

---

Curso OpenCourseWare

**QUÍMICA DE LOS MATERIALES**

Javier Pozuelo de Diego

---

**Tema 4. Sólidos, líquidos y disoluciones (II)**



## Disoluciones. Definiciones Básicas

**Disolución:** Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias

**Soluto:** Es el componente minoritario

**Disolvente:** Es el componente mayoritario

**Tipos de Disoluciones:**

a) Según el estado de los componentes.

soluto	Disolvente	Disolución	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	CO <sub>2</sub> en agua
Gas	Sólido	Sólido	H <sub>2</sub> en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce (Cu/Zn)

b) Según la capacidad para disolver un soluto.

**Disolución Saturada:** Cuando contiene la máxima cantidad de soluto que es capaz de disolver a una determinada temperatura

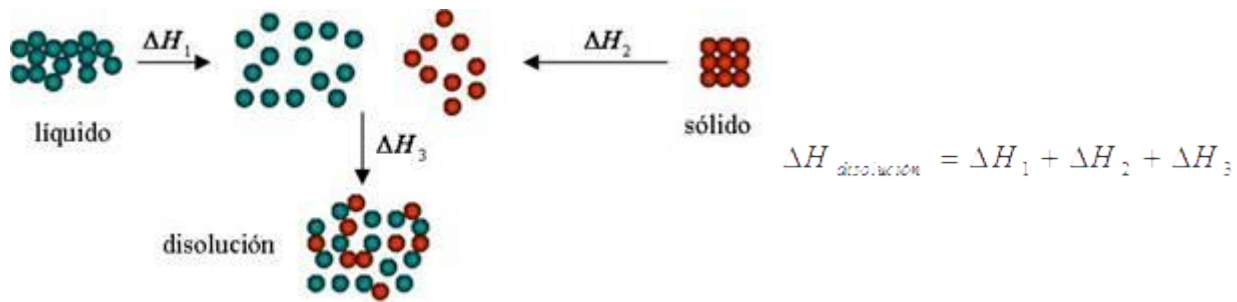
**Disolución Insaturada:** Cuando contiene menor cantidad de soluto de la que es capaz de disolver a una determinada temperatura.

**Disolución Sobresaturada:** Cuando contiene mayor cantidad de soluto de la que es capaz de disolver a una determinada temperatura.

## El Proceso de Disolución

El proceso de disolución está tanto más fácil cuanto mayor sea:

1. El desprendimiento de calor (proceso exotérmico).
2. El aumento en el desorden.

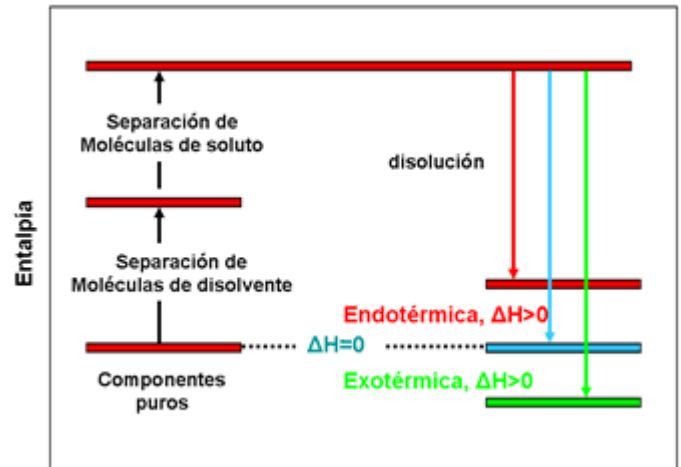


Si las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente son mayores que las interacciones soluto-disolvente.

$$\Delta H_{\text{dissolución}} > 0 \quad \text{Endotérmica}$$

Si las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente son menores que las interacciones soluto-disolvente.

$$\Delta H_{\text{dissolución}} < 0 \quad \text{Exotérmica}$$



### Solubilidad de sustancias moleculares

**Soluto es no polar y disolvente polar:** las interacciones soluto-soluto son débiles mientras que las interacciones disolvente-disolvente son demasiado fuertes para compensarlas con las interacciones soluto-disolvente, por lo tanto el soluto es **POCO SOLUBLE**.

**Soluto es polar y disolvente no polar:** las interacciones disolvente-disolvente son débiles mientras que las interacciones soluto-soluto son demasiado fuertes para compensarlas con las interacciones soluto-disolvente, por lo tanto el soluto es **POCO SOLUBLE**.

**Soluto es no polar y disolvente no polar:** las interacciones soluto-soluto disolvente-disolvente y soluto-disolvente son débiles, en estas el aumento del desorden molecular toma gran importancia y esto hace que el soluto sea **SOLUBLE**.

