

## **2. Disoluciones**

# Contenidos

- Tipos de disoluciones
- Expresiones de la concentración
- Dilución
- Propiedades coligativas de las disoluciones
  - Presión de vapor [de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles]
  - Ósmosis: Presión osmótica
  - Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico

# Bibliografía recomendada

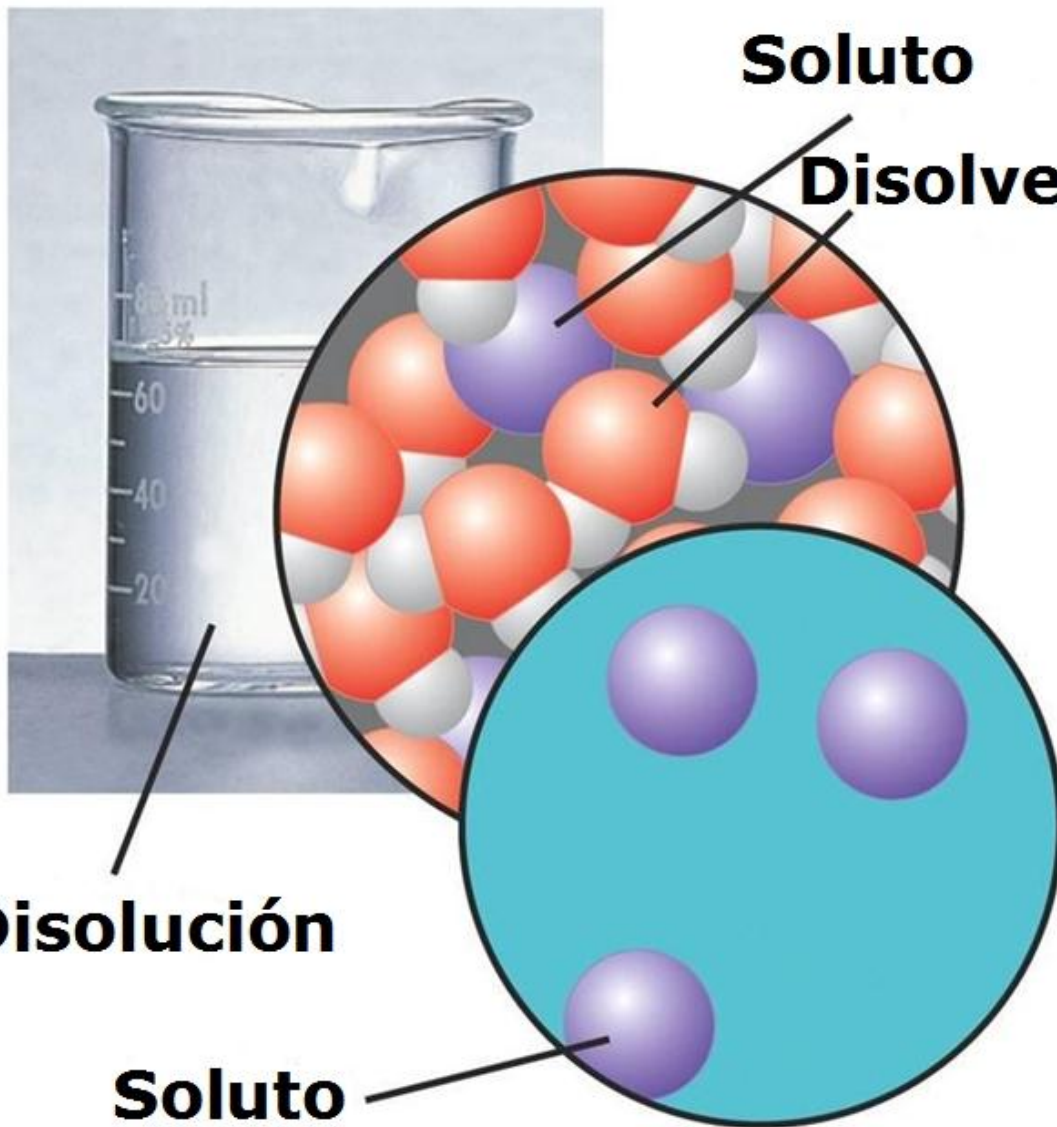
- Petrucci: *Química General*, 8ª edición. R. H. Petrucci, W. S. Harwood, F. G. Herring, (Prentice Hall, Madrid, 2003).
  - Secciones 4.3, 14.1, 14.2, 14.6, 14.7, 14.8

# Disoluciones



- 1) Preparar la cantidad de **soluto** apropiada para el volumen deseado de disolución
- 2) Disolver todo el soluto en un poco de **disolvente**
- 3) **Enrasar**: diluir la mezcla con más disolvente hasta el volumen deseado de disolución
- 4) **Homogenizar**

# Disoluciones



**Disolvente:** componente mayoritario de la disolución, que determina si ésta es un sólido, un líquido o un gas.

**Solutos:** los demás componentes de la disolución

## Ejemplos:

Disolución de glucosa(sól) en  $\text{H}_2\text{O}$ (líq);  
glucosa(ac);  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (ac)

Disolución de metanol(líq) en  $\text{H}_2\text{O}$ (líq);  
metanol(ac);  $\text{CH}_3\text{OH}$ (ac)

Disolución de  $\text{O}_2$ (g) en  $\text{H}_2\text{O}$ (líq)  
[respiración de peces]

Disolución acuosa de  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$  y  
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$   
[un suero fisiológico]

