

Soluciones



Cap. 12 Raymond Chang

Solución: Mezcla homogénea de dos o mas sustancias, donde la que está en menor proporción es el soluto y la otra el solvente.

Solución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un solvente particular y a una temperatura específica.

Solución no saturada contiene menos cantidad de soluto que la que puede disolver el solvente.

Solución sobresaturada contiene más soluto que el que puede haber en una solución saturada. Son inestables y el exceso de soluto precipita ante un cambio en el sistema.

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES POR SU ESTADO DE AGREGACIÓN

	Soluto	Solvente	Ejemplos
Sólidas	Sólido	Sólido	Sólido en sólido: aleaciones como zinc en estaño (latón)
	Gaseoso	Sólido	Gas en sólido: hidrógeno en paladio;
	Líquido	Sólido	Líquido en Sólido: Mercurio en plata (amalgama)
Líquidas	Líquido	Líquido	Líquido en líquido: alcohol en agua
	Sólido	Líquido	Sólido en líquido: sal en agua (salmuera);
	Gaseoso	Líquido	Gas en líquido : oxígeno en agua
Gaseosas	Gaseoso	Gaseoso	Gas en gas: oxígeno en nitrógeno (Aire)

- Disoluciones sólidas: son las aleaciones de los metales

Ejemplos:

Bronce (Cu-Sn)



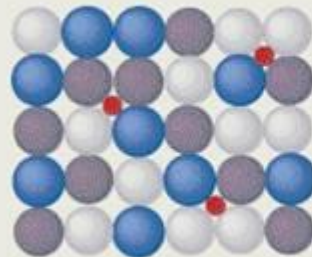
Acero (Fe-Cu)



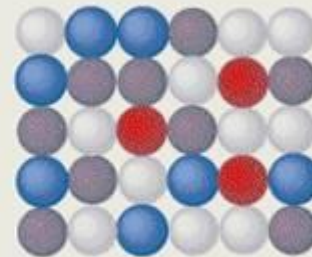
Latón (Cu-Zn)



Amalgama (Hg - METAL)



Intersticial



De sustitución

PROCESO DE DISOLUCIÓN

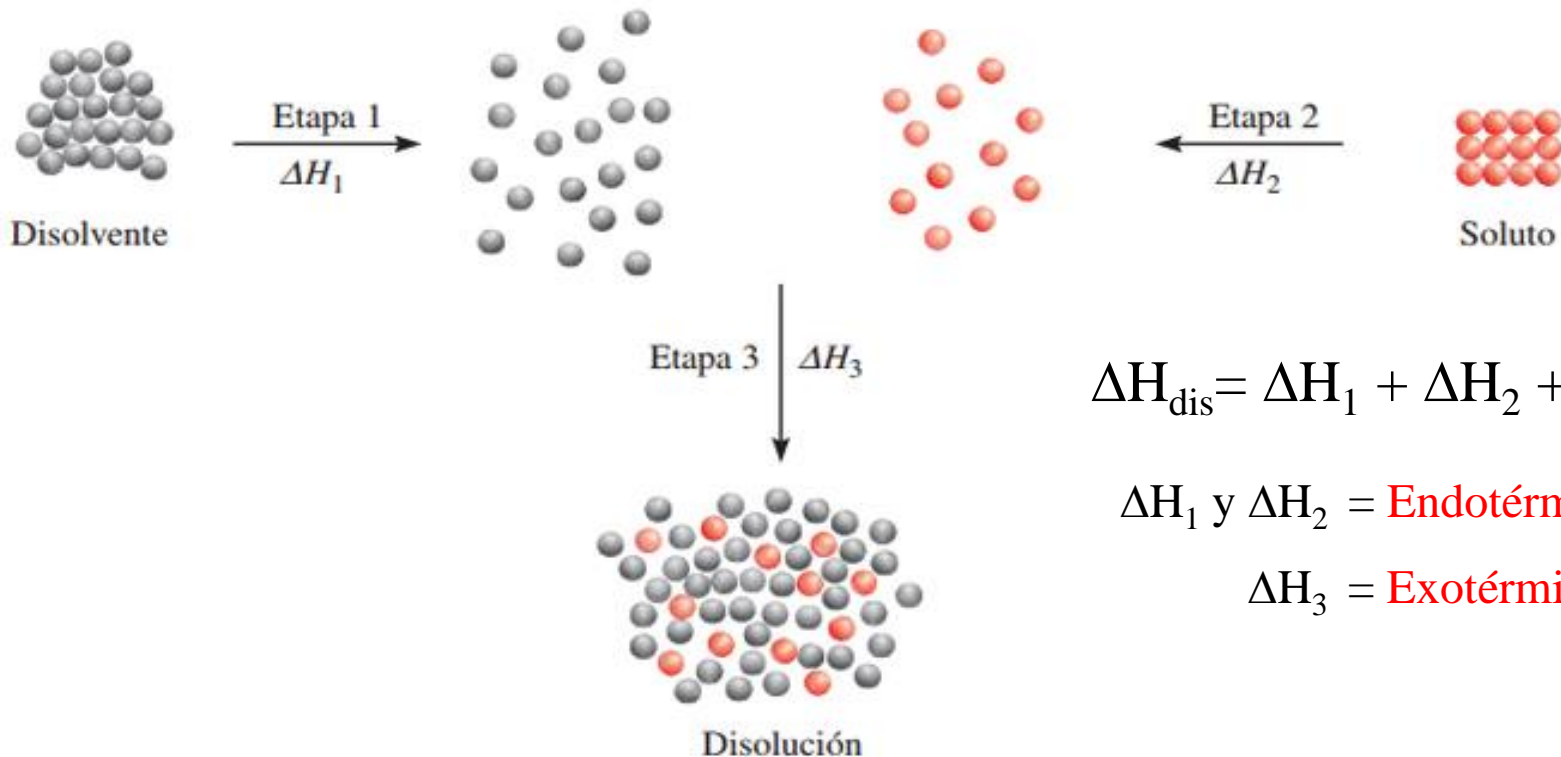
Una solución es un sistema homogéneo constituido por más de un componente. El componente que se encuentra en mayor proporción se denomina **disolvente** y los que están en menor proporción se llaman **solutos**.

La facilidad con la que una partícula de **soluto** sustituye a una molécula de **disolvente** depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

