

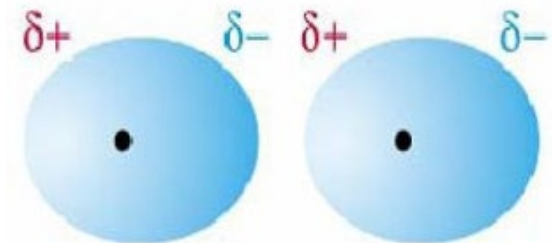
Teoría, Dra. Sandra Signorella

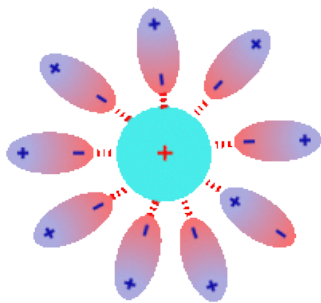
**Profesora Titular
Área Química General e Inorgánica**

Tema FUERZAS INTERPARTICULARES

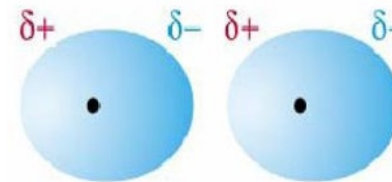


Año 2026

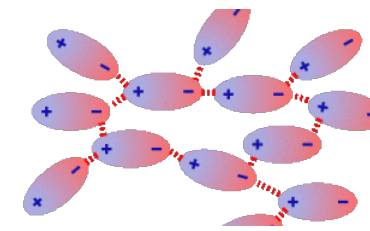


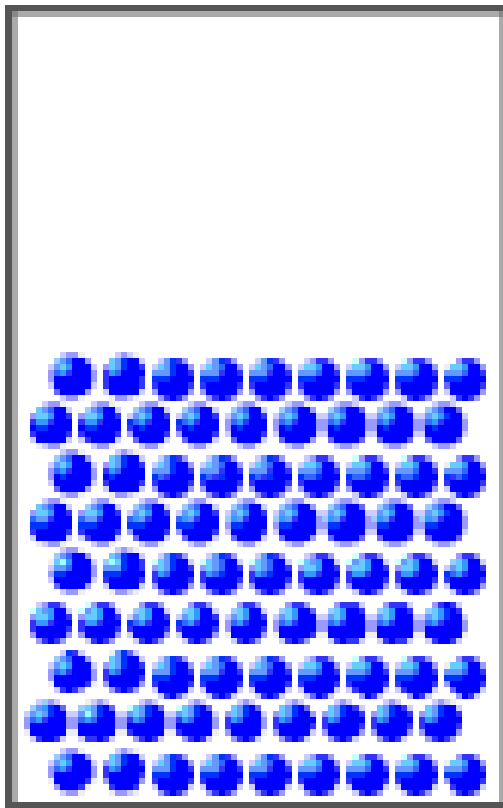


Fuerzas Interparticulares



- Estado gaseoso, líquido y sólido
- Gases reales y Ec. de V. der Waals
- Interacciones ion-dipolo, dipolo-dipolo
- Fuerzas de dispersión de London
 - Puente de H
- Fuerzas interparticulares y puntos de ebullición
- Propiedades de los líquidos: difusión, viscosidad, tensión superficial, acción capilar
 - Curvas de calentamiento
 - Presión de vapor
 - Punto de ebullición
 - Ecuación de Clasius Clapeyron
- Sólidos: características generales
 - Sólidos cristalinos y amorfos
 - Tipos de sólidos. Propiedades
 - Cambios de fase
 - Diagramas de fases PT





SÓLIDO

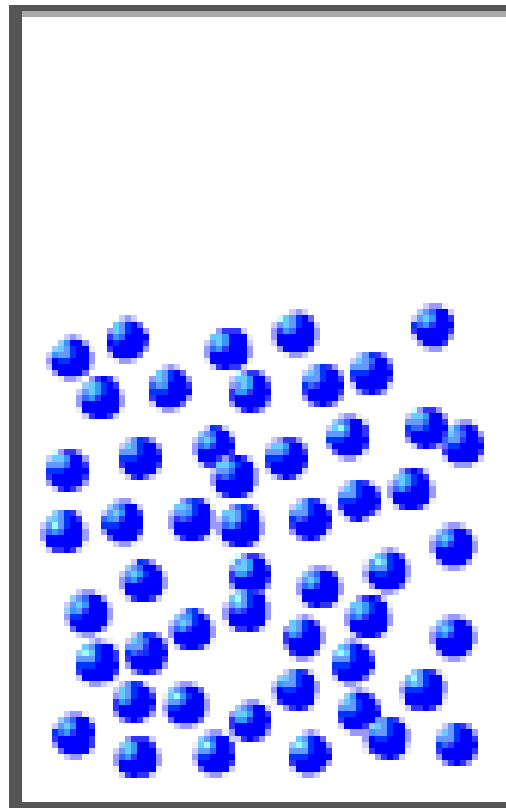
ORDENADO

**Forma y volumen
propios**

**Prácticamente
incomprensible**

No fluye

**Difusión
extremadamente lenta**



LÍQUIDO

DESORDENADO

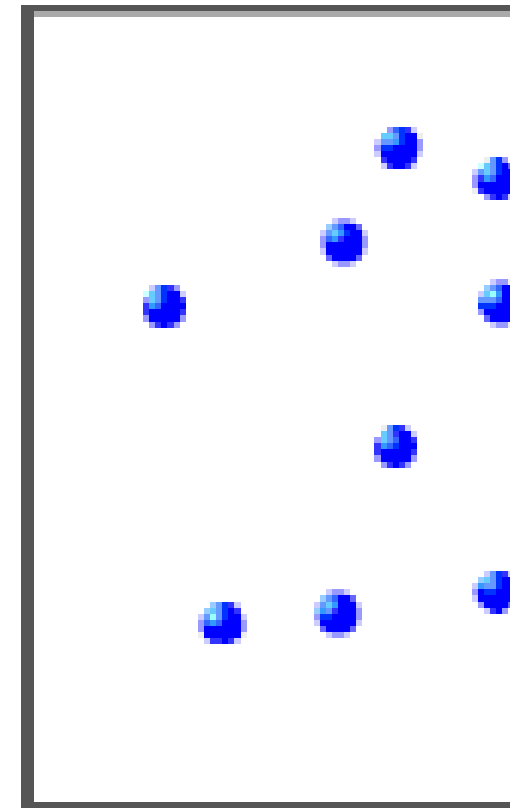
Forma del recipiente

Volumen propio

**Prácticamente
incomprensible**

Fluye fácilmente

Difusión lenta



GAS

CAÓTICO

**Forma y volumen del
recipiente**

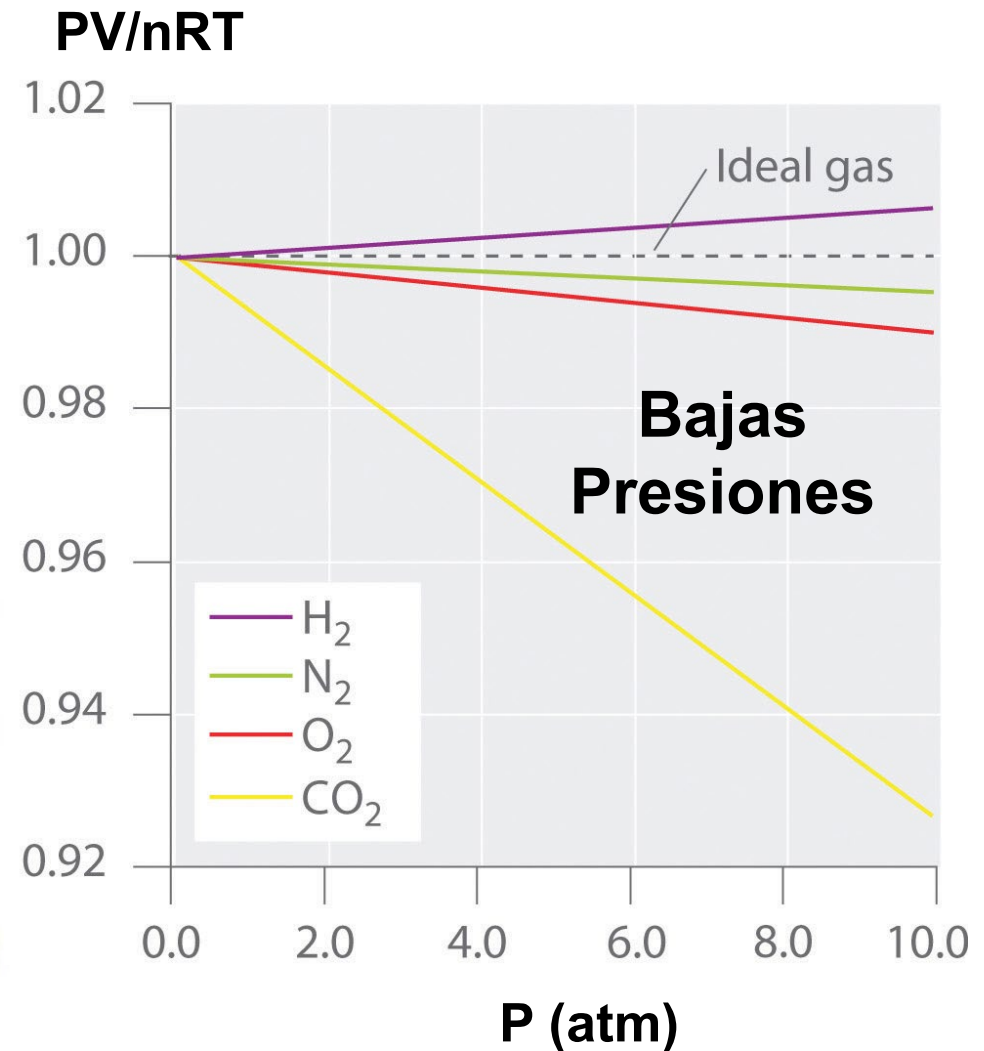
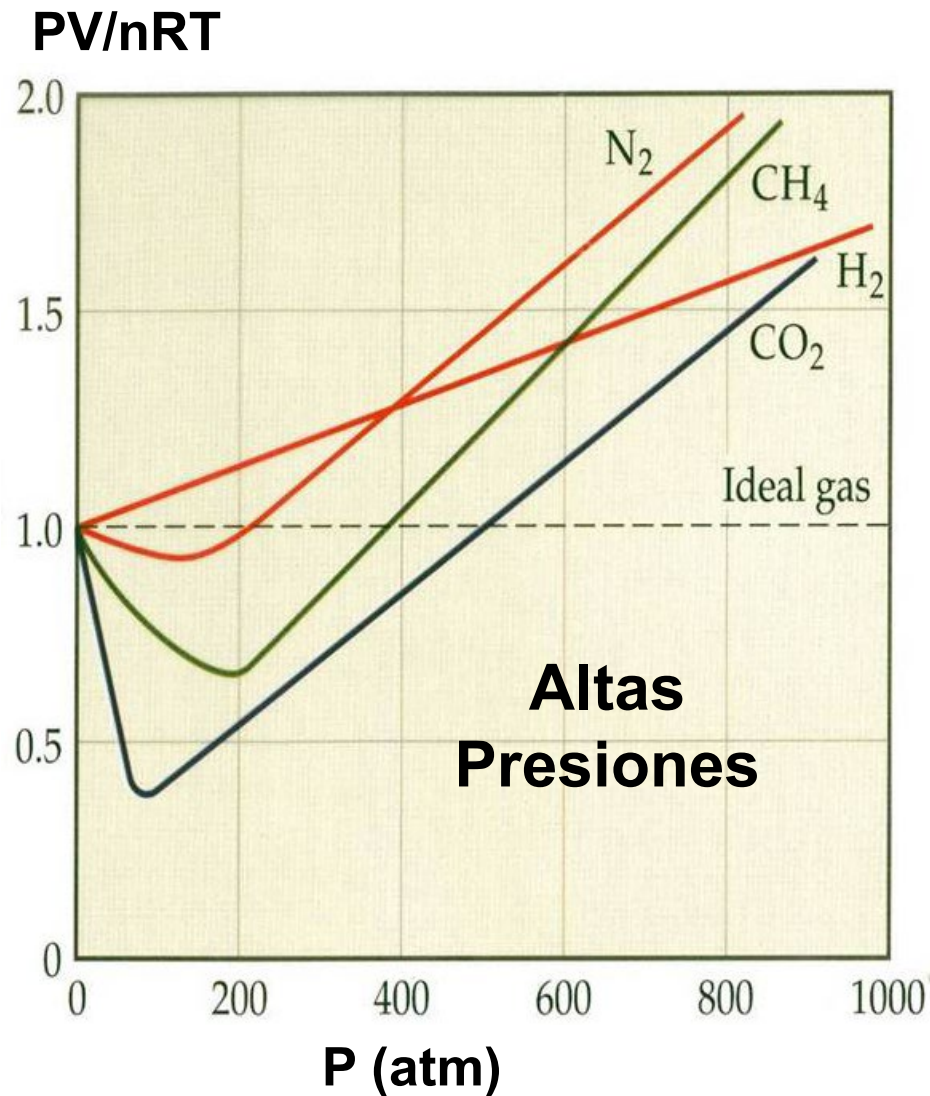
Comprensible

