

Tema 5

EL ESTADO LÍQUIDO





INDICE

5.1. - Fuerzas Intermoleculares.

5.2.- Características de los líquidos. Propiedades

5.2.- Cambios de estado. Diagramas de fases.

5.3.- Disoluciones. Mecanismo y clasificación. Propiedades Coligativas.

5.4.- Solubilidad de gases en líquidos. Mezclas Coloidales

5.1

Fuerzas Intermoleculares

Tipo de fuerzas moleculares

- **Fuerzas Intramoleculares:**
 - Fuerzas internas de la molécula. Une átomos dentro de la molécula
- **Fuerzas Intermoleculares:**
 - Fuerzas externas atractivas entre moléculas

Fuerzas intermoleculares

Intermolecular frente a Intramolecular

- 41 kJ para vaporizar 1 mol de agua (**intermolec.**)
- 930 kJ para romper todos los enlaces H-O en 1 mol de agua (**intra**)

“Manifestación” de las fuerzas intermoleculares

T_f = Temperatura de fusión

T_b = Temperatura de ebullición

ΔH_{vap} = Entalpía de vaporización

ΔH_{fus} = Entalpía de fusión

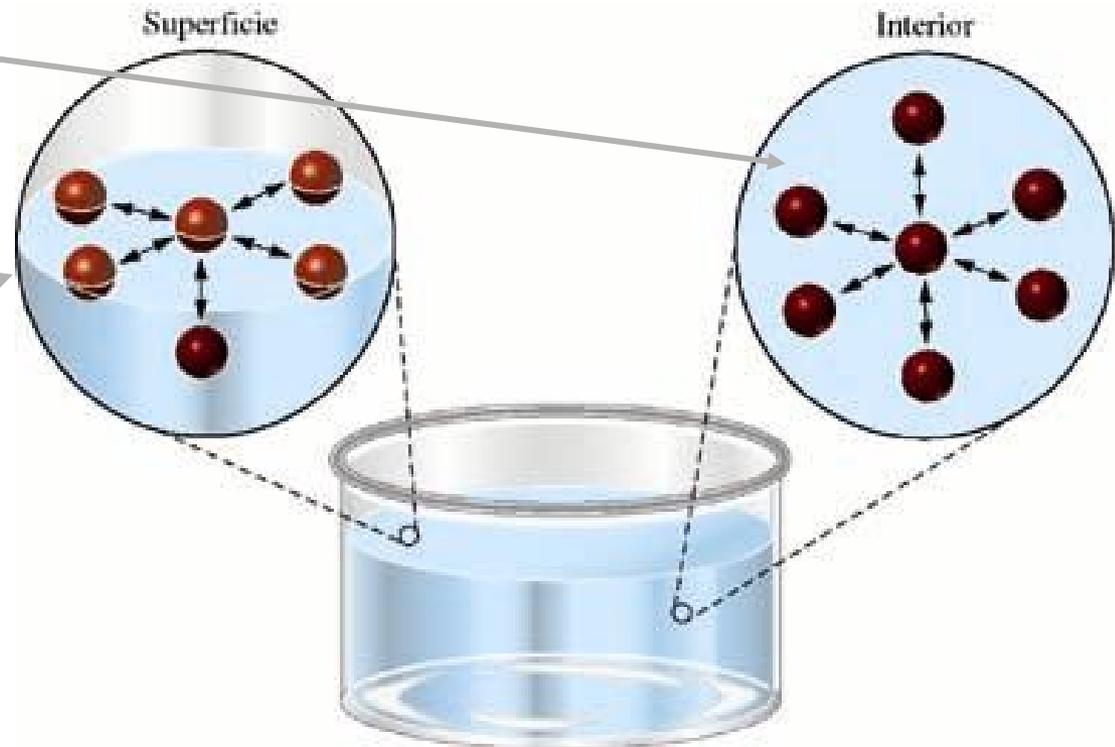
ΔH_{sub} = Entalpía de sublimación

Generalmente, las fuerzas **intermoleculares** son mucho más débiles que las fuerzas **intramoleculares**.

Fuerzas intermoleculares

Atracción por parte de moléculas vecinas en todas direcciones

Atracción por moléculas de su mismo plano y por otras que se encuentran debajo de dicho plano



- **Fuerzas de cohesión:**
 - Fuerzas intermoleculares entre moléculas semejantes.
- **Fuerzas de adhesión:**
 - Fuerzas intermoleculares entre moléculas diferentes.

Fuerzas intermoleculares

Mojado de una superficie



El agua se extiende en una película delgada sobre la superficie limpia de vidrio.

Predominan las fuerzas de adhesión

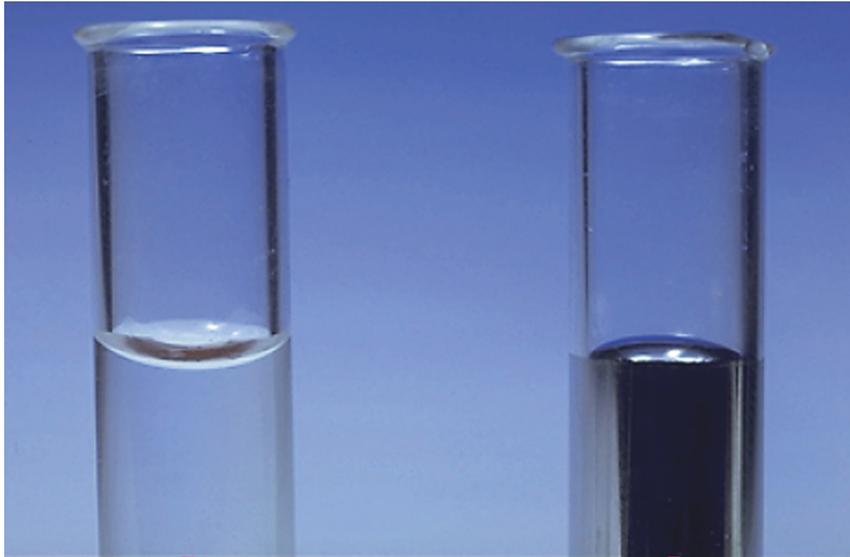
El vidrio se cubre con aceite, las fuerzas de adhesión agua – aceite no son fuertes para poder extender el agua.

Predominan las fuerzas de cohesión

FUERZAS DE COHESIÓN (entre moléculas iguales)
FUERZAS DE ADHESIÓN (entre moléculas diferentes)

Fuerzas intermoleculares

Formación de meniscos



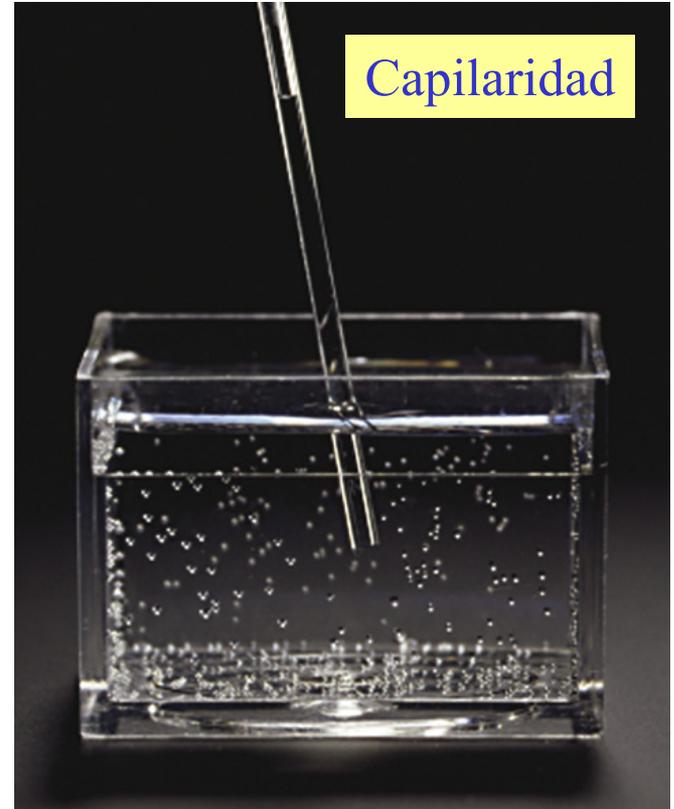
El agua moja al vidrio

El menisco está por debajo de la línea de contacto vidrio/agua

El Hg no moja al vidrio

La parte superior del menisco queda por encima de la línea de contacto vidrio/agua

Capilaridad



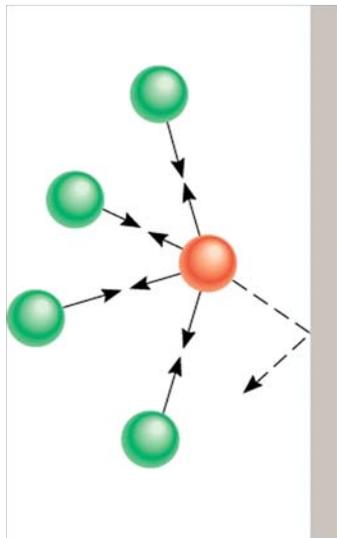
Las *fuerzas de adhesión* son más intensas que las *fuerzas de cohesión*

Fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son las responsables del comportamiento no ideal de los gases y de la existencia de estados no condensados: líquidos y sólidos.

Gases reales: Ecuación de estado

Ecuación de van der Waals



Fuerzas intermoleculares atractivas

Interacción entre moléculas:

- ❖ Los **choques** no son elásticos.
- ❖ La **fuerza de interacción** con las paredes es **menor**.
- ❖ Las moléculas ocupan un **volumen no despreciable**.

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

Fuerzas intermoleculares de atracción

Volumen excluido por mol

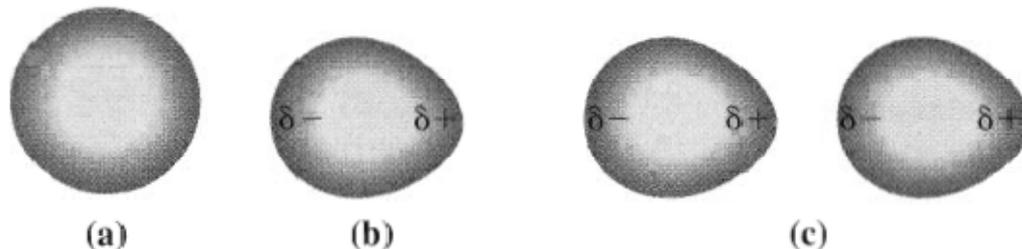
$P_{ideal} > P$

$V_{ideal} < V$

Fuerzas intermoleculares

Fuerzas de Van der Waals

- **Dipolos instantáneos.**
 - Los electrones se trasladan en un orbital para producir una polarización.
- **Dipolos inducidos.**
 - Los electrones se desplazan en respuesta a una fuerza externa.
- **Fuerzas de dispersión o de London.**
 - Atracción instantánea dipolo / dipolo inducido.
 - Relacionadas con la polarizabilidad.



▲ FIGURA 13.24 **Dipolos instantáneos e inducidos**

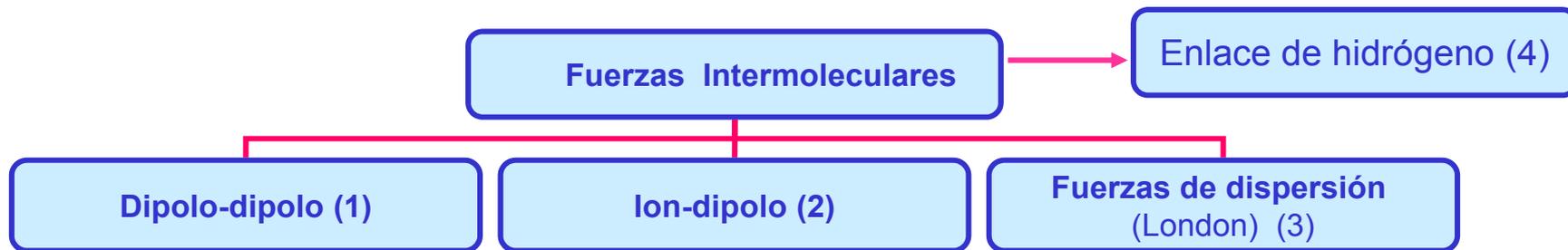
(a) *Situación normal.* Una molécula no polar tiene una distribución de carga simétrica.

(b) *Situación instantánea.* Un desplazamiento de la carga electrónica produce un dipolo instantáneo con una separación de carga representada por δ^+ y δ^- .

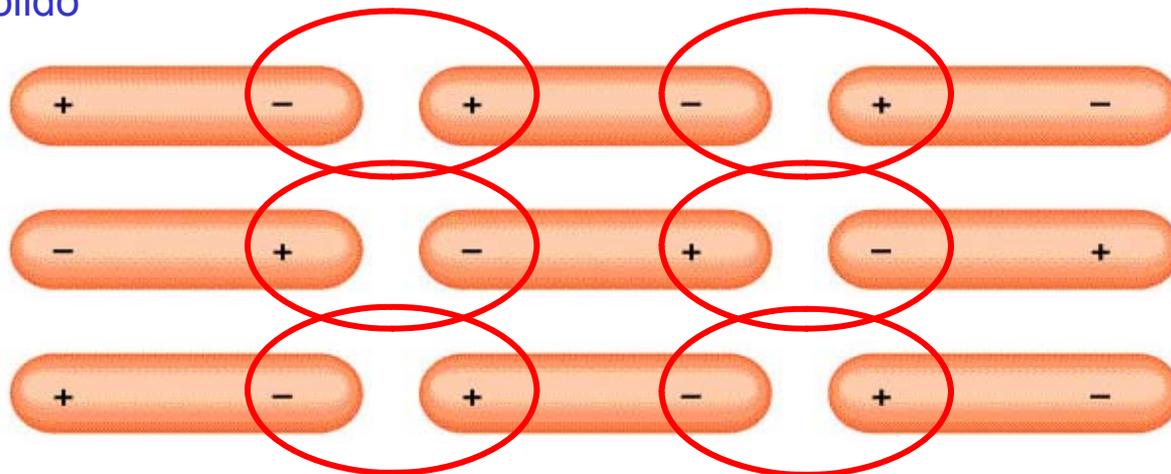
(c) *Dipolo inducido.* El dipolo instantáneo de la izquierda induce una separación de carga en la molécula de la derecha. El resultado es una atracción dipolo-dipolo.

Fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son las responsables del comportamiento no ideal de los gases y de la existencia de estados no condensados: líquidos y sólidos.

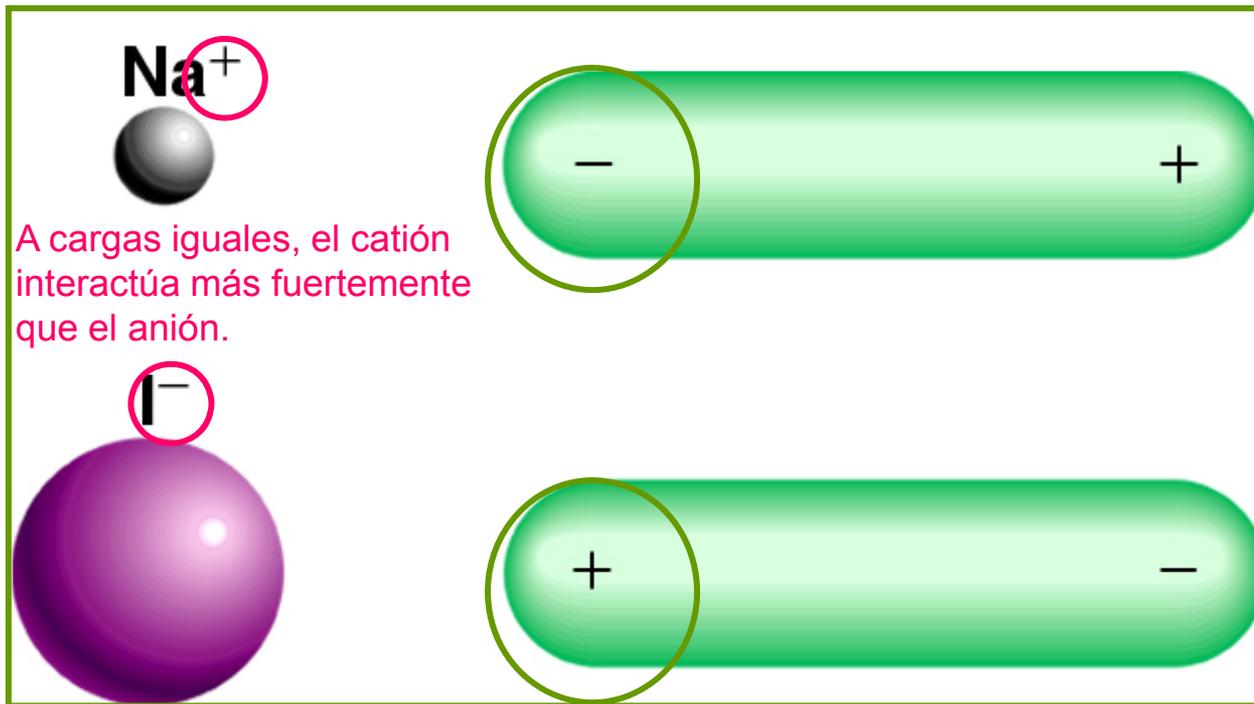


(1) **Fuerzas atractivas** entre moléculas polares. Orientación de moléculas polares en un sólido



Fuerzas intermoleculares

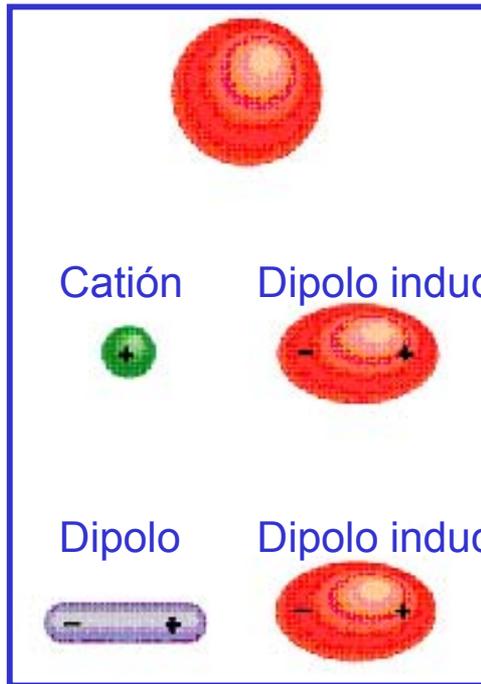
(2) **Fuerzas ion-dipolo.** Fuerzas atractivas entre un ion y una molécula polar



Dos tipos de interacciones ion-dipolo. La fuerza de esta interacción depende de la carga y tamaño del ion y de la magnitud del dipolo.

Fuerzas intermoleculares

(3) **Fuerzas de dispersión.** Fuerzas atractivas que se originan por la formación de dipolos inducidos en átomos y moléculas.