**Soluto es polar y disolvente polar:** las interacciones soluto-soluto disolvente-disolvente y soluto-disolvente son fuertes, en estas el aumento del desorden molecular toma gran importancia y esto hace que el soluto sea **SOLUBLE**.

En general se cumple la regla: **SEMEJANTE DISUELVE A SEMEJANTE**.

### Solubilidad de sólidos iónicos

Son insolubles en disolventes no polares y tienen una solubilidad muy variada en disolvente polares.

### Formas de expresar la Concentración

**Porcentaje en masa**  $\%_{\text{masa}} = \frac{g(\text{sólido})}{g(\text{disolución})} \times 100 = \frac{g(\text{sólido})}{g(\text{sólido}) + g(\text{disolvente})} \times 100$

**Porcentaje en Volumen**  $\%_{\text{volumen}} = \frac{V(\text{sólido})}{V(\text{disolución})} \times 100$

**Partes por millón, ppm**

$$ppm = \frac{g(\text{sólido})}{10^6 g(\text{disolución})}$$

**Partes por billón, ppb**

$$ppb = \frac{g(\text{sólido})}{10^{12} g(\text{disolución})}$$

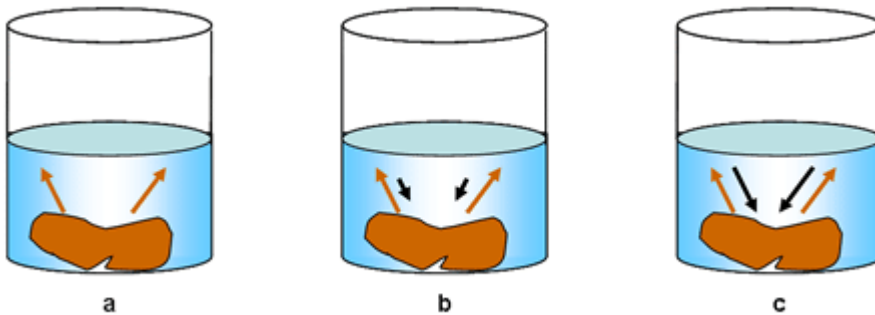
**Fracción molar**  $X_A = \frac{n^{\circ} \text{ moles}_A}{n^{\circ} \text{ moles}_{\text{totales}}} = \frac{n^{\circ} \text{ moles}_A}{n^{\circ} \text{ moles}_A + n^{\circ} \text{ moles}_B + \dots}$

**Molaridad**  $M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}_{\text{sólido}}}{\text{Volumen (L)}_{\text{disolución}}}$

**Molalidad**  $m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}_{\text{sólido}}}{\text{masa (kg)}_{\text{disolvente}}}$

### Solubilidad

#### Equilibrio dinámico



(a) El sólido comienza a disolverse

(b) Comienza a competir el proceso de disolución con el de precipitación (parte del soluto regresa a su estado de sólido)

(c) Se produce un equilibrio dinámico. La velocidad de disolución es igual a la velocidad de precipitación

**Disolución Saturada:** Cuando contiene la máxima cantidad de soluto que es capaz de disolver a una determinada temperatura.

**Disolución Sobresaturada:** Cuando contiene mayor cantidad de soluto de la que es capaz de disolver a una determinada temperatura, parte del soluto permanece sin disolverse.

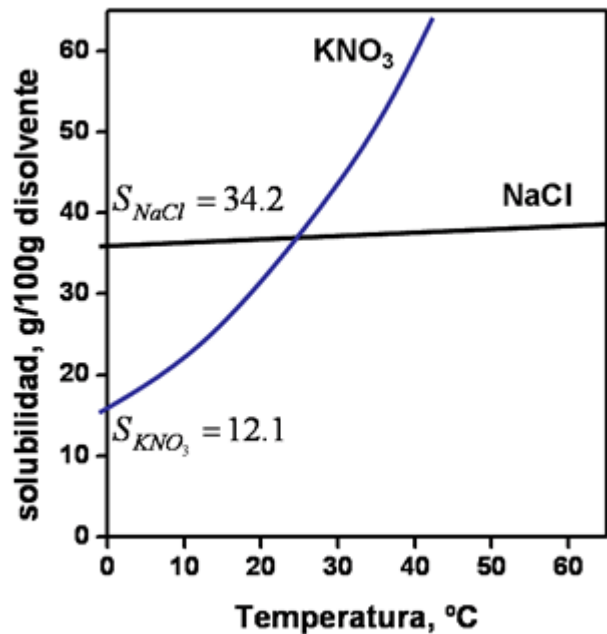
---

## Efecto de la Temperatura en la solubilidad

**Solubilidad:** Es la máxima cantidad de soluto que puede disolver disolvente a una determinada temperatura.

Aplicación: **Cristalización Fraccionada**

Es la separación de una mezcla de sustancias en sus componentes puros utilizando sus diferentes solubilidades.



