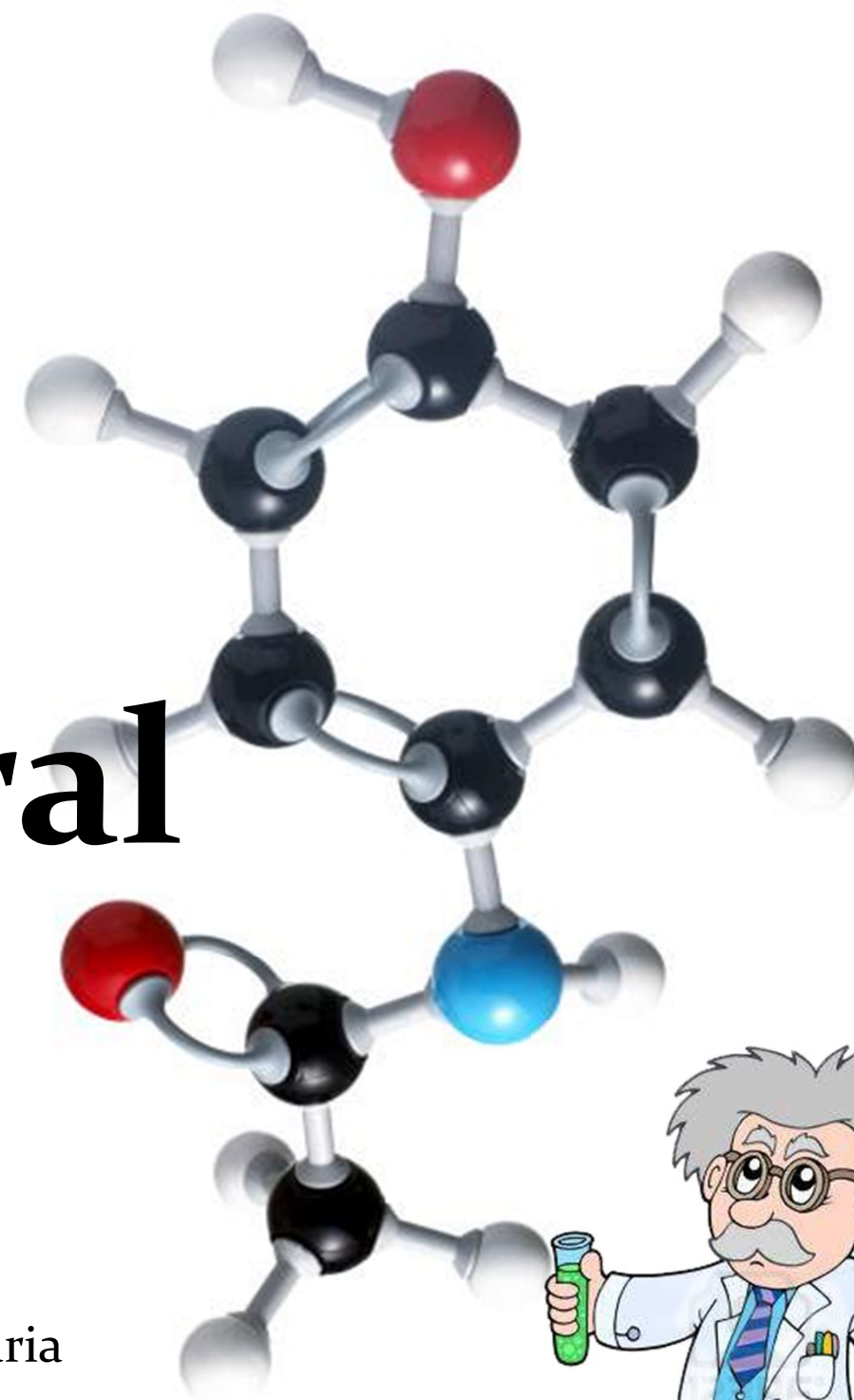


Química general

Soluciones

Ing. Yanina Fernández
Departamento de Biotecnología y Tecnología Alimentaria
Facultad de Ingeniería y Ciencias Exactas
Universidad Argentina de la Empresa



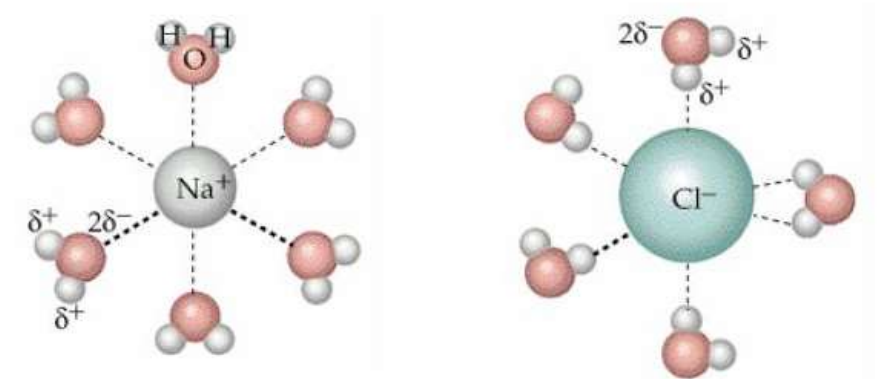
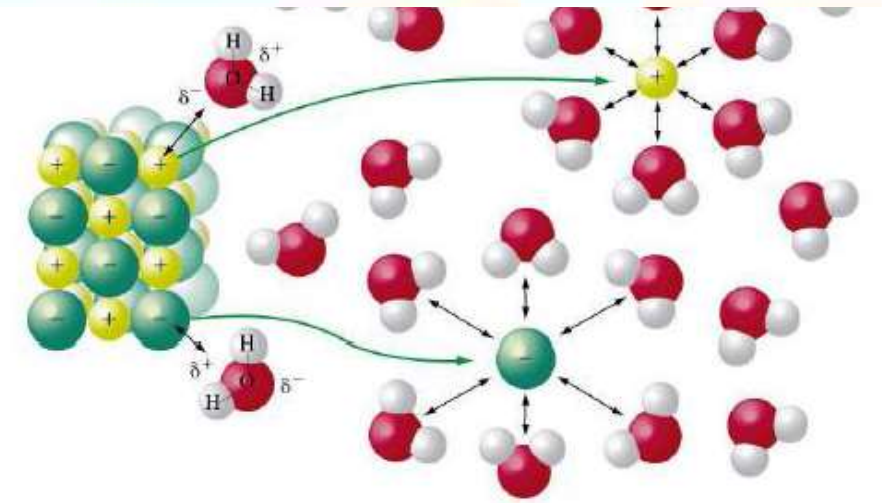
SOLUCIONES

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, dispersadas como moléculas, átomo o iones.

No presentan interfases al ser observadas con un ultramicroscopio.

Ejemplo: disolución de NaCl en H₂O

- ↓ Ruptura de los Puentes de Hidrógeno en el agua.
- ↓ Ruptura de interacciones iónicas entre Na⁺ y Cl⁻.
- ↓ Formación de interacciones ión-dipolo.





LAS SOLUCIONES

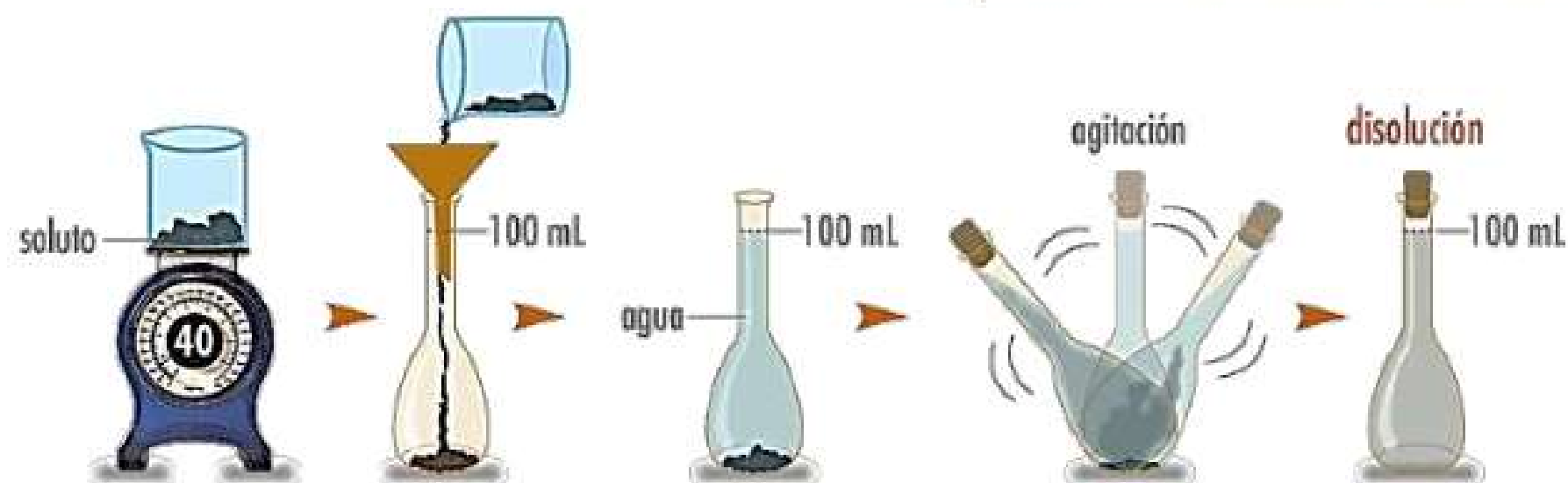
Están compuestas por uno o más solutos (componentes en menor proporción) y un solvente (componente mayoritario).