Catión

Dipolo inducido

Interacciones ion-dipolo inducido

Dipolo

Dipolo inducido

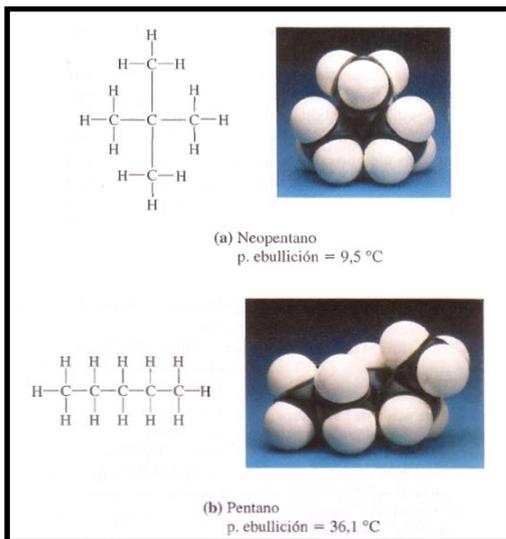
Interacciones dipolo-dipolo inducido

Polarizabilidad es la facilidad con que se puede distorsionar la distribución electrónica de un átomo o molécula.

Se incrementa con el nº de electrones y con la mayor difusión de la nube electrónica del átomo o molécula.

Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas de dispersión, generalmente, aumentan con la masa molecular y también dependen de la forma molecular.



Puntos de fusión de compuestos no polares similares:
Compuesto Punto de fusión (° C)

CH ₄	-182.5
CF ₄	-150.0
CCl ₄	- 23.0
CBr ₄	90.0
Cl ₄	171.0

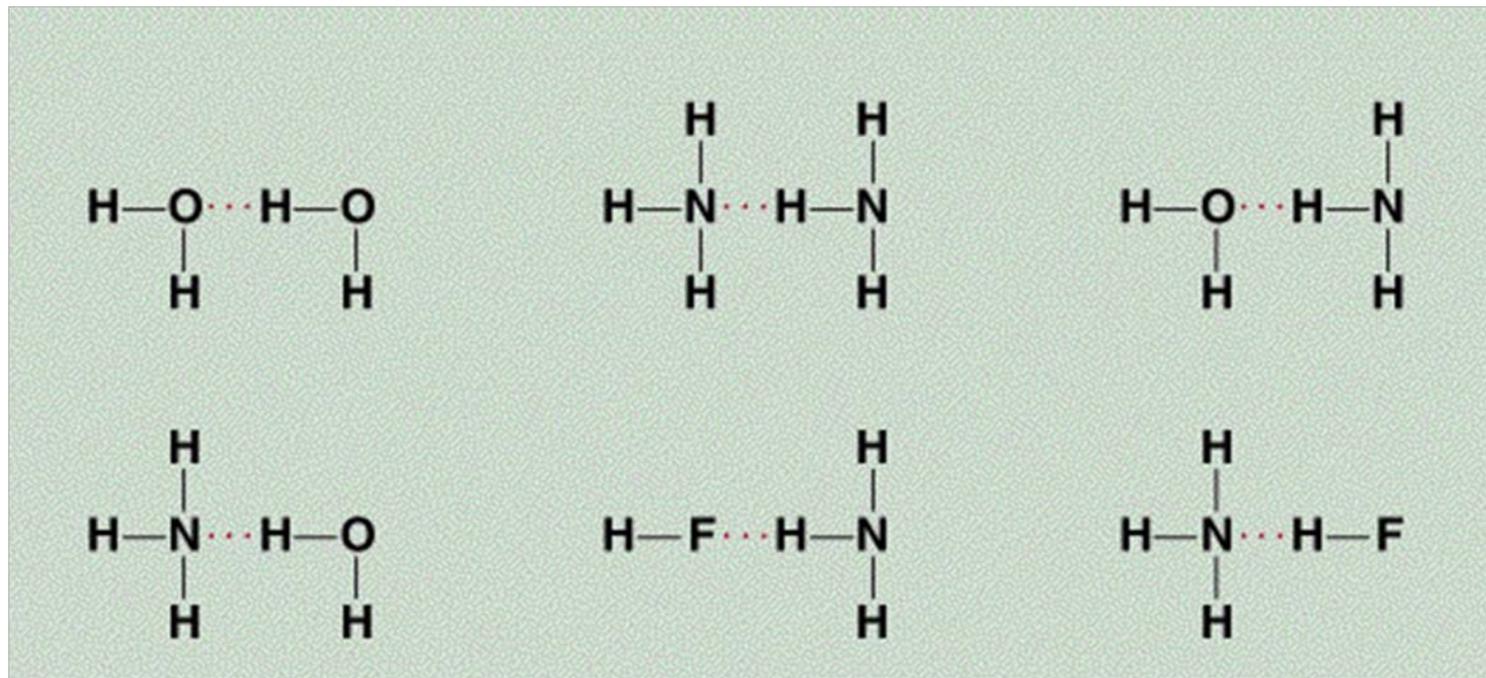
Fuerzas intermoleculares y propiedades de algunas sustancias

	Masa molecular	Momento Dipolar	Fuerzas de Van der Waals		ΔH_{vap}	T ^a de ebullición
	u	D	% Dispersión	% Dipolo	kJ/mol	K
F ₂	38,00	0,00	100	0	6,86	85,01
HCl	36,46	1,08	81,4	18,6	16,15	188,11
HBr	80,92	0,82	94,5	5,5	17,61	206,43
HI	127,91	0,44	99,5	0,5	19,77	237,80

Fuerzas intermoleculares

(4) Enlace de hidrógeno

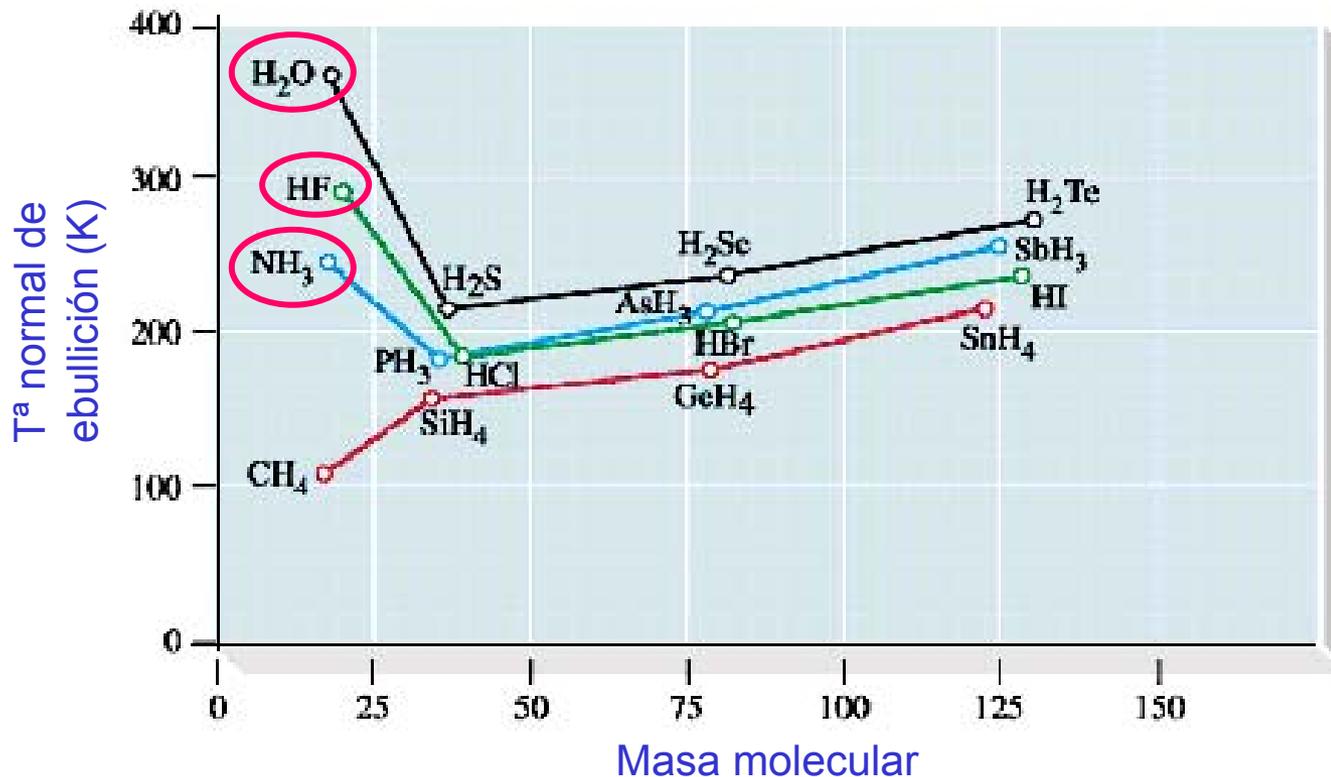
Interacción entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar, O - H, N - H, y otro átomo electronegativo (O, N y F).



Enlace de hidrógeno (kcal/mol)

O—H---O	~6
O—H---N	~5
N—H---N	~5
F—H---F	~7

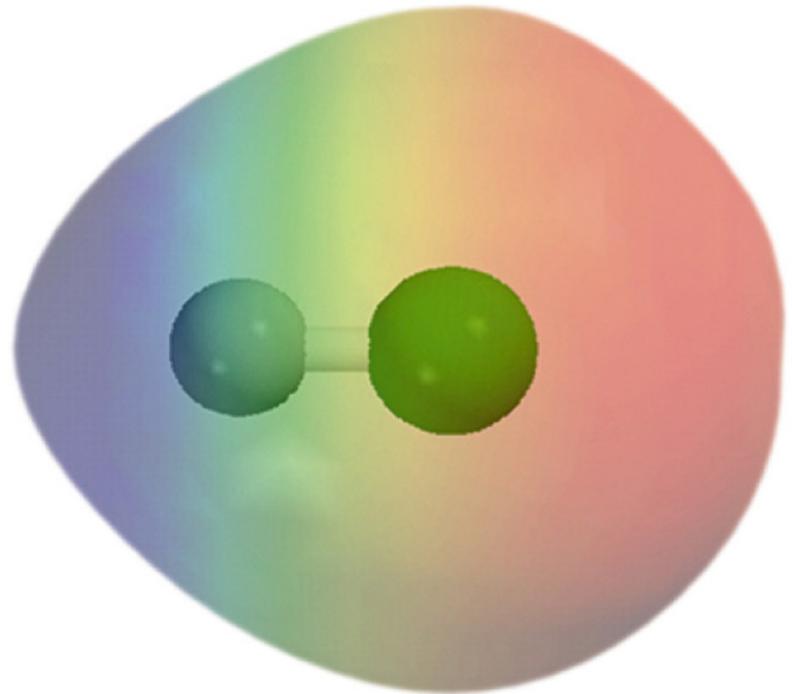
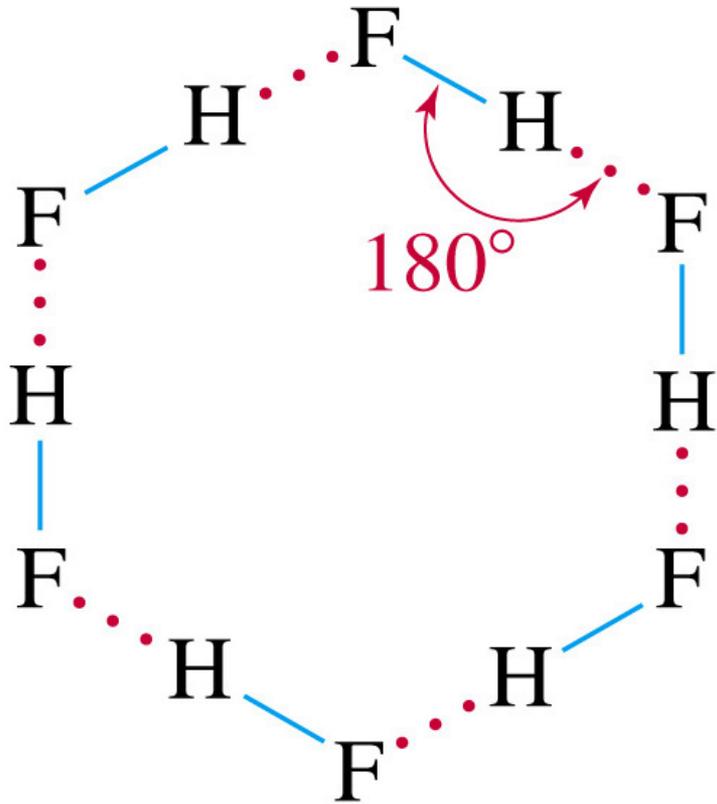
Fuerzas intermoleculares



Los valores para el NH₃, H₂O y HF son muy elevados comparado con los restantes elementos de sus grupos.

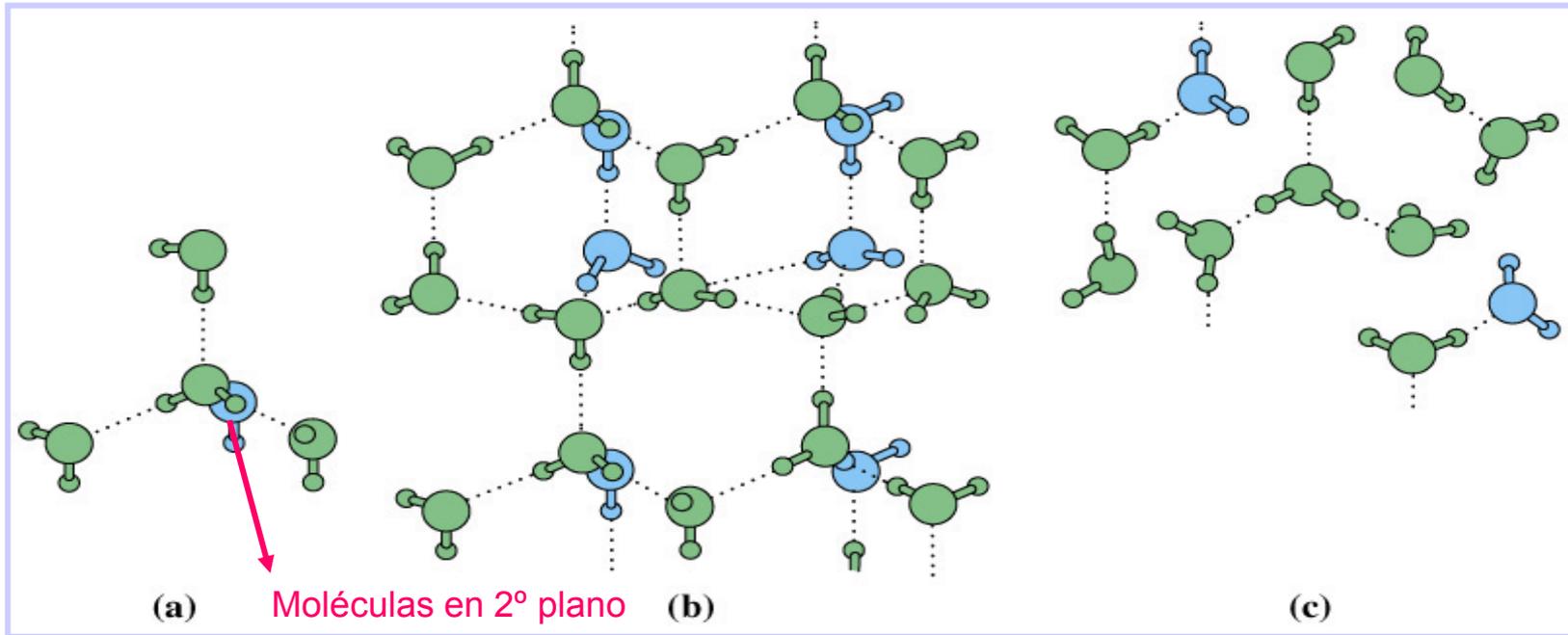
Fuerzas intermoleculares

Enlaces de hidrógeno en HF (g)



Fuerzas intermoleculares

Enlaces de hidrógeno en el agua

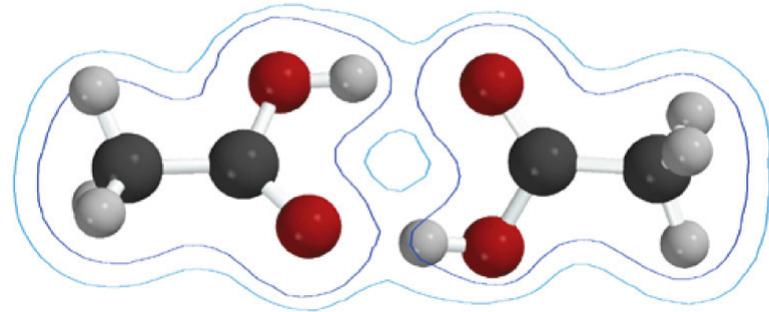
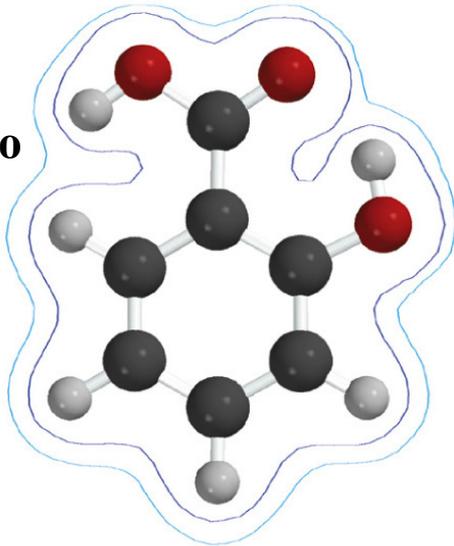


- (a) Cada molécula de H_2O se une a otras cuatro en una ordenación tetraédrica.
- (b) Estructura del cristal de hielo, los átomos de H se encuentran entre pares de átomos de O. Los átomos de O se ordenan en anillos hexagonales flexionados dispuestos en capas.
- (c) Estructura del agua líquida, las moléculas de agua tienen enlaces de H sólo con algunas de sus vecinas. Se produce mejor empaquetamiento que en el estado sólido.