# Expresión de la concentración

# Disoluciones: expresiones más frecuentes de la concentración

- Porcentaje en masa, % en masa (o porcentaje, sin más)
  - Def.: Unidades de masa de soluto presentes en 100 unidades de masa de disolución
  - Unidades: no tiene; expresión: % en masa; ejemplo: glucosa(ac) 2,0% masa

$$\% \text{ masa (de } S_1) = \frac{\text{masa de soluto } S_1}{\text{masa de disolución}} \times 100\%$$

- Molaridad, M (o concentración molar)
  - Def.: Número de moles de soluto presentes en un litro de disolución
  - Unidades: mol/L; expresión: M; ejemplo: glucosa(ac) 0,25 M

$$\text{molaridad (de } S_1) = \frac{\text{moles de soluto } S_1}{\text{litros de disolución}}$$

- Molalidad, m (o concentración molal)
  - Def.: Número de moles de soluto presentes por cada kg de disolvente
  - Unidades: mol/kg; expresión: m; ejemplo: glucosa(ac) 0,10 m

$$\text{molalidad (de } S_1) = \frac{\text{moles de soluto } S_1}{\text{kg de disolvente}}$$

**[¿Cuál de esas tres disoluciones es más concentrada?]**

**[Lectura: Petrucci 14.2]**

# Disoluciones: expresiones de la concentración

## Ejemplos:

¿Cuántos gramos de glucosa hay en 250 mL de una disolución acuosa de glucosa del **2,0% en masa** que tiene una densidad de 1,02 g/mL?

$$250 \text{ mL dsln} \cdot \frac{1,02 \text{ g dsln}}{1 \text{ mL dsln}} \cdot \frac{2,0 \text{ g glucosa}}{100 \text{ g dsln}} = 5,1 \text{ g glucosa}$$

¿Qué volumen de una disolución acuosa de glucosa del 2,0% en masa de densidad 1,02 g/mL contiene 5,1 g de glucosa?

$$5,1 \text{ g glucosa} \cdot \frac{100 \text{ g dsln}}{2,0 \text{ g glucosa}} \cdot \frac{1 \text{ mL dsln}}{1,02 \text{ g dsln}} = 250 \text{ mL dsln}$$

# Disoluciones: expresiones de la concentración

Ejemplos:

¿Cuántos gramos de glucosa hay en 250 ml de una disolución de glucosa(ac) 0,25 M?

$$250 \text{ mL dsln} \cdot \frac{0,25 \text{ mol glucosa}}{1000 \text{ mL dsln}} \cdot \frac{180,16 \text{ g glucosa}}{1 \text{ mol glucosa}} = 11 \text{ g glucosa}$$

¿Qué volumen de una disolución de glucosa(ac) 0,25 M contiene 5,1 g de glucosa?

$$5,1 \text{ g glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180,16 \text{ g glucosa}} \cdot \frac{1000 \text{ mL dsln}}{0,25 \text{ mol glucosa}} = 110 \text{ mL dsln}$$

# Disoluciones: expresiones de la concentración

## Ejemplos:

¿Cuántos gramos de glucosa hay en 250 ml de una disolución de glucosa(ac) 0,10 m que tiene una densidad de 1,02 g/mL?

1) Calculamos el factor de conversión entre masas de soluto y de disolución, usando como referencia una cantidad de disolución que contenga 1kg de disolvente:

$$0,10 \text{ mol glucosa} \cdot \frac{180,16 \text{ g glucosa}}{1 \text{ mol glucosa}} = 18 \text{ g glucosa} \quad \frac{18 \text{ g glucosa}}{1018 \text{ g dsln}}$$

2) Operamos como en los casos anteriores

$$250 \text{ mL dsln} \cdot \frac{1,02 \text{ g dsln}}{1 \text{ mL dsln}} \cdot \frac{18 \text{ g glucosa}}{1018 \text{ g dsln}} = 4,5 \text{ g glucosa}$$

¿Qué volumen de una disolución de glucosa(ac) 0,10 m de densidad 1,02 g/ml contiene 5,1 g de glucosa?

$$5,1 \text{ g glucosa} \cdot \frac{1018 \text{ g dsln}}{18 \text{ g glucosa}} \cdot \frac{1 \text{ mL dsln}}{1,02 \text{ g dsln}} = 280 \text{ mL dsln}$$

**[¿Cuál de aquellas tres disoluciones era más concentrada?]**

# Disoluciones: otras expresiones de la concentración

- Fracción molar,  $x$

- Def.: tanto por 1 de moles de soluto

- Unidades: no tiene; expresión:  $x=...$ ; ejemplo: glucosa(ac)  $x=0.012$

$$x \text{ (de } S_1) = \frac{\text{moles de } S_1}{\text{suma de moles de todos los componentes}}$$