Puede presentarse como un sistema gaseoso, líquido o sólido.

		Estado de la disolución resultante		Ejemplos
Componente 1	Componente 2			
Gas	Gas	Gas		Aire
Gas	Líquido	Líquido		Agua gaseosa (CO ₂ en agua)
Gas	Sólido	Sólido		H ₂ gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido		Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido		NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido		Latón (Cu/Zn), soldadura (Sn/Pb)

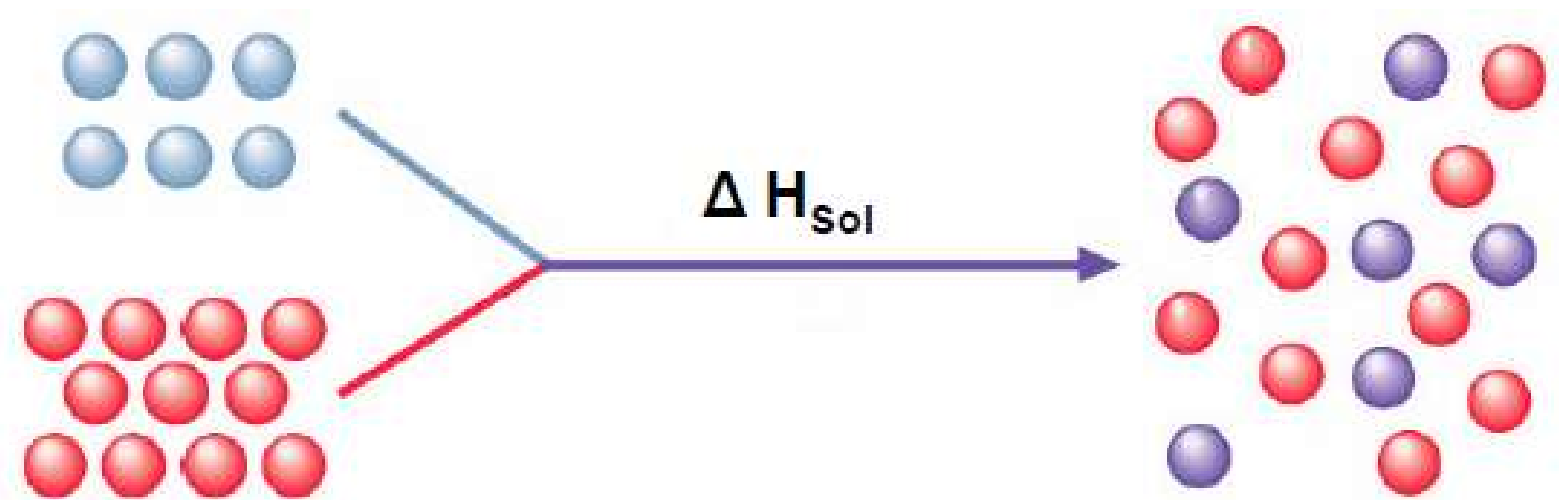
Preparación de una solución

Preparación de una disolución



Formación de una solución

Al formarse una solución, ocurre una reorganización (ruptura y formación) de las fuerzas intermoleculares que actúan en el soluto y el solvente.



Dependiendo del balance de fuerzas intermoleculares rotas y formadas, el proceso de formación de la solución puede absorber o ceder energía.

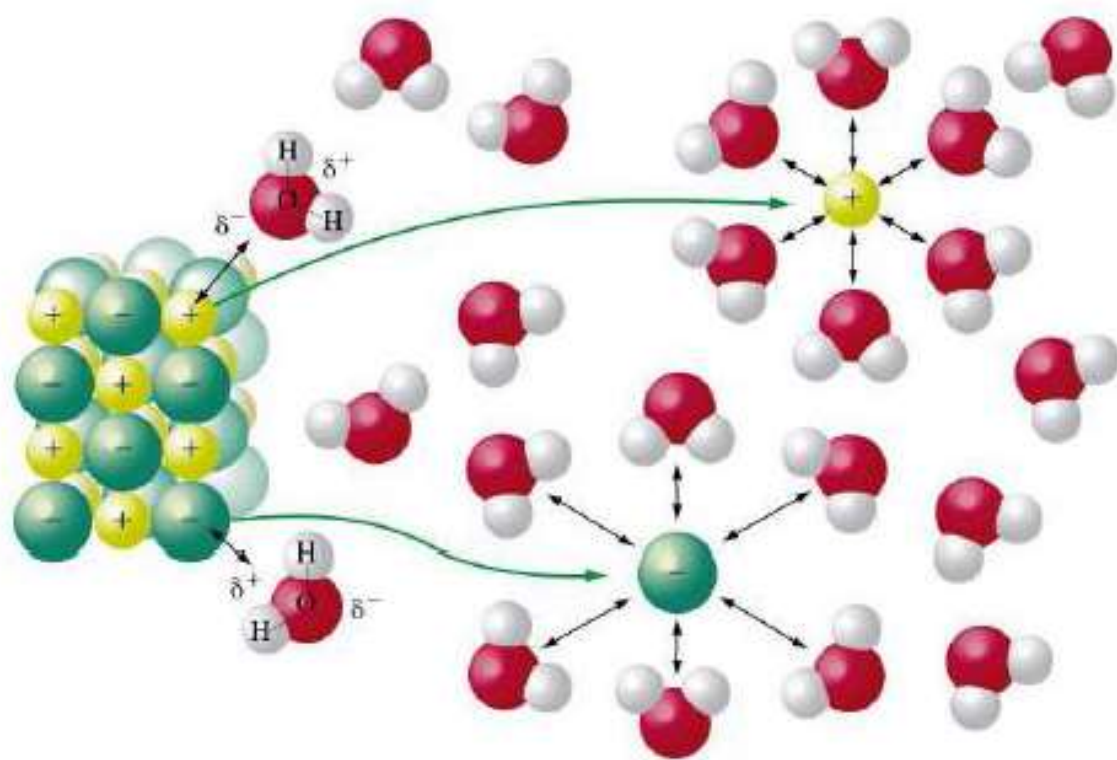
$\Delta H_{\text{sol}} > 0$ (endotérmico)

$\Delta H_{\text{sol}} < 0$ (exotérmico)

<https://www.youtube.com/watch?v=hoNSWOWjX6Y>

Disoluciones endotérmicas

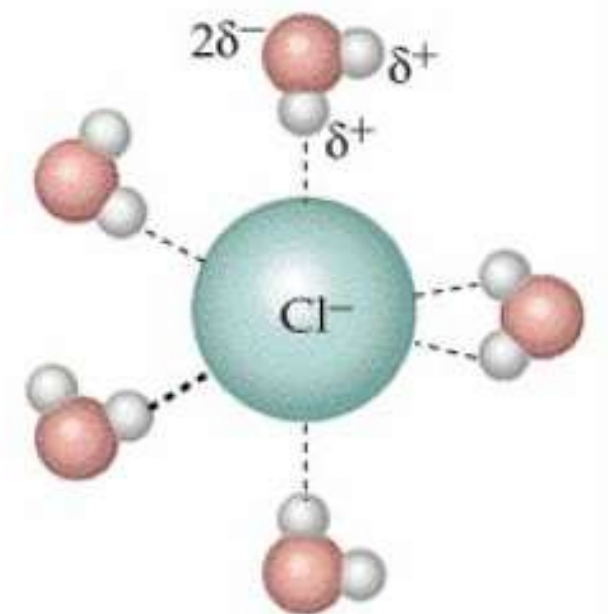
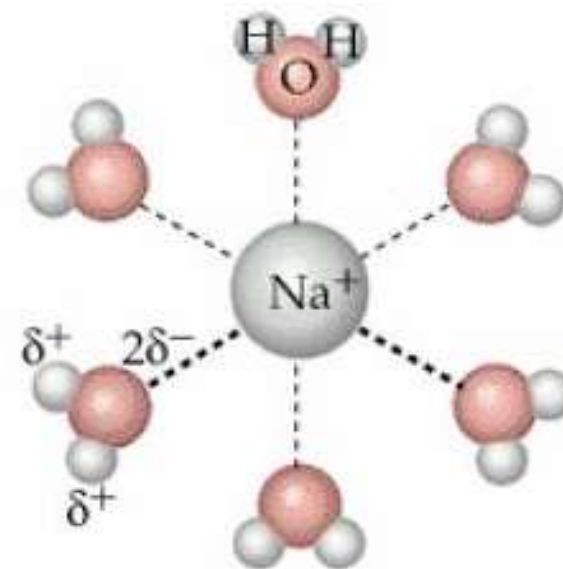
Enfoque molecular de un proceso de disolución



Ejemplo: disolución de NaCl en H₂O

- ↓ Ruptura de los Puentes de Hidrógeno en el agua.
- ↓ Ruptura de interacciones iónicas entre Na⁺ y Cl⁻.
- ↓ Formación de interacciones ión-dipolo.

