

Fuerzas Intermoleculares, Estados de la Materia y Disoluciones

Propiedades generales de los estados de la materia.

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares.

*Propiedades y clasificación de los **Sólidos**.*

*Propiedades de los **Gases** Ideales.*

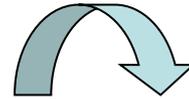
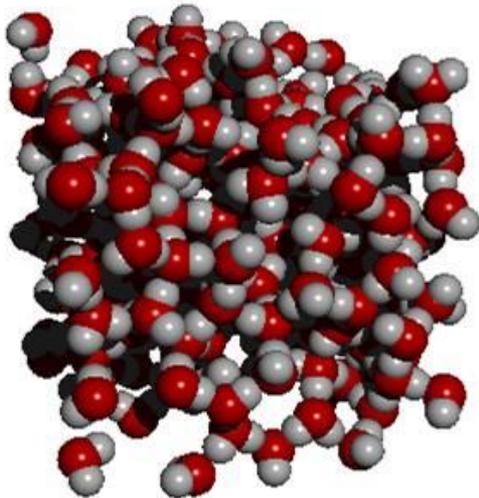
*Propiedades del estado **Líquido**.*

Clasificación de las mezclas de sustancias.

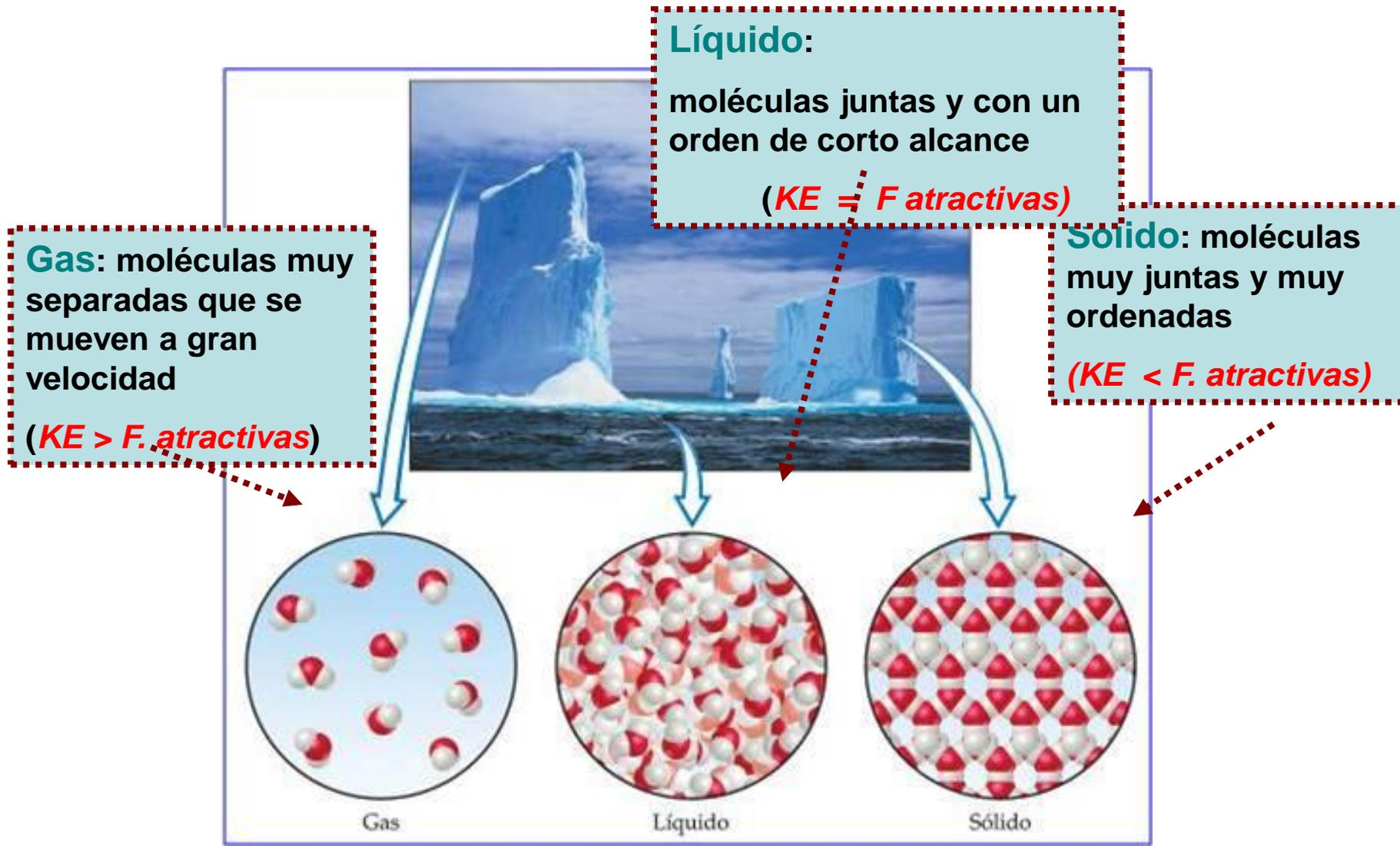
***Disoluciones** y cálculos de concentraciones.*

Propiedades generales de los estados de la materia

- Un **estado de agregación** de la materia (muchas partículas formando un sólido, un líquido o un gas) es el resultado de un **equilibrio** entre las **energías cinéticas de las partículas** (que tienden a separarlas) y las **fuerzas de atracción entre ellas** (que tienden a juntarlas).
- El resultado (estado sólido, líquido o gas) depende de la **presión** y la **temperatura**.



Propiedades generales de los estados de la materia



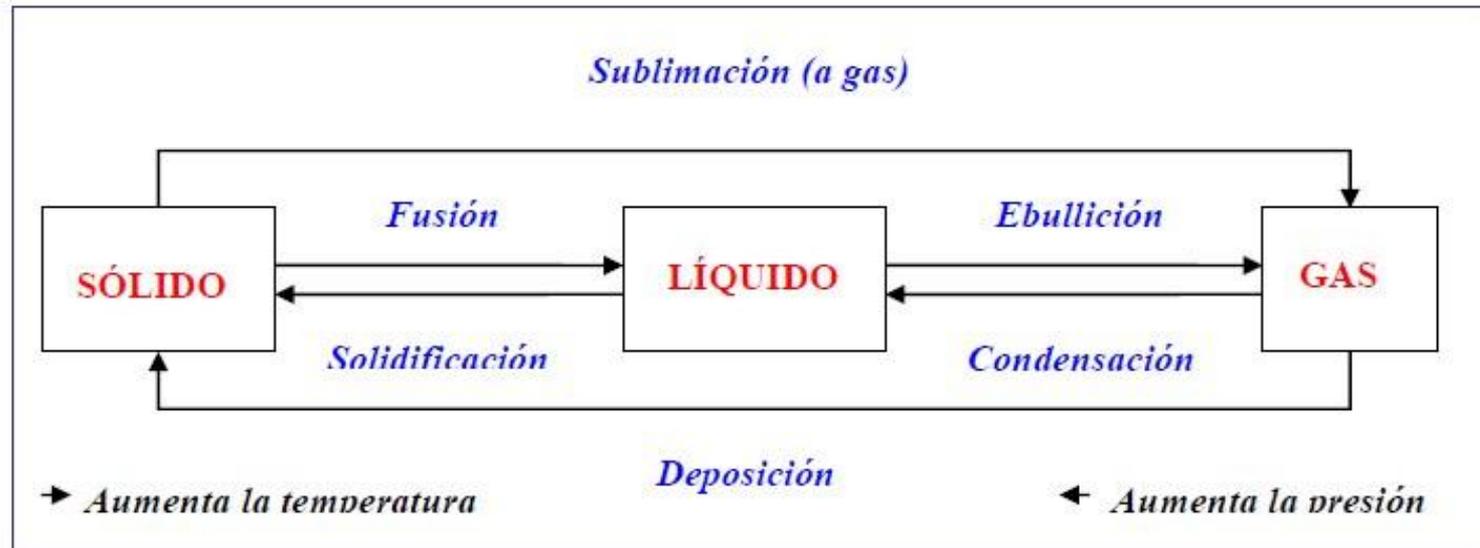
Propiedades generales de los estados de la materia

	<i>Volumen</i>	<i>Forma</i>	<i>Propiedades</i>
Sólido	Propio	Propia	Muy poco compresibles: <ul style="list-style-type: none"> • Materia condensada Viscosidad muy elevada Estructura: muy ordenada
Líquido	Propio	La del recipiente	Poco compresibles: <ul style="list-style-type: none"> • Materia condensada. Viscosidad variable. Fluyen: <ul style="list-style-type: none"> • Fluidos. Estructura: orden de corto alcance
Gas	El del recipiente	La del recipiente	Son muy compresibles. Viscosidad muy pequeña. Fluyen rápido: <ul style="list-style-type: none"> • Fluidos Estructura: completo desorden.

A veces se emplea el término **fase** (sólida, líquida o gas) como sinónimo de estado de agregación: una fase es una región de homogeneidad.

Propiedades generales de los estados de la materia

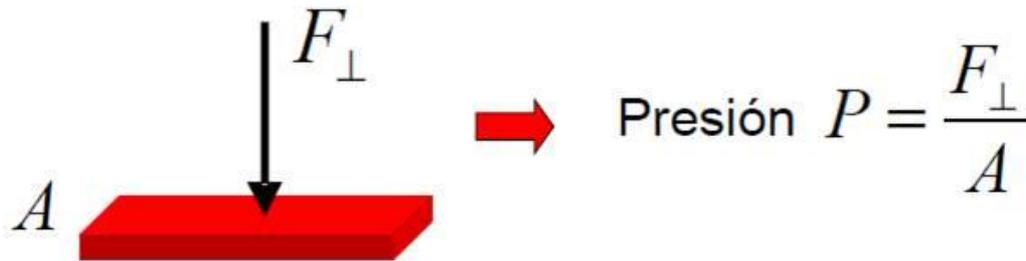
Cambios de estado (cambios de fase en sustancias puras)



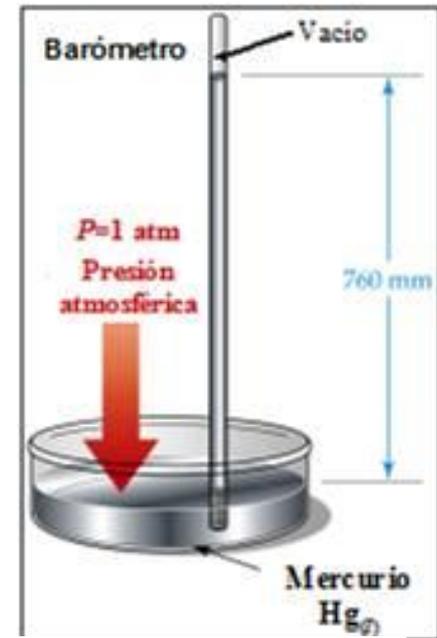
- Dependiendo de P y T es posible modificar el estado de agregación.
Un **aumento de T** favorece los estados fluidos y desordenados.
Un **aumento de P** favorece las fases condensadas.
- En cada cambio de fase se manifiesta un **calor latente de cambio de estado**: es necesario calentar (proceso **endotérmico**) para romper las fuerzas de unión al pasar de s a l y a g. El calor se desprende (proceso **exotérmico**) si se produce la condensación de g a l y de este a s.
- Mientras ocurre el cambio de fase fluyendo Q a P cte la **T se mantiene cte**: T de fusión, T de ebullición. Si la $P = 1$ bar, se tiene la **T normal de fusión, T normal de ebullición**

Propiedades generales de los estados de la materia

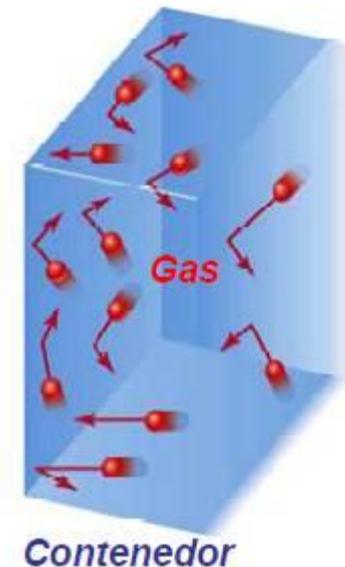
Presión



- Sobre los materiales pueden actuar también **presiones mecánicas**, además de la **atmosférica**.

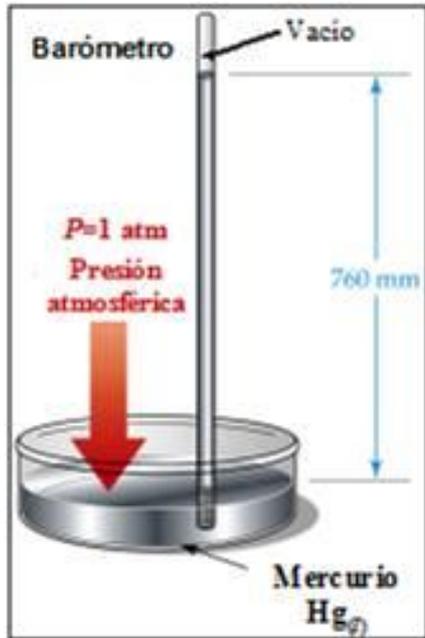


- En un gas **la P** se interpreta como causada por los **choques moleculares** contra las paredes del contenedor.



Propiedades generales de los estados de la materia

¿Cómo se mide la Presión? ¿Unidades?



Atmósfera (atm)

Milímetro de mercurio (mmHg)

Torr (Torr)

Newton por metro cuadrado (N/m²)

Pascal (Pa)

Kilopascal (kPa)

Bar (bar)

Milibar (mb)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$= 760 \text{ Torr}$$

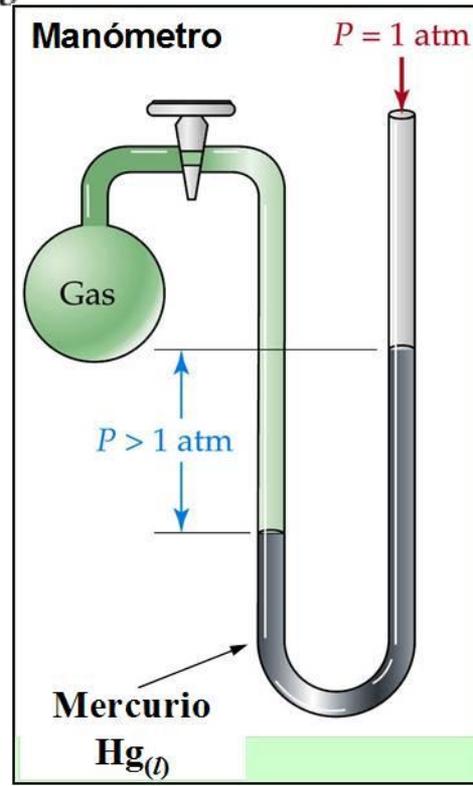
$$= 101.325 \text{ N/m}^2$$

$$= 101.325 \text{ Pa}$$

$$= 101,325 \text{ kPa}$$

$$= 1,01325 \text{ bar}$$

$$= 1013,25 \text{ mb}$$



$$P = \rho_{\text{Hg}} g h$$

$$= (1,35951 \times 10^4 \text{ kg m}^{-3}) (9,80665 \text{ m s}^{-2}) (0,760000 \text{ m})$$

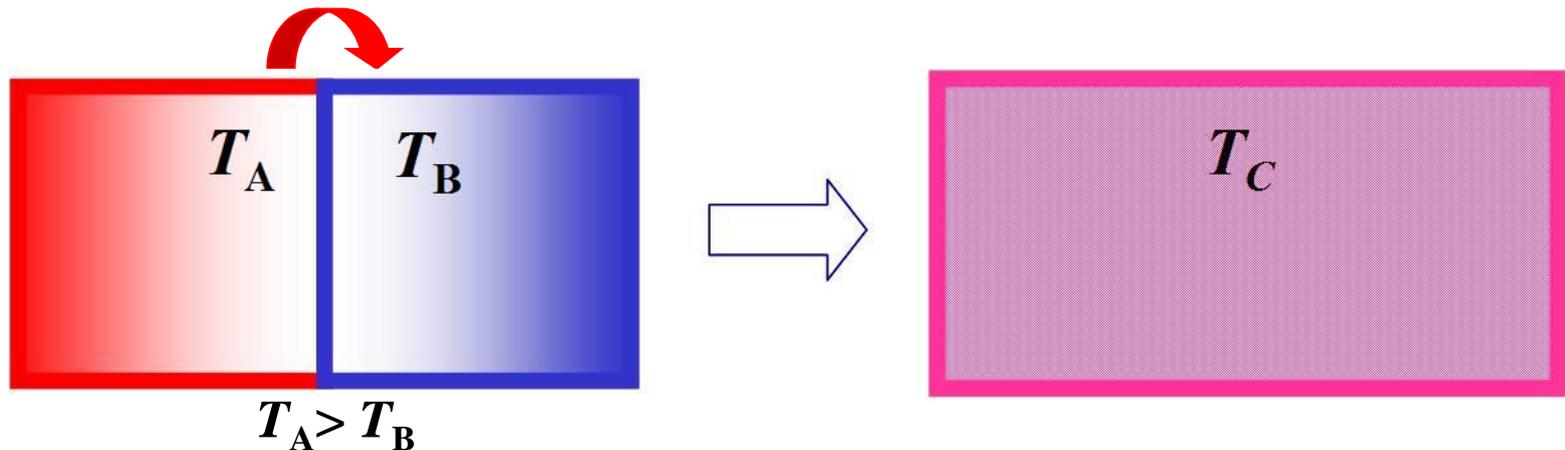
$$= 1,01325 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

Propiedades generales de los estados de la materia

Temperatura

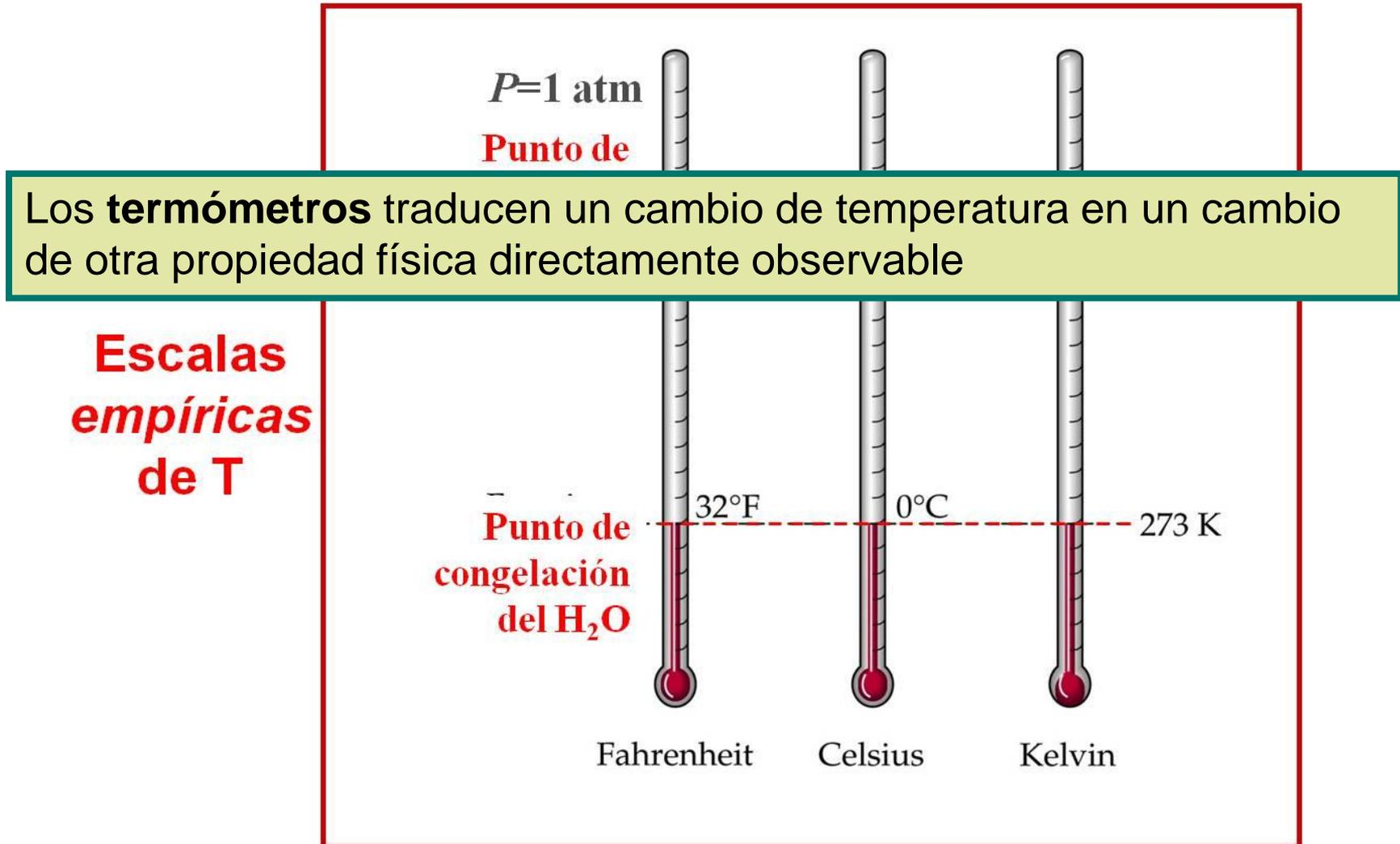
La **temperatura** de un sistema expresa cuantitativamente si dicho sistema está frío o caliente.

Significado de T : el contacto entre sistemas a distinta T conlleva el intercambio de energía en forma de **calor** desde el cuerpo que está a mayor temperatura al que está a más baja temperatura.



Propiedades generales de los estados de la materia

¿Cómo se mide la temperatura?



Propiedades generales de los estados de la materia



Los **termómetros** traducen un cambio de temperatura en un cambio de otra propiedad física directamente observable

$$\frac{\Delta \text{Potencial eléctrico}}{\Delta T}$$

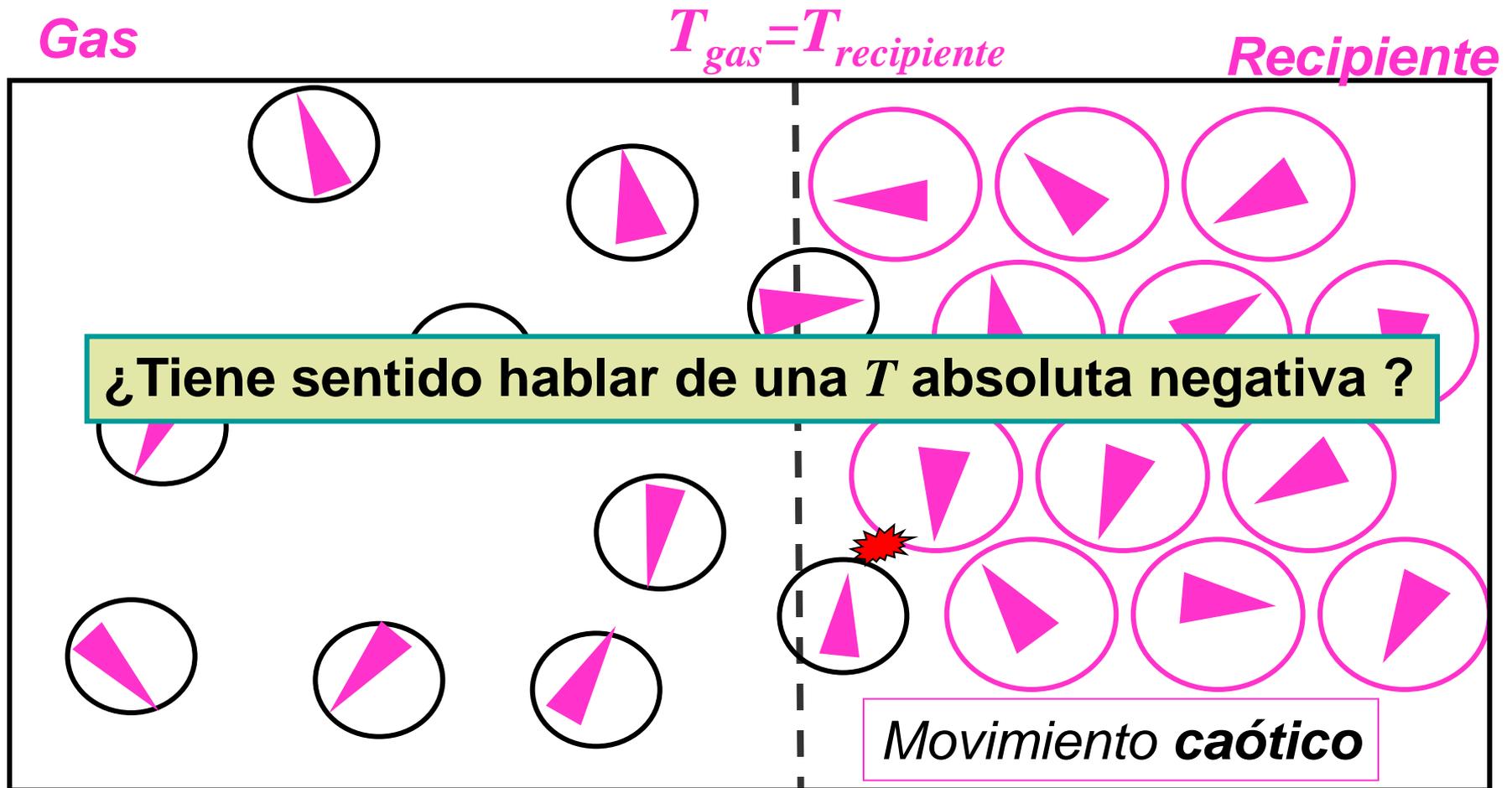
Propiedades generales de los estados de la materia

¿Qué es la temperatura desde el punto de visto atómico-molecular?



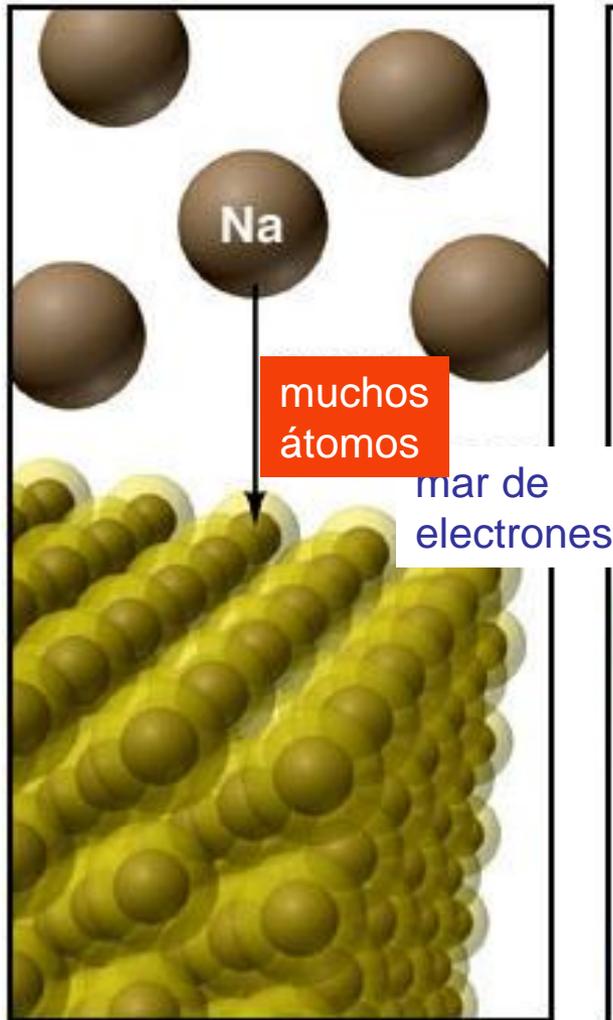
Propiedades generales de los estados de la materia

¿Qué es la temperatura desde el punto de visto atómico-molecular?

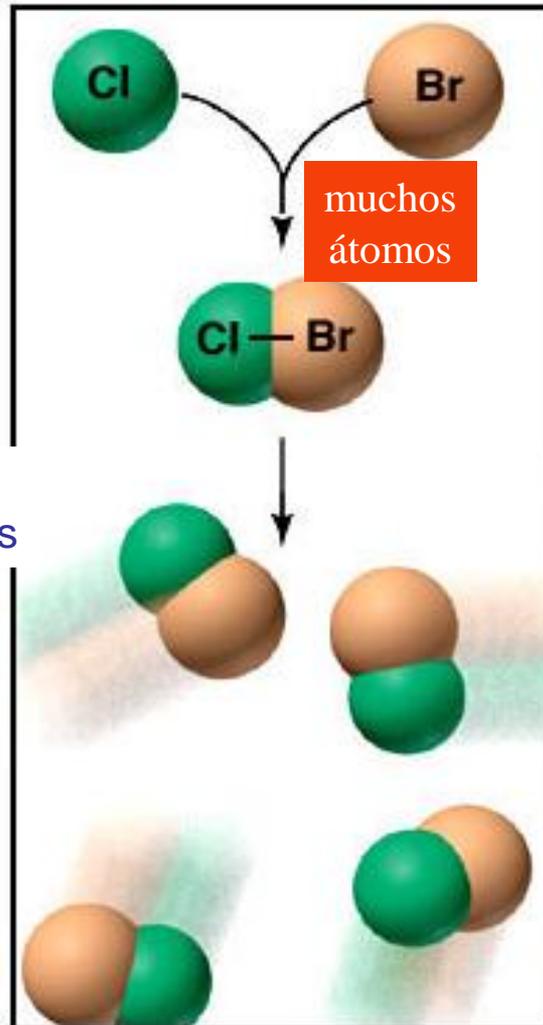


Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

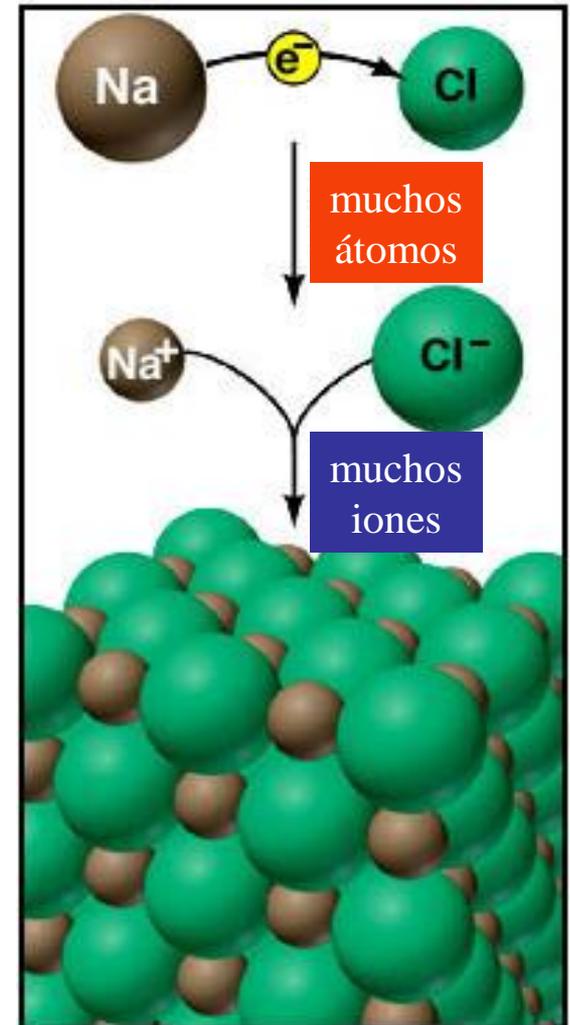
Los tres modelos de Enlace Químico



Enlace Metálico



Enlace Covalente



Enlace Iónico

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

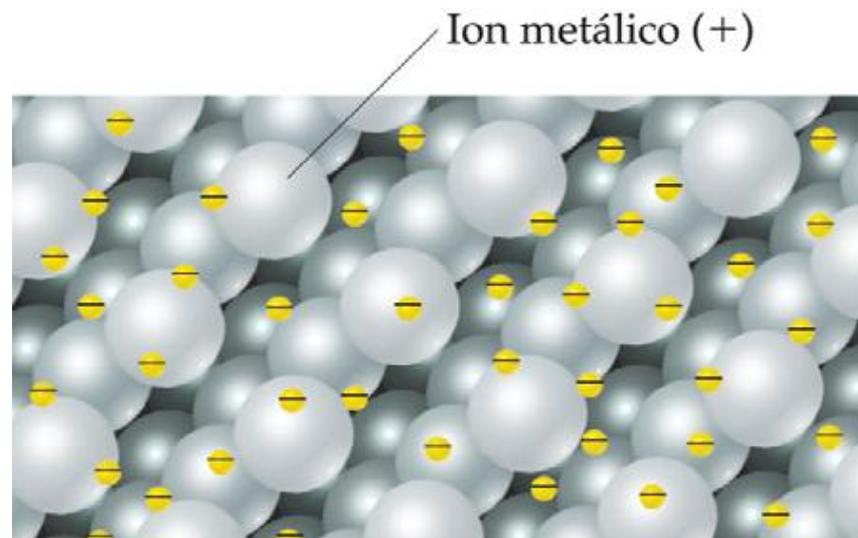
Enlace metálico

Se forma entre $M + M$, poco EN, ej $Na(s)$

Los e- de valencia se **transfieren a un “mar”**, se **comparten** y **deslocalizan**.

Los **iones** (cores) metálicos (Na^+) se mantienen unidos por el mar de electrones.

Enlace no direccional.

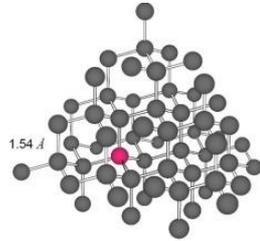
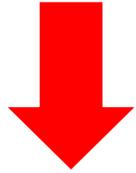


Esto explica cualitativamente las **altas conductividades** electrónica y térmica y la **ductilidad y maleabilidad** de los metales.

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

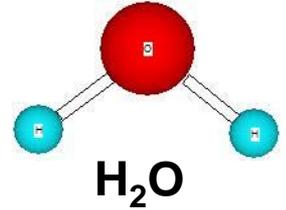
La interrelación entre los conceptos de:

- **tipo de enlace químico y fuerzas intermoleculares**
- **estado de agregación (s,l, g)**
- **partículas constituyentes (moléculas, átomos, iones)**



• **Enlace Covalente**

Moléculas
2-10² átomos



• **Enlace Iónico**

Macromoléculas
~10³ átomos

• **Enlace Metálico**

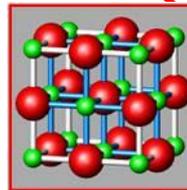
Sólidos
(No Moleculares)

• **Fuerzas Intermoleculares**

~10²³ átomos

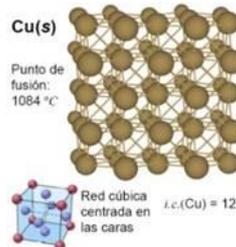
Tipos de Enlace

NaCl



Cu(s)

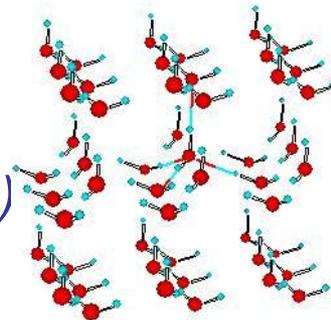
Punto de fusión: 1084 °C



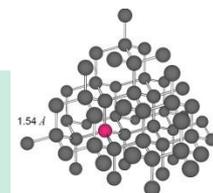
Red cúbica centrada en las caras
i.c.(Cu) = 12

Sólidos
(Moleculares)

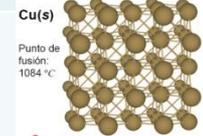
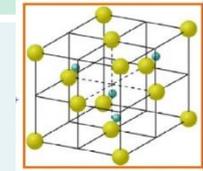
~10²³ átomos



Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares



ZnS (blenda)

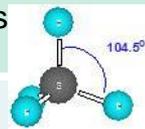


Red cúbica centrada en las caras $z.c.(Cu) = 12$

Enlace Químico
(fuerzas intramoleculares)

≈ 100 Kcal/mol

Enlace covalente
Une los átomos dentro de las moléculas



... y origina unos pocos **Sólidos Covalentes** con **altas T_{fus}** : C(dimante): 3600°C, SiO₂(cuarzo): 1600°C, SiC (carborundo): 2500°C,
Duros. Mala conductividad e- y térmica.

Enlace iónico

Origina **Sólidos (y líquidos) Iónicos** de **altas T_{fus}** : NaCl: 800°C, MgO: 2800°C
Duros, quebradizos. Mala conductividad iónica como s y buena como fundido.

Enlace Metálico

Origina **Sólidos (y líquidos) Metálicos** de **T_{fus} variables, Ductiles, maleables, Buena conductividad e- y térmica**
Hg: -39°C, Cs: 29°C, W: 3400°C

Fuerzas Inter-moleculares

Intensidad

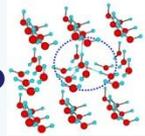
Fuerzas de Van der Waals

≈ 1 Kcal/mol

Repulsivas:
Repulsión electrostática de muy corta distancia entre núcleos, y entre electrones y repulsión de Pauli entre e- de igual spin. Originan la **impenetrabilidad** de la materia.

Atractivas:

0. **Ion-dipolo** Son responsables de **la solubilidad de algunos sólidos iónicos** en agua.

1. **Puentes de hidrógeno** 
≈ 10 Kcal/mol
Son las fuerzas intermoleculares atractivas más poderosas (después de las ion dipolo). Explican la formación de **Sólidos y Líquidos Moleculares** como hielo, etanol, etc (de **baja y media T_{fus}**). Blandos, quebradizos, mala conductividad e- y térmica.
Explican la **solubilidad de algunas sustancias moleculares** en agua.

2. **Dispersión de London** (o entre dipolos inducidos)
Siempre presentes, crecen con la masa y la forma alargada. Dan **Sólidos y Líquidos Moleculares** de **baja T_{fus}** , como muchas sustancias orgánicas.

