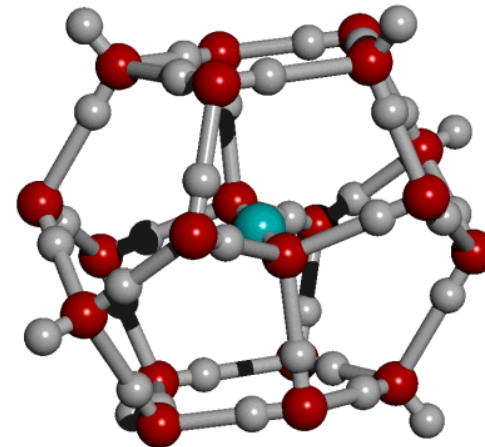
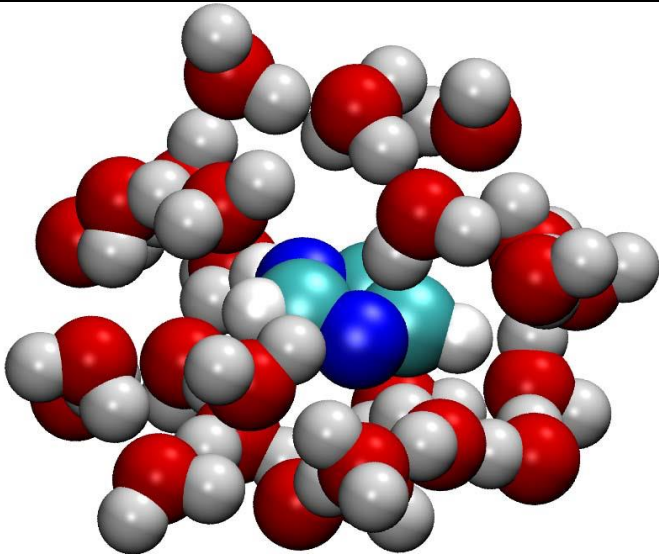




Brown: Capitulo 11
Chang: Capitulo 11

Unidad I

FUERZAS INTERMOLECULARES DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS





- Teoría cinética para líquidos y sólidos, fuerzas intermoleculares (dipolo-dipolo, ion-dipolo, van der Waals, puentes de hidrógeno),
- Estado líquido (tensión superficial, viscosidad, propiedades del agua)
- Estructura cristalina, tipos de cristales (iónicos, moleculares, covalentes y metálicos), sólidos amorfos.
- Propiedades físicas de las disoluciones (efecto de la presión y temperatura en la solubilidad).
- Propiedades coligativas en no-electrolitos y electrolitos.

Estados de la materia

- Adopta la forma de la porción del recipiente que ocupa
- No se expande para llenar el recipiente
- Es prácticamente incompresible
- Fluye fácilmente
- La difusión dentro de un líquido es lenta



- Conserva su propia forma y volumen
- Es prácticamente incompresible
- No fluye
- La difusión dentro de un sólido ocurre con extrema lentitud



- Asume tanto el volumen como la forma del recipiente
- Es compresible
- Fluye fácilmente
- La difusión dentro de un gas ocurre rápidamente



Fuerzas Intermoleculares



Las **fuerzas intramoleculares** se producen cuando los átomos pueden formar unidades estables llamadas **moléculas**.

Las **fuerzas intermoleculares** son interacciones de naturaleza electrostática que gobiernan muchas propiedades macroscópicas de la materia:

El estado de agregación de una sustancia (sólido, líquido o gas)

Temperaturas a las que ocurren los cambios de estado (puntos de ebullición y de fusión).



reflejan la magnitud de las fuerzas intermoleculares



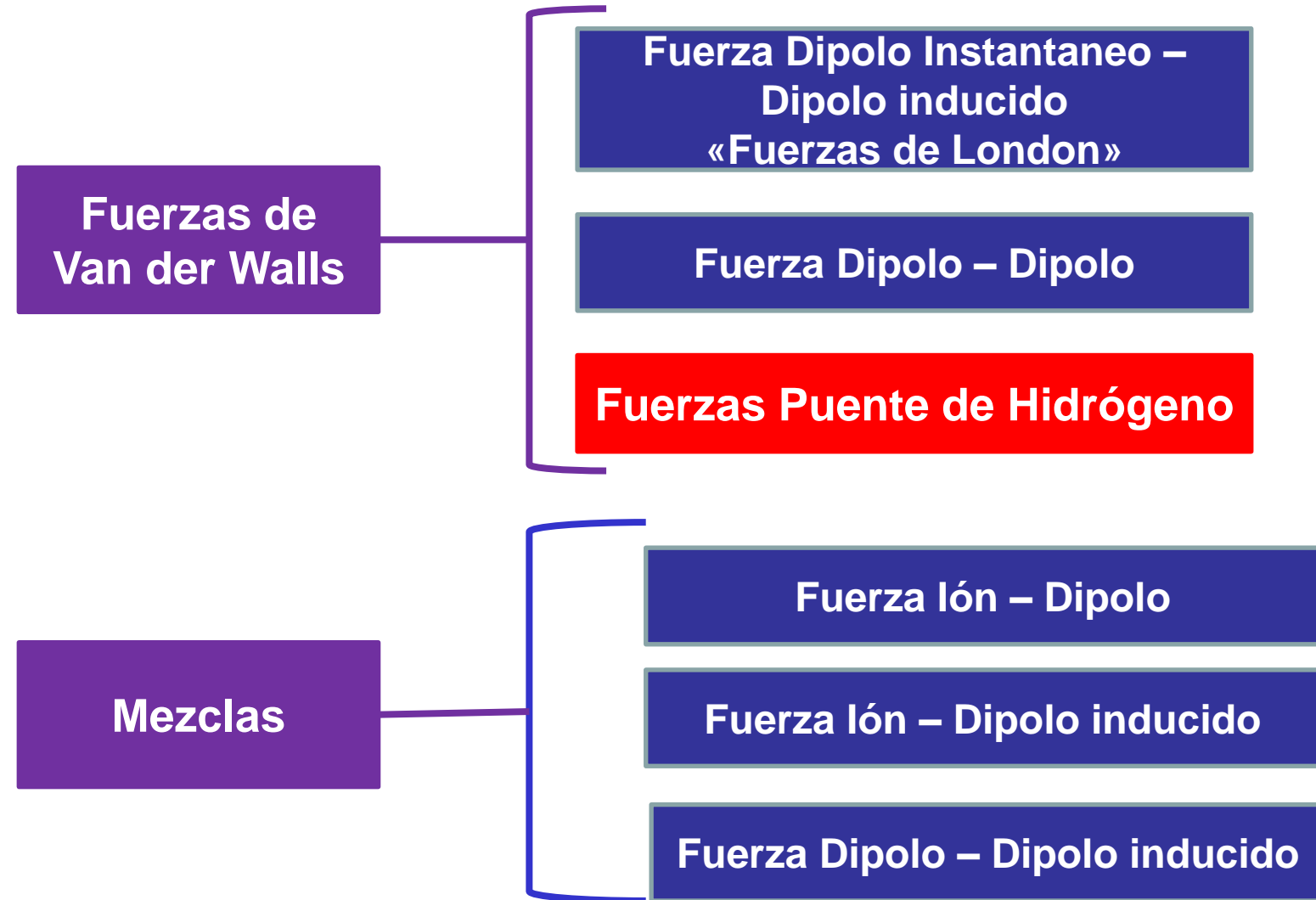
Las principales interacciones entre ***moléculas neutras*** son:

- Interacciones dipolo-dipolo (compuestos polares)
- Interacciones de dispersión de London (compuestos apolares)
- Interacción de enlace hidrógeno.

En el caso de las disoluciones, mezclas, la fuerza de interacción es de tipo ion-dipolo y son de ***naturaleza electrostática***



FUERZAS INTERMOLECULARES

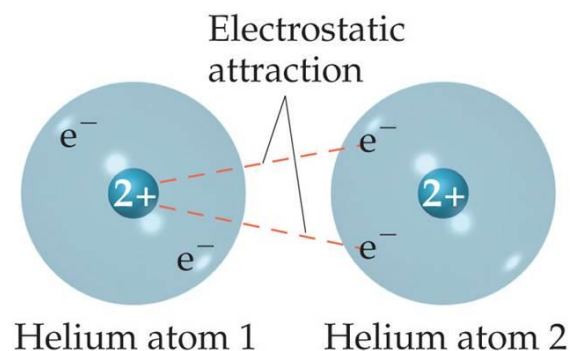


Fuerzas de Dispersión de London

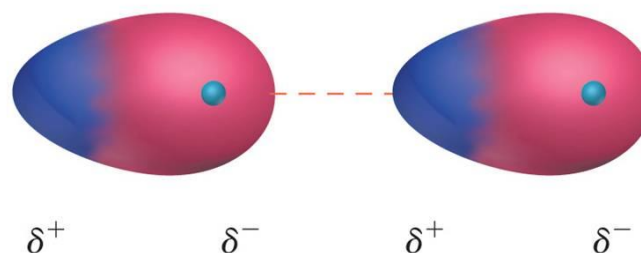


La facilidad que tiene un átomo para deformar su nube electrónica se llama **POLARIZABILIDAD**.

Mientras mayor es la **polarizabilidad** mayor será la tendencia a inducir un dipolo en la molécula → mayor fuerza de interacción



(a)



(b)



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

Fuerzas de Dispersión de London



Puntos de ebullición de los halógenos y los gases nobles					
Halógeno	Masa molecular (uma)	Punto de ebullición (K)	Gas noble	Masa molecular (uma)	Punto de ebullición (K)
F ₂	38.0	85.1	He	4.0	4.6
Cl ₂	71.0	238.6	Ne	20.2	27.3
Br ₂	159.8	332.0	Ar	39.9	87.5
I ₂	253.8	457.6	Kr	83.8	120.9
			Xe	131.3	166.1

Mientras **mayor es el número de electrones**, más difusa es la nube electrónica y mayor será la **polarizabilidad**.

La intensidad de las fuerzas de dispersión tiende a aumentar al incrementarse la masa molar.

Polarizabilidad



Las fuerzas de dispersión operan entre todas las moléculas, sean polares o no polares.

Las moléculas polares experimentan atracciones dipolo-dipolo, pero también experimentan fuerzas de dispersión al mismo tiempo



Distribución al azar de los dipolos temporales cuando las moléculas están separadas



Dipolos temporales complementarios cuando las moléculas están en contacto

Fuerzas de Dispersión de London

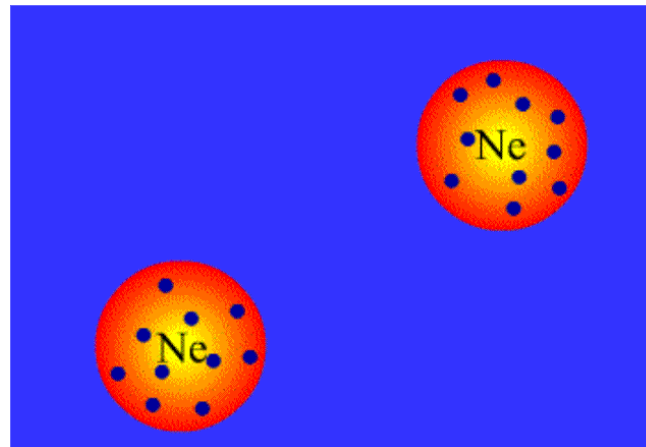


Gases no polares pueden licuarse → Fuerza de interacción

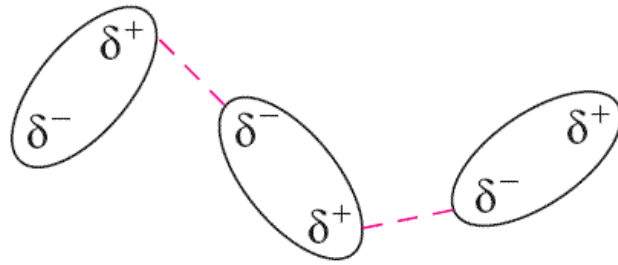
Involucran la atracción entre dipolos temporalmente inducidos en moléculas no polares.

Se induce un momento dipolar pequeño y temporal cuando una molécula se acerca a otra.

La nube electrónica se distorsiona por la presencia de la otra molécula. Esta fuerza de atracción depende del contacto superficial estrecho entre dos moléculas y es proporcional al área superficial molecular.