Proceso de disolución de un sólido iónico



Enfoque molecular de un proceso de disolución

Interacciones soluto-solvente

Solutos polares tienden a disolverse en solventes polares

Solutos no-polares tienden a disolverse en solventes no-polares.

“Lo similar disuelve lo similar”

Azufre en agua

Azufre sólido

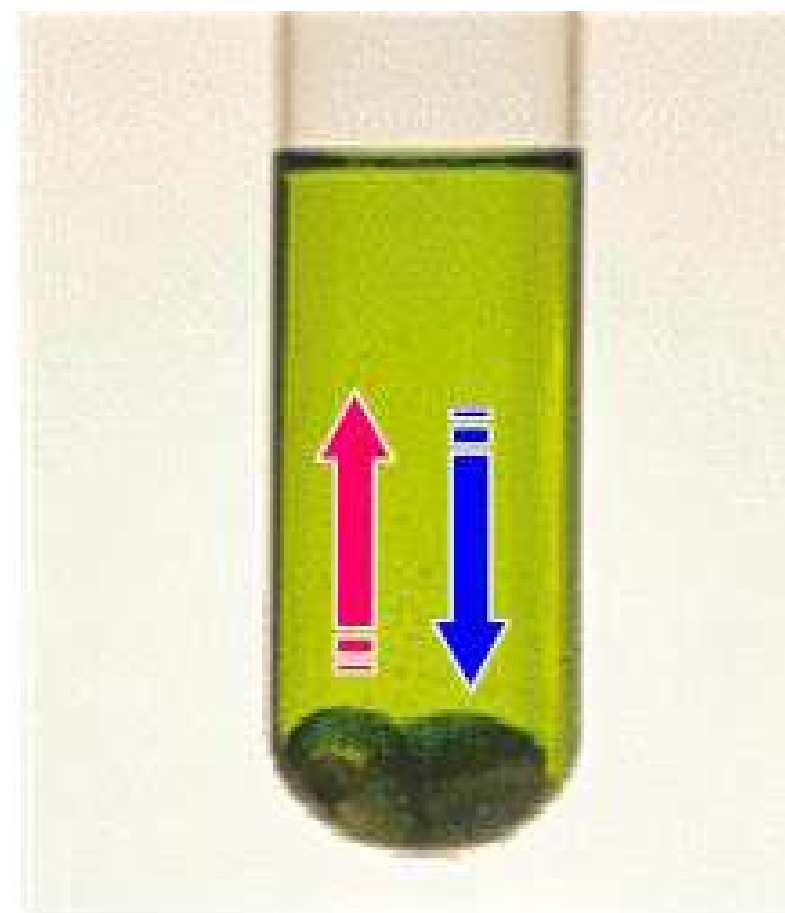
Azufre en sulfuro de carbono



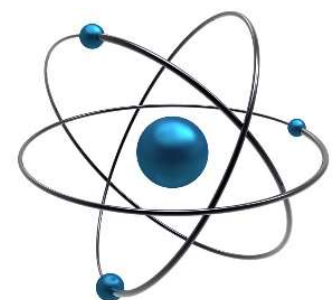


Solubilidad

Solubilidad



Solubilidad: es la máxima cantidad de soluto disuelto por ***unidad de volumen*** de solución o de solvente a una cierta temperatura y presión.



Solubilidad

Efecto de la temperatura sobre la solubilidad de sales

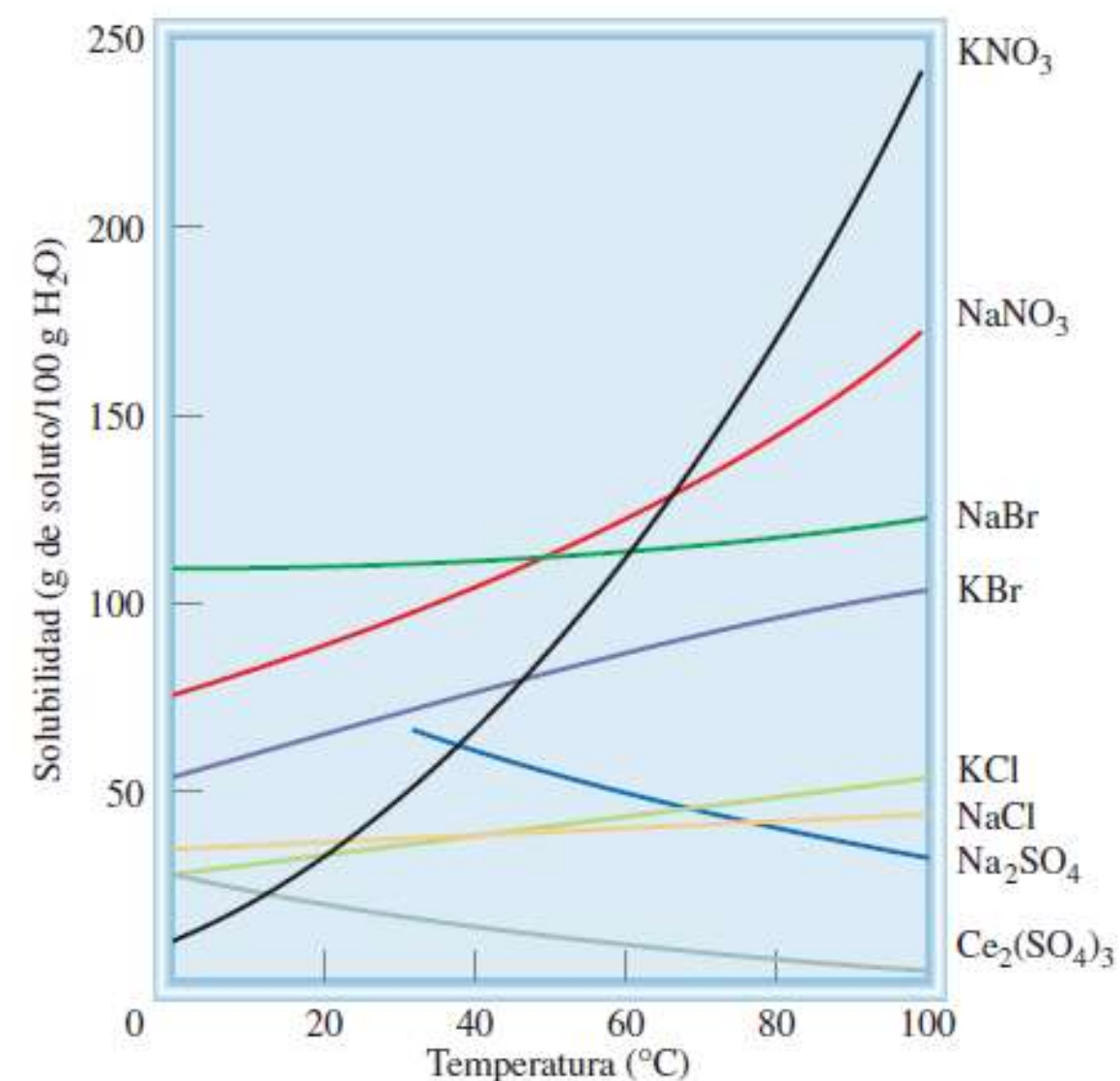
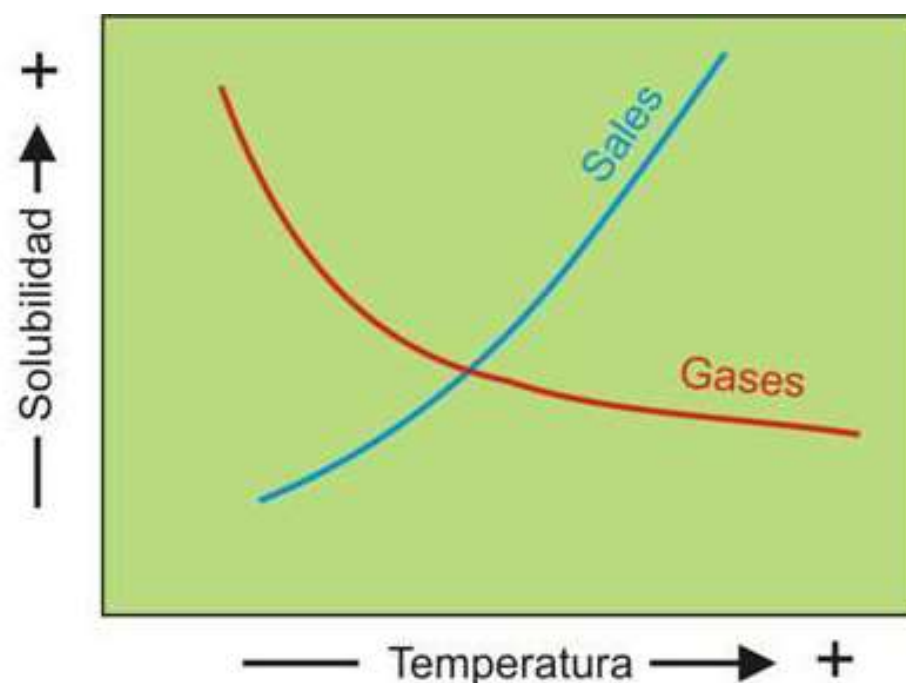
↓ En general, la solubilidad aumenta con la Temperatura si $\Delta H(\text{sol}) > 0$ (endotérmico).