Fluye fácilmente

Difusión rápida

GASES REALES: DESVIACIÓN DEL COMPORTAMIENTO IDEAL: Efecto de la Presión sobre el FACTOR de COMPRESIBILIDAD

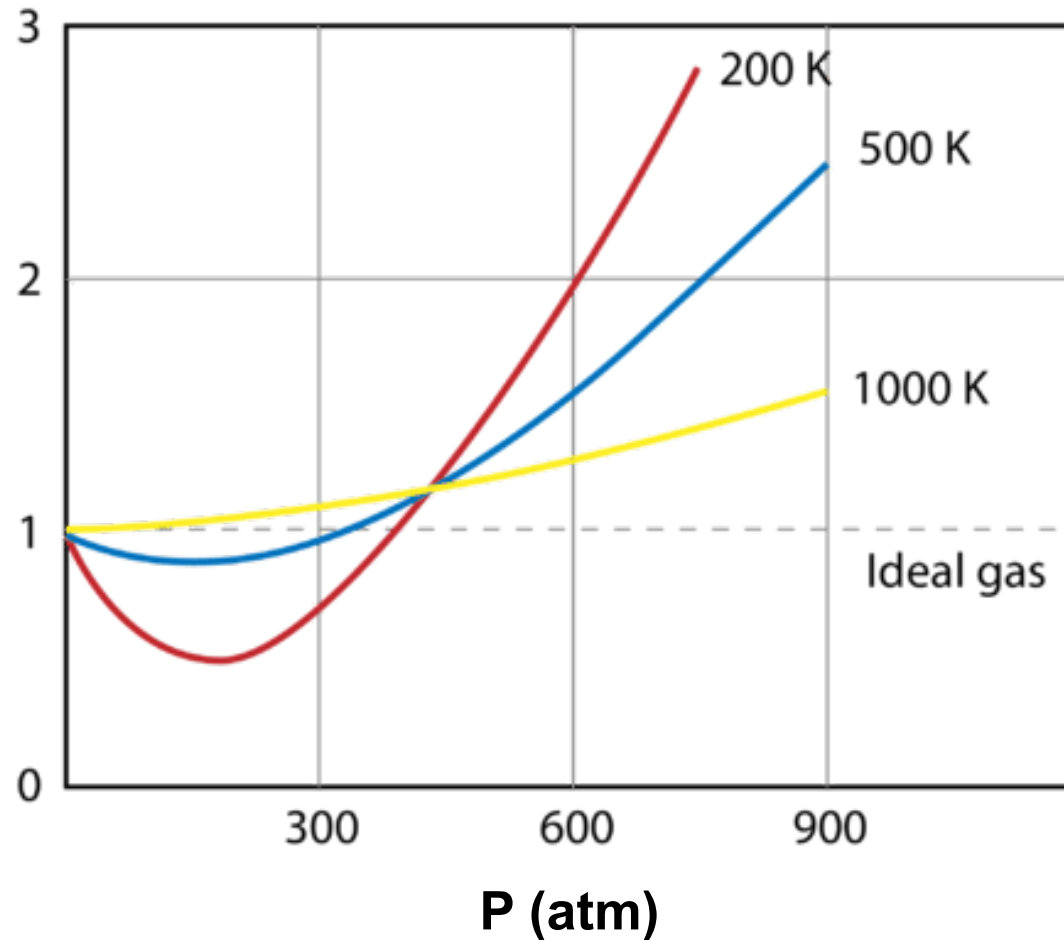
IDEAL: Efecto de la Presión sobre el FACTOR de COMPRESIBILIDAD



GASES REALES: DESVIACIÓN DEL COMPORTAMIENTO IDEAL

IDEAL: Efecto de la Temperatura sobre el FACTOR de COMPRESIBILIDAD

PV/nRT

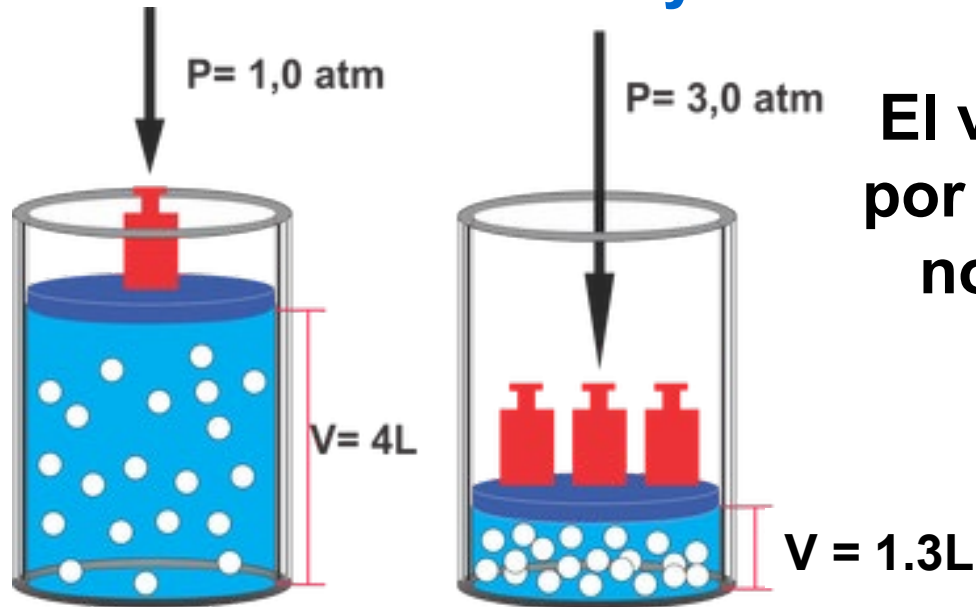


A altas T y bajas P los gases reales se comportan como gases ideales.

A altas P y bajas T se desvían del comportamiento ideal debido a interacciones intermoleculares de Van der Waals

GASES REALES

Volumen real y atracciones intermoleculares

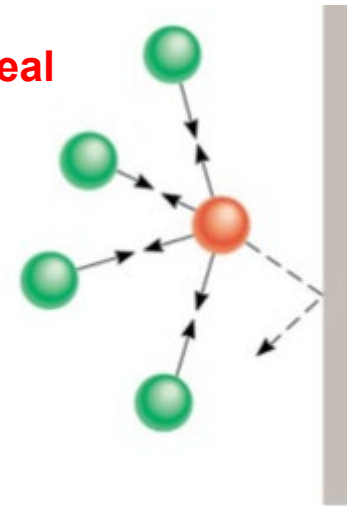


El volumen EFECTIVO ocupado por las moléculas de gas es más notable a mayores presiones

$$V_{\text{efectivo}} < V_{\text{recipiente}}$$

$$P_{\text{medida}} < P_{\text{ideal}}$$

La atracción ejercida por las otras moléculas del gas reducen la P sobre la superficie del recipiente



Ecuación de Van der Waals

Esta ecuación corrige la ecuación general de los gases tomando en cuenta las fuerzas de atracción interparticulares y el volumen molecular y describe mejor el comportamiento de los gases a altas presiones y bajas temperaturas

Presión medida

Volumen del recipiente

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

Corrección por fuerzas de atracción intermolecular

Corrección por volumen Molecular

La magnitud de a refleja la fuerza con que las moléculas del gas se atraen entre sí

b = medida del volumen ocupado por un mol de moléculas del gas y tiene unidades de L/mol

Constantes de Van der Waals

Gas	Fórmula	a L² atm mol⁻²	b L mol⁻¹
Helio	He	0,03412	0,02370
Hidrógeno	H ₂	0,2444	0,02661
Argón	Ar	1,345	0,03219
Nitrógeno	N ₂	1,390	0,03913
Amoníaco	NH ₃	4,170	0,03707
Xenón	Xe	4,194	0,05105
Agua	H ₂ O	5,464	0,03049
Cloro	Cl ₂	6,493	0,05622

EJERCICIO DE APLICACIÓN

120.00 kg de $N_2(g)$ se almacenan en un cilindro metálico de 1100.0 L a 280°C .

(a) Calcular la presión del gas suponiendo comportamiento ideal.