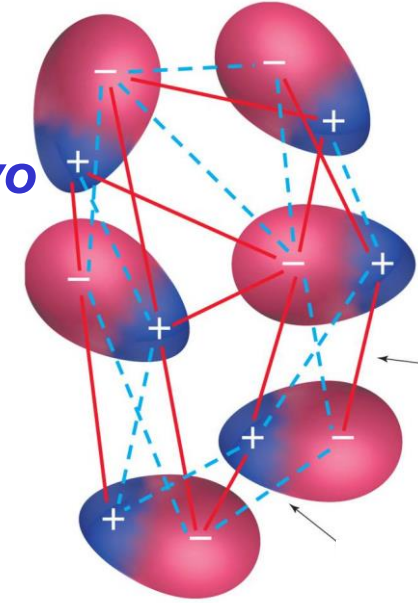


Fuerzas Dipolo – Dipolo

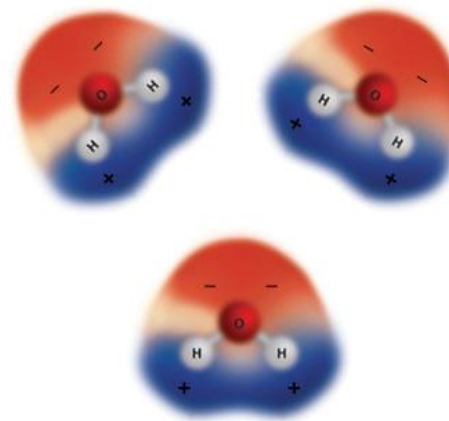
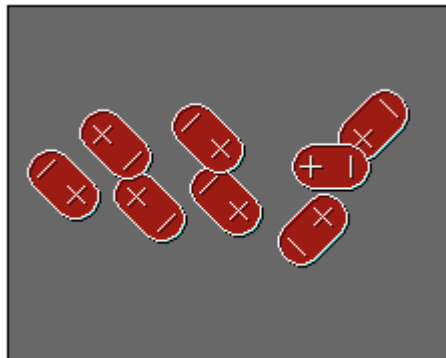


extremo positivo

extremo negativo



Las **fuerzas dipolo- dipolo** sólo son eficaces cuando las moléculas polares están muy juntas, y generalmente son más débiles que las fuerzas ion-dipolo.



Fuerzas Dipolo – Dipolo.



Masas moleculares, momentos dipolares y puntos de ebullición de varias sustancias orgánicas simples

Sustancia	Masa molecular (uma)	Momento dipolar μ (D)	Punto de ebullición (K)
Propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0.1	231
Éter dimetílico, CH_3OCH_3	46	1.3	248
Cloruro de metilo, CH_3Cl	50	1.9	249
Acetaldehído, CH_3CHO	44	2.7	294
Acetonitrilo, CH_3CN	41	3.9	355

Para moléculas con masas y tamaños aproximadamente iguales, la intensidad de las atracciones intermoleculares aumenta al incrementarse la polaridad.

El punto de ebullición aumenta al incrementarse el momento dipolar.

Moléculas con polaridad parecida, las que tienen menor volumen molecular generalmente experimentan fuerzas de atracción dipolo-dipolo más intensas.

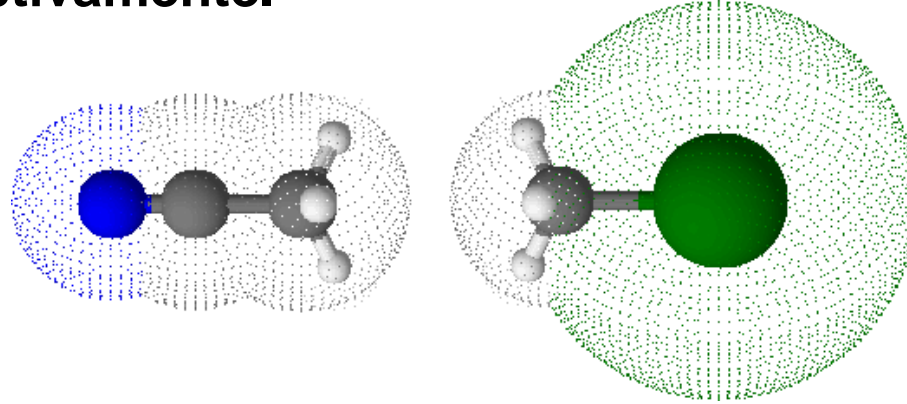


1. Moléculas tienen forma y masa molar comparables, las fuerzas de dispersión son aproximadamente iguales. Las moléculas más polares tienen las atracciones más fuertes.
2. Si las moléculas difieren ampliamente en su masa molecular, las fuerzas de dispersión suelen ser las decisivas. La molécula con mayor masa tiene las atracciones más fuertes.

Ejercicio



Ejercicio: Los momentos dipolares del acetonitrilo, CH_3CN , y del yoduro de metilo, CH_3I , son 3.9 D y 1.62 D, respectivamente.



(a) ¿Cuál de estas sustancias tendrá mayores atracciones dipolo-dipolo entre sus moléculas?

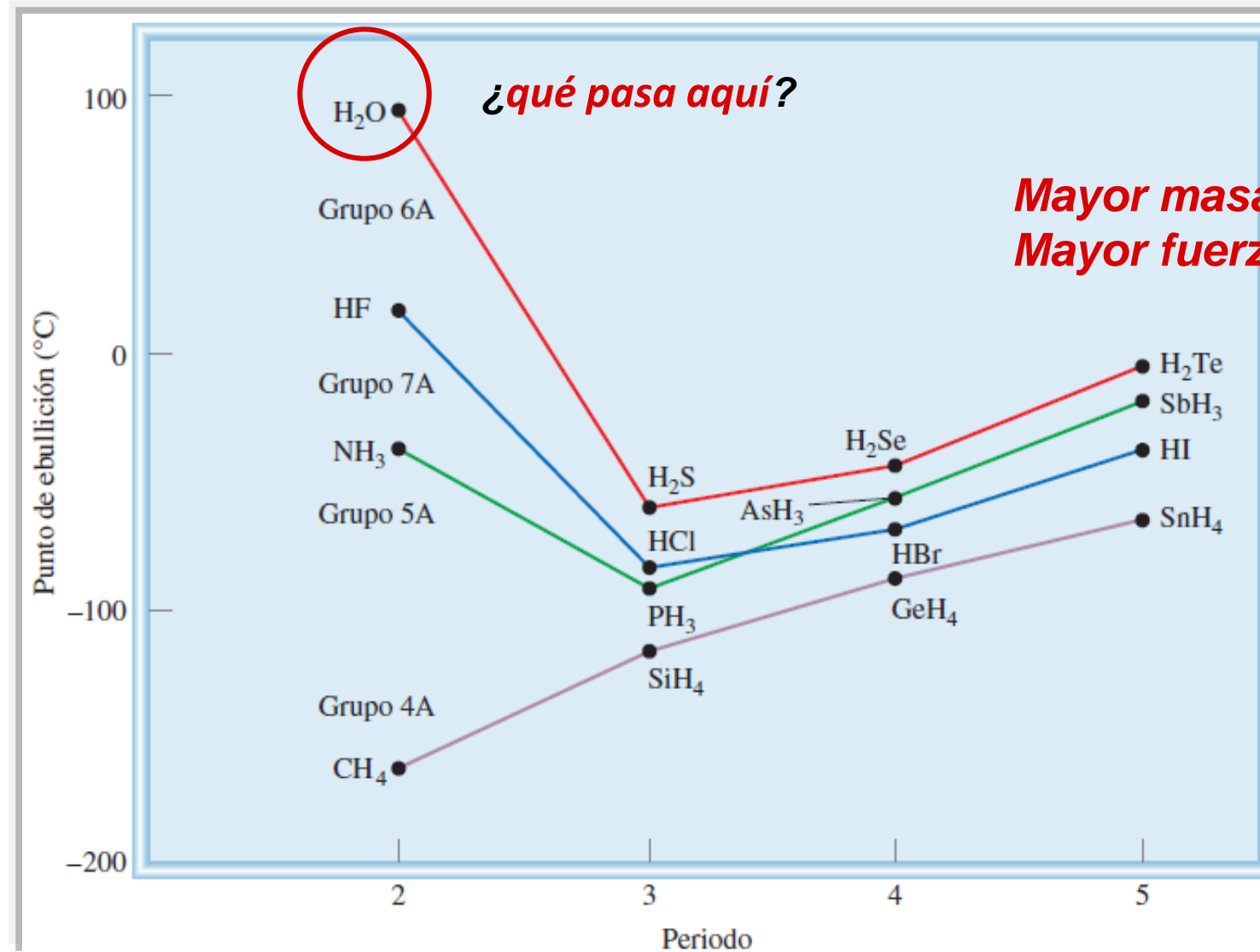
(b) ¿Cuál tendrá las mayores atracciones de dispersión de London?

(c) Los puntos de ebullición de CH_3CN y CH_3I son 354.8 K y 315.6 K, respectivamente. ¿Cuál sustancia tiene mayores fuerzas de atracción globalmente?

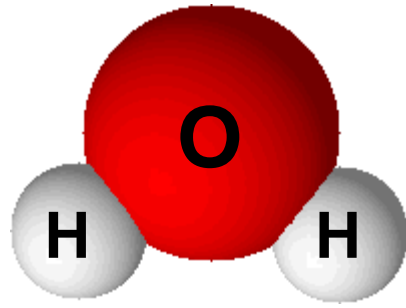
Nuevo Fenómeno



Puntos de ebullición de los hidruros del grupo 4A (abajo) y del grupo 6A (arriba) en función de la masa molar



Enlace de Hidrógeno

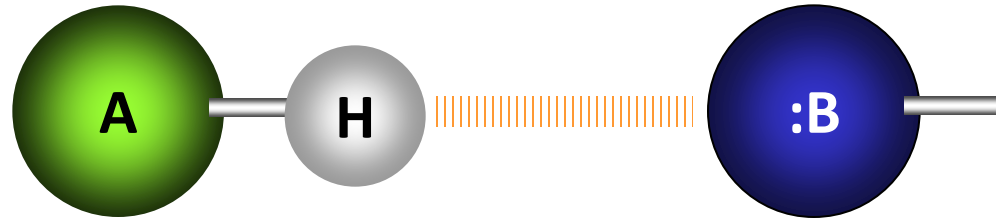


Punto de fusión alto
Calor específico alto
Calor de vaporización alto.