3. **Dipolo-Dipolo** (o de orientación, Keesom)
Sólo presente **entre moléculas polares** (con dipolo permanente). Sólo superan en fuerza a las de London en moléculas polares pequeñas: HCN por ej. Dan **Sólidos y Líquidos Moleculares** de **baja T_{fus}**

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

La **intensidad** relativa entre las Fuerzas de van der Waals viene descrita por esta tabla. En ella se muestra que

- (1) la contribución de **London es SIEMPRE más poderosa**, salvo en moléculas muy polares y muy ligeras como H₂O y HCN, en las que domina la atracción dipolo-dipolo.
- (2) También se ve que la fuerzas dipolo-dipolo inducido son despreciables frente a las otras dos

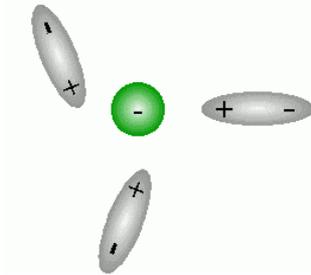
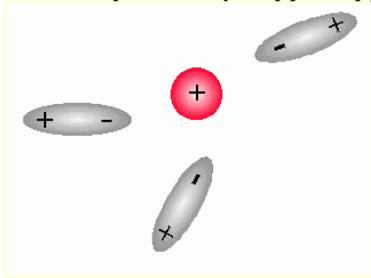
CONTRIBUCIONES A LA ENERGIA POTENCIAL INTERMOLECULAR DE MOLECULAS IDENTICAS A 25 °C

Molécula	p'/D	$\alpha'/\text{Å}^3$	I/eV	$-10^{60}vr^6/(\text{erg cm}^6)$		
				Dipolo-dipolo	Dipolo inducido-dipolo	Dispersión
Ar	0	1,63	15,8	0	0	50
N ₂	0	1,76	15,6	0	0	58
C ₆ H ₆	0	9,89	9,2	0	0	1086
C ₃ H ₈	0,08	6,29	11,1	0,0008	0,09	528
HCl	1,08	2,63	12,7	22	6	106
CH ₂ Cl ₂	1,60	6,48	11,3	106	33	570
SO ₂	1,63	3,72	12,3	114	20	205
H ₂ O	1,85	1,59	12,6	190	11	38
HCN	2,98	2,59	13,8	1277	46	111

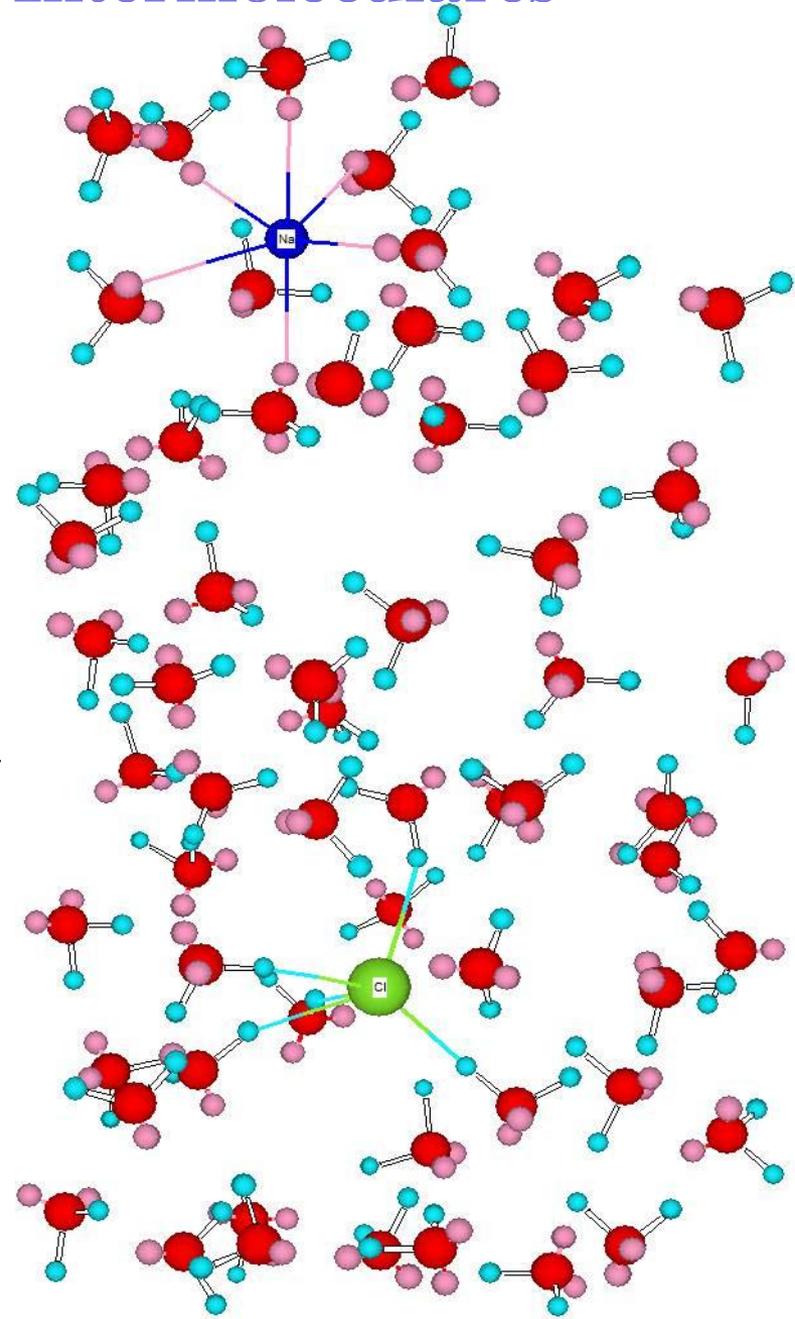
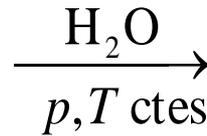
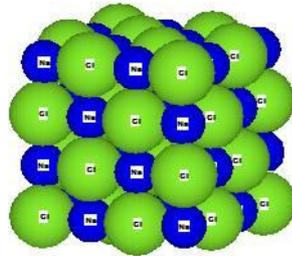
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas Ion-Dipolo

- Interacción entre un ion (e.g. Na^+ o Cl^-) y un dipolo (e.g. agua).



- Son las fuerzas intermoleculares más intensas.
- Responsables de la **solubilidad** en agua de **algunos** sólidos iónicos



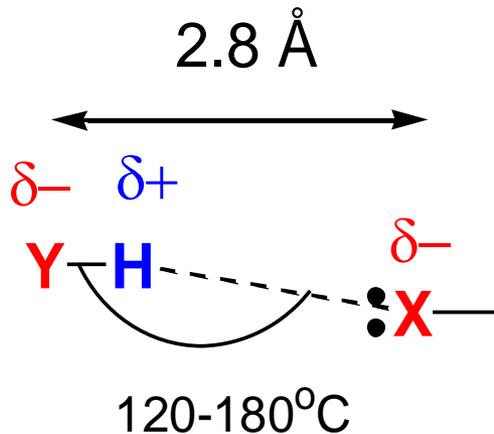
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Puentes de Hidrógeno

¿Cómo identificarlos?

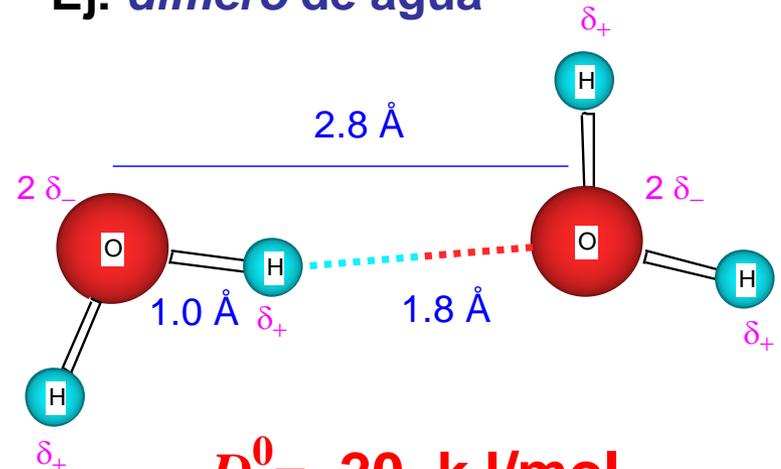
Tiene que haber un H unido covalentemente a un átomo Y **muy EN (O, F o N)** en una molécula.

En tal caso el enlace por Puente de Hidrógeno se forma con un átomo X (igual o no a Y) muy EN de otra molécula



X, Y = O, F, N, Cl
(solo los muy electronegativos)

Ej: *dímero de agua*

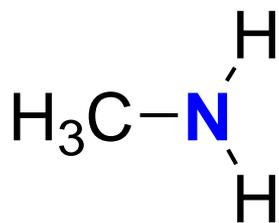


$D^0 = -20 \text{ kJ/mol}$
Energía de enlace

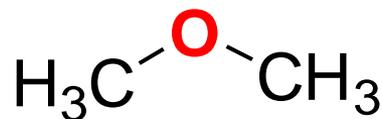
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Puentes de Hidrógeno

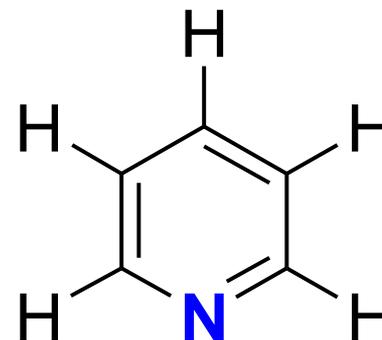
Problema (en la serie): identifica si entre moléculas de las siguientes sustancias se forman puentes Y-H...:X



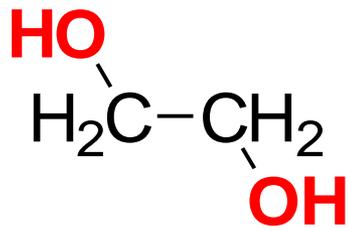
Sí: N-H...:N



No



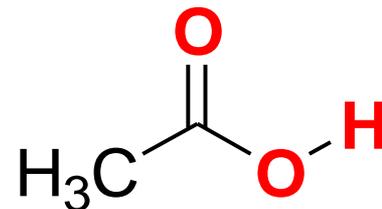
No



Sí: O-H...:O



No



Sí: O-H...:O

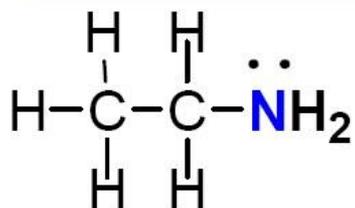
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Puentes de Hidrógeno

Problema (en la serie): identifica si entre moléculas de las siguientes sustancias se forman puentes Y-H...:X

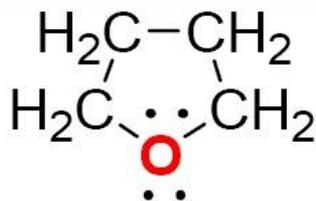
Sí: O-H...:O

No



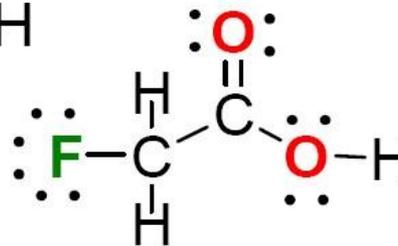
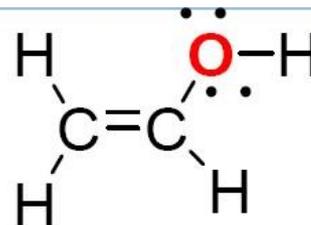
Etilamina

Sí: N-H...:N



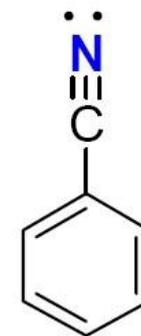
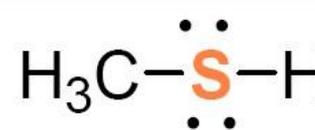
Tetrahidrofurano

No



Sí: O-H...:O

Sí: O-H...:F



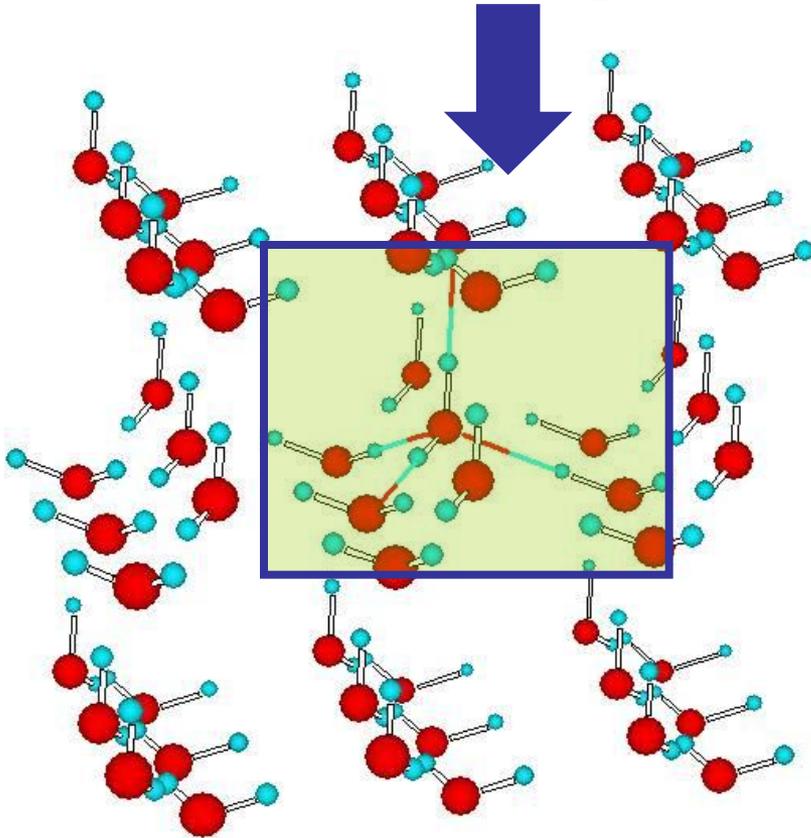
No

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Puentes de Hidrógeno

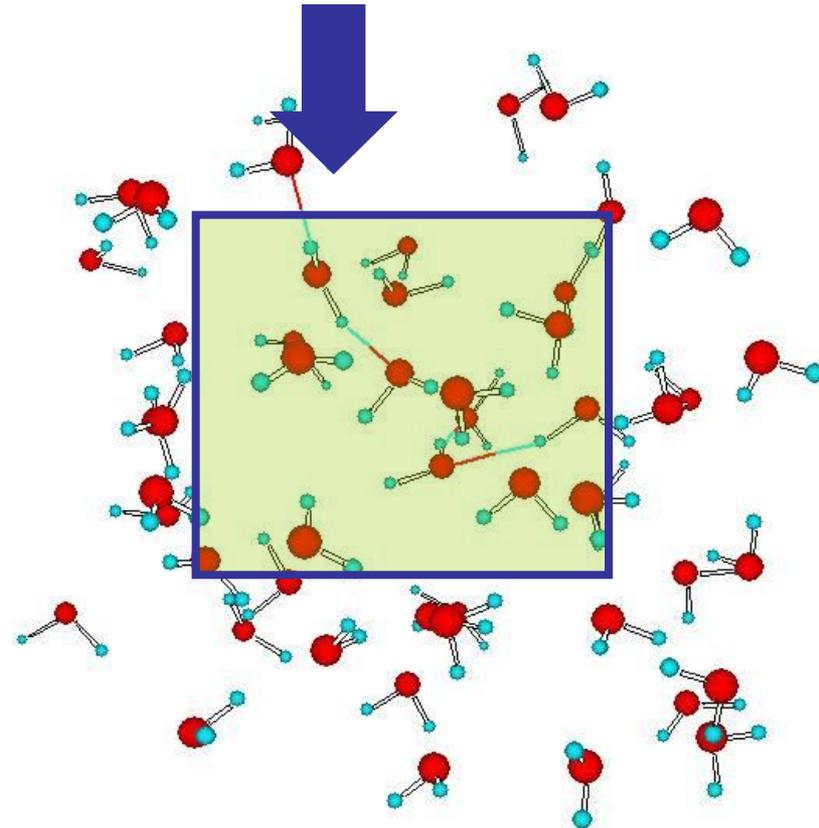
la estructura **ABIERTA** del hielo

4 puentes de H
por cada H_2O



la estructura **MÁS COMPACTA**
del agua líquida

2-3 puentes de H
por cada H_2O



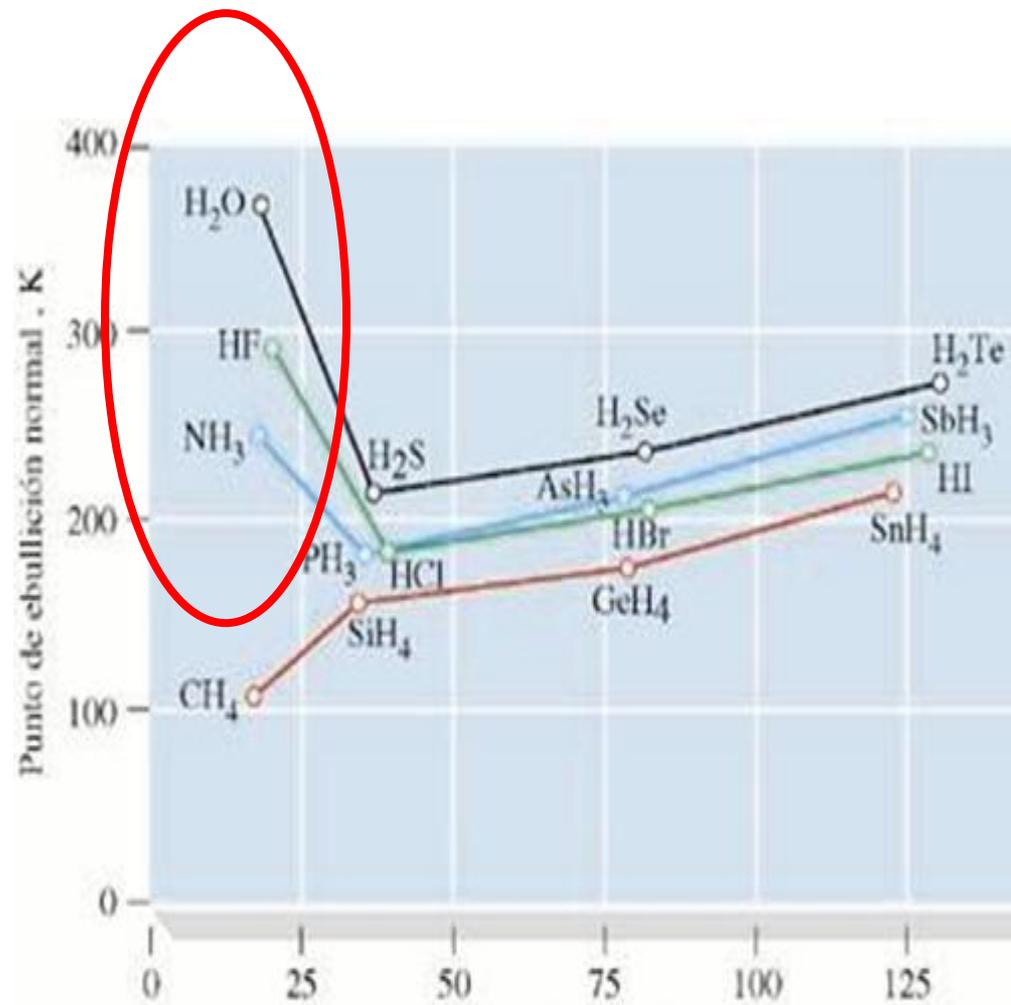
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Puentes de Hidrógeno

¿Y de qué sirve en química saber que hay puentes de hidrógeno?

Pues que las sustancias con muchos puentes de hidrógeno tendrán T_{fus} y T_{eb} **excepcionalmente grandes** (en relación a los que corresponderían si otras fuerzas intermoleculares más débiles estuvieran operando).

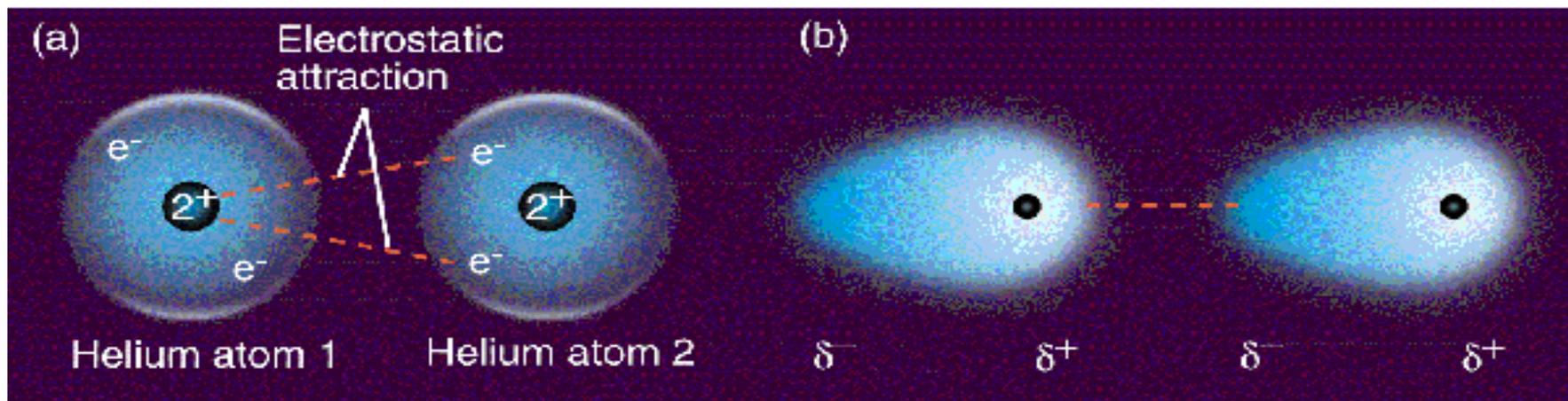
En la figura **H₂O**, **HF** y **NH₃** no siguen la tendencia de sus series (cada serie son los hidruros de una columna del SP)



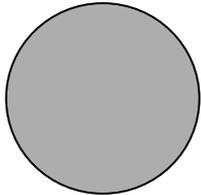
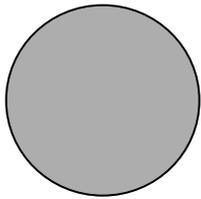
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas de dispersión de London

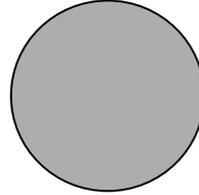
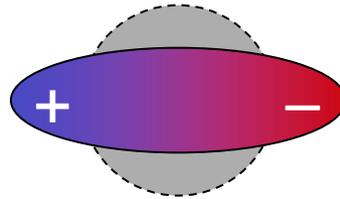
- Son **universales** (o sea, presentes en toda la materia, polar o apolar)
- Son **más fuertes que las dipolo-dipolo**
- Crecen con M_{molar} y son mayores en **formas** moleculares **alargadas**.
- **Origen:** Los núcleos de una molécula (o átomo) atraen a los electrones de la molécula (o átomo) vecina. Por un instante la nube electrónica se distorsiona y se forma un dipolo instantáneo (o dipolo inducido). Esto induce un dipolo en la molécula vecina. Los dipolos, que nacen orientados, se atraen.



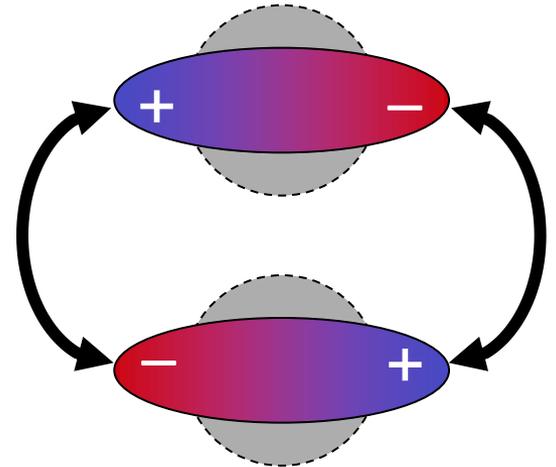
Origen de la Interacción de London (dispersión)



Dos moléculas no polares están muy próximas entre sí.



La carga electrónica y nuclear **fluctúan** y en un instante dado un desplazamiento de carga asimétrico produce un dipolo instantáneo en una molécula.



Ese dipolo instantáneo induce un dipolo en la molécula vecina, lo que origina una fuerza atractiva entre ambos dipolos.

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas de dispersión de London

¿Qué se puede explicar con las fuerzas de London?

- En **moléculas apolares** y sin puentes de H, los puntos de fusión y ebullición sólo se pueden explicar con las fuerzas de London:

En la figura el orden de T_{eb} es



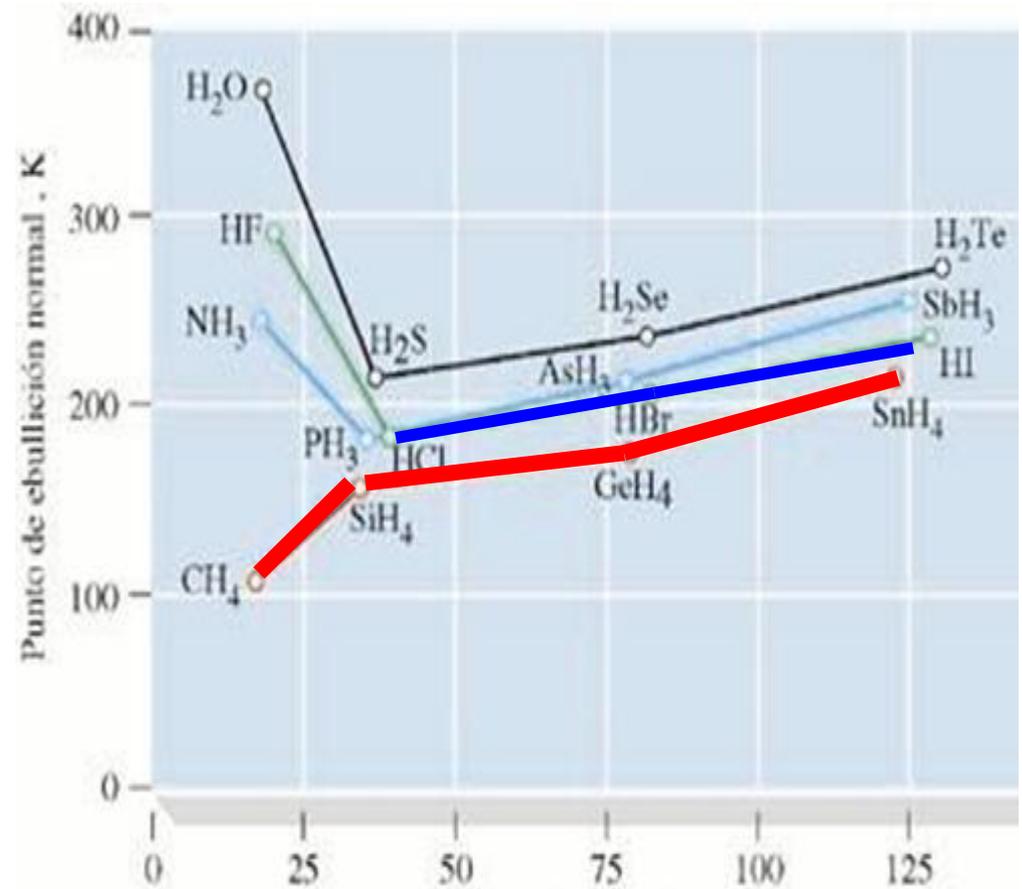
porque ese es el orden de aumento de las masas moleculares (y de la intensidad de las fuerzas de London)

- En **moléculas polares** pesadas las fuerzas de London superan a las dipolo-dipolo:

En la figura el orden de T_{eb} es



debido al aumento de las masas más que a la polaridad



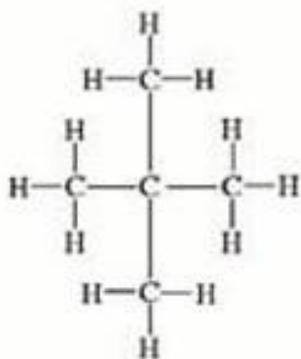
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas de dispersión de London

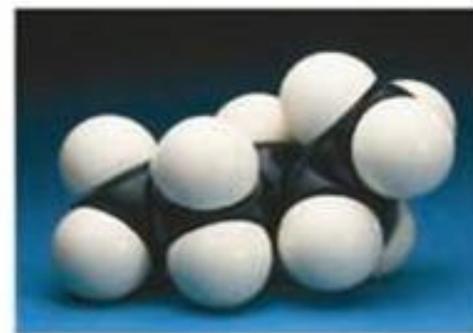
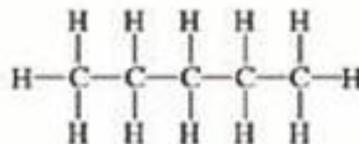
¿Qué se puede explicar con las fuerzas de London?

- El **efecto de la forma** alargada sobre las fuerzas de London puede verse en el caso del *neopentano* frente al *pentano* lineal. Las moléculas son apolares, sin puentes de H y de la misma *M*.

¡ pero la **forma lineal genera fuerzas de London más intensas** que la forma redondeada y su punto de ebullición es superior !



(a) Neopentano
p. ebullición = 9,5 °C



(b) Pentano
p. ebullición = 36,1 °C

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas de dispersión de London

Problema: colocar de menor a mayor Temperatura de Ebullición las sustancias siguientes: I_2 , F_2 , Br_2 y Cl_2 .

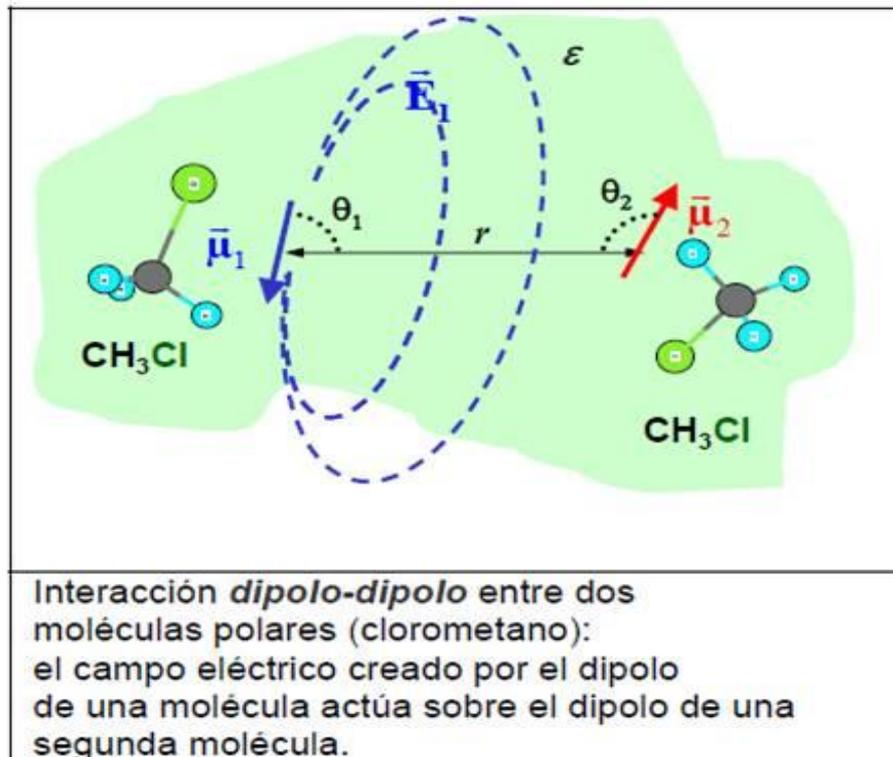
Solución: dado que no hay más fuerzas presentes que las de London (pues no hay puentes de hidrógeno ni atracción dipolo-dipolo porque son apolares) el orden será dictado por las Masas moleculares (pues la forma es la misma en todas) , que aumentan en el orden



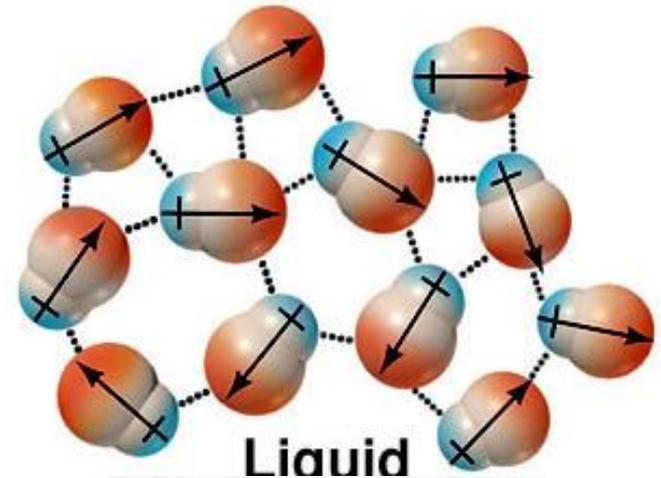
Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas Dipolo-Dipolo

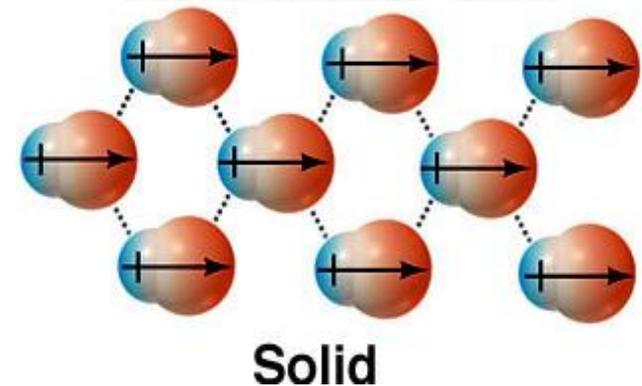
- Se producen **sólo** entre moléculas con un **dipolo permanente**.
- Sólo dominan a las fuerzas de London en moléculas pequeñas muy polares (H₂O o HCN).



Orientación más favorable de los dipolos moleculares



$$v_{d-d}(r) = \frac{2}{3kT} \frac{\mu_1^2 \mu_2^2}{4\pi\epsilon_0 r^6}$$



Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas Dipolo-Dipolo

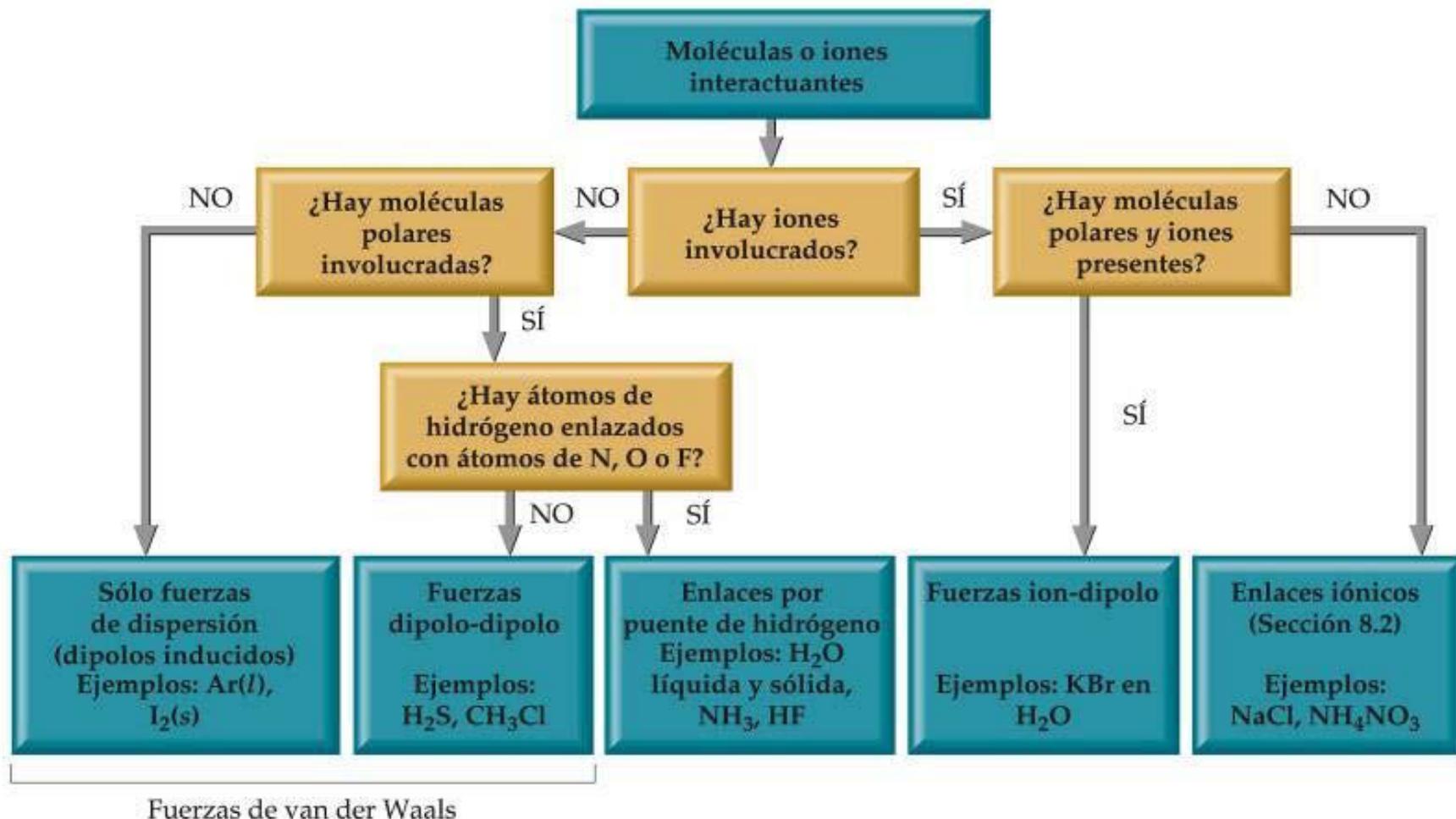
¿Cuándo es importante la atracción dipolo-dipolo?

Sustancia	Peso Molecular	Momento Dipolar (D)	T_{Eb} (K)
propano: CH ₃ CH ₂ CH ₃	44	0.1	231
dimetiléter: CH ₃ OCH ₃	46	1.3	248
cloruro de metilo CH ₃ Cl	50	1.9	249
acetaldehído: CH ₃ CHO	44	2.7	294
acetonitrilo: CH ₃ CN	41	3.9	355

Cuando no hay puentes de hidrógeno... ...y las masas moleculares son comparables ...el orden de polaridad define el orden de puntos de ebullición

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Para resolver problemas de Fuerzas Intermoleculares puede ser apropiado usar un diagrama de flujo como el siguiente, basado en identificar las fuerzas presentes y decidir cuál es la dominante



Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Problema (en la serie) : Identifica la fuerza intermolecular que domina en cada una de las siguientes sustancias, y elige la sustancia con una temperatura de ebullición más alta en cada pareja:

- a) NCl_3 o BeF_2
- b) CH_3Cl o CH_3OH
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ o $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Solución:

a) BeF_2 está formado por iones de Be^{2+} y F^- , que se mantienen unidos mediante **enlace iónico**; NCl_3 es una molécula polar, por tanto las fuerzas intermoleculares son **dipolo-dipolo y de London**. Las fuerzas en BeF_2 son más fuertes, tendrá un punto de ebullición más alto. **Datos de confirmación:** BeF_2 (800°C) y NCl_3 (40°C)

b) CH_3Cl y CH_3OH son moléculas polares, CH_3OH tiene un enlace O-H, capaz de generar **enlaces de hidrógeno**, que son más fuertes que las fuerzas **dipolo-dipolo y de London** que existen en CH_3Cl . CH_3OH tendrá un punto de ebullición más alto. **Datos de confirmación:** CH_3Cl (-24.22°C) y CH_3OH (64.65°C)

c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ Ambos contienen el grupo O-H, y son alcoholes, pero el etilendiol tiene dos grupos di-hidroxi y puede producir **más enlaces de hidrógeno**, será el de mayor punto de ebullición. **Datos de confirmación:** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (78.5°C) y $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (290°C)

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Problema (en apuntes): Identificar las fuerzas intermoleculares presentes en las siguientes sustancias y señalar la sustancia de cada par que tiene el punto de ebullición más alto.