Fuerzas intermoleculares

Otros Ejemplos de Enlace de Hidrogeno

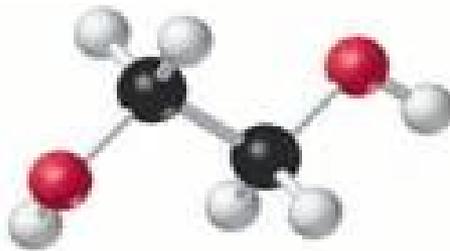
Ácido salicílico



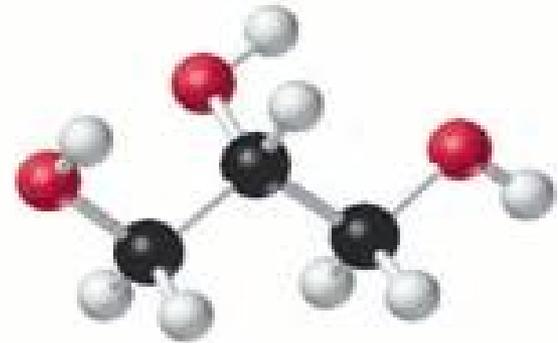
Un dímero de ácido acético



Alcohol etílico
(etanol)
a 20 °C: 1,20 cP



Etilenglicol
(1,2-etanodiol)
a 20 °C: 19,9 cP



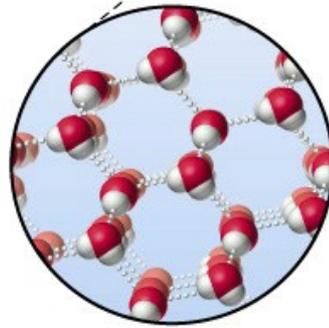
Glicerina
(1,2,3-propanotriol)
a 20 °C: 1490 cP

5.2

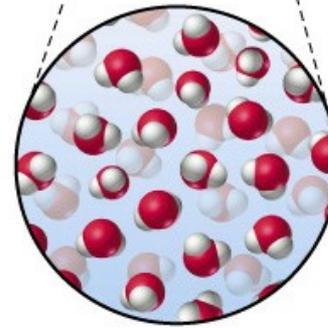
Características de los Líquidos. Propiedades

Características de los Líquidos

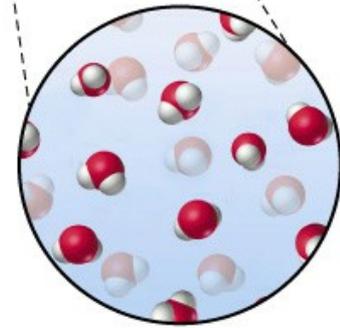
- **Movimientos de traslación, rotación y vibración**
- **Volumen propio, forma variable**
- **Pequeña compresibilidad**
- **Densidad baja: función de la temperatura**



(a)



(b)



(c)

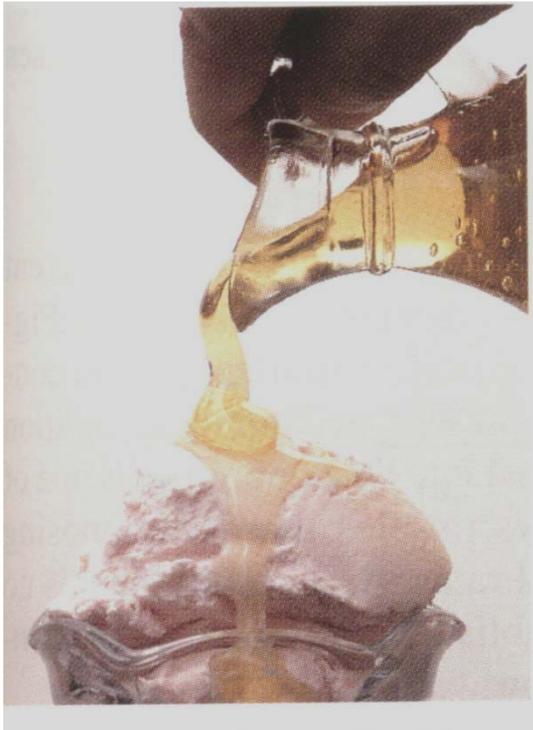
Propiedades de los Líquidos

- **Viscosidad:**
 - Resistencia del líquido a fluir.
- **Tensión superficial:**
 - Energía o trabajo necesario para aumentar el área de la superficie de un líquido.

Propiedades de los Líquidos

Viscosidad

Es una medida de la “fricción interna” entre capas de átomos que limita el movimiento

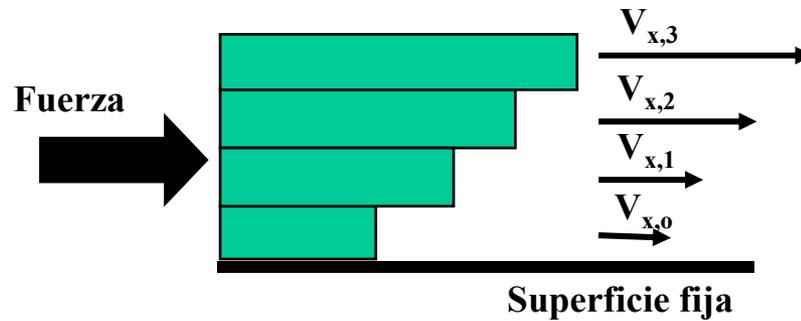


La miel es un líquido viscoso

Tipos de viscosidad

- Viscosidad dinámica (absoluta), μ $[\mu] = \text{Pa} \cdot \text{s} = \text{Poiseuille}$
- Viscosidad cinemática, ν $[\nu] = \text{Stoke}$

La viscosidad aumenta al bajar la temperatura



Gradiente de velocidad de un fluido en movimiento

$$\tau = -\mu \cdot \frac{dv_x}{dy}$$

Propiedades de los Líquidos

Tensión superficial, γ

Es la energía superficial que se precisa para aumentar/disminuir la unidad de área.

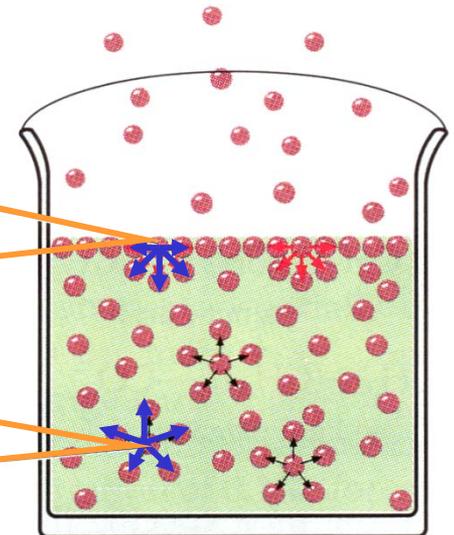
$$[\sigma] = \text{J} \cdot \text{m}^{-2} = \text{N} \cdot \text{m}^{-1}$$



La tensión superficial generada mantiene a flote a los insectos.

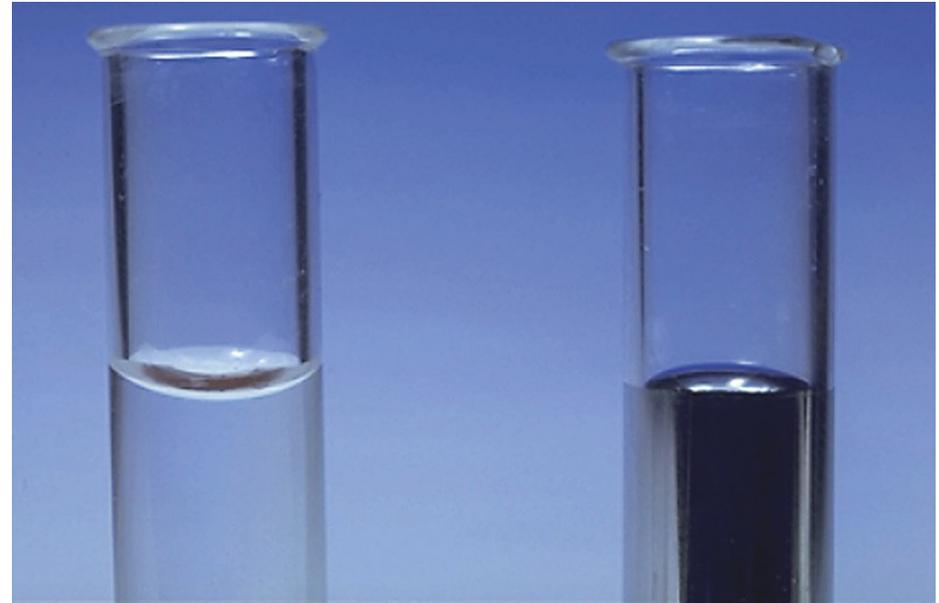
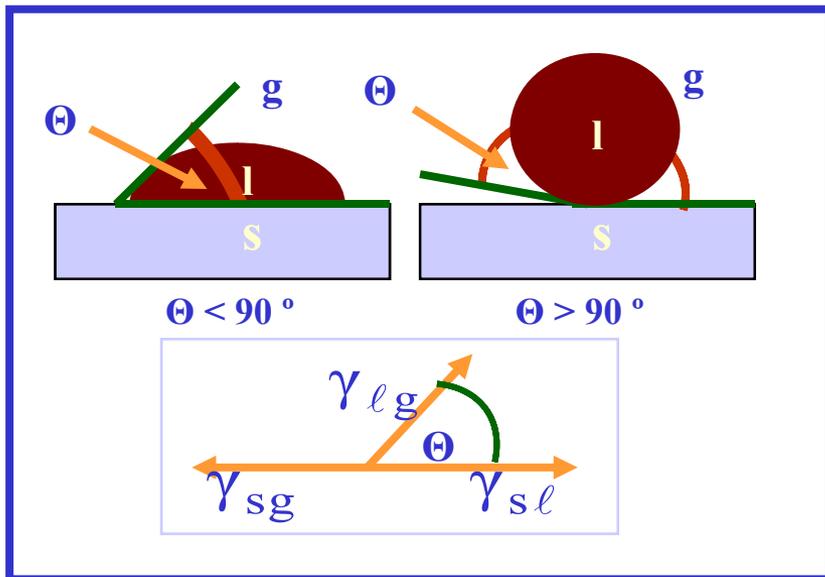
Una molécula en la superficie experimenta fuerzas de cohesión cuya resultante se dirige al interior del líquido.

Una molécula en el interior de un líquido experimenta fuerzas de cohesión cuya resultante es nula.



Propiedades de los Líquidos

Tensión superficial, γ



Mojabilidad: Capacidad de un líquido para esparcirse sobre una superficie dada.

Coefficiente de “mojabilidad”

Depende $\left\{ \begin{array}{l} \text{Tipo de fluido} \\ \text{Superficie sólida} \end{array} \right.$

$$K_w = \cos\Theta = \frac{\gamma_{gs} - \gamma_{ls}}{\gamma_{gl}}$$

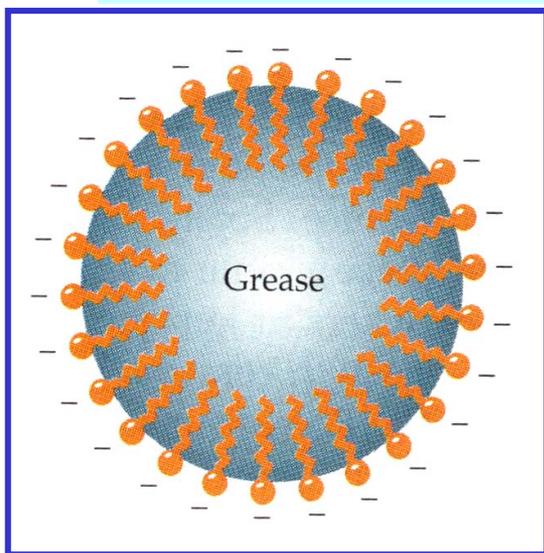
$\left. \begin{array}{l} = 1 \rightarrow \text{Mojabilidad perfecta} \\ \approx -1 \rightarrow \text{Líquido no moja el sólido} \end{array} \right\}$

AGENTES TENSIOACTIVOS

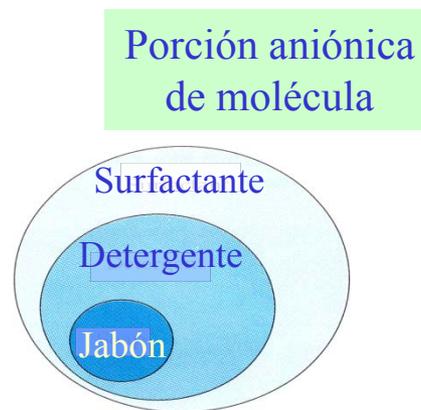
Cabeza hidrófila

Compuestos que, en pequeña concentración, reducen sensiblemente la tensión superficial del medio. Son moléculas largas con partes hidrófilas e hidrófobas

LO SEMEJANTE DISUELVE A LO SEMEJANTE

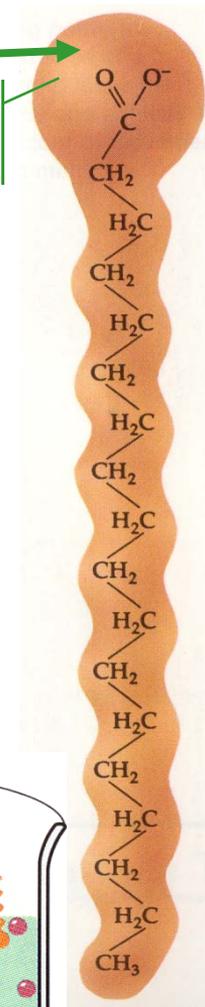
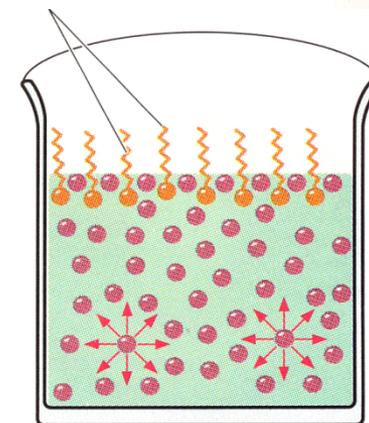
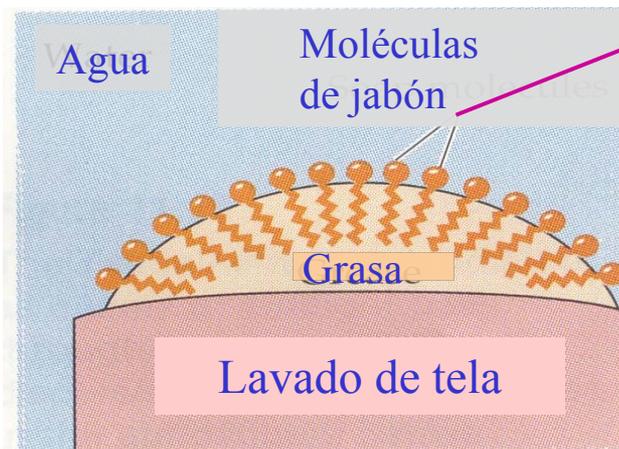


Micelas de grasa intercaladas con moléculas de jabón



Porción aniónica de molécula

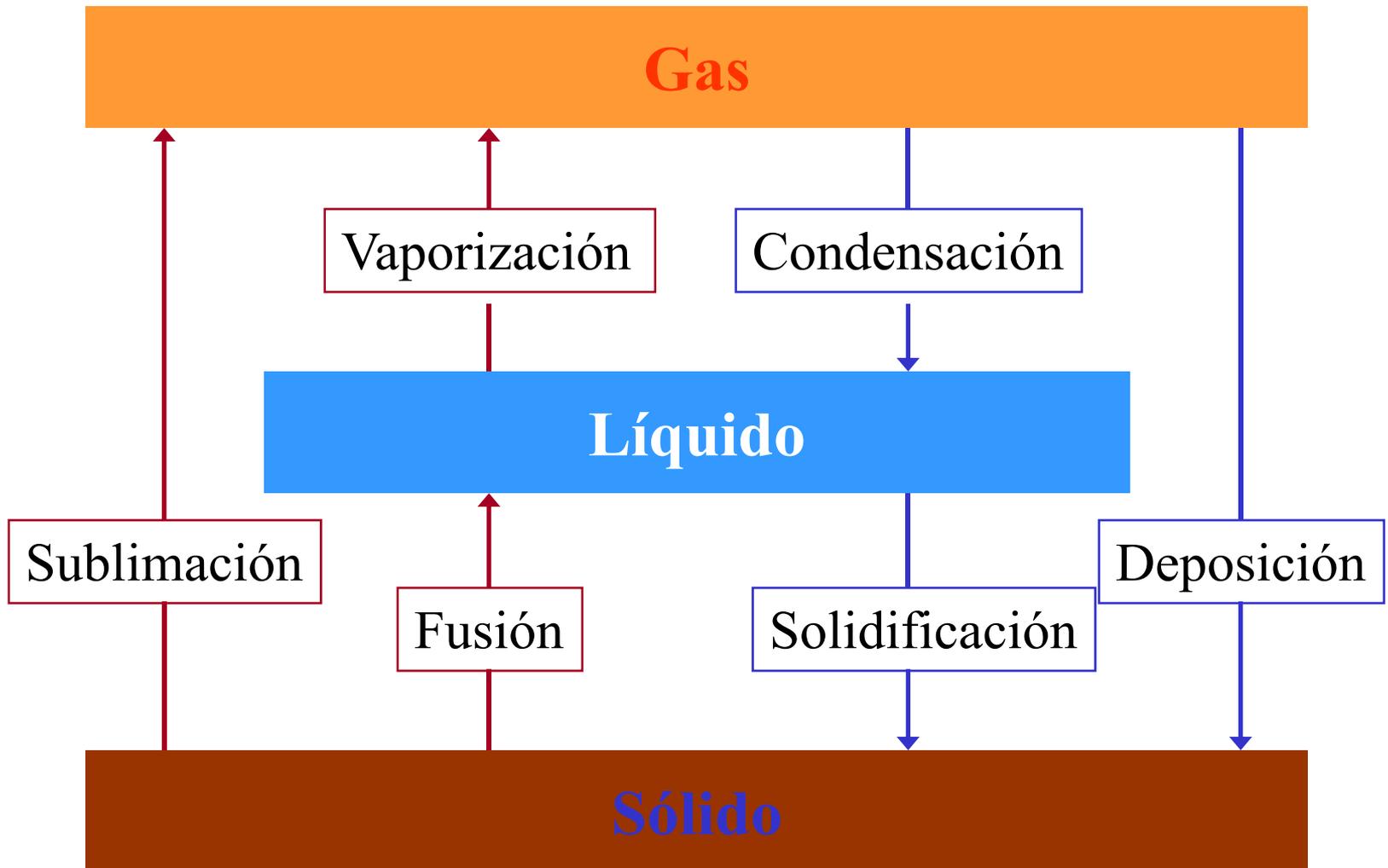
Moléculas de detergente destruyen las fuerzas de superficie



