola carga.

# Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

**Tabla 12.3**

Factor de Van't Hoff de disoluciones de electrólitos 0.0500 M a 25°C

Electrólito	$i$ (medido)	$i$ (calculado)
Sacarosa*	1.0	1.0
HCl	1.9	2.0
NaCl	1.9	2.0
MgSO <sub>4</sub>	1.3	2.0
MgCl <sub>2</sub>	2.7	3.0
FeCl <sub>3</sub>	3.4	4.0

Como se observa, los valores de  $i$  son muy parecidos pero no idénticos, lo que indica que es apreciable la formación de pares iónicos en disoluciones de esa concentración.

# Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

En *disoluciones de electrolitos* las ecuaciones de las propiedades coligativas deben modificarse agregando el factor de *factor de van't Hoff* (*i*):

$$\Delta T_b = i K_b m$$

$$\Delta T_f = i K_f m$$

$$\pi = i M.R.T$$

# Ejemplo

La presión osmótica de una disolución de yoduro de potasio (KI) 0.010 M a 25°C es de 0.465 atm. Calcule el factor de Van't Hoff para el KI a esta concentración.

$$\pi = i M.R.T$$

R:  $i=1.90$



# Ejercicio

Calcule los puntos de congelación y de ebullición de las siguientes disoluciones:

a) 21.2 g de NaCl en 135 mL de agua,  $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1.00 \text{ g/mL}$

$K_b (\text{H}_2\text{O}) = 0.52 \text{ }^\circ\text{C/m}$

b) 15.4 g de urea  $(\text{CH}_2)_2\text{CO}$  en 66.7 mL de agua.

$K_f (\text{H}_2\text{O}) = 1.86 \text{ }^\circ\text{C/m}$

\* Utilice el factor de *factor de van't Hoff* ( $i$ ) ideal donde corresponda

R: a)  $T_b = 102.80 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_f = - 10.0 \text{ }^\circ\text{C}$

b)  $T_b = 102.0 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_f = - 7.14 \text{ }^\circ\text{C}$

# En resumen

**Propiedad Coligativa:** *propiedad que depende sólo del número de partículas de soluto disueltas y no de su naturaleza.*

## Propiedades coligativas en disoluciones de no electrolitos

1. Disminución de la Presión de vapor

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

2. Aumento del Punto de Ebullición

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ = K_b m$$

3. Disminución del Punto de Congelación

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f = K_f m$$

4. Presión Osmótica

$$\pi = \mathcal{M} R T$$

# En resumen

## Propiedades coligativas en disoluciones de electrolitos

$$\Delta T_b = i K_b m$$

$$\Delta T_f = i K_f m$$

$$\pi = i \mathcal{M} . R . T$$

**FIN DE LA CLASE 😊**

**Prof. Myleidi Vera**  
**[mylevera@udec.cl](mailto:mylevera@udec.cl)**