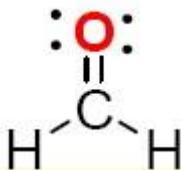
a) C_6H_{14} y C_8H_{18} **b)** CH_3OH y CH_3SH

Solución:

- a)** C_6H_{14} y C_8H_{18} . Ni hexano ni octano tienen puentes de H, ni son polares (no hay atracción dipolo-dipolo). Sólo es posible la atracción de London, que es más intensa en el más pesado octano. Luego el octano tendrá mayor punto de ebullición.
- b)** CH_3OH y CH_3SH . El metanol forma puentes de H (además es polar y tiene atracción de London). El metanodiol es polar y tiene atracción de London, pero no forma puentes de H. Por tanto metanol tiene mayor punto de ebullición.

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Problema (en apuntes): Identifica el tipo de interacciones intermoleculares que están presentes entre las siguientes moléculas y su fuerza relativa.



Solución:

En el ciclopropano sólo son posibles las fuerzas de London.

El formaldehído tendrá fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de London

El octanol tendrá fuerzas dipolo-dipolo, dispersión de London y puentes de hidrógeno

Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Problema (en la serie) : Decir que tipo de fuerzas intermoleculares se dan entre las siguientes sustancias y ordenarlas por orden creciente de su punto de ebullición:

a) Ar, He, Ne y Xe.

b) metano, clorometano, triclorometano y tetracloruro de carbono.

Solución:

a) sólo son posibles las fuerzas de London, que aumentan con la Masa molecular, de modo que las temperaturas de ebullición de los gases nobles van en el orden **He < Ne < Ar < Xe**.

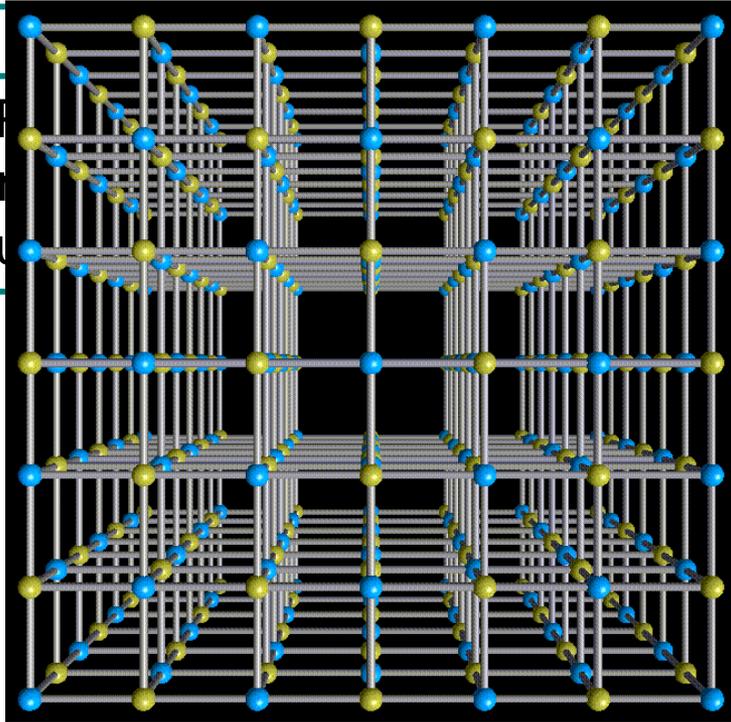
b) CH₄ y CCl₄ sólo dispersión de London, mientras CH₃Cl y CHCl₃ tienen además atracción dipolo-dipolo. Pero el tetracloruro es el más pesado y este efecto es dominante, de modo que se espera el orden de T_{eb} : **CH₄ < CH₃Cl < CHCl₃ < CCl₄**

Datos de Confirmación (Wikipedia) :

-161.6°C, -24.1°C, 61.05°C, 76.85°C

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

En el **estado sólido** predominan las interacciones intermoleculares y el enlace químico frente a la energía cinética de átomos o moléculas



¿Por qué estudiar la estructura de un sólido?

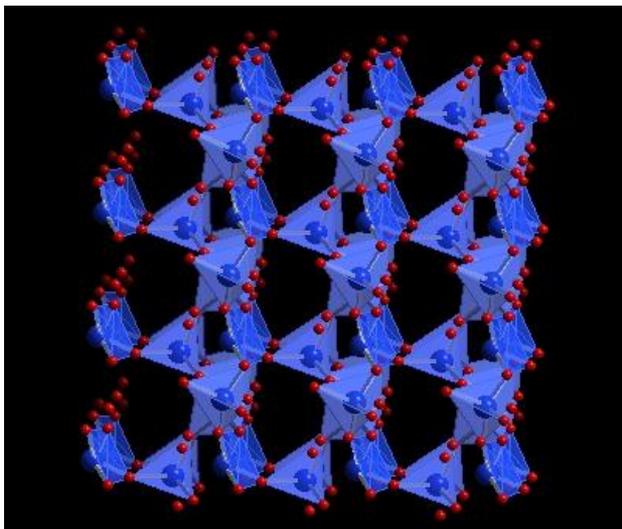
Las propiedades y comportamiento de los sólidos vienen determinadas por su estructura molecular y enlace químico

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Clasificación según el orden estructural

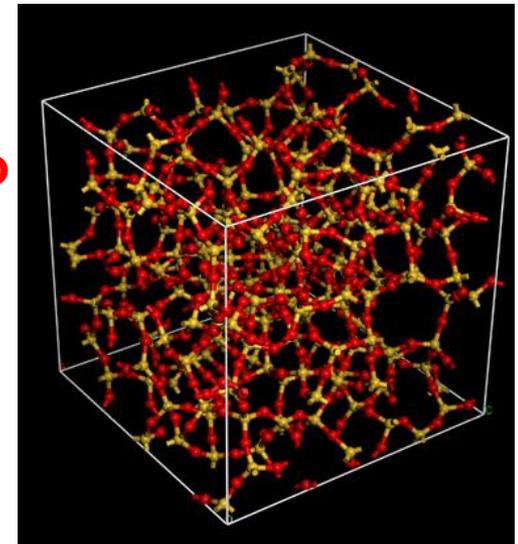
Sólidos cristalinos → poseen un ordenamiento estricto y regular, es decir, sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas. Las fuerzas de atracción son máximas y pueden ser iónicas, covalentes, fuerzas de van der Waals, puentes de hidrógeno o bien una combinación de ellas.

Sólidos amorfos → carece de un ordenamiento bien definido y de un orden molecular repetido. Carecen de una distribución regular tridimensional de átomos.



Ej:
**Cuarzo
Cristalino
(SiO₂)**

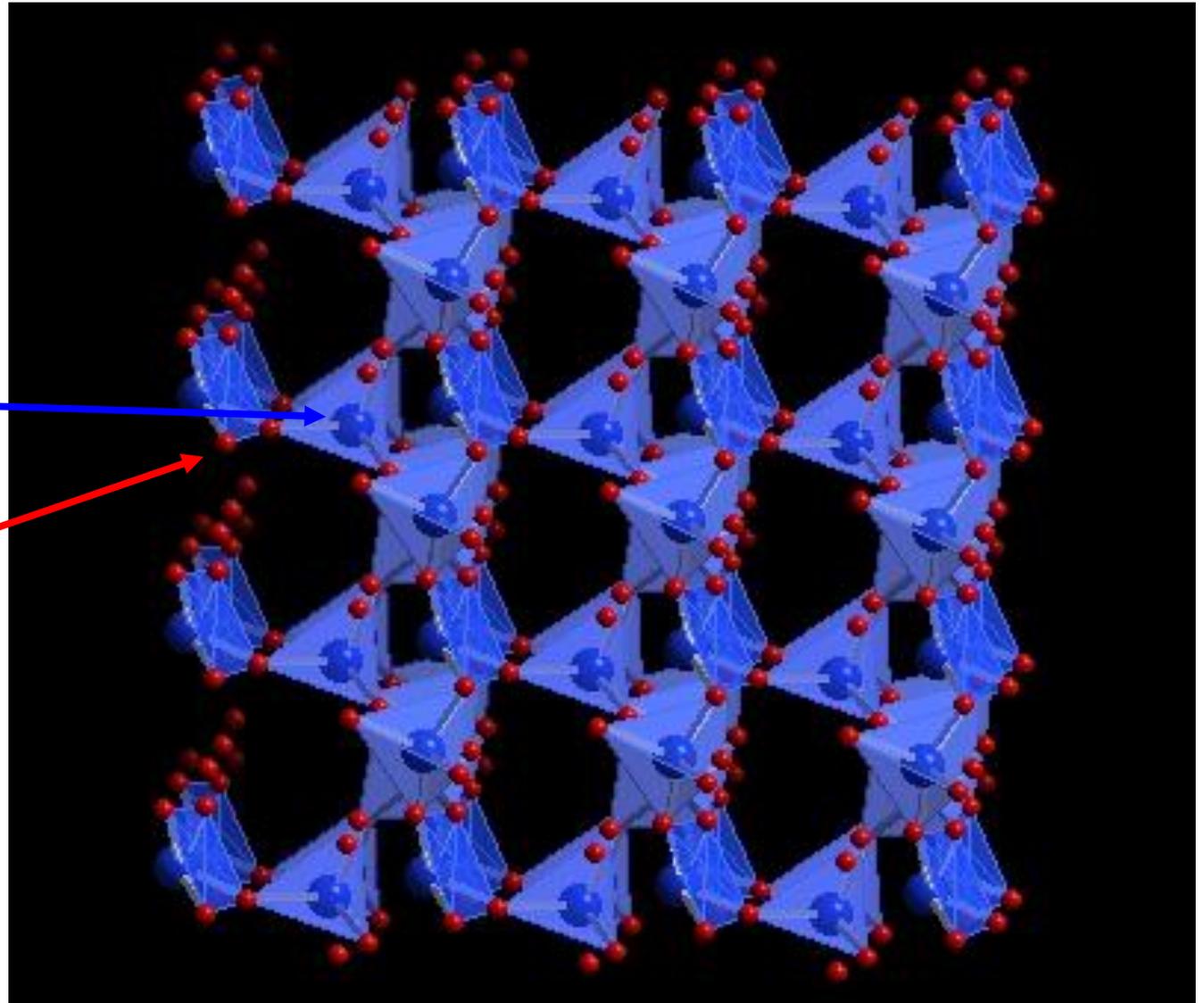
Ej:
**Vidrio
Amorfo
(SiO₂)**

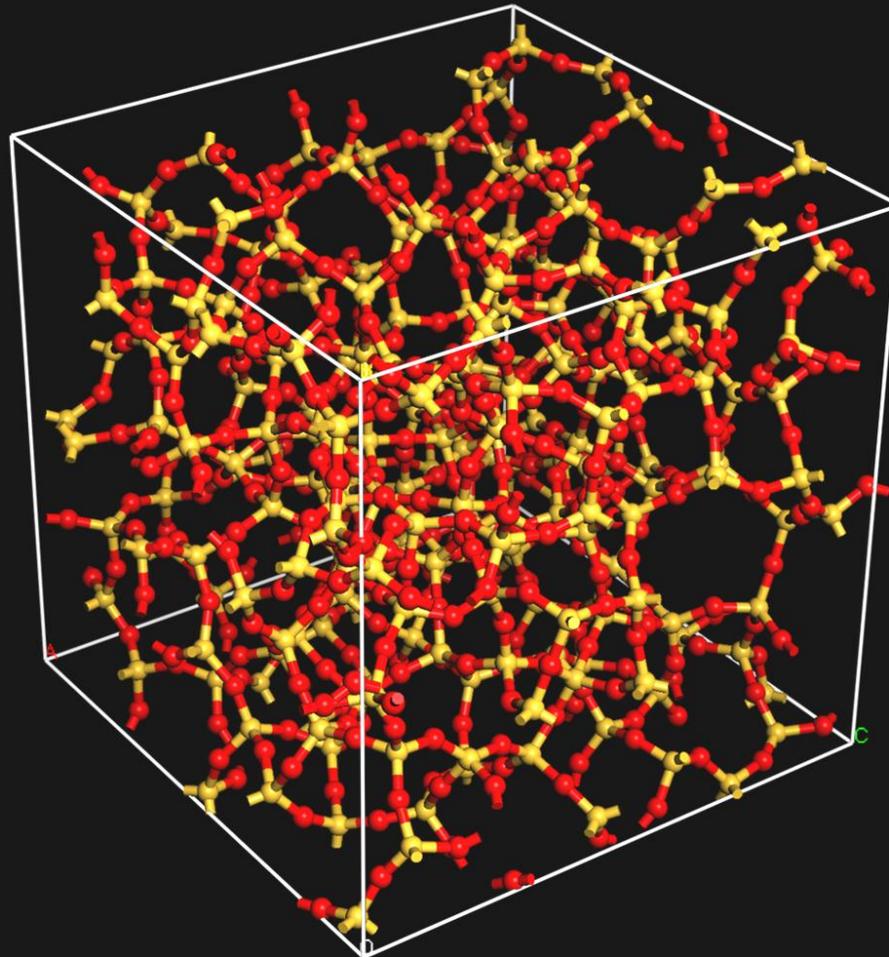


Si

O

Ej:
Cuarzo
Cristalino
(SiO₂)

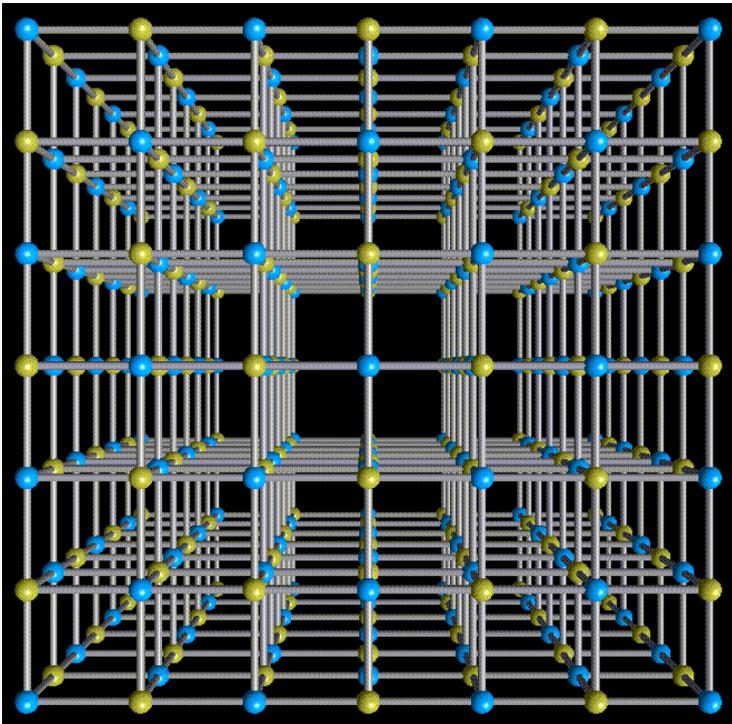




***Armazón
rígido
desordenado***

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

¿Por qué estudiar la *estructura* de un sólido?

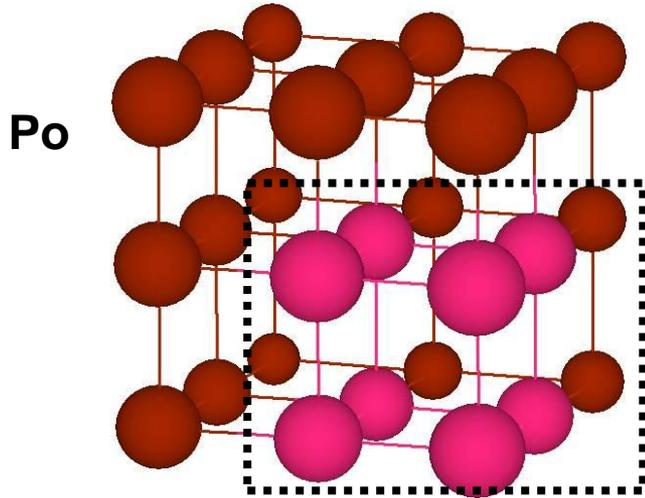


NaCl: sólido iónico

Nuestro objetivo es describir la relación existente entre la **estructura** de algunos sólidos cristalinos *prototípicos* y sus **propiedades básicas**.

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Estructura de los sólidos cristalinos: conceptos básicos

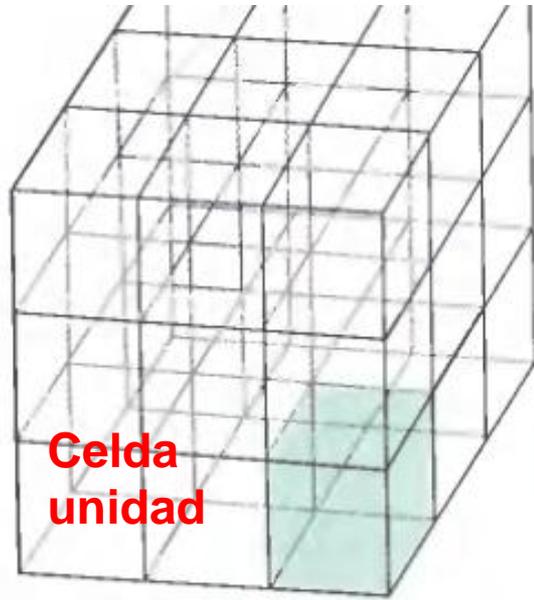


Red cristalina
(cúbica simple o primitiva)

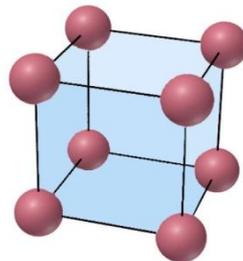
- **Estructura cristalina** = Ordenación periódica de átomos (iones, etc) en el espacio 3D
- **Red cristalina** = conjunto infinito de puntos con igual entorno
- **Celda unidad de la red** = paralelepípedo que por traslación genera la red



- **Motivo o base o patrón** estructural = un átomo (o ion) o un grupo de ellos



- **Estructura** = traslación 3D de la **celda unidad de la red cristalina** + **motivo**



- **Índice de coordinación** = Número de más cercanos vecinos (**6**)
- **Nº de posiciones pertenecientes a la celda** = $8 \times 1/8 = 1$

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Estructura de los sólidos cristalinos: conceptos básicos

- **¿Cuántas estructuras hay?**

Prácticamente tantas como compuestos, pero

- **¿Cuántas redes (tipos de celdas) hay?**

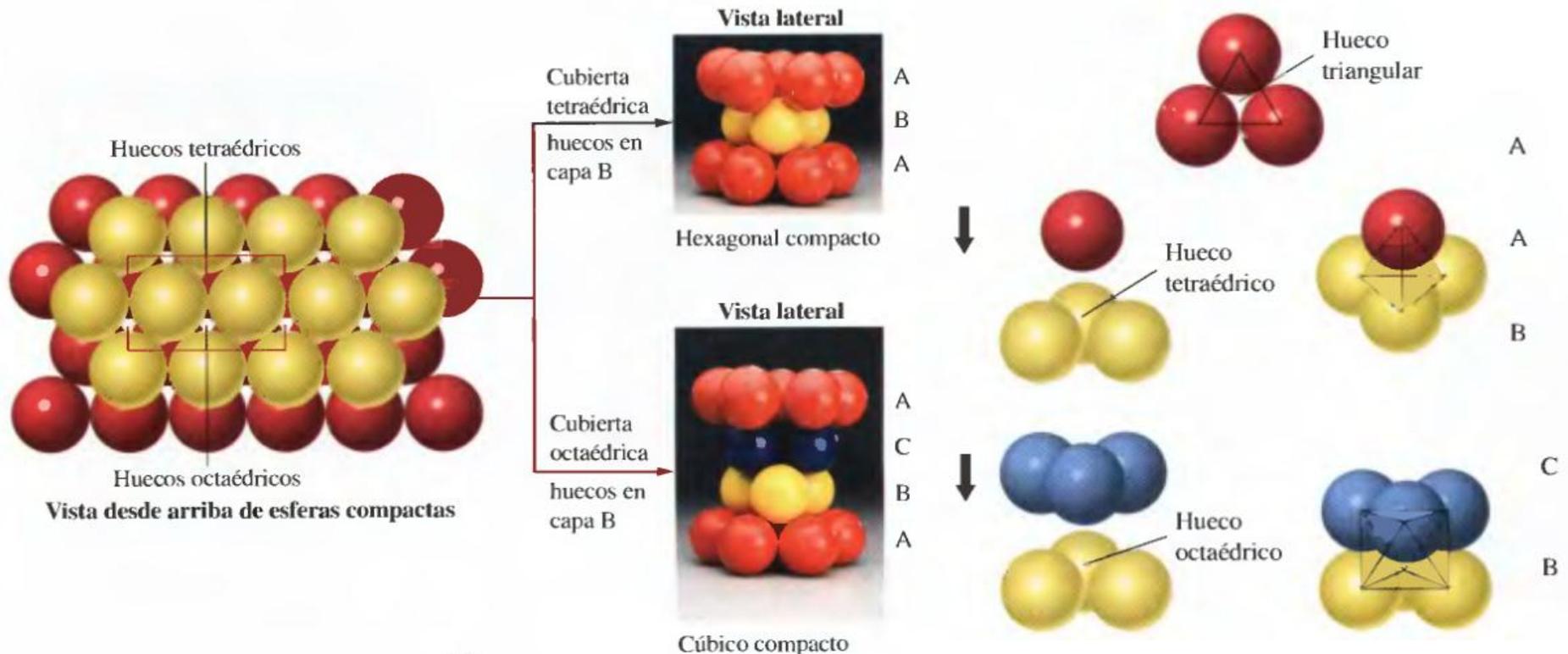
14 redes de Bravais (celdas con diversos centrados: **primitivas, en el interior, en las caras**, etc) organizadas en **7 sistemas cristalinos** (paralelepípedos)

- Ejemplos de estructuras y cálculos con **celdas o redes cúbicas + sólo un átomo como motivo:** estructuras metálicas

- Ejemplos de estructuras y cálculos con **celdas o redes cúbicas + un motivo de dos iones:** estructuras iónicas

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Estructuras compactas: Las estructuras que los sólidos cristalinos adoptan son frecuentemente aquellas que permiten el contacto más íntimo entre las partículas, a fin de maximizar las fuerzas atractivas entre ellos



▲ FIGURA 13.39 Estructuras compactas

(a) Las esferas en la capa A son rojas, las de la capa B son amarillas, y en la capa C, azules.
(b) Los huecos en las estructuras compactas. El hueco triangular se forma por las tres esferas en una de las capas. El hueco tetraédrico se forma cuando una esfera de la capa superior se encuentra sobre un hueco triangular de la capa inferior. El hueco octaédrico se forma entre dos grupos de tres esferas de dos capas.

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Problema: Conocida la estructura cristalina del NaCl, su masa molar $M = 58.44 \text{ g/mol}$, la distancia $d = 2.819 \text{ \AA}$ entre $\text{Na}^+\text{-Cl}^-$ y la densidad del sólido NaCl (2.165 g/cm^3), demuestra que la constante de Avogadro viene dada por la siguiente expresión y calcula su valor.

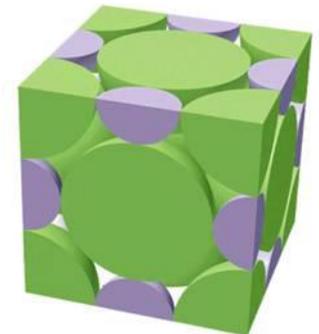
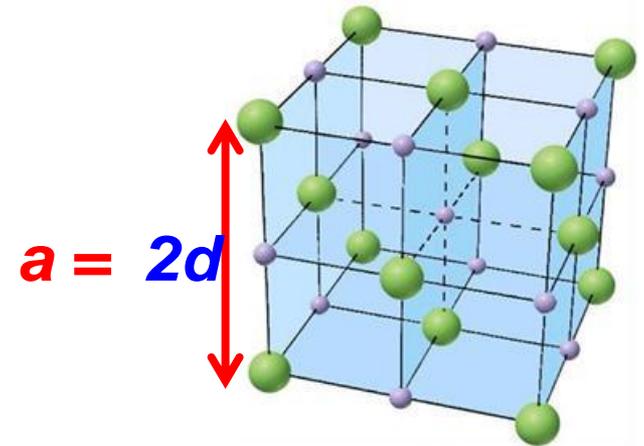
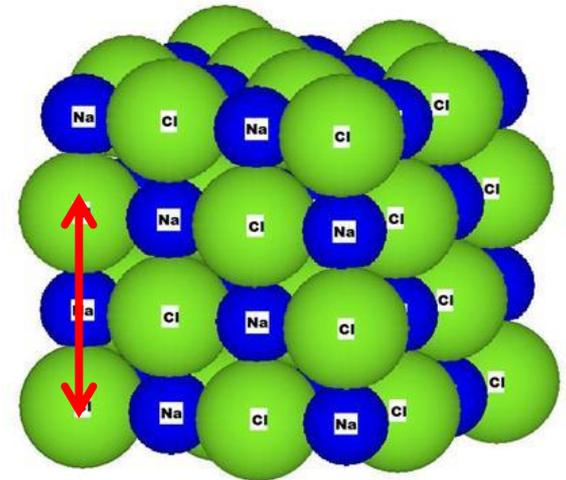
$$\rho_{\text{cristal NaCl}} = \rho_{\text{celda NaCl}} = \frac{m_{\text{celda}}}{V_{\text{celda}}} = \frac{4 \frac{M_{\text{NaCl}}}{N_A}}{(2d)^3} = \frac{4 M}{8 d^3 \rho}$$

aristas interior

$$\text{n}^\circ \text{ iones } \text{Na}^+ \text{ en celda} = 12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$$

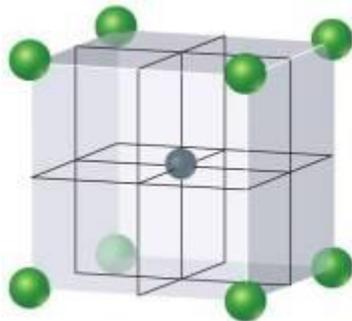
vértices caras

$$\text{n}^\circ \text{ iones } \text{Cl}^- \text{ en celda} = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$$

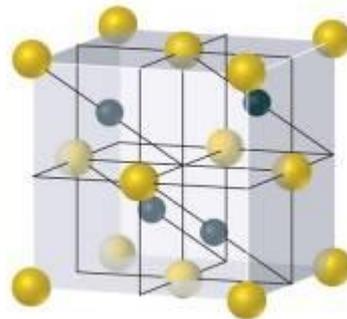


Sólidos iónicos

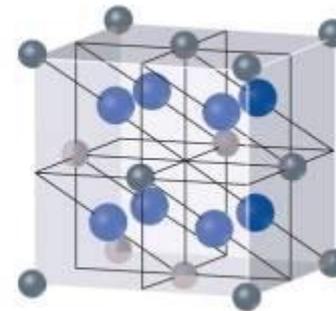
- ¿Cuáles son las fórmulas empíricas de estos compuestos?
 - (a) Verde: **cloro**; Gris: **cesio**
 - (b) Amarillo: **azufre**; Gris: **zinc**
 - (c) Gris: **calcio**; Azul: **flúor**



(a)
CsCl



(b)
ZnS



(c)
CaF₂

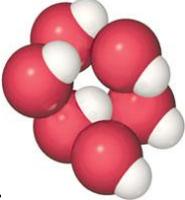
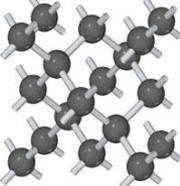
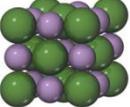
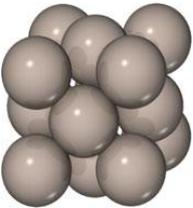
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

La naturaleza del enlace químico es crucial, no sólo para explicar la *estructura* de los sólidos, sino para entender sus *propiedades*.

Tipo	Especies químicas	Interacciones	Propiedades	Ejemplos
Molecular				
Covalentes				
Iónico				
Metálico				

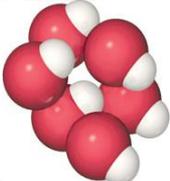
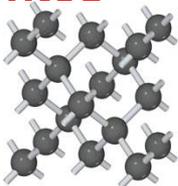
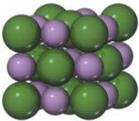
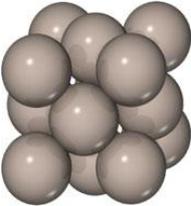
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

La naturaleza del enlace químico es crucial, no sólo para explicar la *estructura* de los sólidos, sino para entender sus *propiedades*.

Tipo	Especies químicas	Interacciones	Propiedades	Ejemplos
Molecular 	Átomos o Moléculas			
Covalentes 	Átomos			
Iónico 	Iones atómicos o moleculares			
Metálico 	Átomos			

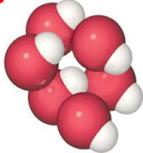
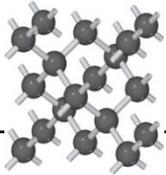
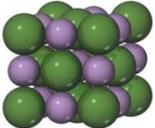
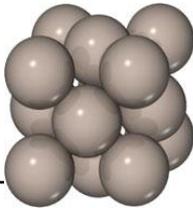
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

La naturaleza del enlace químico es crucial, no sólo para explicar la *estructura* de los sólidos, sino para entender sus *propiedades*.

Tipo	Especies químicas	Interacciones	Propiedades	Ejemplos
Molecular 	Átomos o Moléculas	Fuerzas intermoleculares		
Covalentes 	Átomos	Enlace covalente		
Iónico 	Iones atómicos o moleculares	Atracción electrostática		
Metálico 	Átomos	Enlace metálico		

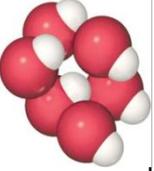
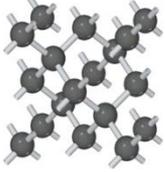
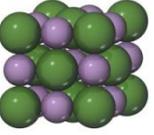
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

La naturaleza del enlace químico es crucial, no sólo para explicar la *estructura* de los sólidos, sino para entender sus *propiedades*.

Tipo	Especies químicas	Interacciones	Propiedades	Ejemplos
Molecular 	Átomos o Moléculas	Fuerzas intermoleculares	Quebradizos y blandos, puntos de fusión bajos, malos conductores térmicos y eléctricos	
Covalentes 	Átomos	Enlace covalente	Duros, puntos de fusión muy altos, suelen ser malos conductores térmicos y eléctricos	
Iónico 	Iones atómicos o moleculares	Atracción electrostática	Duros y quebradizos, puntos de fusión altos, malos conductores térmicos y eléctricos	
Metálico 	Átomos	Enlace metálico	Blandos o duros, puntos de fusión altos o bajos, excelentes conductores térmicos y eléctricos, maleables y dúctiles	

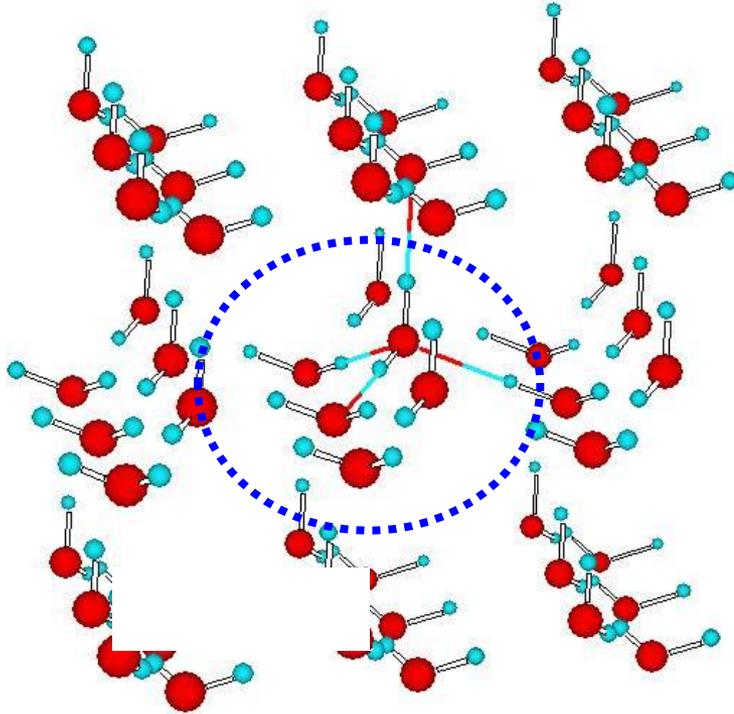
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

La naturaleza del enlace químico es crucial, no sólo para explicar la *estructura* de los sólidos, sino para entender sus *propiedades*.

Tipo	Especies químicas	Interacciones	Propiedades	Ejemplos
Molecular 	Átomos o Moléculas	Fuerzas intermoleculares	Quebradizos y blandos, puntos de fusión bajos, malos conductores térmicos y eléctricos	Ar _(s) , CH _{4(s)} , CO _{2(s)}
Covalentes 	Átomos	Enlace covalente	Duros, puntos de fusión muy altos, suelen ser malos conductores térmicos y eléctricos	C _(s) diamante, SiO _{2(s)} cuarzo
Iónico 	Iones atómicos o moleculares	Atracción electrostática	Duros y quebradizos, puntos de fusión altos, malos conductores térmicos y eléctricos	NaCl _(s) , NaNO _{3(s)}
Metálico 	Átomos	Enlace metálico	Blandos o duros, puntos de fusión altos o bajos, excelentes conductores térmicos y eléctricos, maleables y dúctiles	Cu, Fe, Al, W, etc.

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

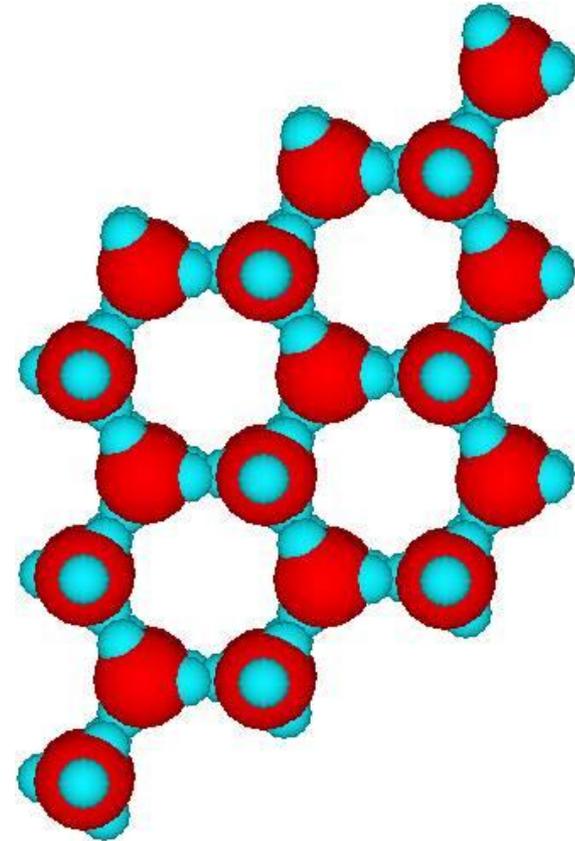
Ejemplos de Sólidos Cristalinos **Moleculares**



Hielo

Cada molécula de agua participa en cuatro puentes de hidrógeno

Punto de fusión 0 °C

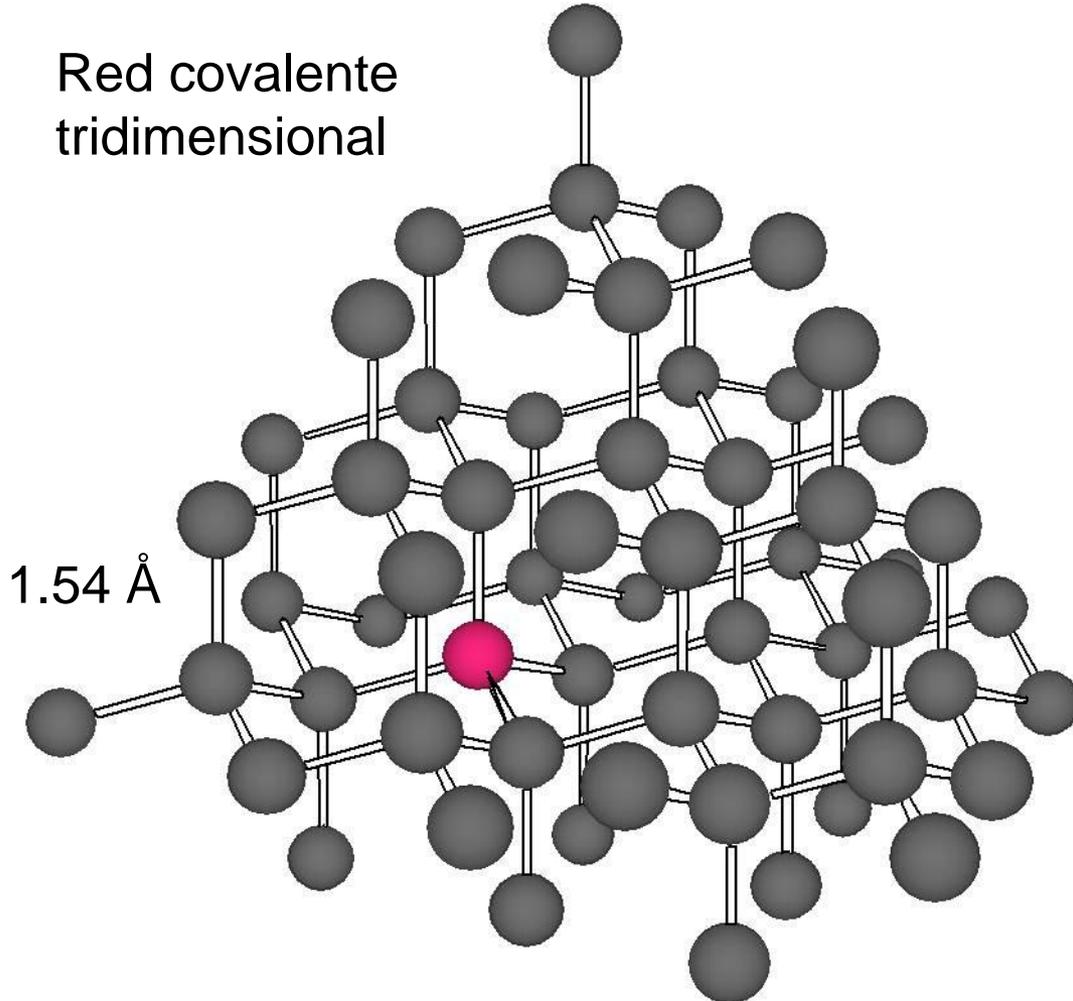


Estructura poco compacta
(canales hexagonales)

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Ejemplos de Sólidos Cristalinos **Covalentes**

Red covalente
tridimensional



Punto de fusión: 3550 °C

Diamante

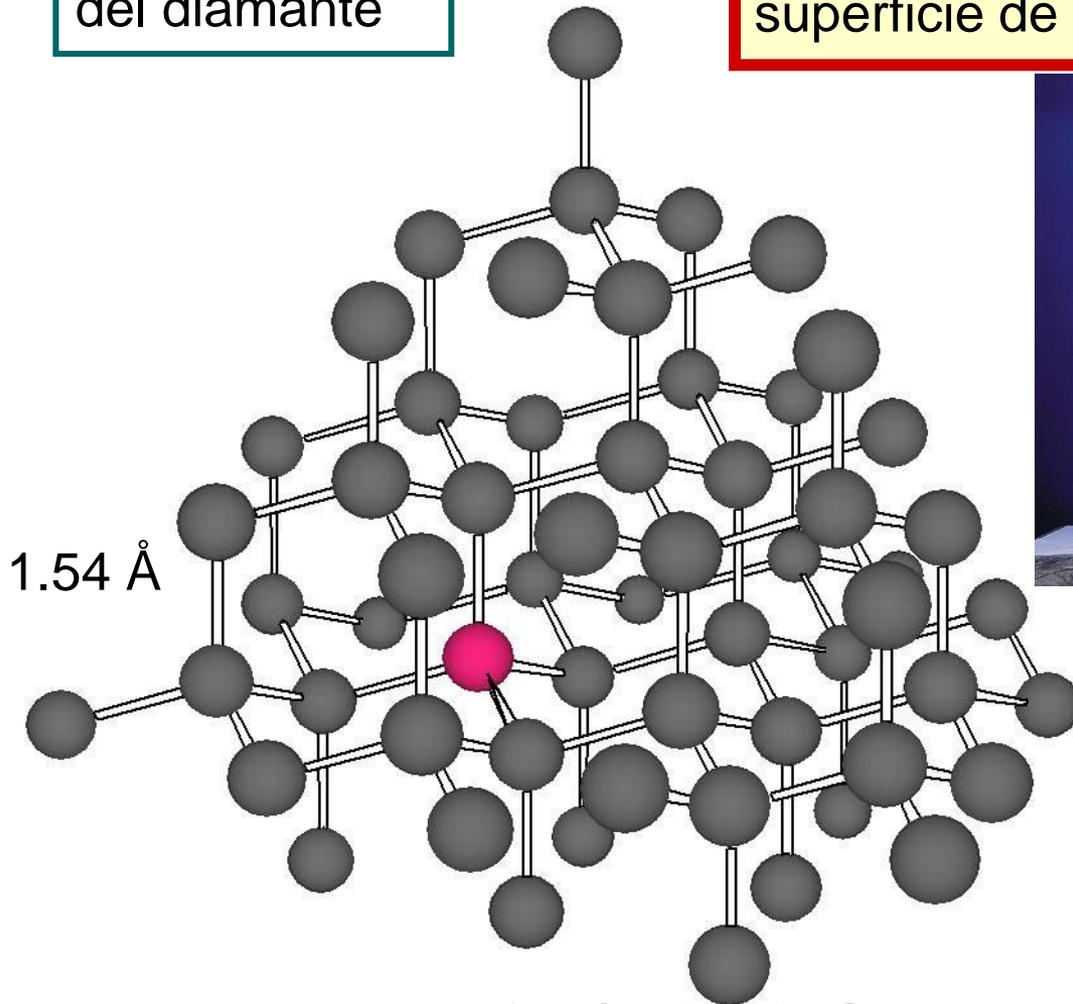
Cada átomo de C establece 4 enlaces sencillos C-C en disposición tetraédrica



Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Aplicaciones
del diamante

Material *superabrasivo* para recubrir la
superficie de las herramientas de corte.