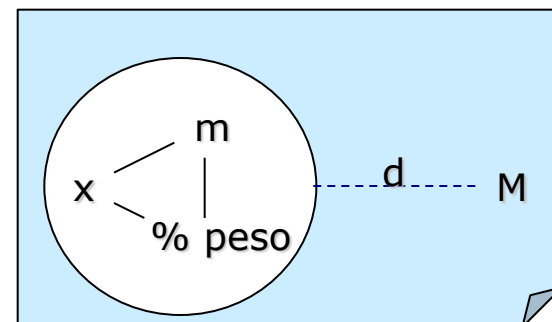
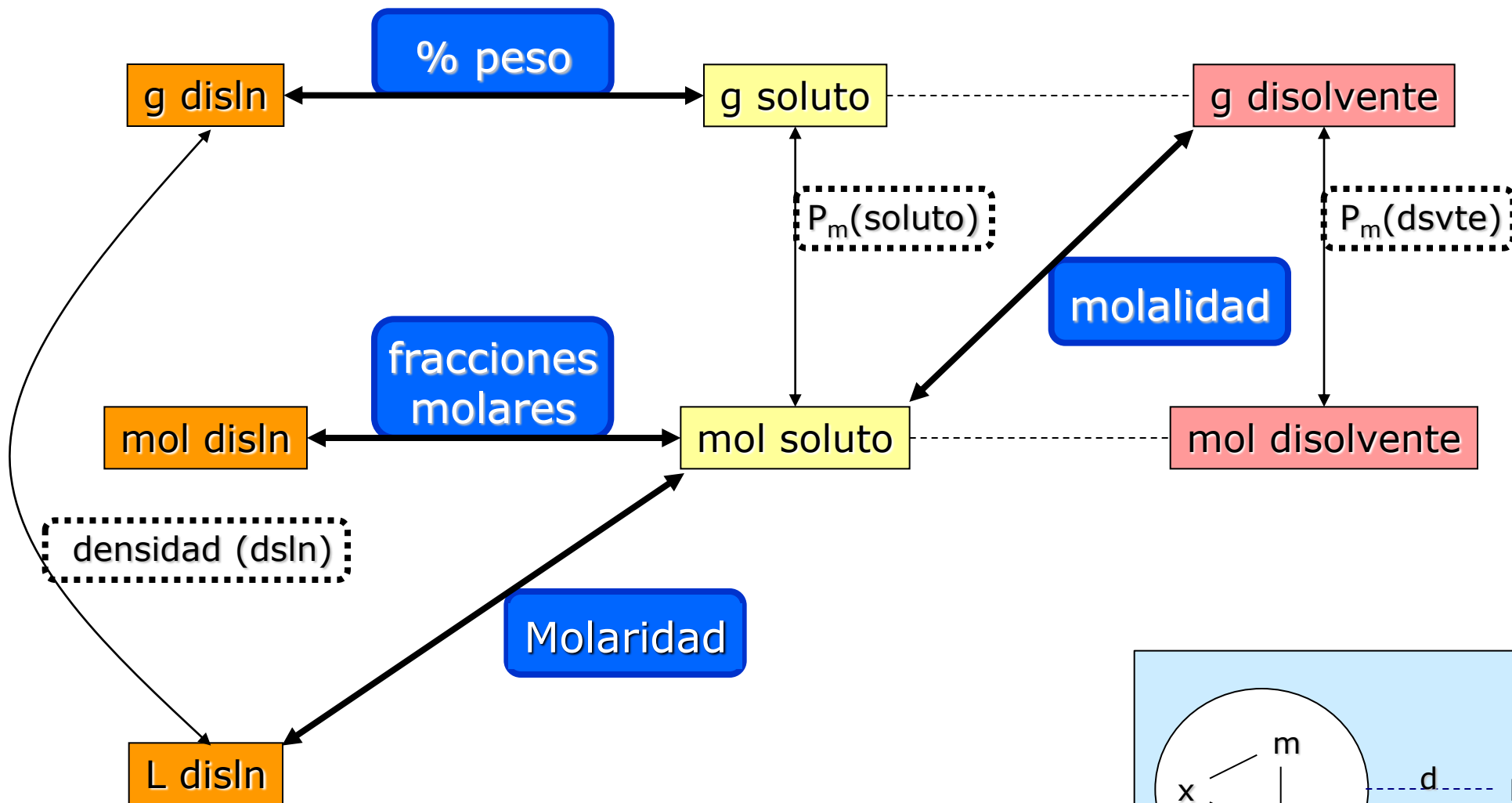
- Porcentaje en volumen, % en volumen

- Def.: unidades de volumen de soluto presentes en 100 unidades de volumen de disolución

- Unidades: no tiene; expresión: % vol; ejemplo: etanol(ac) 0,5 % vol

$$\% \text{ volumen (de } S_1) = \frac{\text{volumen de soluto } S_1}{\text{volumen de disolución}} \times 100\%$$

# Esquema de conversión entre las unidades de concentración más importantes



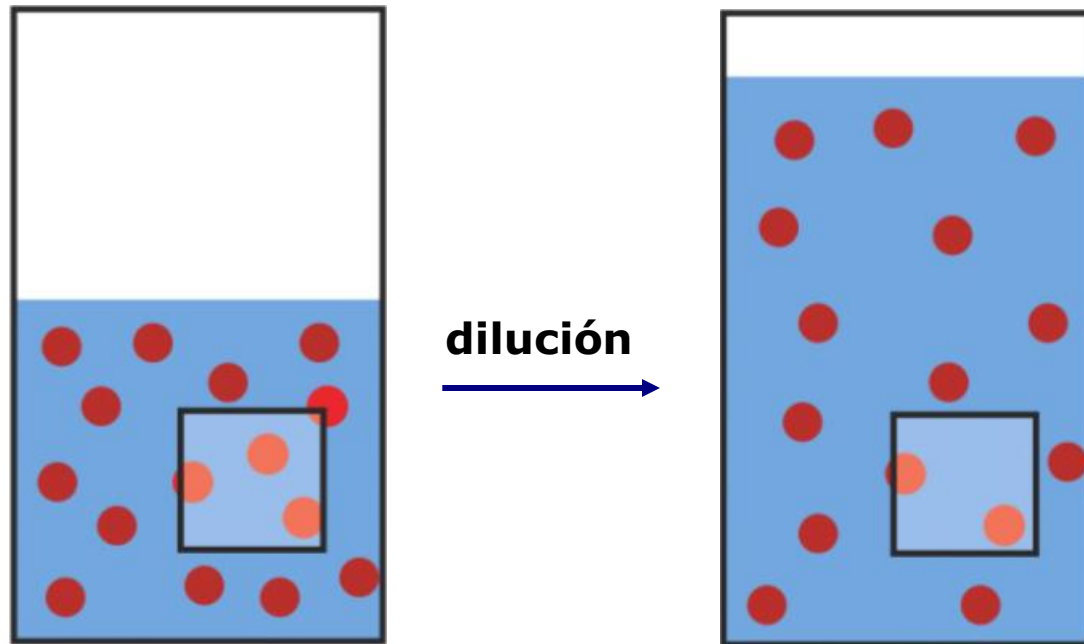
# Dilución

# Dilución

Es muy frecuente preparar disoluciones a partir de otras disoluciones preparadas previamente, y de concentración conocida, por dilución.