 **Interacción disolvente - disolvente**

 **Interacción soluto - soluto**

 **Interacción disolvente - soluto**

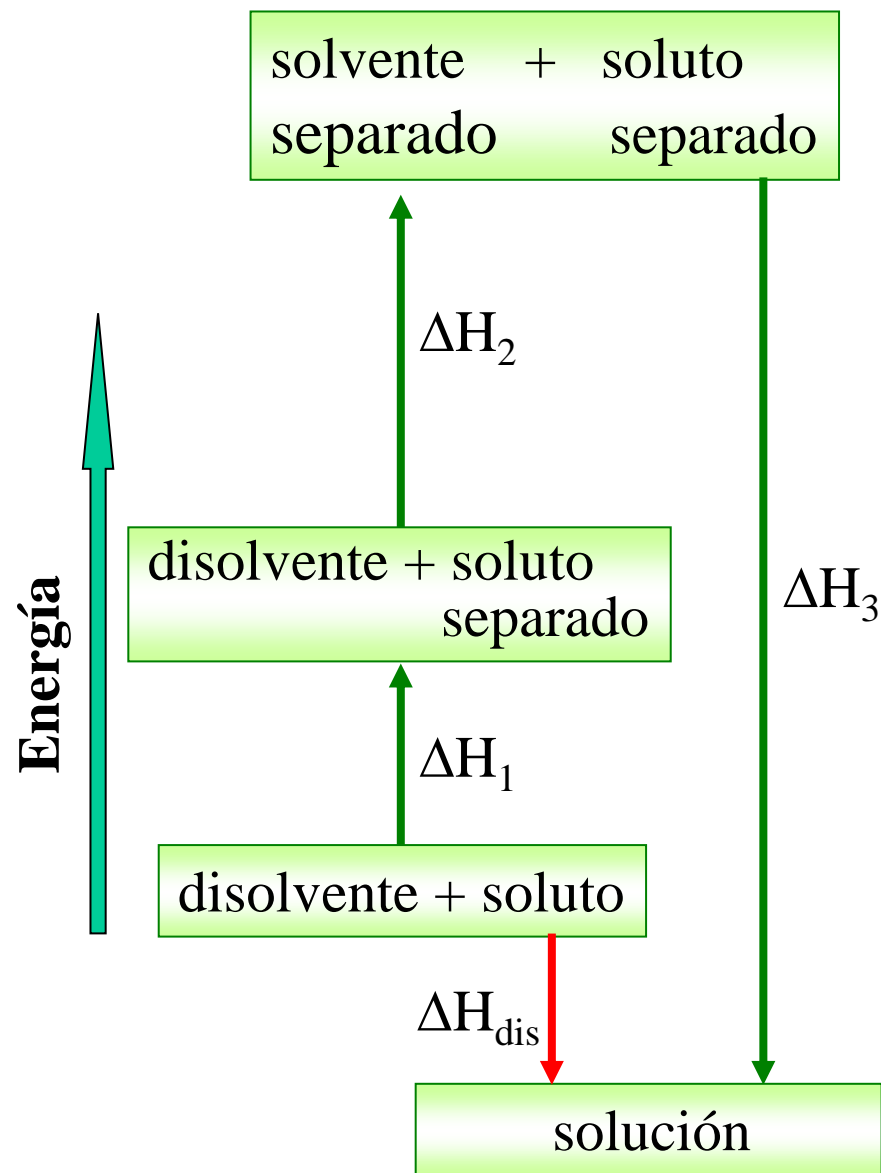


$$\Delta H_{\text{dis}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

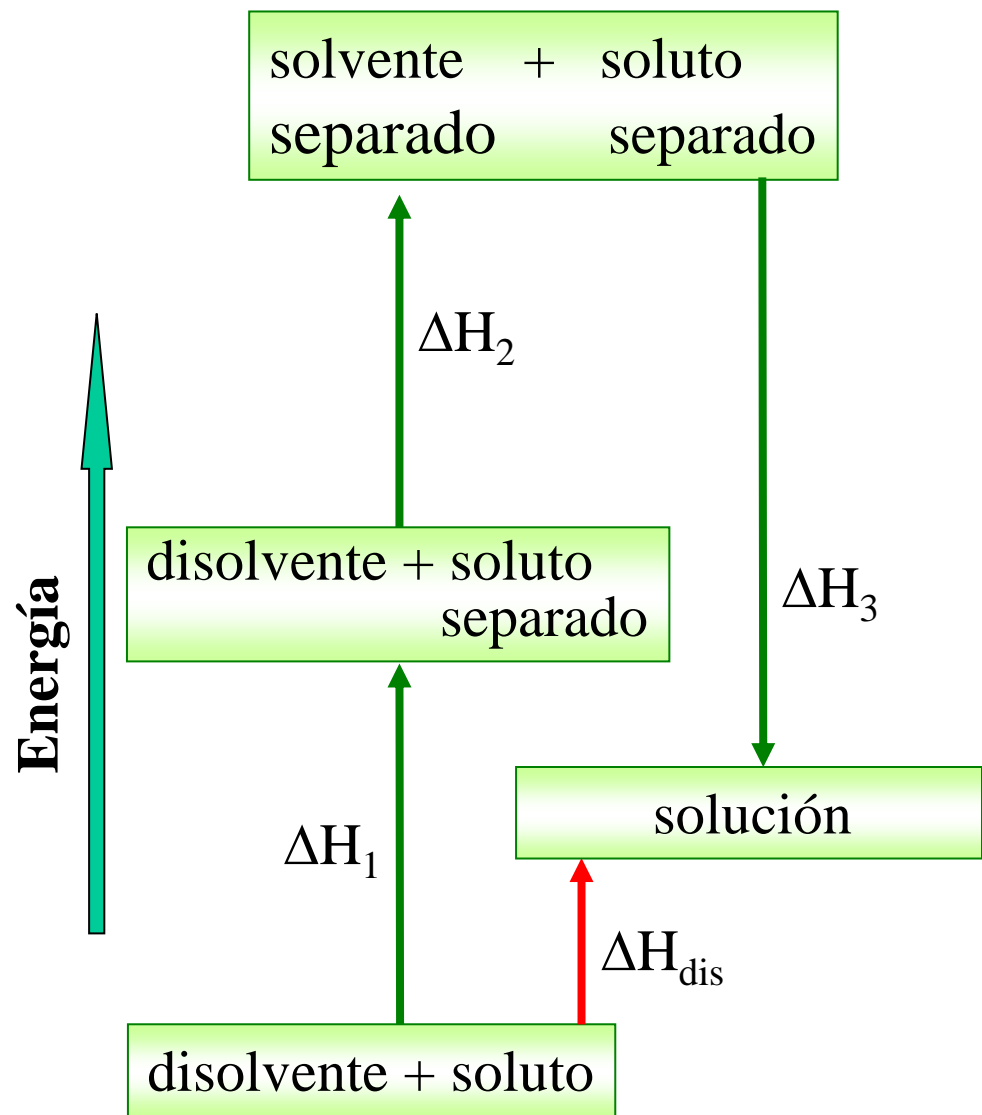
$$\Delta H_1 \text{ y } \Delta H_2 = \text{Endotérmico (+)}$$

$$\Delta H_3 = \text{Exotérmico (-)}$$

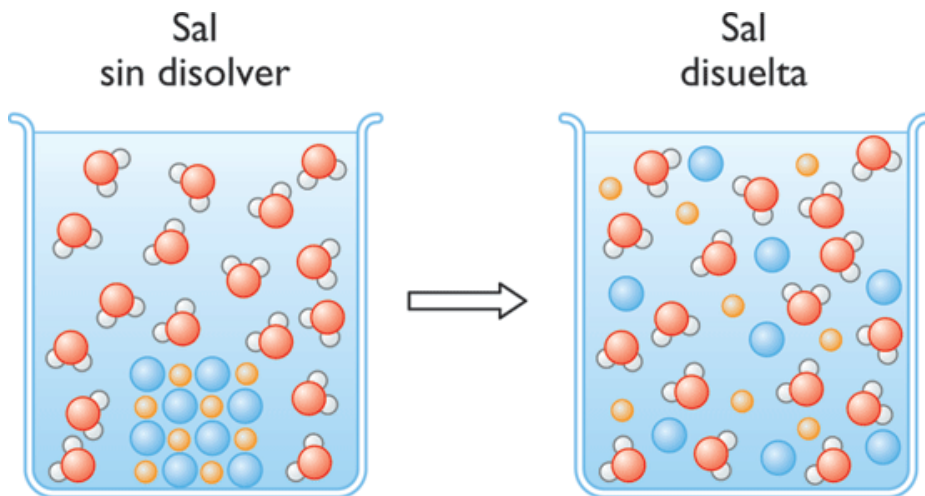
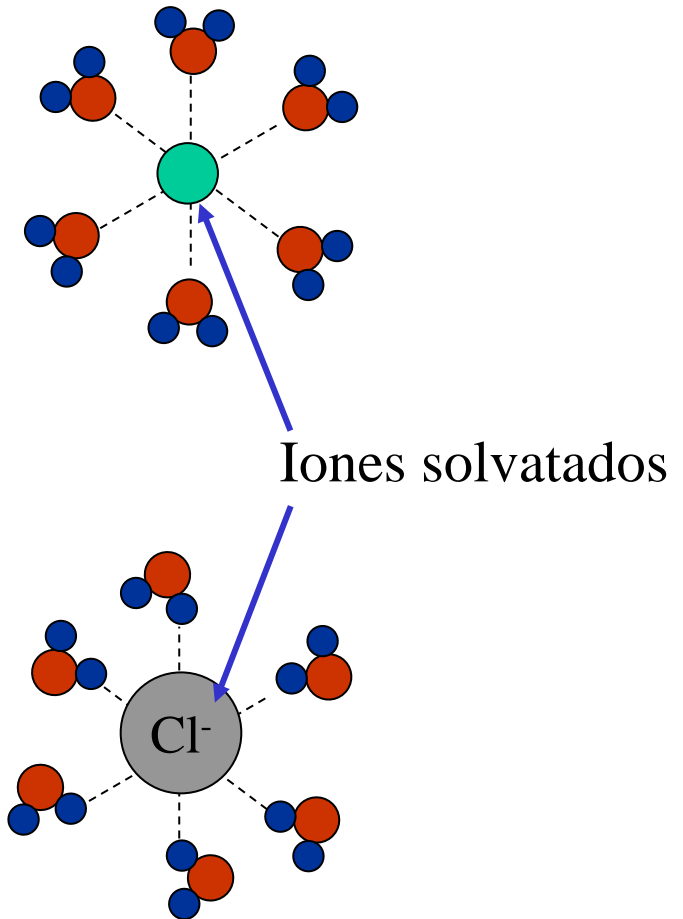
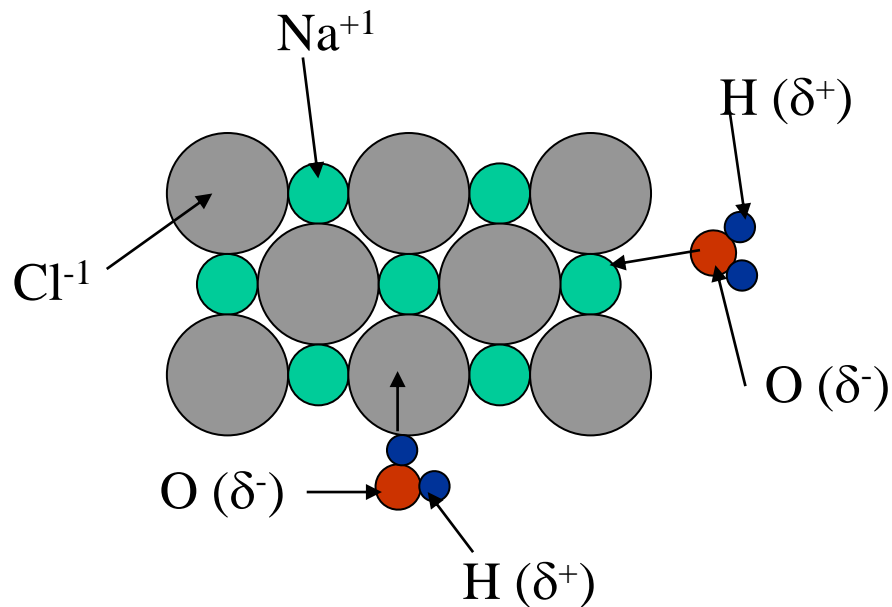
Proceso exotérmico $\Delta H < 0$



Proceso endotérmico $\Delta H > 0$



PROCESO DE DISOLUCIÓN EN SÓLIDOS



$$\Delta H_{\text{dis}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

El término **hidratados** se usa generalmente en iones o moléculas que se encuentran **solvatados** por agua.