Punto de fusión: 3550 °C

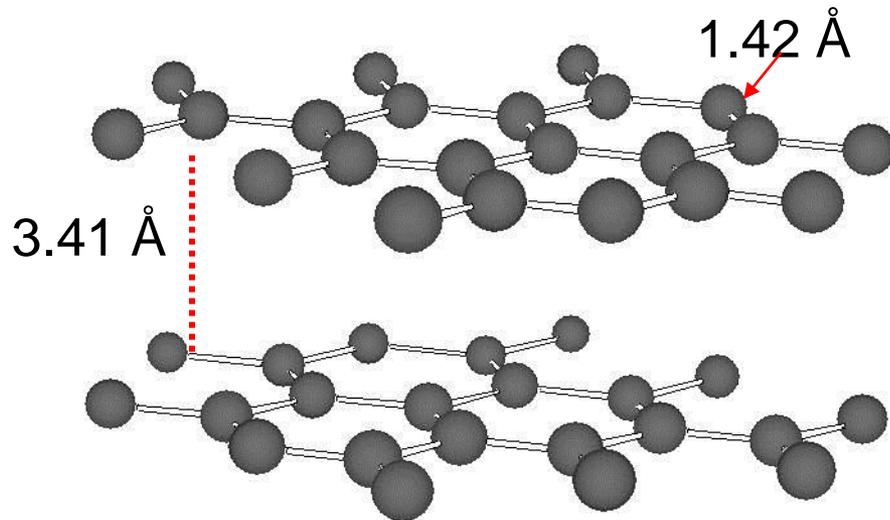
Herramientas “diamantadas”



Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Ejemplos de Sólidos Cristalinos Mixtos: **Covalentes-Moleculares**

Grafito



Punto de fusión: 3652 °C

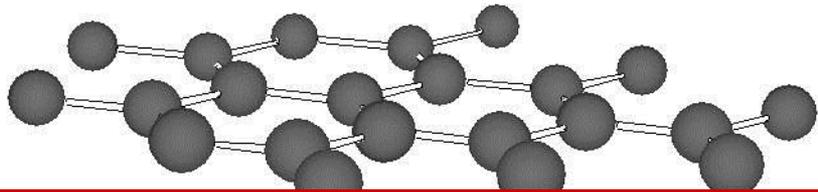
Cada átomo de C forma parte de una **red bidimensional de enlaces covalentes** que da lugar a una lámina de hexágonos condensados

Las láminas de grafito, con los centros de hexágonos desplazados, se apilan gracias a las **atracciones intermoleculares**

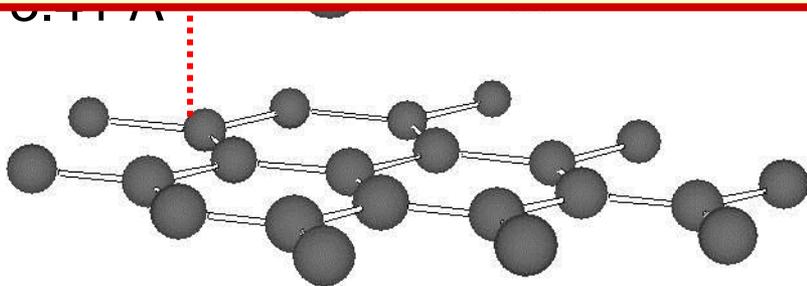
El grafito es un material ligero que actúa como lubricante o como *soporte* en electrodos

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

El grafito es un **material anisotrópico** que se emplea como **lubricante** en condiciones extremas de P y T .



Las **láminas** de grafito se deslizan fácilmente ya que no están unidas por enlaces químicos, sino por **fuerzas intermoleculares**



Punto de fusión: 3652 °C

Lubricante sólido:
Elevada resistencia a P y T . Estable químicamente.

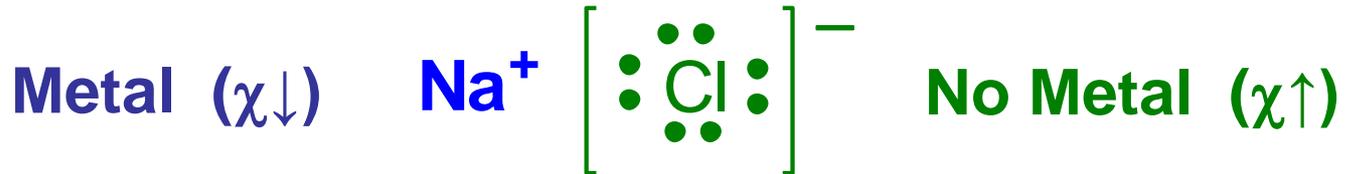


Juntas de grafito: minimizan la fricción entre materiales



Propiedades y Clasificación de los Sólidos

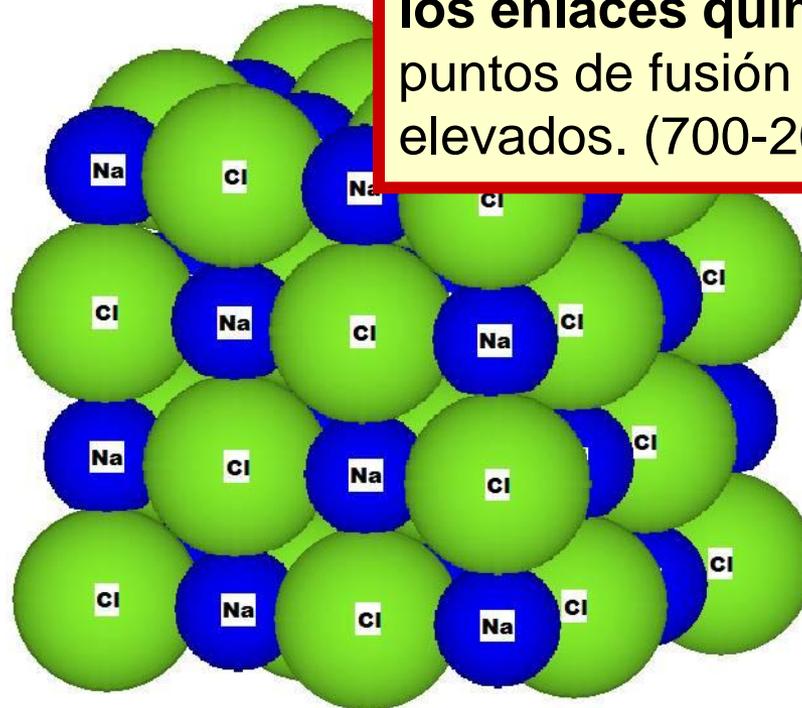
Estructura Electrónica del Enlace Iónico



Est

Las interacciones ion-ion son interacciones fuertes, comparables a los enlaces químicos covalentes, los puntos de fusión son igualmente elevados. (700-2000 °C).

Sólido
Cristalino

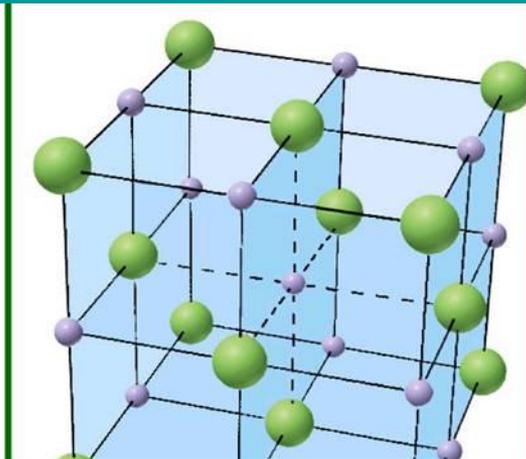


Empaquetamiento
compacto

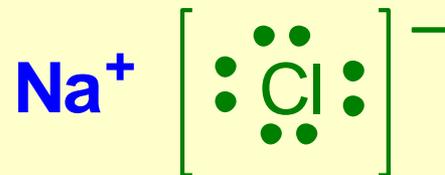
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Sólidos Cristalinos **Iónicos**

- ¿Son los compuestos iónicos conductores de la electricidad?

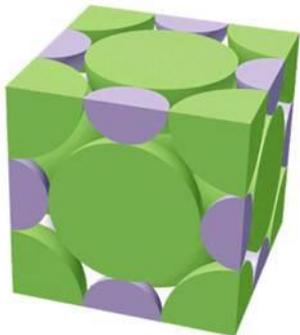


*Red cúbica
centradas en las
caras de Na⁺ y Cl⁻
como motivo*



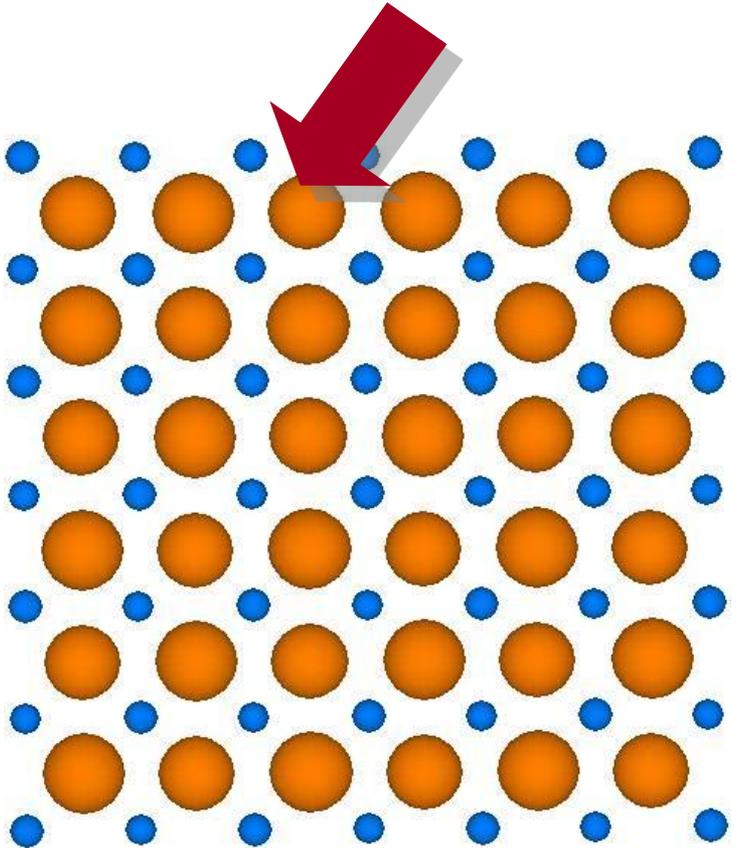
*La conf. electrónica de los iones es muy estable
y los e⁻ están fijos en la capa de valencia*

*posible para cada relación de **cargas** y **radios** iónicos*

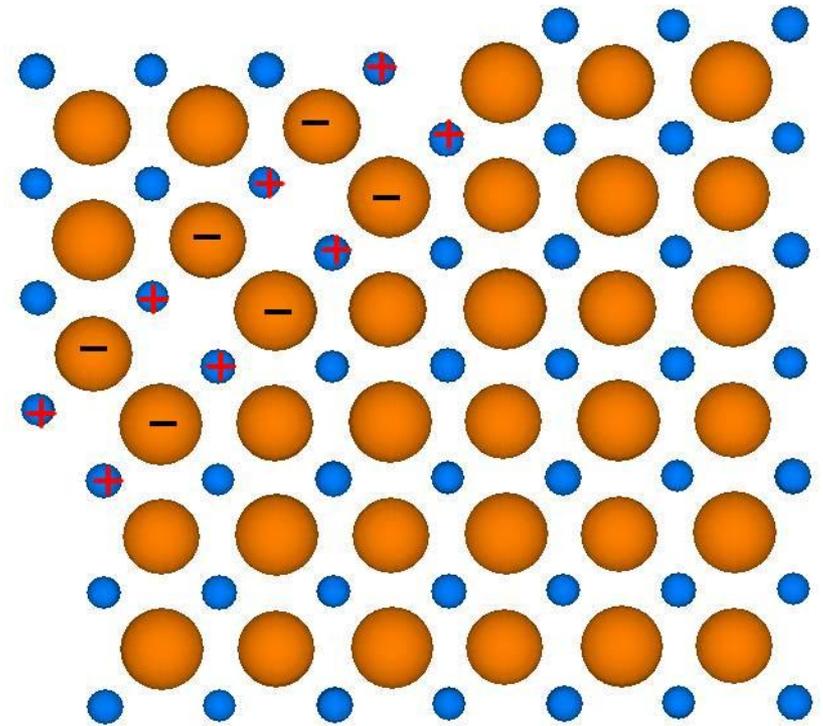


Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Los sólidos iónicos, aunque duros, son quebradizos

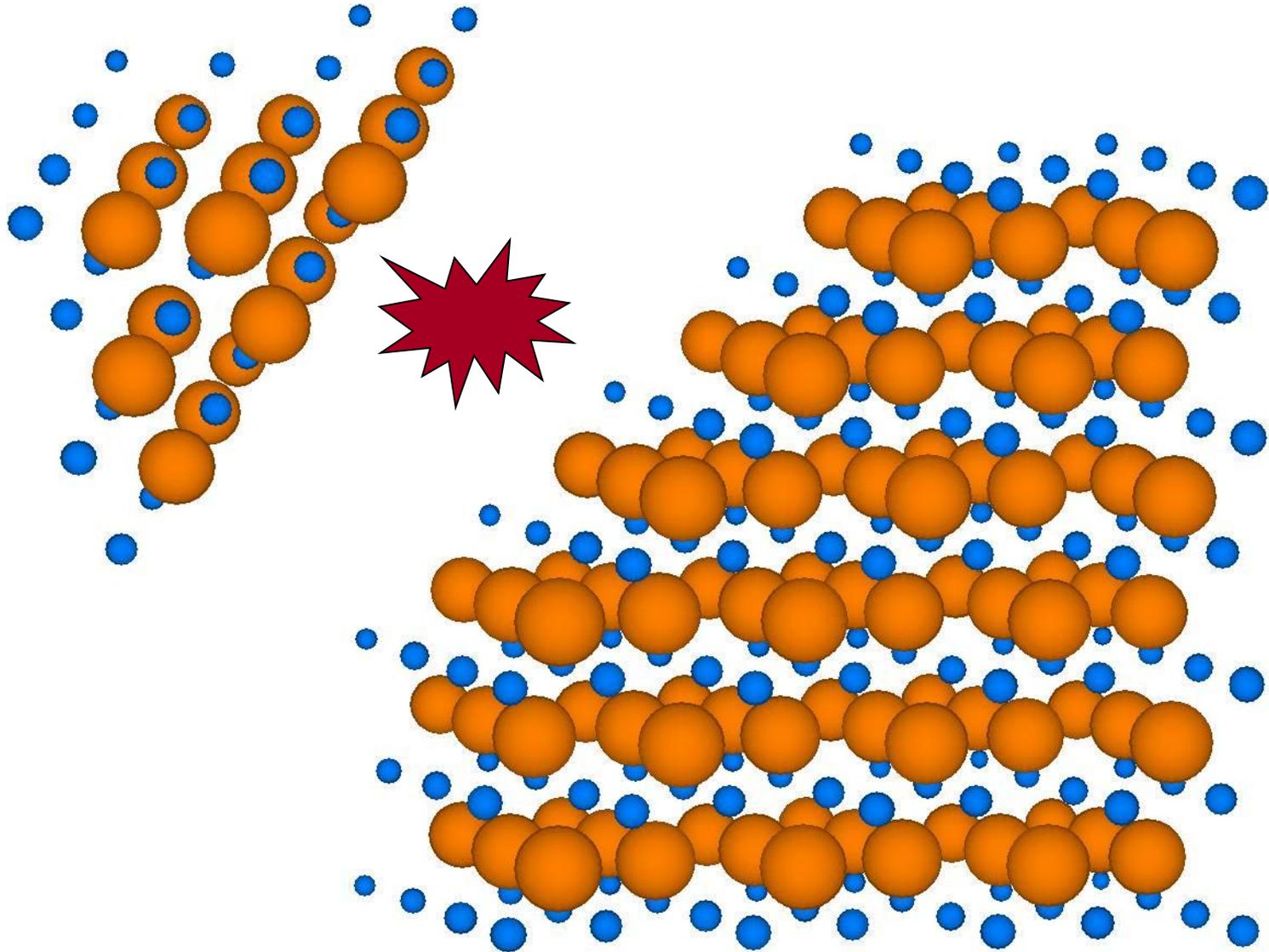


1) Aplicación de un esfuerzo **anisotrópico**



2) La distorsión produce un deslizamiento de planos cristalinos y la alineación de iones del mismo signo

Propiedades y Clasificación de los Sólidos



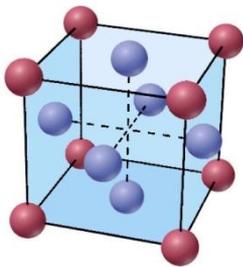
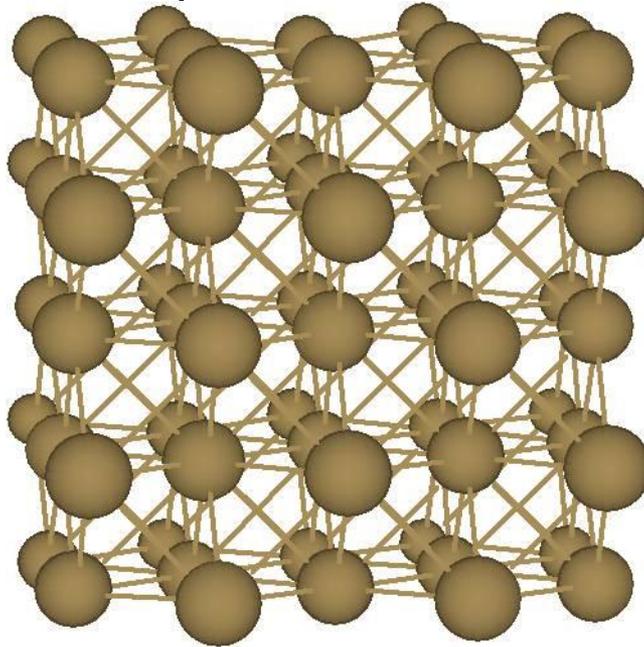
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Sólidos Cristalinos **Metálicos**

Descripción estructural

Cu(s)

Punto de
fusión:
1084 °C



Red cúbica
centrada en
las caras

$i.c.(\text{Cu})=12$



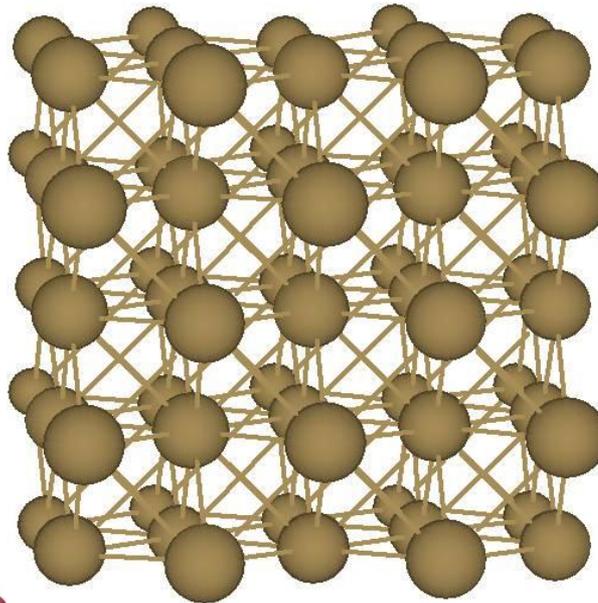
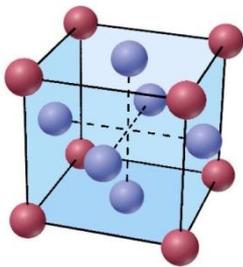
Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Sólidos Cristalinos **Metálicos**

Descripción estructural

Cu(s)

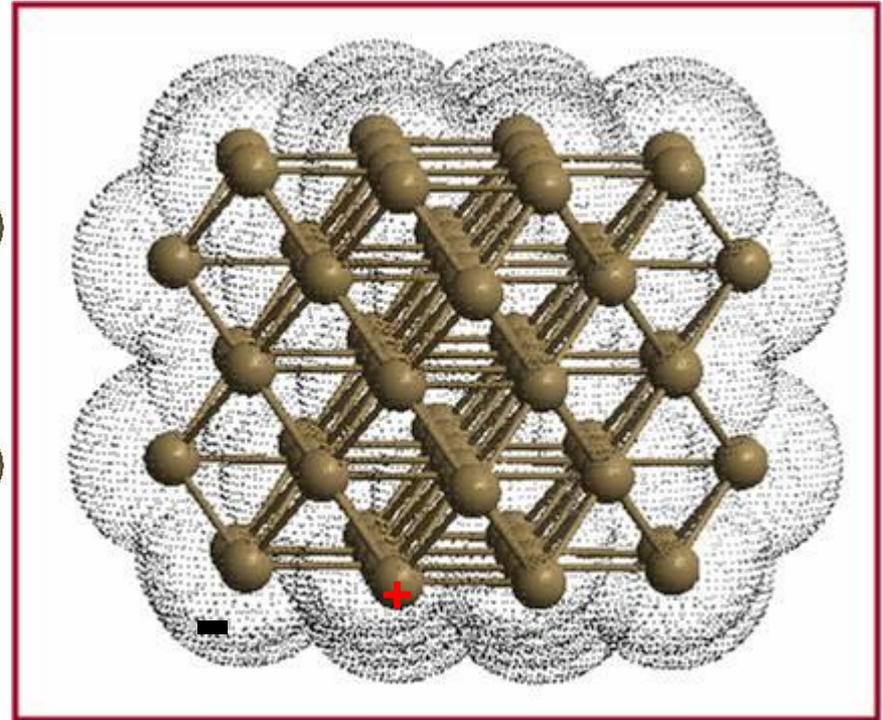
Punto de fusión:
1084 °C



Red cúbica
centrada en
las caras

$i.c.(\text{Cu})=12$

Enlace metálico deslocalizado



Las posiciones de la red cristalina (cargas +) están inmersas en la densidad electrónica (carga -) de valencia

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Ejemplos de Sólidos Cristalinos **Metálicos**

•Las T_f de los metales son muy variables ¿Por qué?

La fuerza del enlace metálico varía enormemente entre los metales

Na(s)

Cada átomo aporta **1 e⁻** al enlace metálico

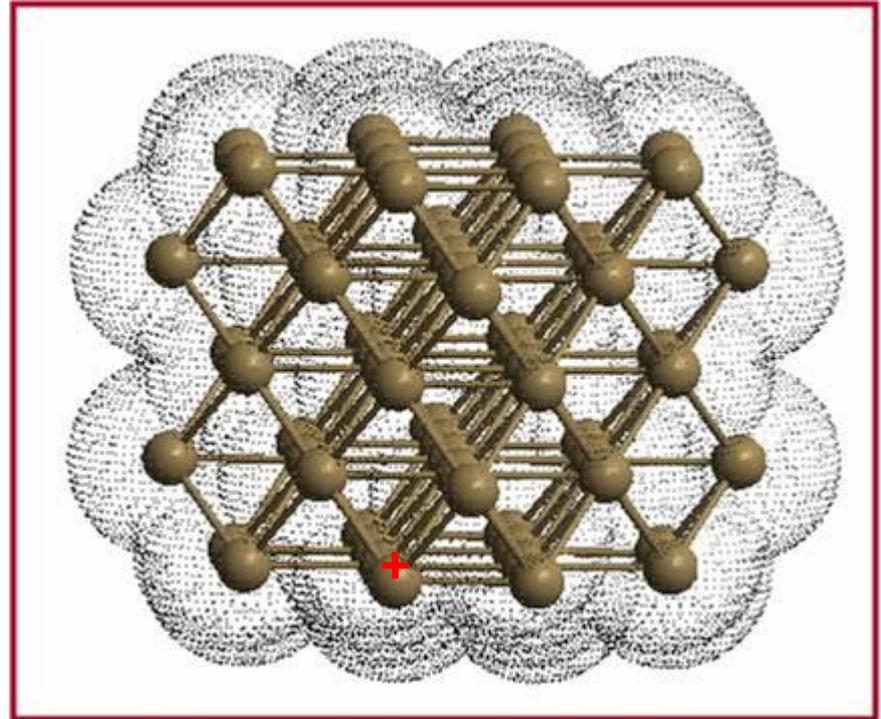
Punto de fusión:
97.5 °C

Cr(s)

Cada átomo aporta **7 e⁻** al enlace metálico

Punto de fusión:
1895 °C

Enlace metálico deslocalizado

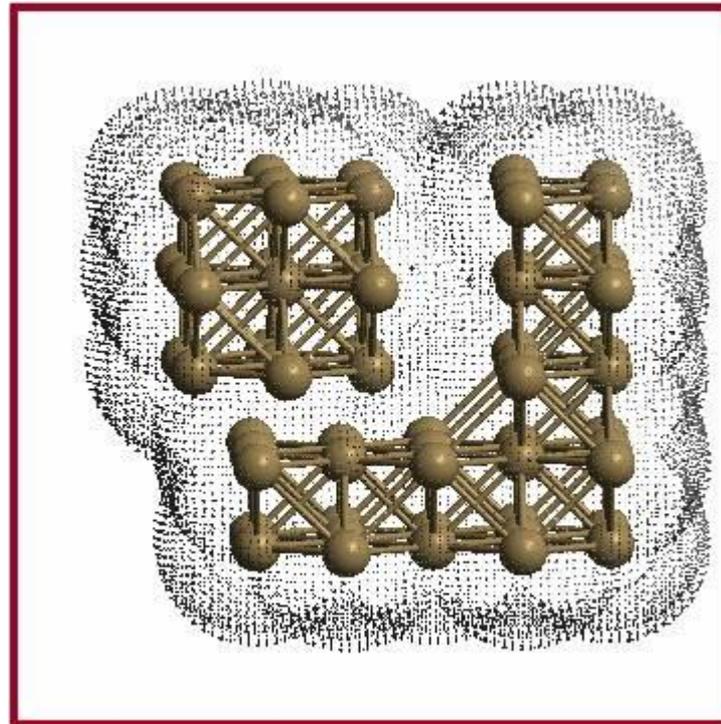


Las posiciones de la red cristalina (cargas +) están inmersas en la densidad electrónica (carga -) de valencia

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Ejemplos de Sólidos Cristalinos **Metálicos**

Los sólidos metálicos son **dúctiles** y **maleables**



El enlace metálico sólo se perturba débilmente como consecuencia de cambios en la red cristalina

Propiedades y Clasificación de los Sólidos

Clasifica las siguientes sustancias según la naturaleza de sus fases sólidas:

Ge

Ge
(Metaloide)

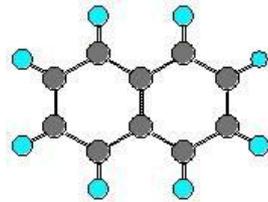
Sólido
intermedio
entre
covalente y
metálico



C₁₀H₈

Naftaleno

Sólido
molecular



(NH₄)₃(PO₄)

Tetraóxido-
fosfato de
triamonio

Sólido
iónico



MgO

Óxido de Mg

Sólido
intermedio
entre
iónico y
covalente



Ag

Plata

Sólido
metálico



Propiedades de los Gases Ideales

Un gas ideal puro

El *estado gaseoso* de la materia es el más sencillo de *comprender* en términos de sus propiedades físicas.

Variables que definen el estado de un gas: **variables de estado**

P n
 V T

¿ **Cómo se relacionan cuantitativamente** entre sí?

Las interacciones entre las moléculas de un gas son muy débiles

$$f(P, V, T, n) = 0$$

Ecuación de estado

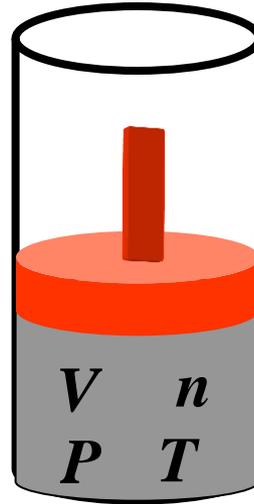
Propiedades de los Gases Ideales

Un gas ideal puro

¡ Solo 3 variables independientes !

Modelo molecular del gas ideal

- Interacciones intermoleculares despreciables.
- Moléculas puntuales.
- Las moléculas del gas se mueven caóticamente
- La energía total de las moléculas del gas se conserva.



$$PV = nRT$$

Ecuación de estado del gas ideal

$$R = 0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$$

Ley de Boyle

$$V \propto \frac{1}{P}$$



Avogadro

$$V \propto n$$



Ley de Charles

$$V \propto T$$

Comportamiento experimental de gas ideal

- Presiones bajas o moderadas ($P < 10 \text{ atm}$).
- Temperatura alta ($T > 0^\circ\text{C}$).
- Masa molecular pequeña ($M < 50 \text{ g/mol}$)

Propiedades de los Gases Ideales

Leyes tradicionales de los gases ideales

Boyle
 $V \propto \frac{1}{P}$ (T y n constantes)

Charles
 $V \propto T$ (P y n constantes)

Avogadro
 $V \propto n$ (P y T constantes)

$$R = 8.3145 \frac{J}{K \text{ mol}}$$

$$R = 0.08206 \frac{\text{atm L}}{K \text{ mol}}$$

Cte del Gas Ideal

$$V \propto \frac{nT}{P} \rightarrow V = R \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

Ecuación de estado del gas ideal

Problema:

(a) demuestra que 1 mol de cualquier gas **en condiciones normales** (cn), definidas como **1 atm y 0°C**, ocupa **22.4 L**.

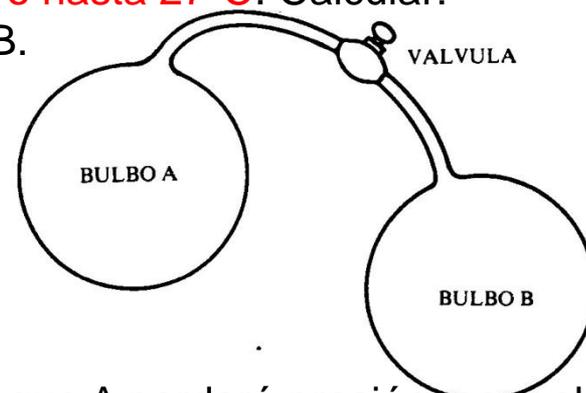
(b) estima cuántas veces mayor es el volumen que ocupa un mol de gas respecto al que ocuparía un mol de líquido. AYUDA: piensa en un mol de agua líquida.

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en la serie): bulbos conectados que trasiegan gas

Dos bulbos A y B, cada uno de 1.0 L y conteniendo cada uno 0.50 mol de He a 27°C, están conectados con un tubo de volumen despreciable y una válvula. Con la válvula abierta el bulbo A se enfría a 77K, pero el B se mantiene a 27°C y se deja equilibrar las presiones. Después se cierra la válvula y se calienta A de nuevo hasta 27°C. Calcular:

(a) La presión inicial en A y en B, (b) la presión final en A y en B.



Solución:

(a) Inicialmente, ambos están a la misma presión:

$$P_{in,B} = P_{in,A} = \frac{n_A R T_A}{V_A} = \frac{(0.50 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (300 \text{ K})}{1.0 \text{ L}} = 12 \text{ atm}$$

(b) Con la válvula abierta y al enfriar A hasta $T'_A < T_B$ ocurrirá que A perderá presión, pero el desequilibrio mecánico se compensará **fluyendo He** de B (alta presión) hacia A (presión más baja), **hasta alcanzar un valor común de P**. En ese momento se cumplirá:

$$P = \frac{n'_A R T'_A}{V_A} \quad P = \frac{n'_B R T_B}{V_B} \quad n'_A + n'_B = 1.0 \text{ mol}$$

que son 3 ec's con 3 incógnitas (P , n'_A y n'_B) cuya solución es $n'_A = 0.796 \text{ mol}$, $n'_B = 0.204 \text{ mol}$.

Al cerrar y calentar de nuevo A hasta $T_A = T_B = 300 \text{ K}$

$$P_{fin,A} = \frac{n'_A R T_A}{V_A} = \frac{(0.796 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (300 \text{ K})}{1.0 \text{ L}} = 19.6 \text{ atm} \quad P_{fin,B} = \frac{n'_B R T_B}{V_B} = \frac{(0.204 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (300 \text{ K})}{1.0 \text{ L}} = 5.0 \text{ atm}$$

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en la serie): ¿saldrá o no gas?

Un recipiente de 5.0 L de capacidad contiene 14.0 g de N_2 a $127^\circ C$. La presión exterior es de 1.0 atm. Se abre el recipiente hasta que se equilibran las presiones. Calcular la cantidad de N_2 que sale o de aire que entra.

Solución: saldrán 9.73 g de N_2 .

Problema (en la serie): las cuentas del vendedor de globos

Se llenan globos de juguete con H_2 a $0^\circ C$ a partir de una botella de 16.0 L de ese gas a 100.00 atm. Suponiendo que cada globo se llena con 1.00 L a presión atmosférica y que no hay cambio de temperatura, ¿cuántos globos se pueden llenar?

Solución: 1584 globos. Pista: calcula cuántos moles de gas hay en la botella y cuántos moles necesita un globo.

Pero ¡ojo! no te olvides que el gas de la botella dejará de salir antes de emplearse todo su contenido.

Propiedades de los Gases Ideales

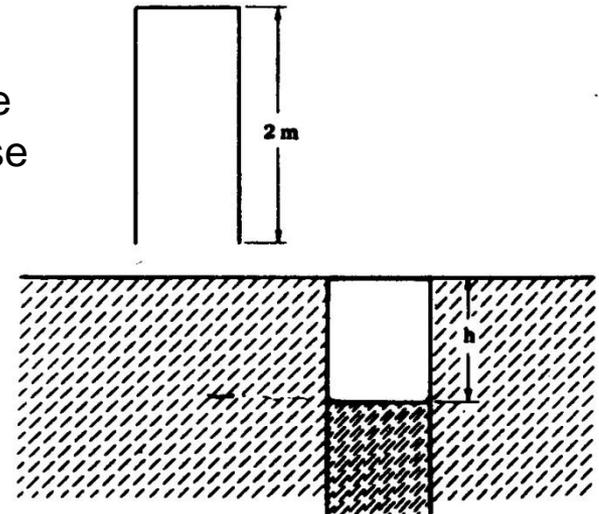
Problema (en la serie): ¿dejará huecos la barca que vuelca? ¿cómo de grandes?

Un tubo de hierro de longitud $L = 2.0$ m y cerrado por un extremo se introduce verticalmente en agua hasta que el extremo cerrado está anivel con la superficie del agua. Calcula la altura h del hueco dejado por el aire. DATOS: $t = 25^\circ\text{C}$, densidad del agua = 1.0 g/mL, presión atmosférica = $P_0 = 1.0$ atm, $g = 9.8$ m s⁻².

Solución: $h = 1.7$ m.

Pista: si P_0 es la presión del aire justo antes de sumergirse (volumen de todo el tubo V_0) y P_1 es la presión cuando se sumergió (volumen comprimido hasta V_1), como t y n no cambian tienes una primera relación (Boyle).

Además, P_1 y P_0 se relacionan por la ley de la hidrostática $P_1 = P_0 + h \rho(\text{H}_2\text{O}) g$



Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en apuntes): ¿explotará el contenedor?

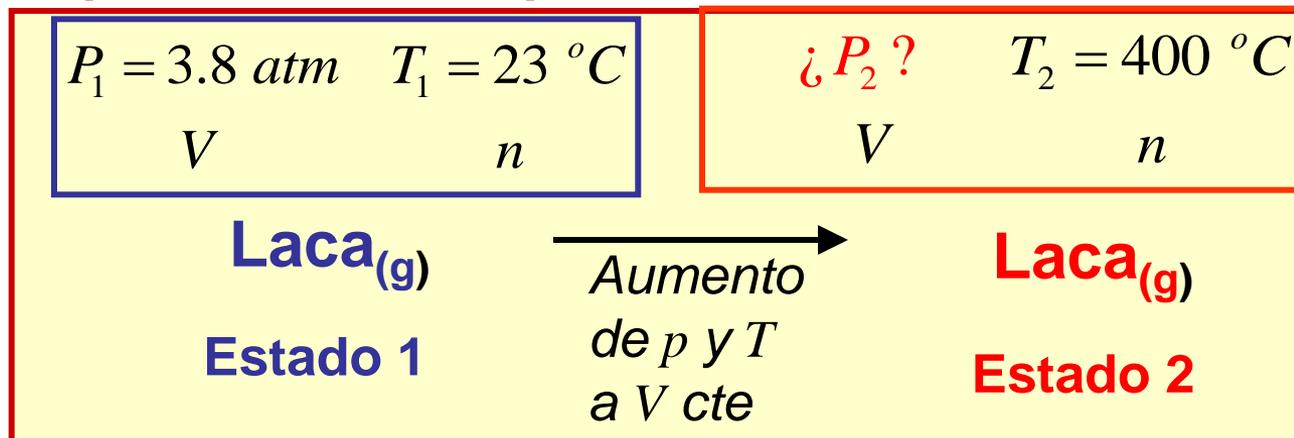
Un frasco de laca para el pelo tiene una presión de 3.8 atm a 23 °C .