(b) Calcular la presión del gas según la ecuación de van der Waals.

$$n = \frac{120 \cancel{\text{kg}} \times 1000 \cancel{\text{g/kg}}}{28 \cancel{\text{g/mol}}} = 4285,7 \text{ mol}; \quad T = 280 + 273 = 553 \text{ K}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{4285,7 \cancel{\text{mol}}}{1100 \cancel{\text{L}}} \times 0,082 \frac{\cancel{\text{L atm}}}{\cancel{\text{mol K}}} \times 553 \cancel{\text{K}} = 176,7 \text{ atm}$$

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2} =$$

$$= \frac{(4285,7 \times 0,082 \times 553) \cancel{\text{L atm}}}{(1100 - 4285,7 \times 0,03913) \cancel{\text{L}}} - \frac{1,39 \cancel{\text{L}^2 \text{atm}} \times (4285,7)^2 \cancel{\text{mol}^2}}{1100^2 \cancel{\text{L}^2}}$$

$$= 208,45 - 21,1 = 187,35 \text{ atm}$$

FUERZAS INTERPARTICULARES

```
graph TD; A[FUERZAS INTERPARTICULARES] --> B[ION - DIPOLO]; A --> C[FUERZAS DE VAN DER WAALS]; A --> D[PUENTES DE HIDRÓGENO]; C --> E[DIPOLO - DIPOLO]; C --> F[DIPOLO- DIPOLO INDUCIDO]; C --> G[DISPERSIÓN DE LONDON];
```

ION - DIPOLO

FUERZAS DE
VAN DER WAALS

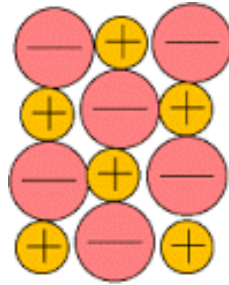
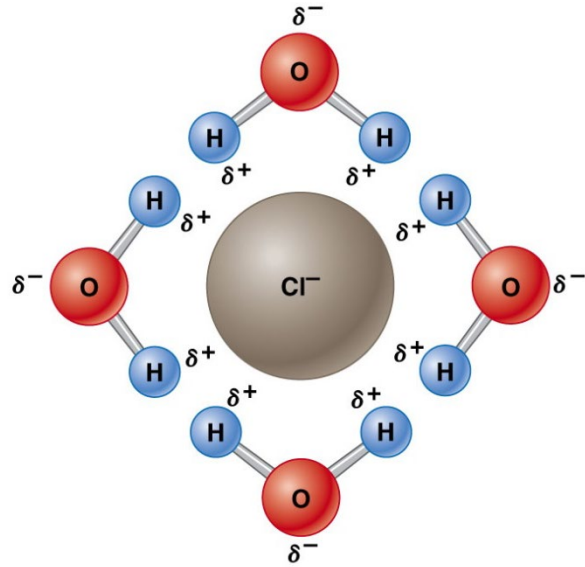
PUENTES DE
HIDRÓGENO

DIPOLO - DIPOLO

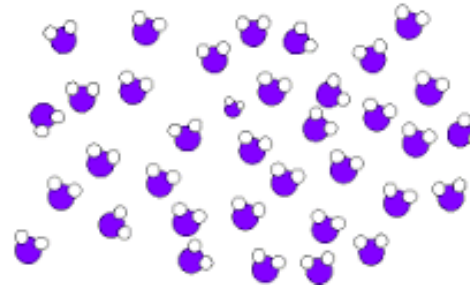
DIPOLO- DIPOLO
INDUCIDO

DISPERSIÓN DE
LONDON

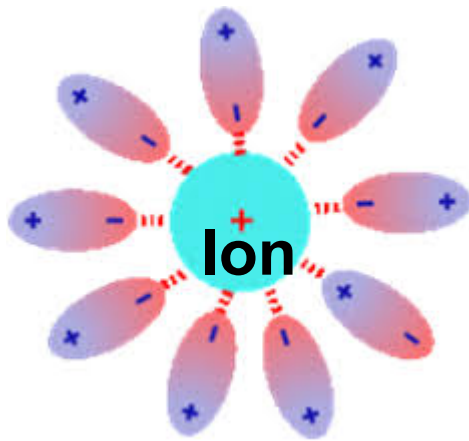
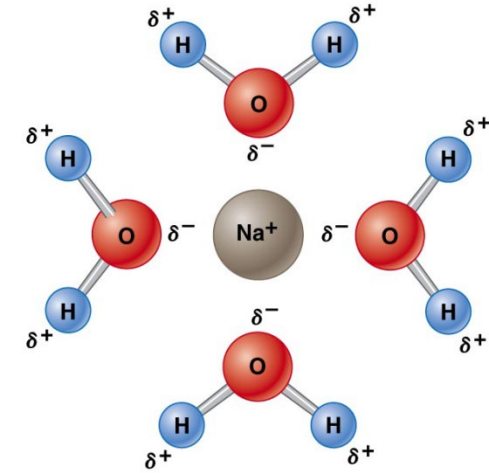
FUERZAS ION-DIPOLO



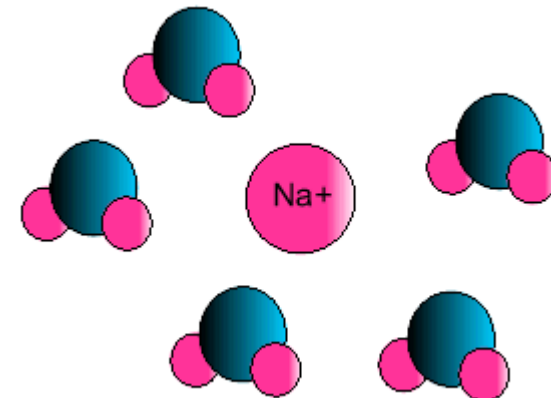
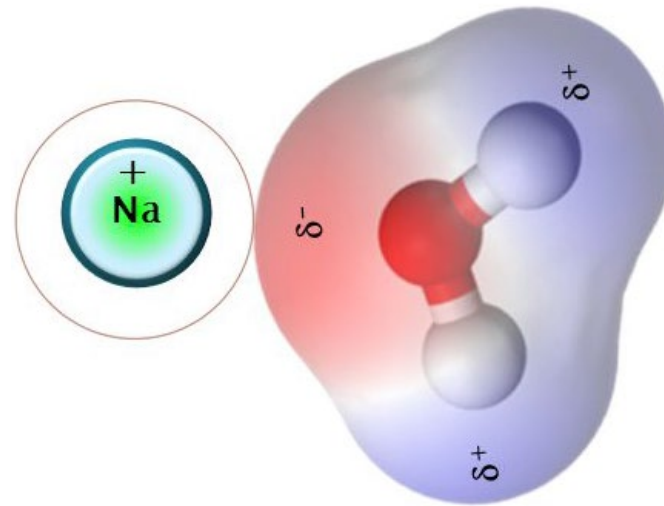
Sólido iónico



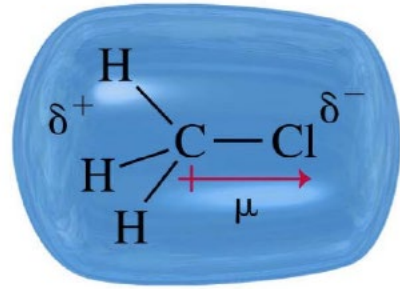
Solvente polar



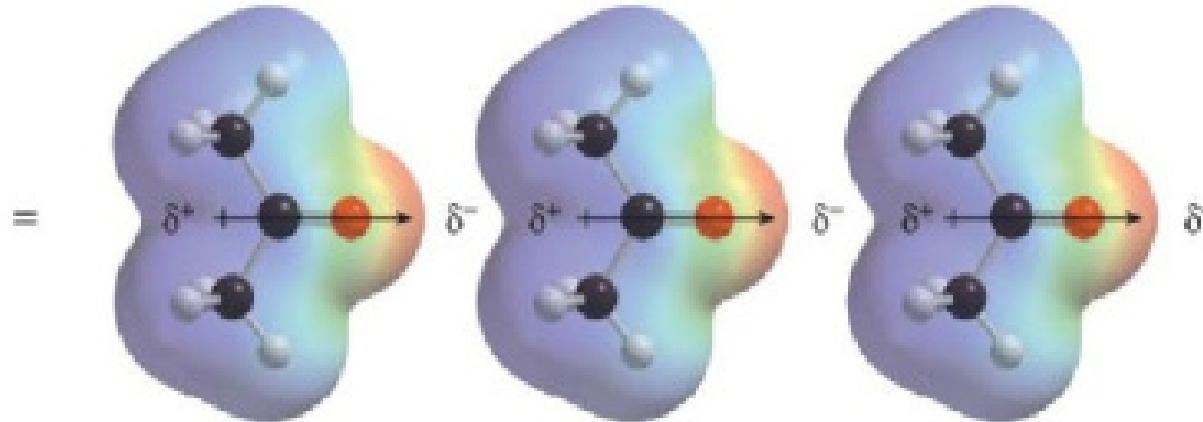
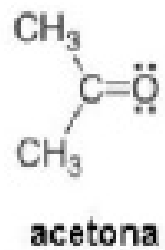
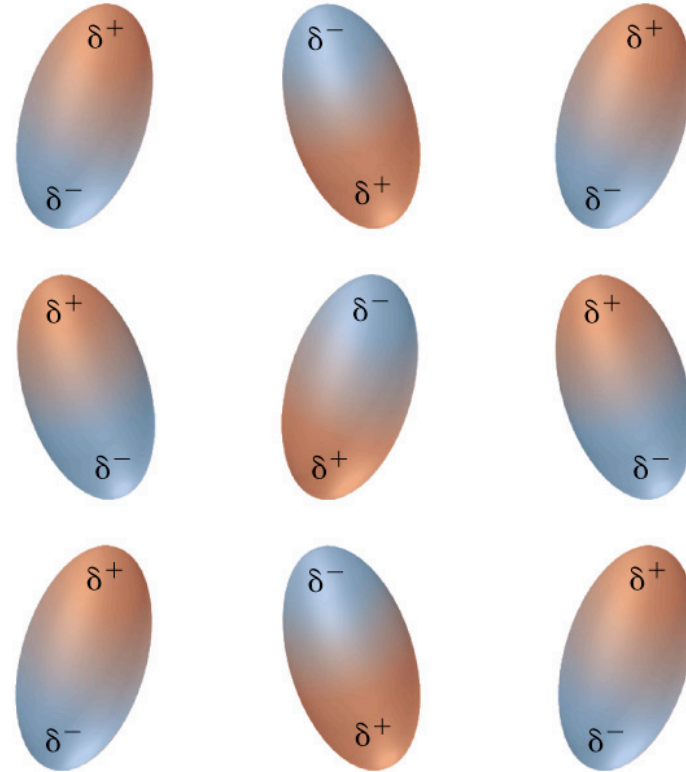
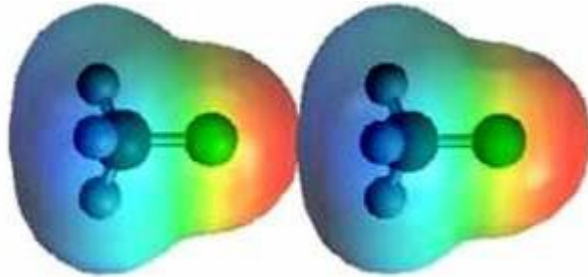
Molécula polar