Regla de los semejantes “Lo similar disuelve a lo similar”

Dos sustancias con ***fuerzas intermoleculares similares*** generalmente se disuelven una con la otra.

- Moléculas **no polares** son solubles en solventes **no polares**
 CCl_4 en C_6H_6
- Moléculas **polares** son solubles en solventes **polares**
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en H_2O
- Compuestos **iónicos** son más solubles en solventes **polares**
 NaCl en H_2O o NH_3 (l)

SOLUCIÓN SATURADA Y SOLUBILIDAD

Solubilidad: cantidad de soluto necesaria para formar una solución saturada en una dada cantidad de disolvente a una temperatura específica.

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Interacción soluto-disolvente

Gases (como solutos): si no reaccionan con el disolvente la solubilidad aumenta al incrementar la masa molecular. Si ocurre reacción química entre el gas y el disolvente, la solubilidad aumenta

Líquidos: los líquidos polares se disuelven fácilmente en disolventes polares. En los alcoholes al aumentar la longitud de la cadena la solubilidad disminuye; pero si aumenta el número de OH la solubilidad aumenta.

Las sustancias no polares son solubles en disolventes no polares.

Sólidos: los sólidos iónicos y polares son solubles en disolventes polares

Efecto de la presión

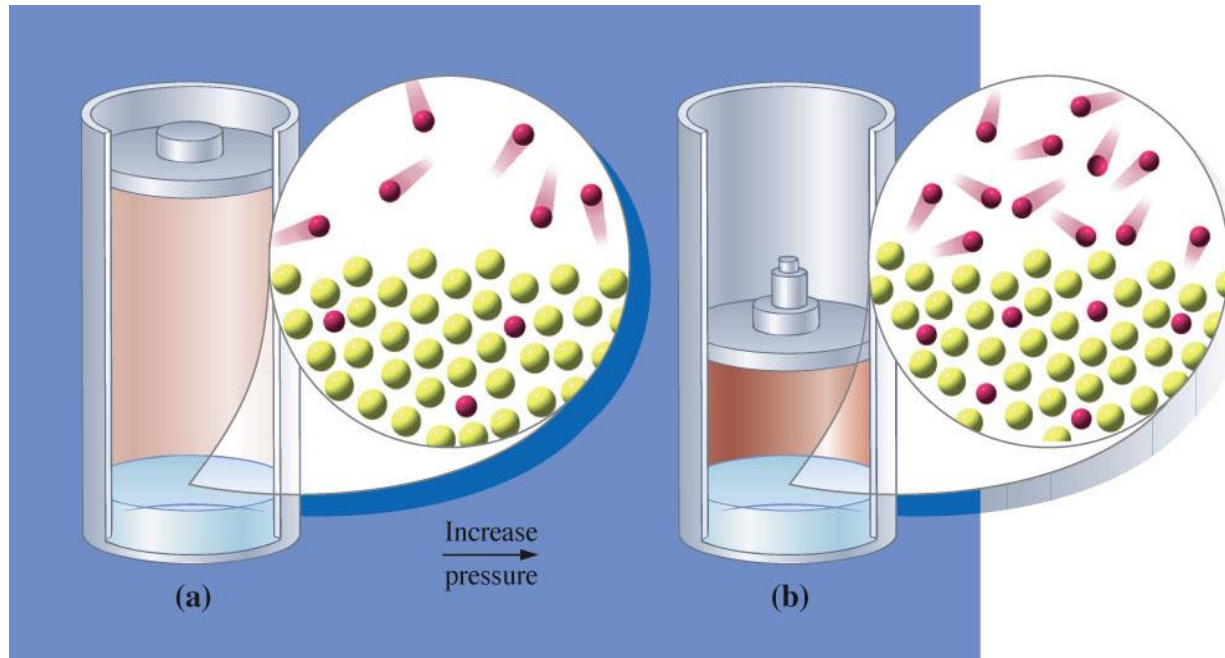
La solubilidad de un **gas** en cualquier disolvente aumenta al incrementarse la presión del gas sobre el disolvente.

$$C_g = k P_g$$

Concentración del gas Mol/L → C_g ← k ← Constante de proporcionalidad – constante de Henry

P_g ← presión parcial del gas atm

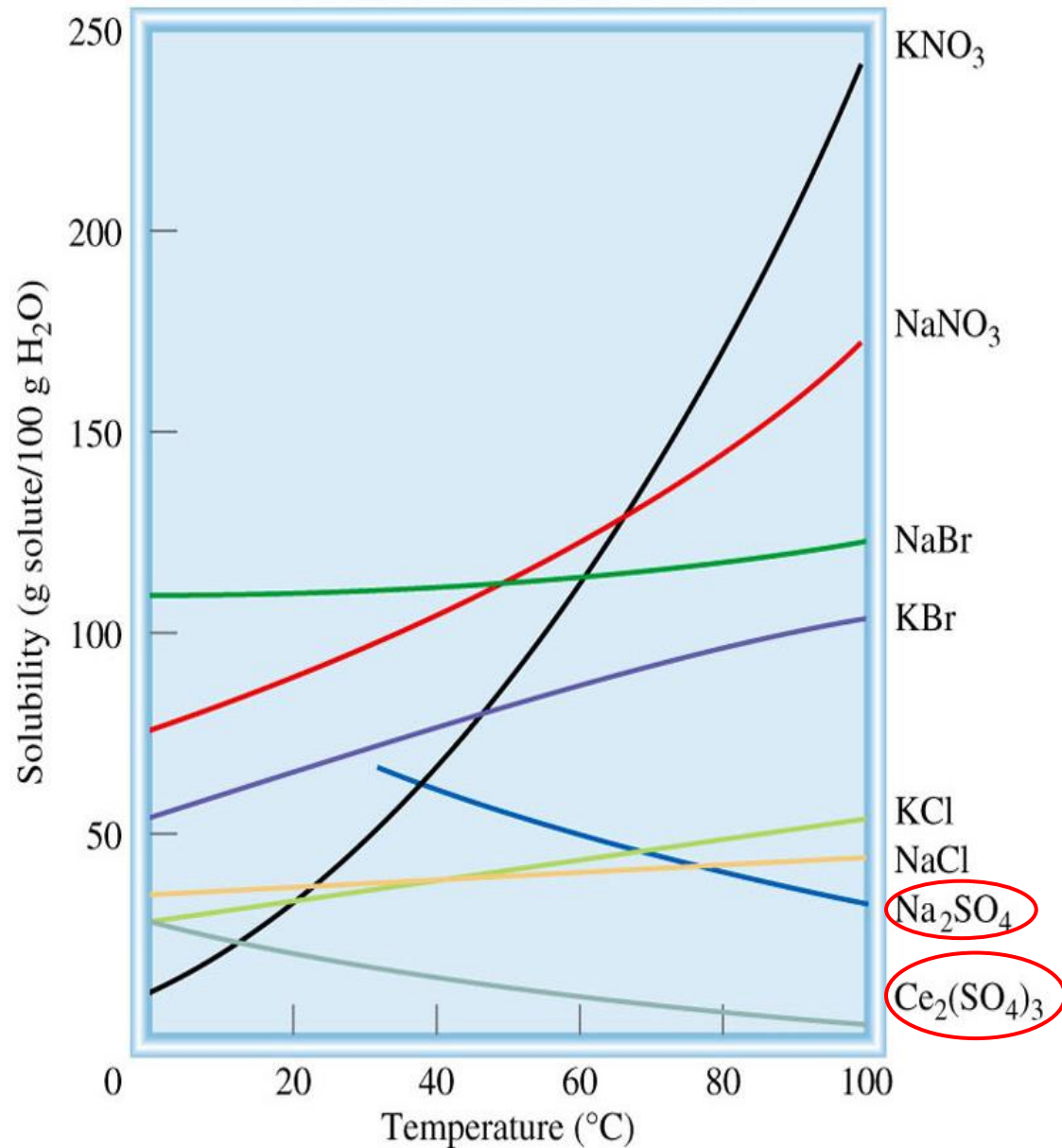
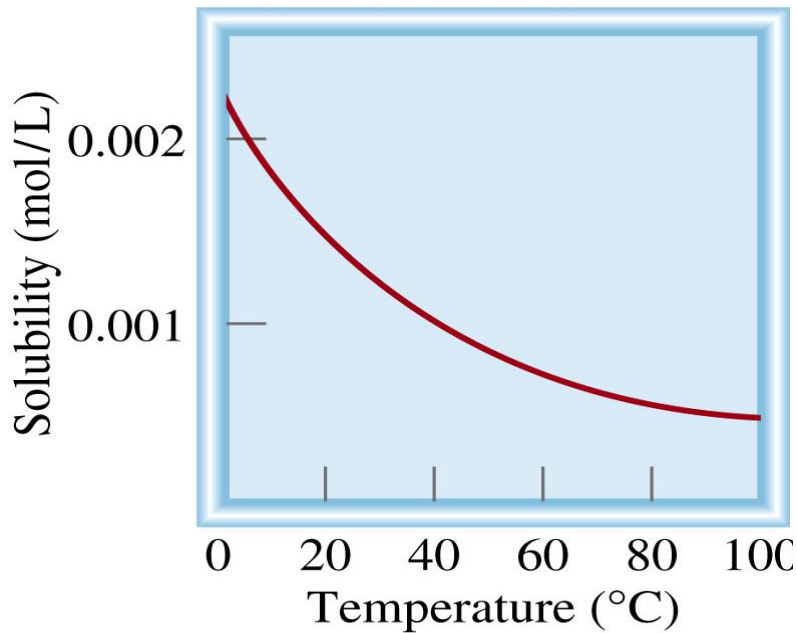
La presión no tiene mucho efecto sobre la solubilidades de **sólidos y líquidos**