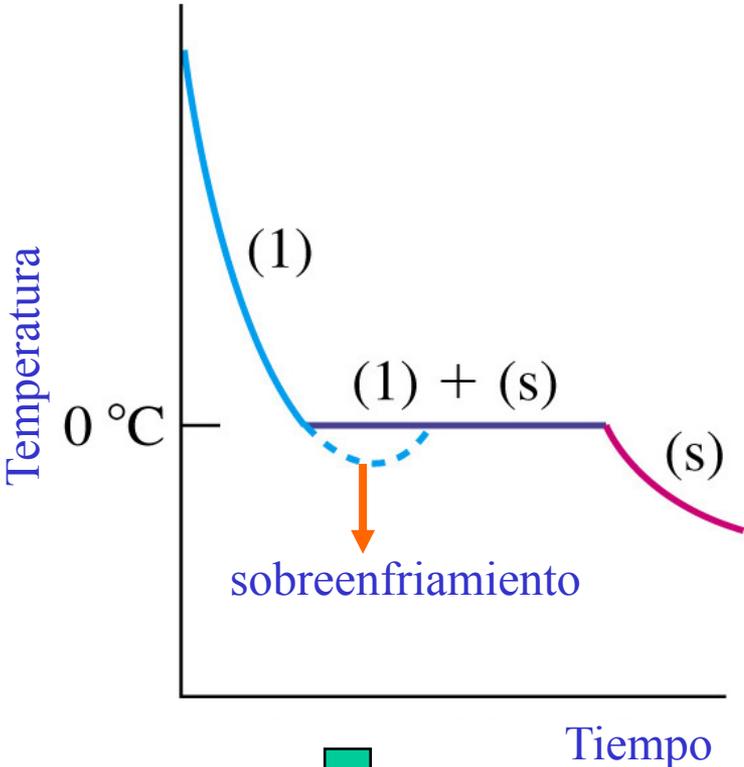
7.2

Cambios de Estado Diagramas de Fases

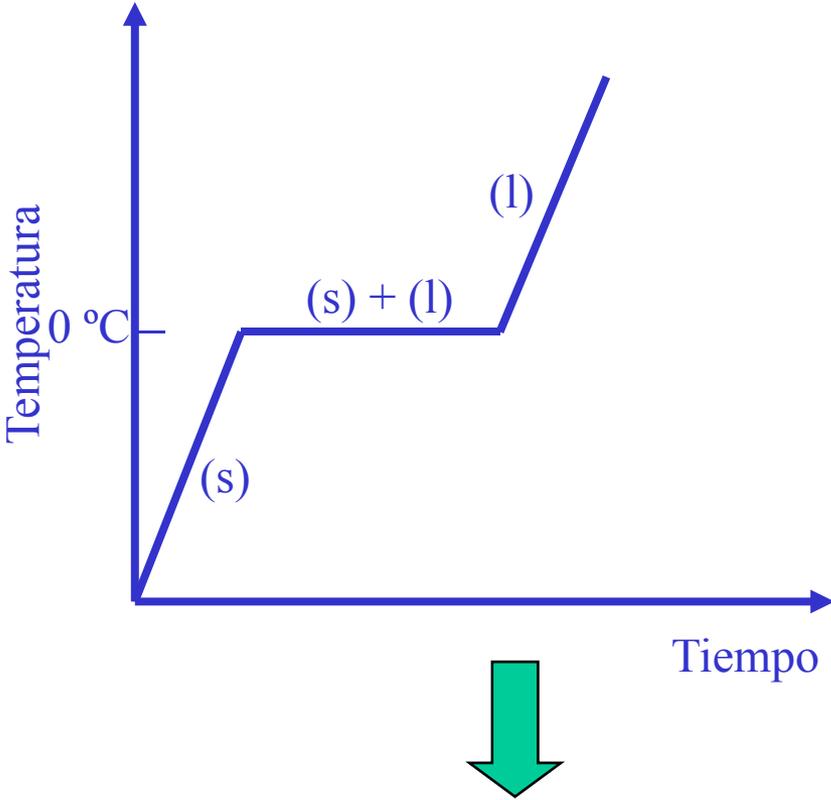
Transición de fases



Aspecto estructural de los cambios de estado



Curva de enfriamiento del agua



Curva de calentamiento del agua

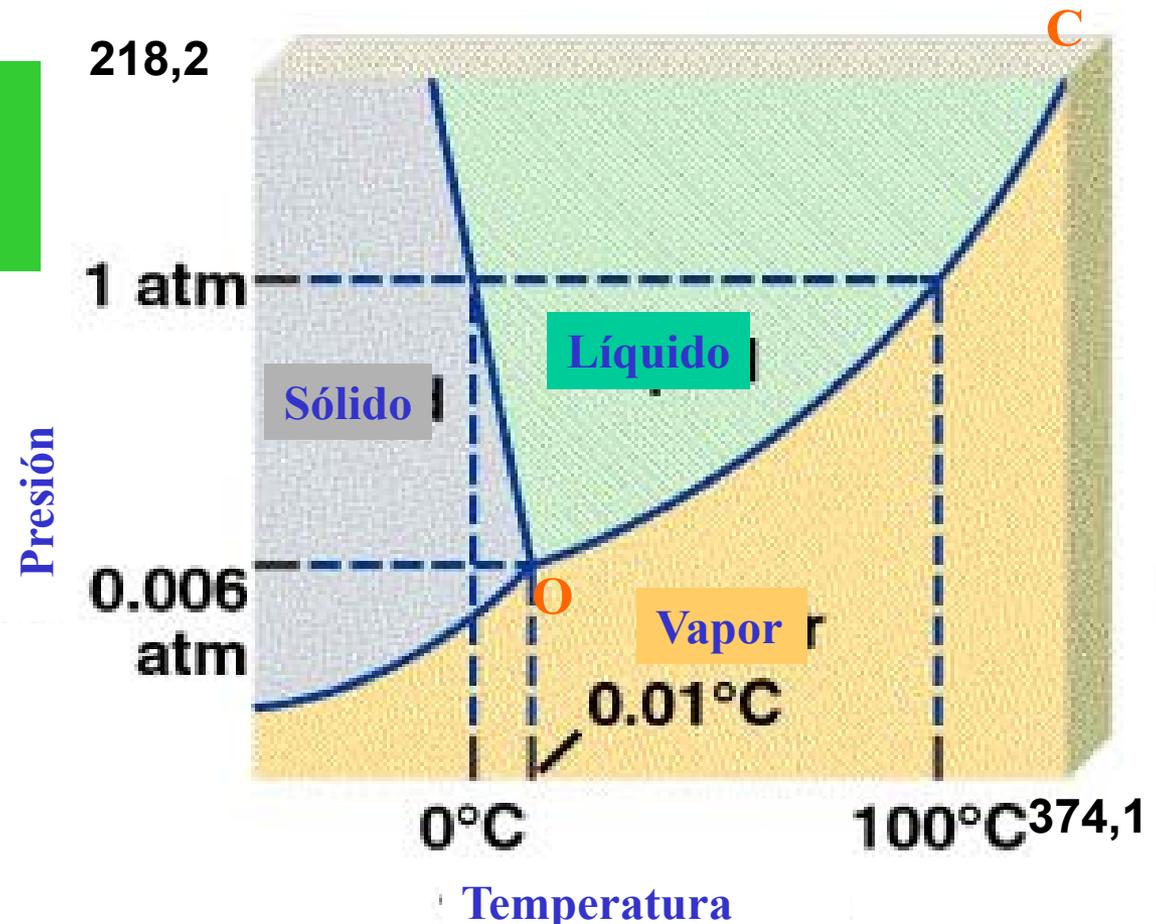
DIAGRAMAS DE FASES

Es una representación de las condiciones de presión y T^a para una sustancia, en las que existen una sola fase, dos o tres en equilibrio.

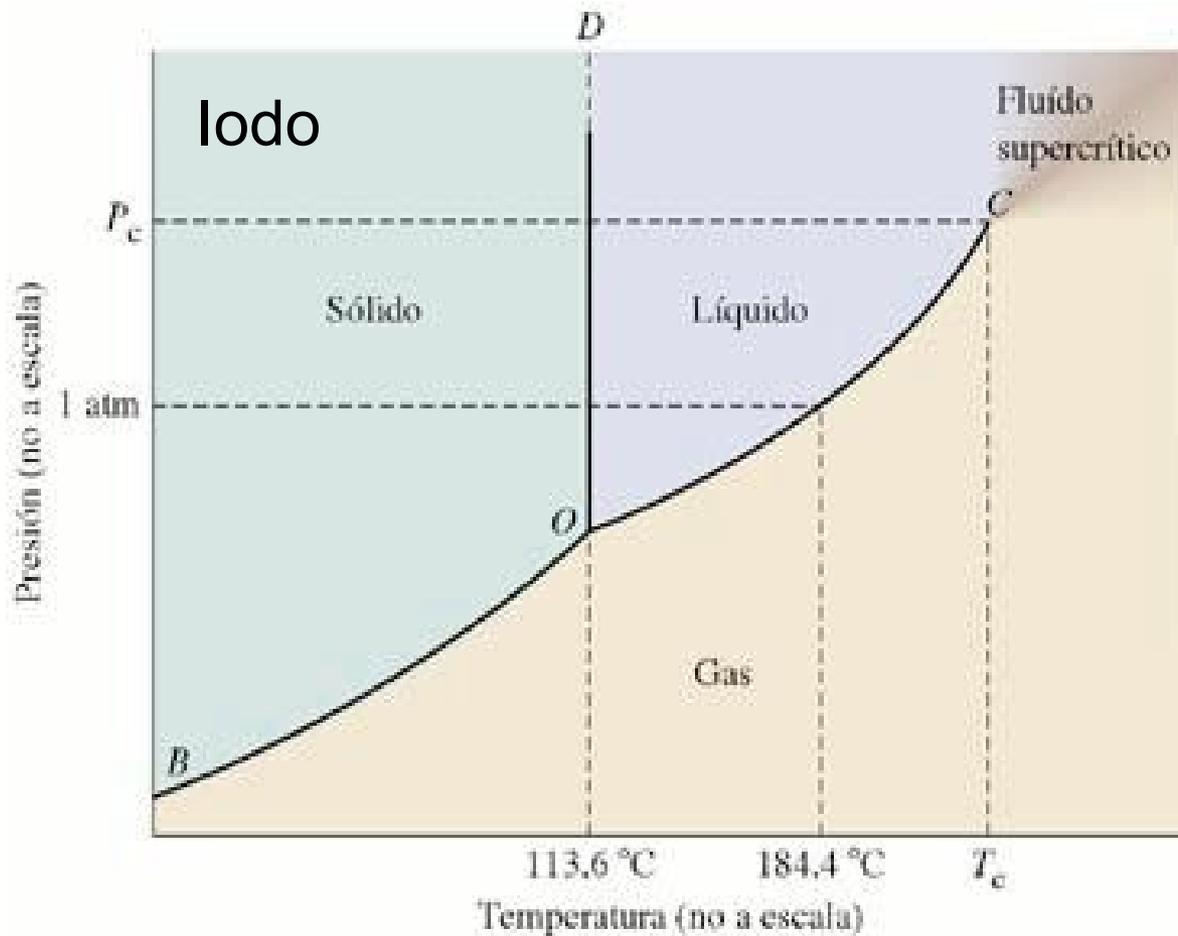
Fase.- es una porción de materia, uniforme en su composición y propiedades.

O = Punto triple
C = Punto crítico

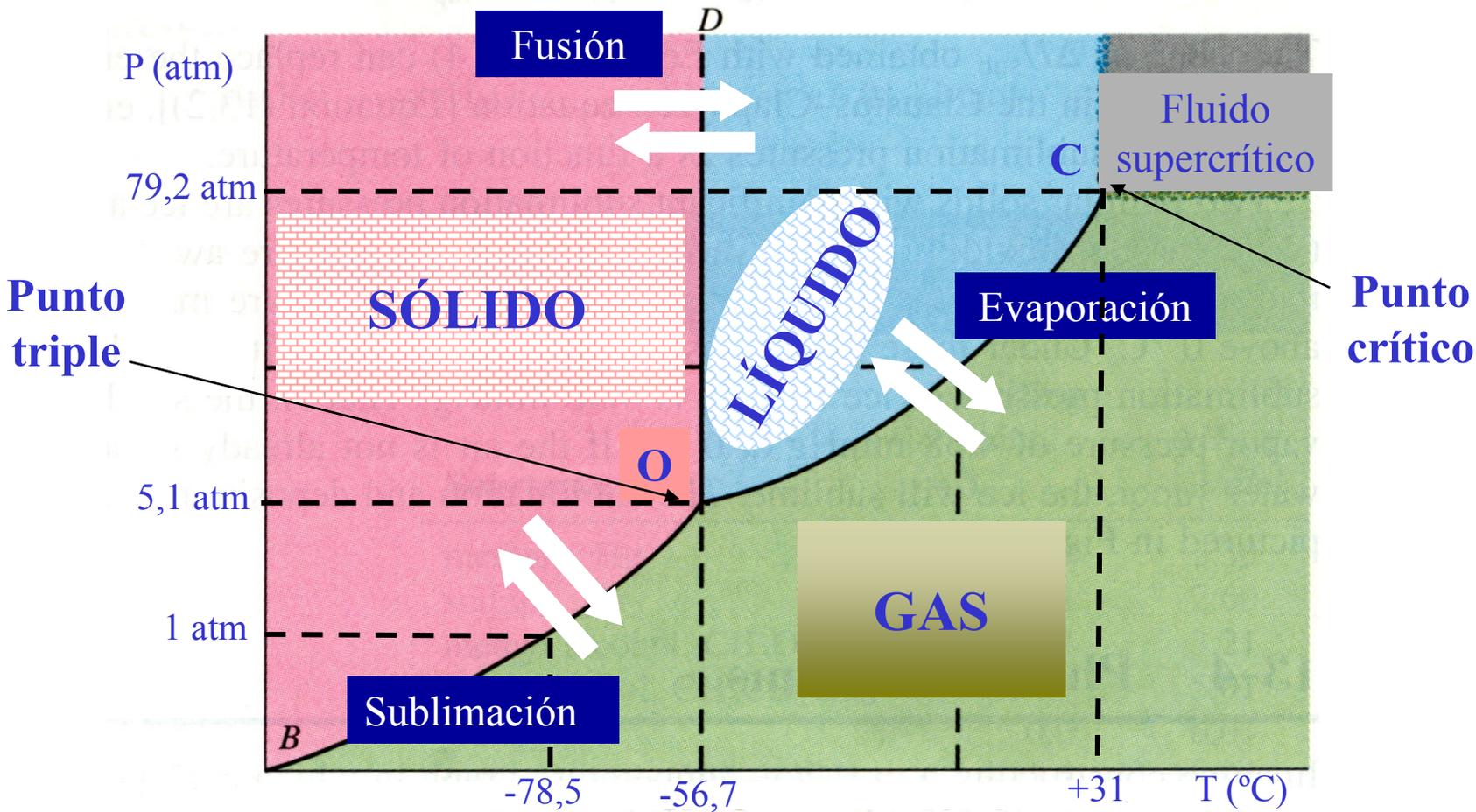
DIAGRAMA DE FASES
PARA EL AGUA



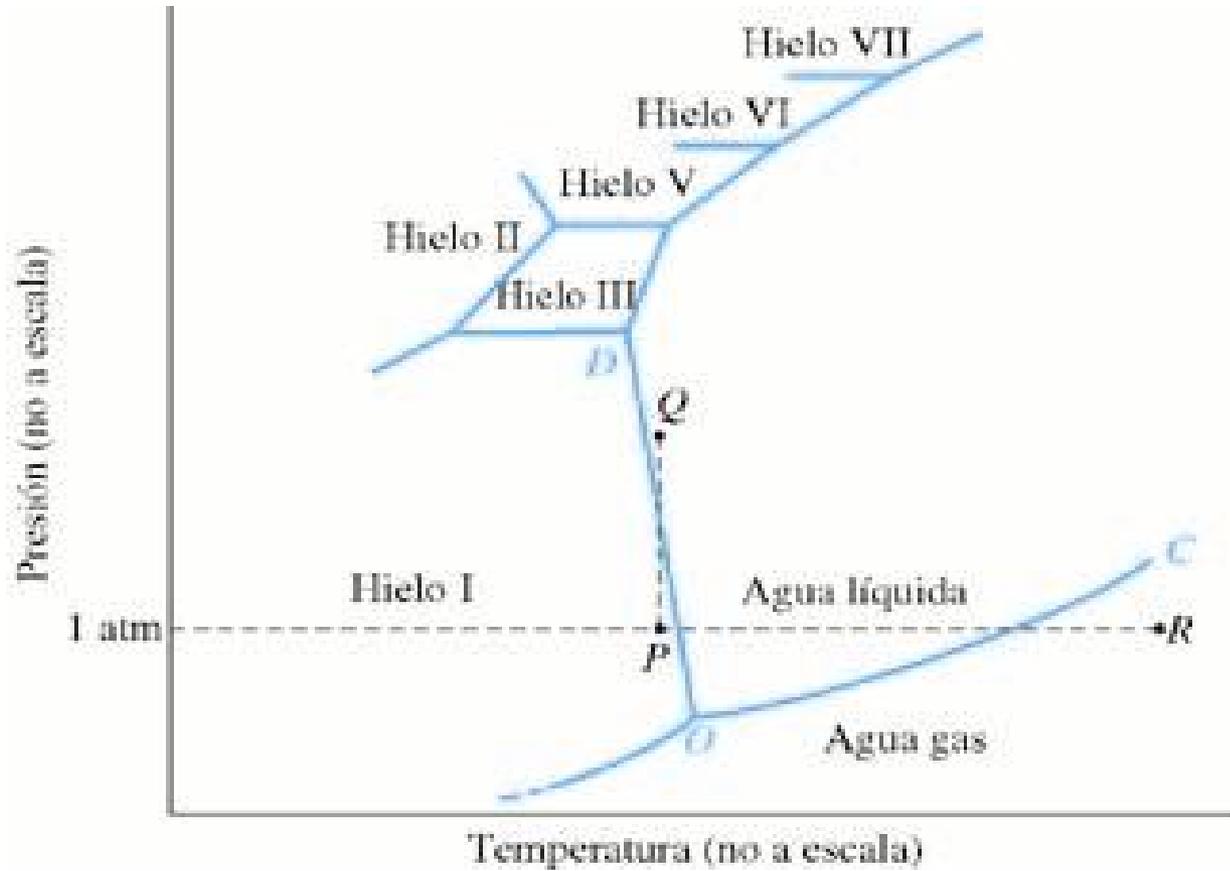
DIAGRAMAS DE FASES



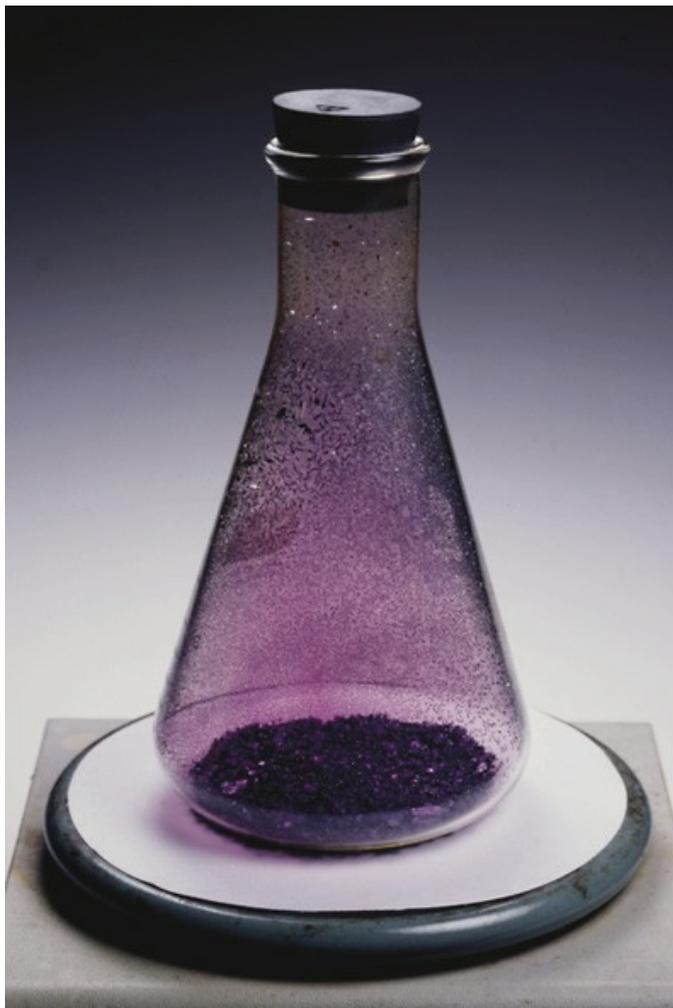
LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DEL CO₂



LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DEL AGUA



Sublimación



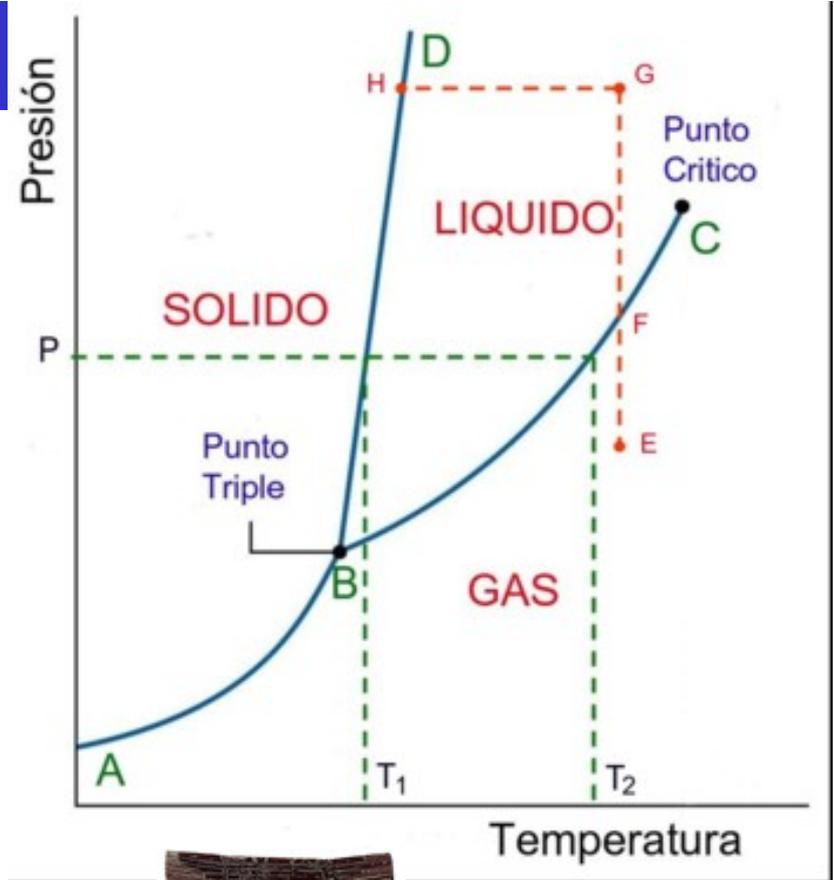
$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

$$= -\Delta H_{\text{deposición}}$$

DIAGRAMAS DE FASES

EQUILIBRIO SÓLIDO-VAPOR. CURVAS DE PRESIÓN DE VAPOR.