Si se pone en contacto con fuego puede alcanzar una temperatura de 400 °C .

¿Llegaría a explotar el frasco si sus paredes no resisten presiones superiores a 8.0 atm ?

Solución

Representación del proceso



$$\left. \begin{aligned} P_1V &= nRT_1 \\ P_2V &= nRT_2 \end{aligned} \right\}$$

$$\downarrow$$
$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Propiedades de los Gases Ideales

Un frasco de laca para el pelo tiene una presión de 3.8 *atm* a 23 °C.

Si se pone en contacto con fuego puede alcanzar una temperatura de 400 °C.

¿Llegaría a explotar el frasco si sus paredes no resisten presiones superiores a 8.0 *atm*?

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$P_2 = \left(\frac{T_2}{T_1} \right) P_1 = \left(\frac{400 + 273.15}{23 + 273.15} \right) \cdot 3.80 \text{ atm} = 8.6 \text{ atm} > 8 \text{ atm}$$

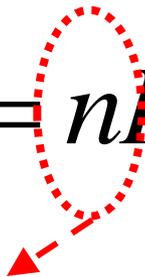
El frasco explotará

Propiedades de los Gases Ideales

Mezclas de gases ideales: ley de Dalton

La ecuación de estado de los gases ideales es igualmente aplicable a **gases puros** o **mezclas gaseosas** (como el aire).

¿Por qué?

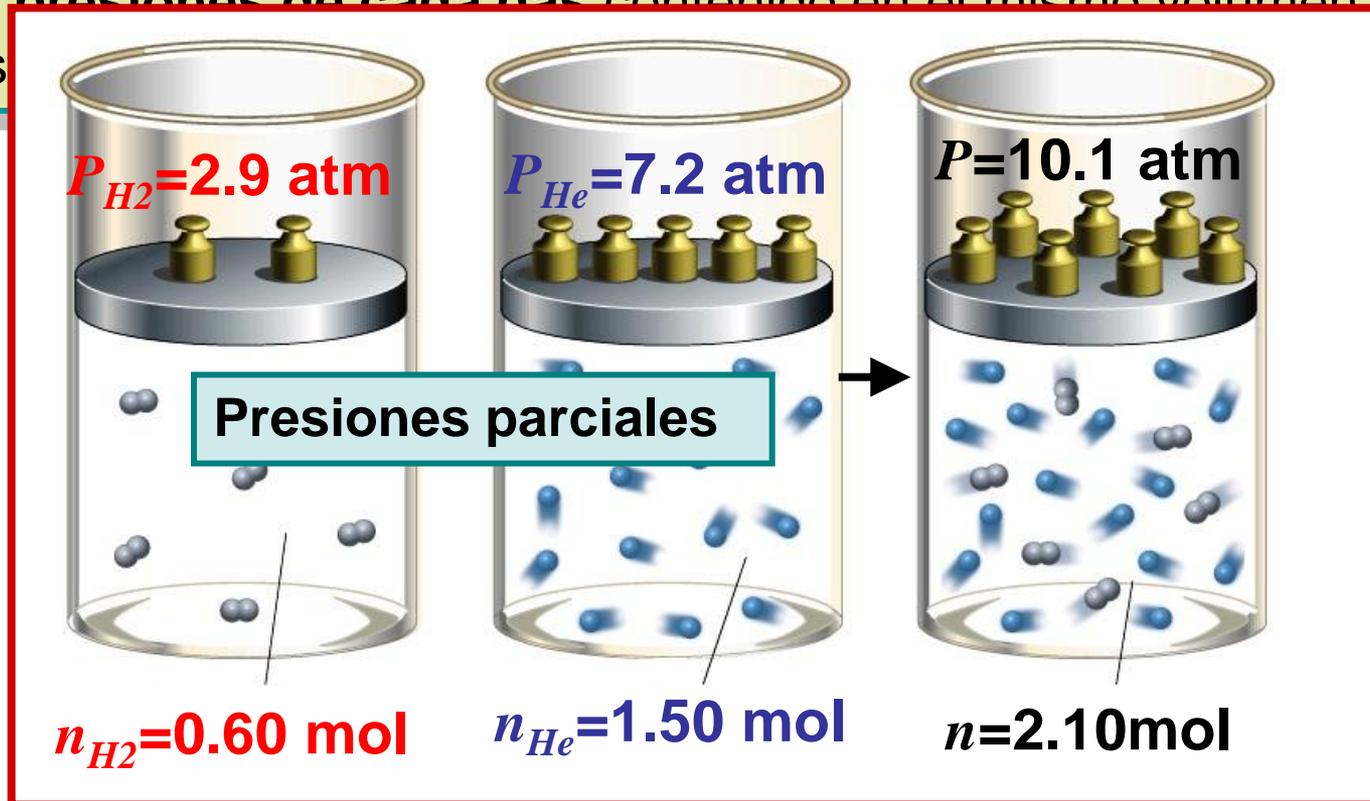
$$PV = nRT$$


La identidad del gas no importa, sólo el número total de moléculas gaseosas.

Propiedades de los Gases Ideales

Mezclas de gases ideales: ley de Dalton

La presión total resultante de la mezcla de gases es la suma de las presiones de cada gas contenido en el mismo volumen y a la misma temperatura.



Propiedades de los Gases Ideales

Mezclas de gases ideales: ley de Dalton

Mezcla de Gases (A, B, \dots)

La presión total de una mezcla gaseosa como la suma de las **presiones parciales** de cada componente



Las presiones parciales de cada gas son un reflejo de la composición de la mezcla gaseosa

Ley de Dalton de las Presiones Parciales

$$P = P_A + P_B + \dots$$

Propiedades de los Gases Ideales

Mezclas de gases ideales: ley de Dalton

Relación entre composición y presiones parciales

Fracción
molar

$$X_A = \frac{n_A}{n}$$



moles totales

- ¿Cómo se puede medir la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa?

No se puede. Sólo se puede medir presión total, P .

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en la serie): mezclas de gases reactivos

Una mezcla de 12.80 g de O_2 y 1.21 g de H_2 se hacen reaccionar en una vasija de 20.0 L a $200^\circ C$ para formar agua vapor en una reacción completa. Calcular las presiones parciales de cada gas y la presión total dentro del reactor después de la reacción.

Solución:

Comenzamos igualando la reacción entre gases $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$

Y determinamos el RL: la proporción estequiométrica $H_2 : O_2$ es 2:1 mientras que la proporción de mezcla es $(1.21 \text{ g} / 2.0 \text{ g/mol}) / (12.80 \text{ g} / 32 \text{ g/mol}) = 0.605 : 0.40 = 1.51 : 1$. Esto implica que **H_2 es el RL** sobre el que basar los cálculos.

Además en este momento sabemos que la mezcla gaseosa final contendrá el producto H_2O y el reactivo en exceso O_2 en cantidades:

$$0.605 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} = 0.605 \text{ mol } H_2O \quad 0.40 \text{ mol } O_2 - 0.605 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 0.097 \text{ mol } O_2$$

Por tanto las presiones parciales y total serán:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} R T}{V} = \frac{(0.097 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (473 \text{ K})}{20.0 \text{ L}} = 0.188 \text{ atm}$$

$$P_{H_2O} = \frac{n_{H_2O} R T}{V} = \frac{(0.605 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (473 \text{ K})}{20.0 \text{ L}} = 1.173 \text{ atm}$$

$$P = P_{O_2} + P_{H_2O} = 1.361 \text{ atm}$$

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en la serie): composición del aire

La composición volumétrica del aire es 21.00% O₂, 78.00% de N₂ y 1.00% de Ar.

- (a) ¿Cuál es la composición en fracción molar del aire?
- (b) ¿Cuál el peso molecular (medio) del aire?
- (c) ¿Qué presiones parciales ejerce cada gas en un recipiente de 50.0 L que contiene 10.00 g de aire a -5°C?

Solución:

(a) Primero hay que entender que la fracción en volumen de las mezclas de gases ideales y la fracción molar es lo mismo: si se aplica la ec. de los gases al aire y a un componente (ej O₂) a la misma P y T que el aire, se obtiene

$$\frac{V_{O_2}}{V} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2} + n_{Ar}} = x_{O_2}$$

(b) Se calculará como el promedio de las masas moleculares de los 3 componentes usando las fracciones molares como ponderación:

$$M(\text{aire}) = \sum_{i=1}^3 x_i M_i = 0.210 \times 32.00 + 0.780 \times 28.01 + 0.010 \times 39.9 = 28.97 \text{ g/mol}$$

(c) Con el peso molecular del aire se calculan los moles en 10.00 g (0.345 mol) y la presión total ($P = 0.152$ atm). Con las x_i se determinan las presiones parciales mediante $P_i = x_i P$ y se obtiene 0.032, 0.119 y 0.0015 atm respectivamente.

Propiedades de los Gases Ideales

Problema: densidad de los gases

En una conversación entre ingenieros escuché el otro día que el amoniaco es “más ligero” que el aire y que por esa razón asciende. Justifica esta afirmación deduciendo una fórmula para la densidad de un gas ideal y aplicándola adecuadamente.

Solución:

De $P V = n R T$ se deduce inmediatamente que la densidad depende linealmente de la masa molecular del gas. Como NH_3 pesa 17 g/mol y el aire pesa unos 29 g/mol, es cierto que el amoniaco “flota” en el aire.

$$\rho = \frac{P M}{R T}$$

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en los apuntes): regulando la composición del aire para un buzo

La presión a 75 *m* de profundidad bajo el agua es de 8.38 *atm*.

¿Cuál debe ser la fracción molar de oxígeno en una botella de aire para un buzo si la presión parcial de oxígeno en la botella debe ser la misma que en la superficie, es decir, 0.21 *atm* ?

Solución:

$$P = 1.00 \text{ atm}$$

75 *m*

$$P' = 8.38 \text{ atm}$$

Propiedades de los Gases Ideales

Gases reales

La ecuación de estado del gas ideal sólo es válida en determinadas condiciones experimentales:

$$P < 1-10 \text{ atm} \quad T > 273 \text{ K} \quad M < 50 \text{ g/mol}$$

Las interacciones intermoleculares son despreciables...

Las moléculas del gas son de tamaño despreciable

En otras condiciones hay que considerar el comportamiento real de los gases

Las interacciones intermoleculares no son despreciables...

El tamaño (de las moléculas del gas) sí importa

Propiedades de los Gases Ideales

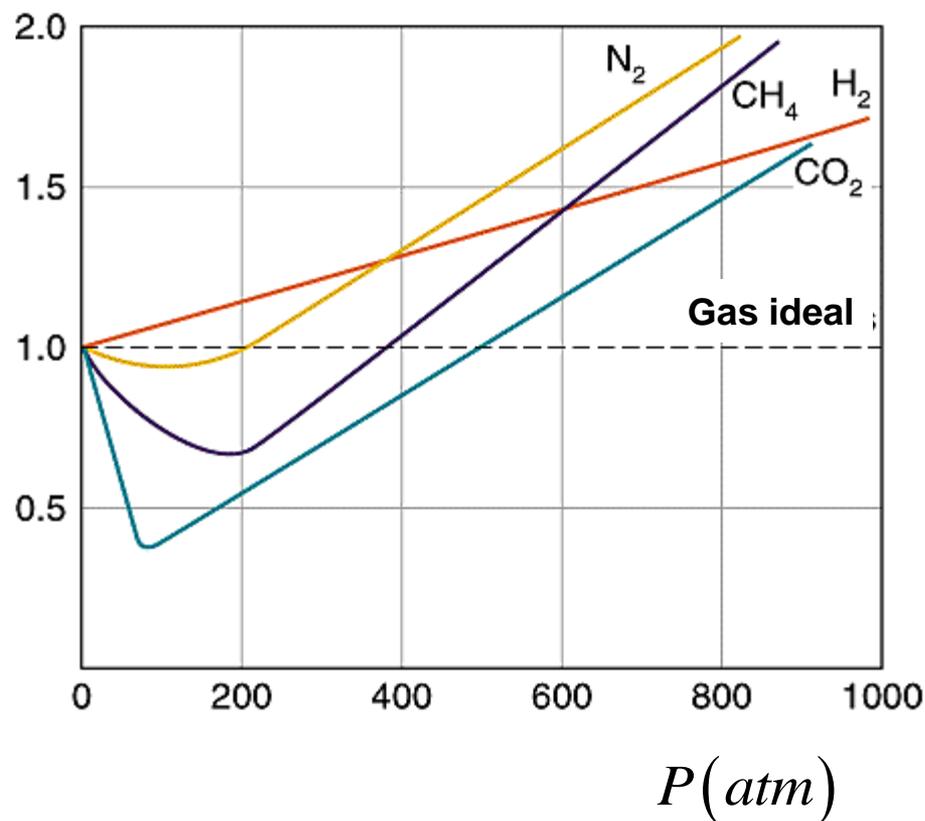
Gases reales

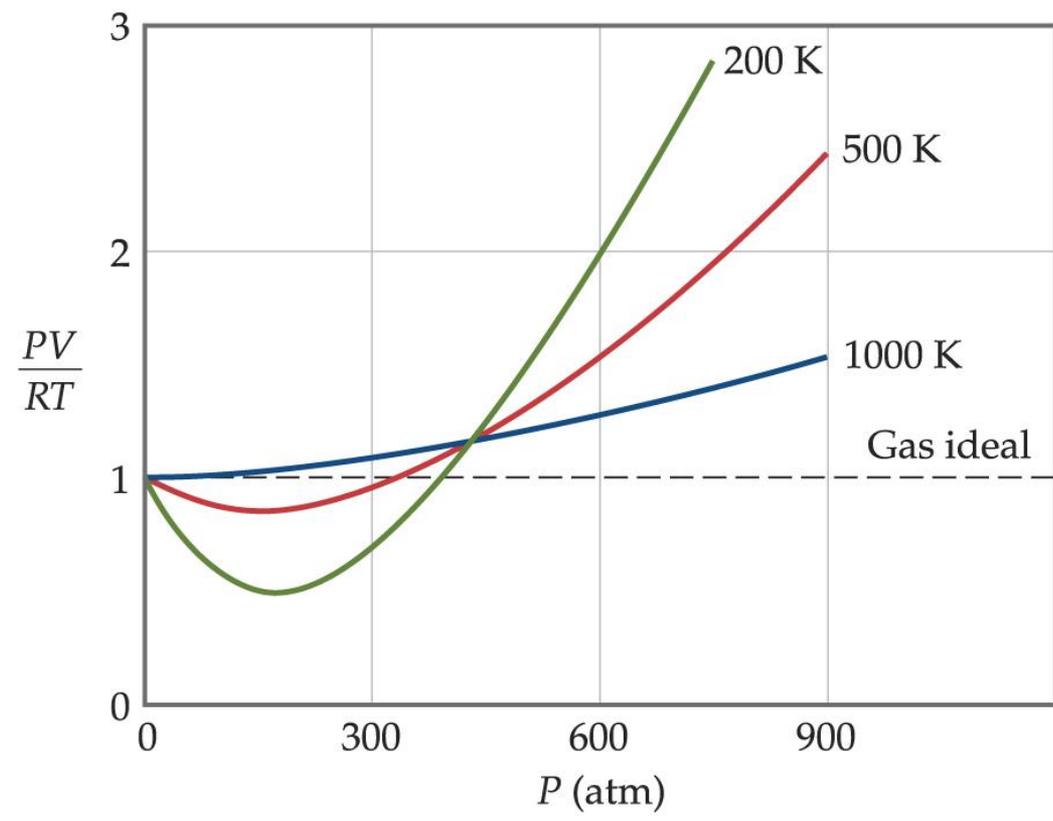
Para cuantificar la desviación del comportamiento ideal de un gas se define el **factor de compresibilidad Z** de **1.0 mol** de gas:

$$Z = \frac{PV}{RT}$$

$$Z = \frac{PV}{RT}$$

$Z = 1$ para gas ideal



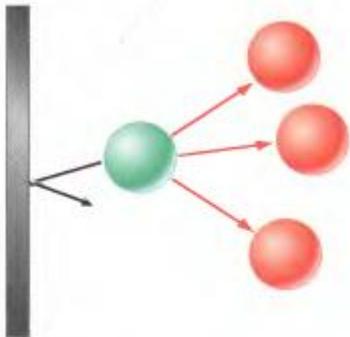


Propiedades de los Gases Ideales

Gases reales

Consecuencias del Comportamiento Real

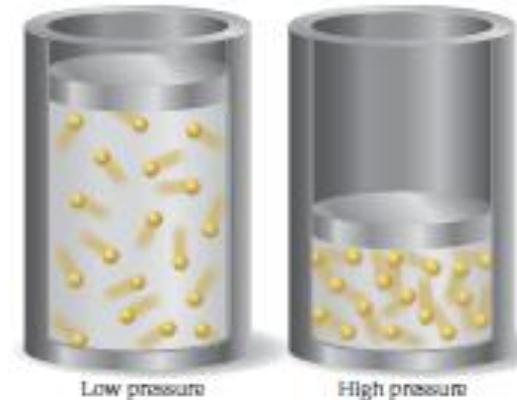
1) La ecuación de estado $PV = nRT$ es **inexacta**. Son necesarias **otras ecuaciones de estado** que contengan parámetros relacionados con la importancia de las **fuerzas intermoleculares** y el **volumen** de las moléculas.



▲ FIGURA 6.23
Fuerzas intermoleculares
atractivas
Las fuerzas atractivas que las tres moléculas rojas ejercen sobre la molécula verde, hacen que esta última choque con la pared ejerciendo una fuerza menor que si no hubiese atracciones.

Ecuación de estado de Van der Waals

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



▲ FIGURE 10.24 Gases behave more ideally at low pressure than at high pressure. The combined volume of the molecules can be neglected at low pressure but not at high pressure.

Propiedades de los Gases Ideales

Problema (en la serie): uso de la ecuación de Van der Waals para mejorar los cálculos de gases

Cuando 1.00 mol de NH_3 se introduce en un recipiente de 500 mL y se mide su presión se obtiene un valor de 30.0 atm a -10.0°C . Compárese este valor experimental de la presión con los valores obtenidos mediante

- (a) la ecuación de estado de los gases ideales y
- (b) con la de Van der Waals. Los valores de a y de b son respectivamente $4.17 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ y $0.0371 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

- (a) Con el **modelo ideal**: 43.2 atm (**44% de error**)
- (b) Con el **modelo Van der Waals**: 29.9 atm (**0.33% de error**)

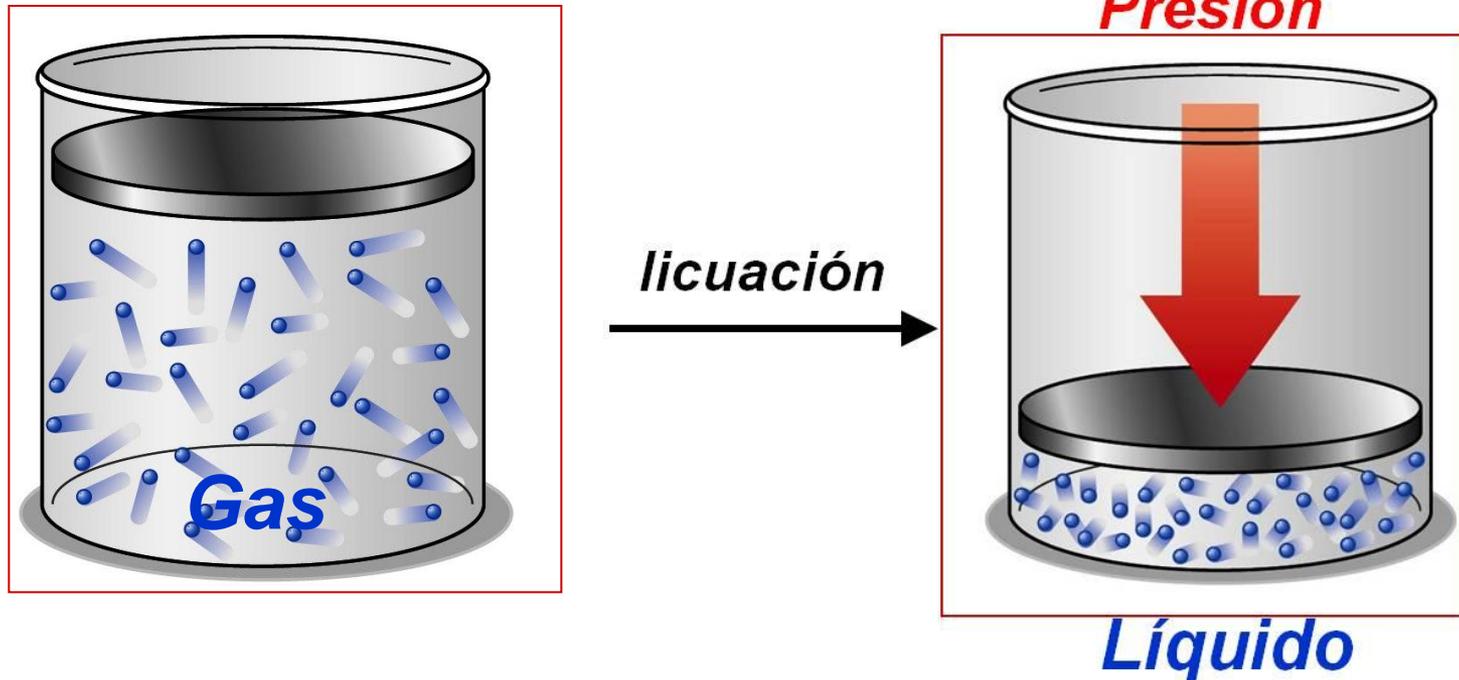
Propiedades de los Gases Ideales

Gases reales

Consecuencias del Comportamiento Real

2) En determinadas condiciones de P y T , el estado gaseoso es inestable y el gas se transforma en un líquido

La licuación de un gas puede darse mediante **compresión** y/o **enfriamiento** del gas.



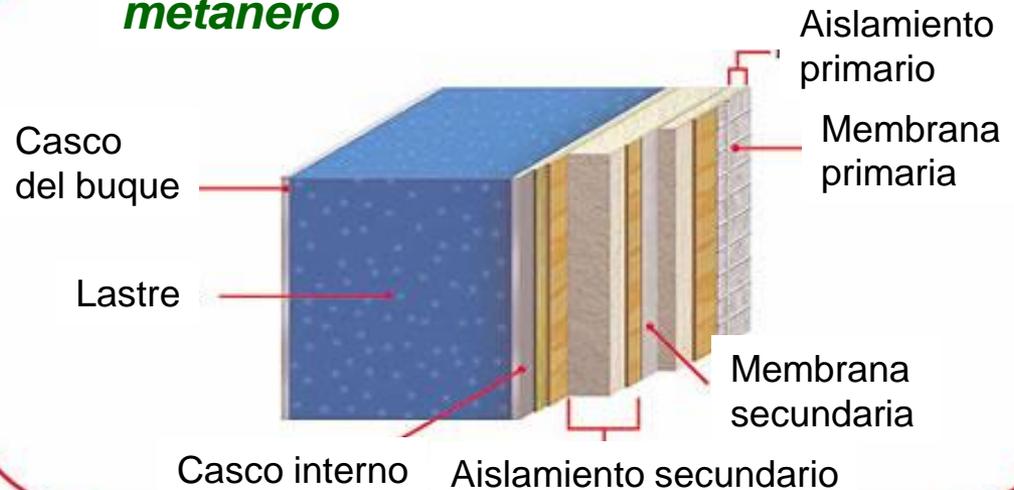
- Los grandes buques *gasistas* o *metaneros* transportan *gas natural licuado* (CH_4 , principalmente).

- Para ello disponen de grandes **tanques refrigerados a temperaturas de tan solo 77 K.**

- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de transportar este combustible como un líquido en vez de hacerlo en forma gaseosa? ¿Por qué se requieren varias capas de aislamiento en los tanques del buque?



Sección del casco de un buque metanero



Propiedades del estado líquido

En los líquidos las moléculas están muy próximas unas a otras, hay poco espacio para comprimirlas y por eso ***los líquidos son poco compresibles***

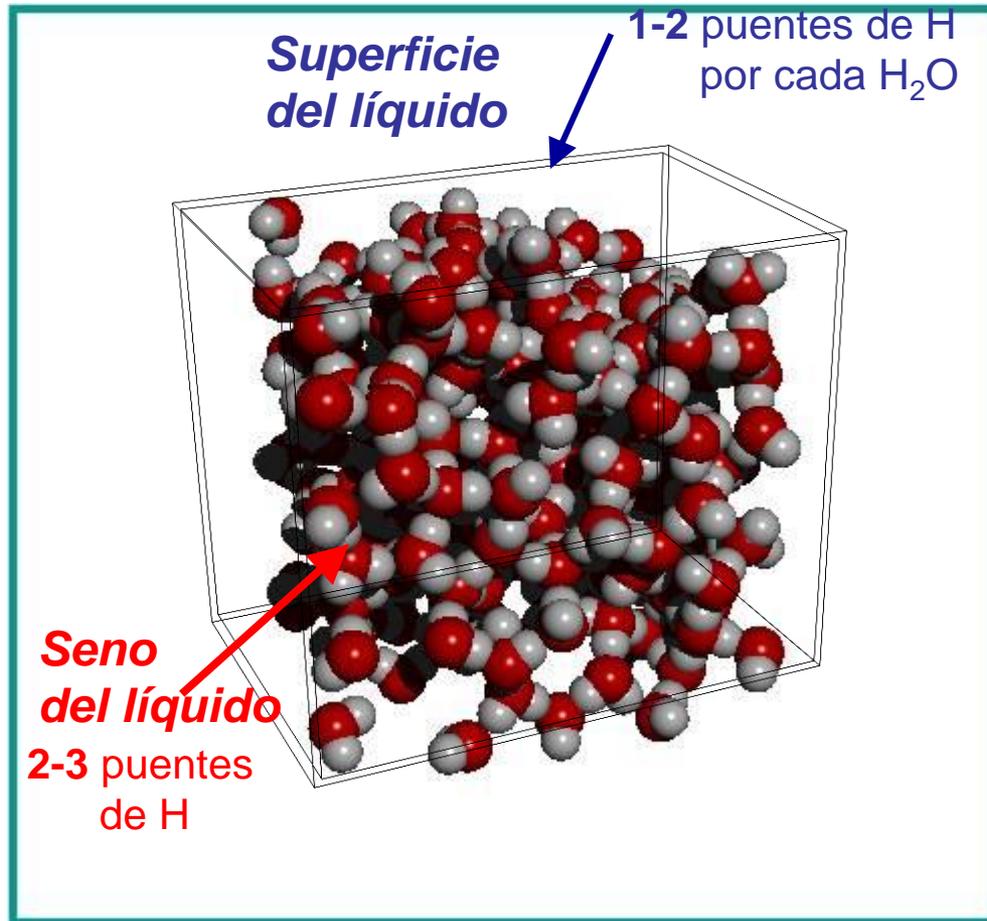
La distribución de las moléculas en un **líquido** no es ni **completamente al azar** como en los **gases** ni **estrictamente ordenada** como en los **sólidos**

Los líquidos tienen un **orden molecular de corto alcance**

Agrupaciones de moléculas estrechamente asociadas en cadenas o en anillos

Fluyen y adoptan la forma del recipiente que los contiene: las agrupaciones de moléculas se deslizan unas con respecto a otras.

Propiedades del estado líquido



Microgota de agua

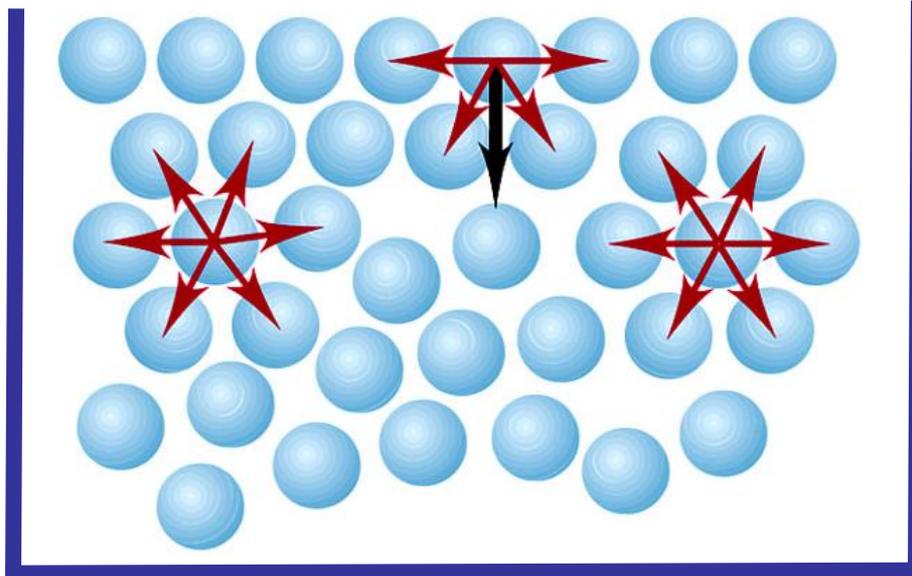
Las **propiedades físicas** del estado líquido dependen críticamente de las **interacciones intermoleculares**.

No existe una ecuación de estado general de los líquidos

En fase líquida surgen **nuevas propiedades físicas**: **tensión superficial**, **viscosidad**, **volatilidad**, etc.

Propiedades del estado líquido

Superficie del líquido



Las **propiedades físicas** del estado líquido dependen críticamente de las **interacciones intermoleculares**.

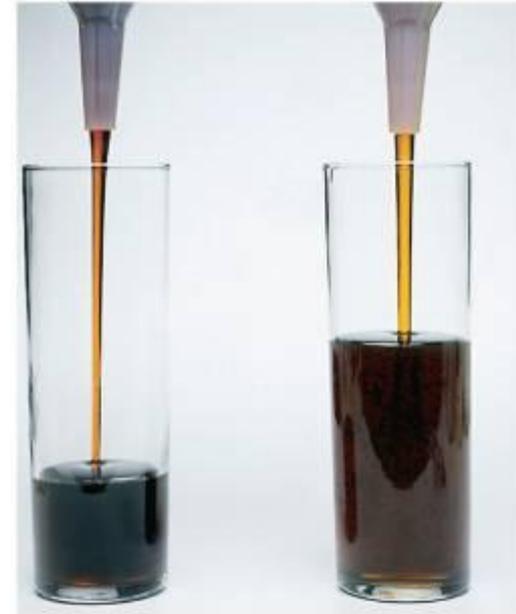
No existe una ecuación de estado general de los líquidos

En fase líquida surgen **nuevas propiedades físicas**: **tensión superficial**, **viscosidad**, **volatilidad**, etc.

Propiedades del estado líquido

Viscosidad

- A la resistencia de un líquido a fluir se le llama **viscosidad**.
- Está relacionada con la facilidad con la que las moléculas pueden moverse entre sí.
- La viscosidad aumenta con fuerzas intermoleculares intensas y disminuye con temperaturas más altas.



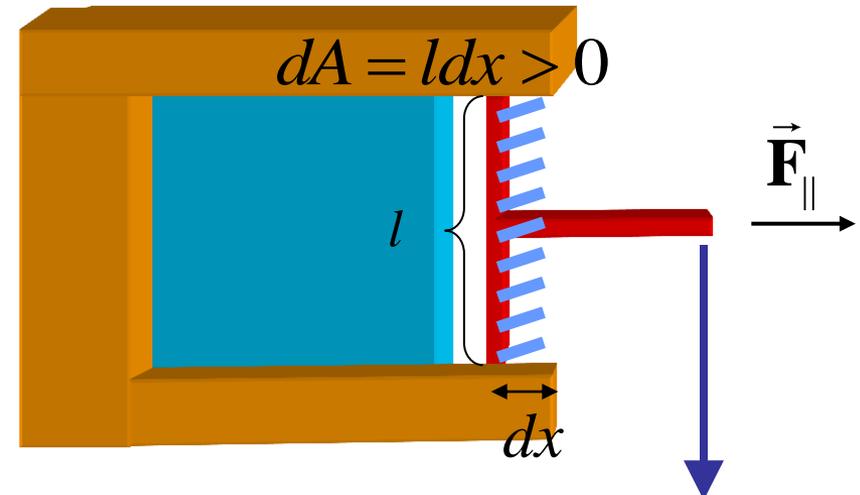
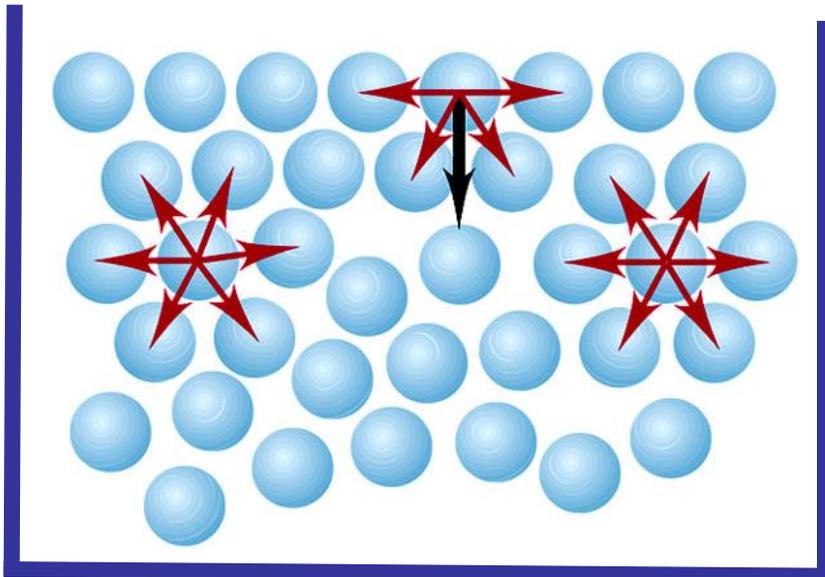
Sustancia	Fórmula	Viscosidad (kg/m-s)
Hexano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	3.26×10^{-4}
Heptano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	4.09×10^{-4}
Octano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	5.42×10^{-4}
Nonano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	7.11×10^{-4}
Decano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	1.42×10^{-3}

Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

La **tensión superficial** (γ) de un líquido se define como la **fuerza tangente a la superficie por unidad de longitud** que es necesario aplicar para aumentar el área superficial del líquido.

Superficie del líquido



$$\gamma = \frac{F_{\parallel}}{l}$$

Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

Unidades de tensión superficial (SI): $\gamma [=]$ N/m

	γ (N/m)		γ (N/m)		γ (N/m)
agua	0.07275	benceno	0.02888	<i>n</i> -octano	0.02180
CCl ₄	0.02695	Br ₂	0.0415	ácido acético	0.0278
etanol	0.02275	benzaldehído	0.0155	nitrobenzeno	0.0252
metanol	0.02260	cloro-benceno	0.0336	dimetil-éter	0.02014
glicerina	0.0626	acetato de butilo	0.02509	mercurio	0.435

γ es siempre una magnitud positiva

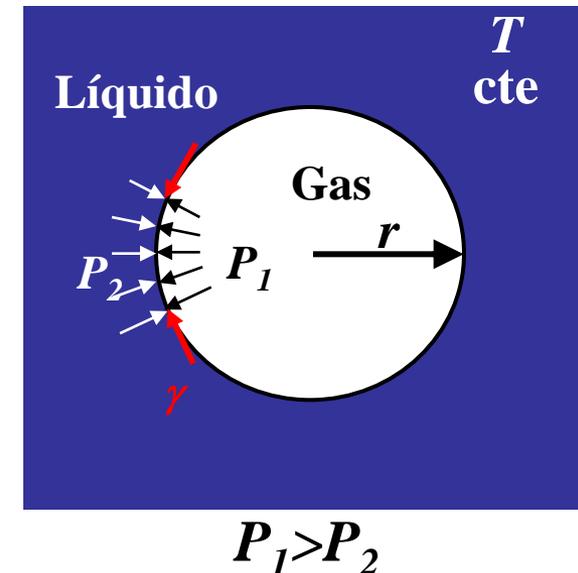
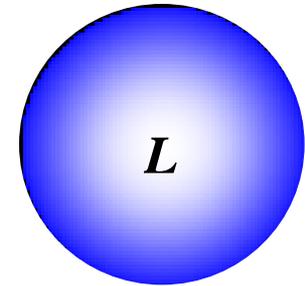
Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

Consecuencias de la Tensión Superficial

En ausencia de otras fuerzas, los líquidos adoptan una **forma esférica** que minimiza la fuerza resultante de la tensión superficial

En ausencia de otras fuerzas, la burbujas en un líquido adoptan una forma esférica. La **presión en el interior de la burbuja es mayor** que la presión externa

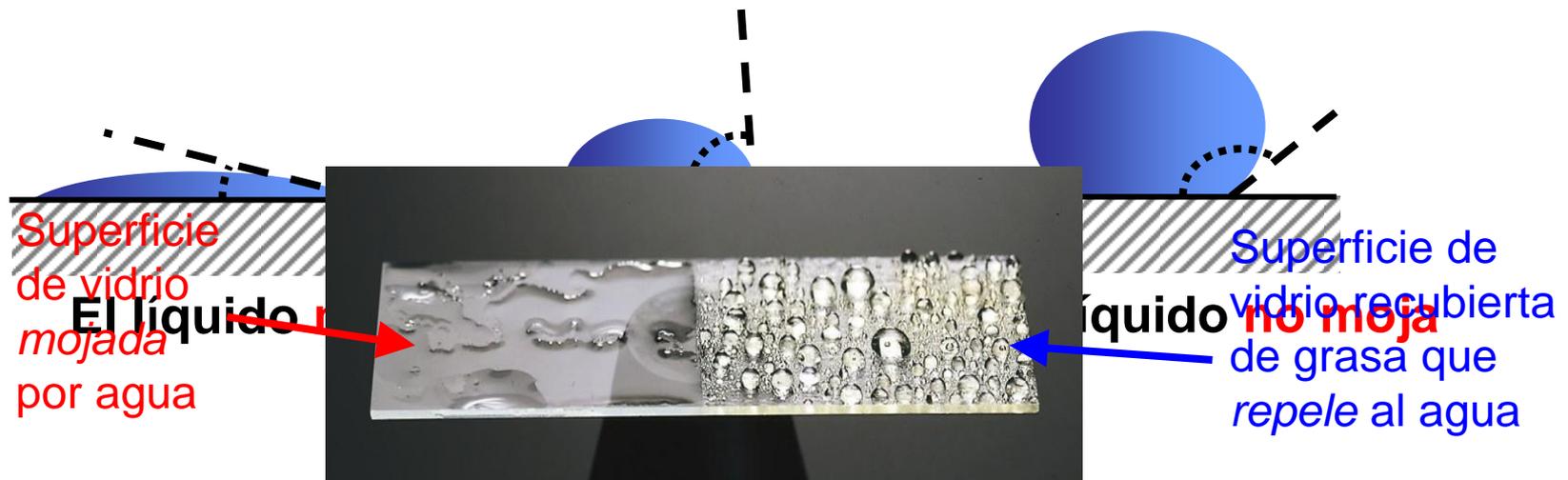


Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

Consecuencias de la Tensión Superficial

El contacto de un líquido con una superficie sólida está regulado por la **tensión superficial** y por el balance de las **fuerzas de adhesión (Sólido-Líquido)** y las **fuerzas de cohesión (Sólido-Sólido, Líquido-Líquido)**.