Efecto de la temperatura

La solubilidad de la mayoría de los solutos **sólidos** incrementa al aumentar la temperatura.

solubilidad del O₂ Vs temperatura



La solubilidad de los **gases** en líquidos disminuye con la temperatura :

CONTAMINACIÓN TÉRMICA

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Molaridad (M) = Moles de Solute en 1000 mL (1L) de solución.

Solución de H_2SO_4 concentración 0,8 M: Indica que hay 0,8 Moles de H_2SO_4 en 1000 mL de solución.

Molalidad (m) = Moles de Solute en 1000 g (1Kg) de solvente.

Solución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ concentración 1,5 m: Indica que hay 1,5 Moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en 1000 g de solvente (Agua)

Facción molar de A $= x_A = \frac{n_A}{n_T}$

Porcentaje Peso en Peso % P/P = Gramos de soluto en 100 g de solución.

Solución de HNO_3 concentración 3,4 % P/P: Indica que hay 3,4 g de HNO_3 en 100 g de solución

Porcentaje Peso en Volumen % P/V = Gramos de soluto en 100 mL de solución.

Solución de Na_2CO_3 concentración 2 % P/V: Indica que hay 2 g de Na_2CO_3 en 100 mL de solución

Porcentaje Volumen en Volumen % V/V = mL de soluto en 100 mL de solución.

Solución de ClH concentración 5 % V/V: Indica que hay 5 mL de ClH en 100 mL de solución

Ejercicios:

1) Calcule la Molaridad y molalidad de una solución acuosa del **10 %P/P** de glucosa, $C_6H_{12}O_6$. La densidad de la solución es **1.04 g/mL**. Peso molar de $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g}$

$$10 \text{ g glucosa} \text{ ----- } \frac{100 \text{ g Solución}}{1.04 \text{ g/mL}} \text{ ----- } 95,15 \text{ mL Solución}$$

0,58 Mol

$\xleftarrow{\div 180 \text{ g/mol}}$

$104 \text{ g glucosa} = X$

1000 mL Solución

0,58 M

$$10 \text{ g glucosa} \text{ ----- } 100 \text{ g Solución} - 10 \text{ g glucosa} \text{ ----- } 90 \text{ g Solvente (Agua)}$$

0,62 Mol

$\xleftarrow{\div 180 \text{ g/mol}}$

$111,1 \text{ g glucosa} = X$

1000 g Solvente (Agua)

0,62 m

2) Calcule la concentración %P/P de una solución acuosa de ácido sulfúrico **2,5 M**. La densidad de la solución es **1.2 g/mL**.

2,5 Moles de H_2SO_4 ----- 1000 mL Solución x 1.2 g/mL ----- 1200 g Solución

20,4 g ácido $\xleftarrow{\text{x } 98 \text{ g/mol}}$ 0,2 Moles de ácido = X ----- 100 g Solución

20,4 %P/P

Se ha preparado una disolución de etanol en agua disolviendo 10 mL de etanol ($d=0,789$ g/mL) en un volumen suficiente de agua para obtener 100 mL de una disolución con una densidad de 0,982 g/mL. Cual es la concentración de etanol en esta disolución expresada como (a) porcentaje en peso, (b) fracción molar (c) molaridad (d) molalidad.

$$10 \text{ mL} \times 0,789 \text{ g/mL} = 7,89 \text{ g etanol}$$

(c)

$$\begin{array}{lcl} 0,17 \text{ Mol Etanol} & \xleftarrow{/ 46 \text{ g/mol}} & 7,89 \text{ g etanol} \quad \text{-----} \quad 100 \text{ mL Solución} \\ 1,7 \text{ Mol Etanol} = X & \text{-----} & 1000 \text{ mL Solución} \end{array} \quad \boxed{1,7 \text{ M}}$$

(a)

$$\begin{array}{lcl} 7,89 \text{ g etanol} & \text{-----} & 100 \text{ mL Solución} \times 0,982 \text{ g/mL} \quad \text{-----} \quad 98,2 \text{ g Solución} \\ \boxed{87,6 \% \text{ P/P}} & 87,6 \text{ g Etanol} = X & \text{-----} \quad 100 \text{ g Solución} \end{array}$$

(d)

$$\begin{array}{lcl} 0,17 \text{ Mol Etanol} & \text{-----} & 98,2 \text{ g Solución} - 7,89 \text{ g Etanol} \quad \text{-----} \quad 90,3 \text{ g Solvente (Agua)} \\ \boxed{1,88 \text{ m}} & 1,88 \text{ Mol Etanol} = X & \text{-----} \quad 1000 \text{ g Solvente (Agua)} \end{array}$$

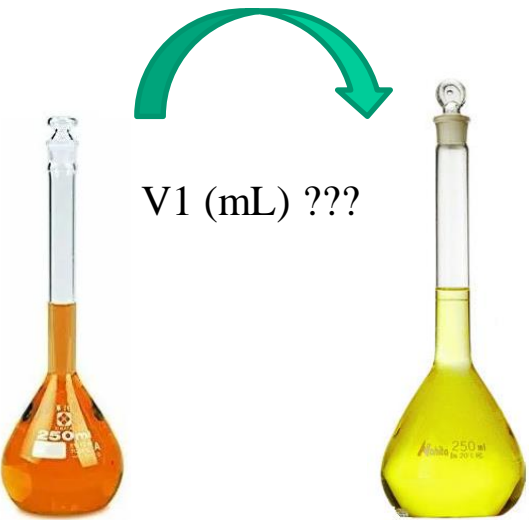
$$n_{\text{agua}} = \frac{90,3 \text{ g}}{18 \text{ (g/mol)}} = 5 \text{ mol}$$

$$X_E = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,17 \text{ mol} + 5 \text{ mol}} \quad \boxed{= 0,03}$$

(b)

$$X_E + X_A = 1 \quad \boxed{X_A = 0,97}$$

Dilución: pasar de una solución concentrada a una diluida



V_1 (mL) ???

$K_2Cr_2O_7$
 $C_1: 1,3 \text{ M}$

$V_2 = 250 \text{ mL}$
 $K_2Cr_2O_7$
 $C_2: 0,2 \text{ M}$

$C_2: 0,2 \text{ Mol}$ ----- 1000 mL solución

$0,05 \text{ Mol} = X$ ----- $V_2 = 250 \text{ mL solución}$

$$X = \frac{V_2 \times C_2}{1000}$$

$C_1: 1,3 \text{ Mol}$ ----- 1000 mL solución

$0,05 \text{ Mol}$ ----- $V_1 = 38,46 \text{ mL solución}$

$$0,05 \text{ Mol} = X = \frac{V_1 \times C_1}{1000}$$
$$\frac{V_1 \times C_1}{1000} = \frac{V_2 \times C_2}{1000}$$
$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

A partir de una solución de etanol 96 % v/v prepare 500 mL de una solución de etanol 70 % v/v.

a) ¿Que volumen necesita de la primera solución?, b)¿Cuál es % p/v y c) Molaridad de la solución diluida?



a)

$$V1 \times C1 = V2 \times C2$$

$$V1 \times 96\% v/v = 500\text{mL} \times 70\% v/v$$

$$V1 = \frac{500\text{mL} \times 70\% v/v}{96\% v/v}$$

$$V1 = 364,58 \text{ mL solución}$$

b)

$$\cancel{70 \text{ mL etanol}} \times 0,794 \frac{\text{g etanol}}{\cancel{\text{mL etanol}}} = 55,58 \text{ g etanol} \text{ ----- } 100 \text{ mL solución}$$

$$55,58\% \text{ p/v}$$

c)