### Ejemplo:

Supongamos que tenemos una muestra de 90 g de KNO<sub>3</sub> contaminada de 10 g de NaCl, se disuelve en 100 mL de agua a 60°C y se enfría hasta 0°C.

$$g_{KNO_3} = (90 - 12.1)g = 77.9 g$$

NaCl permanece disuelto porque su solubilidad es mayor que la cantidad que existe, permanecerán disueltos 12.1 g de KNO<sub>3</sub> y precipitará el resto.

---

## Efecto de la presión en la solubilidad de los gases

### Ley de Henry:

La solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión de un gas sobre la disolución

$$c \propto p \quad c = k_H \cdot p \quad \text{O también:} \quad X \propto p \quad p = k'_H \cdot X$$

La diferencia entre  $k_H$  y  $k'_H$  son las unidades.

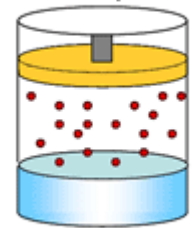
Si existen varios gases en disolución (A y B)

$$p_T = p_A + p_B$$

$$c_A = k_H \cdot p_A$$

$$c_B = k_H \cdot p_B$$

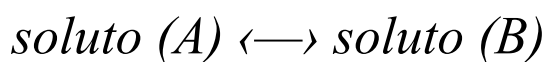
La concentración aumenta al aumentar la presión



$$c = K_H \cdot p$$

### Reparto de un soluto en disoluciones inmiscibles

Cuando se mezclan dos disoluciones de un mismo soluto en disolventes diferentes se produce un equilibrio del tipo:



La constante de equilibrio se denomina constante de reparto.  $K = \frac{c_A}{c_B} = \frac{S_A}{S_B}$

### Disoluciones ideales. Ley de Raoult

Una disolución es ideal cuando las interacciones A-A y son semejantes a las A-B. Estas disoluciones cumplen la ley de Raoult.

La presión parcial de un disolvente en una disolución,  $P_1$ , está dada por la presión de vapor del disolvente puro,  $P_1^0$ , por la fracción molar del disolvente.

$$P_1 = X_1 P_1^0$$

$P_1$  = presión parcial del disolvente

$X_1$  = fracción molar del disolvente

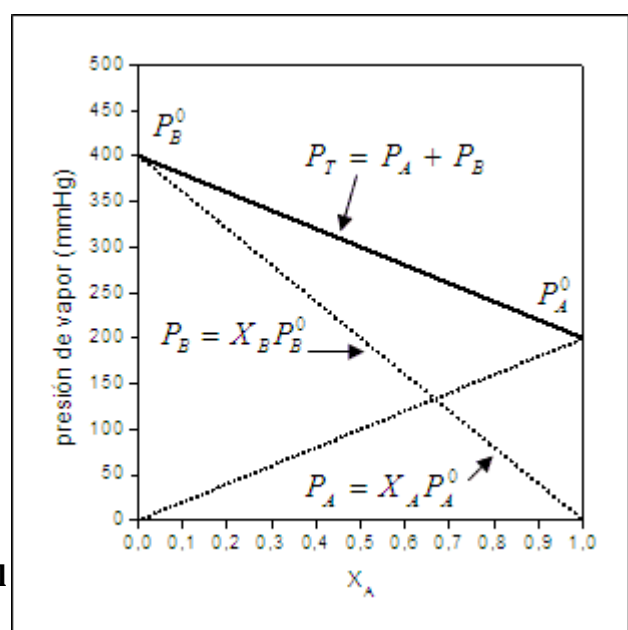
$P_1^0$  = presión de vapor del disolvente puro