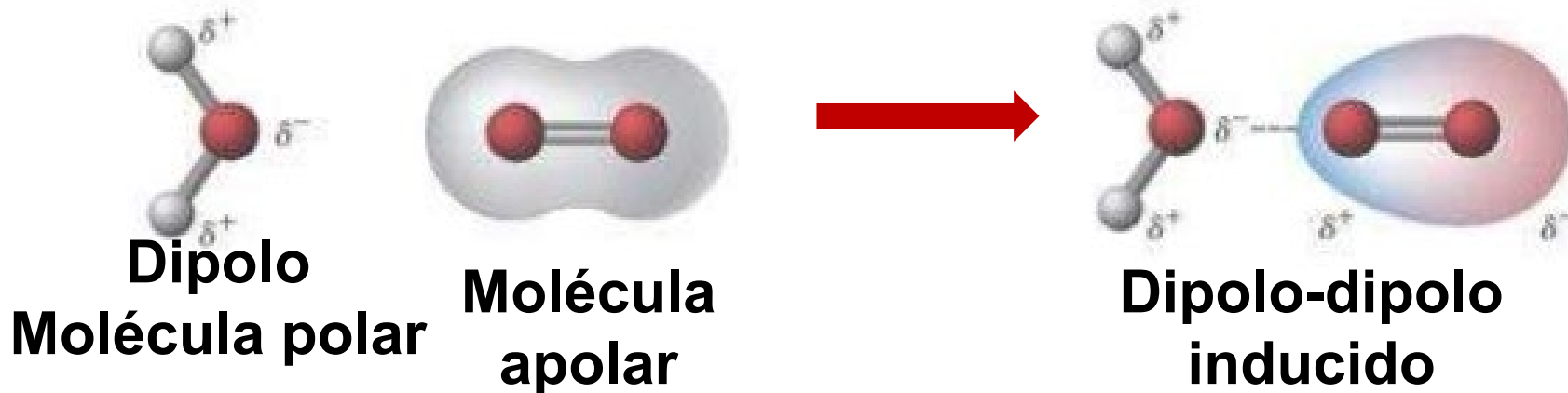
FUERZAS DIPOLO-DIPOLO



**molécula
polar**

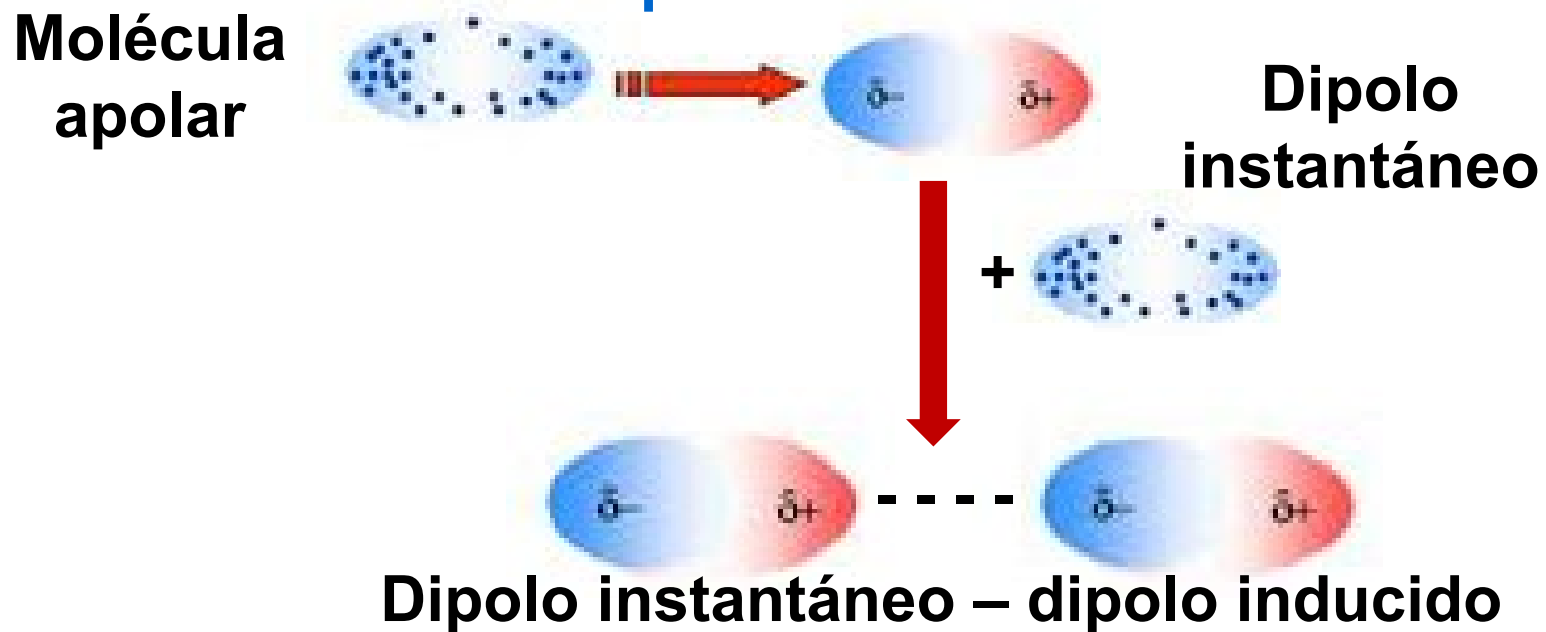


FUERZAS DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO



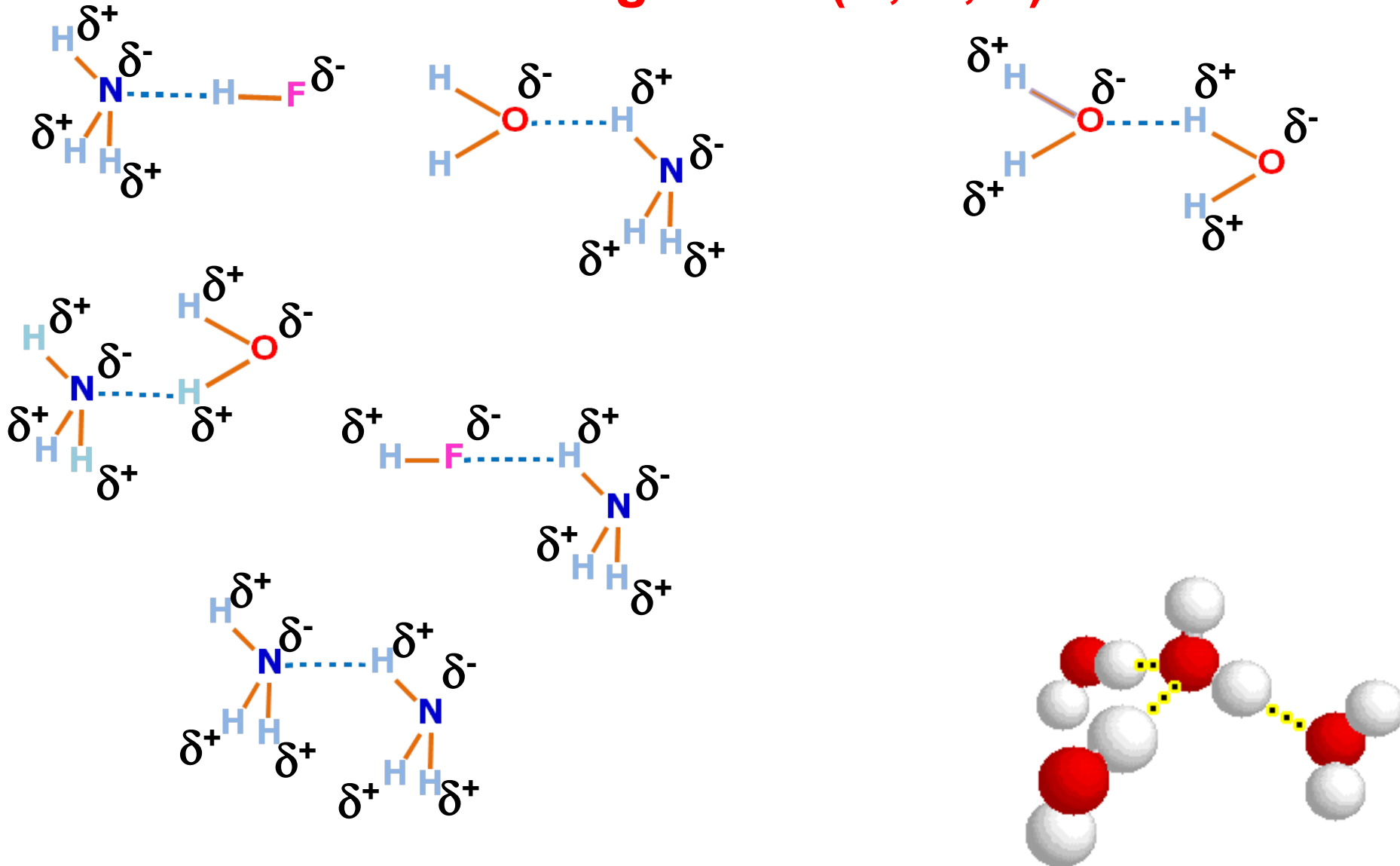
FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

Aumentan con el tamaño: mayor tamaño, mayor polarizabilidad

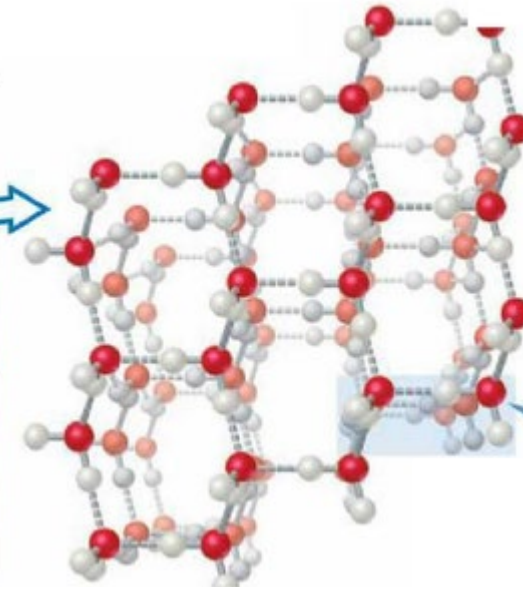
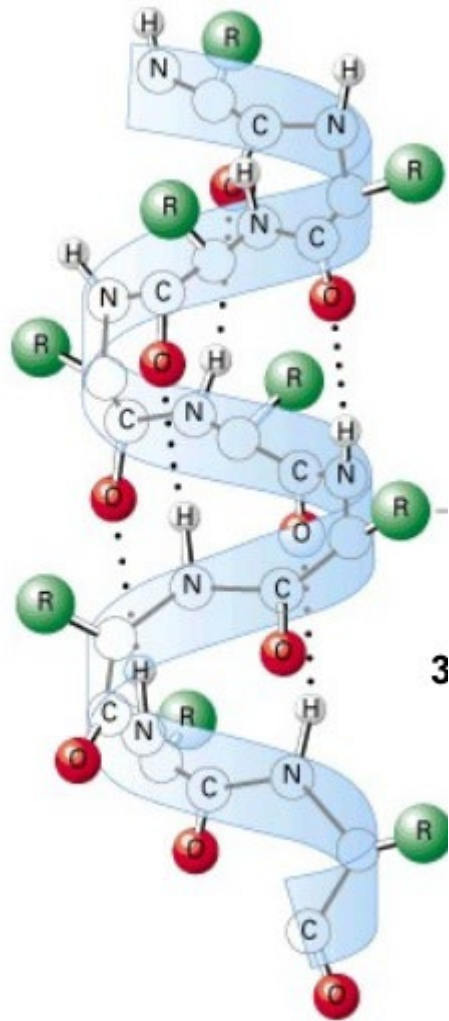