***fuerzas entre las
moléculas de
H₂O son intensas***

Enlace de hidrógeno *atracción intermolecular que existe entre:*

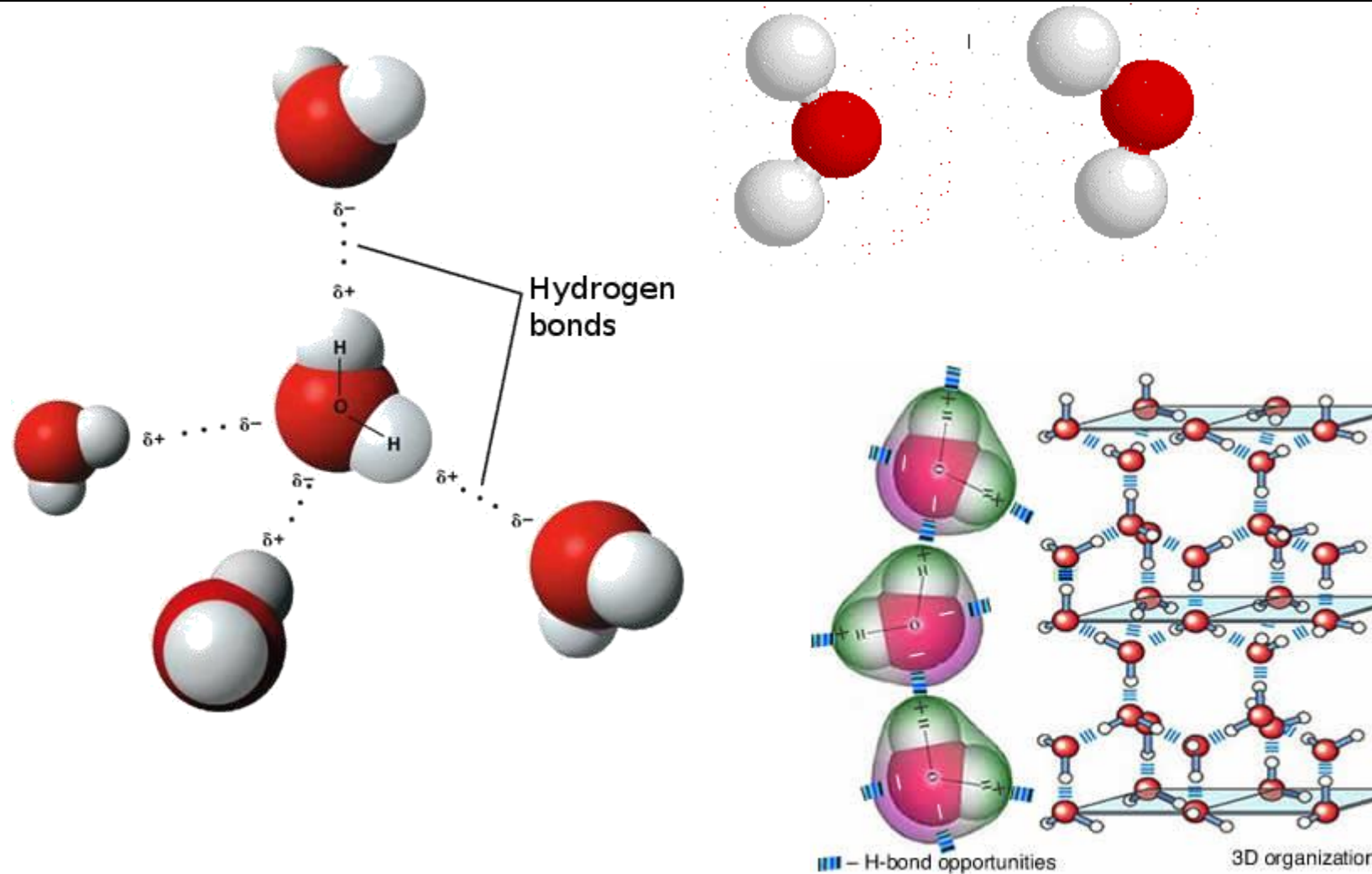


*átomo de hidrógeno
de un enlace polar
(enlace H-F H-O o H-N)*

*par de electrones no compartido
en un ion o átomo electronegativo
pequeño de otra molécula.*

(un átomo F, O o N)

Enlace de Hidrógeno

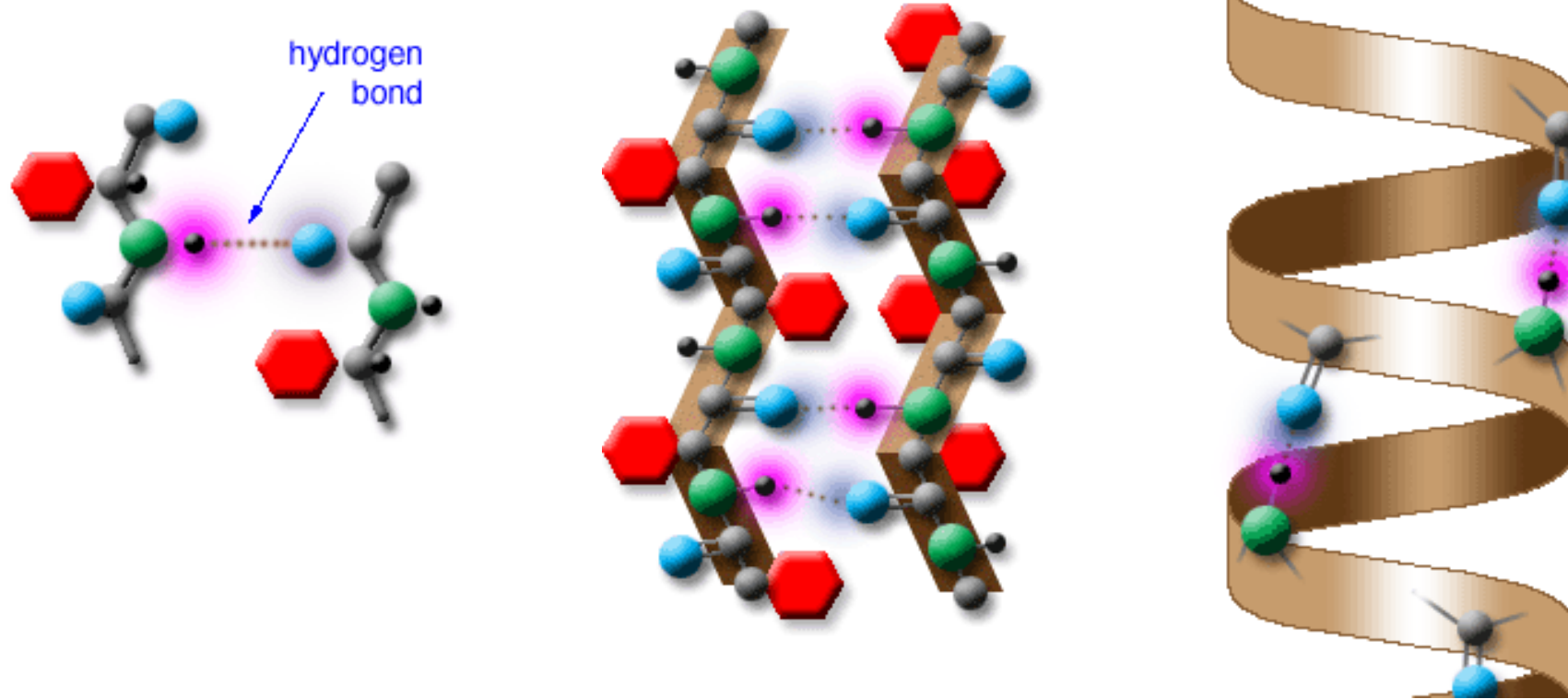


Las energías de los enlaces de hidrógeno varían de 4 kJ/mol hasta 25 kJ/mol; por tanto, son mucho más débiles que los enlaces químicos ordinarios

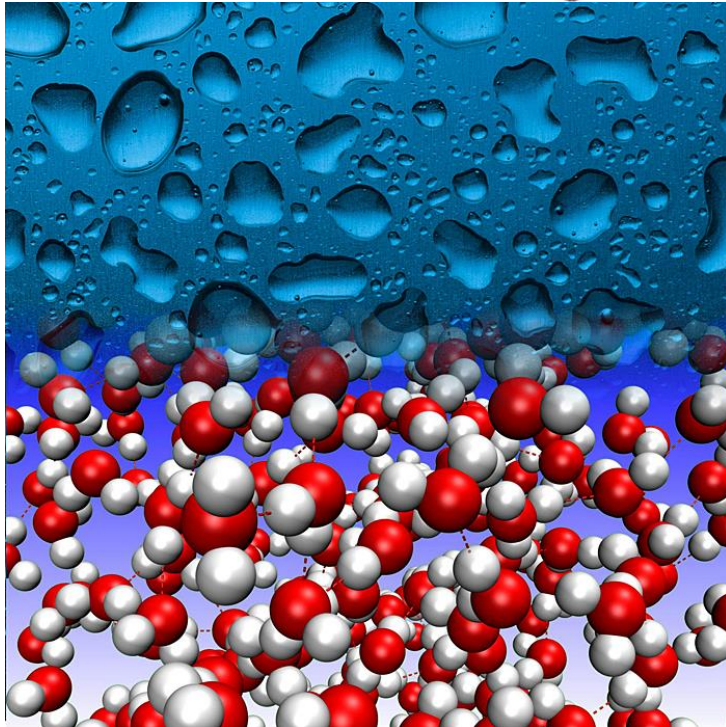
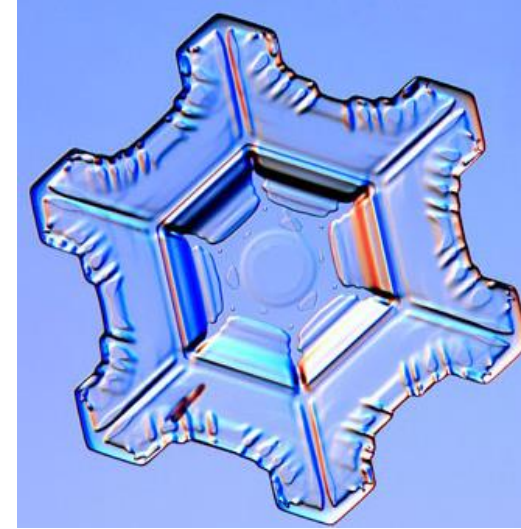
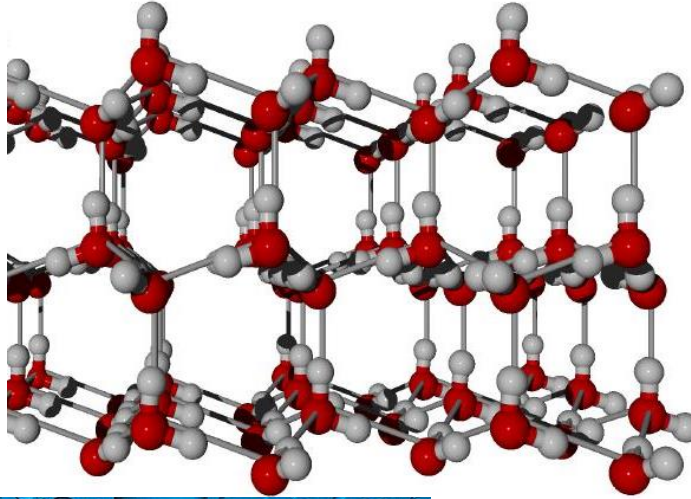
Enlace de Hidrógeno



Son generalmente más fuertes que las atracciones dipolo-dipolo o las fuerzas de dispersión y desempeñan papeles importantes en muchos sistemas químicos y biológicos.



Enlace de Hidrógeno

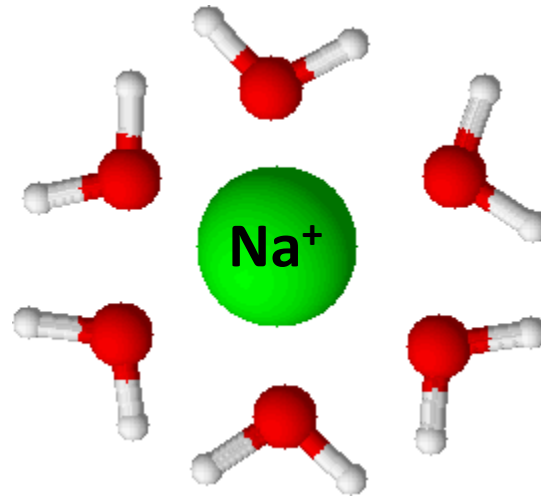


El agua es una de las pocas sustancias que se expande al congelarse. La expansión se debe a que la estructura del hielo es más abierta que la del agua líquida.