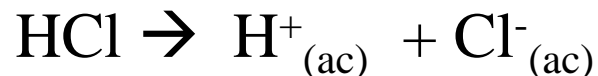
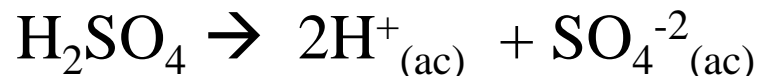
$$\rho_{\text{Etanol}} = 0,794 \text{ g/mL}$$

$$\frac{\cancel{55,58 \text{ g etanol}}}{\cancel{46,1 \text{ g etanol}} \text{ mol}} = 1,2 \text{ mol} \text{ ----- } 100 \text{ mL solución}$$

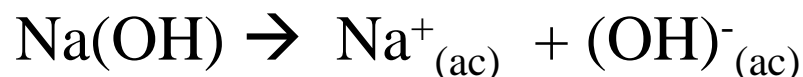
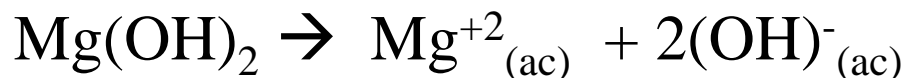
$$12 \text{ mol} = x \text{ ----- } 1000 \text{ mL solución}$$

$$12 \text{ M}$$

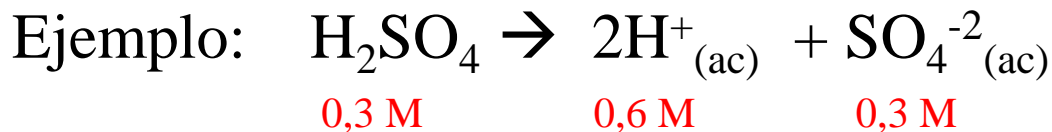
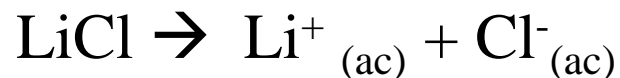
Los ácidos fuertes en solución, se ionizan liberando sus protones (H^+)



Las bases fuertes en solución, se ionizan liberando sus oxidrilos (OH^-)



Las sales en solución se disocian liberando sus iones: metálicos y el oxianión o no metal.

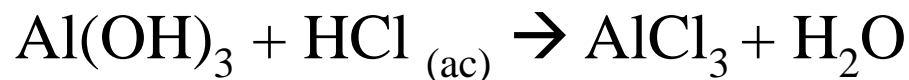


La Concentración de H^+
será el doble que la del ácido

1-¿Qué volumen de solución de H_2SO_4 concentrada (3 m, δ : 1,83 g/ml) se necesita para preparar 300 ml de solución al 5 %p/p de H_2SO_4 (δ : 1.10 g/ml)?

39.6 mL solución H_2SO_4

2- Se hacen reaccionar 120 ml de $\text{HCl}_{(\text{ac})}$ 1 M con 150 g de solución al 50% p/p de hidróxido de Aluminio. a) ¿Cuántos moles de sal se forman? b) ¿Cuántas moléculas de agua se formarán?



a) 0.04 mol de AlCl_3

b) $7,22 \times 10^{22}$ moléculas H_2O

3- Qué volumen de H_2SO_4 1,5 M se necesitan para liberar 185 L de gas H_2 en CNPT, cuando se trata con un exceso de Zn?




5.5 L solución H_2SO_4

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Propiedades físicas, las cuales son **proporcionales a la concentración (número) de partículas** (moléculas o iones) **de soluto**, e independientemente de su naturaleza

Propiedades Coligativas

(no electrolitos $\leq 0,2M$)

- 
1. Disminución de la presión de vapor
 2. Elevación del punto de ebullición
 3. Disminución del punto de congelación
 4. Presión osmótica

1 –Disminución de la presión de vapor

La presión de vapor de una solución con un **soluto no volátil (no tiene P_v que se pueda medir)**, es menor que la P_v del solvente puro.

Ley de Raoult: La presión parcial del solvente en una solución, es proporcional a su fracción molar. $P_A \propto x_A$

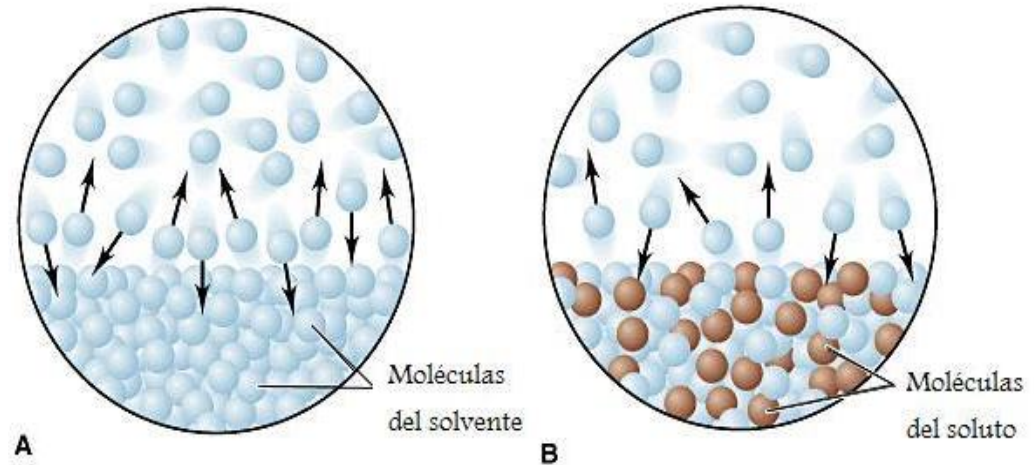
$$P_A = x_A P_A^\circ \quad x_A = (1 - x_B)$$

$$P_A = (1 - x_B) P_A^\circ$$

$$P_A = P_A^\circ - x_B P_A^\circ$$

$$P_A^\circ - P_A = x_B P_A^\circ$$

$$\Delta P_A = x_B P_A^\circ$$



La presión de vapor de un disolvente desciende cuando se le añade un soluto no volátil. Este efecto es el resultado de dos factores:

- La disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre.
- El desorden en la solución es mayor que en el solvente puro lo que disminuye el paso del solvente a la fase vapor.

2- Elevación del punto de ebullición (solute no volatil)

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

T_b^0 es el punto de ebullición del solvente puro.

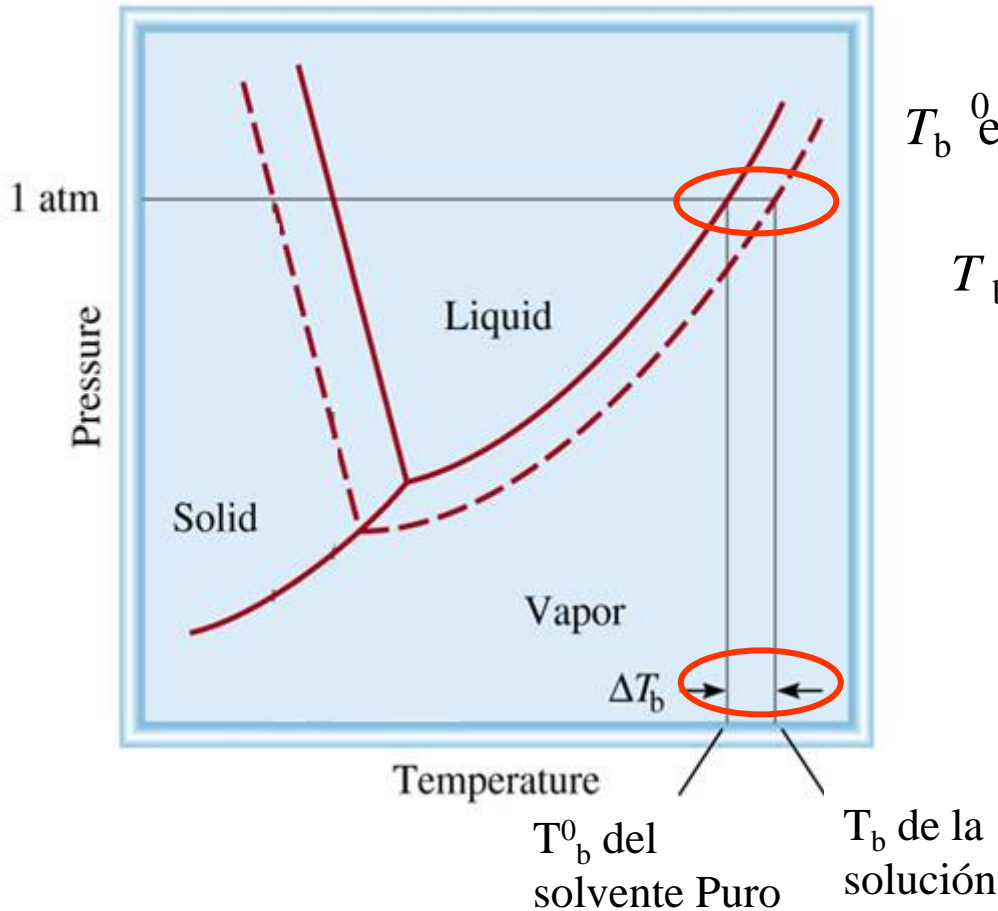
T_b es el punto de ebullición de la solución.