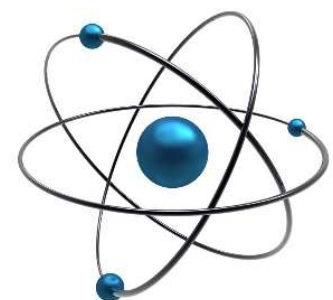
↓ En cambio, la solubilidad disminuye con la temperatura si $\Delta H(\text{sol}) < 0$ (exotérmico).

↓ La solubilidad de los sólidos no depende significativamente de la presión.

Reactivos + Calor \rightarrow Productos

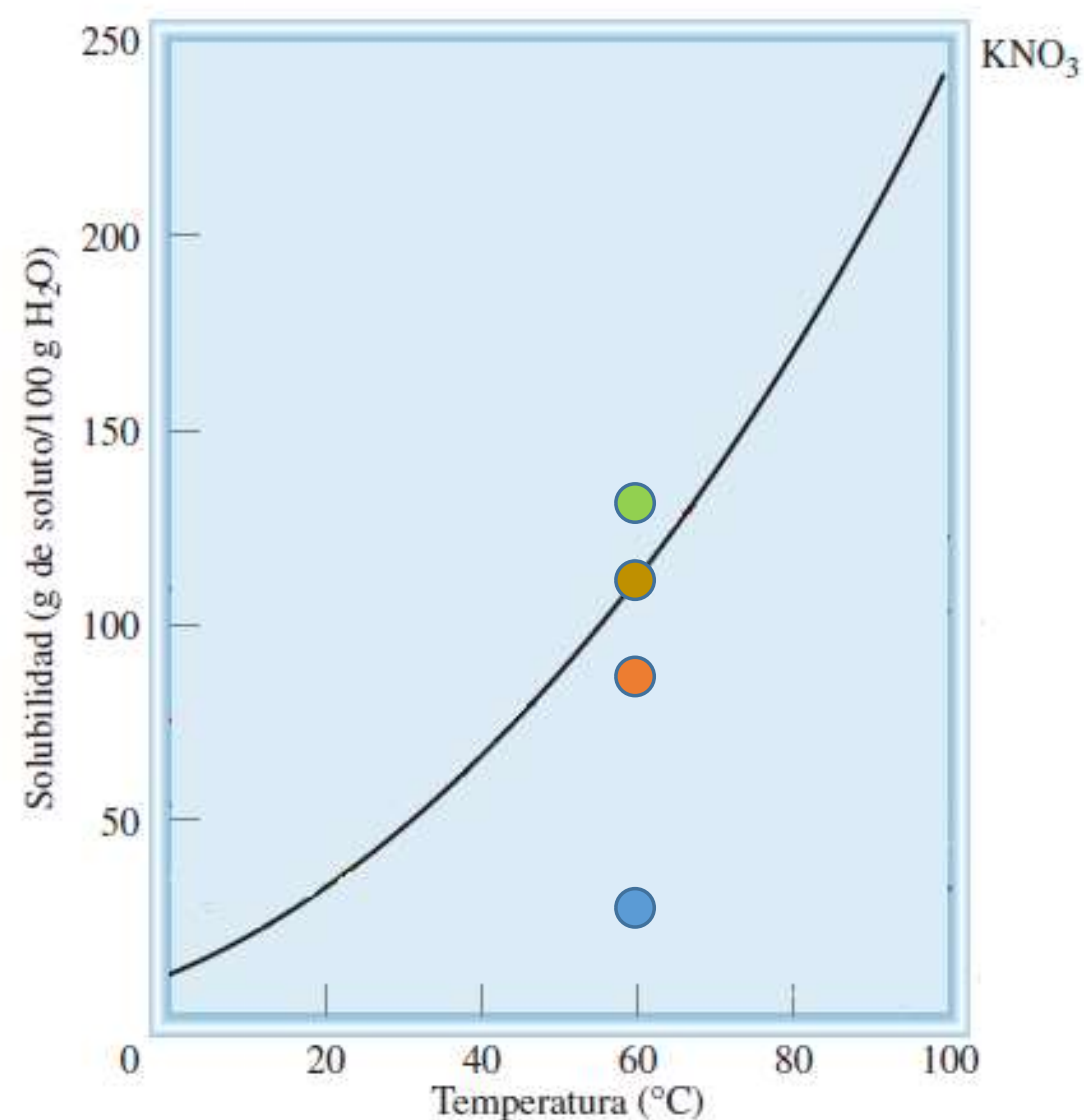
Reactivos \rightarrow Productos + Calor



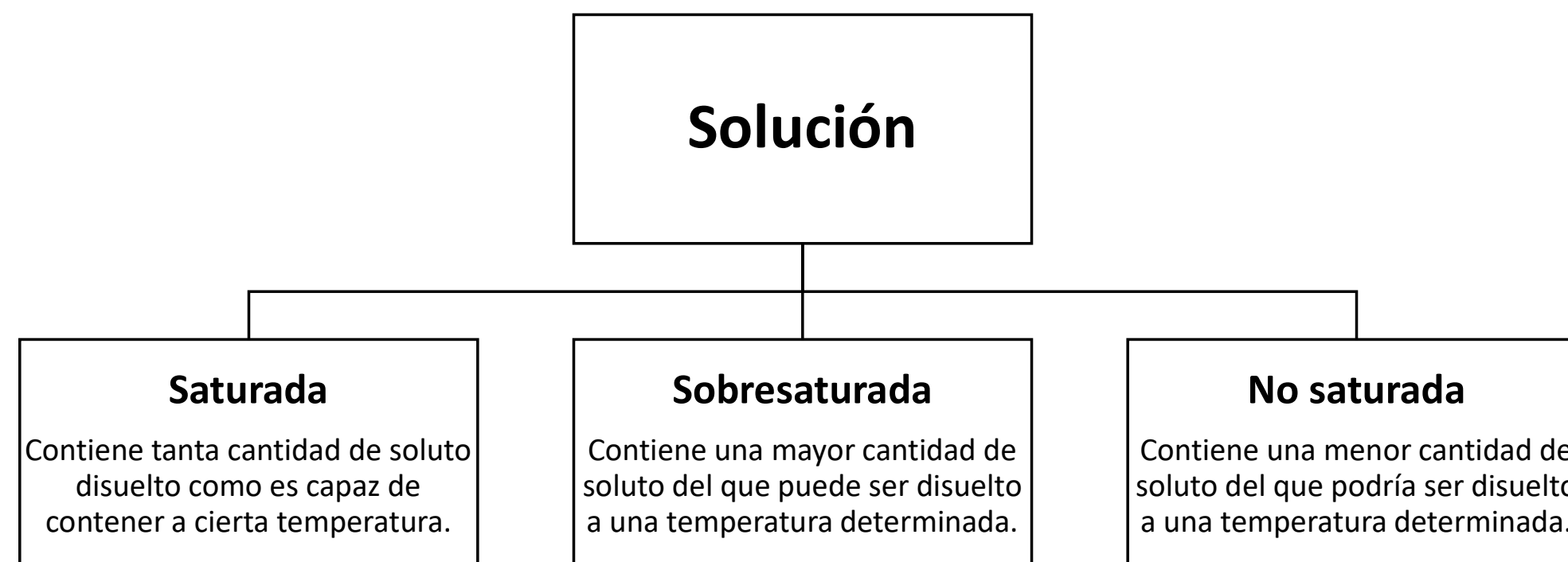


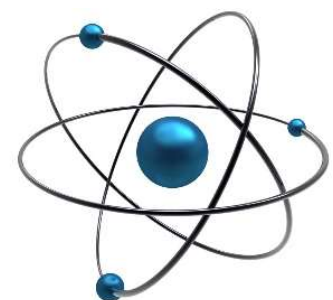
Solubilidad

Solubilidad



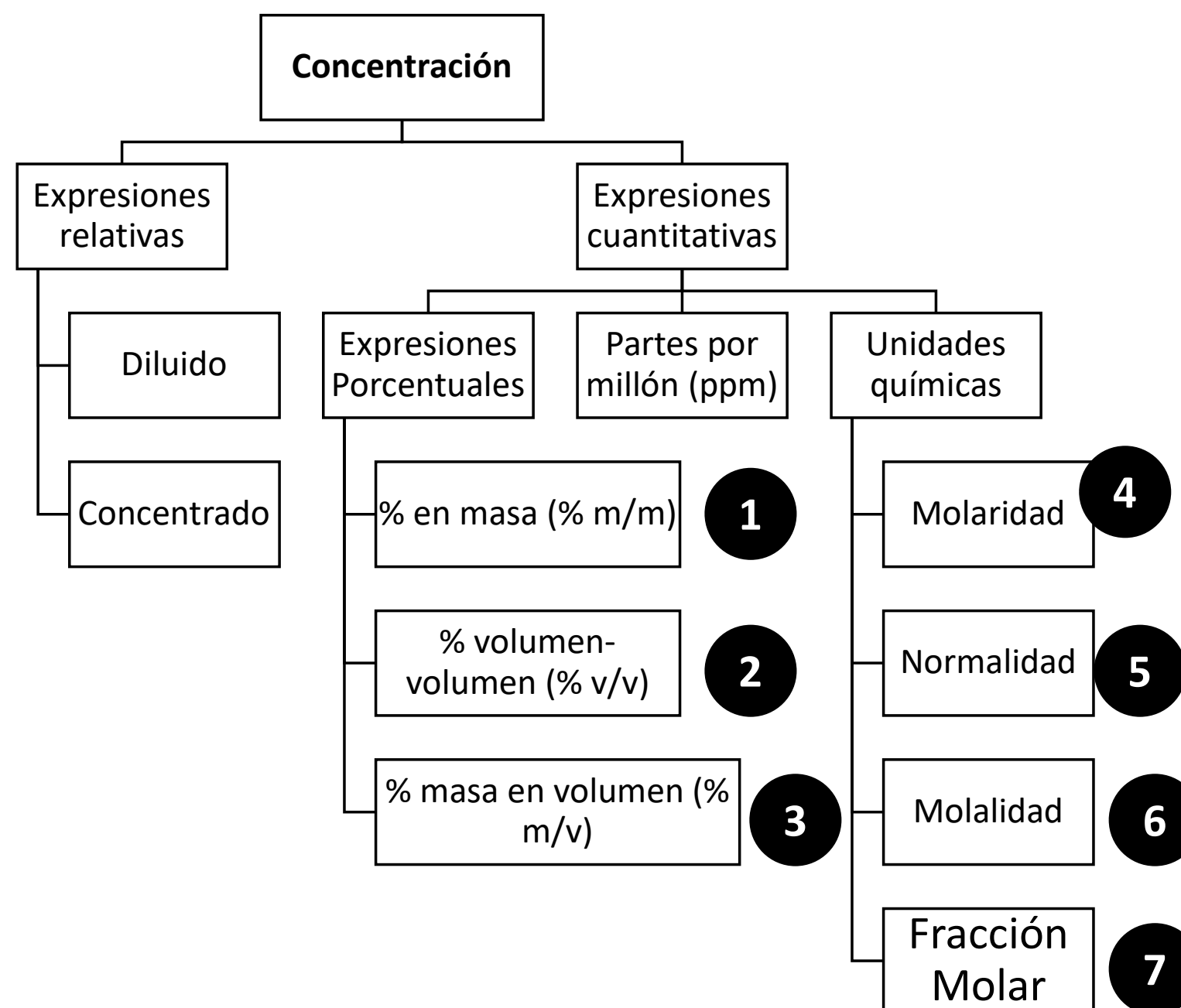
- Solución no saturada (diluida)
- Solución no saturada (concentrada)
- Solución saturada
- Solución sobresaturada

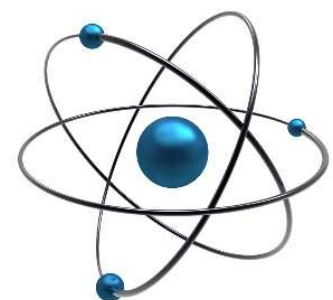




Concentraciones

Unidades de concentración





Concentraciones

Unidades de concentración

- 1 % en masa o peso (%m/m) = $\frac{\text{g sto}}{100 \text{ g sc}} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100\%$
- 2 % en volumen (%v/v) = $\frac{\text{ml sto}}{100 \text{ ml sc}} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de solvente}} \times 100\% = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \times 100\%$
- 3 % masa en volumen (%m/v) = $\frac{\text{g sto}}{100 \text{ ml sc}} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de solvente}} \times 100\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \times 100\%$
- 4 Partes por Millón (ppm) = 1 parte de soluto en 1.000.000 partes solución = $\frac{\text{mg sto}}{\text{kg solución}} = \frac{\text{mg sto}}{\text{litro solución}}$