Fuerzas Ión –Dipolo

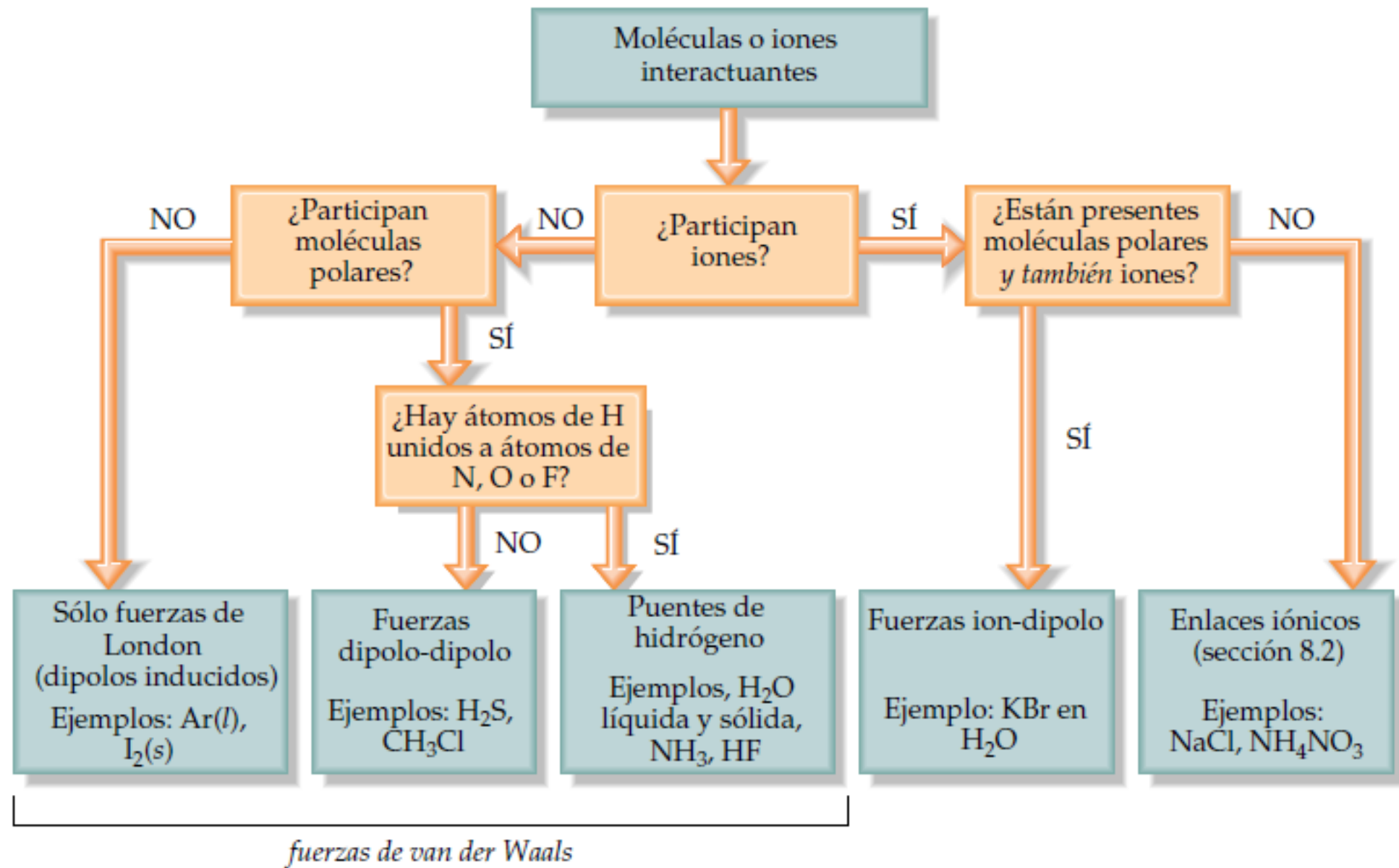


La **fuerza ion-dipolo** ocurre entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar. Las moléculas polares son dipolos; tienen un extremo positivo y uno negativo.



Los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo

La magnitud de la atracción aumenta al incrementarse la carga del ion o la magnitud del momento dipolar.





EJERCICIO

¿En cuáles de las sustancias siguientes es probable que los enlaces de hidrógeno desempeñen un papel importante para determinar las propiedades físicas: metano (CH_4), hidracina (H_2NNH_2), fluoruro de metilo (CH_3F) o sulfuro de hidrógeno (H_2S)?



Estado líquido

Propiedades importantes de los líquidos

1. Viscosidad (poise, 1 g/cm-s)



Resistencia de un líquido a fluir

> viscosidad fluye más lento



- Puede medirse determinando el tiempo que tarda cierta cantidad del líquido en fluir a través de un tubo delgado bajo la influencia de la gravedad.
- Disminuye al aumentar la temperatura y se relaciona con las fuerzas intermoleculares de atracción, con el tamaño y la forma de las moléculas.

A temperaturas más altas, la mayor energía cinética de las moléculas vence más fácilmente las fuerzas de atracción entre ellas



En una serie de compuestos análogos, la viscosidad aumenta al incrementarse la masa molar

Viscosidades de una serie de hidrocarburos a 20°C		
Sustancia	Fórmula	Viscosidad (cP)
Hexano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	0.326
Heptano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	0.409
Octano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	0.542
Nonano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	0.711
Decano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	1.42

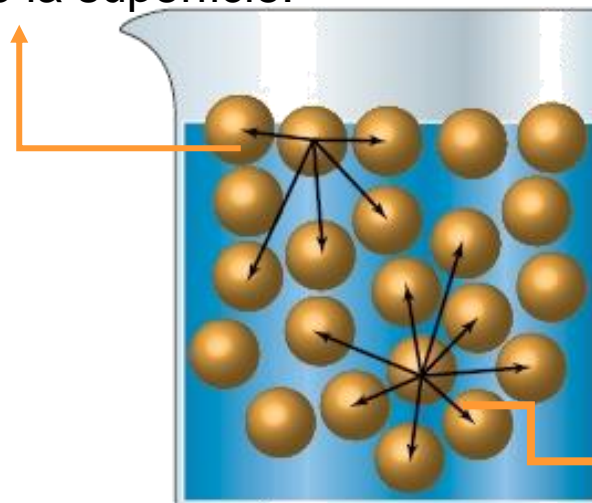


Tensión Superficial

¿Por qué el agua forma gotitas?



Son impulsadas hacia abajo y hacia los lados por otras moléculas, pero **NO** hacia arriba de la superficie.



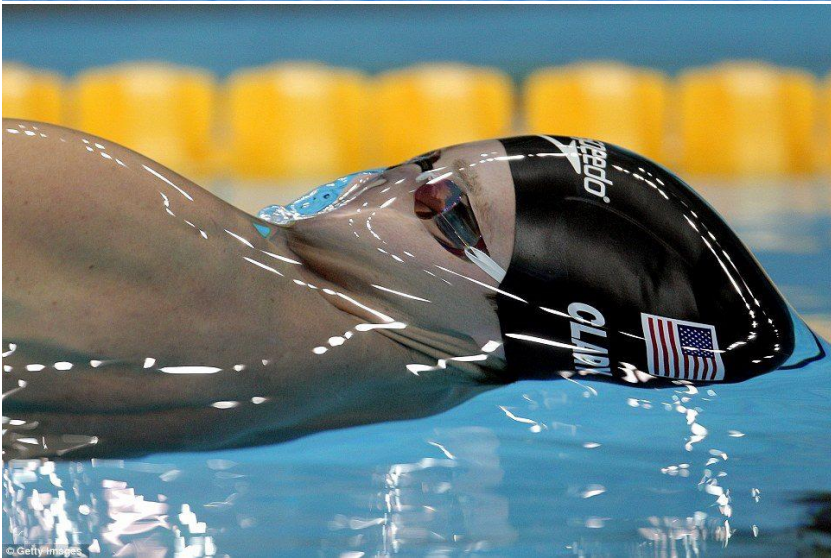
Experimentan atracciones en todas direcciones (fuerzas intermoleculares) **NO HAY** tendencia en una sola dirección.



Las atracciones intermoleculares tienden a empujar las moléculas hacia dentro del líquido y provocan que la superficie se comporte como si fuera una película elástica.



Tensión Superficial: Es la cantidad de energía requerida para estirar o aumentar la superficie por unidad de área (J/m^2)





Adhesión y Cohesión

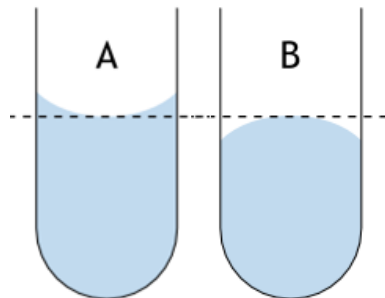
fuerzas de cohesión : fuerzas intermoleculares que unen **moléculas similares unas a otras**

fuerzas de adhesión : fuerzas intermoleculares que **unen una sustancia a una superficie**



El agua en un tubo de vidrio se adhiere al vidrio (fuerzas de adhesión > cohesión)

Menisco en forma de U

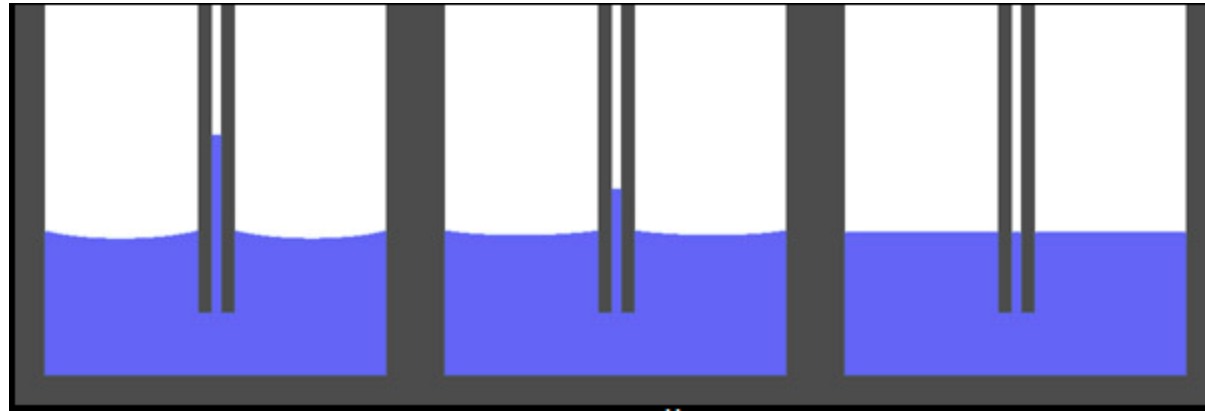


En el mercurio, el menisco tiene una curva hacia abajo en los puntos en que el metal hace contacto con el vidrio (fuerzas de cohesión > adhesión)



Capilaridad

El ascenso de líquidos por tubos muy angostos se denomina **acción capilar**.

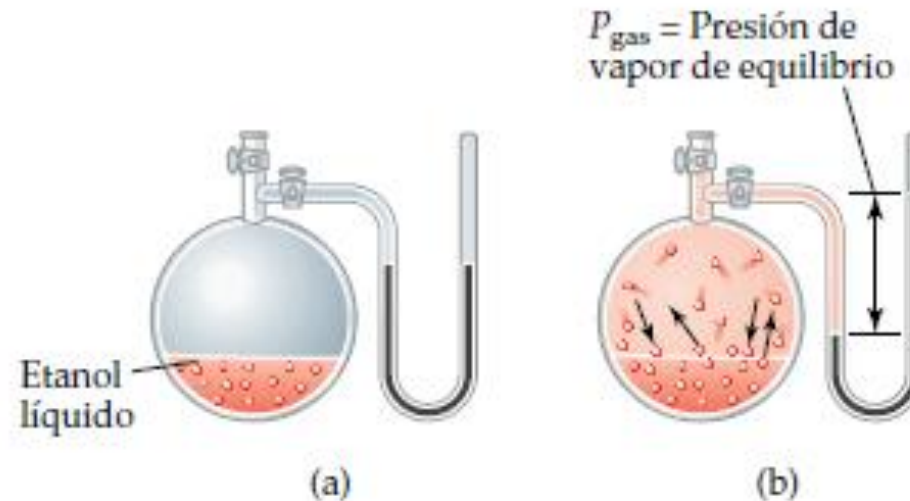


El líquido sube hasta que las fuerzas de adhesión y cohesión se equilibran con la fuerza de la gravedad sobre el líquido.



Presión de vapor

Las moléculas pueden escapar de la superficie de un líquido hacia la fase gaseosa por vaporización o evaporación



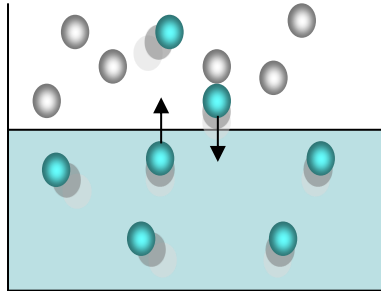
Presión de Vapor de un líquido: Presión ejercida las moléculas en fase gaseosa cuando los estados líquidos y de vapor están en equilibrio dinámico.



Volatilidad, presión de vapor y temperatura

● Aire

● Líquido



Recipiente abierto → no se establece un equilibrio.

La formación de vapor continúa hasta que el líquido se evapora a sequedad.

Las sustancias con presión de vapor elevada se evaporan más rápidamente.