$$T_b > T_b^0 \quad \Delta T_b > 0$$

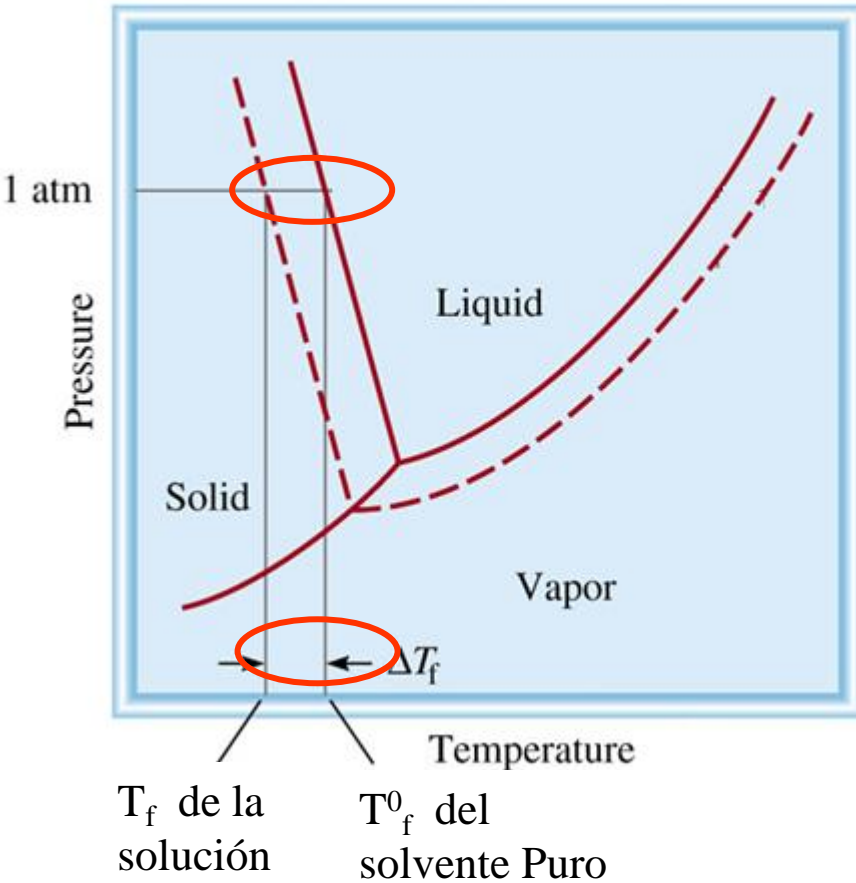
$$\Delta T_b = K_b m$$

m es la molalidad de la solución

K_b es la constante molal de elevación del punto de ebullición, para un solvente dado. ($^{\circ}\text{C}/m$)



3-Disminución del punto de congelación



$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

T_f^0 : punto de congelación del solvente Puro.

T_f : punto de congelación de la solución.

$$T_f^0 > T_f \quad \Delta T_f > 0$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

m es la molalidad de la solución

K_f es la constante molal de la disminución del punto de congelación, para un solvente dado. ($^{\circ}\text{C}/m$)

El desorden de las moléculas en la solución es mayor que en el solvente puro. La temperatura de fusión de la solución es menor, porque la cantidad de energía que libera una solución para pasar de líquido a sólido, es mucho mayor que en el solvente puro.

Algunas propiedades de disolventes comunes

Solvente	Pe (°C)	K _b (°C/m)	Pf(°C)	K _f (°C/m)
Agua	100,0	0,512	0,0	1,86
Benceno	80,1	2,53	5,48	5,12
Alcanfor	207,42	5,61	178,4	40,00
Fenol	182,0	3,56	43,0	7,40
Ac. Acético	118,1	3,07	16,6	3,90
CCl ₄	76,8	5,02	- 22,3	29,8
Etanol	78,4	1,22	- 114,6	1,99

Ejercicios:

1) La presión de vapor del benceno es de 100 mmHg a 26.1 °C. Calcule la P. de vapor de una disolución que contiene 24.6 g de alcanfor ($C_{10}H_6O$) disueltos en 98.5 g de benceno (C_6H_6).

$$24,6 \text{ g} / 142 \text{ g mol}^{-1} = 0,17 \text{ mol Alcanfor}$$

$$98,5 \text{ g} / 78 \text{ g mol}^{-1} = 1,26 \text{ mol Benceno}$$

$$X_{\text{benceno}} = \frac{1,26 \text{ mol}}{1,26 \text{ mol} + 0,17 \text{ mol}} = 0,88$$

$$P_{\text{Benc}} = x_{\text{Benc}} P^{\circ}_{\text{Benc}}$$

$$P_{\text{Benc}} = 0,88 \times 100 \text{ mmHg} = 88 \text{ mmHg}$$

2) Cual es el punto de congelación de una solución de naftaleno 2,5 m en benceno?

$$K_f \text{ Benceno} = 5,12 \text{ }^{\circ}\text{C}/m \quad T_f^0 (\text{Benceno}) = 5,48 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f = K_f m = 5,12 \text{ }^{\circ}\text{C}/m \times 2,5 m = 12,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_f^0 - T_f = 12,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = 5,48 \text{ }^{\circ}\text{C} - 12,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = -7,32 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

¿Cuál es el punto de congelación de una solución que contiene 478 g de etilenglicol (anticongelante) en 3202 g de agua? La masa molar del etilenglicol es 62.01 g.

$$\Delta T_f = K_f m \qquad K_f \text{ agua} = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C}/m$$

$$m = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}} = \frac{478 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{62.01 \text{ g}}}{3,202 \text{ kg solvente}} = 2.41 m$$

$$\Delta T_f = K_f m = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C}/m \times 2.41 m = 4.48 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

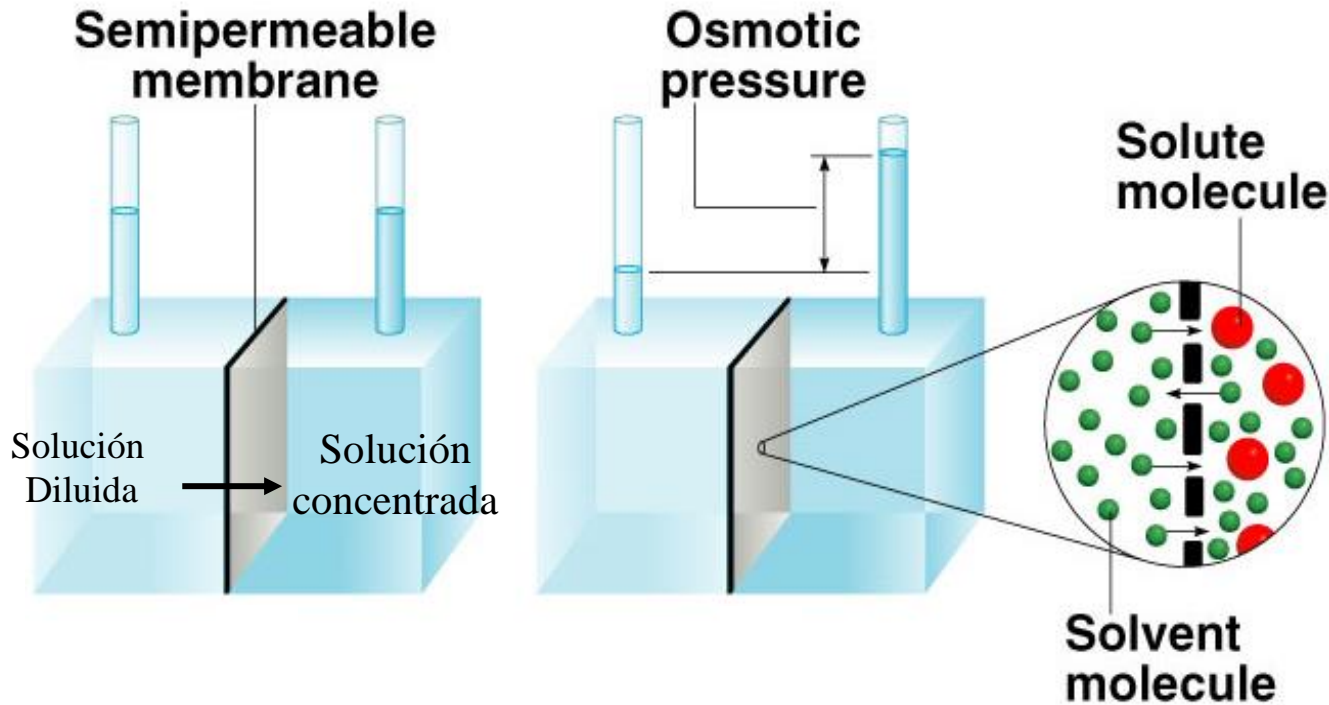
$$T_f = T_f^0 - \Delta T_f = 0.00 \text{ }^{\circ}\text{C} - 4.48 \text{ }^{\circ}\text{C} = -4.48 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Presión osmótica (π)

Ósmosis es el paso selectivo de las moléculas del solvente a través de una membrana porosa desde una solución diluida hacia una solución con mayor concentración.

Una *membrana semipermeable* permite el paso de las moléculas del solvente, pero se bloquea el paso de las moléculas del soluto.

Presión osmótica (π) es la presión requerida para detener la ósmosis (atm).