PUENTE DE HIDRÓGENO

Entre moléculas dipolares con H y átomo muy electronegativos (N, O, F)



PUENTE DE HIDRÓGENO estabiliza la estructura de las proteínas y baja la densidad del hielo respecto al agua líquida

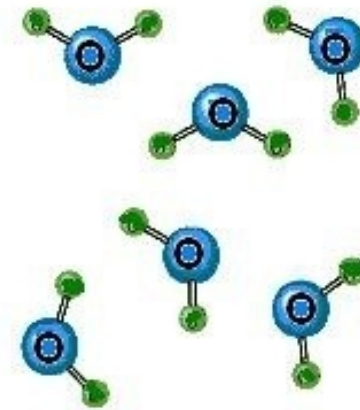
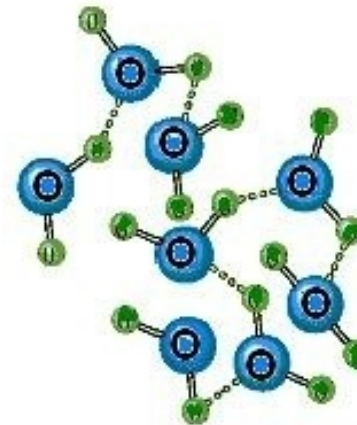
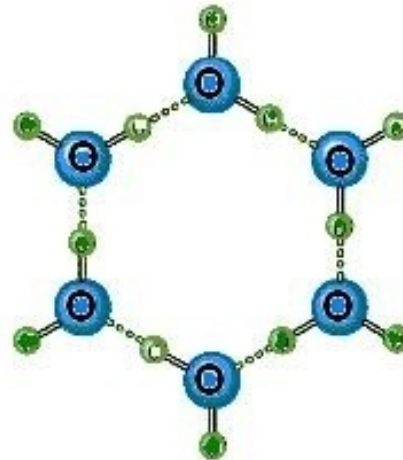


ESTADOS DEL AGUA

SÓLIDO

LÍQUIDO

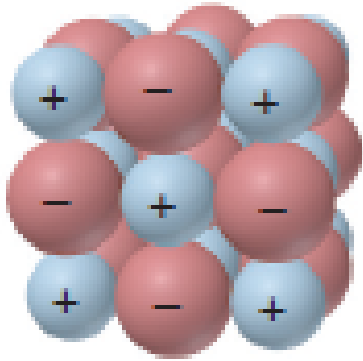
GASEOSO



ENERGÍAS DE ENLACE E INTERMOLECULARES

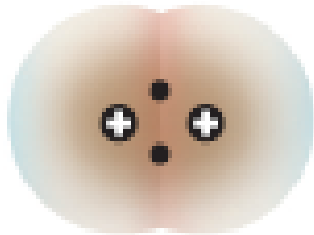
Enlace iónico

400-4000 kJ/mol



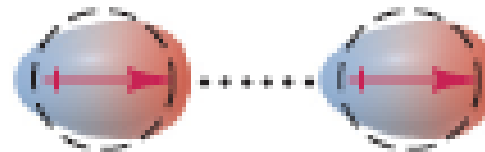
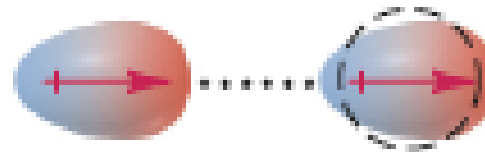
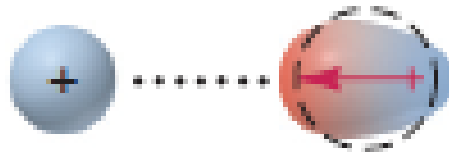
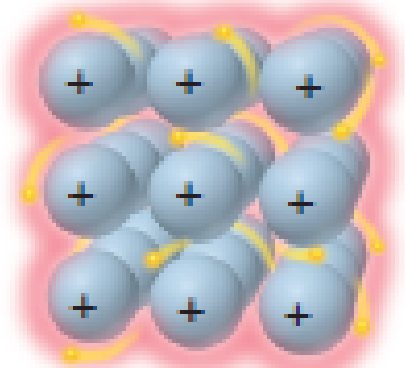
Enlace covalente

150-1100 kJ/mol



Enlace metálico

75-1000 kJ/mol



Ion-dipolo

40-600 kJ/mol

Puente de H

10-40 kJ/mol

Dipolo-dipolo

5-25 kJ/mol

Ion-dipolo inducido

3-15 kJ/mol

Dipolo-dipolo inducido

2-10 kJ/mol

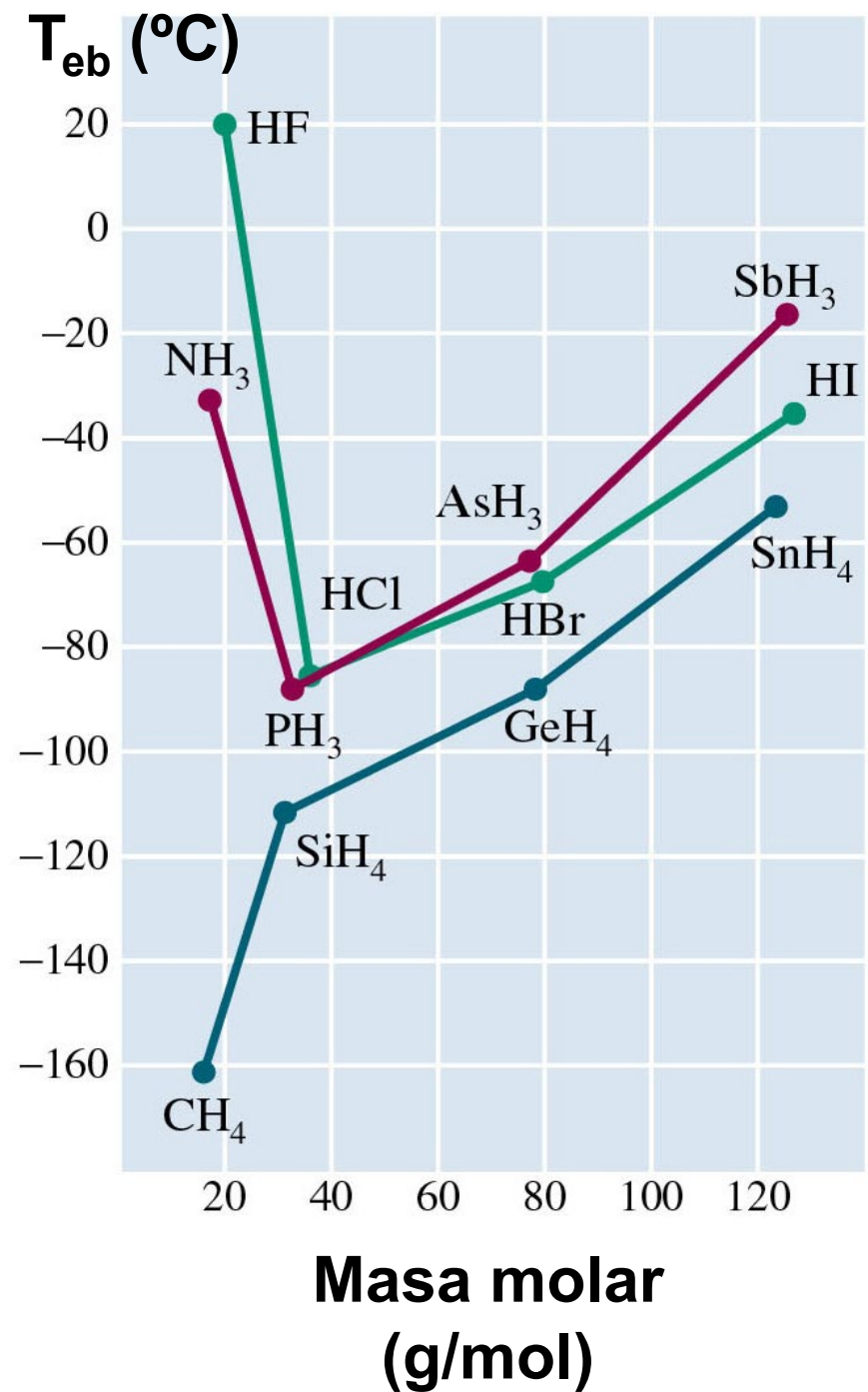
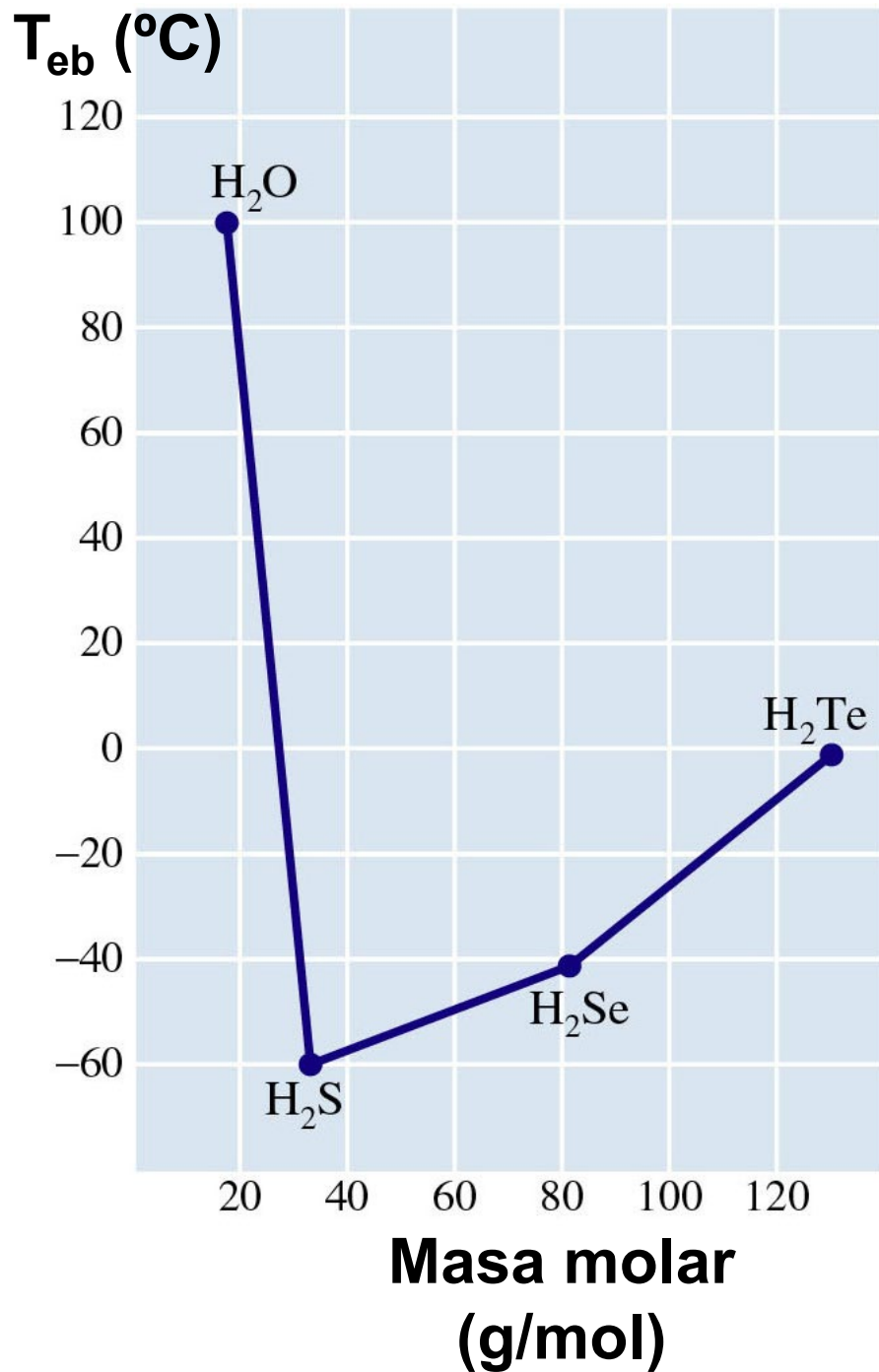
Dispersión (London)