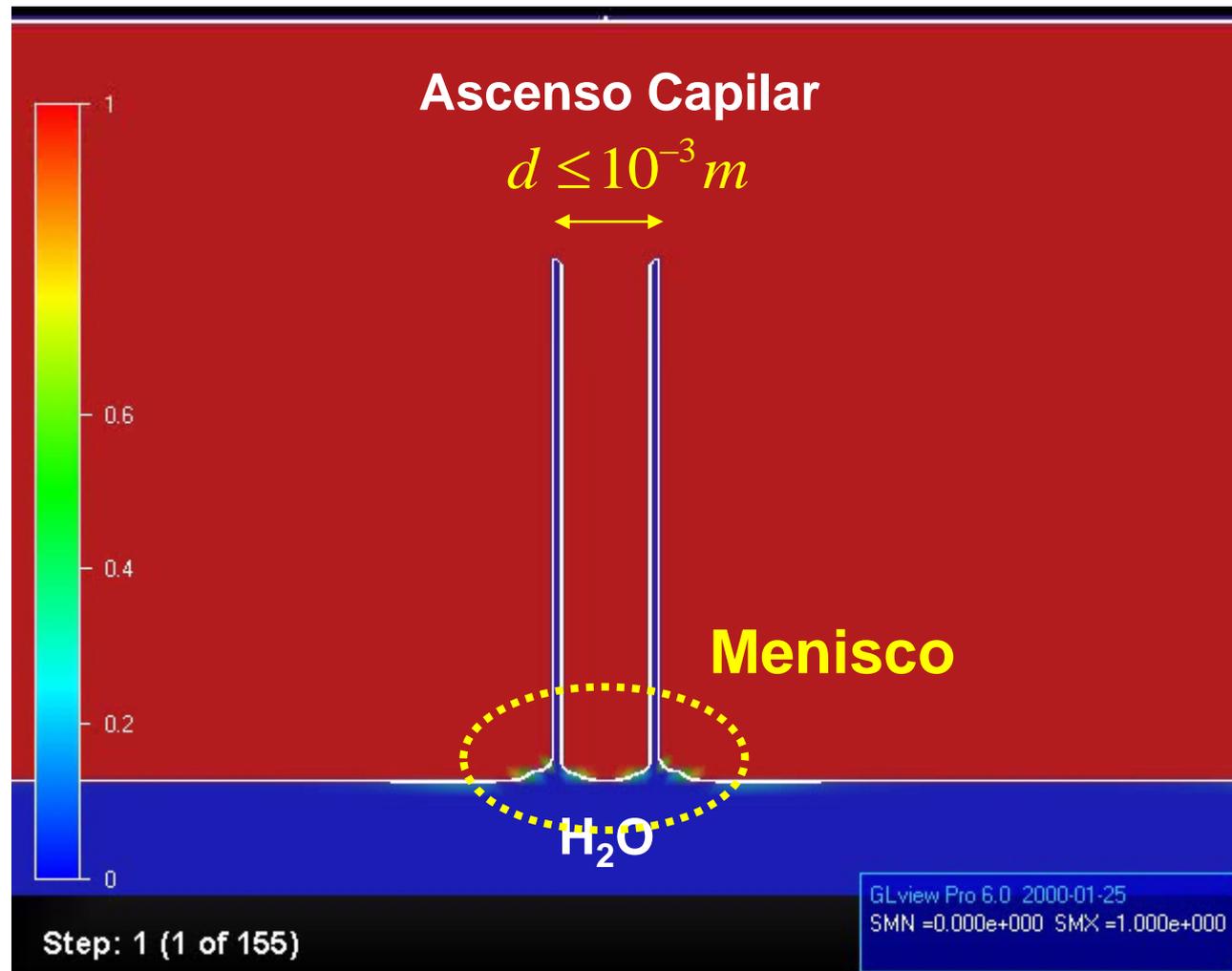


Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

Consecuencias de la Tensión Superficial

Si un líquido se encuentra dentro de un **tubo capilar**, el contacto sólido-líquido se manifiesta como una curvatura en la superficie del líquido que se conoce como **menisco** del líquido

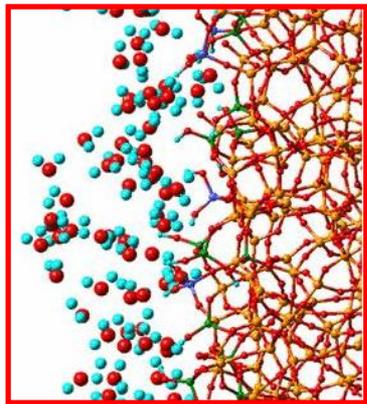


Propiedades del estado líquido

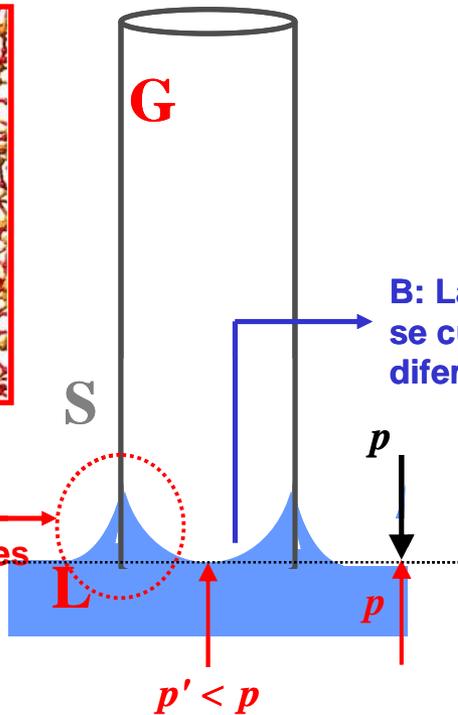
Tensión superficial

Consecuencias de la Tensión Superficial

Ascenso Capilar

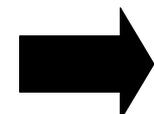


A: Las interacciones agua-vidrio son atractivas

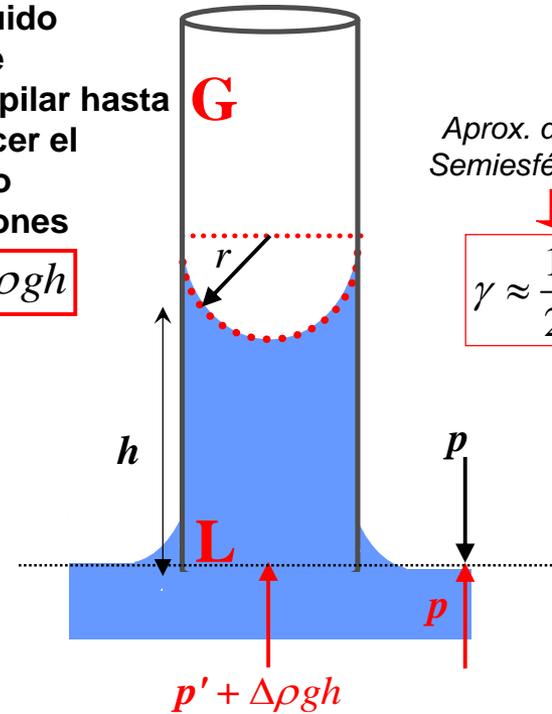


B: La interfase L-G se curva y aparece una diferencia de presión

$$\Delta p = \Delta \rho g h$$



C: El líquido asciende por el capilar hasta restablecer el equilibrio de presiones



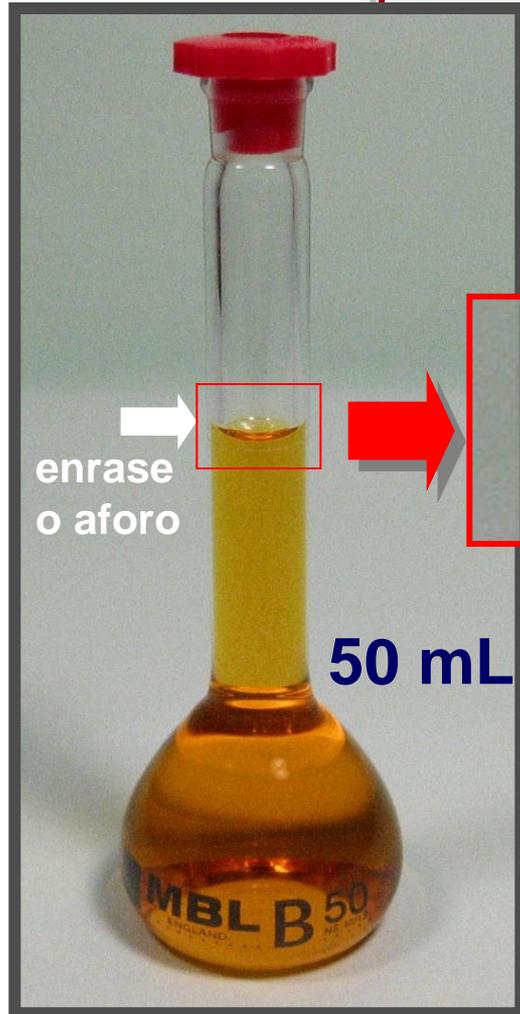
$$\gamma \approx \frac{1}{2} \rho_L g h r$$

Fuerzas de Adhesión
Sólido-Líquido **ATRATIVAS**

Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

Consecuencias de la Tensión Superficial



Meniscos

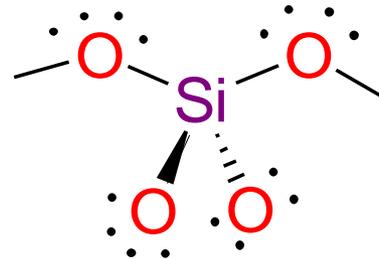
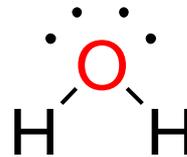
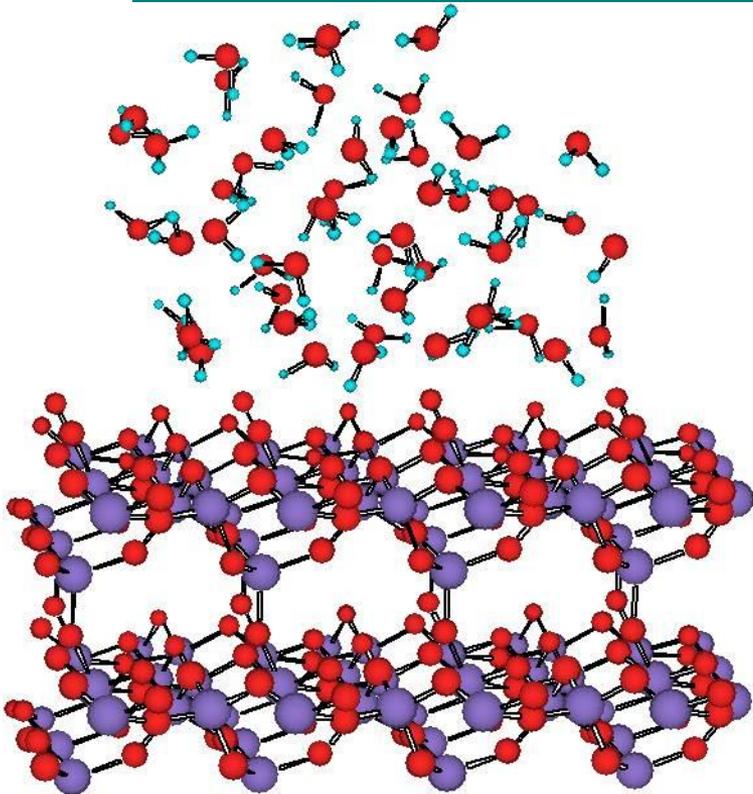
El ascenso capilar /curvatura de superficies debe tenerse en cuenta en muchas **operaciones de laboratorio** (medición de volúmenes, toma de muestras, etc.)

Matraz Aforado

Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

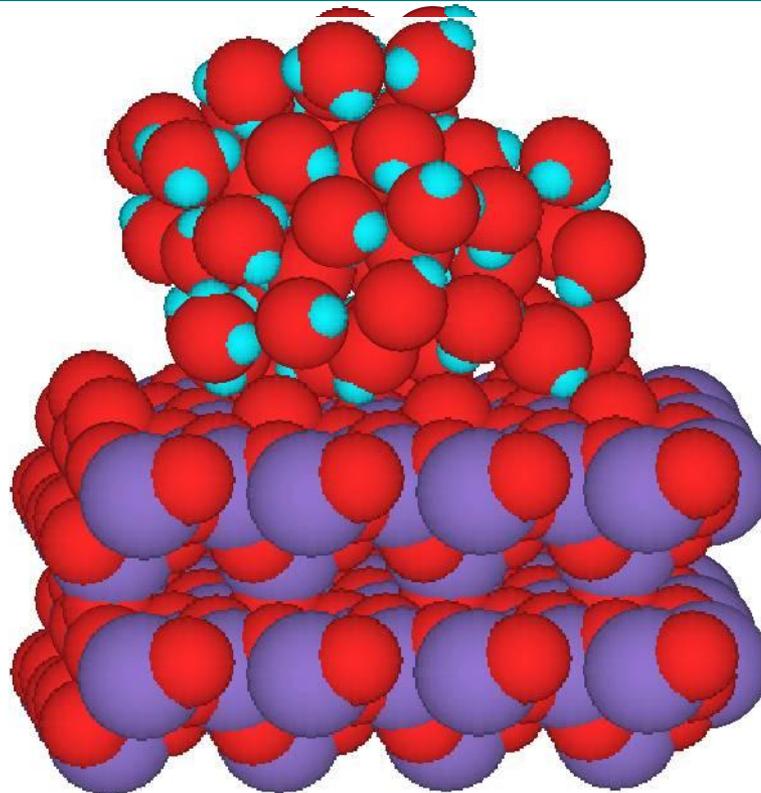
La tendencia de un líquido a mojar o no una superficie está controlada por las interacciones intermoleculares. Con la ayuda de los siguientes modelos moleculares explica por qué el agua moja al vidrio (representado como **cuarzo**).

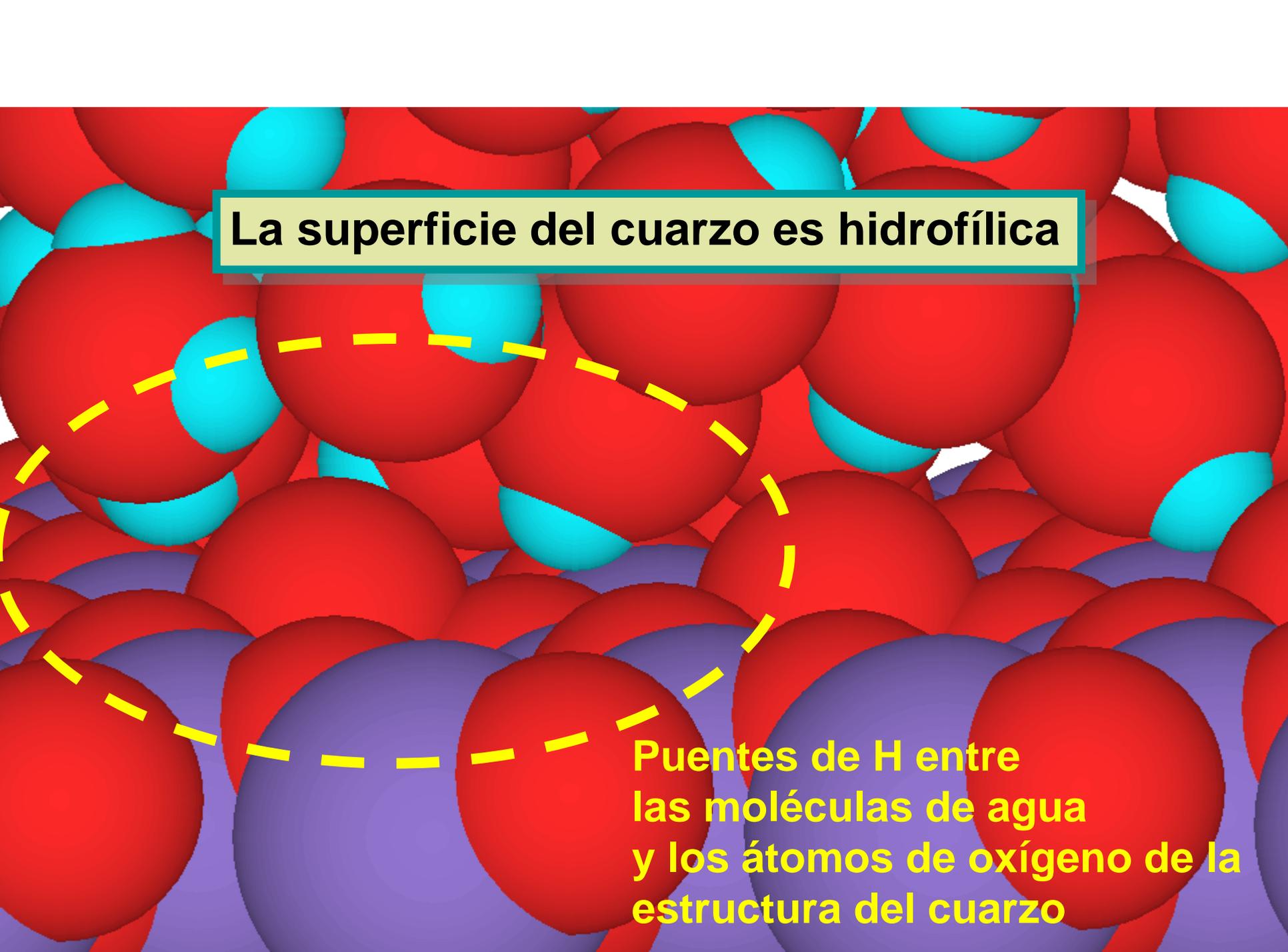


Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

La tendencia de un líquido a mojar o no una superficie está controlada por las interacciones intermoleculares. Con la ayuda de los siguientes modelos moleculares explica por qué el agua moja al vidrio (representado como **cuarzo**).



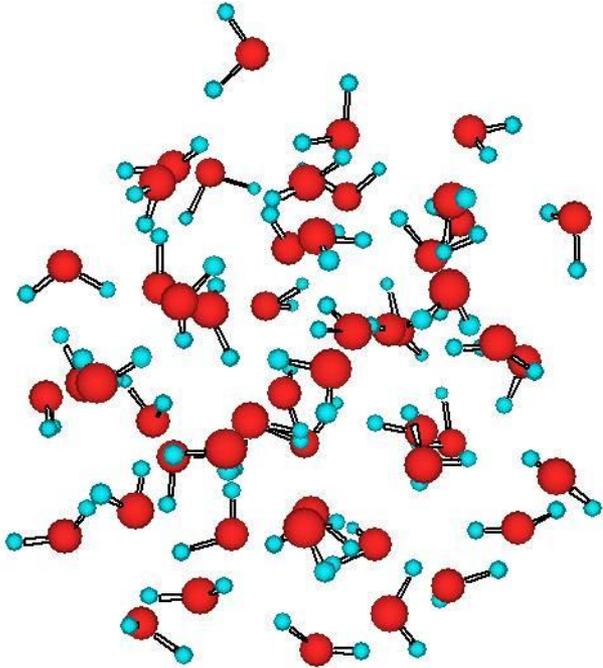


La superficie del cuarzo es hidrofílica

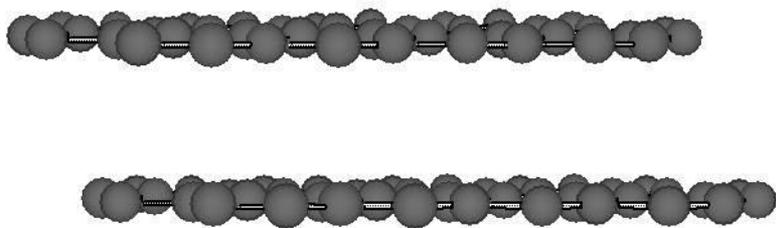
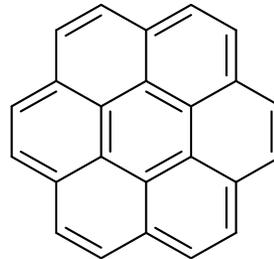
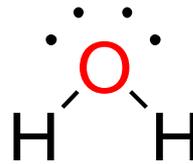
**Puentes de H entre
las moléculas de agua
y los átomos de oxígeno de la
estructura del cuarzo**

Propiedades del estado líquido

Tensión superficial

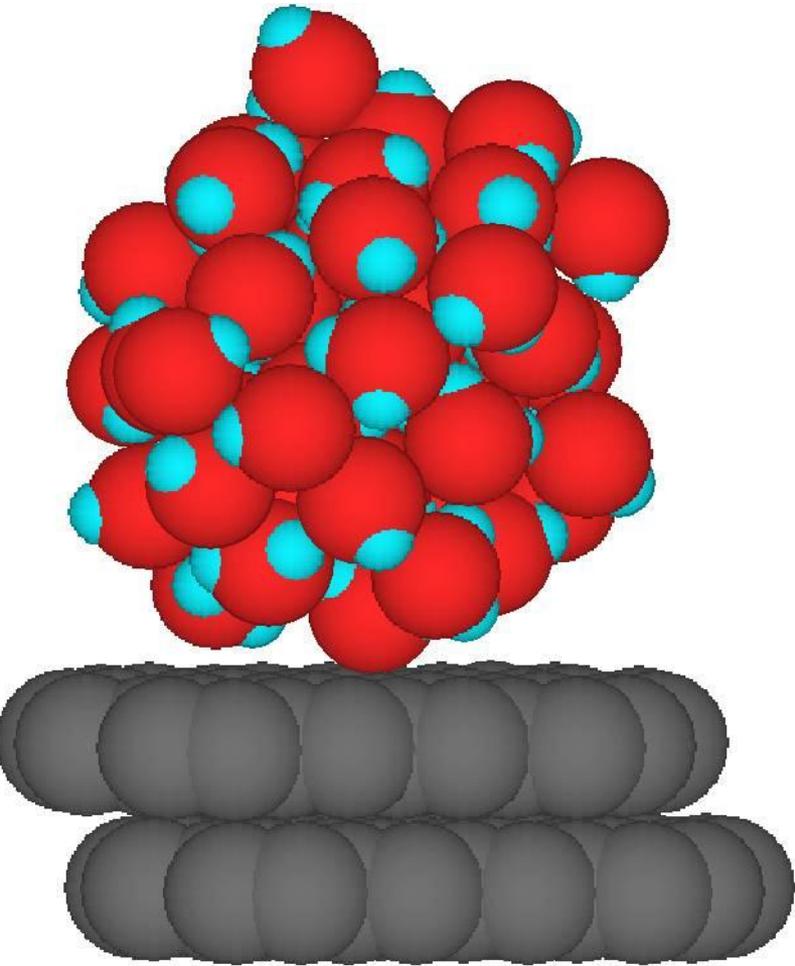


Existen **materiales que repelen al agua**. Por ejemplo, el siguiente modelo molecular presenta una superficie de carbón en forma de **grafito** en contacto con una **nanogota de agua**. ¿En qué se diferencia la interacción entre el agua y la superficie con respecto al ejemplo anterior?

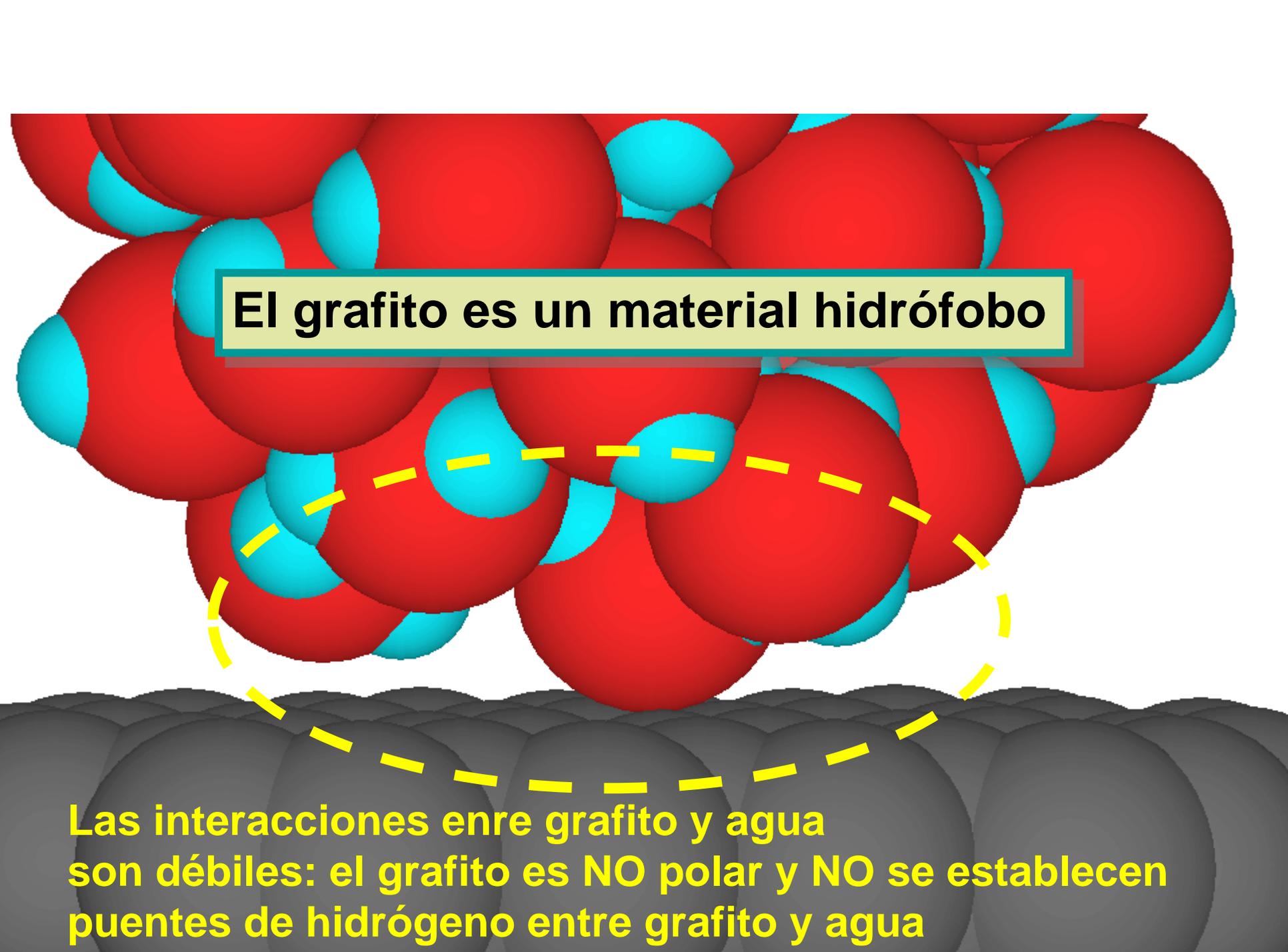


Propiedades del estado líquido

Tensión superficial



Existen **materiales que repelen al agua**. Por ejemplo, el siguiente modelo molecular presenta una superficie de carbón en forma de **grafito** en contacto con una **nanogota de agua**. ¿En qué se diferencia la interacción entre el agua y la superficie con respecto al ejemplo anterior?



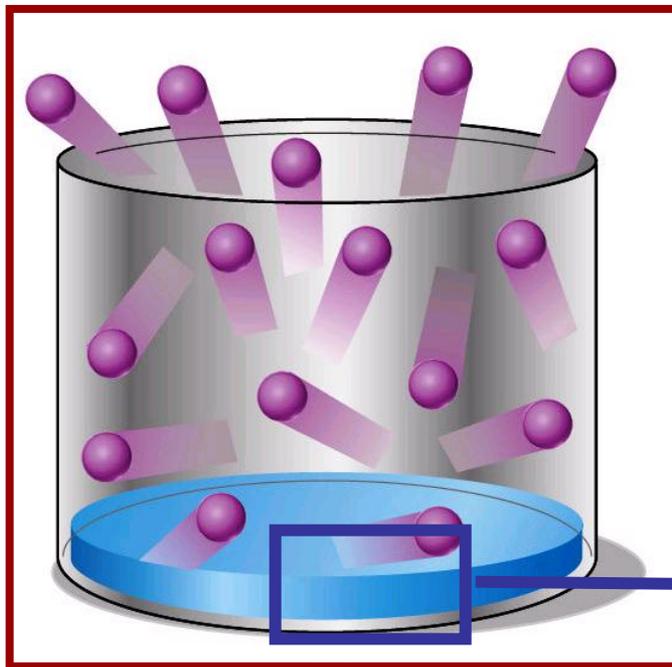
El grafito es un material hidrófobo

Las interacciones entre grafito y agua son débiles: el grafito es NO polar y NO se establecen puentes de hidrógeno entre grafito y agua

Propiedades del estado líquido

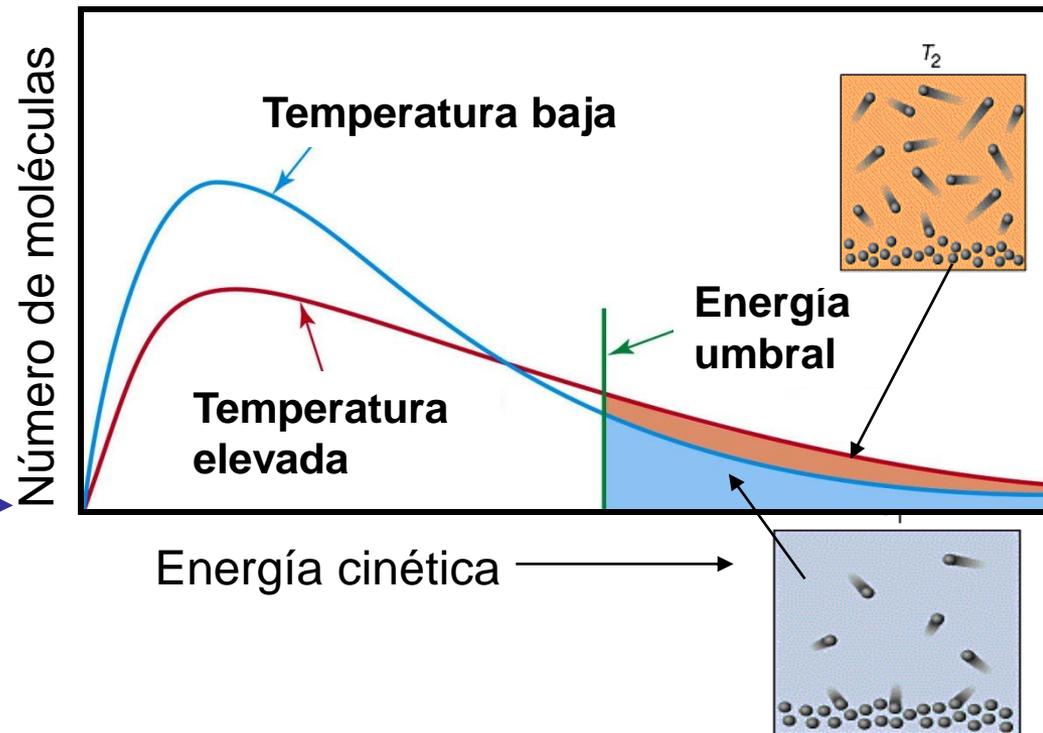
Volatilidad y Presión de vapor de líquidos

La volatilidad refleja la **facilidad** con la que se produce un **cambio de fase de líquido a vapor**



Líquido **volátil**
(por ej., acetona, éter)

Distribución de energía cinética molecular

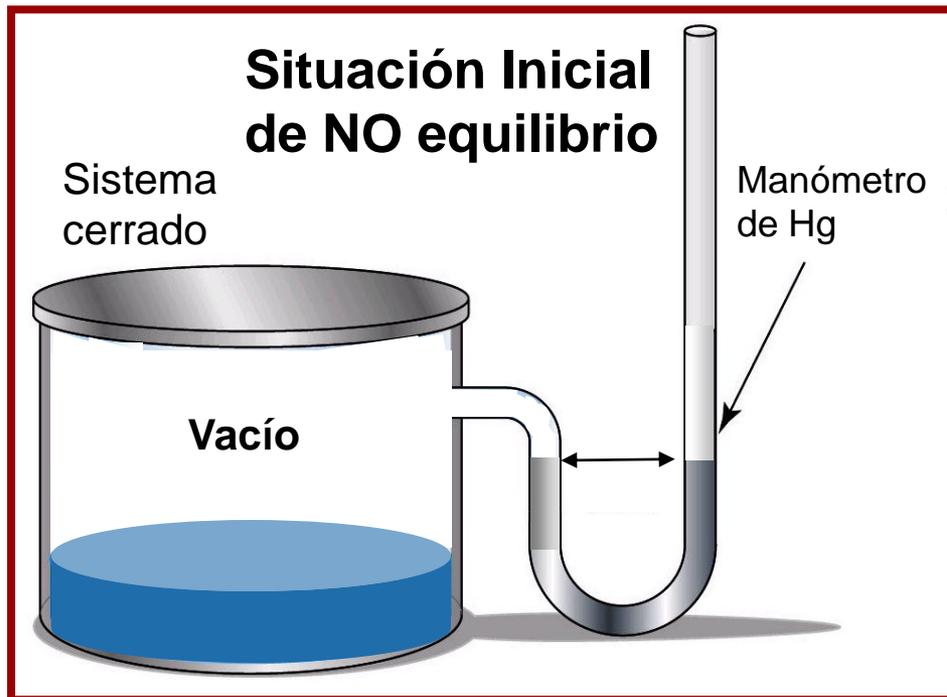


Propiedades del estado líquido

Volatilidad y Presión de vapor de líquidos

A escala molecular, el equilibrio de fases líquido-vapor es de naturaleza dinámica.

A escala macroscópica se caracteriza por la **presión de vapor**

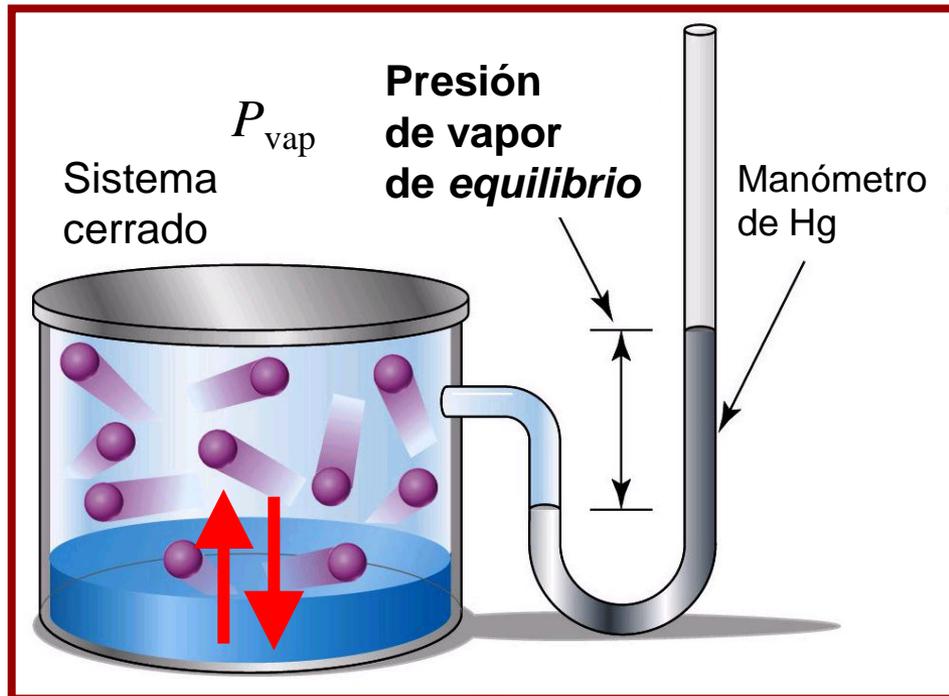


Propiedades del estado líquido

Volatilidad y Presión de vapor de líquidos

A **escala molecular**, el equilibrio de fases líquido-vapor es de **naturaleza dinámica**.

A **escala macroscópica** se caracteriza por la **presión de vapor**



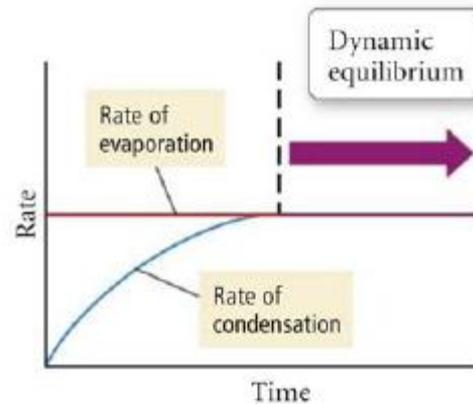
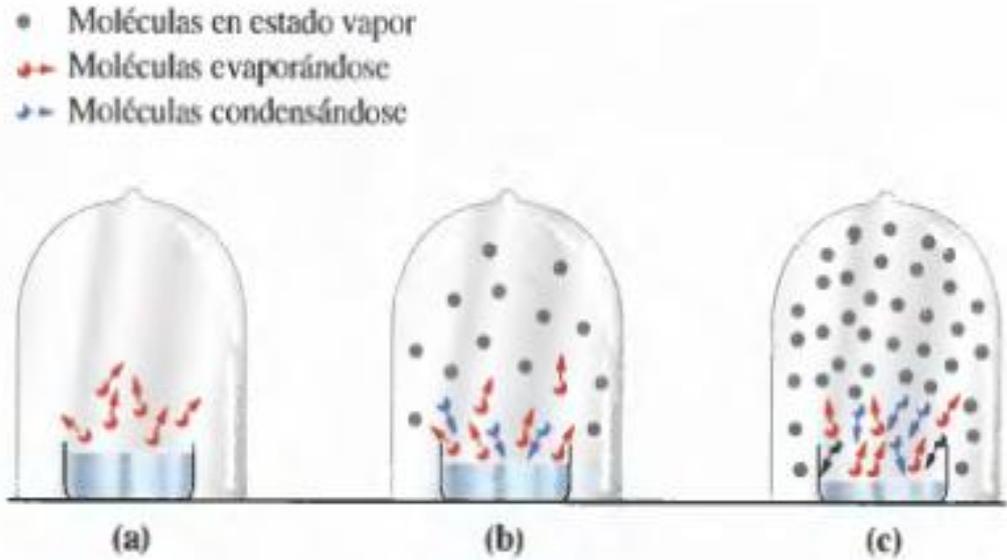
*En el **equilibrio líquido-vapor** tantas moléculas se evaporan desde la fase líquida por unidad de tiempo como se condensan desde la fase gas*

El manómetro registra el cambio de presión desde una situación inicial en la que en el recipiente sólo había moléculas en fase líquida

► FIGURA 13.7

Establecimiento del equilibrio liquido-vapor

(a) Se deja evaporar un líquido en un recipiente cerrado. Inicialmente sólo se produce la evaporación. (b) Empieza la condensación. La velocidad con la que se evaporan las moléculas es mayor que la velocidad a la que condensan, y el número de moléculas en el estado de vapor continúa aumentando. (c) La velocidad de condensación es igual a la velocidad de vaporización. El número de moléculas en el vapor permanece constante en el tiempo, y lo mismo sucede con la presión ejercida por este vapor.