- 5 Molaridad (M) = $\frac{\text{moles soluto}}{\text{litro solución}}$
- 6 Molalidad (m) = $\frac{\text{moles soluto}}{\text{kg solvente}}$
- 7 Fracción Molar $X_a = \frac{N^\circ \text{ moles b}}{(N^\circ \text{ moles a} + N^\circ \text{ moles b})}$ $X_b = \frac{N^\circ \text{ moles b}}{(N^\circ \text{ moles a} + N^\circ \text{ moles b})}$



Concentraciones

Unidades de concentración

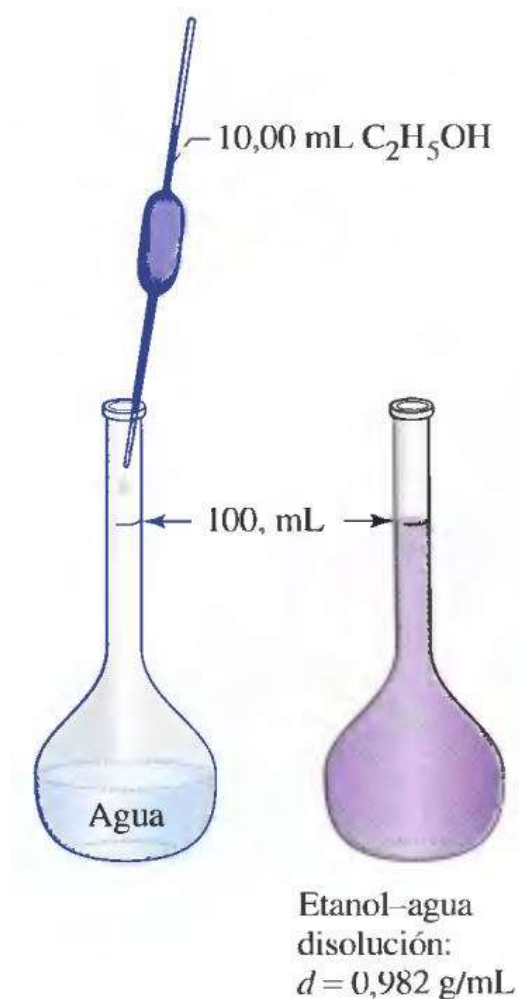
Resolución de Problema ejemplo:

Expresión de la concentración de una disolución en varias unidades

Se ha preparado una disolución de etanol-agua disolviendo 10,00 mL de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($d=0,789 \text{ g/mL}$) en un volumen suficiente de agua para obtener 100,0 mL de una disolución con una densidad de $0,982 \text{ g/mL}$.

Cuál es la concentración de etanol en esta disolución expresada como:

- a) Porcentaje en volumen.
- b) Porcentaje en masa.
- c) Porcentaje en masa/volumen.
- d) Fracción molar.
- e) Molaridad.
- f) Molalidad.





Propiedades Coligativas

Definición

Propiedades coligativas: es un conjunto de propiedades físicas de las soluciones, que dependen de la cantidad de partículas de soluto disueltas y no de su naturaleza

Estas propiedades dependen de la concentración total de todas las partículas de solutos sin importar si son moleculares o iónicas. Tampoco importa el tamaño de la partícula.