Dipolo instantáneo-

dipolo inducido

0,05-40 kJ/mol

SUSTANCIA	MASA MOLAR	μ (D)	PUNTO EBULLICIÓN (K)
Propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0,1	231
Acetaldehído, CH_3CHO	44	2,7	294
Acetonitrilo, CH_3CN	41	3,9	355
CH_3F	34	1,81	195
CH_3OH	32	1,7	338
F_2	38	0	85,1
Cl_2	71	0	238,6
Br_2	160	0	332
I_2	254	0	457,6
He	4	-	4,6
Ne	20	-	27,3
Ar	40	-	87,5
Kr	84	-	120,9



**En moléculas polares con MM similares,
el punto de ebullición aumenta con el
aumento en el momento dipolar**

**Las moléculas más voluminosas (de
mayor MM) son más polarizables,
presentan fuerzas de London más
intensas y tienen puntos de ebullición
más altos**

**El puente de H aumenta el punto de
ebullición de las sustancias por encima
del esperado teniendo en cuenta
interacciones dipolo-dipolo y London**

Qué tipos de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares:

- a) HBr y H₂S
- b) Cl₂ y CBr₄
- c) I₂ y NO₃⁻
- d) NH₃ y C₆H₆

Señale el (los) tipo(s) de fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas (o unidades básicas) en cada una de las siguientes especies:

- a) LiF
- b) CH₄
- c) SO₂

De las siguientes especies:



- a) Cuál presentará mayores fuerzas de dispersión intermoleculares?**
- b) Cuál tendrá mayores fuerzas de atracción dipolo-dipolo?**

Ordene las siguientes sustancias por su punto de ebullición creciente:



Propiedades de los líquidos

DIFUSIÓN

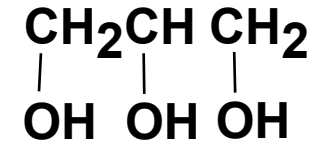
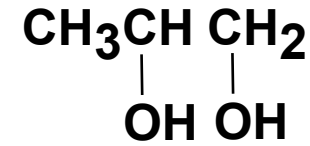
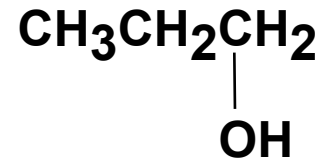
Tiene lugar tanto en líquidos como en gases. Es la mezcla espontánea del material como resultado del movimiento aleatorio de las moléculas.





VISCOSIDAD

Resistencia al flujo



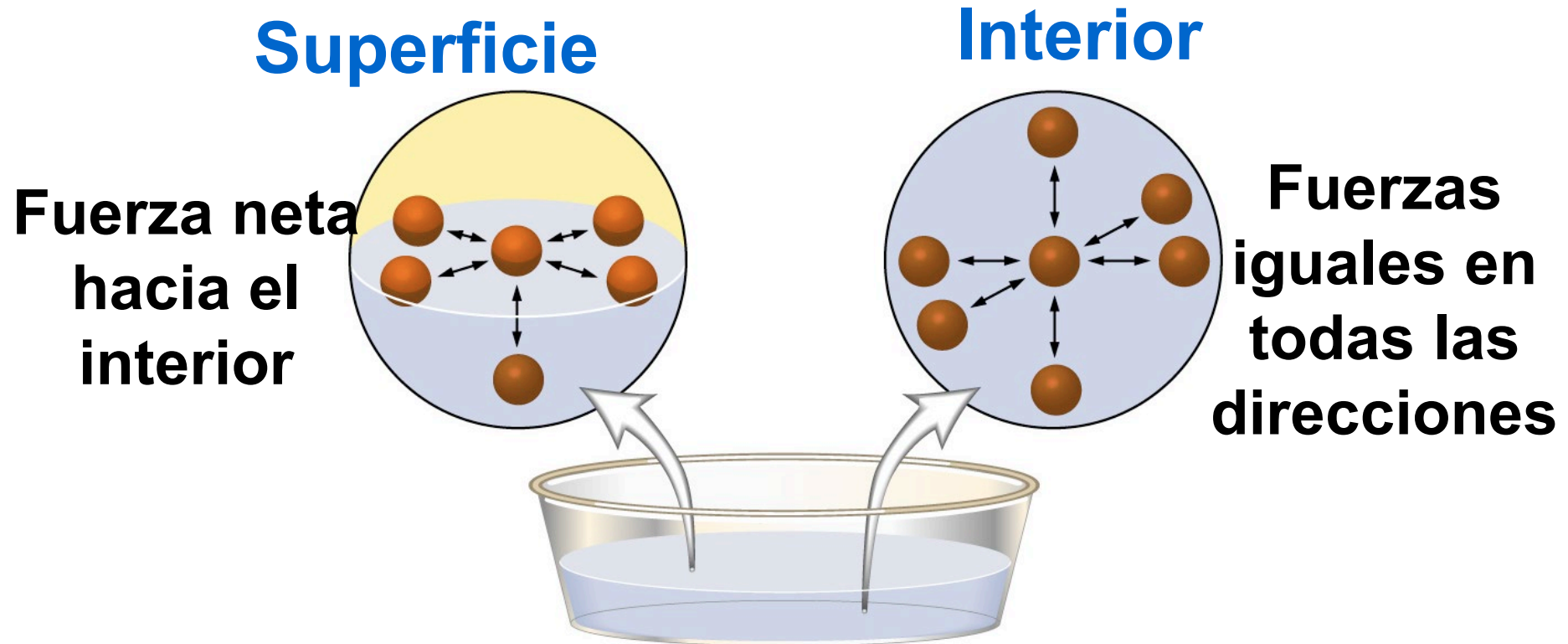
Aumento de viscosidad

Aumenta con el incremento de la atracción intermolecular.

También los líquidos compuestos por moléculas largas y flexibles pueden entrelazarse aumentando la viscosidad; ej el aceite de los motores.

La viscosidad de los líquidos disminuye con la temperatura

FUERZAS INTERPARTICULARES EN LA SUPERFICIE Y EL INTERIOR DE LOS LÍQUIDOS



TENSIÓN SUPERFICIAL

No se hunden



TENSIÓN SUPERFICIAL

Es la energía requerida para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad de área

Agua

0,0729 J/m² a 20°C



Mercurio

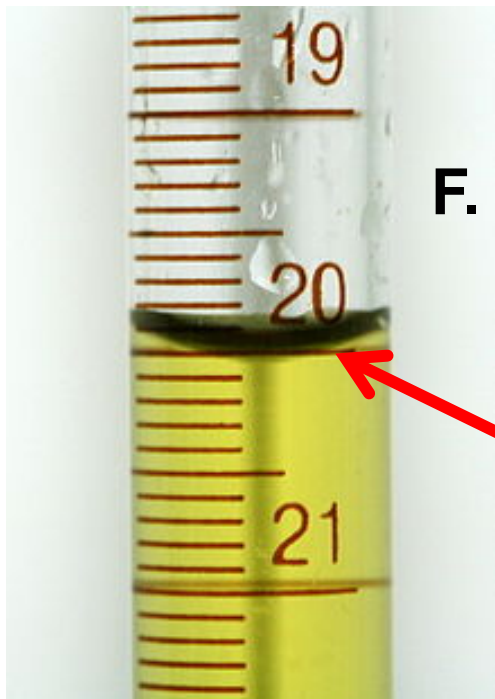
0,46 J/m² a 20°C



MENISCO

FUERZAS DE COHESIÓN: La atracción entre moléculas de una sustancia

FUERZAS ADHESIVAS: La Atracción entre moléculas de diferentes sustancias



Agua
F. de cohesión < adhesivas

Menisco
cóncavo



Mercurio
F. de cohesión > adhesivas

Menisco
convexo

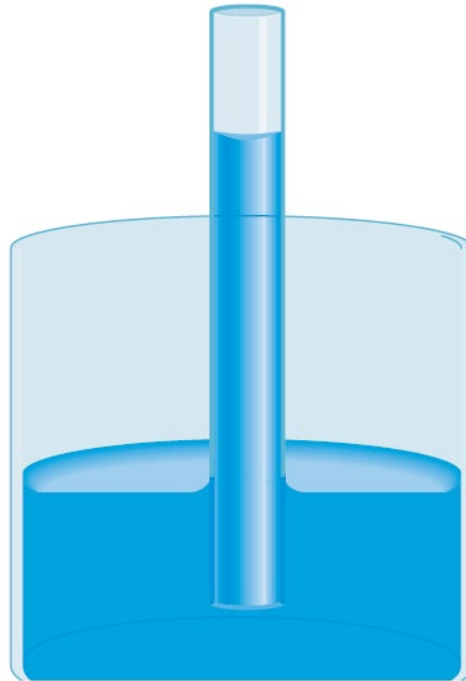
ACCIÓN CAPILAR

Es la competencia entre las fuerzas de cohesión y adhesivas hasta que se equilibren con la fuerza de gravedad