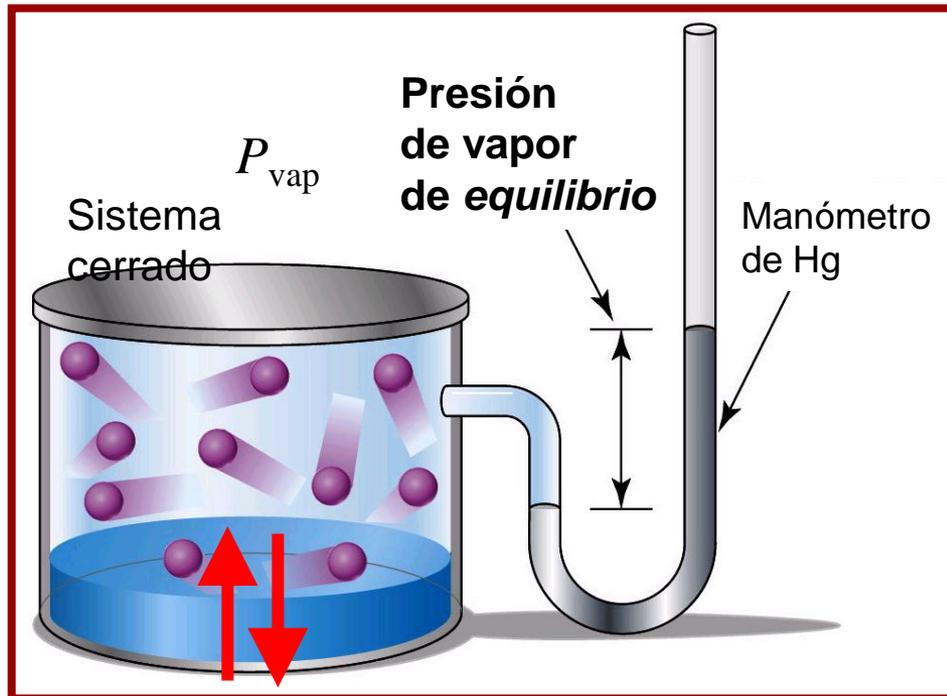
▲ FIGURE 11.26 **Dynamic Equilibrium**

Dynamic equilibrium occurs when the rate of condensation is equal to the rate of evaporation.

Propiedades del estado líquido

Volatilidad y Presión de vapor de líquidos

La presión de vapor de un líquido volátil es la presión ejercida por su vapor en *equilibrio* con el líquido en un sistema cerrado a una T constante



A mayor presión de vapor, mayor *volatilidad* del líquido

El manómetro registra el cambio de presión desde una situación inicial en la que en el recipiente sólo había moléculas en fase líquida

Propiedades del estado líquido

Problema (en apuntes):

Dadas las presiones de vapor a 25°C de los líquidos de la tabla, contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál es la sustancia más volátil?
- ¿Y la menos volátil?
- Explica la distinta volatilidad del tetracloruro de carbono y del disulfuro de carbono.
- ¿Por qué la presión de vapor del Hg líquido es tan pequeña?

Sustancia	P_{vap}^0 (mm Hg)	Sustancia	P_{vap}^0 (mm Hg)	Sustancia	P_{vap}^0 (mm Hg)
agua	23.8	benceno	95.2	<i>n</i> -hexano	151.2
tetracloruro de carbono	114.6	bromo	215.4	disulfuro de carbono	361.3
etanol	59.0	benzaldehído	1.3	dietil-éter	537
metanol	127.0	cloro-benceno	11.8	mercurio	0.0020

Solución:

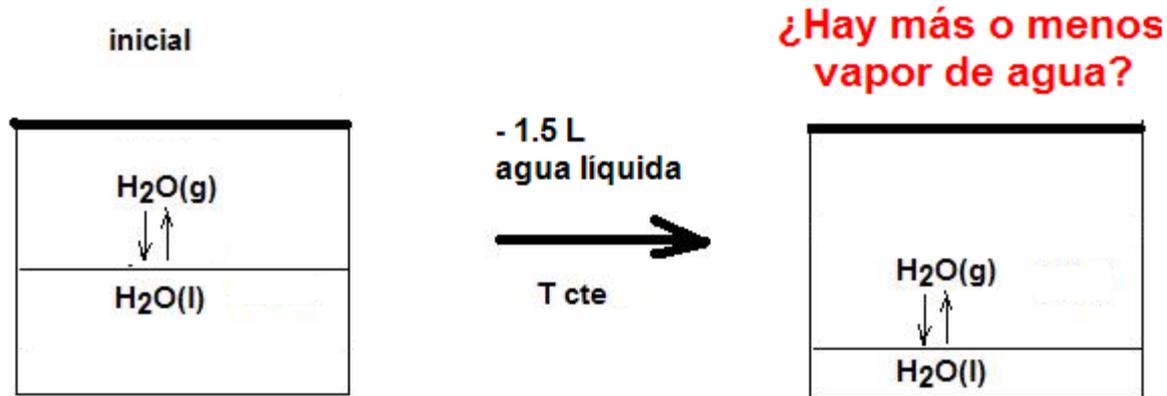
- El dietil-éter, que tiene mayor presión de vapor
- El Hg(l), que tiene la menor presión de vapor
- CCl₄ y CS₂ son apolares. Pero el primero pesa unos 152 g/mol, y el segundo unos 76 g/mol, de modo que las fuerzas intermoleculares son mayores en CCl₄ y tendrá menos volatilidad.
- Las fuerzas de cohesión en él (enlace metálico) son muy intensas.

Propiedades del estado líquido

¡La presión de vapor **NO** depende del volumen !

Problema (en la serie):

En un bidón de 5.0 L tenemos 2.5 L de agua líquida en equilibrio con su vapor a 25°C. Abrimos el grifo y sacamos 1.5 L de agua siendo T cte. Al establecerse nuevamente el equilibrio la cantidad de vapor de agua será igual, mayor o menor que antes?



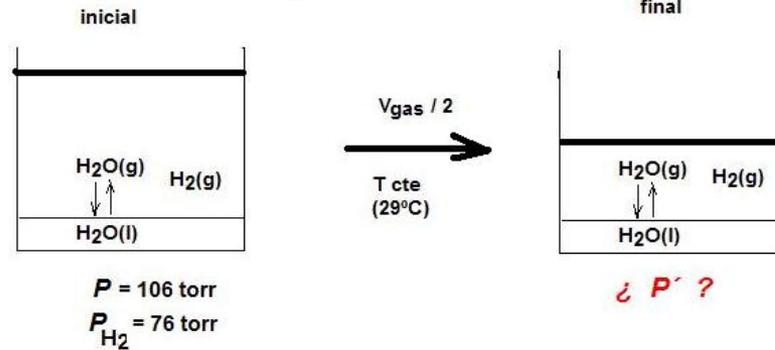
Solución: al sacar agua líquida aumenta el volumen a disposición del agua vapor. Como la presión de vapor no cambia al no hacerlo la temperatura, **se necesita más vapor para ocupar el mayor volumen:** el equilibrio se regula produciendo el vapor necesario a partir de la masa de líquido.

Propiedades del estado líquido

La presión de vapor en las mezclas de gases

Problema (en la serie): compresión de una mezcla en equilibrio

En un recinto a $T = 29^\circ\text{C}$ y P total de 106 torr coexisten en equilibrio agua líquida, agua vapor e hidrógeno con presión parcial $P_{\text{H}_2} = 76$ torr. Si se comprime a T cte reduciendo el volumen de gas a la mitad y se considera que H_2 no disuelve en agua, calcula la P' total final.



Solución:

El vapor en equilibrio con un líquido funciona **como un gas más en la mezcla** y obedece la Ley de Dalton: $P = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$, de donde $P_{\text{H}_2\text{O}} = 30$ torr.

pero **su presión parcial es además una presión de vapor**, sólo cambiante si T varía (no le afecta la compresión). Como T es cte, al final $P' = P'_{\text{H}_2} + P'_{\text{H}_2\text{O}} = P'_{\text{H}_2} + 30$ torr

La presión parcial de H_2 , sin embargo, sí es afectada por el cambio de volumen (no es una presión de vapor). Como n_{H_2} y T son ctes, se cumple la ley de Boyle para el H_2 :

$$P_{\text{H}_2} V = P'_{\text{H}_2} V' \quad \text{de donde} \quad P'_{\text{H}_2} = 152 \text{ torr} \quad \text{y} \quad P' = P'_{\text{H}_2} + P'_{\text{H}_2\text{O}} = \mathbf{182 \text{ torr.}}$$

Propiedades del estado líquido

La presión de vapor en las mezclas de gases

Problema (en la serie): aplicación de datos de presión de vapor para la recogida de gases sobre agua

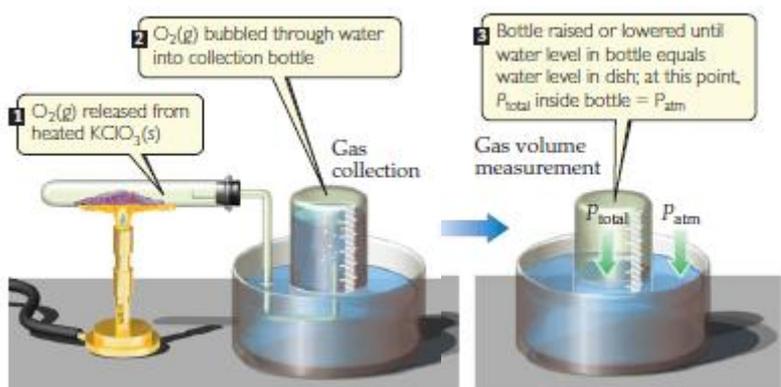
Cuando se calienta una muestra de KClO_3 se descompone en KCl y O_2 . El gas recogido en la cámara neumática de la figura, a $T = 26^\circ\text{C}$ ocupa un volumen de 0.250 L cuando la presión atmosférica es 765 torr. DATOS: $\text{KClO}_3 = 122.6 \text{ g/mol}$, $P_{\text{vap,H}_2\text{O}}(26^\circ\text{C}) = 25 \text{ torr}$.

a) ¿Cuántos moles de O_2 se recogieron?

b) ¿Cuántos g de clorato potásico se descompusieron?

Solución:

La reacción es: $2\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$



De la ley de Dalton sacamos la presión parcial

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{vap,H}_2\text{O}}$$

$$= 765 - 25 = \mathbf{740 \text{ torr}}$$

Y de la ley de los gases la cantidad de gas recogido:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT} = \frac{(740 \text{ torr})(1 \text{ atm}/760 \text{ torr})(0.250 \text{ L})}{(0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K})(299 \text{ K})} = 9.92 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Y por estequiometría encontramos el sólido que lo generó

$$(9.92 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2) \left(\frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \right) \left(\frac{122.6 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \right) = \mathbf{0.811 \text{ g KClO}_3}$$

Propiedades del estado líquido

Predicción de estado de las fases en equilibrio

Problema (en la serie):

La presión de vapor del agua a 25°C es 23.8 torr.

a) Si se ponen en un recipiente $V=20.0$ L, 0.360 g de agua a $T = 25^\circ\text{C}$, determina las fases presentes en el equilibrio, la masa de agua en cada una de ellas y la presión existente.

b) Repite el cálculo si $V = 10.0$ L.

Hip 1: sólo Líquido

Como 0.360 g de agua(l) ocuparían sólo 0.360 mL, el espacio vacío hasta 10 L debe llenarse por evaporación. **Hip 1 es imposible.**

Hip 2: Hay Liq y Vap en equilibrio $\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(g)}$.

La presión sería la presión de vapor y el número de moles de agua vapor vendrá dado por la ecuación de los gases:

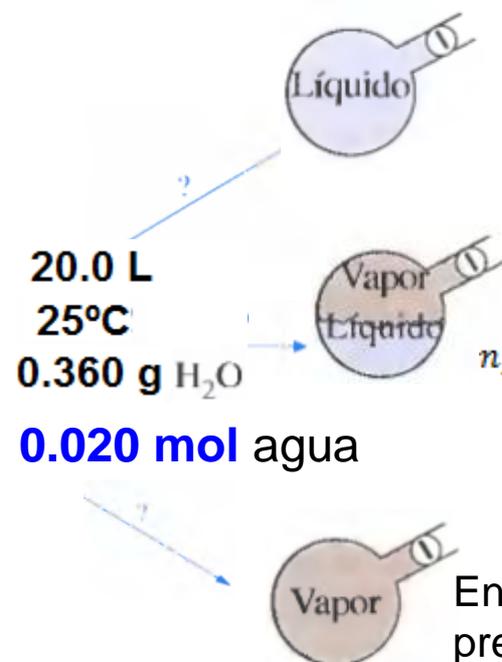
$$n_{\text{H}_2\text{O(g)}} = \frac{\left(\frac{23.8}{760} \text{ atm}\right) (20.0 \text{ L})}{\left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (298.15 \text{ K})} = 0.026 \text{ mol} > \text{los } 0.020 \text{ mol introducidos}$$

Lo que es **imposible**, se viola la conservación de la masa

Hip 3: Sólo Vapor, se evapora todo $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$.

En consecuencia tendremos 0.020 mol de vapor, que ejercerán una presión inferior (presión *del* vapor) a la presión **de** vapor:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{(0.020 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}\right) (298.15 \text{ K})}{20.0 \text{ L}} = 0.025 \text{ atm} = 19 \text{ torr}$$



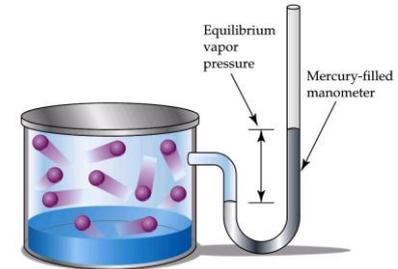
Propiedades del estado líquido

¡ La presión de vapor NO se puede superar !

$$P(\text{de un vapor a } T) \leq P_{vap}$$

Cuando hay un líquido presente que satura de vapor un recipiente **CERRADO**

$$P(\text{de un vapor a } T) = P_{vap}(T)$$



Cuando el recipiente es cerrado y todo el líquido (había poco) se ha evaporado

$$P(\text{de un vapor a } T) < P_{vap}(T)$$



0.020 mol
agua (V)

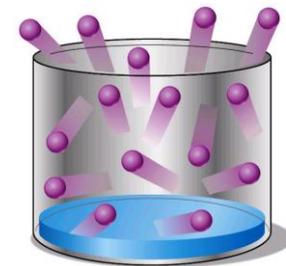
$T = 25^\circ\text{C}$

$P_{vap} = 23.8 \text{ torr}$

$P = 19 \text{ torr}$

Cuando el recipiente es **ABIERTO** y no se ha saturado de humedad

$$P(\text{de un vapor a } T) < P_{vap}(T)$$

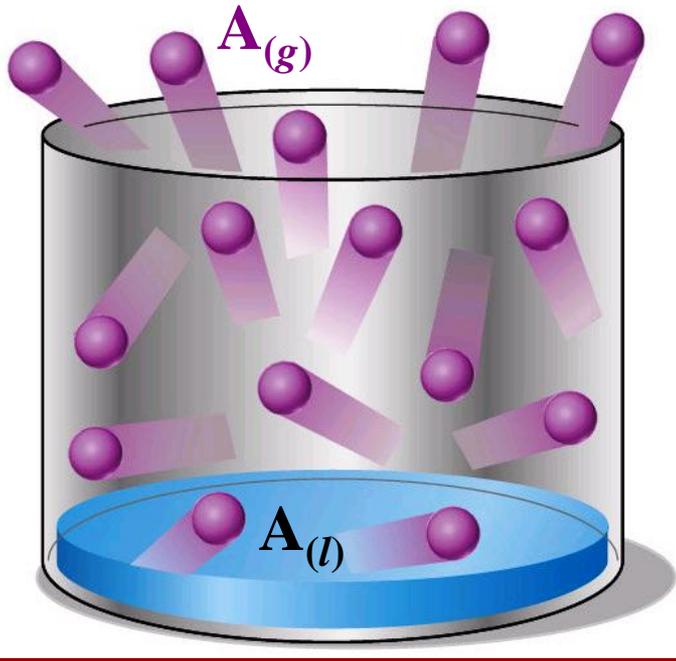


Propiedades del estado líquido

Presión de los vapores en recipientes abiertos

Sistema abierto en contacto
con la atmósfera

$$T \text{ cte.} \quad P < P_{vap}(T)$$



Líquido volátil de la sustancia A

Grado de saturación: relación entre la presión parcial del vapor de un líquido, P , y la presión de vapor de ese líquido, P_{vap} , a la misma temperatura

$$\% \text{ saturación} = \frac{P}{P_{vap}} 100\%$$

Humedad relativa: caso particular de grado de saturación en el que el líquido volátil es agua:

$$\% HR = \frac{P(H_2O)}{P_{vap}(H_2O)} 100\%$$

Propiedades del estado líquido

Problema: Unos padres utilizan un **vaporizador de agua** para aumentar la humedad de la habitación de su hijo, que está a **20°C** y tiene un volumen de **$3.5 \cdot 10^4$ litros**. Suponiendo que el aire está originalmente seco y que toda la humedad generada se queda en la habitación,

a) ¿qué cantidad mínima de agua tendrá que poner en el vaporizador **para saturar** el aire de humedad?

b) y ¿cuánta agua permite obtener una **HR del 80%**?

DATO: Presión de vapor del agua a 20°C = **18 torr**.

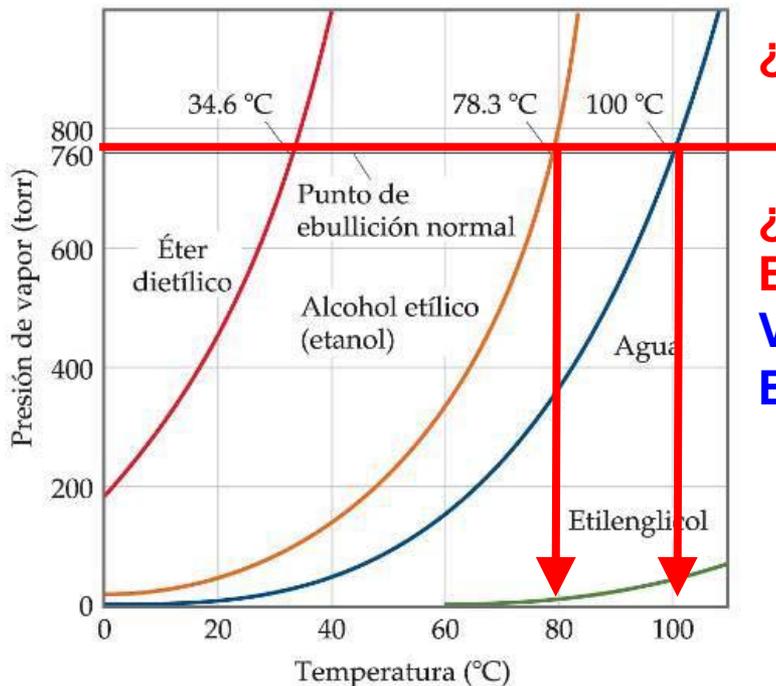


Propiedades del estado líquido

Presión de vapor, Temperatura y Temperatura de Ebullición

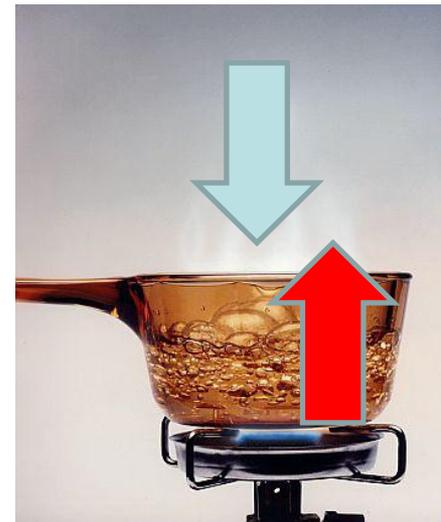
La **Presión de vapor** de un líquido puro es una función (exponencial) sólo de la temperatura T a la que se encuentre ($P_{vap}(T)$).

La **Ebullición** de un líquido puro ocurre cuando su $P_{vap}(T)$ iguala a la P_{ext} ejercida sobre él. La T a la que esto ocurre se llama **Temperatura de Ebullición (T_{eb})**. Y si $P_{ext} = 1$ atm, como sucede en atmósfera abierta, hablamos de **Punto de Ebullición Normal (PEN, T_{eb}°)**.



¿Cuál es el PEN del agua y del etanol?

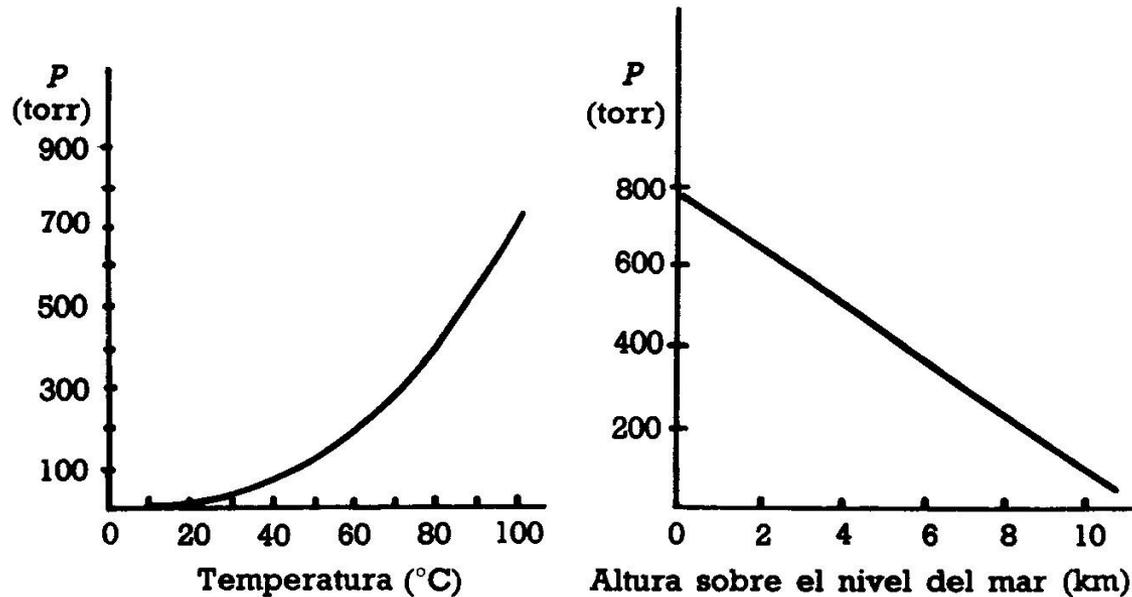
¿Qué diferencia hay entre Ebullición (hervir agua) y Vaporización o Evaporación?



Propiedades del estado líquido

Problema (en la serie): la T_{eb} en la cima de una montaña

En la cima de una montaña el agua hierve a 80°C . Con los datos de las figuras estima la altura de la montaña.



Solución: unos 5.5 Km.

Dada una **sustancia pura**
cualquiera,
y dadas la ***P*** y ***T*** a las que se
encuentra...

¿será un **gas**? ¿**líquido**? ¿**sólido**?
¿**mezcla de fases** en equilibrio?

Diagramas de Fase

Diagrama de fases del agua



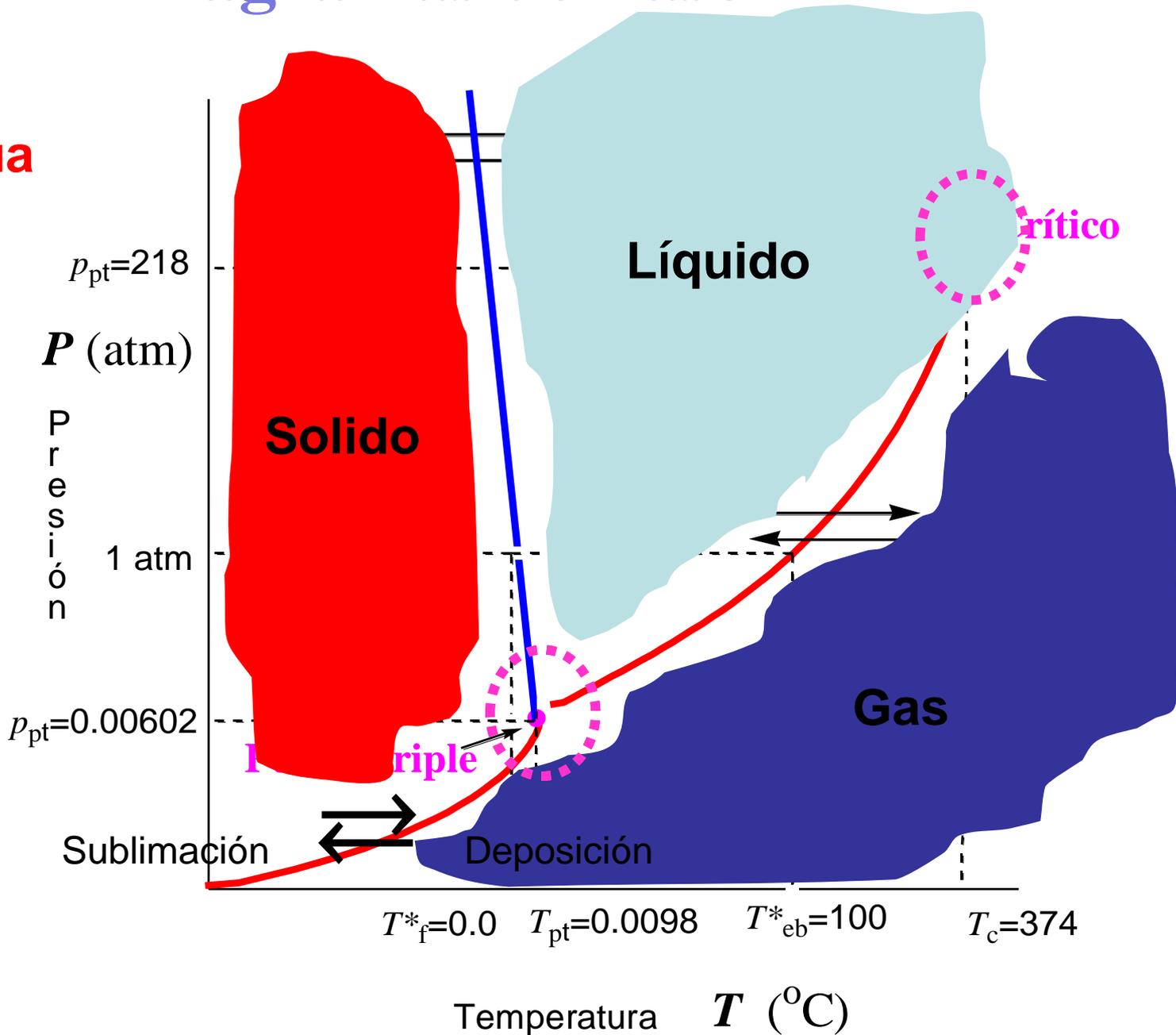
Zonas de estabilidad de las Fases



Curvas de Equilibrio de fases

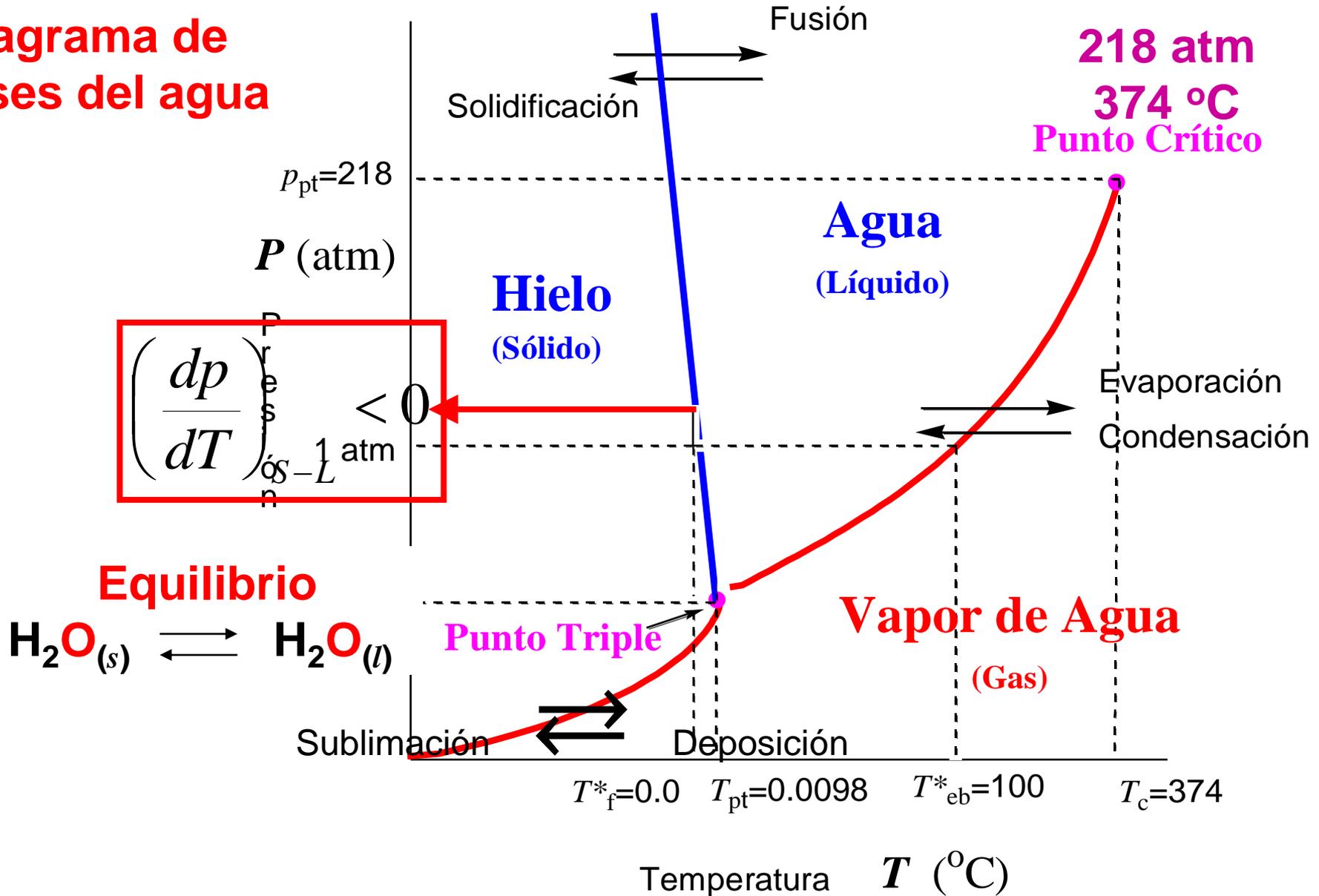


Punto triple
Punto crítico



Diagramas de Fase

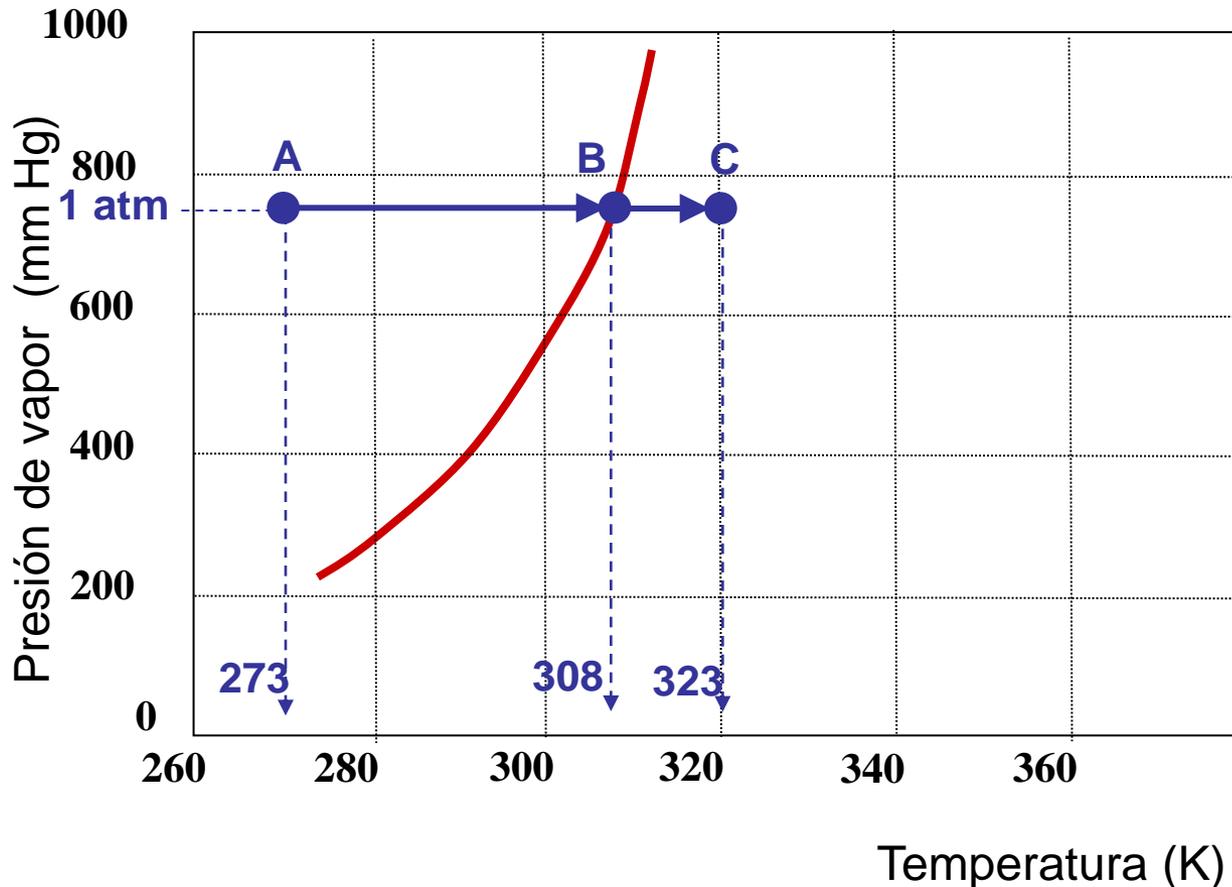
Diagrama de fases del agua



Diagramas de Fase

Ejemplo de procesos: calentamiento isobárico

Problema: Con la ayuda del diagrama P/T para el éter, describe los cambios que sufren 100.0 g de éter cuando se calientan desde 0.0 °C hasta 50.0 °C a presión atmosférica constante.



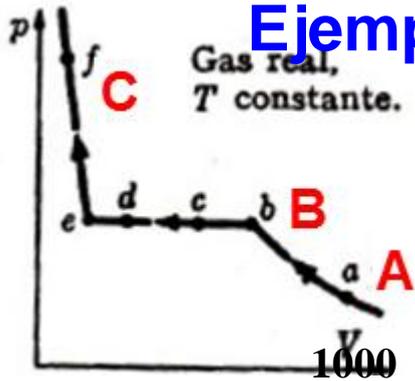
A: éter líquido

B: Equilibrio líquido-vapor (ebullición)

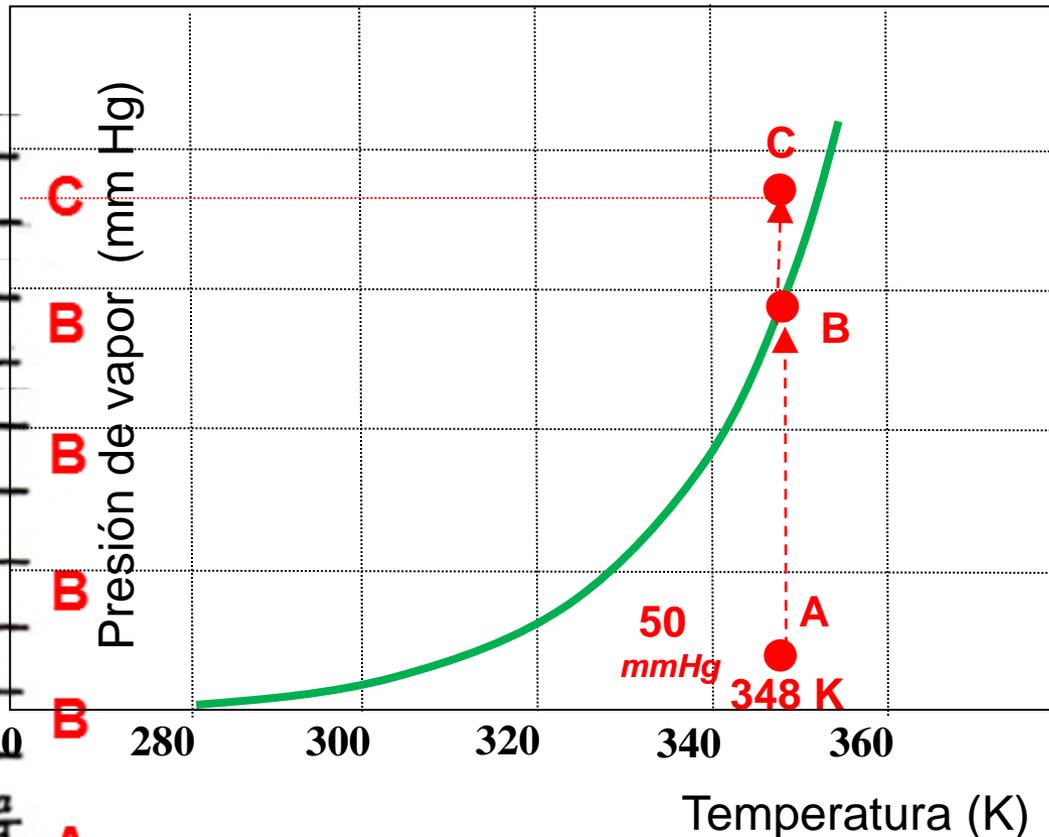
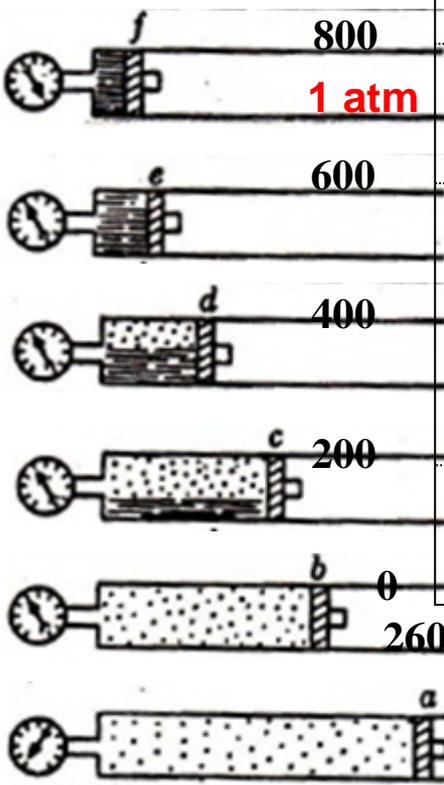
C: vapor de éter

Diagramas de Fase

Ejemplo de procesos: compresión isotérmica



Problema: Con la ayuda del diagrama P/T para el etanol describe los cambios que sufren 100.0 g de **etanol** cuando se comprimen desde 50 $mmHg$ hasta 1.0 atm a una temperatura cte de **75 °C**.