- En un proceso de dilución se conserva el número de moles de soluto  
moles de soluto en la disolución inicial = moles de soluto en la disolución final

$$V_{\text{inicial}} M_{\text{inicial}} = V_{\text{final}} M_{\text{final}}$$



[Lectura: Petrucci 4.3]

# Dilución

## Ejemplo:

¿Qué volumen de una disolución de glucosa(aq) 0,25 M se necesita para preparar 750 ml de otra disolución 0,013 M por dilución?

a) Podemos despejar la fórmula:

$$V_{\text{inicial}} = \frac{V_{\text{final}} M_{\text{final}}}{M_{\text{inicial}}} \quad V_{\text{inicial}} = \frac{750 \text{ mL} \times 0,013 \text{ M}}{0,25 \text{ M}} = 39 \text{ mL dsln inicial}$$

b) O podemos utilizar factores de conversión

$$750 \text{ mL dsln final} \cdot \frac{0,013 \text{ mol glucosa}}{1000 \text{ mL dsln final}} \cdot \frac{1000 \text{ mL dsln inicial}}{0,25 \text{ mol glucosa}} = 39 \text{ mL dsln inicial}$$

# Dilución

## Ejemplo:

¿Que concentración tiene la disolución resultante de diluir 39 ml de disolución de glucosa(aq) 0,25 M hasta 750 ml?

a) Podemos despejar la fórmula:

$$M_{\text{final}} = \frac{V_{\text{inicial}} M_{\text{inicial}}}{V_{\text{final}}} \quad M = \frac{39 \text{ mL} \times 0,25 \text{ M}}{750 \text{ mL}} = 0,013 \text{ M}$$

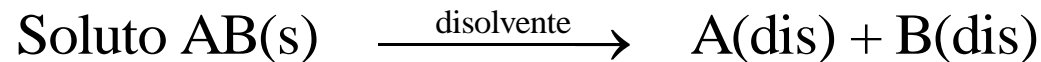
b) O podemos utilizar factores de conversión

$$\frac{39 \text{ mL dsln inicial} \cdot \frac{0,25 \text{ mol glucosa}}{1000 \text{ mL dsln inicial}}}{750 \text{ mL dsln final} \cdot \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ mL}}} = 0,013 \frac{\text{mol glucosa}}{1 \text{ dsln final}} = 0,013 \text{ M}$$

# Propiedades coligativas

# Propiedades coligativas de las disoluciones

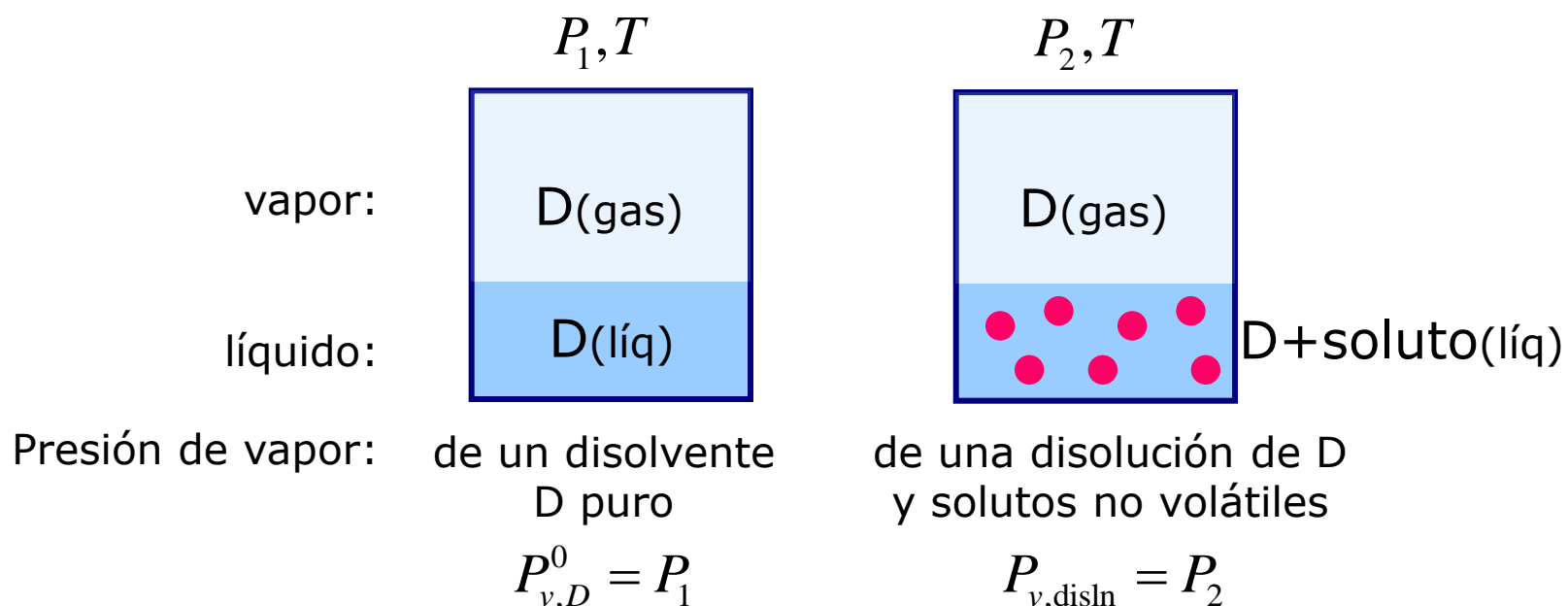
- Propiedades coligativas
  - Aquellas propiedades de las disoluciones que no dependen de la naturaleza del soluto (o solutos), sino solamente de la concentración de partículas en disolución
    - Presión de vapor de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles
    - Presión osmótica
    - Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico
  - Si un soluto se disocia al disolverse, la concentración que determina las propiedades coligativas es la de todas las especies presentes en la disolución