Agua

F. de cohesión <
adhesivas

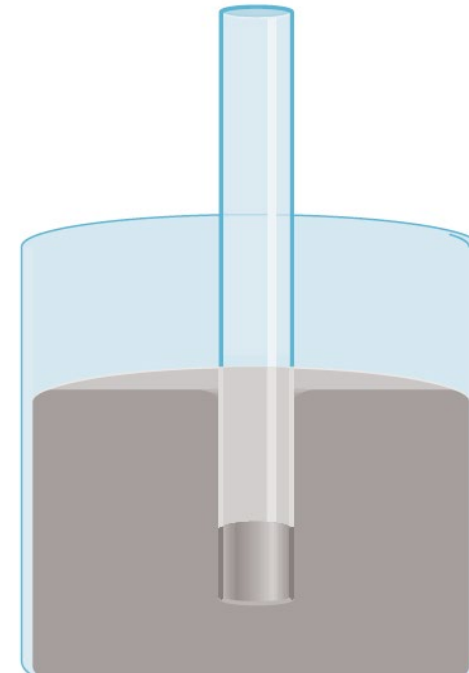
Ascenso capilar



Mercurio

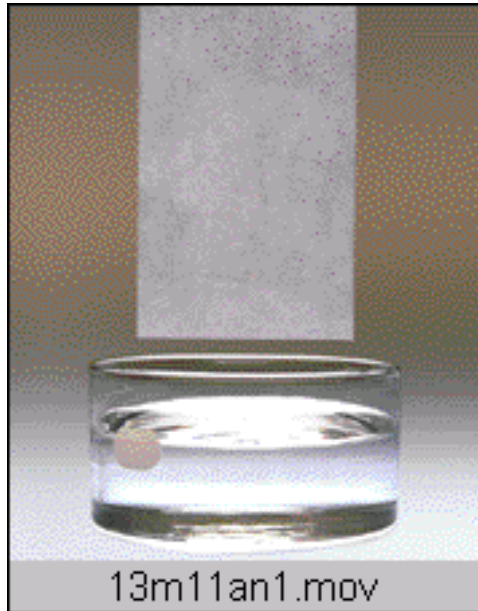
F. de cohesión >
adhesivas

Descenso capilar



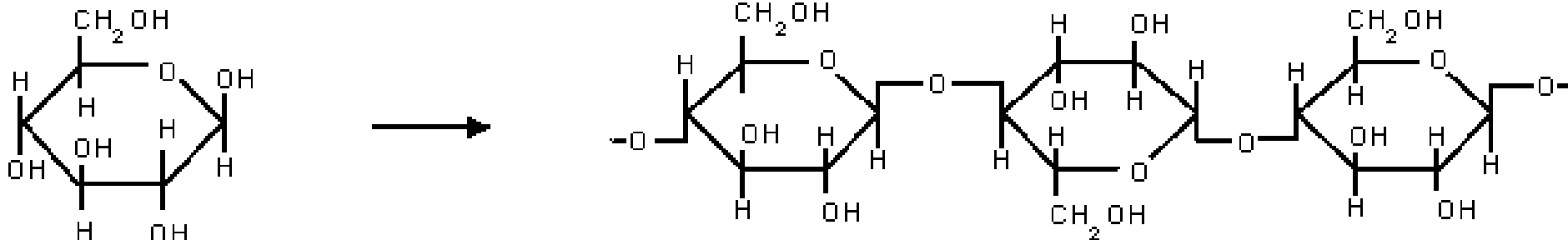
ACCIÓN CAPILAR

Es la competencia entre las fuerzas de cohesión y adhesivas hasta que se equilibren con la fuerza de gravedad



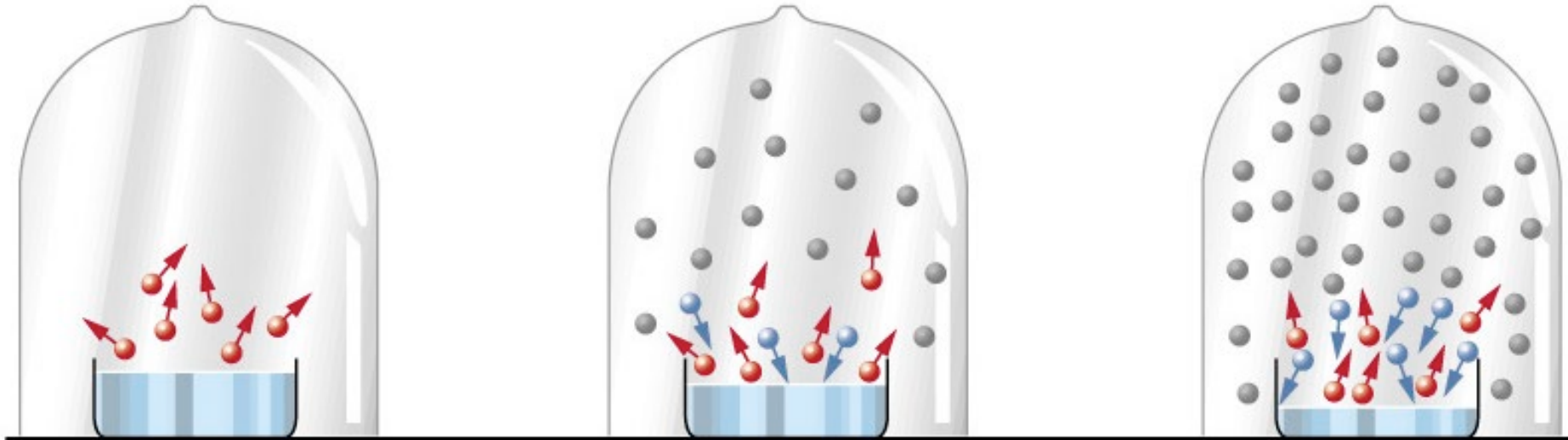
El movimiento ascendente del agua sobre un trozo de papel depende de los enlaces H entre H_2O y grupos OH de la celulosa en el papel

Celulosa



PRESIÓN DE VAPOR

La presión de vapor de un líquido es la presión ejercida por su vapor cuando los estados líquido y vapor están en equilibrio dinámico.



**Escape de
moléculas desde
la superficie del
líquido**

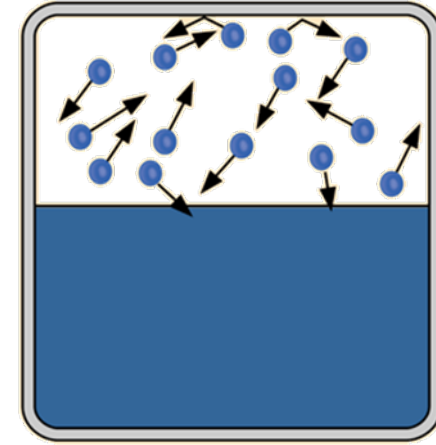
**Al aumentar el
número de
moléculas en
fase vapor,
comienzan a
volver al líquido**

**En el equilibrio,
la frecuencia con
que las
moléculas pasan
de una fase a
otra es la misma**

Presión de Vapor y punto de ebullición

presión de vapor (Equilibrio)

La presión de un vapor en equilibrio con un líquido.



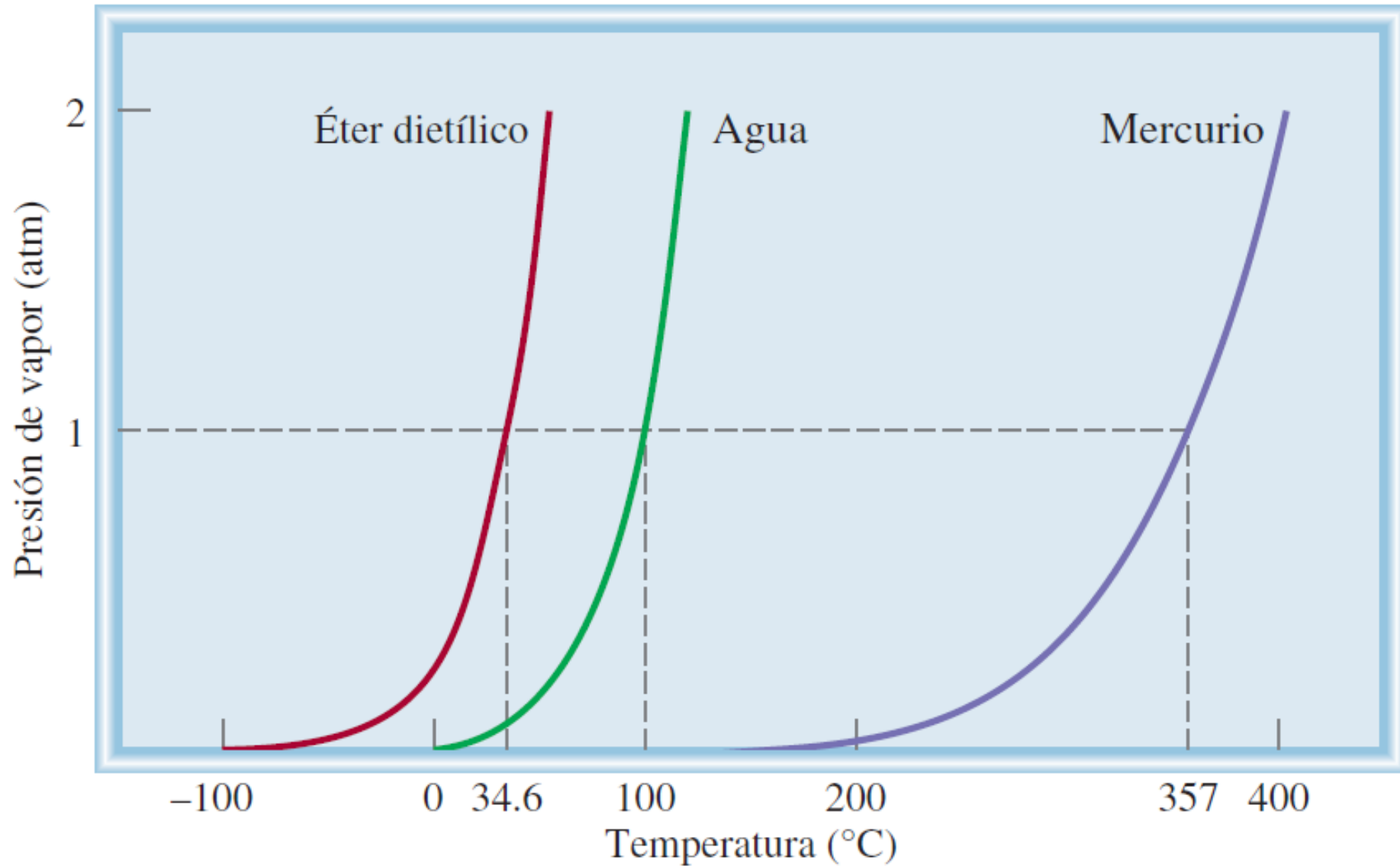
Depende de :

- Las fuerzas interparticulares en el líquido.
- temperatura.