Sublimación: sólido \rightarrow gas

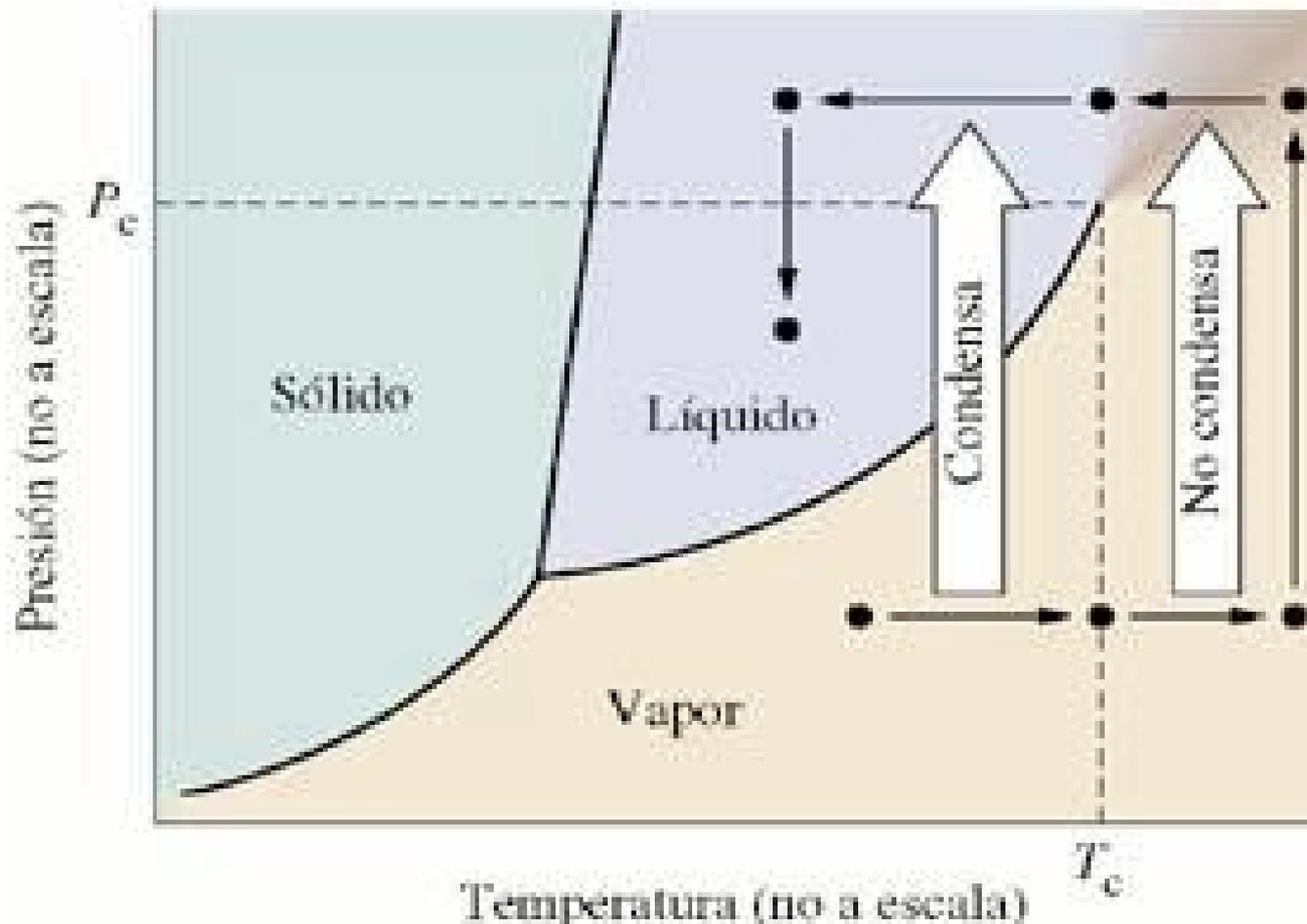


Liofilización: deshidratación a baja presión

- 1) Congelar café molido
- 2) Disminuir la presión
- 3) El agua sólida pasa a agua gas, que se elimina.



FLUIDOS SUPERCRÍTICOS



EL PUNTO CRÍTICO



Aprox. 10 °C
por debajo de T_c



Aprox. 1 °C
por debajo de T_c



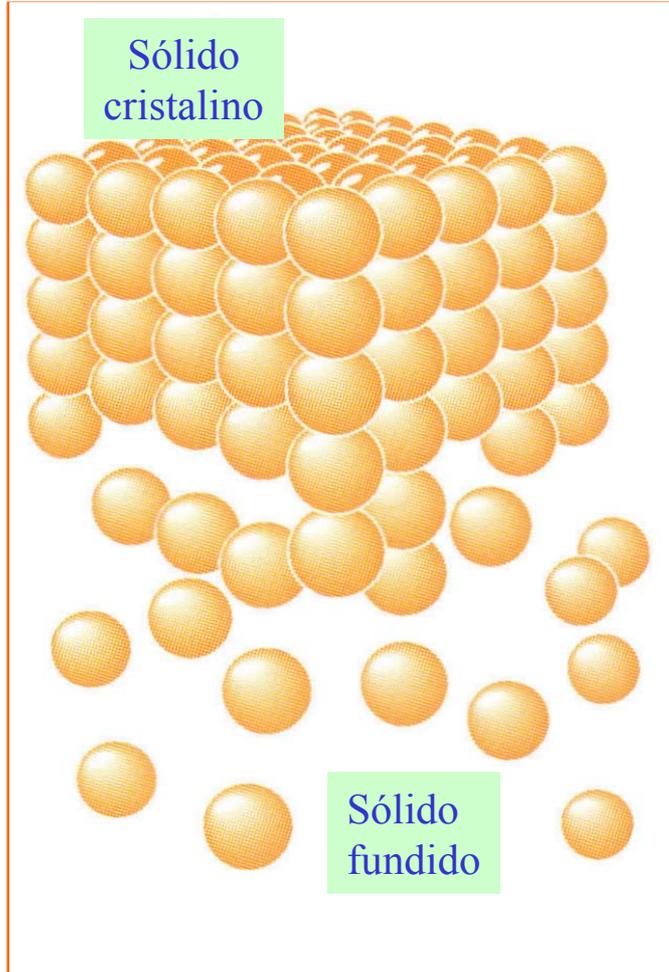
Temperatura
critica T_c

Temperatura crítica, T_c , es la t^a por encima de la cual el gas no puede ser licuado, independientemente de la Presión aplicada.

Presión crítica, P_c , es la presión necesaria para licuar un gas a la temperatura crítica, T_c .

Sustancia	T_c , K	P_c , atm
Gases permanentes (no pueden ser licuados a 298 K)		
H ₂	33,3	12,8
N ₂	126,2	33,5
O ₂	154,8	50,1
CH ₄	191,1	45,8
Gases no permanentes (pueden ser licuados a 298 K)		
CO ₂	304,2	72,9
HCl	324,6	82,1
NH ₃	405,7	112,5
SO ₂	431,0	77,7
H ₂ O	647,3	218,3

EQUILIBRIO SÓLIDO – LÍQUIDO: FUSIÓN - CONGELACIÓN



FUSIÓN: Proceso mediante el cual un sólido se transforma en un líquido

CONGELACIÓN: Proceso mediante el cual un líquido se transforma en un sólido

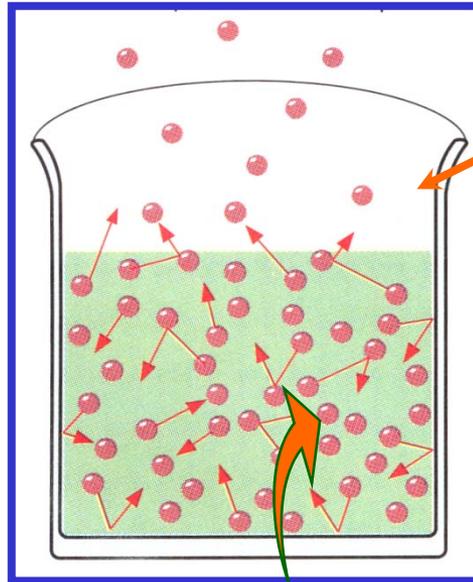
Temperatura de fusión (T_f)

Temperatura de congelación (T_c)

} Temperatura a la cual coexisten en equilibrio las fases sólida y líquida

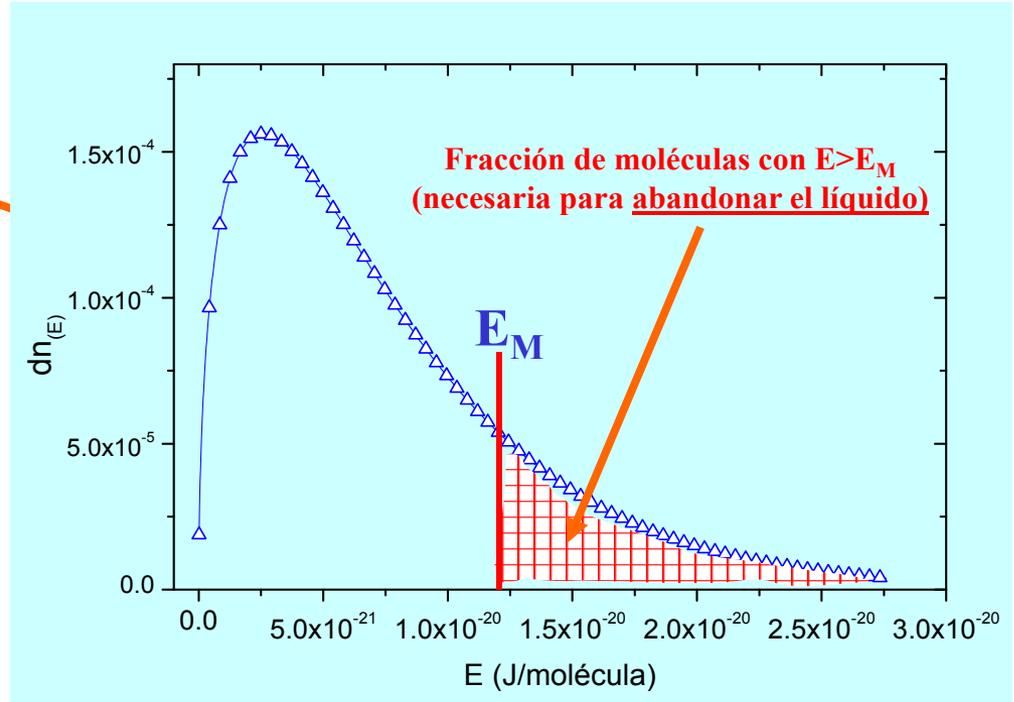
Si $T = T_f$: El edificio cristalino se desmorona y las partículas abandonan el sólido para incorporarse a la fase líquida, más desordenada. Si no hay aporte energético suficiente, no se fundirá todo el sólido y se establecerá un equilibrio dinámico.

EVAPORACIÓN en recipiente abierto



$T(\text{cte})$

Q

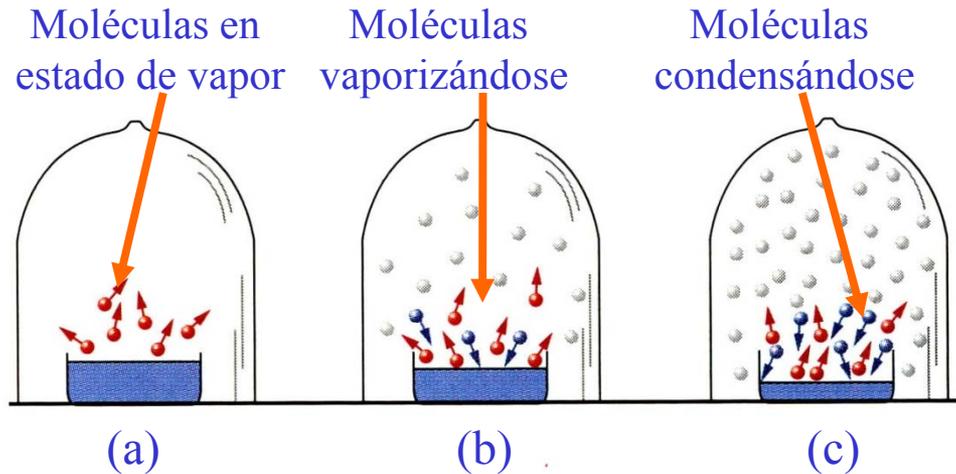
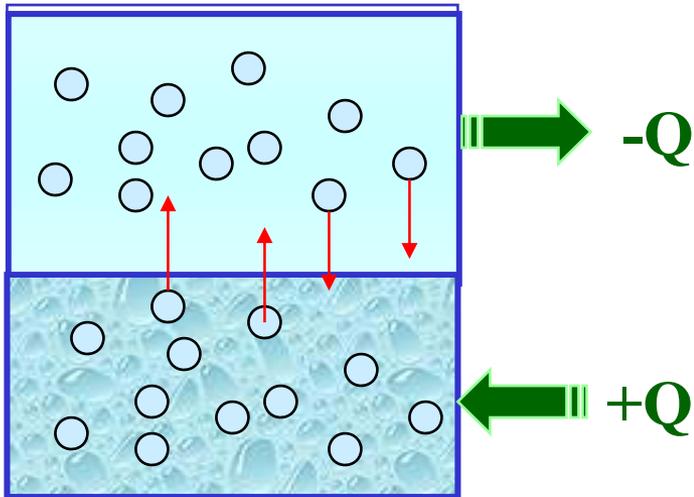


Distribución de energías en líquidos

Las moléculas de alta E pasan a la fase vapor, por lo tanto para mantener el equilibrio térmico con el medio, es preciso un aporte energético del exterior (Q).

EVAPORACIÓN en recipiente cerrado

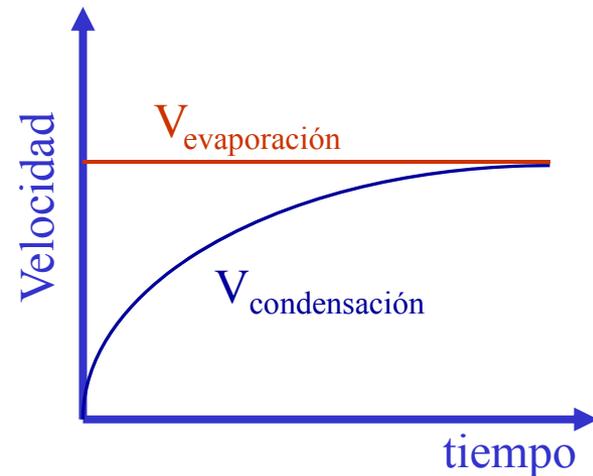
Equilibrio dinámico $L \Delta G$



(a) Evaporación

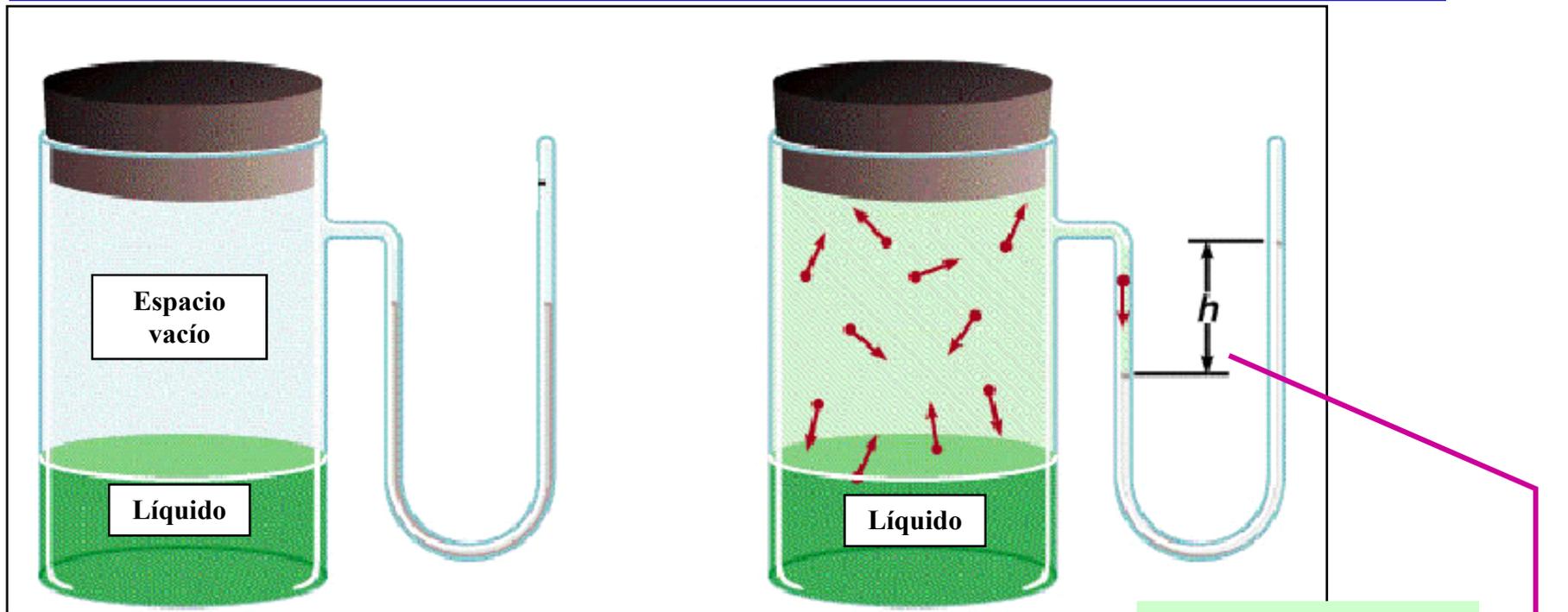
(b) Evaporación y condensación

(c) Se igualan las $V_{\text{evaporación}}$ y $V_{\text{condensación}}$



Variación de las velocidades de evaporación y condensación en el transcurso del tiempo