Cuando un líquido se evapora fácilmente, decimos que es **volátil**

La presión de vapor aumenta con la temperatura



Presión de vapor y punto de ebullición

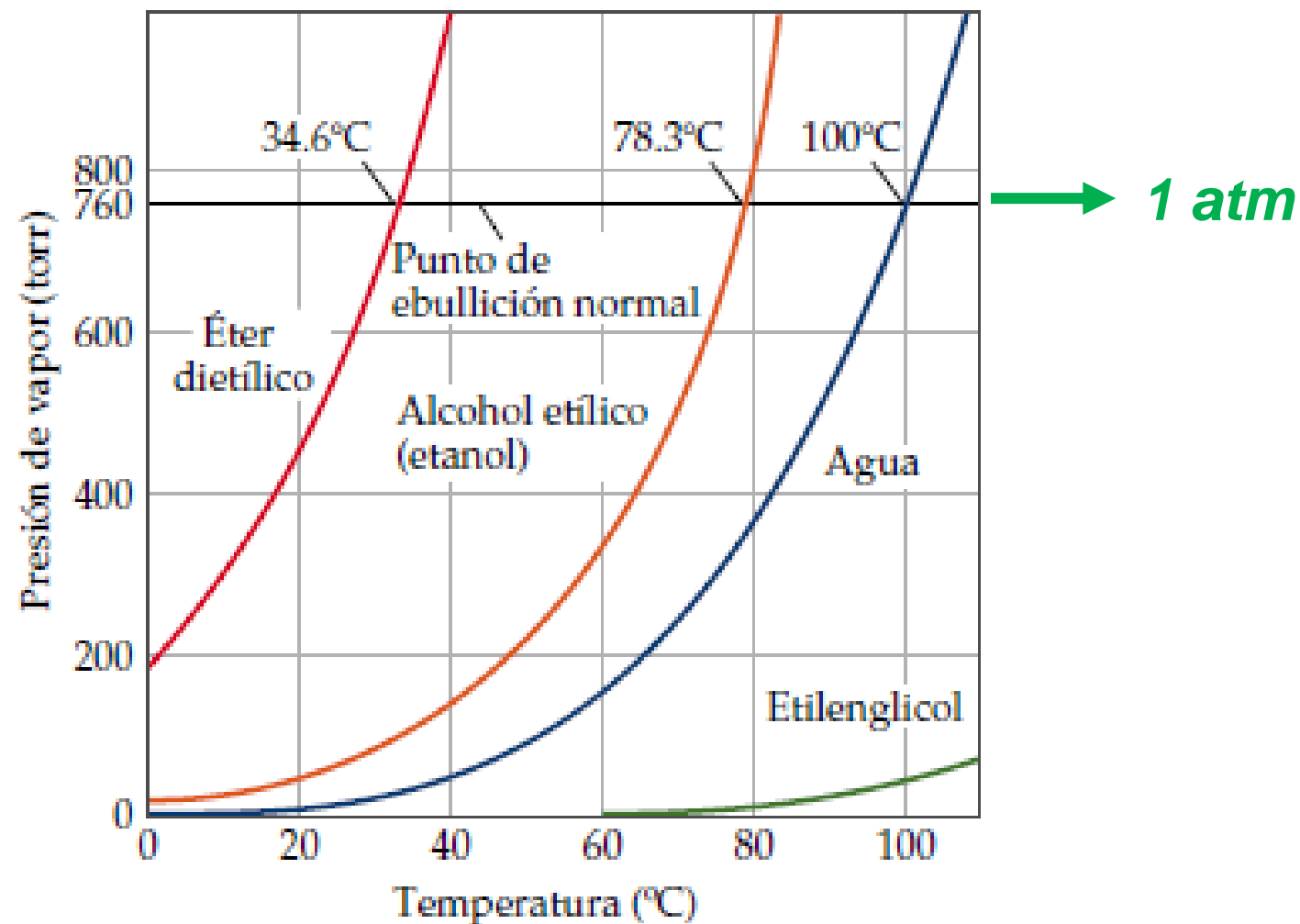
Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión externa que actúa sobre la superficie del líquido

El punto de ebullición de un líquido a una presión de 1 atm es su **punto normal de ebullición**.

La temperatura de ebullición aumenta al incrementarse la presión externa.

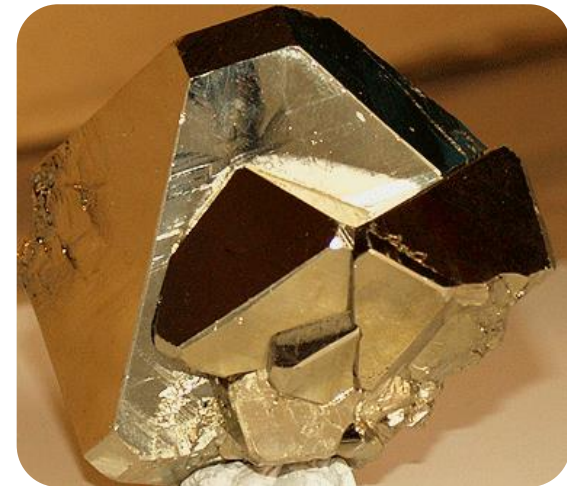


Presión de vapor de cuatro líquidos comunes en función de la temperatura.





SÓLIDOS



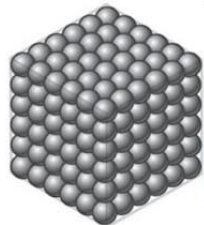
LOS SÓLIDOS SE DIVIDEN EN DOS CATEGORÍAS:

Cristalinos

Ordenamiento estructurado y regular. Los átomos o moléculas ocupan posiciones fijas

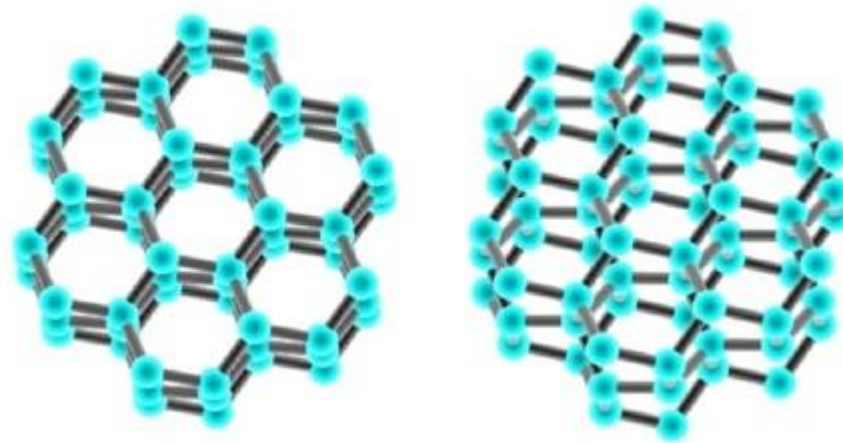
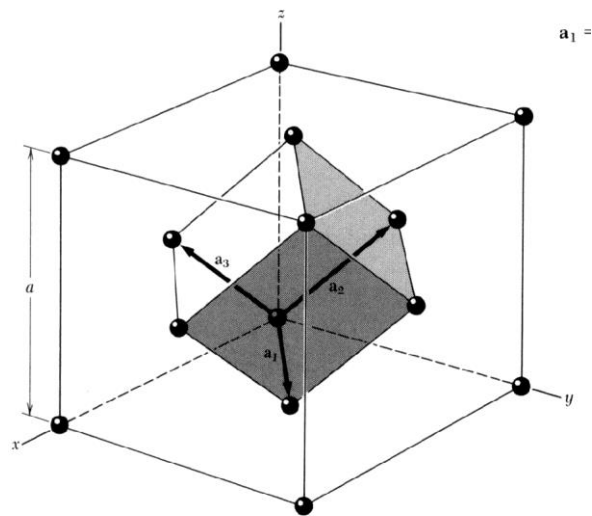
Amorfos

Carecen de ordenamiento definido y orden periódico.



SÓLIDOS CRISTALINOS

Celda Unitaria: Es la unidad estructural repetida de un sólido cristalino. Existen 7 tipos de celdas unitarias



Estructura cristalina del hielo



TIPOS DE CRISTALES

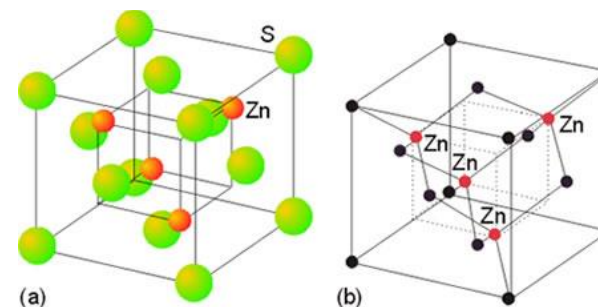
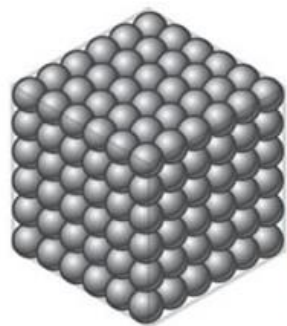
- 1.- Iónicos
- 2.- Covalentes
- 3.- Moleculares
- 4.- Metálico

1.- Cristales Iónicos

Tienen dos características importantes:

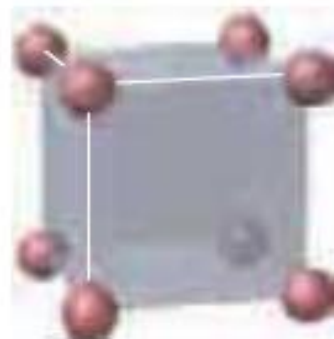
- Están formados por especies cargadas
- Los aniones y cationes suelen ser de distinto tamaño.

Ejemplos: NaCl, CsCl, ZnS, CaF





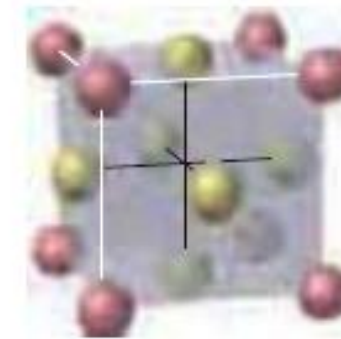
7 tipos de celdas unitarias y las más comunes son las cúbicas



Cúbica primitiva



Cúbica centrada en el cuerpo

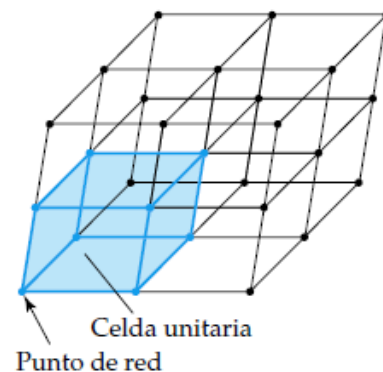


Cúbica centrada en las caras

Celda cúbica primitiva: Los puntos de red están sólo en las esquinas

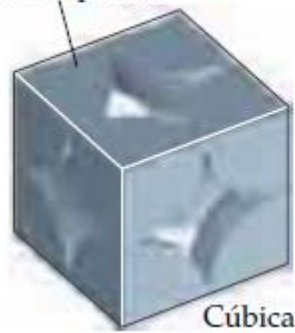
Celda centrada en el cuerpo: Sí hay un punto de red en el centro de la celda unitaria.