**En disoluciones de un solo soluto y no volátil**

La fracción molar del soluto  $X_2 = 1 - X_1$

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^0$$

**En disoluciones de un solo soluto y disolvente volátil**



$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_B = X_B P_B^0$$

$$P_T = P_A + P_B$$

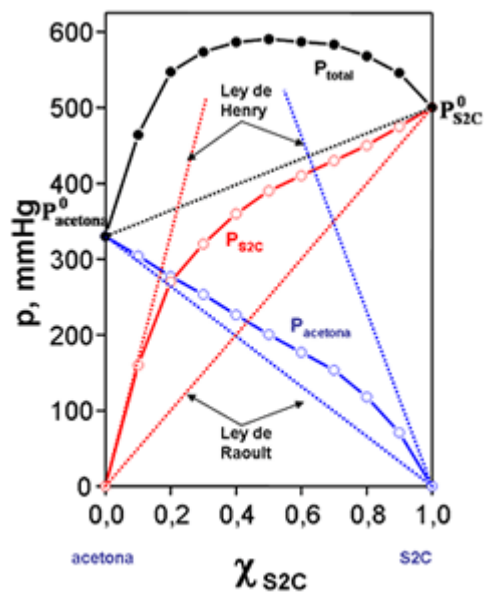
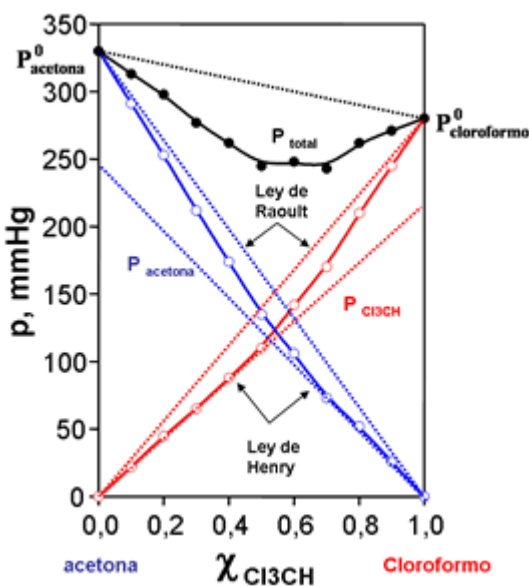
$$P_T = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$

### Disoluciones reales

Una disolución no es ideal cuando las interacciones A-A y son diferentes a las A-B. Estas disoluciones no cumplen la ley de Raoult.

Supongamos dos disoluciones: Acetona-sulfuro de carbono y Acetona-cloroforno. Los dos componentes son volátiles.

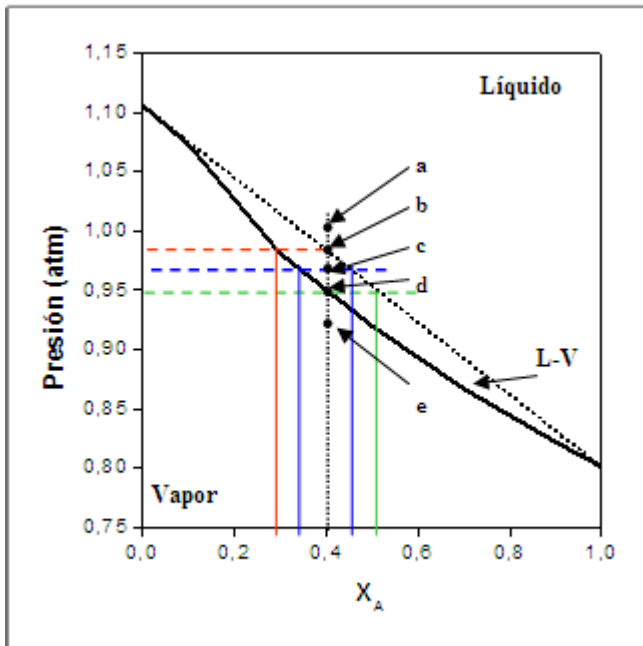
### Desviación positiva de la ley de Raoult      Desviación negativa de la ley de Raoult



### Diagramas de punto de ebullición

Diagramas presión-Composición.

a. Existe una sola fase: **Líquido**



Composición de las fases:  $X_L = 0.4$

**b.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_L = 0.4$ ;  $X_V = 0.3$

**c.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_L = 0.45$ ;  $X_V = 0.35$

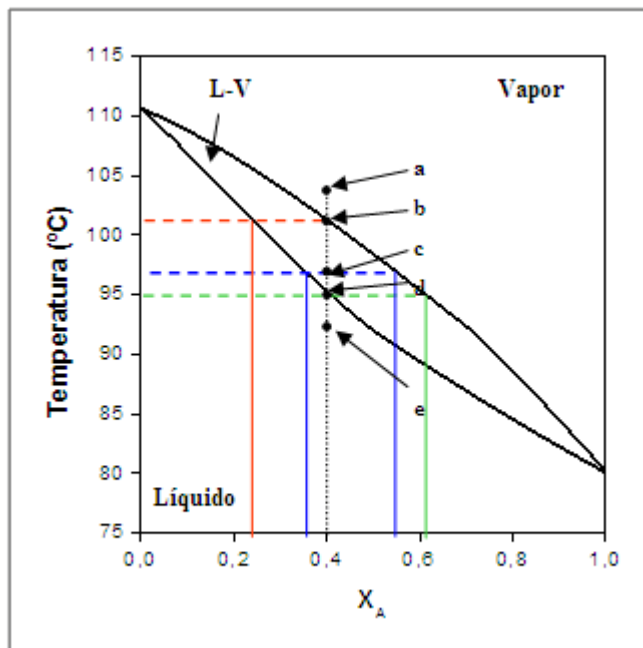
**d.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_L = 0.5$ ;  $X_V = 0.4$