EVAPORACIÓN en recipiente cerrado



Antes de la vaporización

En el equilibrio

$$P = (d_{\text{Hg}} - d_{\text{v}}) g h$$

P = Presión de vapor del líquido

d_{Hg} = Densidad del mercurio

d_{v} = Densidad del vapor

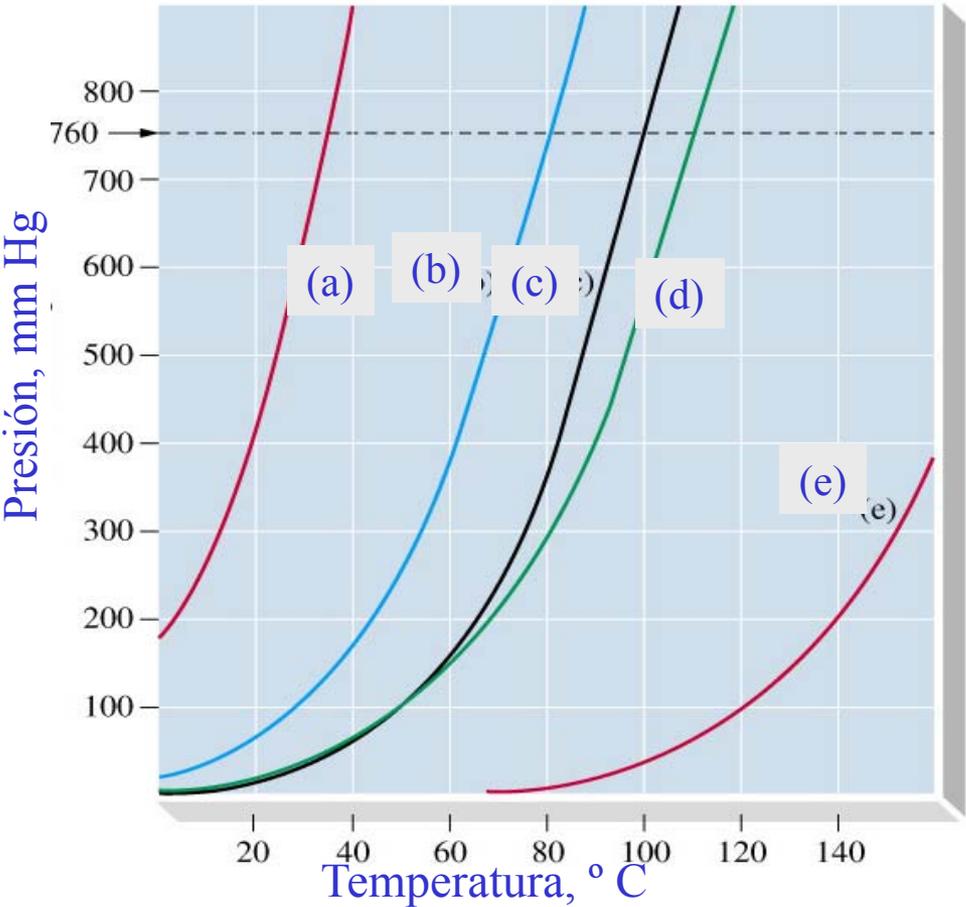
Presión de vapor (P_v) es la presión medida cuando se establece un equilibrio dinámico entre la condensación y la evaporación.

La presión de vapor varía con la temperatura →

P_v (líquido, T)

Su valor depende de la fortaleza de las fuerzas intermoleculares

- Fuerzas intermoleculares fuertes → Poca tendencia a vaporizarse y P_v PEQUEÑAS
- Fuerzas intermoleculares débiles → Gran tendencia a vaporizarse y P_v ALTAS



Líquidos volátiles: Tienen gran tendencia a pasar a fase vapor

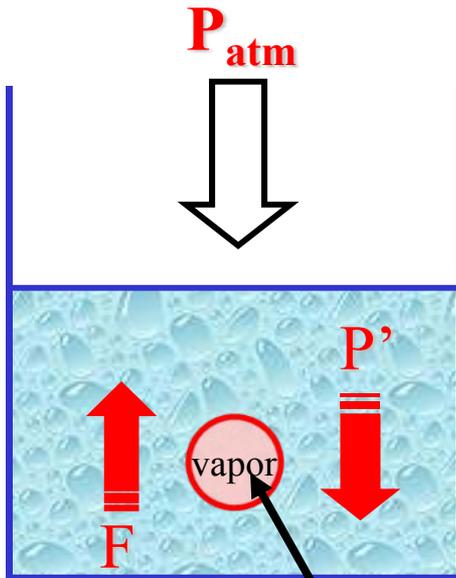
P_v (ALTAS)

Líquidos no volátiles: Tienen poca tendencia a pasar a fase vapor

P_v (PEQUEÑAS)

- (a) Éter dietílico
- (b) Benceno
- (c) Agua
- (d) Tolueno
- (e) Anilina

EBULLICIÓN: Mecanismo



Un líquido hierve cuando se forman burbujas en su interior. Para ello es preciso:

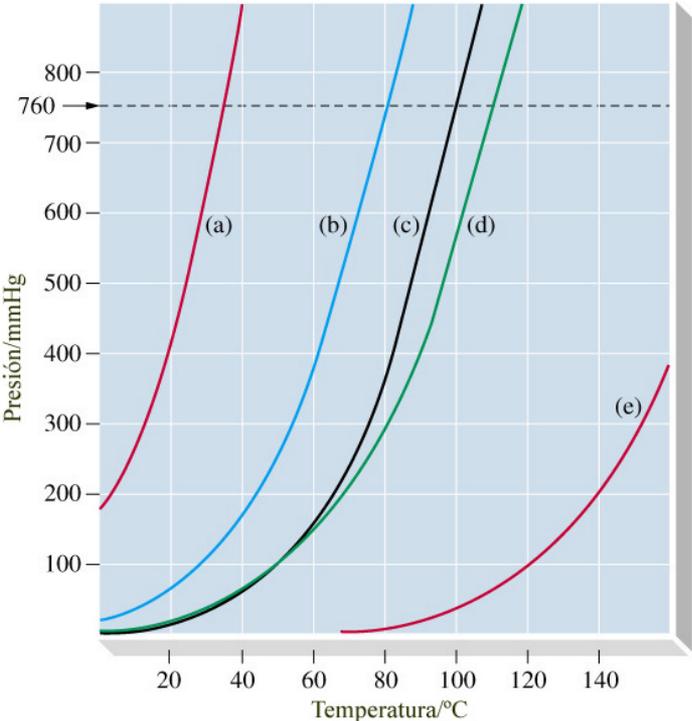
- Que haya núcleos donde se junten las moléculas de alta Energía (p.e. platos porosos), sino se produce líquido sobrecalentado.
- Que las burbujas formadas puedan existir entonces, ($P_v > P_{ext}$).

Si $P' < F$ La burbuja asciende

T_b = Temperatura de ebullición.
Temperatura a la cual $P_v \geq P_{externa}$

Presión de vapor, P_v

CONSECUENCIAS



Monte Kilimanjaro (Tanzania)
5.895 m de altitud, P = 350 mmHg



$T_{eb}(\text{agua}) = 79^{\circ}\text{C}$

- (a) Éter dietílico
- (b) Benceno
- (c) Agua
- (d) Tolueno
- (e) Anilina



Olla rápida

$P \approx 2 \text{ atm}$



$T_{eb}(\text{agua}) \approx 120^{\circ}\text{C}$



Tiempos de cocción más rápidos

5.3

Disoluciones.

Propiedades coligativas.

DISOLUCIONES

Mezcla homogénea de 2 o más sustancias

Soluto/s (s): El componente/s que están en menor proporción

Disolvente (d): El componente que está en mayor proporción.

Tipos de disoluciones

1. En función del estado de agregación del soluto y del disolvente

SOLUTO	DISOLVENTE	ESTADO FINAL	Ej.
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol/Agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl/Agua
Gas	Líquido	Líquido	CO ₂ /Agua (gaseosa)
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en paladio

Líquidos miscibles

2. En función de su comportamiento

Ideales

No ideales

DISOLUCIÓN: Concentración de una Disolución

La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

PORCENTAJE EN MASA

$$\% \text{ en masa} = \left(\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \right) \cdot 100$$

FRACCIÓN MOLAR (x)

$$x_A = \left(\frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales}} \right)$$

MOLARIDAD (M):

$$M = \left(\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}} \right)$$

Unidades: *moles/L*

MOLALIDAD (m):

$$m = \left(\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}} \right)$$

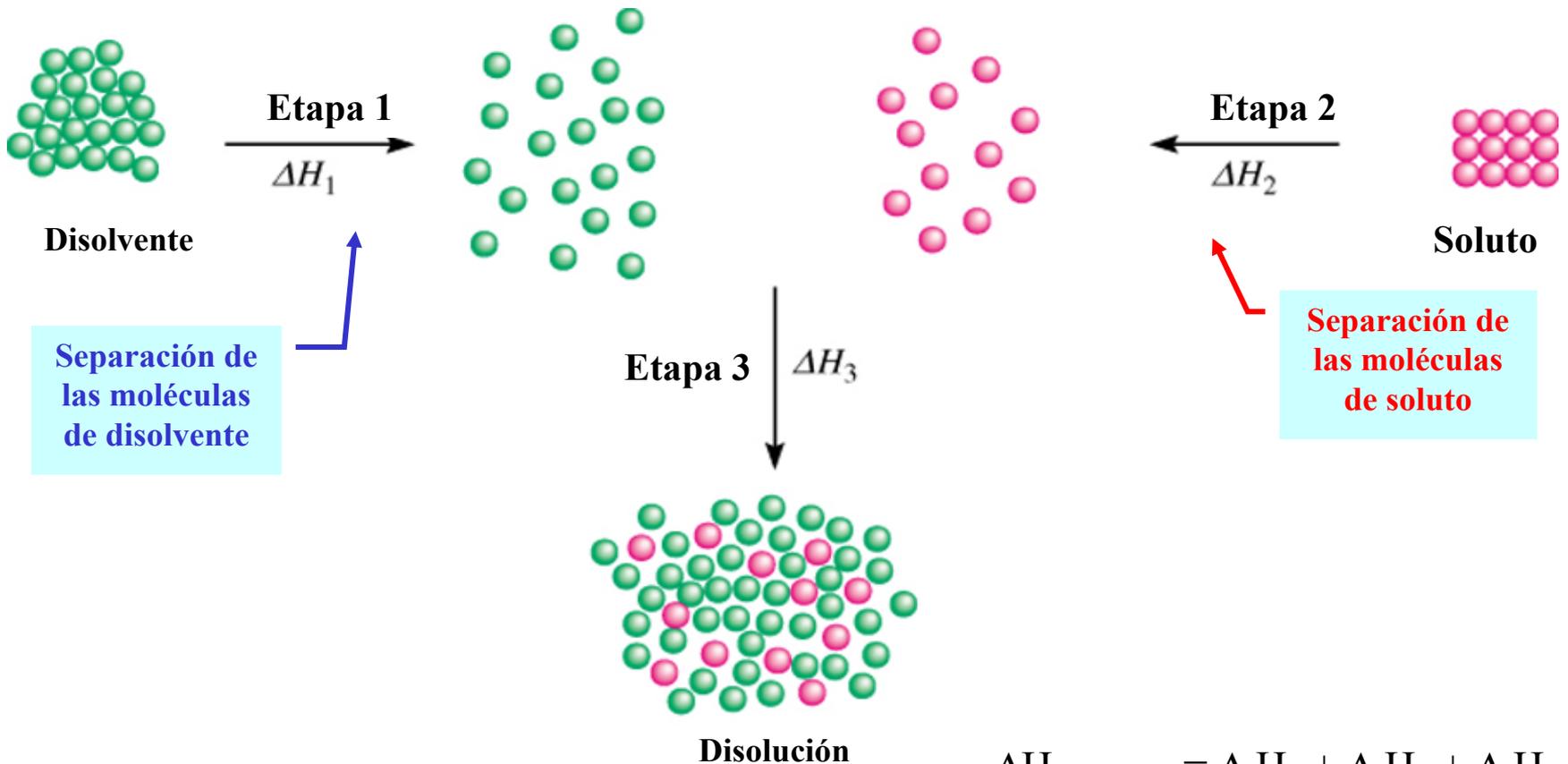
DISOLUCIÓN: Mecanismo

Durante el proceso de disolución hay que considerar 3 tipos de interacciones:

Interacción **disolvente-disolvente**

Interacción **soluto-soluto**

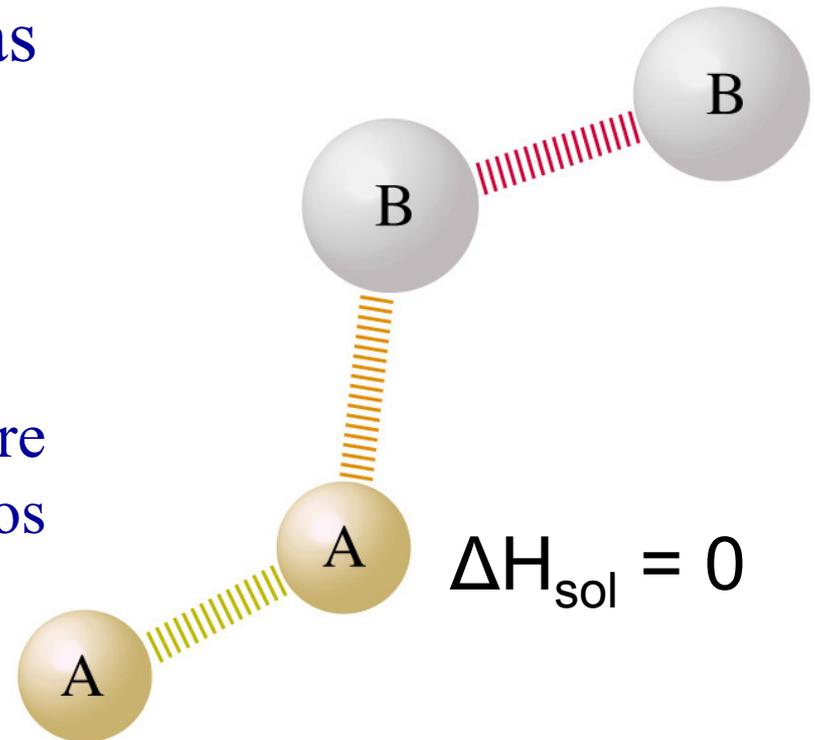
Interacción **disolvente-soluto**



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

DISOLUCIONES IDEALES

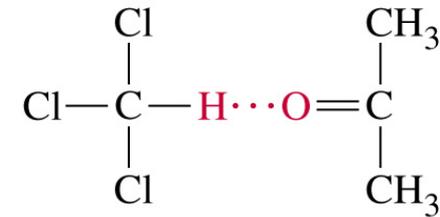
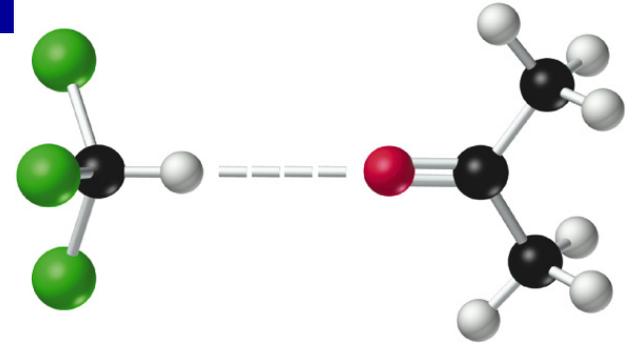
- La magnitud de ΔH_a , ΔH_b y ΔH_c dependen de las fuerzas intermoleculares.
- Disolución ideal:
 - Las fuerzas son similares entre todas las combinaciones de los componentes.