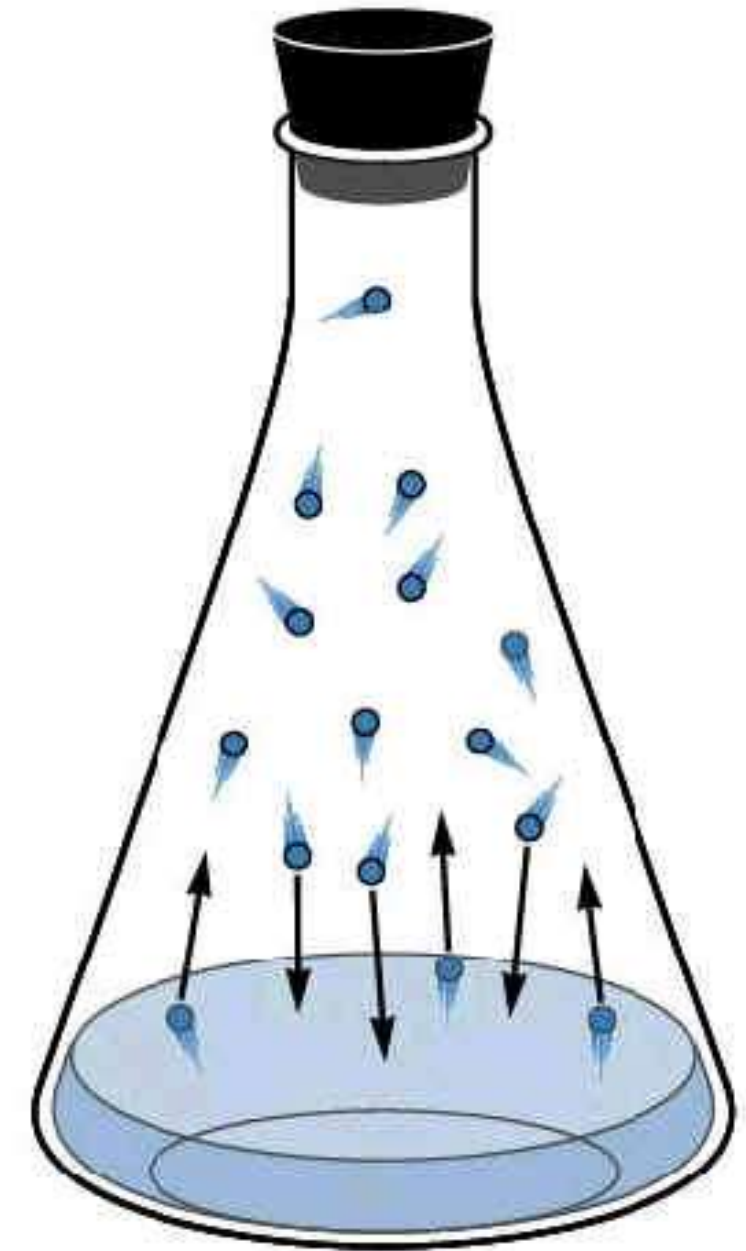
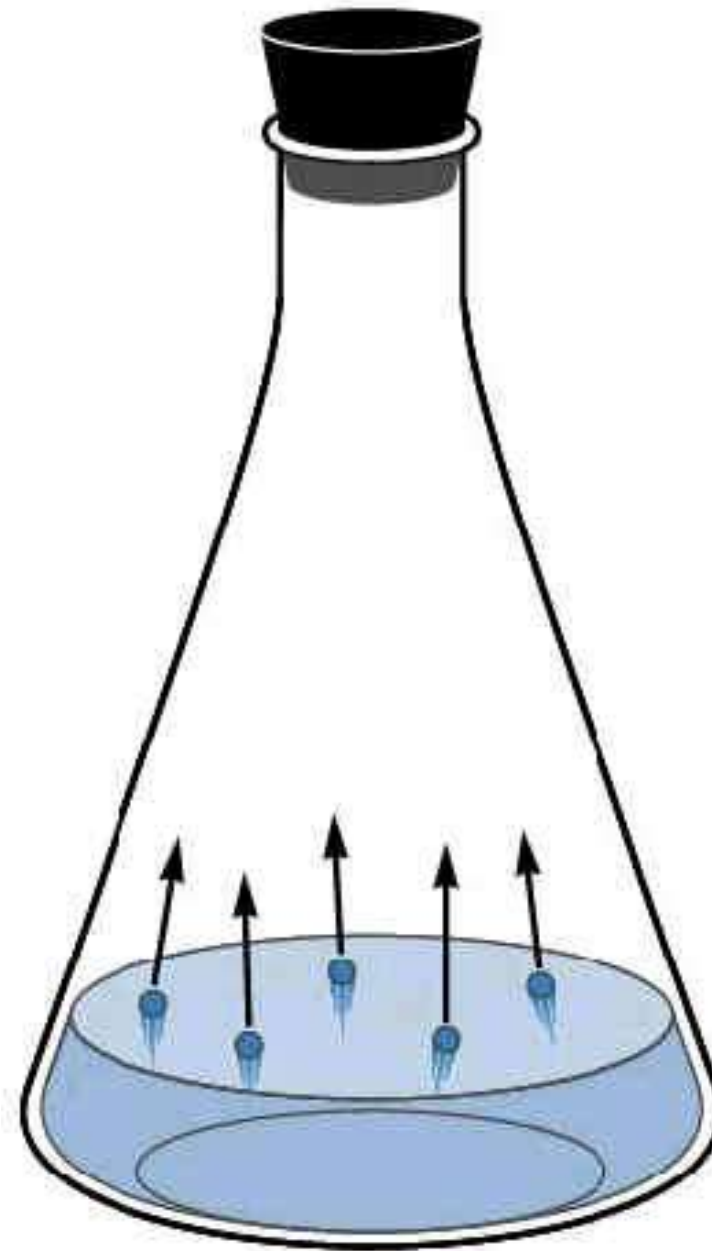
Se considerarán solutos NO ELECTROLITOS cada mol de sustancia dará un mol de partículas disueltas.

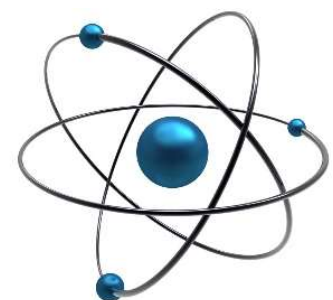
- Disminución de la presión de vapor.
- Aumento del punto de ebullición (aumento ebulloscópico).
- Disminución del punto de fusión (descenso crioscópico).
- Presión Osmótica.

PRESIÓN DE VAPOR

Agua en un recipiente cerrado

- La presión de vapor es la presión que ejerce la fase gaseosa o vapor sobre la fase líquida en un sistema cerrado a una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico.



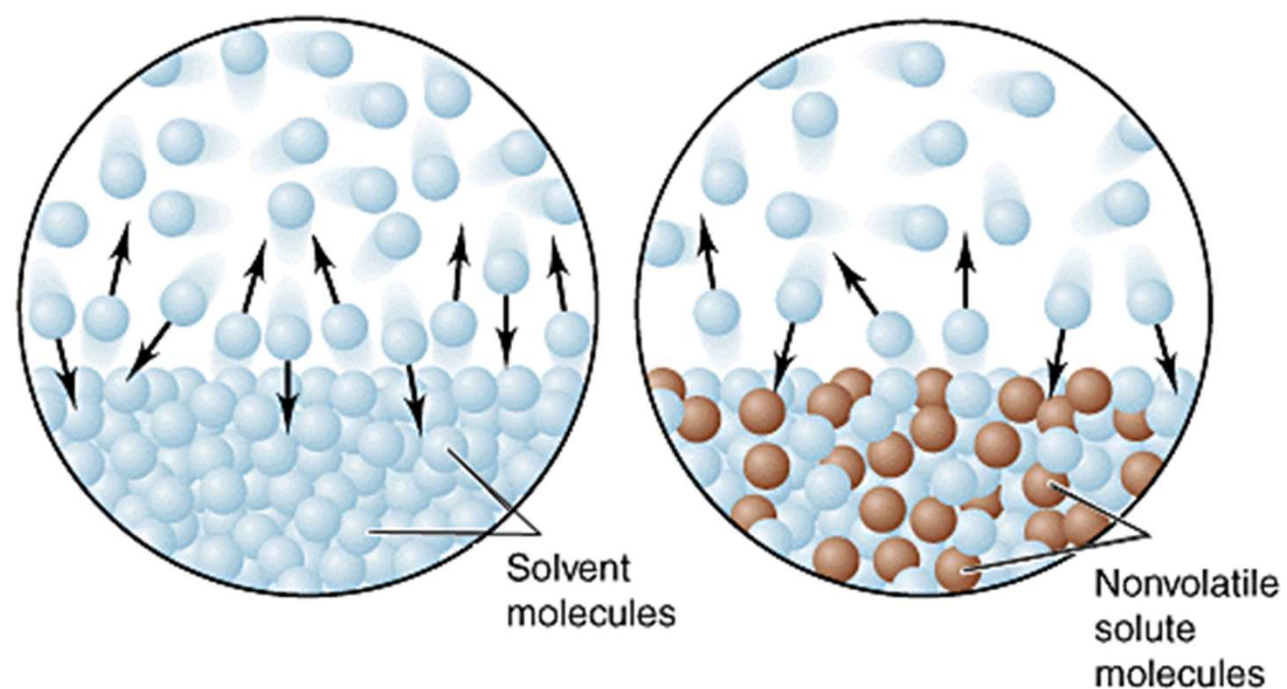


Propiedades Coligativas

1) Presión de vapor

Ley de Raoult: La presión de vapor del solvente en la solución (P_A) que contiene un soluto no volátil es igual a la presión del solvente puro (P^0) por la fracción molar (X_A) del solvente.