**e.** Existe una sola fase: **Vapor**

Composición de las fases:  $X_V = 0.4$

### Diagramas Temperatura-Composición.



**a.** Existe una sola fase: **Vapor**

Composición de las fases:  $X_V = 0.4$

**b.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_V = 0.4$ ;  $X_L = 0.25$

**c.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_V = 0.35$ ;  $X_L = 0.55$

**d.** Existen dos fases: **Líquido y Vapor**

Composición de las fases:  $X_V = 0.4$ ;  $X_L = 0.6$

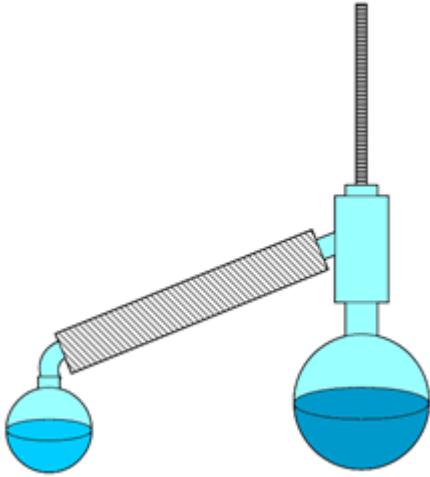
**e.** Existe una sola fase: **Vapor**

Composición de las fases:  $X_L = 0.4$

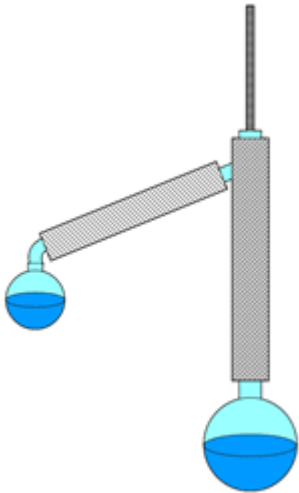
### Destilación simple

La mezcla se calienta en el matraz hasta la temperatura de ebullición, en ese punto el gas que se produce (composición véase el diagrama temperatura-composición, punto *d*) se condensa disminuyendo la temperatura y se separa en el vaso de precipitado.





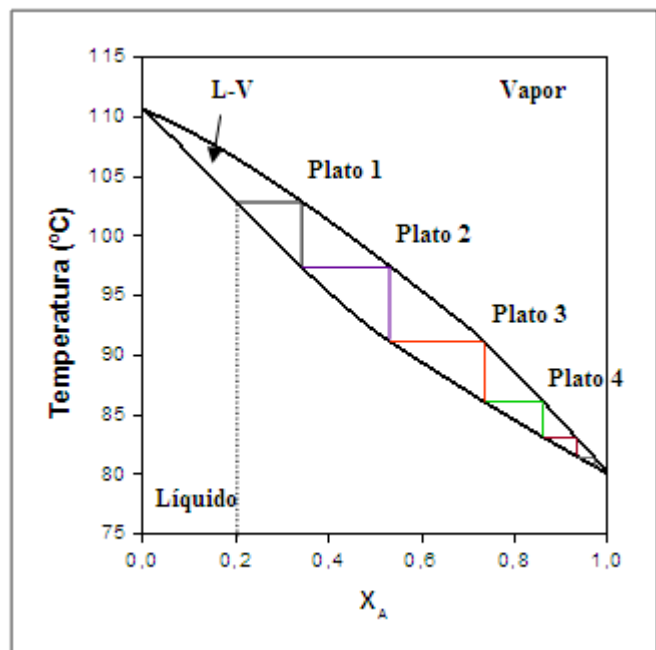
### Destilación fraccionada. Rectificación



La mezcla se calienta en el matraz hasta la temperatura de ebullición. En la torre de rectificación existen “*platos*” donde se condensa parte del vapor que regresa a la fase líquida con mayor composición de la sustancia menos volátil. Este proceso al repetirse determinado número de veces hace que la composición de la fase vapor al final de rectificador sea cercana al 100% de la sustancia más volátil y la fase líquida, que permanece en el matraz tenga una composición cercana al 100% del componente menos volátil.

Partimos de una composición inicial de  $X_A=0.2$

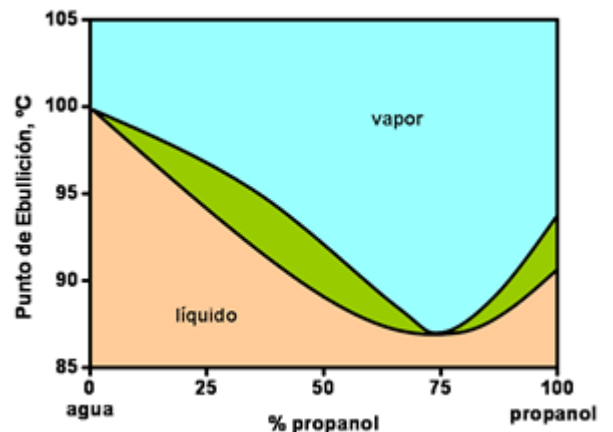
A medida que el vapor se encuentra con los platos se va enriqueciendo del componente más volátil.