Celda centrada en las caras: Sí hay puntos de red en el centro de cada cara



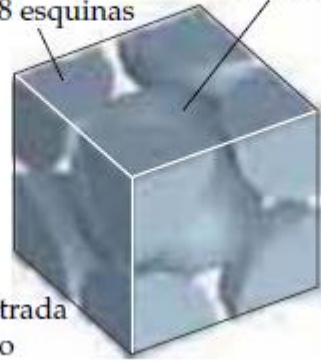


$\frac{1}{8}$ de átomo
en 8 esquinas



Cúbica simple

$\frac{1}{8}$ de átomo
en 8 esquinas

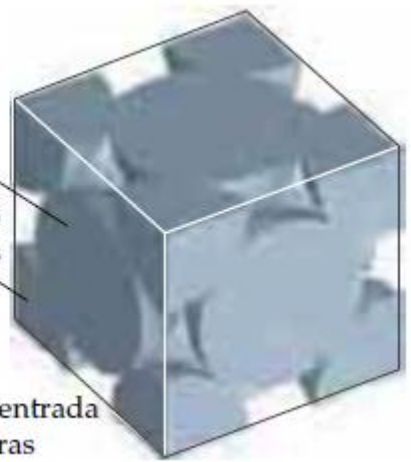


Cúbica centrada
en el cuerpo

1 átomo
en el centro

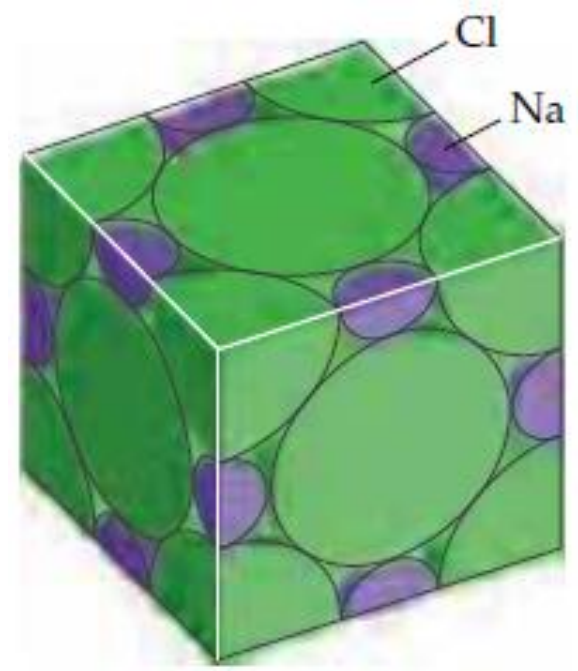
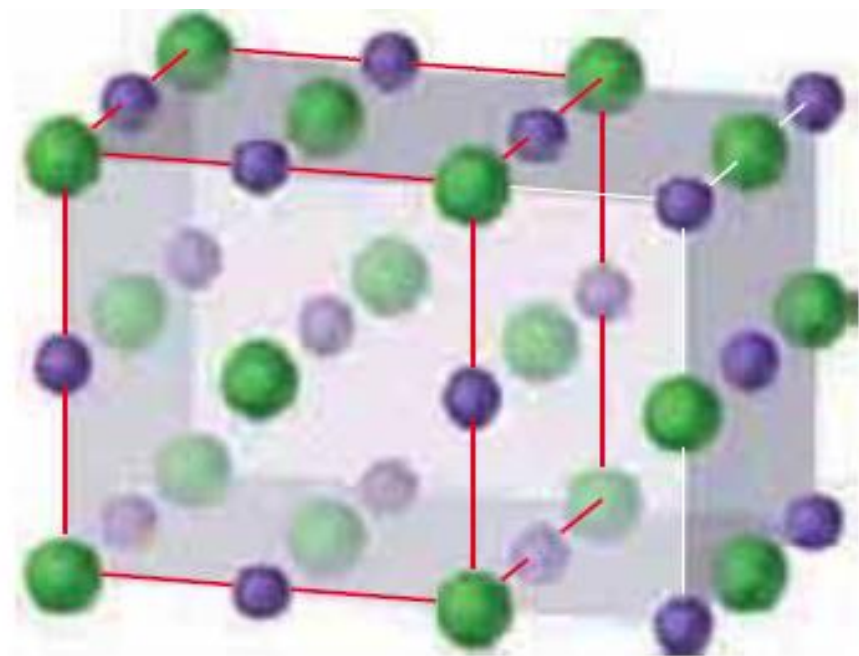
$\frac{1}{2}$ átomo
en 6 caras

$\frac{1}{8}$ de átomo
en 8 esquinas



Cúbica centrada
en las caras

NaCl

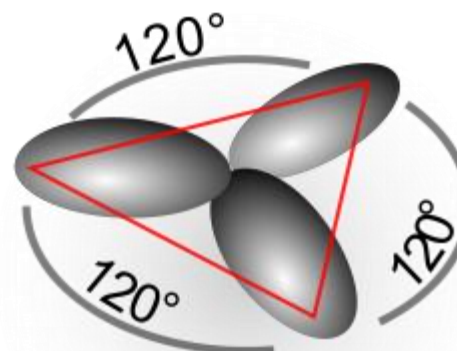
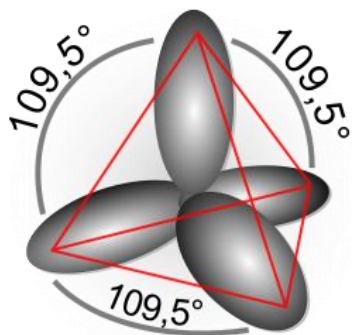




2.Cristales Covalentes

Los átomos de los cristales covalentes se mantienen unidos en una red 3D sólo por enlaces covalentes.

Ejemplos bien conocidos son el diamante y el grafito





3. Cristales Moleculares

En un cristal molecular los puntos reticulares están ocupados por moléculas que se mantienen unidas por fuerzas de Van der Waals y enlace hidrógeno.

Ejemplos: I_2 , P_4 , S_8 y sacarosa

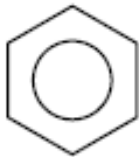
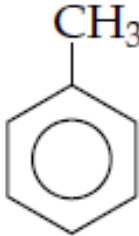
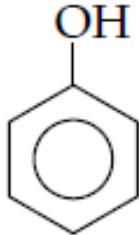
Casi todas las sustancias que son gases o líquidos a temperatura ambiente forman sólidos moleculares a temperaturas bajas. Ar , H_2O y CO_2

Son más quebradizos que los iónicos o covalentes y funden a T menores que $100^\circ C$.







			
	Benceno	Tolueno	Fenol
Punto de fusión (°C)	5	-95	43
Punto de ebullición (°C)	80	111	182

La temperatura de fusión del benceno es mayor al del tolueno por simetría:
FUERTE EMPAQUETAMIENTO

La temperatura de ebullición del benceno es menor al del tolueno por las fuerzas intermoleculares: **A MAYOR MASA MAS ATRACCIONES**

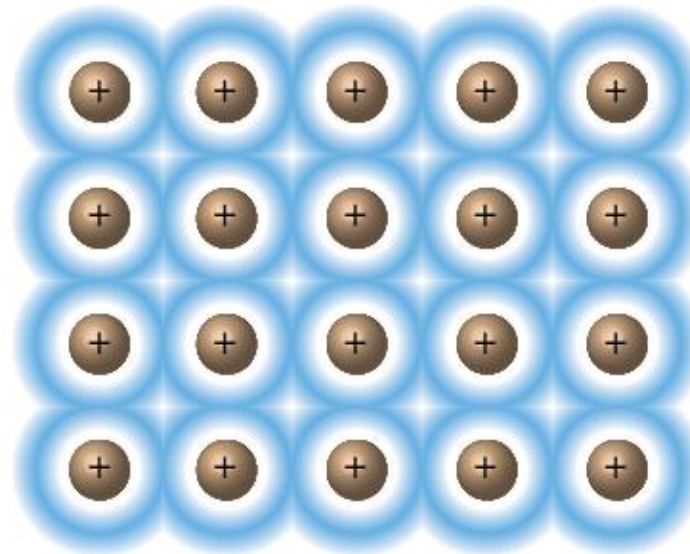
La temperatura de fusión y ebullición del fenol son mayores por **ENLACES HIDRÓGENO**



4. Cristales Metálicos

Es la estructura más simple, porque cada punto reticular del cristal está ocupado por un átomo del mismo metal. Los elementos metálicos suelen ser muy densos.

En un metal, los electrones de enlace están deslocalizados en todo el cristal.





La movilidad de los electrones deslocalizados hace que los metales sean buenos conductores de calor y de electricidad.

Ejemplos: Na, Cu, Fe y Ag





Tipo de sólido	Partícula	Fuerzas entre partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	átomos o moléculas	London, dipolares y enlaces de hidrógeno	Blandos. Punto de fusión bajo a moderadamente altos, baja conductividad térmica y eléctrica	Ar, CH ₄ , sacarosa C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ , hielo seco CO ₂
Red Covalente	átomos conectados en una red covalente	enlaces covalentes	Muy duros, punto de fusión muy alto, en gral baja conductividad térmica y eléctrica	Diamante C, Cuarzo SiO ₂
Iónico	Iones positivos y negativos	electrostáticas	Duros y quebradizos, alto punto de fusión, baja conductividad térmica y eléctrica	NaCl, Ca(NO ₃) ₂
Metálico	átomos	enlaces metálicos	Desde blandos hasta muy duros. Puntos de fusión bajos o altos, excelente conductividad térmica y eléctrica	Cu, Fe, Al, Pt



SOLIDOS AMORFOS

Chang: Capitulo 12

Los sólidos son más estables cuando están en forma cristalina.

Si se forman con rapidez generan un cristal amorfo.

Un ejemplo es el vidrio, el SiO_2 se calienta a altas temperaturas y luego se enfría con rapidez.

Si se combina con metales pueden dar diferentes coloraciones:

Verde con Fe_2O_3 o CuO

Amarillo con UO_2

Azul con CuO o CoO

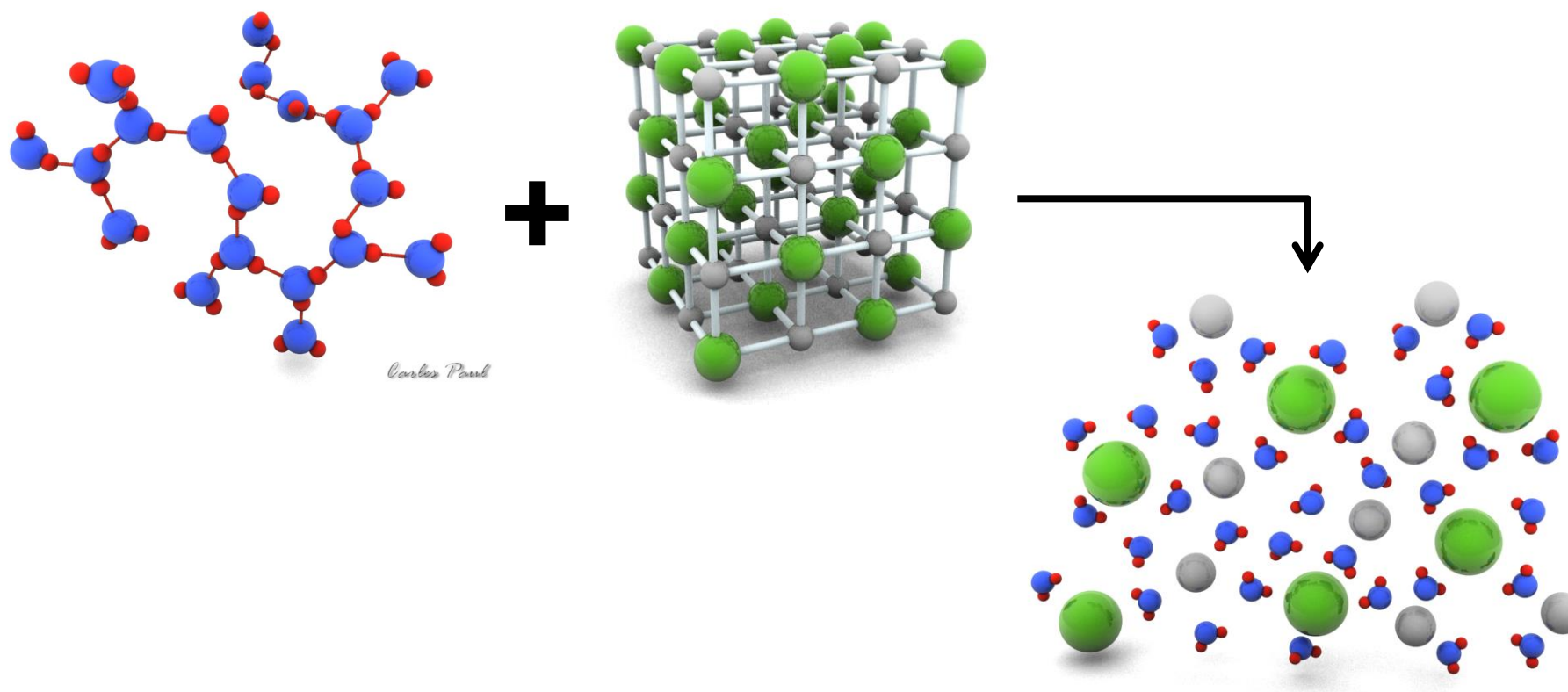
Rojo Cu y Au





DISOLUCIONES

Las disoluciones se forman cuando las fuerzas de atracción entre las partículas de soluto y de disolvente son de magnitud comparable con la de las que existen entre las partículas de soluto mismas o entre las partículas de disolvente mismas.





Factores que afectan la solubilidad

- Mientras mayores sean las atracciones entre el soluto y las moléculas de disolvente, mayor será la solubilidad.
- La solubilidad de diversos gases simples en agua aumenta al incrementarse la masa molecular (fuerzas de dispersión) o la polaridad (dipolo-dipolo).
- Las moléculas polares suelen ser solubles en agua (el agua es polar y forma enlaces de hidrógeno).



Los líquidos polares suelen disolverse fácilmente en disolventes polares. Los líquidos no polares suelen ser insolubles en líquidos polares

Líquidos miscibles: pares de líquidos que se mezclan en todas proporciones, (ej acetona / agua),

Líquidos inmiscibles: líquidos que no se disuelven uno en el otro (gasolina/agua).

Efectos de presión

Las solubilidades de los sólidos y líquidos no se ven afectados por la presión.