C: etanol líquido

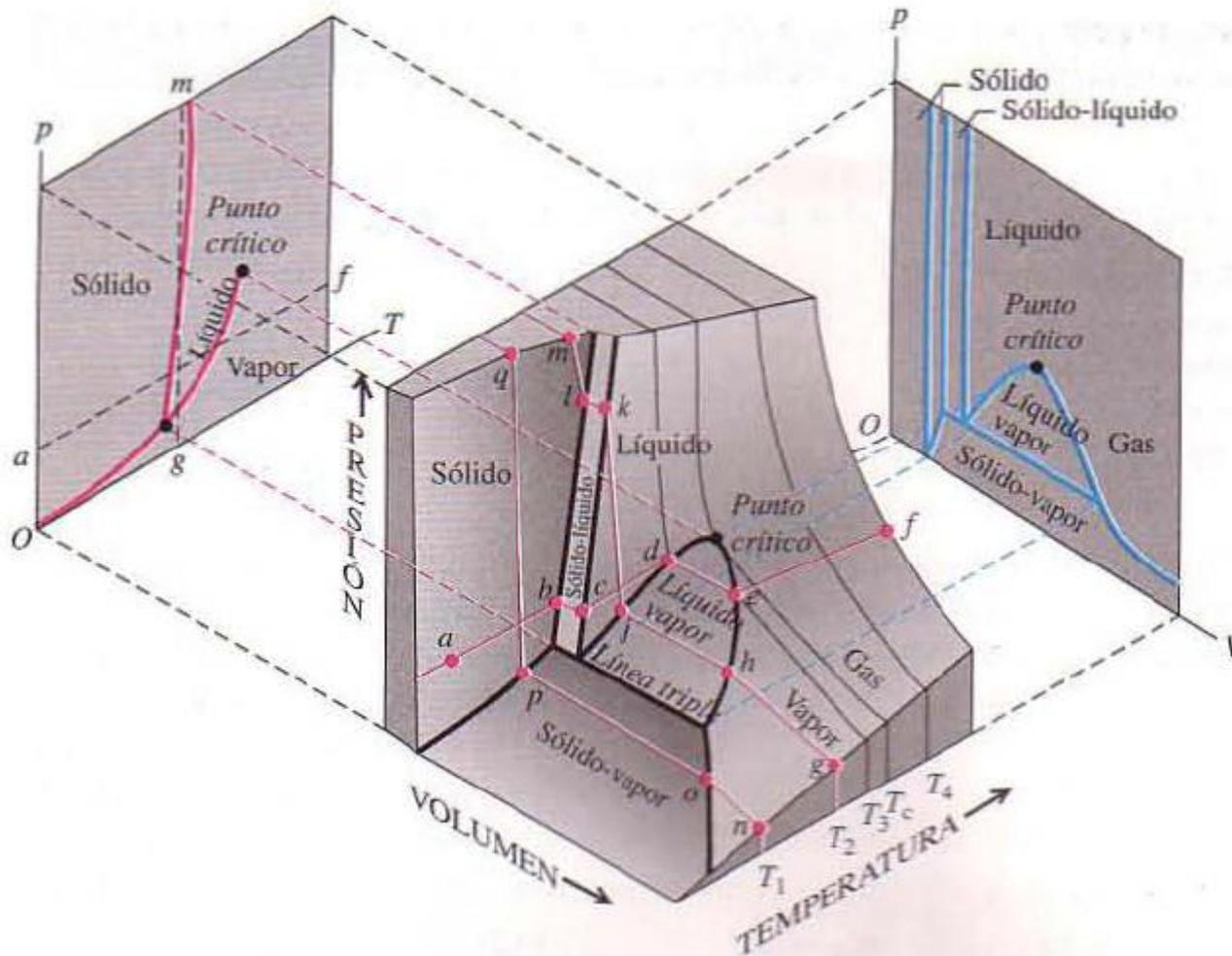
B-C: compresión de un líquido
B: equilibrio líquido vapor (condensación)

A-B: compresión de vapor

A: etanol vapor

Diagramas de Fase

La superficie *PVT* : un punto de vista más completo



Diagramas de Fase

Diagrama de fases del CO_2

Problema: Describe qué ocurre con el CO_2 cuando se calienta a 1 atm desde -100°C hasta temperatura ambiente.

Problema: ¿qué pasa más allá del **Punto Crítico**?

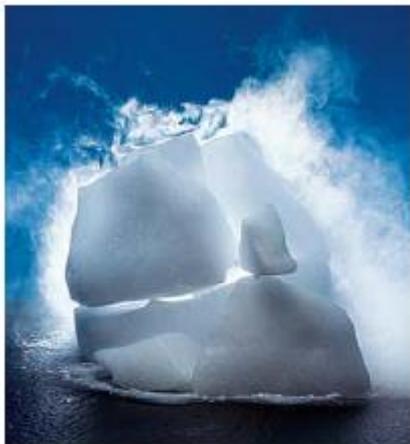
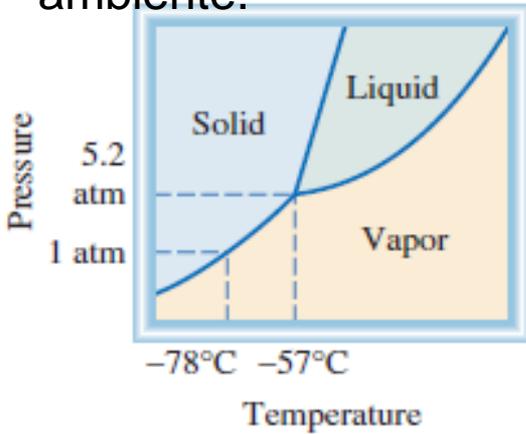


Figure 11.42 Under atmospheric

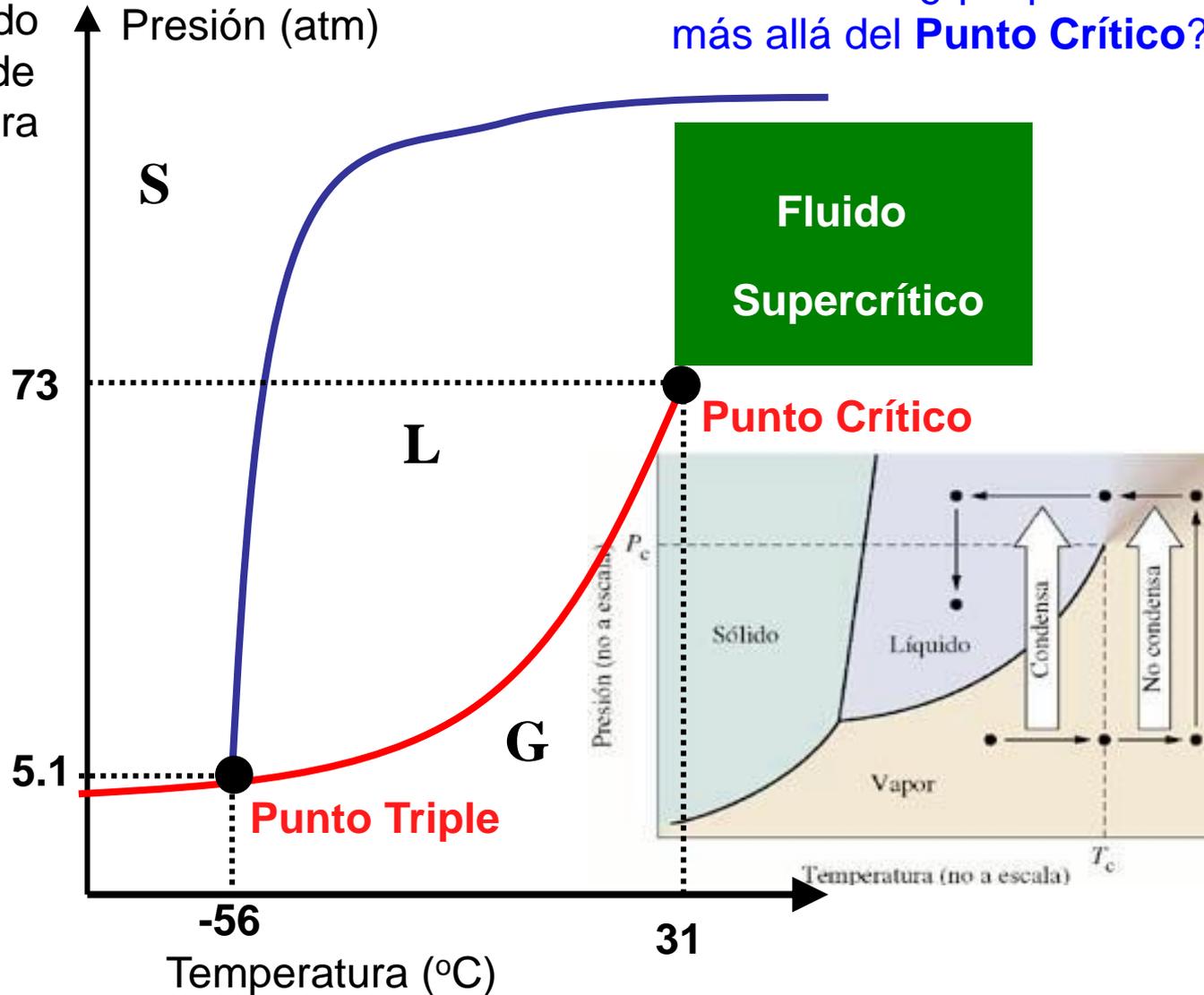
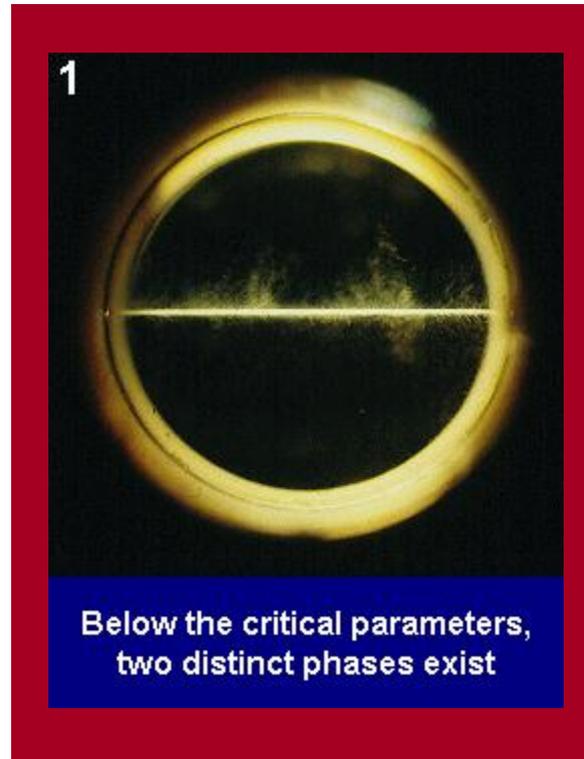


Figure 11.42 Under atmospheric

Diagramas de Fase

Ejemplo CO₂ supercrítico

Fluidos Supercríticos



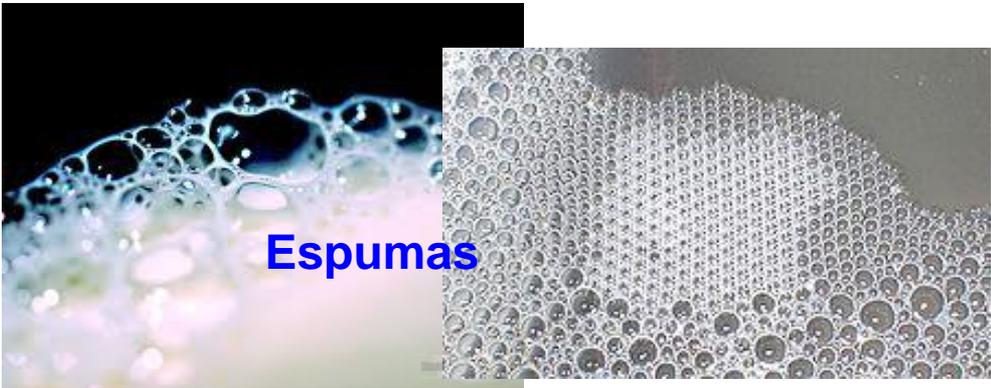
El CO₂ supercrítico es un disolvente con múltiples aplicaciones

Clasificación de las mezclas de sustancias

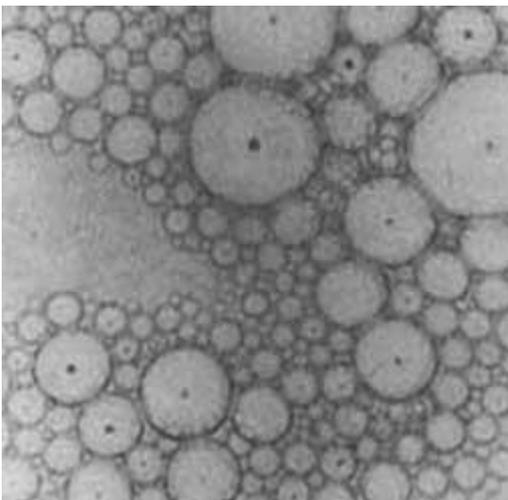
Entre las **mezclas homogéneas** (**disoluciones**, mezcla de escala molecular) y las **heterogéneas** (mezcla en la que se aprecian a simple vista los componentes, arena y hierro), existe un continuo cubierto por los **sistemas coloidales** y las **suspensiones**, (partículas desde **1 nm** a **1 μm**) cuyas características y tipos son:

<i>Propiedad</i>	<i>Disolución</i>	<i>Coloide</i>	<i>Suspensión</i>
<i>Tamaño de partícula</i>	<1 nm	1-100 -1000 nm	>1000 nm
<i>Sedimenta</i>	No	No	Si
<i>Filtra a través de papel</i>	Si	Si	No
<i>Se separa mediante diálisis</i>	No	Si	Si
<i>Homogénea</i>	Si	Intermedia	No

<i>Fase dispersante</i>	<i>Fase dispersa</i>	<i>Nombre coloide</i>	<i>Ejemplos</i>
Gas	Líquido	<i>Aerosol</i>	<i>Niebla, bruma, perfumes</i>
Gas	Sólido	<i>Aerosol sólido</i>	<i>Humos</i>
Líquido	Gas	<i>Espuma</i>	<i>Espuma de cerveza, crema batida</i>
Líquido	Líquido	<i>Emulsión</i>	<i>Leche, mayonesa, aceite en agua</i>
Líquido	Sólido	<i>Sol</i>	<i>Pintura, lodo</i>
Sólido	Gas	<i>Espuma sólida</i>	<i>Esponja, piedra pómez, Espuma de plástico</i>
Sólido	Líquido	<i>Gel</i>	<i>Queso, mantequilla, Gelatinas</i>
Sólido	Sólido	<i>Sol sólido</i>	<i>Algunas aleaciones, acero, Perlas, rubíes</i>



Emulsión de aceite en agua



Un ladrillo de 2,5 kg soportado por 2 g de un **aerogel**



Clasificación de las mezclas de sustancias



- Las suspensiones coloidales pueden dispersar rayos de luz.
- A este fenómeno se le conoce como **efecto Tyndall**.



Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Conceptos

- Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos más sustancias, el **disolvente** y el (o los) **solutos**.

El disolvente es, en general, el componente que **no cambia de estado** de agregación al realizarse la disolución. Cuando se disuelve un soluto que se presenta en el mismo estado físico que el disolvente (por ejemplo, alcohol en agua) suele considerarse como disolvente el componente **que está en mayor proporción**.



- Tipos** de disoluciones (según los estados físicos de disolvente y soluto)

<i>Estado físico de la disolución</i>	<i>Estado físico del disolvente</i>	<i>Estado físico del soluto</i>	<i>Ejemplos</i>
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Líquido	Gas	$O_{2(g)}$ en agua
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Líquido	Líquido	Sólido	Sal común en agua
Sólido	Sólido	Gas	$H_{2(g)}$ en paladio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercurio en plata
Sólido	Sólido	Sólido	Plata en oro (aleaciones)

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

- Las disoluciones también se pueden diferenciar por su capacidad para disolver un soluto.

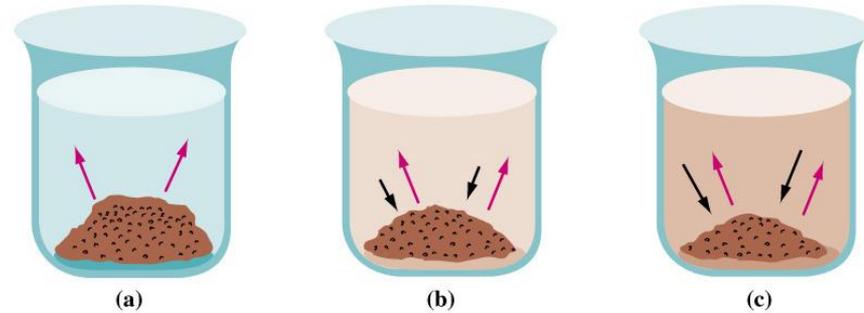
Una **disolución saturada** contiene la máxima cantidad de soluto que se disuelve en un disolvente dado a una temperatura específica (= **Solubilidad**)

Una **disolución insaturada** contiene menos cantidad de soluto que la que puede disolver a esa T:

$$C \text{ (conc insaturada)} < S \text{ (solubilidad a } T)$$

Una disolución **sobresaturada** es la que contiene más soluto que el que puede haber en equilibrio en una disolución saturada a cierta T:

$$C \text{ (conc sobresaturada)} > S \text{ (solubilidad a } T)$$

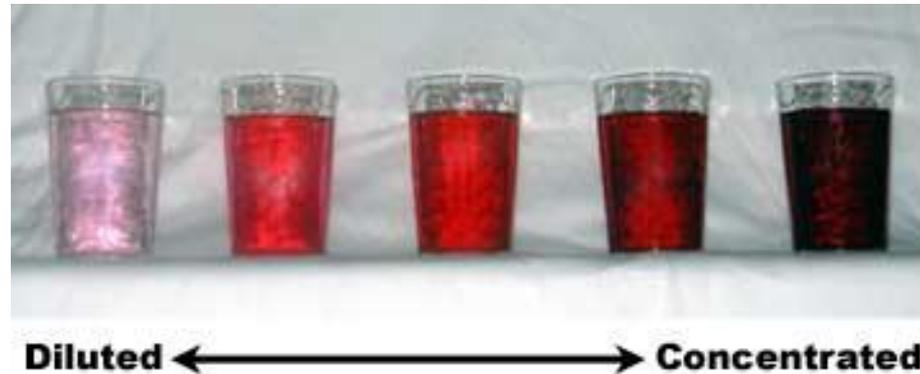


Estas disoluciones **son inestables e infrecuentes**; la cristalización generalmente se estimula adicionando “cristal semilla” o raspando el lado del vaso de precipitado.

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

- Si la proporción de soluto respecto a la de disolvente es pequeña, se dice que la disolución es **diluida** y si es grande, entonces la disolución se llama **concentrada**.

Se acepta que **diluida** $< 0.001 \text{ mol/L}$ y **concentrada** $> 0.1 \text{ mol/L}$



¿Es lo mismo
disolución
saturada
que
concentrada?

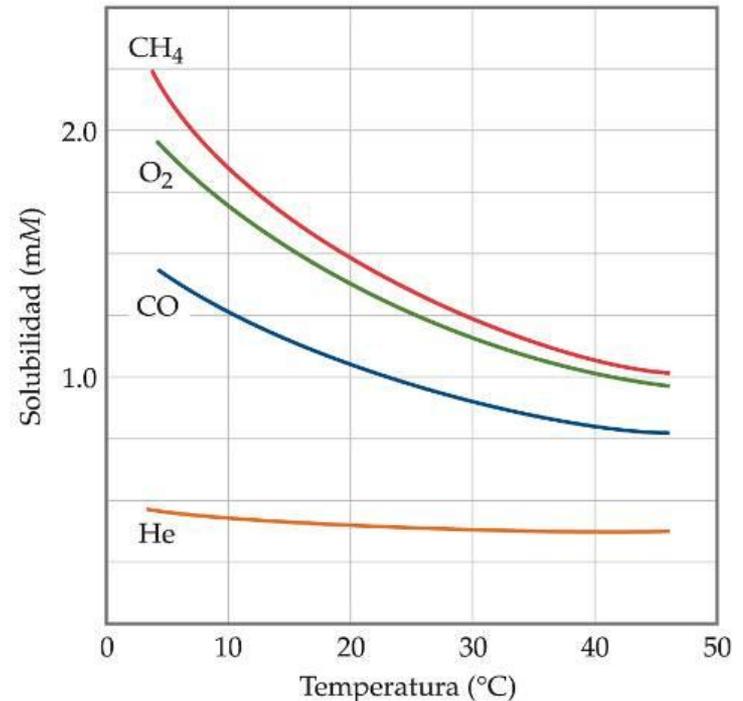
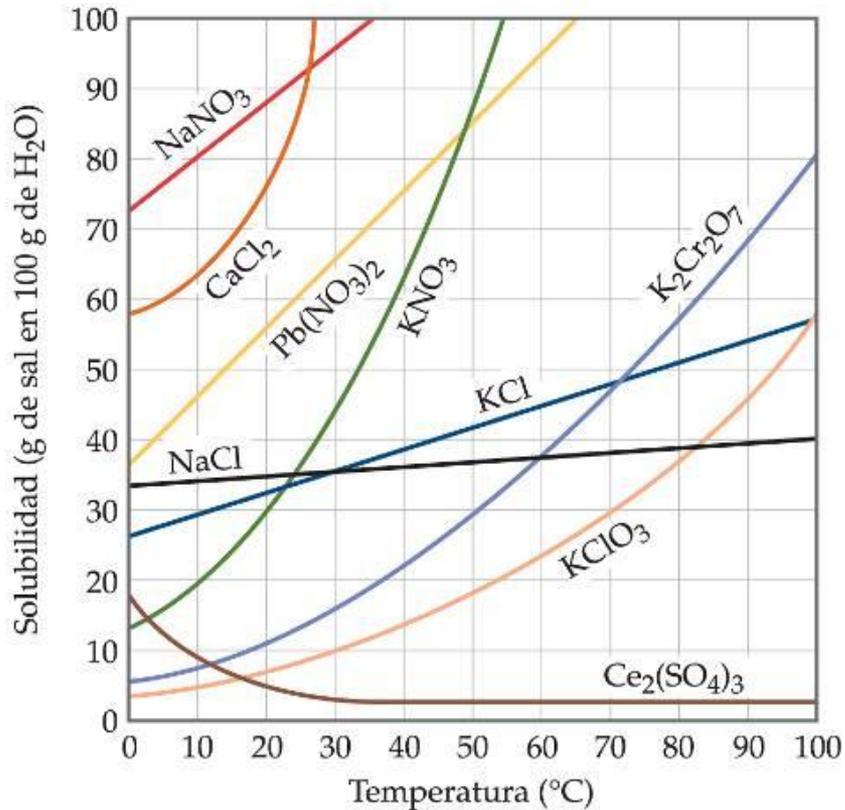
NO, una saturada puede ser diluida:
*Ej, a 18°C la s del sulfato de bario es
0.002 g/L agua*



NO, una insaturada
puede ser concentrada:
*Ej, a 25°C podemos
concentrar hasta 350 g
de NaCl en 1 L de agua*

Disoluciones y cálculos de concentraciones

La solubilidad y la *Temperatura*



Por lo general, la solubilidad de los solutos **sólidos en disolventes líquidos aumenta** con el incremento **de temperatura**.

Lo opuesto **para los gases**:

- Las bebidas suaves carbonatadas son más “burbujeantes” si se almacenan en el refrigerador.
- Los lagos cálidos tienen menos O₂ disuelto en ellos que los lagos fríos.

Disoluciones y cálculos de concentraciones

La solubilidad y la *Presión*

La solubilidad de líquidos y sólidos no cambia apreciablemente con la presión.

La solubilidad de un **gas en un líquido** es directamente proporcional a su presión. **Ley de Henry**

$$S_{gas} = k P_{gas}$$

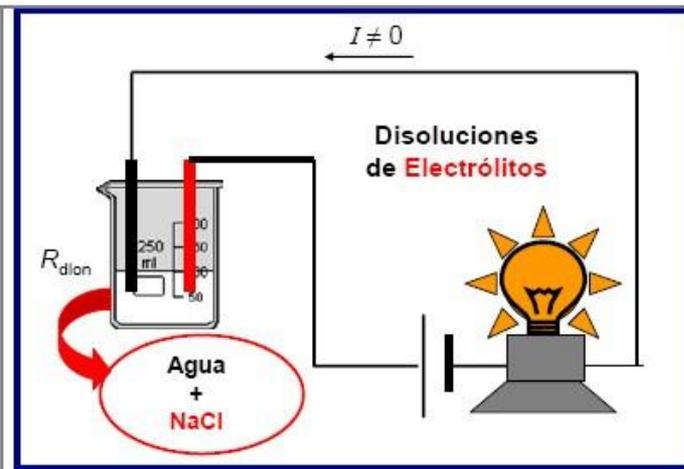
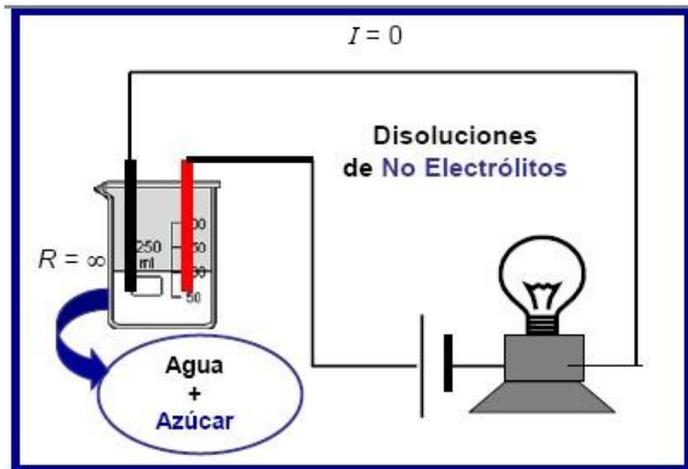
Donde:

- S_{gas} es la solubilidad del gas.
- k es la constante de la **ley de Henry** para ese gas en ese disolvente a cierta T .
- P_{gas} es la presión parcial del gas sobre el líquido.

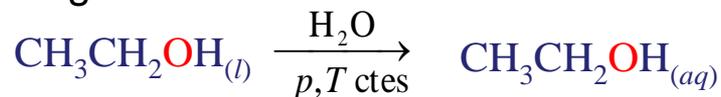


Disoluciones y cálculos de concentraciones.

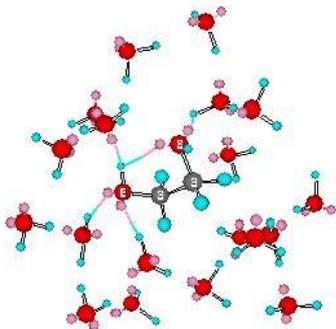
- También se distingue entre **Disoluciones de Electrolitos** (conducen la corriente eléctrica por iones) y **Disoluciones de No Electrolitos** (no la conducen).



Sustancias orgánicas **polares** disuelven en agua sin disociar:



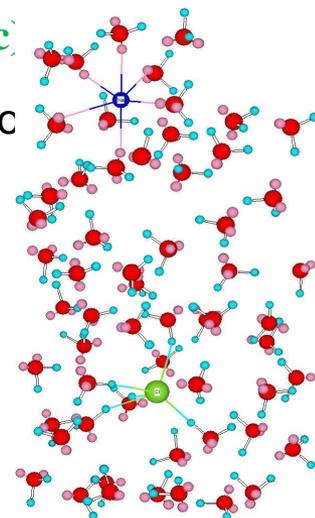
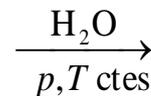
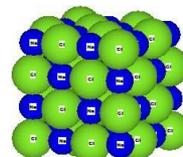
por medio de fuerzas intermoleculares (**Puentes de H y Dipolo-Dipolo**): por ej



Algunos **sólidos iónicos** disuelven en agua disociando en iones:



por medio de fuerzas ion-dipolo



Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Cálculos de concentraciones

El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su su **concentración**, es decir, la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolución. Puede expresarse de diversas formas:

porcentaje en masa
(% masa)

$$\frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de la disolución (g)}} \times 100\%$$

porcentaje en volumen
(% VOL)

$$\frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de la disolución (mL)}} \times 100\%$$

masa de soluto en
volumen de disolución
(g/L)

$$\frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de la disolución (L)}}$$

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

**partes por millón
(ppm)**

$$\frac{\text{miligramos de soluto (mg)}}{\text{kilogramos de disolución (kg)}}$$

**partes por billón
(ppb)**

$$\frac{\text{microgramos de soluto } (\mu\text{g})}{\text{kilogramos de disolución (kg)}}$$

**partes por trillón
(ppt)**

$$\frac{\text{nanogramos de soluto (ng)}}{\text{kilogramos de disolución (kg)}}$$

**molaridad
(M)**

$$\frac{\text{moles de soluto (mol)}}{\text{litro de la disolución (L)}}$$

**molalidad
(m)**

$$\frac{\text{moles de soluto (mol)}}{\text{kilogramos de disolvente (kg)}}$$

fracción molar (x)

$$\frac{\text{moles de soluto (mol)}}{\text{moles de la disolución (mol)}}$$

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema:

Expresa en ppm y ppb la concentración del vanadio contenido en un petróleo en cuyo análisis se encontró un 0.0003 por ciento de vanadio.

Solución:
$$\frac{0,0003 \text{ g V}}{100 \text{ g petróleo}} \times \frac{1 \text{ mg V}}{10^{-3} \text{ g V}} \times \frac{10^3 \text{ g petróleo}}{1 \text{ kg petróleo}} = 3 \text{ ppm}$$

$$\frac{3 \text{ mg V}}{1 \text{ kg petróleo}} \times \frac{1 \mu\text{g V}}{10^{-3} \text{ mg V}} = 3000 \text{ ppb}$$

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

¡ Importante !

- Para transformar unidades de concentración referidas a peso, a unidades de concentración referidas a volumen, o viceversa, se necesita conocer la **densidad de la disolución**.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \text{o bien } \rho = \frac{m}{V}$$

porcentaje en masa (% *masa*)

molaridad ($M = \text{mol s} / \text{L dlon}$)

molalidad ($m = \text{mol s} / \text{Kg dte}$)

porcentaje en volumen (% *VOL*)

fracción molar (x)

masa de soluto en volumen
de disolución ($\text{g s} / \text{L dlon}$)

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema:

Se ha preparado una disolución de etanol en agua disolviendo **10.00 mL** de etanol, C_2H_5OH ($\rho=0,789$ g/mL), en un volumen suficiente de **agua** para obtener **100.0 mL de una disolución** con una densidad de **0.982 g/mL**. Determina la concentración de etanol en esta disolución expresada como **(a)** porcentaje en volumen; **(b)** porcentaje en masa; **(c)** masa de soluto en volumen de disolución; **(d)** fracción molar; **(e)** molaridad; **(f)** molalidad. Las masas molares del etanol y del agua son **46,02 g** y **18,02 g**, respectivamente. **(g)** Determina el volumen de agua utilizado si la densidad del agua a 20°C es **0.998 g/mL**.

Solución:

(a) Porcentaje en volumen:
$$\frac{10,00 \text{ mL etanol}}{100,0 \text{ mL disolución}} \times 100\% = 10,00\%$$

(b) Porcentaje en masa:

$$\text{masa etanol} = 10,00 \text{ mL etanol} \times \frac{0,789 \text{ g etanol}}{1,0 \text{ mL disolución}} = 7,89 \text{ g etanol}$$

$$\text{porcentaje en masa de etanol} = \frac{7,89 \text{ g etanol}}{98,2 \text{ g disolución}} \times 100\% = 8,03\%$$

(c) Masa de soluto en volumen de disolución:

$$\begin{aligned} \text{masa etanol en volumen disolución} &= \frac{7,89 \text{ g etanol}}{100,0 \text{ mL disolución}} \times \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \\ &= 78,9 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

(d) **Fracción molar:**

$$\text{moles etanol} = 7,89 \text{ g etanol} \times \frac{1 \text{ mol etanol}}{46,07 \text{ g etanol}} = 0,171 \text{ mol etanol}$$

La masa de agua presente en 100,0 mL de disolución es:

$$(98,2 \text{ g disolución} - 7,89 \text{ g etanol}) = 90,3 \text{ g agua}$$

$$\text{moles de agua} = 90,3 \text{ g agua} \times \frac{1 \text{ mol agua}}{18,02 \text{ g agua}} = 5,01 \text{ mol agua}$$

$$X_{\text{etanol}} = \frac{0,171 \text{ mol etanol}}{0,171 \text{ mol etanol} + 5,01 \text{ mol agua}} = 0,0330$$

(e) **Molaridad:**

$$\text{Molaridad} = \frac{0,171 \text{ mol etanol}}{100,0 \text{ mL disolución}} \times \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,71 \text{ M etanol}$$

(f) **Molalidad:**

$$\text{Molalidad} = \frac{0,171 \text{ mol etanol}}{90,3 \text{ g agua}} \times \frac{10^3 \text{ g agua}}{1 \text{ kg agua}} = 1,89 \text{ m etanol}$$

(g) Volumen de agua

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{\rho_{H_2O}} = \frac{m_{dis} - m_{et}}{\rho_{H_2O}} = \frac{(98.2 - 7.89)g}{0.998 \text{ g/mL}}$$
$$= \mathbf{90.5 \text{ mL}}$$

$$\Delta V = V_{dis} - (V_{H_2O} + V_{et}) =$$
$$= 100 \text{ mL} - (90.5 + 10) \text{ mL}$$
$$= \mathbf{-0.5 \text{ mL}}$$

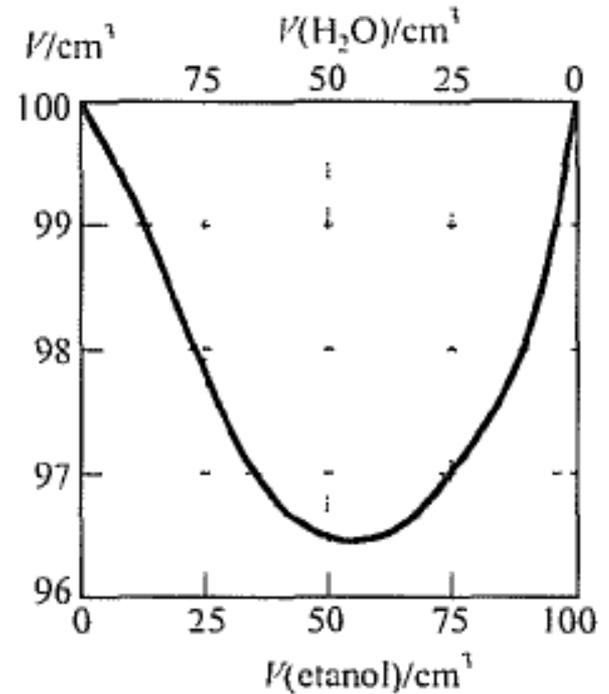


FIGURA 9.1

Volumen V de una disolución formada al mezclar un volumen V_{etanol} de etanol puro con un volumen $(100 \text{ cm}^3 - V_{\text{etanol}})$ de agua pura a 20°C y 1 atm.

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema: preparación de disoluciones por pesada

Utiliza los datos de la etiqueta para calcular los gramos de nitrato amónico que es necesario pesar para preparar 500 mL de una disolución 0.500 M de esta sal.

RECTAPUR™

Ammonium nitrate

M=80.04 g/mol

NH₄NO₃
NH₄NO₃ min 98.5%

Ω

R8-9
S16-16-41

Impuretés maximales/ Maximum impurities mg/kg (p.p.m.)

PO ₄ (Phosphate).....	10
Heavy metals	10
Fe.....	50

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema: preparación de disoluciones por pesada

Utiliza los datos de la etiqueta para calcular los gramos de nitrato amónico que es necesario pesar para preparar 500 mL de una disolución 0.500 M de esta sal.

Solución:

$$500 \text{ mL} \cdot \frac{\overset{\text{Molaridad}}{0.500 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{\overset{\text{P.M.}}{80.04 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot$$

$$\cdot \frac{\overset{\text{Riqueza}}{100 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ comercial}}}{98.5 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} = 20.3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ comercial}$$

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema: preparación de disoluciones por dilución

Muchas disoluciones se preparan por **dilución** de otra más concentrada. Por ejemplo, ¿cuántos mL de **ácido sulfúrico** concentrado necesitas para preparar 250 mL de ácido 2 M? Datos del H₂SO₄ concentrado: $\rho = 1.83 \text{ g/mL}$; *riqueza*= 95 %, P.M.= 98.08 g/mol

		RECTAPUR™	
		Acide sulfurique 95 % Sulphuric acid 95 %	
		M=98,07 g/mol	
		H₂SO₄	
		Densité/Density 20/4 =1,83 – 1,84	
		H ₂ SO ₄ % min 95,0	
		Impuretés maximales/ Maximum impurities mg/kg (p.p.m.)	
		<i>Résidu fixe/ Residue on ignition</i> 50	
		<i>Métaux lourds/ Heavy metals (Pb)</i> 10	
		<i>Fe</i>5	
		<i>Cl</i>5	

Taille/size
11

Code article
20 690.293

Corrosif
Corrosive
Ätzend
Corrosivo

Ácido Sulfúrico 95%
PROVOCA QUEMADURAS
GRAVES: No echar agua jamás al producto. En caso de contacto con los ojos, lávenlos inmediatamente con agua y acúdase a un médico. Usen indumentaria protectora, etc.

Disoluciones y cálculos de concentraciones.

Problema: preparación de disoluciones por dilución

Muchas disoluciones se preparan por **dilución** de otra más concentrada. Por ejemplo, ¿cuántos mL de **ácido sulfúrico** concentrado necesitas para preparar 250 mL de ácido 2 M? Datos del H₂SO₄ concentrado: ρ = 1.83 g/mL; *riqueza*= 95 %, P.M.= 98.08 g/mol

Solución:

$$0.250 \text{ L H}_2\text{SO}_{4(aq)} \cdot \frac{\text{Molaridad}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{\text{P.M.}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{98.08 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot$$

$$\cdot \frac{\text{Riqueza}}{95 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{\text{Densidad}}{1.83 \text{ g dlon. conc.}} \cdot \frac{100 \text{ g dlon. conc.}}{1 \text{ mL}} = 28.2 \text{ mL dlon. conc.}$$