$$P_A = P^0 \cdot X_A$$

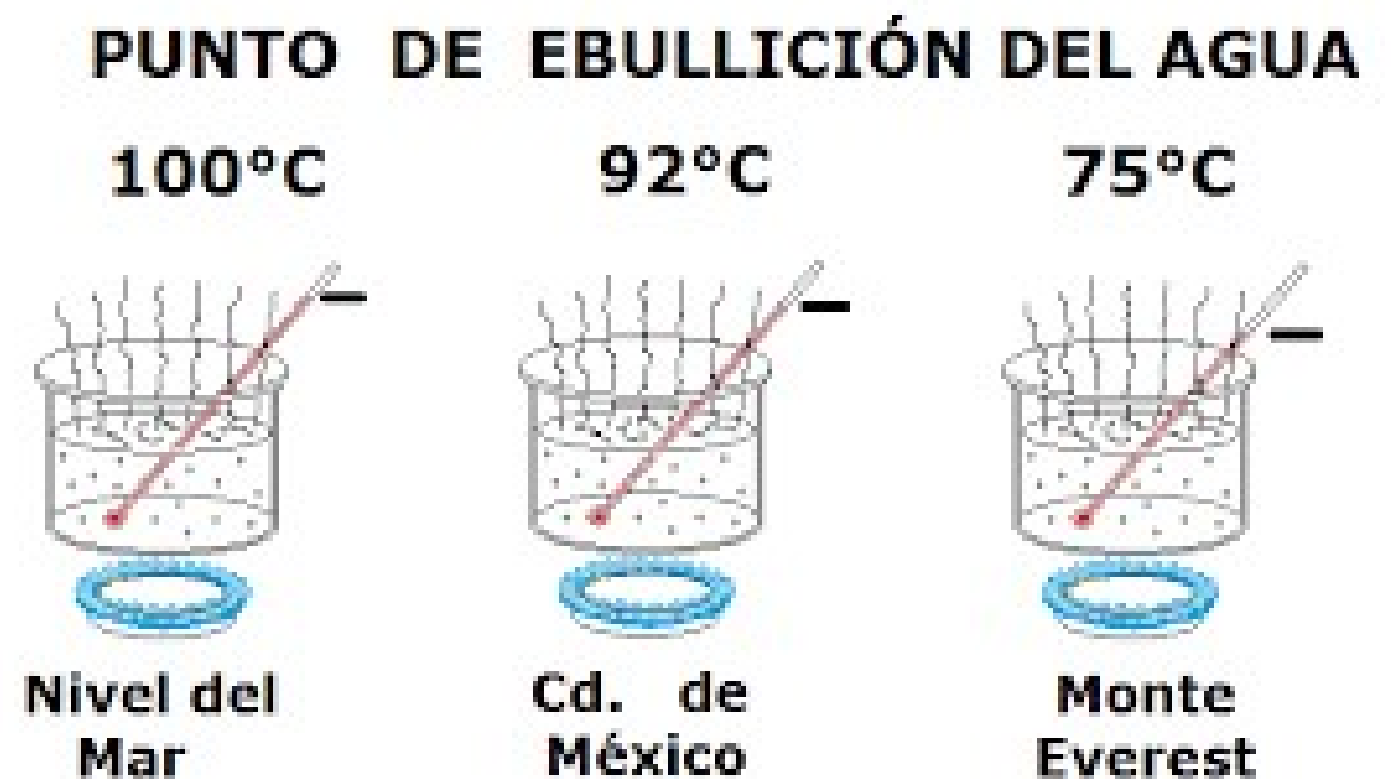


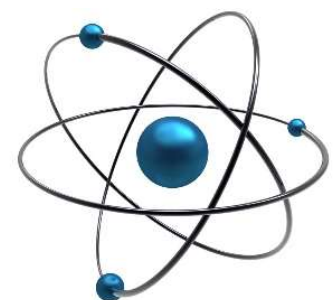
Desciende la presión de vapor del solvente, comparado con la del solvente puro, debido a la presencia de solutos no volátiles ni iónicos.

Si la solución está formada por dos componentes similares, volátiles, la presión de vapor total es:

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b$$

-
- La temperatura a la cual la presión de vapor es igual a la presión atmosférica, se le llama temperatura del punto de ebullición.

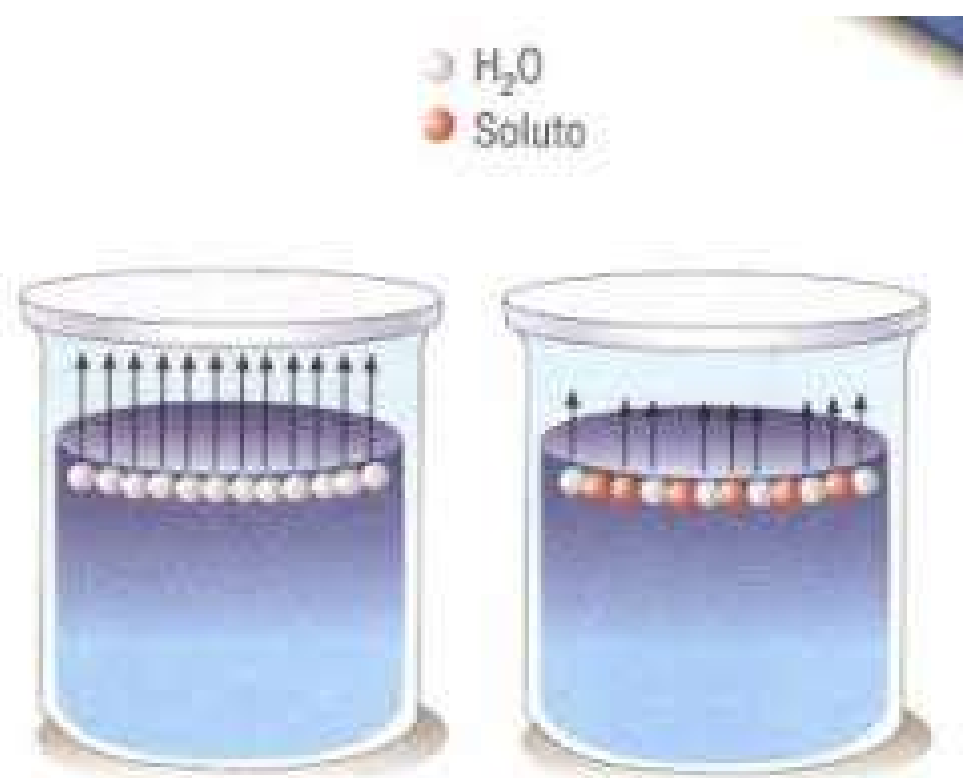




Propiedades Coligativas

2) Ascenso Ebulloscópico

- ↓ El **punto de ebullición** de una disolución es **mayor** que el punto de ebullición del solvente puro.
- ↓ Esto se debe a la disminución en la presión de vapor en la disolución (Ley de Raoult). Se deben alcanzar T° más altas para que su presión de vapor iguale la presión externa.



T de ebullición de un líquido: Es la T a la cual la presión de vapor es igual a la presión aplicada sobre la superficie del líquido. En recipientes abiertos es igual a la presión atmosférica.

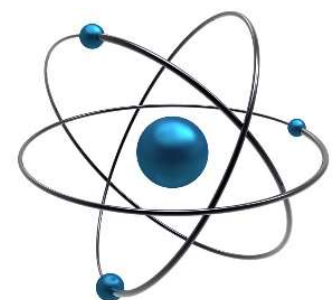
$$\Delta T_e = T_e - T_e^0 = k_e \cdot \text{molalidad}$$

donde:

T_e : Punto de ebullición de la disolución.

T_e^0 : Punto de ebullición del solvente puro.

K_e : Constante molal del punto de ebullición.