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





La relación entre la presión y la solubilidad de un gas se expresa con la ecuación llamada **ley de Henry**:

$$S_g = kP_g$$

S_g = Solubilidad del gas en la disolución (por lo regular expresada como moles/L)

P_g = Presión parcial del gas sobre la disolución

k = Constante de proporcionalidad llamada *constante de la ley de Henry* (diferente para cada par soluto-disolvente.)

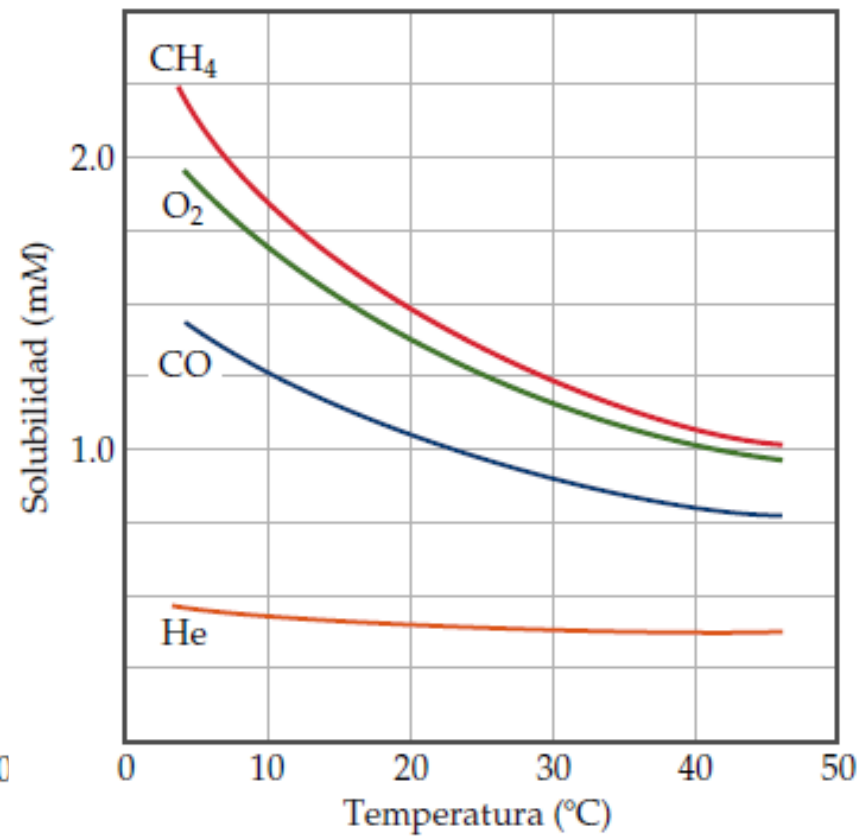
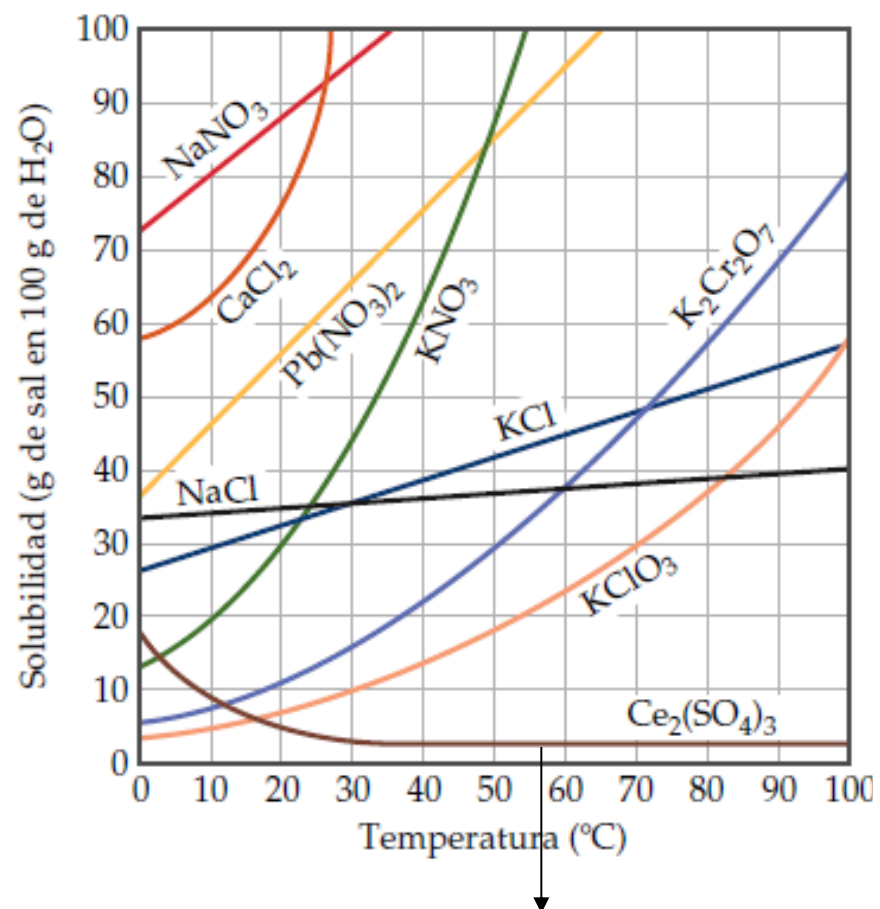




Efectos de la temperatura

*La solubilidad de la mayor parte de los solutos sólidos en agua **aumenta al incrementarse la temperatura.***

*En contraste con los solutos sólidos, la solubilidad de los gases en agua **disminuye al aumentar la temperatura***



La curva de solubilidad del Ce₂(SO₄)₃ disminuye con la temperatura



Propiedades Coligativas

Son todas aquellas propiedades de una solución que dependen únicamente de ***la cantidad de partículas de soluto en una cantidad dada de solvente***, y **no** de la naturaleza o tipo de soluto.

La presencia de solutos afecta las propiedades del solvente

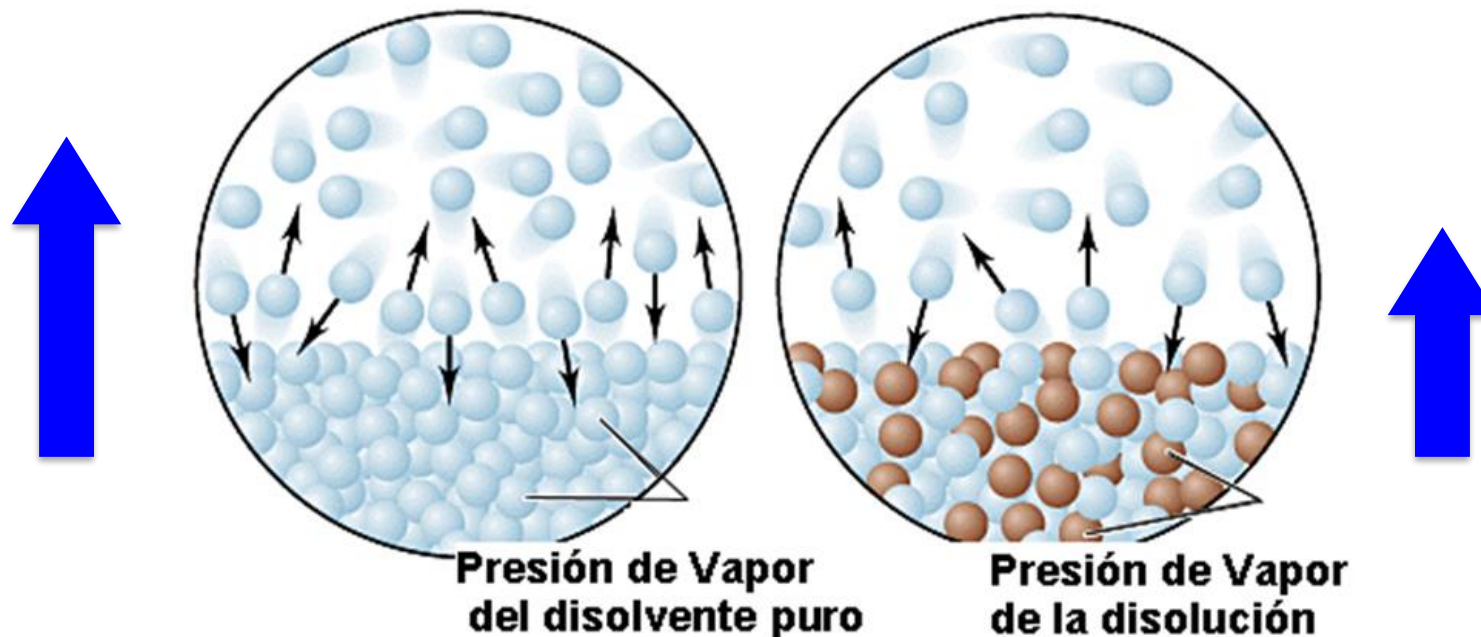
Propiedades coligativas de una solución, que afectan al solvente son:

- **Descenso de la Presión de Vapor**
- **Aumento del Punto de Ebullición**
- **Disminución de la Temperatura de Fusión**
- **Presión Osmótica**

Propiedades Coligativas de soluciones de **NO electrolitos**

Descenso de la Presión de Vapor

Como consecuencia de la presencia de un soluto **no volátil**, la presión de vapor de la solución es menor que la del solvente puro.





Relación entre la presión de vapor de la disolución y la presión de vapor del solvente puro :

$$P_1 = X_1 P^{\circ}_1$$

Ley de Raoult

P_1 = Presión de vapor de un solvente en la disolución

P°_1 = Presión de vapor del solvente puro

X_1 = Fracción Molar del **DISOLVENTE** en la disolución

En una solución que contiene solo un soluto. La ecuación queda reducida a :

$$P^{\circ}_1 - P_1 = X_2 P^{\circ}_1 \quad \Delta P = X_2 P^{\circ}_1$$

Ejemplo: Calcule la Presión de vapor de una solución preparada con 218g de glucosa (MM= 180.2 g/mol) en 460mL de agua (18.0 g/mol) a 30°C. Suponga que la densidad del agua es 1.00g/ml. La presión de vapor del agua a 30°C es 31,82 mmHg.

Datos: 218g de glucosa (180 g/mol)
460 mL de agua (d=1.00g/mL)
 P° 31,82 mmHg

¿Qué fórmula puedo utilizar?

$$P_1 = X_1 P^\circ_1$$

1° Calculo la Fracción molar del solvente:

$n = m/M$ la masa de agua será igual al volumen dado que a densidad es 1.00g/mL

$$n_{H_2O} = 460g / 18.0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_{H_2O} = 25.6 \text{ moles}$$

Los moles totales serán los moles de agua + moles de glucosa:

$$n_{glucosa} = 218g / 180 \text{ g mol}^{-1} = 1.21 \text{ moles}$$

$$n_{totales} = 25.6 \text{ moles} + 1.21 \text{ moles} = 26.8 \text{ moles}$$

$$X_{agua} = n_{agua} / n_{totales} = 25.6 / 26.8 = 0.96$$

2° Reemplazo en la fórmula

$$P_1 = X_1 P^\circ_1 = 0.96 \times 31.82 \text{ mmHg} = 30.55 \text{ mmHg}$$

LUIDOS VOLÁTILES

Si los dos líquidos son volátiles, ambos tienen presión de vapor, es decir ambos aportan sustancia a la fase gaseosa. La presión de vapor de cada componente obedece a la *ley de Raoult*.