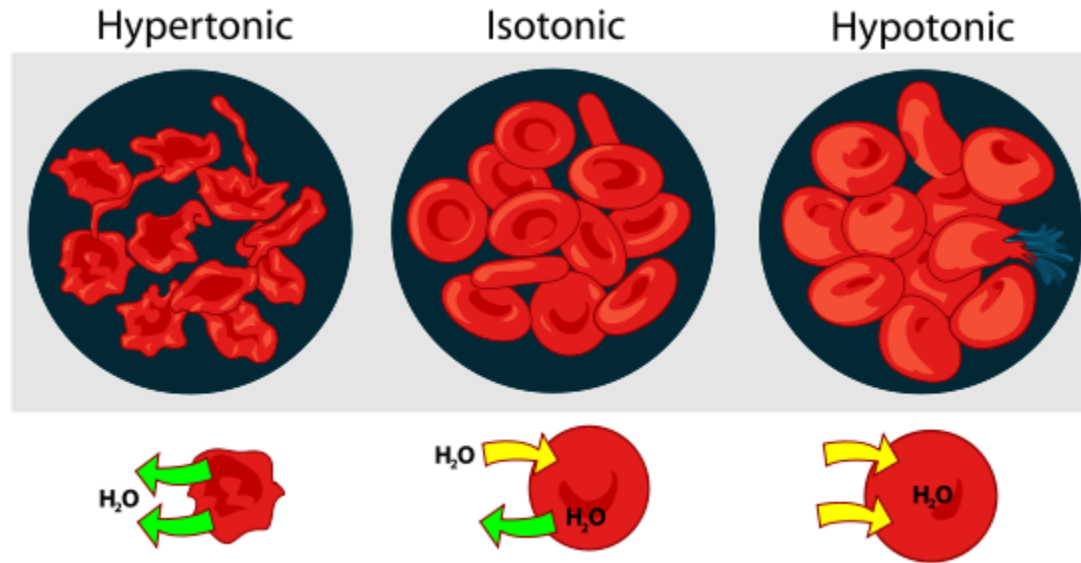


$$\pi = MRT$$

M = concentración molar

R = Cte. de los gases ideales.

GLÓBULOS ROJOS EN SANGRE



Disoluciones hipotónica (menor π): El agua entra en la célula y se produce la ruptura de las paredes (hemólisis).

Disolución hipertónica (mayor π): el agua sale de la célula hacia el medio hipertónico (crenación). La célula puede morir por deshidratación. (Ej. jaleas, compotas)

Disoluciones isotónicas (igual π): la solución tienen la misma presión osmótica que la célula.










COLOIDES

Los **coloides** es un estado intermedio entre una solución homogénea y una heterogénea. Puede permanecer en suspensión por largo tiempo estabilizado por interacciones electrostáticas. Un aumento de la concentración iónica puede conducir a la precipitación.

Un coloide es una dispersión de partículas de una sustancia (*Fase Dispersa*) entre un medio dispersor, formado por otra sustancia. La fase dispersa es demasiado pequeña para ser vista con un microscopio pero lo suficientemente grande para dispersar la luz.

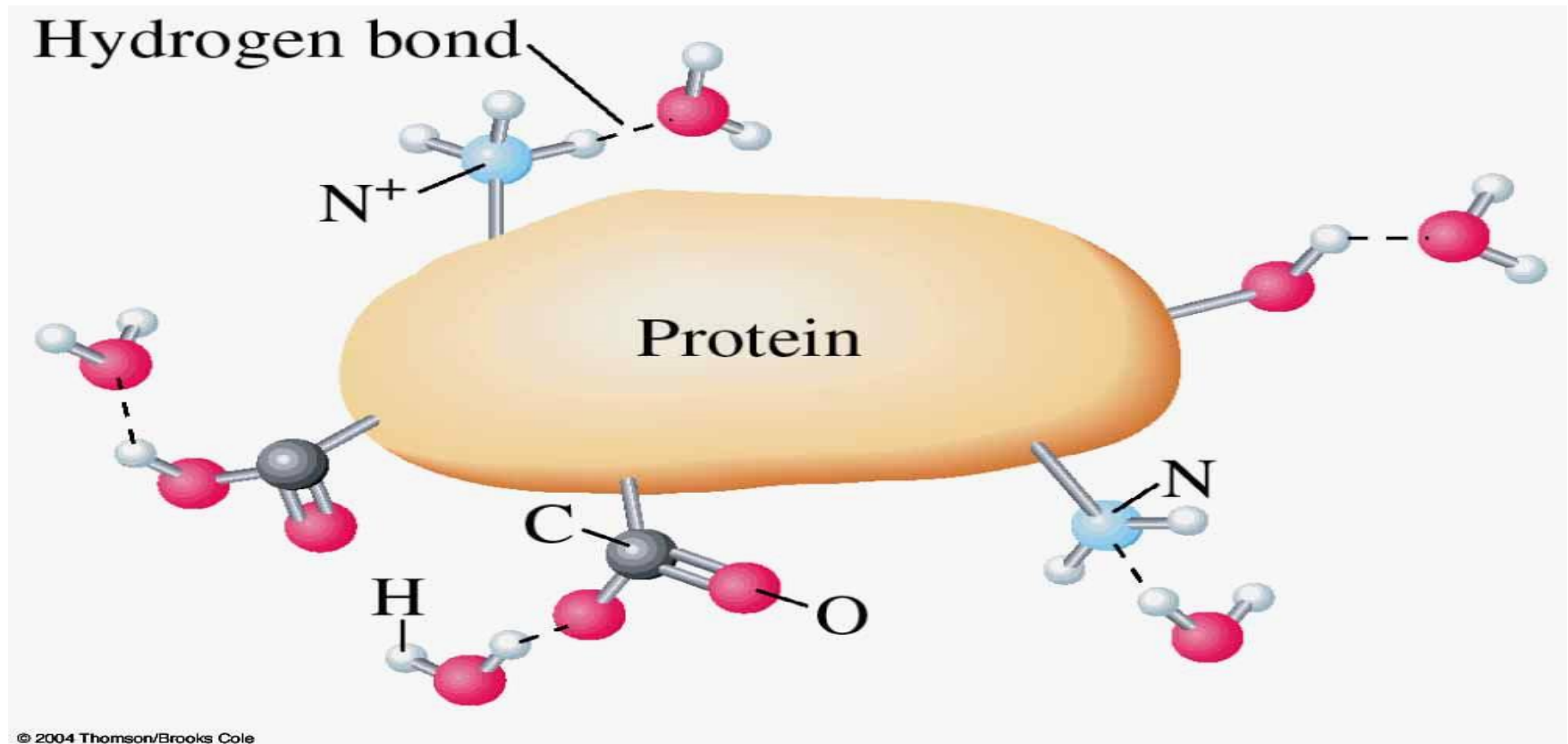
La fase dispersa y el medio dispersor pueden ser gases, líquidos, sólidos o una combinación de diferentes fases.

TIPOS DE COLOIDES

Sustancia dispersora	Sustancia dispersada	Tipo de coloide		Ejemplo
GAS	GAS		-	Ninguno (todos son soluciones)
	LÍQUIDO		Aerosoles	Niebla, bruma
	SÓLIDO		Aerosoles	Humo
LÍQUIDO	GAS		Espuma	Crema batida
	LÍQUIDO		Emulsión	Leche, mayonesa
	SÓLIDO		Sol	Pintura
SÓLIDO	GAS		Espuma	Espumas plásticas
	LÍQUIDO		Gel	Manteca
	SÓLIDO		Sol sólido	Vidrio rubí