concentración relevante = concentración de A(dis) + concentración de B(dis)

# Presión de vapor

- Presión de vapor de una sustancia a una T dada
  - Presión que tiene el vapor de dicha sustancia cuando está en equilibrio con la misma sustancia líquida (o sólida) a esa temperatura
- Presión de vapor de una disolución a una T dada
  - Presión que tiene el vapor formado por los componentes volátiles de dicha disolución cuando está en equilibrio con la disolución a esa temperatura



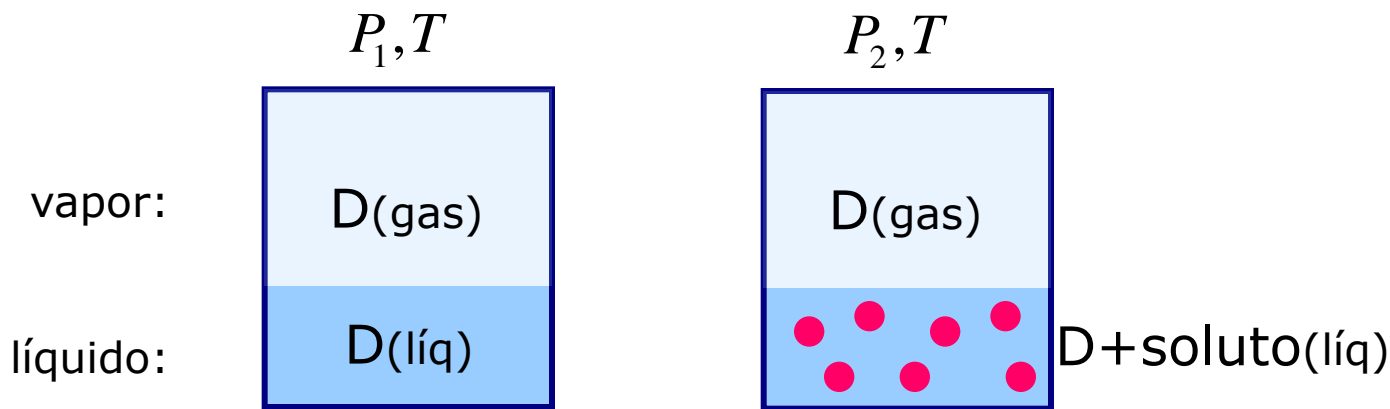
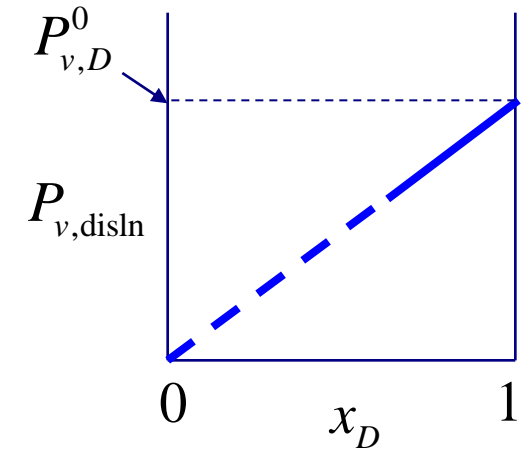
[Lectura: Petrucci 14.6]

# Presión de vapor de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles

Disminuye proporcionalmente a la fracción molar del disolvente

$$P_{v,\text{disln}} = x_D P_{v,D}^0$$

(Ley de Raoult)



Presión de vapor: de un disolvente D puro

$$P_{v,D}^0 = P_1$$

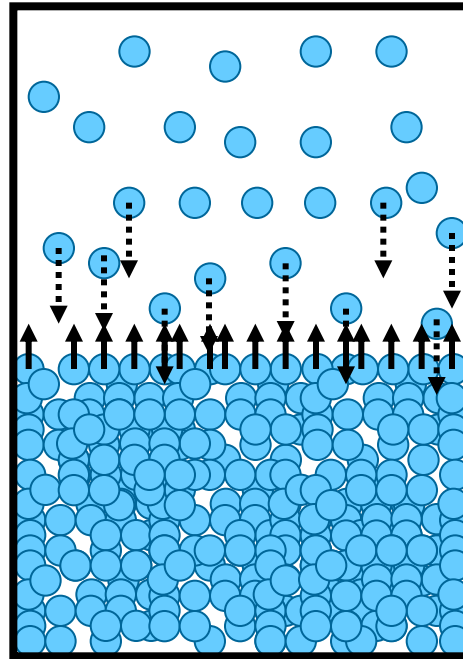
de una disolución de D y solutos no volátiles

$$P_{v,\text{disln}} = P_2$$

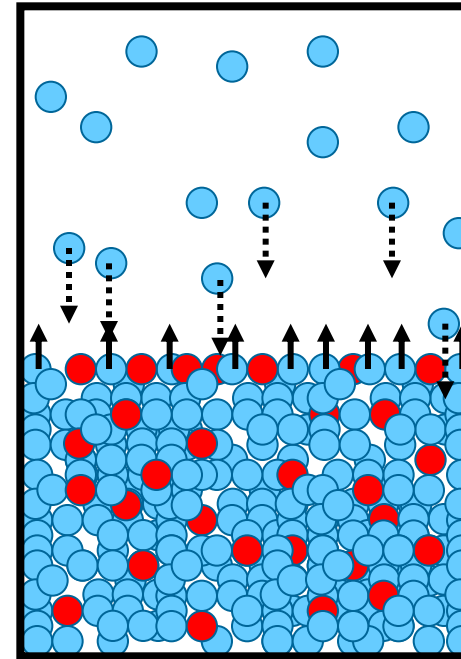
[Lectura: Petrucci 14.6]