DISOLUCIONES NO IDEALES

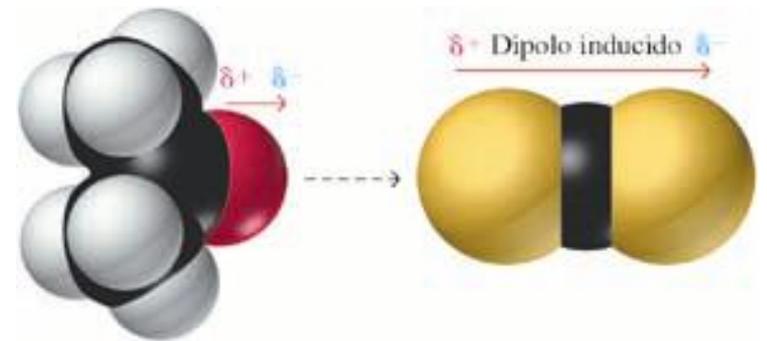
- Las fuerzas de adhesión exceden a las fuerzas de cohesión.

$$\Delta H_{\text{sol}} < 0$$



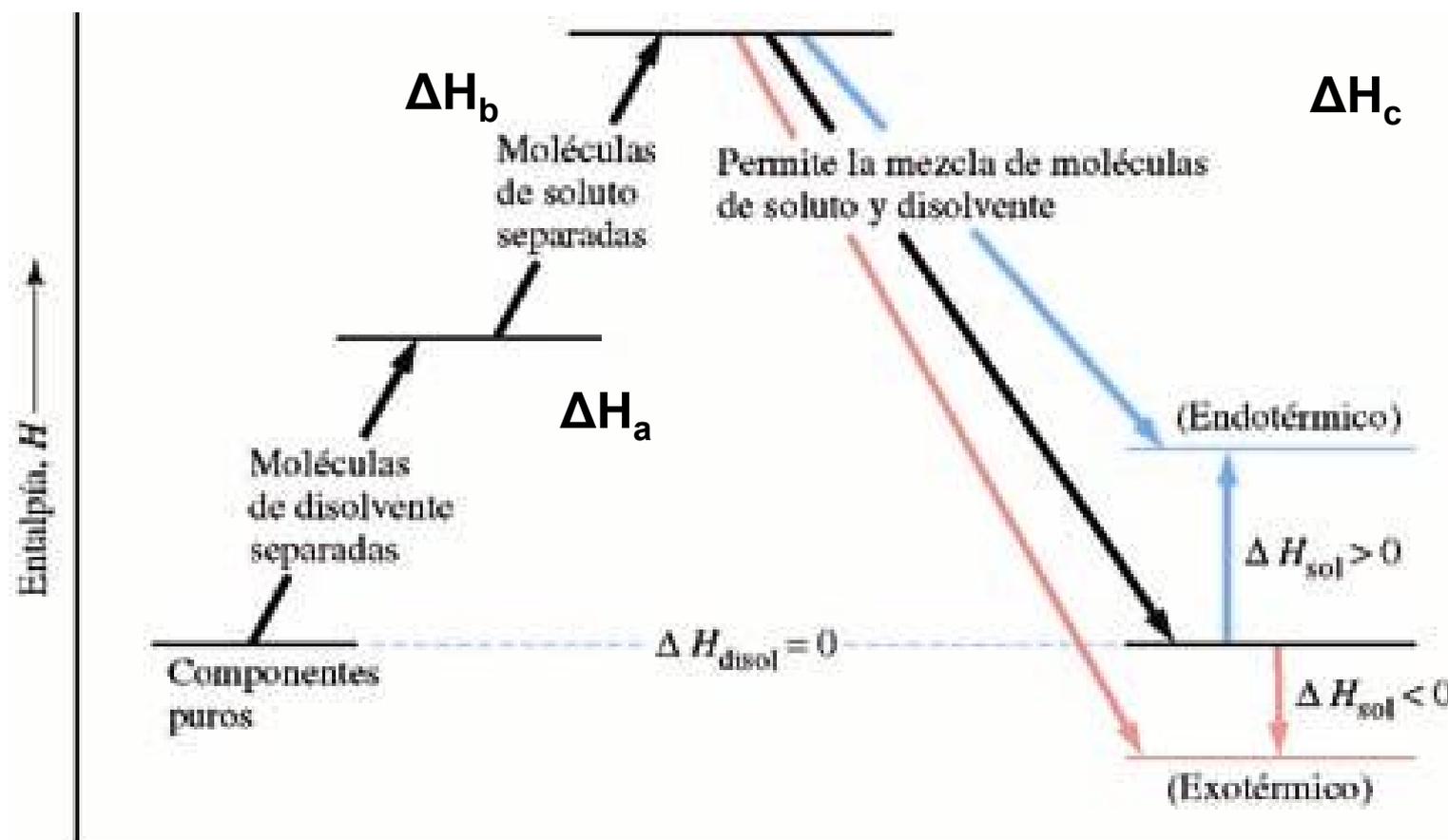
- Las fuerzas de adhesión son inferiores a las fuerzas de cohesión.

$$\Delta H_{\text{sol}} > 0$$

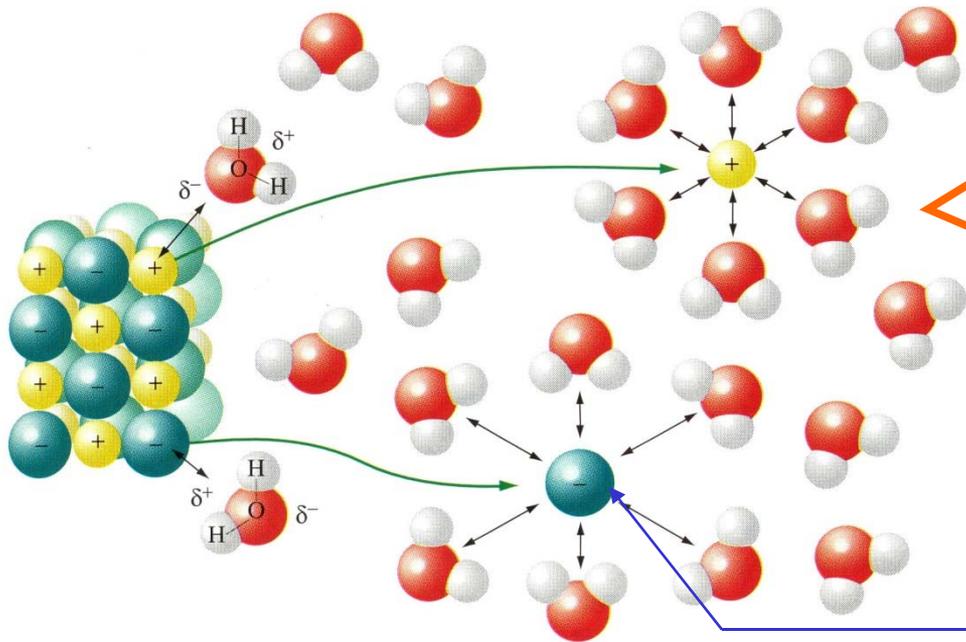


Al límite estas disoluciones son heterogéneas.

Procesos de Disolución



DISOLUCIONES IÓNICAS: Mecanismo

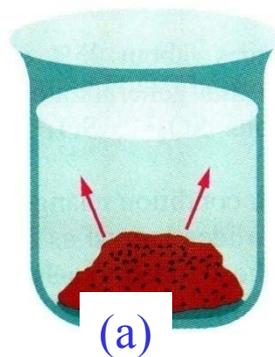


- **Ión solvatado:** Las moléculas del disolvente se orientan debido al campo generado por el ion.
- El edificio cristalino se rompe porque $|E_{\text{crist.}}| < |E_{\text{S}+D}|$

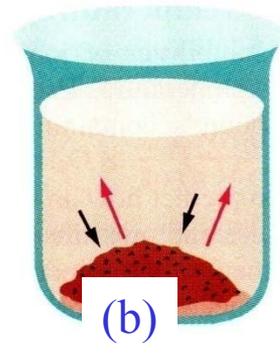
Ion solvatado

Disolución de un cristal iónico en agua

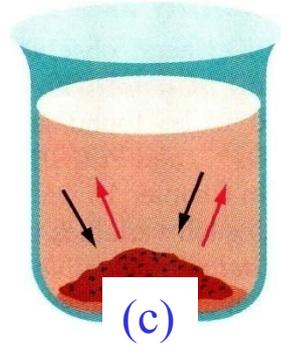
- (a) Fase de disolución
- (b) Fase en que E_{cristal} es significativa.
- (c) Disolución saturada



(a)



(b)

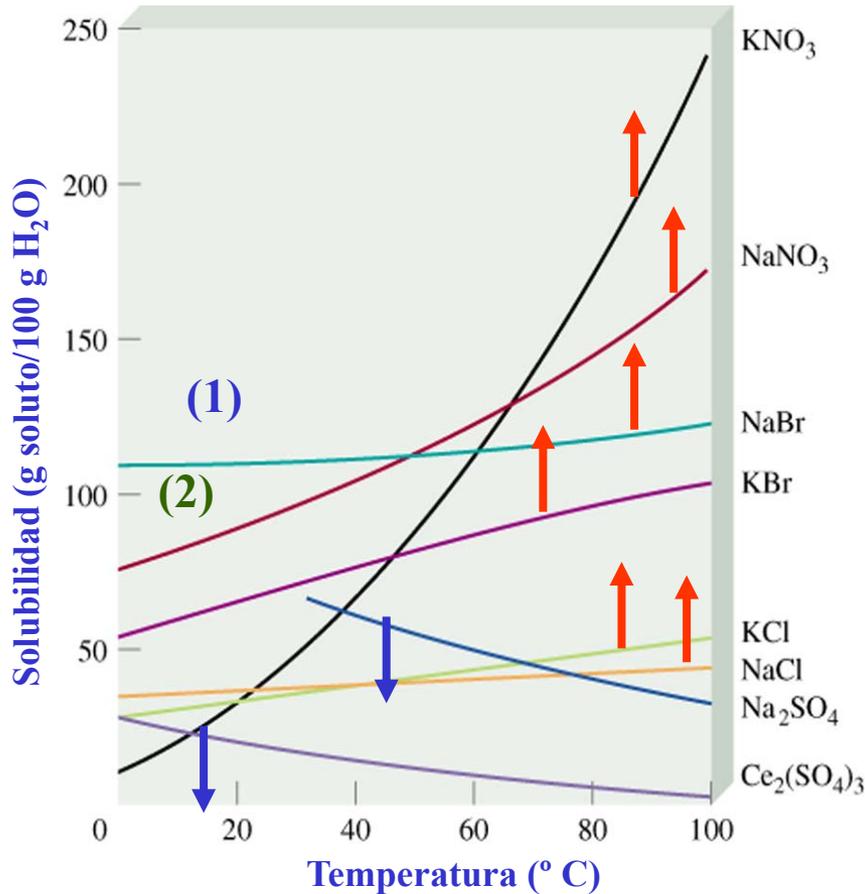


(c)

DISOLUCIÓN: Concepto de *Solubilidad*

Es la máxima cantidad (concentración) de soluto que puede disolverse en un disolvente dado, y a una determinada temperatura.

Unidades: *moles/L* *g/L*



- La solubilidad de un sólido varía con la temperatura
 - La solubilidad aumenta con la temperatura
 - La solubilidad disminuye al aumentar la temperatura

Para una determinada curva de solubilidad

- (1) **Disolución sobresaturada:** La concentración de la disolución es superior a la solubilidad
- (2) **Disolución no saturada:** La concentración de la disolución es inferior a la solubilidad

Solubilidad de varias sales en agua en función de la t^a

SOLUBILIDAD DE LOS GASES: Ley de Henry

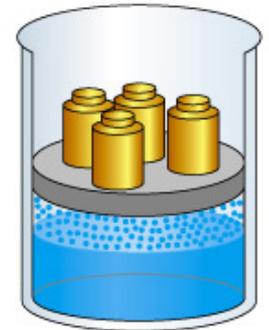
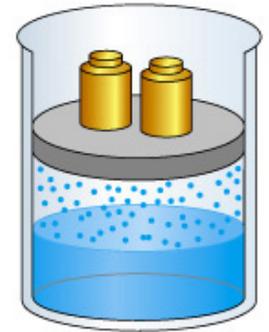
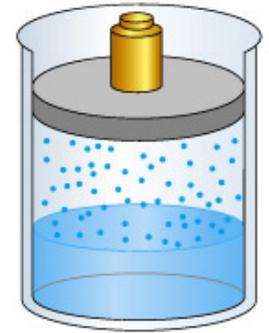
La concentración de un gas disuelto en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre el líquido, a t^{a} cte.



Solubilidad del gas
(p.e. mL/L)

$$C = k \cdot P_{\text{gas}}$$

La botella sin abrir está bajo una presión elevada de $\text{CO}_2(\text{g})$. Al abrirla, la presión se reduce con gran rapidez, liberándose $\text{CO}_2(\text{g})$ en forma de burbujas

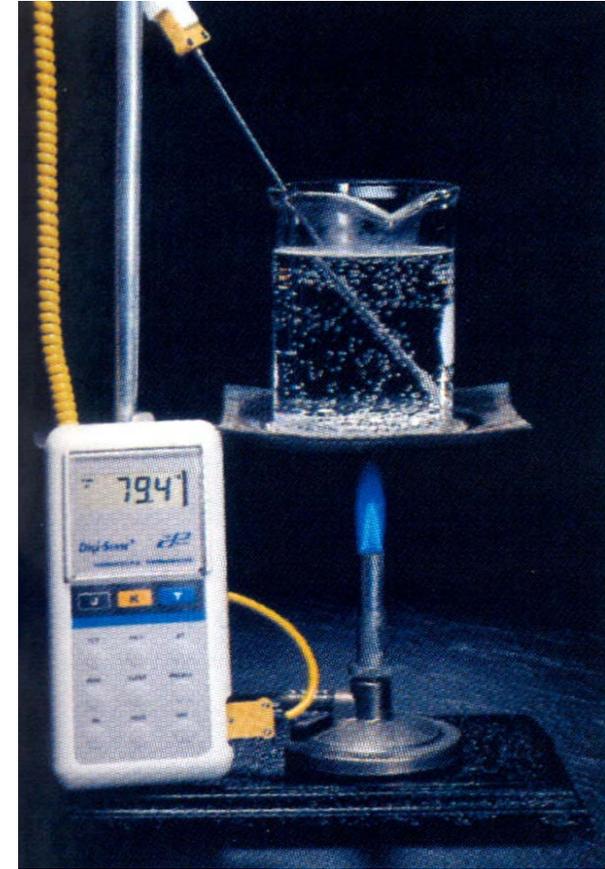


SOLUBILIDAD DE LOS GASES: Ley de Henry

La concentración de un gas disuelto en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre el líquido, a t^a cte.

$$C = k \cdot P_{\text{gas}} \quad \text{Solubilidad del gas (p.e. mL/L)}$$

- La mayoría de los gases son menos solubles en agua a medida que aumenta la temperatura.
- En los disolventes orgánicos suele ocurrir lo contrario.



El aire disuelto en agua se desprende a medida que se calienta el agua, a t^{as} inferiores a T_{eb}

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Dependen del nº de partículas del soluto en disolución y no de la naturaleza de las partículas

- ✓ Descenso de la presión de vapor
- ✓ Descenso del punto (T^a) de congelación
- ✓ Elevación del punto (T^a) de ebullición
- ✓ Presión osmótica (π)

Presión de vapor de las disoluciones

- Raoult, 1880:
 - Un soluto disuelto *disminuye* la presión de vapor del disolvente.
 - La presión parcial ejercida por el vapor del disolvente sobre una disolución ideal es el producto de la fracción molar del disolvente en la disolución, y la presión de vapor del disolvente puro a la temperatura dada.

$$P_A = x_A \cdot P_A^o$$

DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR

Soluto no volátil

$$P_D = x_d \cdot P_d^0$$



$$P_d^0 - P_D = (1 - x_d) \cdot P_d^0 = x_s \cdot P_d^0$$

Ley de Raoult

Soluto volátil

$$P_D = x_d \cdot P_d^0 + x_s \cdot P_s^0$$

P_D = Presión de vapor de la disolución

P_d^0 = Presión de vapor del disolvente puro

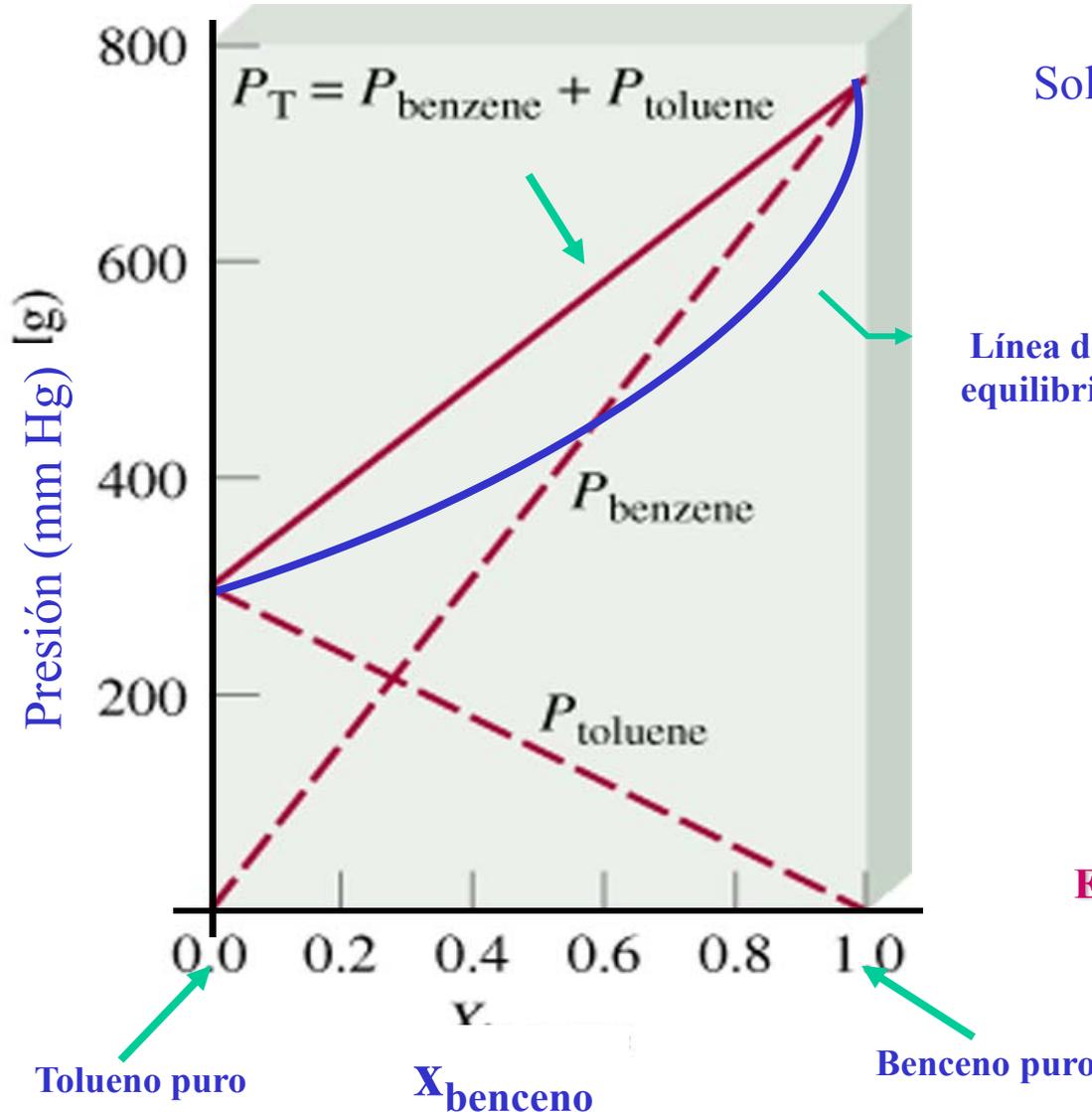
P_s^0 = Presión de vapor del soluto puro

x_d = Fracción molar del disolvente

x_s = Fracción molar del soluto

DISOLUCIONES IDEALES

Son aquéllas que cumplen la Ley de Raoult (ej: Benceno-Tolueno)