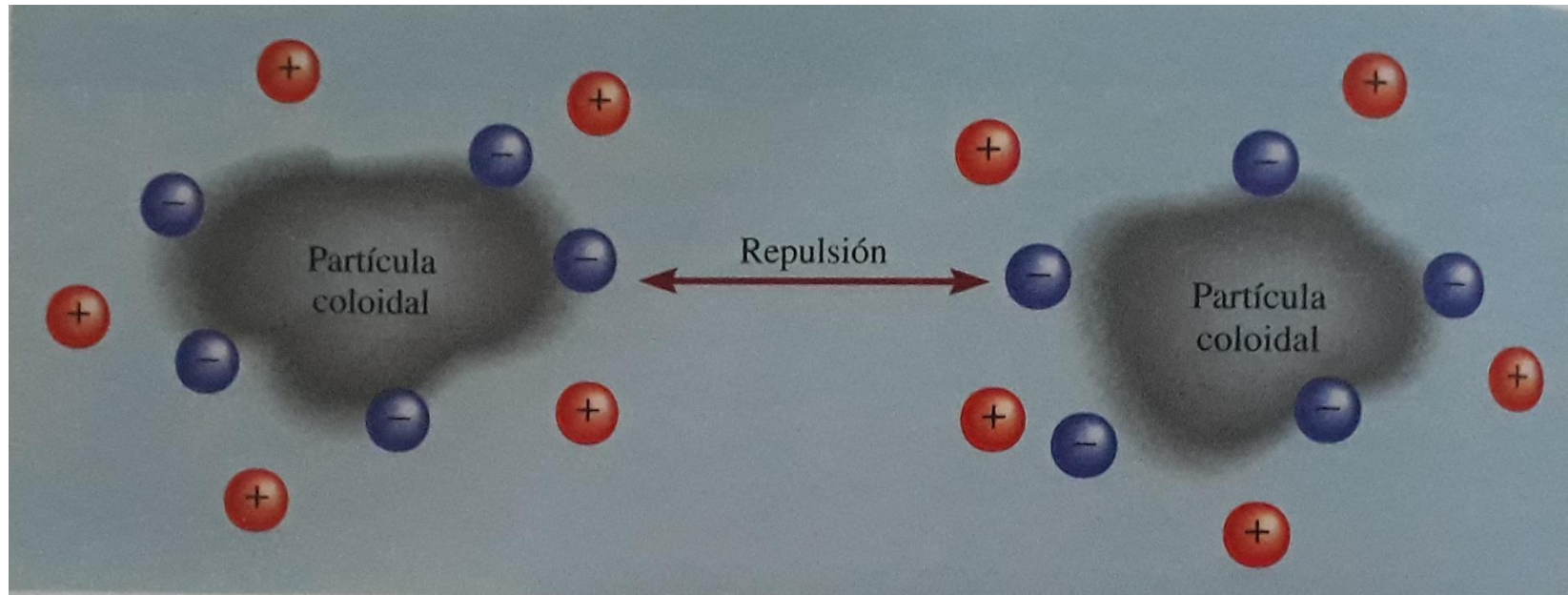
COLOIDES HIDROFÍLICOS

Los grupos hidrofílicos de la superficie de una molécula, como la proteína, estabilizan dicha molécula en agua. Estos grupos pueden formar puente hidrógeno con el agua.



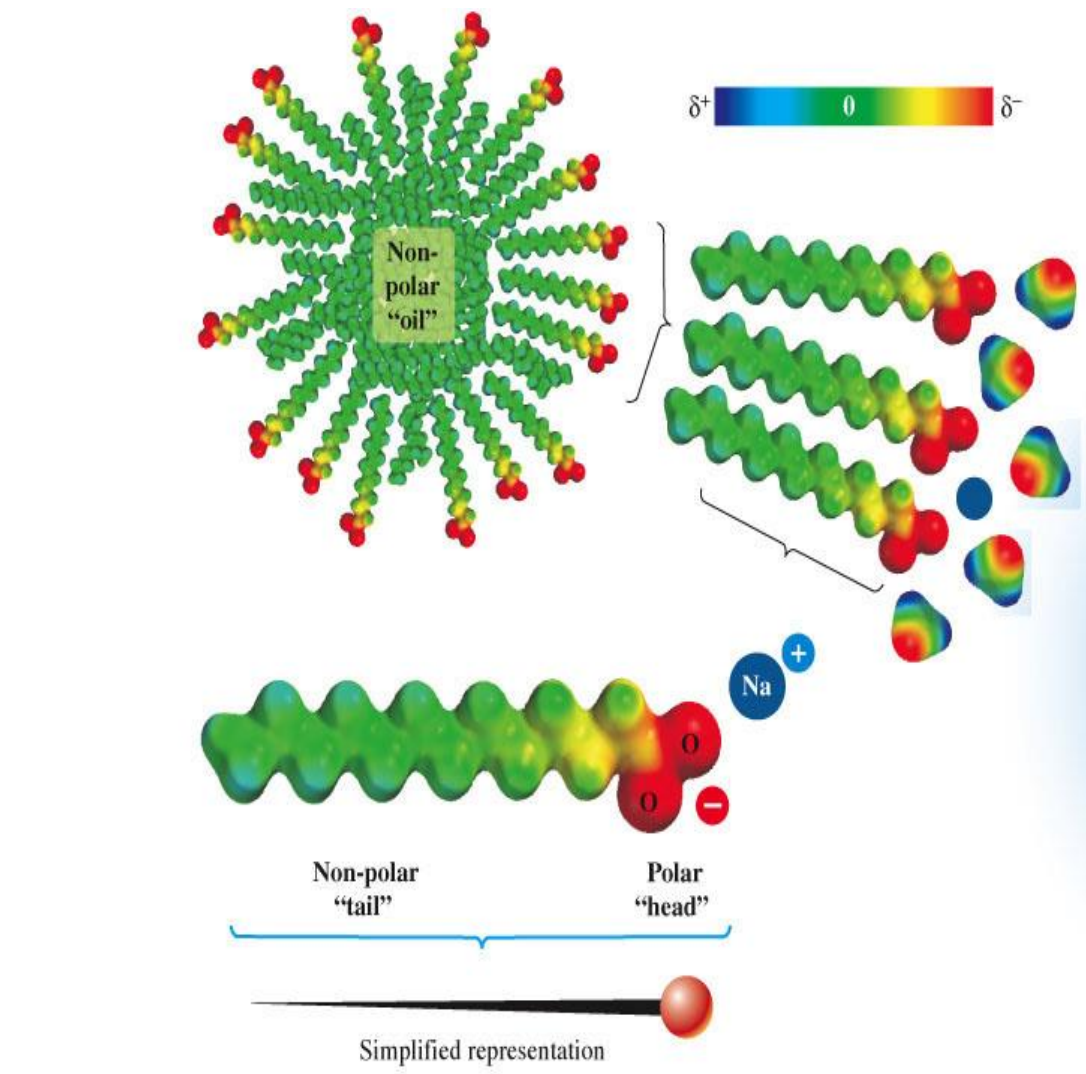
COLOIDES HIDROFÓBICOS

En general los coloides hidrofóbicos no son estables en agua y sus partículas forman conglomerados (ej. vinagreta, aceite y agua). Para estabilizarlos, se adsorben iones en la superficie que interactúan con el agua y la repulsión electrostática entre ellos impide que las partículas se junten.

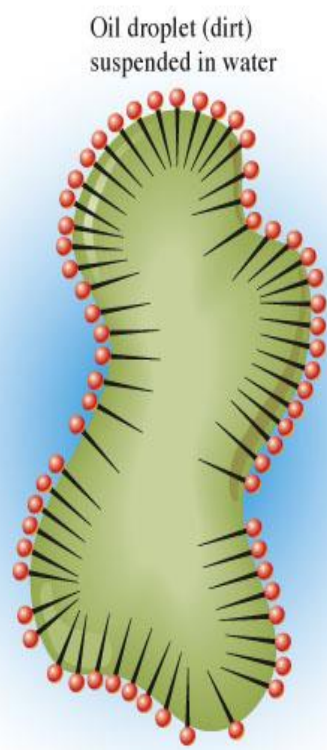


ACCIÓN DE LIMPIEZA DEL JABÓN

Los surfactantes como el jabón (estearato sódico), también estabilizan los coloides hidrofóbicos. El cuerpo hidrofóbico es altamente soluble en sustancias aceitosas, las cuales son también no polares, mientras que la cabeza polar permanece fuera de la superficie aceitosa interaccionando con el agua. La mezcla aceite-jabón se estabiliza en el agua formando micelas .



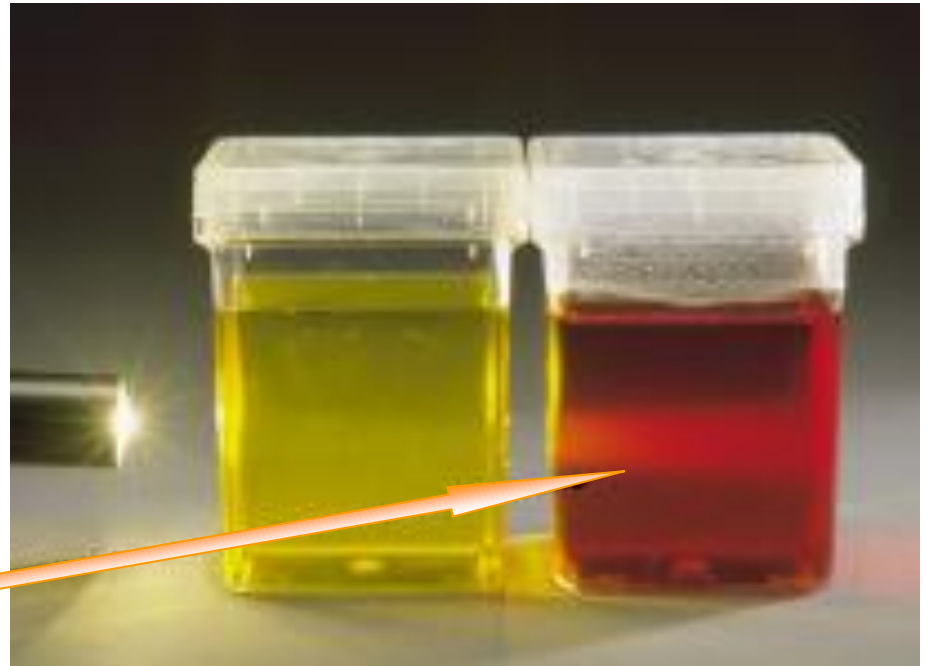
(a)



(b)

EFEECTO TYNDALL

Cuando la luz pasa a través de una disolución verdadera, no se ve dispersión de luz. En una dispersión coloidal la luz es dispersada en muchas direcciones y se observa fácilmente



Disolución

Coloide