# Presión de vapor de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles

$$P_1 = P_{v,D}^0 ; T$$



$$P_2 = P_{v,\text{disolución}} ; T$$



$$P_2 < P_1$$

$$P_{v,\text{disolución}} < P_{v,D}^0$$

**Disolvente puro:** Todas las moléculas en la superficie del líquido tienden a evaporarse. Hacen falta una presión del gas relativamente alta para que muchas moléculas en el gas se condensen y compensen esa tendencia, alcanzándose el equilibrio.

**Disolución:** Menos moléculas en la superficie del líquido tienden a evaporarse. Con **una presión de gas menor** que la anterior ya hay suficientes moléculas en el gas para compensar esa tendencia por condensación y alcanzar el equilibrio.

# Presión de vapor de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles

Ejemplo:

A 20°C, la presión de vapor del agua pura es 17,54 mm Hg (o Torr).  
¿Qué presión de vapor se espera para una disolución acuosa de glucosa formada por 0,13 mol glucosa y 2,84 mol H<sub>2</sub>O?

1) Necesitamos la fracción molar del agua:

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{\text{Totales}}} = \frac{2,84}{2,84 + 0,13} = \frac{2,84}{2,97} = 0,956229$$

resultado intermedio: no redondeamos todavía

2) Aplicamos la ley de Raoult:

$$P_{v,\text{disln}} = \frac{2,84}{2,97} \times 17,54 \text{ mm Hg} = \boxed{16,8 \text{ mm Hg}}$$

# Presión de vapor de una disolución de disolvente volátil y solutos no volátiles

Ejemplo:

A 20°C, la presión de vapor del agua pura es 17,54 mm Hg (o Torr).

¿Cuántos moles de glucosa hay que añadir a 2,84 mol H<sub>2</sub>O para que la presión de vapor de la disolución sea 16,8 mm Hg?

1) Usamos la ley de Raoult para determinar la fracción molar de agua en la disolución:

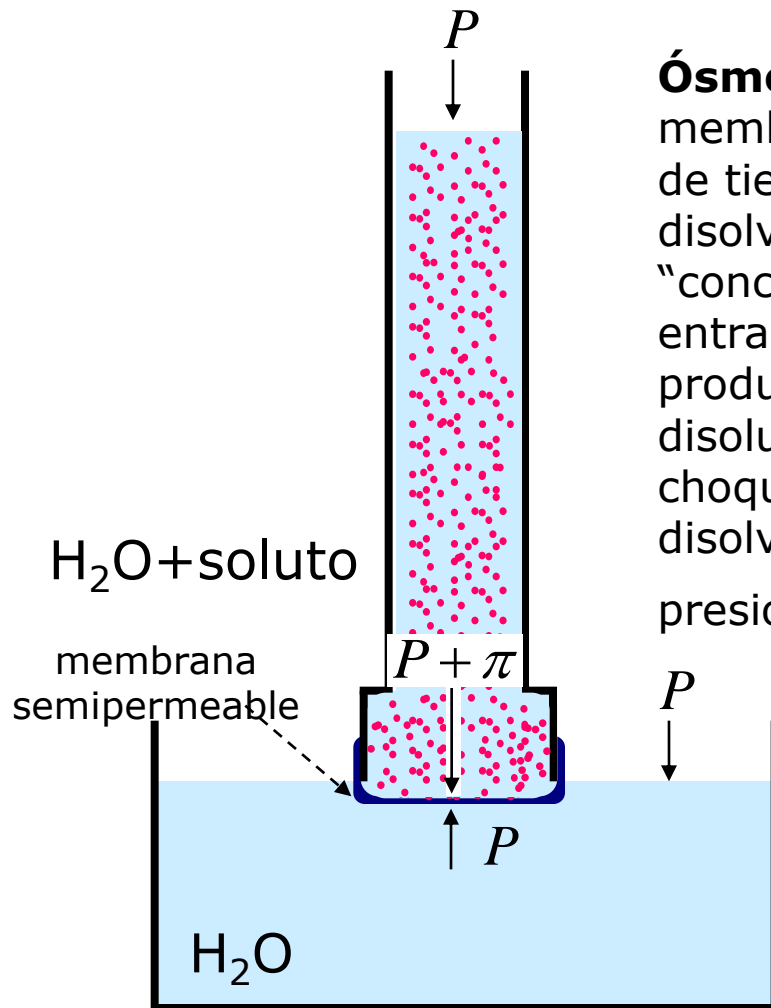
$$x_{H_2O} = \frac{P_{v,disln}}{P_{v,H_2O}^0} = \frac{16,8 \text{ mm Hg}}{17,54 \text{ mm Hg}} = 0,957811$$

resultado intermedio: no redondeamos todavía

2) Despejamos los moles de glucosa:

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{gluc}}; \quad n_{gluc} = n_{H_2O} \frac{1 - x_{H_2O}}{x_{H_2O}} = 2,84 \text{ mol} \frac{1 - 0,957811}{0,957811} = \boxed{0,125 \text{ mol}}$$

# Ósmosis: Presión osmótica de una disolución



**Ósmosis:** A igualdad de presión a ambos lados de la membrana (que sólo es permeable al agua), en la unidad de tiempo chocan más moléculas de H<sub>2</sub>O por la parte del disolvente que por la parte de la disolución (porque la "concentración" de H<sub>2</sub>O es menor): no hay equilibrio y entran a la disolución más moléculas que salen, produciendo dilución. La presión sobre la membrana en la disolución va aumentando y con ella la frecuencia de choques, hasta que ésta se iguala con la del lado del disolvente. En esa situación de equilibrio, la diferencia de presiones se llama **presión osmótica,  $\pi$** .

$$\pi V = n RT$$

moles de solutos disueltos

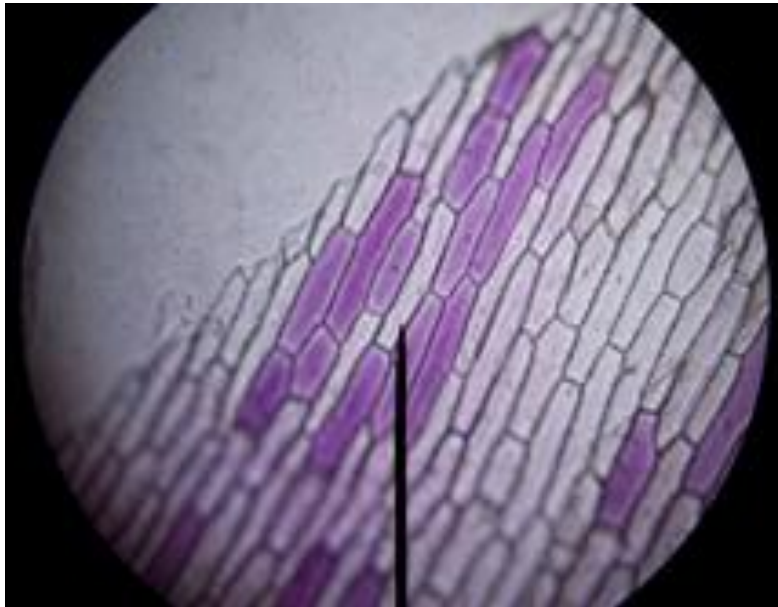
$$\boxed{\pi = M RT} = [\text{solutos}] RT$$

[Lectura: Petrucci 14.7]

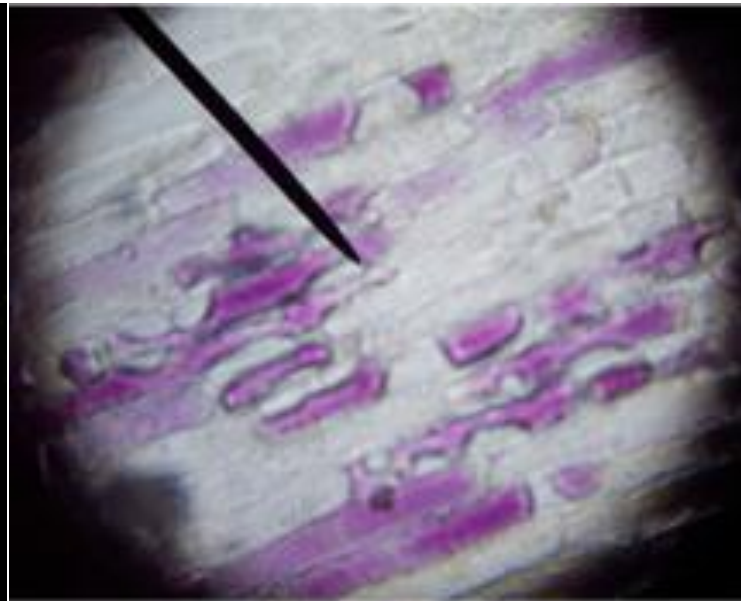
# Ósmosis: Presión osmótica de una disolución

Las mismas células al microscopio ...

en agua dulce



en agua salada muy concentrada



Imágenes originales: <http://podcast.nhart.org/groups/7thgradescience/weblog/42420/>

# Ósmosis: Presión osmótica de una disolución

## Ejemplo:

A 37°C, ¿cuál es la presión osmótica (en atm) de una disolución resultante de disolver 0,10 mol de glucosa en agua hasta formar 250 ml de disolución?

1) Necesitamos la molaridad de la glucosa:

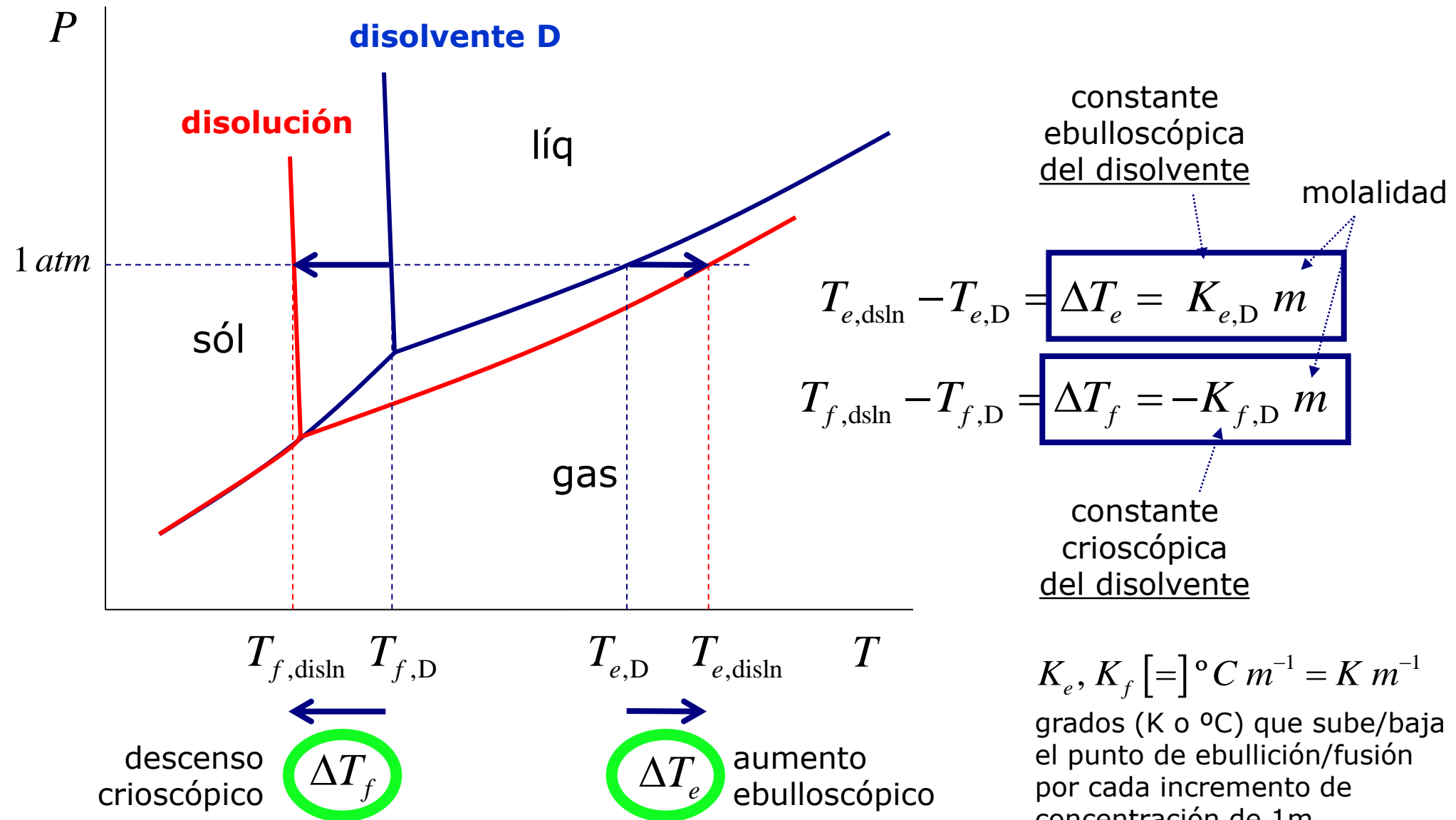
$$\frac{0,10 \text{ mol glucosa}}{250 \text{ ml disolución}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} = 0,40 \text{ M}$$

2) Utilizamos la ley de la presión osmótica:

$$\pi = M RT = 0,40 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \times 0,08206 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} \times (273 + 37) \text{ K} = \boxed{10 \text{ atm}}$$

¡Las presiones osmóticas de las células pueden llegar a ser muy grandes!

# Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico



# Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico

Ejemplo:

El punto de fusión (temperatura de fusión a la presión de 1 atm) del agua pura es 0°C (exactos) y el de una disolución acuosa de glucosa de concentración 0,427 m es -0,794°C.

a) ¿Cuánto vale la constante **crioscópica** del agua?

b) ¿Qué punto de fusión se espera para una disolución formada al disolver 0,143 mol glucosa en 500,00 g H<sub>2</sub>O?

$$a) \quad K_{f,H_2O} = -\frac{\Delta T_f}{m} = -\frac{(-0,794 - 0)^\circ C}{0,427 m} = \boxed{1,86^\circ C / m}$$

b) Necesitamos la **molalidad**:

$$\frac{0,143 \text{ mol glucosa}}{500,00 \text{ g } H_2O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = \frac{0,286 \text{ mol glucosa}}{1 \text{ kg } H_2O} = 0,286 m$$

$$\Delta T_f = -K_{f,H_2O} m = -1,86^\circ C / m \times 0,286 m = -0,532^\circ C$$

$$T_f = T_{f,H_2O} + \Delta T_f = 0^\circ C - 0,532^\circ C = \boxed{-0,532^\circ C}$$

# Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico

Ejemplo:

El punto de fusión del fenol es  $43,0^{\circ}\text{C}$  y su constante crioscópica  $7,27^{\circ}\text{C m}^{-1}$ . Se disuelven  $0,23$  mol de una sustancia A en  $800,00$  g de fenol y se sabe que las moléculas de esa sustancia se disocian en dos ( $\text{A} \rightarrow 2\text{B}$ ) al disolverse en fenol.

a) ¿Qué punto de fusión se espera para dicha disolución?

1) Necesitamos la molalidad **de las especies presentes en la disolución**

$$\frac{0,23 \text{ mol A}}{0,80000 \text{ kg fenol}} \times \frac{2 \text{ mol soluto}}{1 \text{ mol A}} = \frac{0,575 \text{ mol soluto}}{1 \text{ kg fenol}} = 0,575 \text{ m}$$

2) Usamos la ley del descenso crioscópico:

$$\Delta T_f = -K_{f,\text{fenol}} m = -7,27^{\circ}\text{C / m} \times 0,575 \text{ m} = -4,2^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = T_{f,\text{fenol}} + \Delta T_f = 43,0^{\circ}\text{C} - 4,2^{\circ}\text{C} = \boxed{38,8^{\circ}\text{C}}$$