Propiedades Coligativas

3) Descenso Crioscópico

- ↓ El **punto de congelación** de una disolución es **menor** que el punto de congelación del solvente puro.
- ↓ Esto es consecuencia directa de la disminución en la presión de vapor del solvente por el soluto.

El punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual la atracción entre las moléculas es lo suficientemente mayor para sobrepasar su energía cinética, causando un cambio de fase del estado líquido al sólido. El punto de congelación o de fusión de una sustancia es aquella temperatura a la cual coexisten en equilibrio ambos estados.

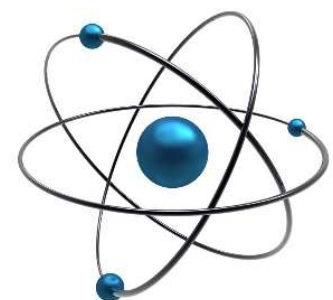
$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f = k_f \cdot \text{molalidad}$$

donde:

T_f : Punto de congelación de la disolución.

T_f^0 : Punto de congelación del disolvente puro.

K_f : Constante molal del punto de congelación.



Propiedades Coligativas

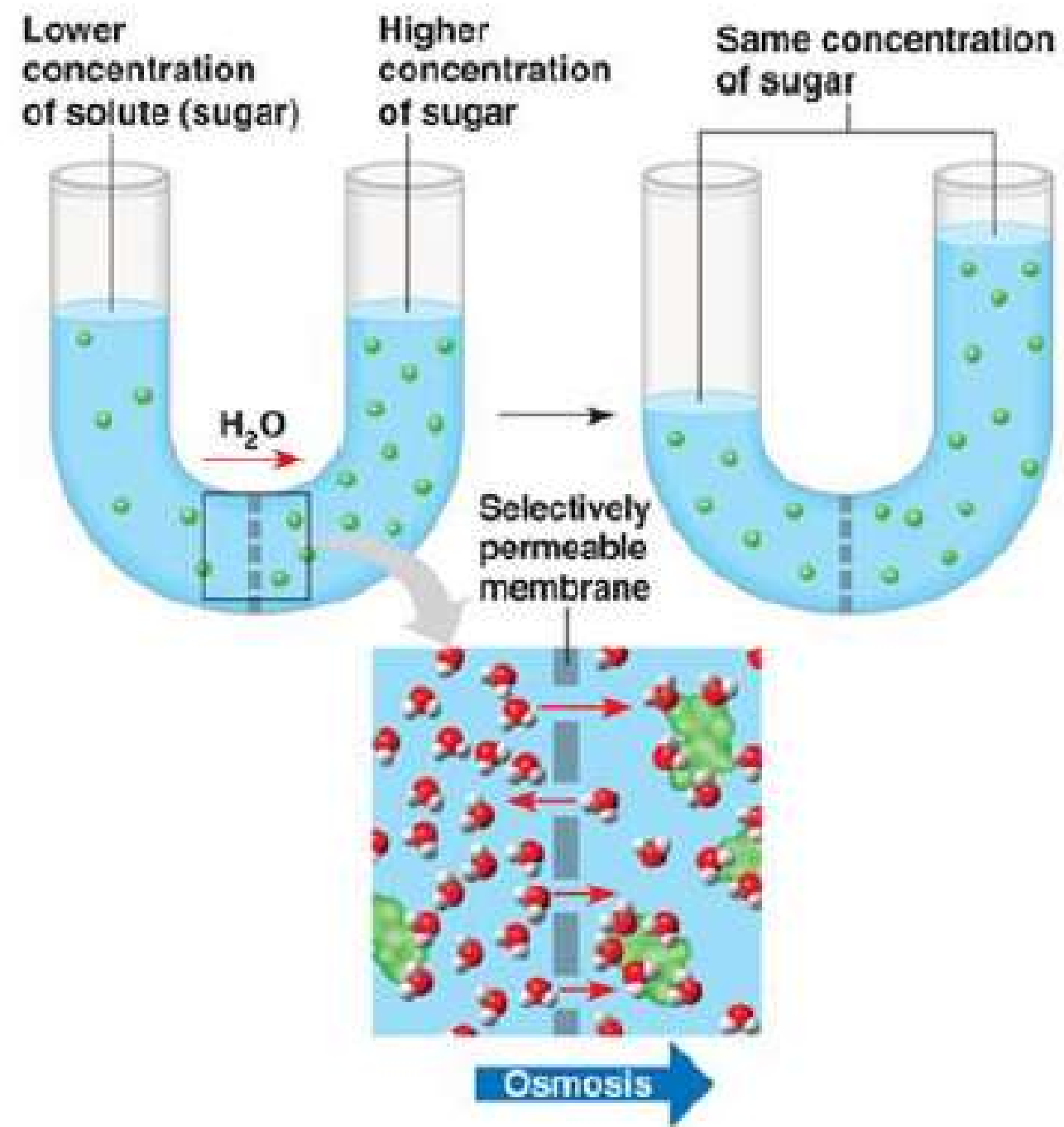
3) Descenso Crioscópico

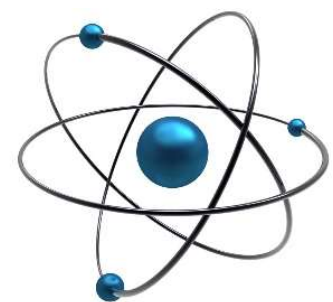
TABLA Constantes molales de elevación del punto de ebullición y depresión del punto de congelación

Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	K_b (°C/m)	Punto de congelación normal (°C)	K_f (°C/m)
Agua, H_2O	100.0	0.52	0.0	1.86
Benceno, C_6H_6	80.1	2.53	5.5	5.12
Etanol, C_2H_5OH	78.4	1.22	-114.6	1.99
Tetracloruro de carbono, CCl_4	76.8	5.02	-22.3	29.8
Cloroformo, $CHCl_3$	61.2	3.63	-63.5	4.68

PRESIÓN OSMÓTICA

El **proceso de transferencia** de solvente puro a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida a otra más concentrada, se llama **ósmosis**.



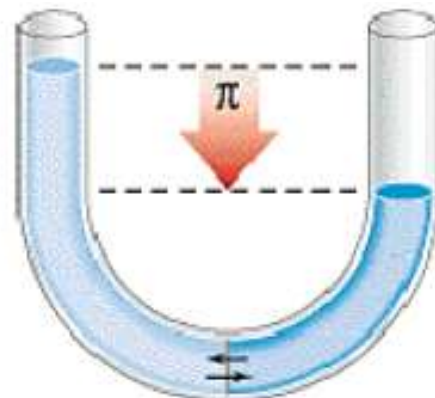


Propiedades Coligativas

4) Presión Osmótica

↓ El **proceso de transferencia** de solvente puro a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida a otra más concentrada, se llama **ósmosis**.

Como consecuencia de la ósmosis, el nivel de agua asciende por una de las ramas de la U:



La **presión osmótica (π)** es la presión requerida para parar el proceso de ósmosis.

$$\pi V = nRT$$
$$\pi = \frac{n}{V} RT = M RT$$

M – molaridad de la disolución

R – Constante de los gases (0,082L.atm/mol.K)

T – Tª en Kelvin



Propiedades Coligativas

Resumen

- ✓ Descenso relativo de P_v

$$\Delta P = X_{\text{solvente}} P^{\circ}_{\text{solvente}}$$

- ✓ Aumento ebulloscópico

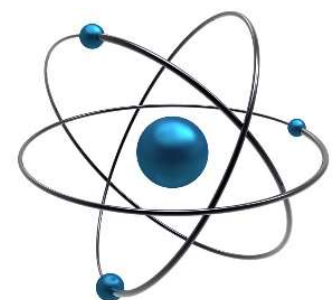
$$\Delta T_{\theta} = K_{\theta} m$$

- ✓ Descenso crioscópico

$$\Delta T_c = K_c m$$

- ✓ Presión osmótica

$$\pi = MRT$$



Propiedades Coligativas

Electrolitos

Las propiedades coligativas están referidas para sustancias tipo “no electrolito”, pero podemos determinar el efecto de la disolución de un soluto de tipo iónico introduciendo un factor de “corrección” en las distintas ecuaciones vistas anteriormente, denominado *factor de Van't Hoff (i)*.

$$\Delta T_f = k_f \times \text{molalidad} \times i$$

$$\Delta T_e = k_e \times \text{molalidad} \times i$$

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

Electrolito	i (medido)	i (teórico)
Sacarosa	1.0	1
HCl	1.9	2
NaCl	1.9	2
MgSO ₄	1.3	2
MgCl ₂	2.7	3
FeCl ₃	3.4	4

Donde

i: número de moles de iones de solución / mol de soluto (electrolito)

Por ejemplo:

i (NaCl) = 2

i (MgSO₄) = 2

i (CaCl₂) = 3