Soluto (A) y disolvente (B) volátiles

Fase vapor

$$P_T = P_A + P_B$$

Ley de Dalton

$$P_A = y_A P_T$$

$$P_B = y_B P_T$$

Fase líquida

$$P_D = x_A \cdot P_A^0 + x_B \cdot P_B^0$$

En el equilibrio

$$P_T = P_D$$

$$P_A = x_A \cdot P_A^0$$

$$P_B = x_B \cdot P_B^0$$

DESCENSO CRIOSCÓPICO

Descenso de la
Temperatura de
congelación

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

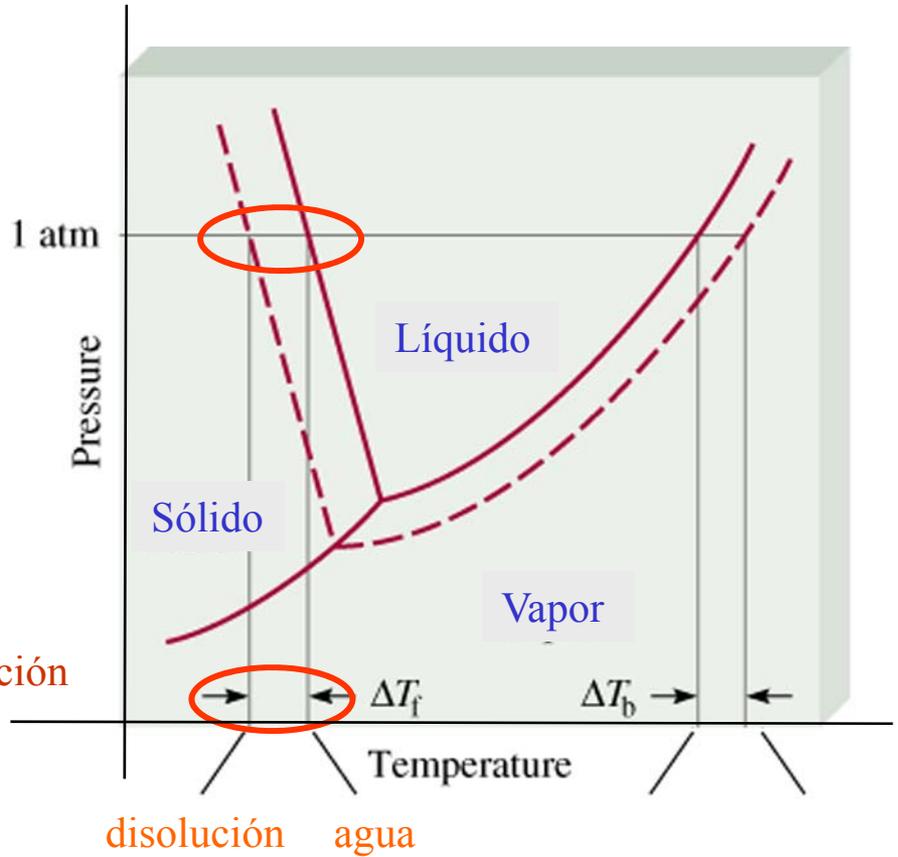
$$\Delta T_c = T_{c,d} - T_{c,D}$$

m = molalidad de la disolución

K_c = constante crioscópica del disolvente



Pto. de congelación



DESCENSO EBULLOSCÓPICO

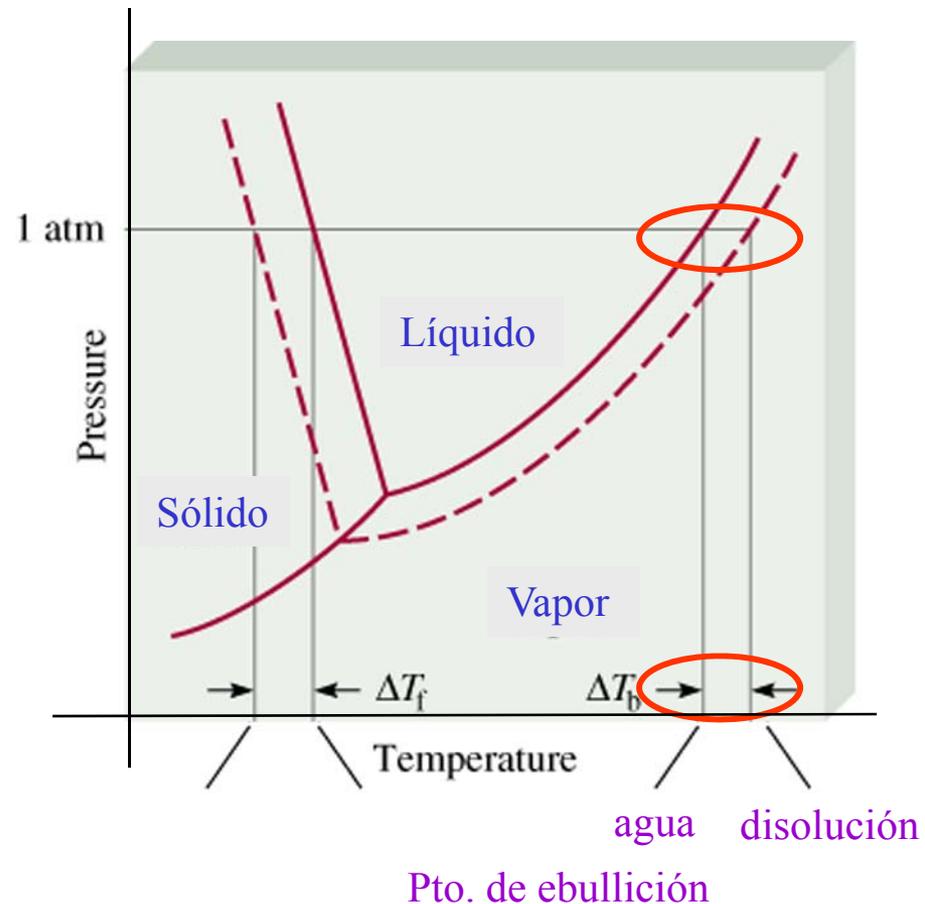
Elevación de la
Temperatura de
Ebullición

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

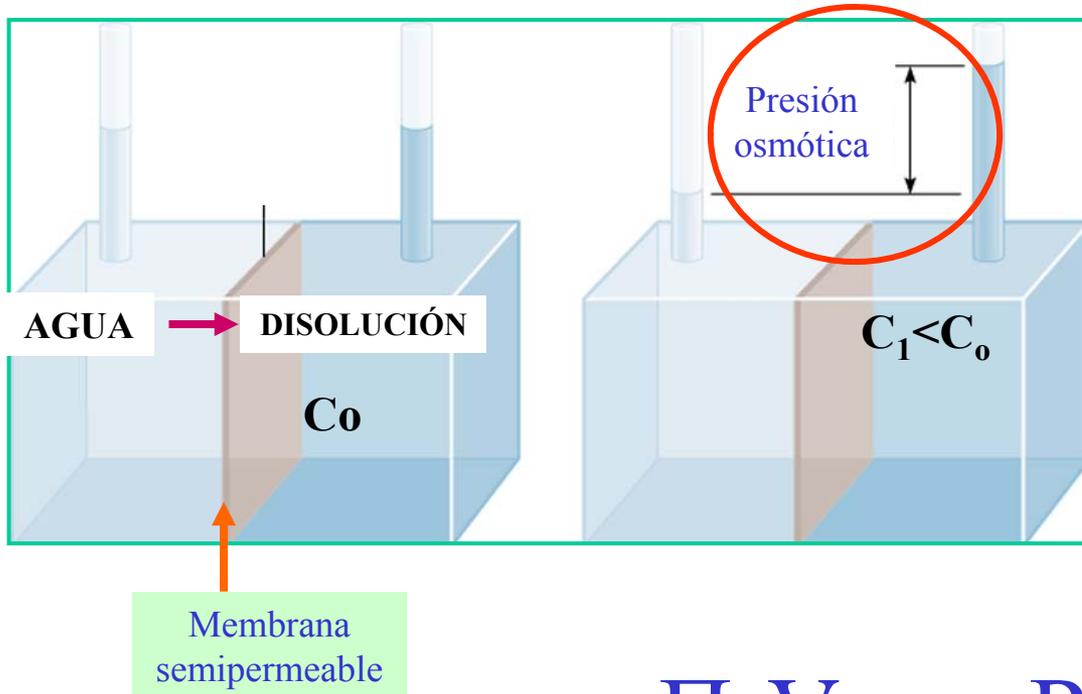
$$\Delta T_e = T_{e,d} - T_{e,D}$$

m = molalidad de la disolución

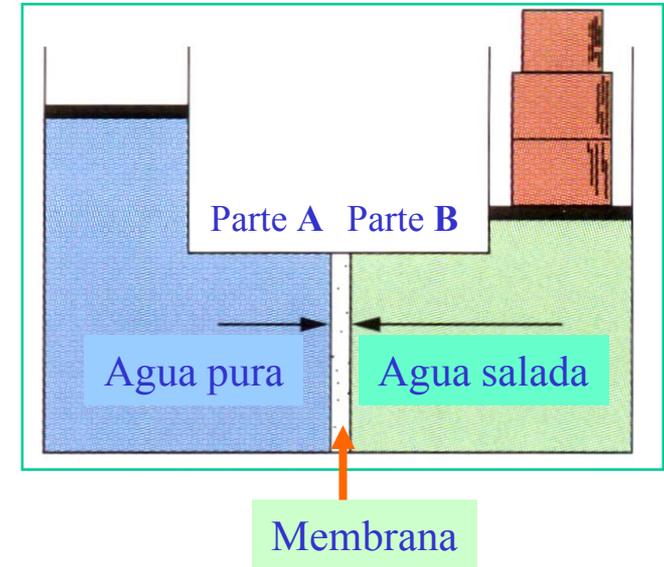
Ke = constante ebulloscópica del disolvente



PRESIÓN OSMÓTICA



Desalinización del agua salada por **ósmosis inversa**



$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ósmosis es el paso selectivo de moléculas de disolvente a través de una membrana porosa, desde una disolución diluida a una más concentrada.

Presión osmótica (π), es la presión necesaria para impedir la ósmosis. Depende del nº de partículas en disolución.

Disoluciones de electrolitos

- Svante Arrhenius (Premio Nobel en 1903):

Ciertos solutos producen un efecto mayor que el esperado sobre las propiedades coligativas



Propiedades Coligativas anómalas

$$i = \frac{\Delta T_f \text{ medido}}{\Delta T_f \text{ esperado}}$$

$$\Delta T_c = i * K_c * m$$

$$\Delta T_e = i * K_e * m$$

$$\pi * V = i * n * RT$$

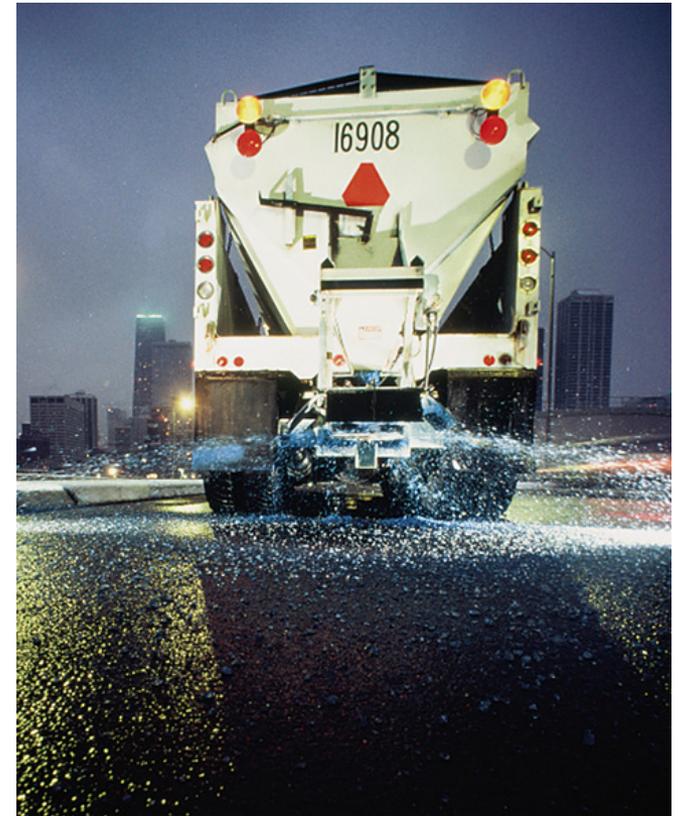
m = molalidad de la disolución

Ke = constante ebulloscópica del disolvente

Kc = constante crioscópica del disolvente

i = Factor de Vant'Hoff $\begin{cases} i = 1 & \text{Soluto no iónico} \\ i \neq 1 & \text{Soluto iónico} \end{cases}$

Aplicaciones prácticas

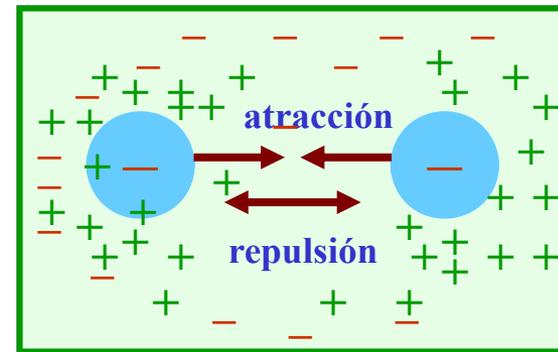
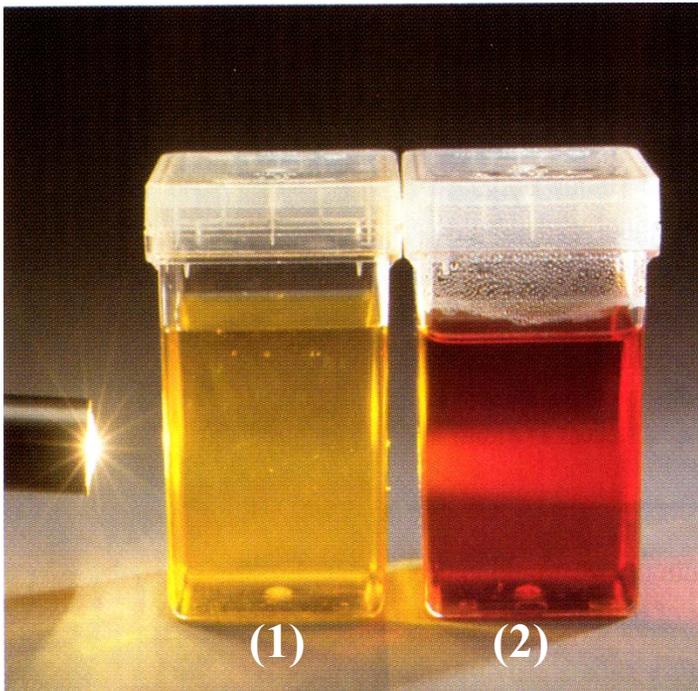


5.5

Mezclas Coloidales

MEZCLAS COLOIDALES

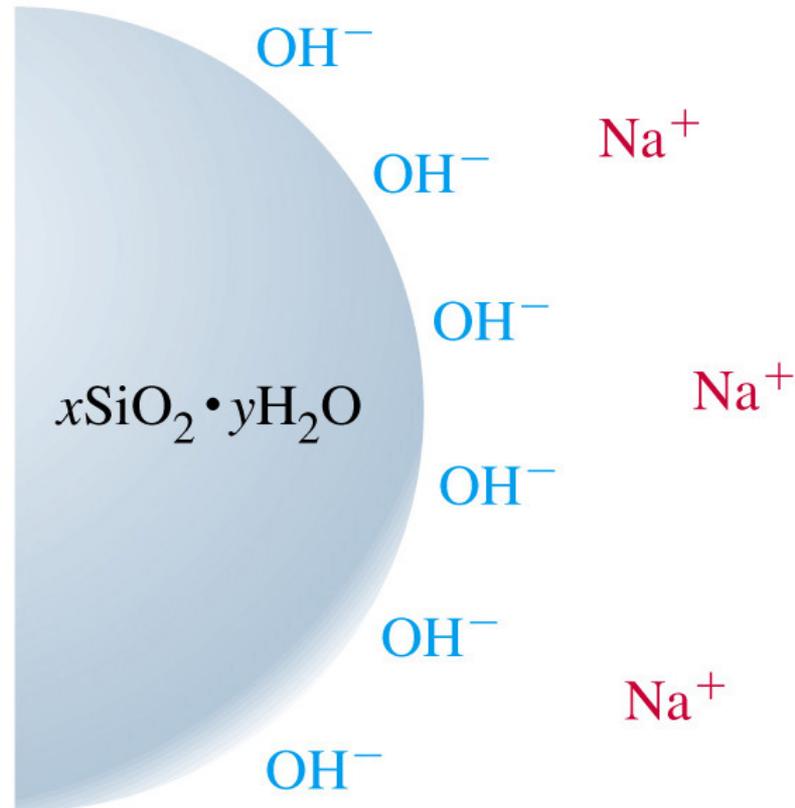
Coloide es un sistema en el que un componente (**fase dispersa**) se distribuye sobre otro componente (**medio dispersante**). Tamaño de la fase dispersa: 1nm - 1 μ



Estabilidad de los coloides

Un haz de luz no se hace visible al atravesar una disolución (1) y puede observarse al atravesar una dispersión coloidal de Fe_2O_3 (2)

MEZCLAS COLOIDALES



Los rayos solares atraviesan las nubes, produciendo dispersión de luz bajo la atmósfera

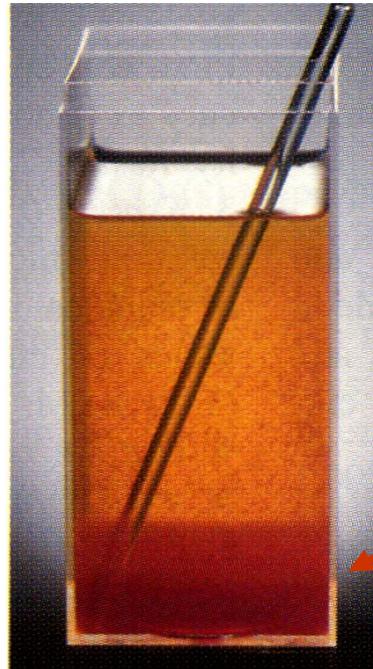
- Partículas en el intervalo de 1-1000 nm. :
 - *Nanopartículas* de distintas formas: cilíndrica, discos, esferas.
 - Las partículas pueden permanecer suspendidas de forma indefinida.
 - **La leche es un material coloidal.**
- La fuerza iónica creciente puede provocar la precipitación.

MEZCLAS COLOIDALES

(1)



(2)



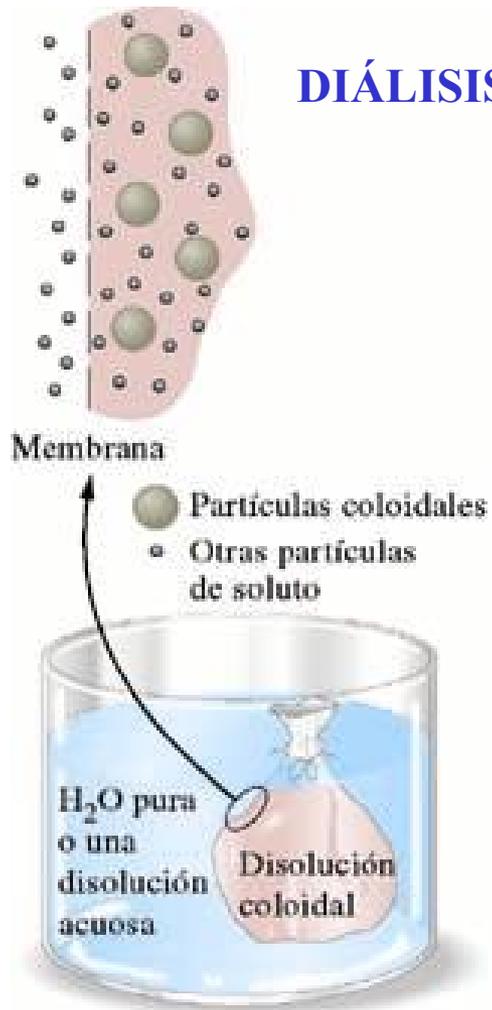
(1) Coloide hidratado de Fe_2O_3 , rojo

(2) Coagulación del coloide por adición de unas gotas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Formación de un precipitado

MEZCLAS COLOIDALES

Algunos tipos de coloides



Fase dispersa	Medio de dispersión	Tipo	Ejemplos
Sólida	Sólido	Suspensión sólida	Ópalo, gemas naturales y sintéticas
Sólida	Líquido	Suspensión	Pintura, sílica gel
Sólida	Gas	Aerosol	Humo, aire polvoriento
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Helado, perla
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Líquido	Gas	Aerosol	Niebla, bruma
Gas	Sólido	Espuma sólida	Lava, piedra pómez
Gas	Líquido	Espuma	Cerveza, agua jabonosa

Principio de la Diálisis:

Las moléculas de disolvente y/o las de soluto pasan a través de una membrana semipermeable, en cambio las partículas coloidales no pasan. Esta técnica se emplea para la eliminación del exceso de iones de un coloide

EL ESTADO LÍQUIDO



Fin del Capítulo