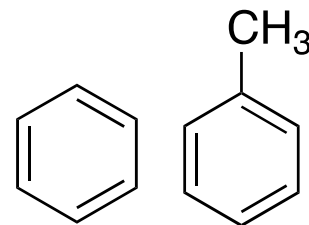
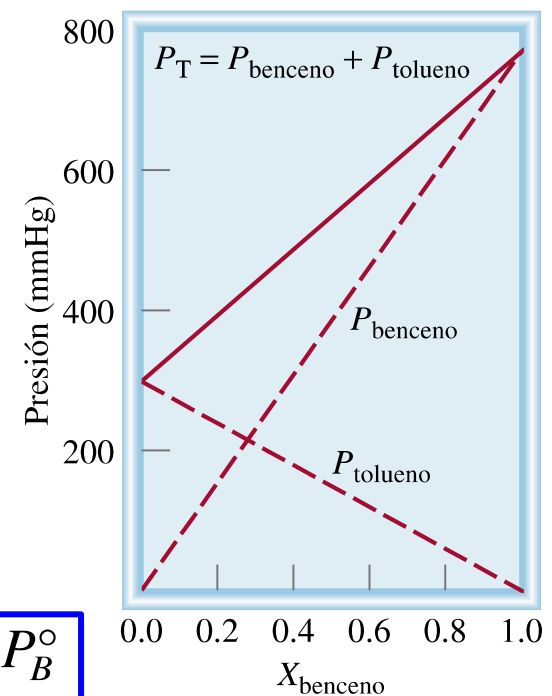
$$\left. \begin{aligned} P_A &= X_A P_A^\circ \\ P_B &= X_B P_B^\circ \end{aligned} \right\} \text{Ley de Raoult}$$

$$P_T = P_A + P_B \quad \text{Ley de Dalton}$$

Combinada

$$P_T = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

DISOLUCIÓN IDEAL

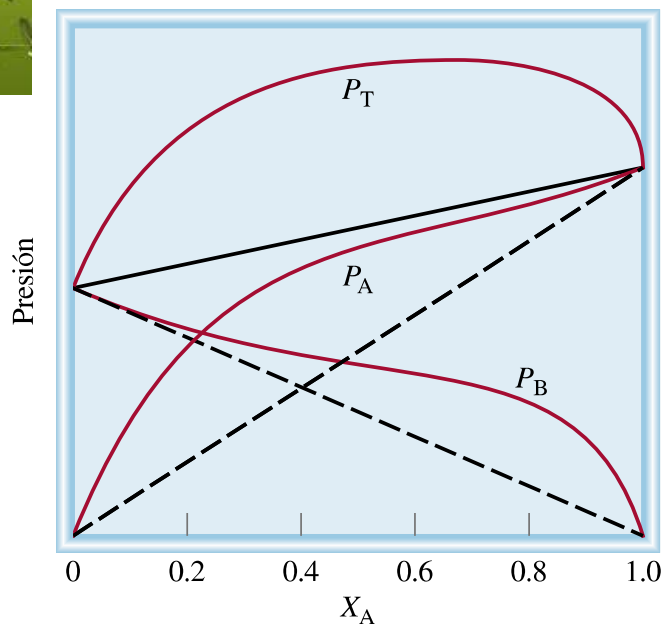


Benceno **Tolueno**

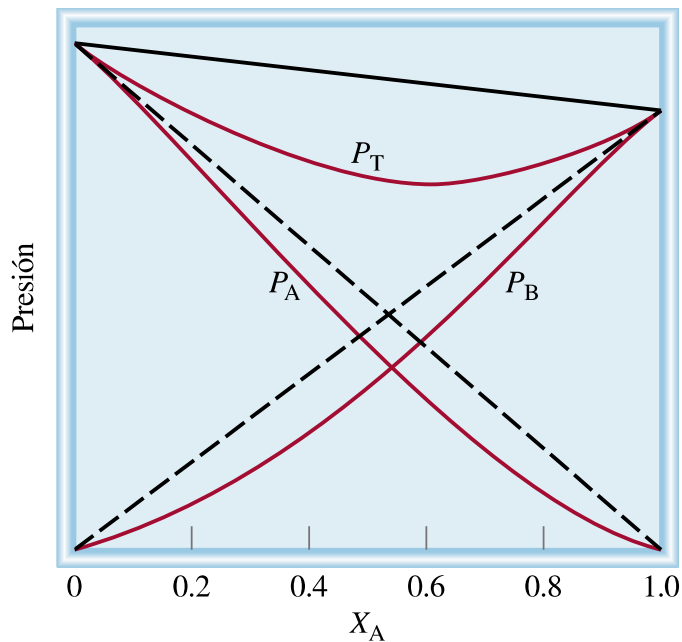
La disolución Benceno – Tolueno es una disolución ideal $\Delta H_{\text{disol}}=0$, las fuerzas intermoleculares de las dos sustancias son muy parecidas



DISOLUCIONES NO IDEALES



Fuerzas intermoleculares de A y B son más débiles que las fuerzas entre las moléculas de A y B. Hay más cantidad en la fase gas. La presión de vapor es mayor a la suma de las presiones parciales por la ley de Raoult. La mezcla es **ENDOTÉRMICA**.



Fuerzas intermoleculares de A y B son más fuertes que las fuerzas entre las moléculas de A y B. Hay menos cantidad en la fase gas. La presión de vapor es menor a la suma de las presiones parciales por la ley de Raoult. La mezcla es **EXOTÉRMICA**.



Aumento del Punto de Ebullición

Como la presencia de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de la solución, afecta la temperatura de ebullición **elevándola**.

Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

ΔT_b = elevación de la temperatura de ebullición

T_b = temperatura de ebullición de la disolución

T_b° = temperatura de ebullición del solvente puro



El valor de ΔT_b es proporcional a la concentración molar de la solución:

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ = K_b m$$

m = molalidad de la solución

K_b = *constante molar de elevación del punto de ebullición ($^{\circ}\text{C}/m$).*

Los valores de K_b para varios disolventes se encuentran tabulados.



Disminución de la Temperatura de Fusión

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

T_f° = temperatura de congelación del disolvente puro.

T_f = temperatura de congelación de la disolución.

La solución tiene **menor punto de congelación que el solvente**. Cuando se congela una solución, el sólido que se separa es el disolvente.

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f = K_f m$$



Valores de K_f y K_b para solventes comunes

Disolvente	Punto de Congelación normal (°C)	K_f (°C/m)	Punto de ebullición normal (°C)	K_b (°C/m)
Agua	0	1.86	100	0.52
Benceno	5.5	5.12	80.1	2.53
Etanol	-117.3	1.99	78.4	1.22
Ácido Acético	16.6	3.90	117.9	2.93
Ciclohexano	6.6	20.10	80.7	2.79

Ejercicio: El etilén glicol es soluble en agua y no volátil. Calcule el punto de congelación de una solución que contenga 651g de etilén glicol (62.01g/mol) y 2505g de agua ($K_f H_2O = 1.86 \text{ }^\circ\text{C/molal}$ y la temperatura de congelación del agua es 0°C)

Datos: 651g de etilén glicol (62.01 g/mol) ¿Qué fórmula puedo utilizar?
2505g de agua
 $K_f H_2O = 1.86 \text{ }^\circ\text{C/molal}$

$$\Delta T_f = T^\circ_f - T_f$$

(diferencia de temperatura)

1° Calculo la ΔT_f : $\Delta T_f = k_f m$

$$n_{\text{glucosa}} = 651\text{g} / 62,01 \text{ g mol}^{-1} = 10.5 \text{ moles de soluto}$$

$$g \text{ de solvente} = 2505\text{g}$$

$$10.5 \text{ moles de etilén glicol} \rightarrow 2505\text{g de solvente}$$

$$x \rightarrow 1000\text{g}$$

$$x = 4,19 m$$

$$\Delta T_f = k_f m = 1.86 \text{ }^\circ\text{C/molal} \times 4,19 m$$

$$\Delta T_f = 7,80 \text{ }^\circ\text{C}$$



2° Reemplazo en la fórmula

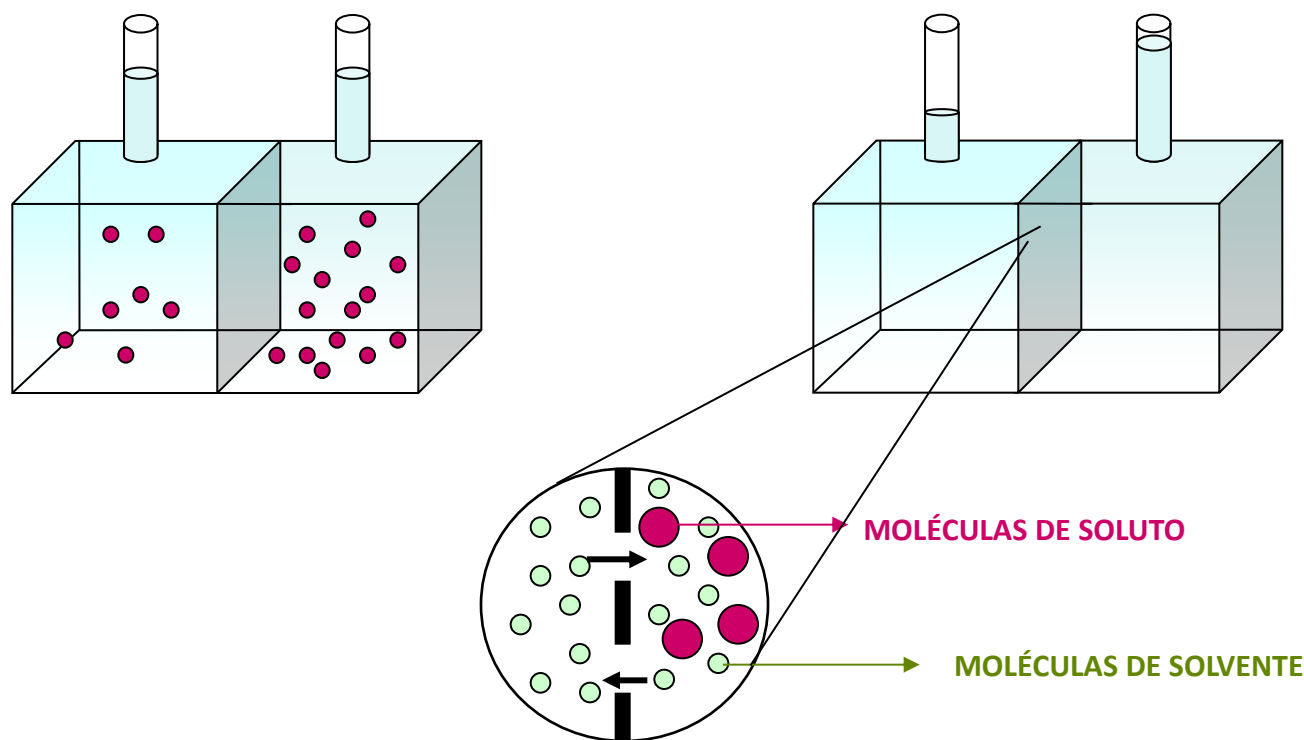
$$T_f = T_f^\circ - \Delta T_f = 0^\circ\text{C} - 7,80^\circ\text{C} = - 7,80^\circ\text{C}$$

$$T_f = - 7,80^\circ\text{C}$$



Presión Osmótica

Muchos procesos químicos y biológicos dependen de la **osmosis**. Es el *paso selectivo de moléculas de solvente a través de una membrana porosa desde una solución diluida a una de mayor concentración.*



La membrana sólo permite el paso de moléculas de solvente, no de soluto. La presión osmótica (π) de una solución es la presión que se requiere para detener la osmosis.



$$\Pi = c R T \text{ (atm)}$$

Donde,

c es la concentración en moles/L de la solución

R es la constante general de los gases

T es la temperatura absoluta

Soluciones isotónicas: dos soluciones que tienen la misma concentración en moles/L (misma π)

Si dos soluciones tienen diferente presión osmótica, se dice que la solución de mayor concentración es **hipertónica** y la de menor concentración es **hipotónica**



La lisosoma es una enzima que rompe las paredes celulares de las bacterias. Una disolución que contiene 0.150 g de esta enzima en 210 mL de disolución tiene una presión osmótica de 0.953 mmHg a 25 °C. Calcule la masa molar de la lisosoma.



Propiedades Coligativas de soluciones de electrolitos

Los electrolitos se ionizan en solución, cuando se disuelve una unidad de electrolito, se separa en dos o más partículas.

Por ejemplo, cada unidad de NaCl se ioniza en dos iones: Na^+ y Cl^- , por lo tanto, las propiedades coligativas serán el doble de una sustancia que solo genere una unidad en solución.

Por esta razón se agrega a la ecuación de la propiedad coligativa un factor, llamado **Factor de Van't Hoff:**

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$\Delta = iMRT$$

i es 1 para todos los No electrolitos

es ~ 2 para electrolitos fuertes del tipo NaCl , KNO_3

es ~ 3 para Na_2SO_4 y CaCl_2



Factores de van't Hoff para varias sustancias a 25°C

Compuesto	Concentración			Valor limitante
	0.100 <i>m</i>	0.0100 <i>m</i>	0.00100 <i>m</i>	
Sacarosa	1.00	1.00	1.00	1.00
NaCl	1.87	1.94	1.97	2.00
K ₂ SO ₄	2.32	2.70	2.84	3.00
MgSO ₄	1.21	1.53	1.82	2.00