## Azeótropos

Son aquellas disoluciones que no se pueden separar totalmente por destilación.

Presentan un punto de inflexión en el diagrama de fases.

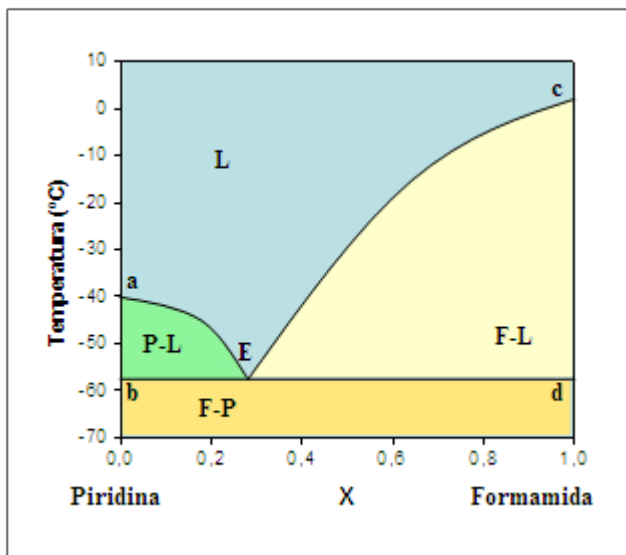


## Diagramas de punto de Congelación

Son similares, las fases características son sólido y líquido.

### Sistemas eutécticos

En estos sistemas existe una transformación de una fase líquida a una mezcla de fases sólidas.



L = Líquido

F = Formamida

P = Piridina

E = Punto eutéctico

a = Pf (Piridina)

c = Pf (Formamida)

Líneas a-E-c = Líneas líquidas

Línea b-d = Reacción Eutéctica

## Disoluciones de no electrolitos. Propiedades coligativas

Son sustancias que no se disocian en sus iones en una disolución.

Propiedades que dependen sólo del nº de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas de soluto.

### Disminución de la presión de vapor.

Si un soluto es **no volátil** (no tiene presión de vapor) la presión de vapor es siempre menor que la del disolvente puro.

**Ley de Raoult**  $P_1 = X_1 P_1^0$   $P_1 =$  presión parcial del disolvente

$X_1 =$  fracción molar del disolvente

$P_1^0 =$  presión de vapor del disolvente puro

### Elevación del punto de ebullición (Ebulloscopia)

Se define como el punto de ebullición de la disolución menos el punto de ebullición del disolvente puro.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0 \quad T_b = \text{Temperatura de ebullición del disolvente puro}$$

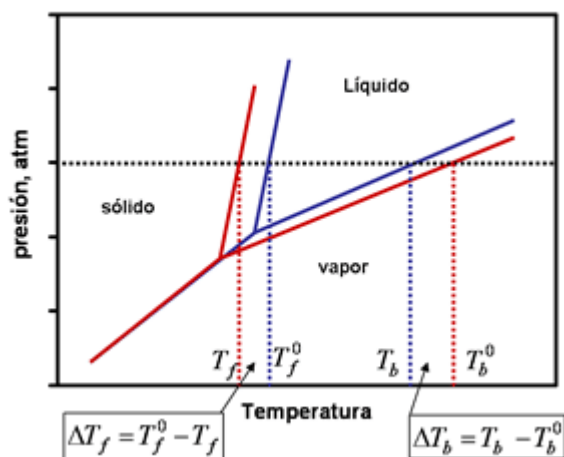
$$T_b^0 = \text{Temperatura de ebullición de la disolución}$$

$\Delta T_b$  es proporcional a la molalidad

$$\Delta T_b \propto m \quad \Delta T_b = k_b m$$

$K_b =$  cte molar de elevación del punto de ebullición

$$T_b - T_b^0 = k_b m$$



### Disminución del punto de fusión (Crioscopia)

Se define como el punto de fusión del disolvente puro menos el punto de fusión de la disolución.

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f \quad \Delta T_f \text{ es proporcional a la molalidad}$$

$$\Delta T_f \propto m \quad \Delta T_f = k_f m \quad T_f^0 - T_f = k_f m$$

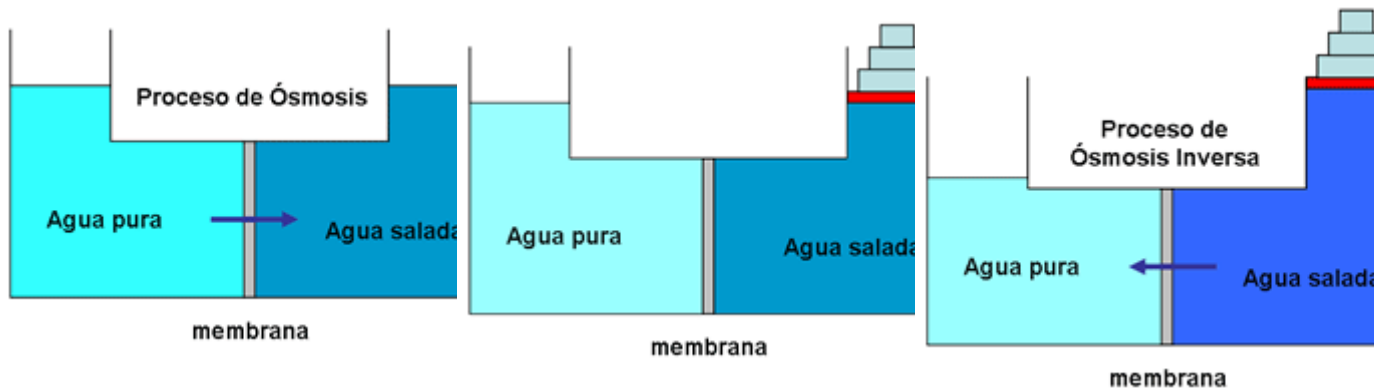
### Presión Osmótica

**Ósmosis:** Es el paso selectivo de moléculas de disolvente a través de una membrana porosa desde una disolución diluida hacia una disolución concentrada.

**Membrana semipermeable:** permite el paso de moléculas de disolvente pero no de soluto.

**Presión osmótica (pi):** Es la presión necesaria para detener la ósmosis.

$$p_i = MRT$$



### Proceso de Diálisis

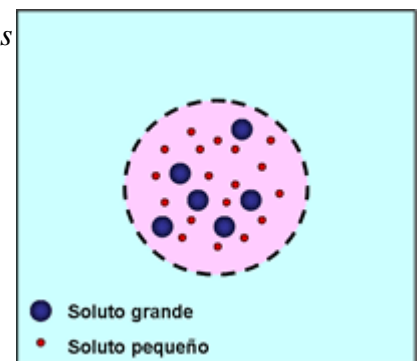
Consiste en la separación por medio de la Ósmosis de diferentes solutos

### Tipos de disoluciones según su presión Osmótica.

**Disoluciones Isotónicas:** Disoluciones con la misma presión osmótica.

**Disolución Hipertónica:** Disolución con mayor concentración.

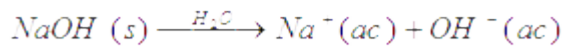
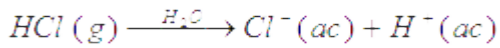
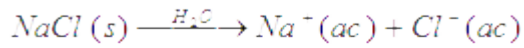
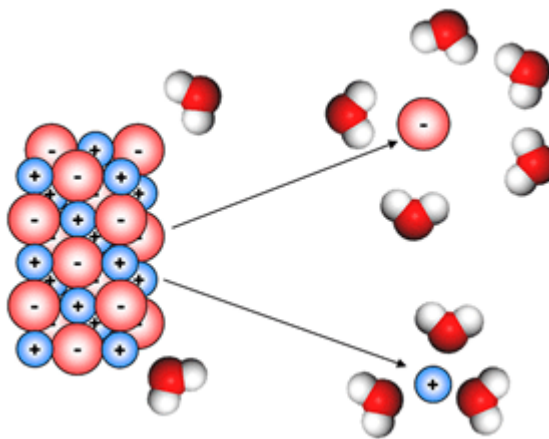
**Disolución Hipotónica:** Disolución con menor concentración



### Disoluciones de electrolitos

Son sustancias que se disocian en sus iones en una disolución.

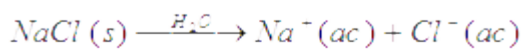
Son aquellas sustancias que, cuando se disuelven en agua, forma una disolución que conduce la electricidad.



### Factor de Van't Hoff:

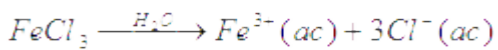
$$i = \frac{\text{número real de partículas después de la disociación}}{\text{número de unidades fórmula disueltas inicialmente en la disolución}}$$

Un compuesto electrolítico se disocia en disolución en dos o más iones



$$i_{teórico} = \frac{2}{1} = 2$$

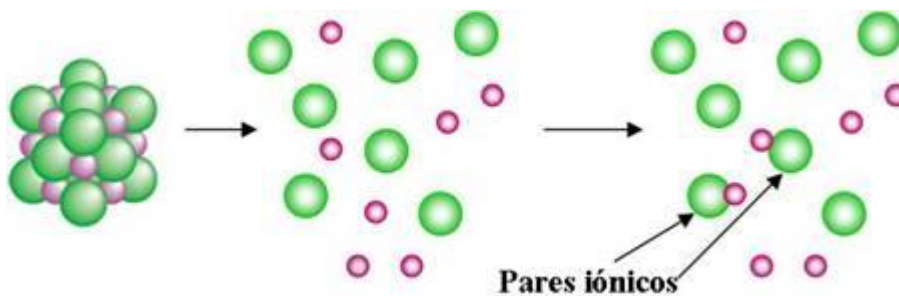
Se producen dos iones por lo que las propiedades coligativas deberán ser el doble que si no fuera un electrolito.



$$i_{teórico} = \frac{4}{1} = 4$$

Se producen cuatro iones por lo que las propiedades coligativas deberán ser el cuádruple que si no fuera un electrolito.

### Formación de pares iónicos



El número real de partículas después de la disociación es menor del teórico debido a estos pares iónicos

$$i_{real} < i_{teórica}$$

Factor de Van't Hoff de disoluciones 0.05 M a 25 °C

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

### Propiedades coligativas

**Ebulloscopía**  $\Delta T_f = i k_b m$

**Crioscopía**  $\Delta T_f = i k_f m$

**Presión osmótica**  $\pi = iMRT$

### Coloides

Es una dispersión de partículas de una sustancia (la fase dispersa) entre un medio dispersor, formado por otra sustancia, con un tamaño entre 1 nanometro y 1 micrometro

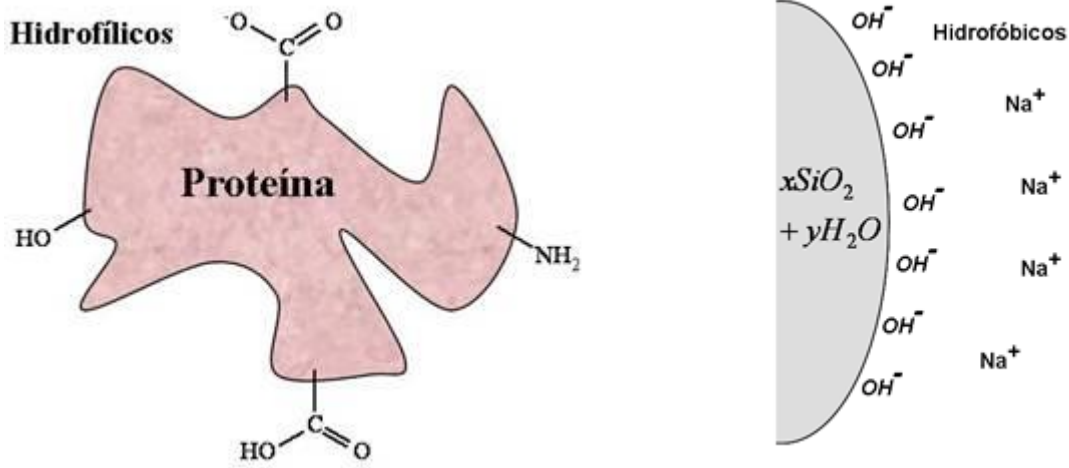
#### Tipos de coloides

Fase dispersa	Medio dispersor	Nombre	Ejemplo
Líquido	Gas	Aerosol	Niebla
Sólido	Gas	Aerosol	Humo
Gas	Líquido	Espuma	Crema batida
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Sólido	Líquido	Sol	Leche de magnesia
Gas	Sólido	Aerosol	Espumas plásticas
Líquido	Sólido	Gel	Gelatina
Sólido	Sólido	Sol sólido	Aleaciones

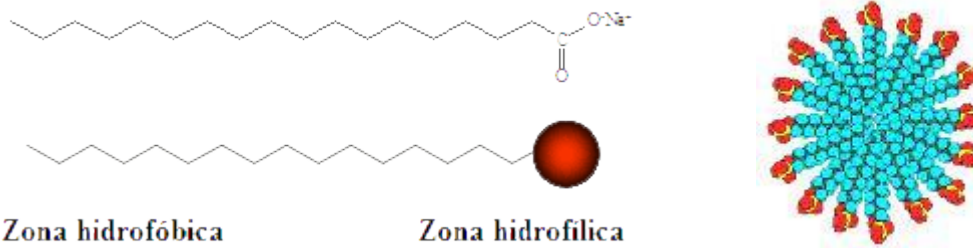
**Coloides hidrofílicos y coloides hidrofóbicos**

**Hidrofílicos:** en su exterior tienen grupos hidrofílicos (*sienten atracción por el agua*)

**Hidrofóbicos:** en su exterior tienen grupos hidrofóbicos (*sienten repulsión por el agua*)



**Micelas** Están formadas por tensioactivos (zona hidrofóbica y zona hidrofílica).



**Detergentes** Se usan tensioactivos para dispersar grasa en agua

La parte hidrofóbica del tensioactivo se disuelve en la grasa, esto hace que en el exterior se quede la parte hidrofílica y por tanto se disperse.