Es independiente de:

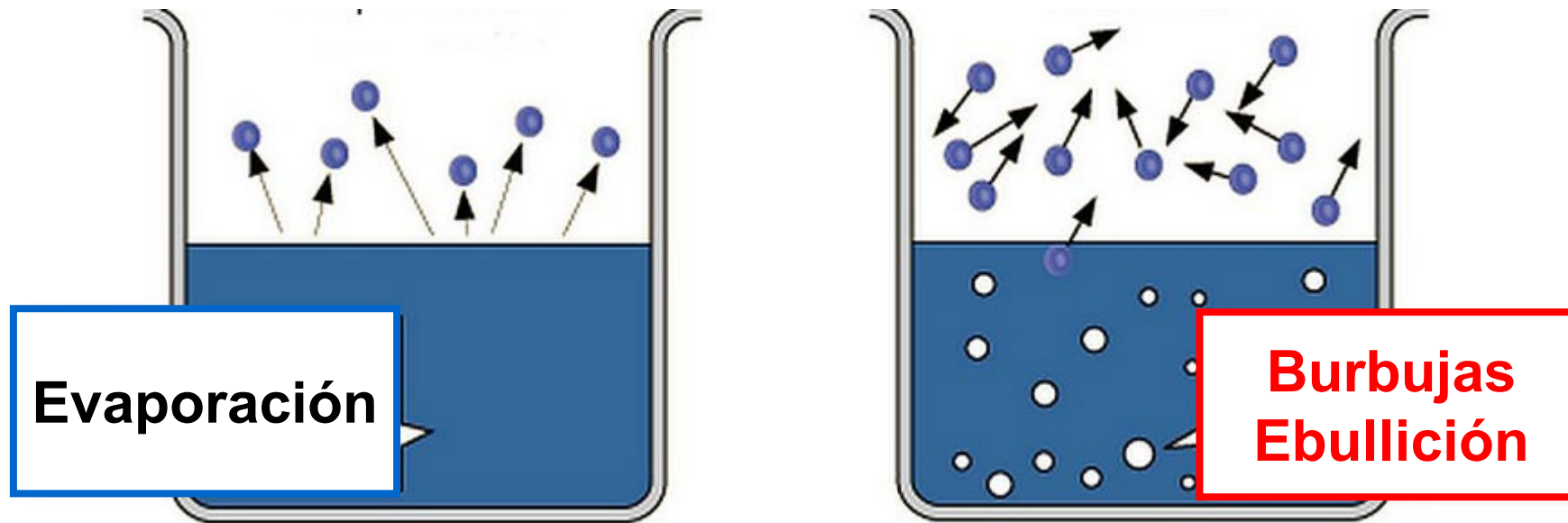
- El volumen del líquido o del vapor
- El área superficial del líquido.

Incremento de la presión de vapor con T

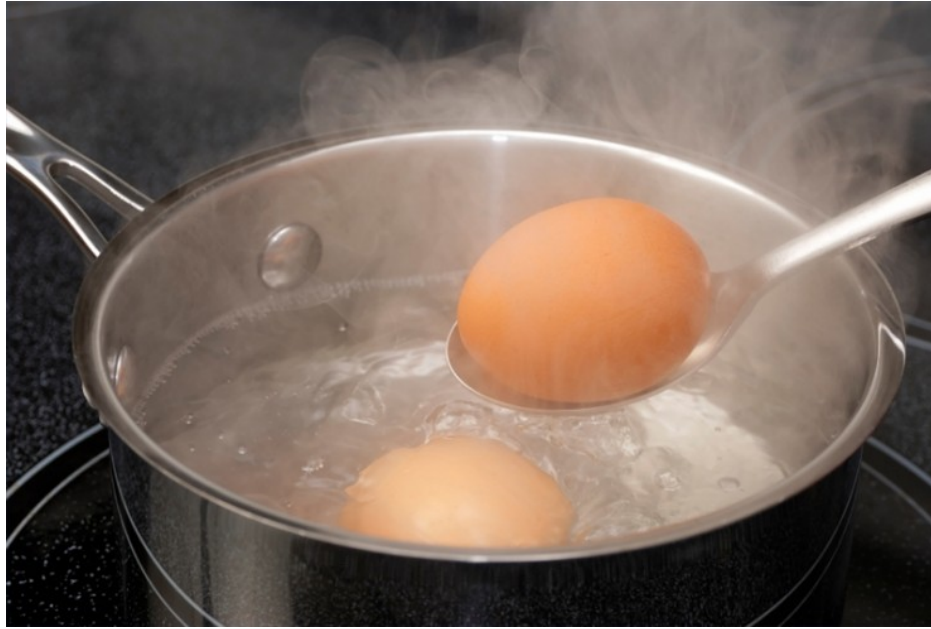


Los líquidos más **VOLÁTILES** (que se evaporan más fácilmente) tienen mayor presión de vapor (fuerzas interparticulares más débiles). La nafta es más volátil que el aceite de motor.

EI PUNTO DE EBULLICIÓN es la temperatura a la que la presión del vapor del líquido es igual a la presión externa. A 1 atm = **PUNTO NORMAL DE EBULLICIÓN**



Variación del punto de ebullición con la P externa



**En la cima de una montaña, la presión atmosférica es menor. Y la temperatura de ebullición del agua son menores.
Es más lento cocinar un huevo en la altura**



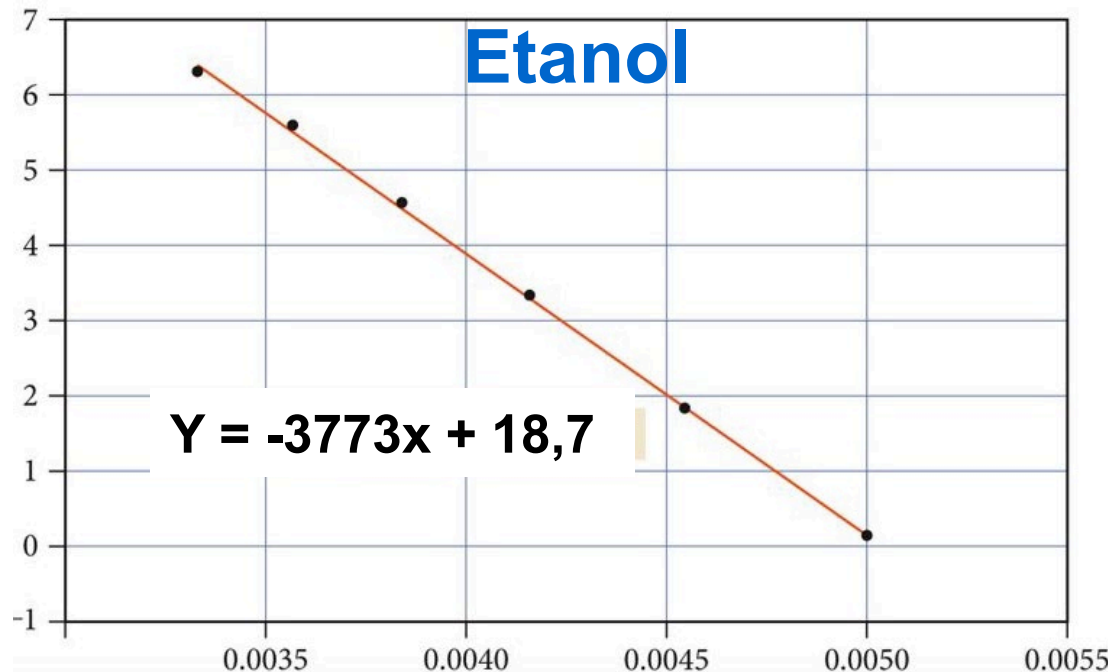
La presión en una olla a presión es aprox. 2 atm. Los alimentos se cocinan a mayor temperatura de ebullición (aprox. 120°C). La cocción es más rápida

ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON

Relación entre la presión de vapor de un líquido y la temperatura

$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

$\ln(P_v)$
(mbar)



Pendiente = $-\Delta H_{\text{vap}}/R$
 $\Delta H_{\text{vap}} = -\text{pendiente} \times R$
 $= -(-3773 \text{ K})(8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1})$
 $= 31,4 \text{ kJ/mol}$

$T^{-1} \text{ (K}^{-1}\text{)}$

ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON

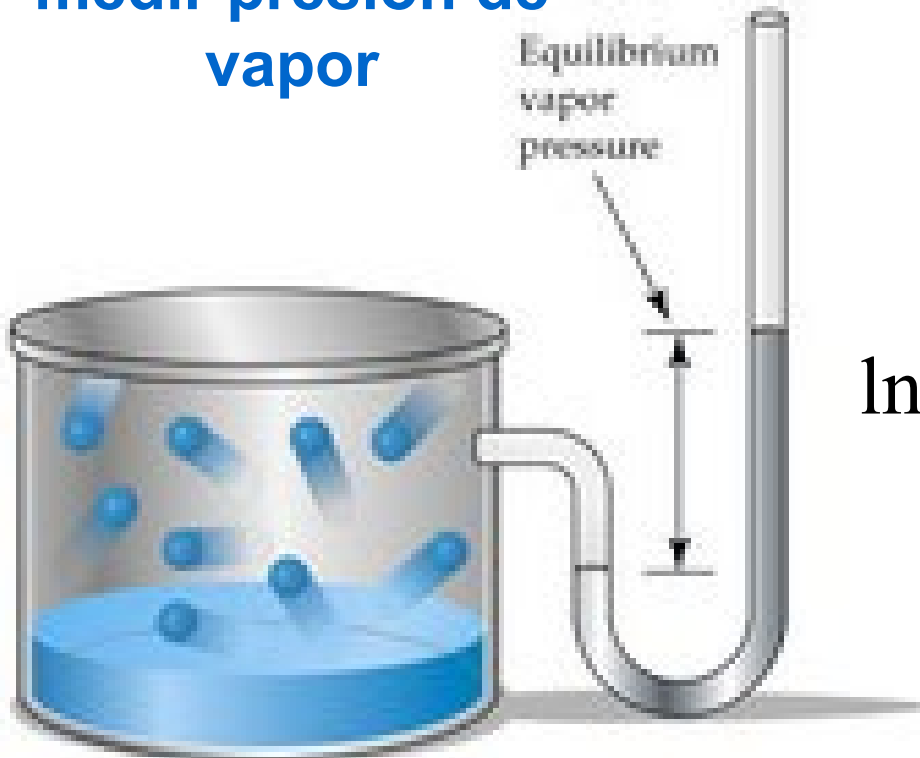
Estimación de la presión de vapor a otra temperatura cuando se conoce la entalpía de vaporización

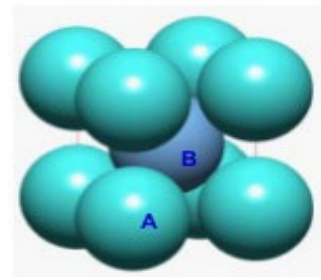
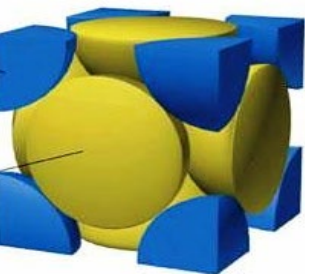
$$\ln P_1 = \frac{-\Delta H_{VAP}}{RT_1} + c$$

$$\ln P_2 = \frac{-\Delta H_{VAP}}{RT_2} + c$$

$$\ln P_1 - \ln P_2 = \frac{-\Delta H_{VAP}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right)$$

Aparato para medir presión de vapor





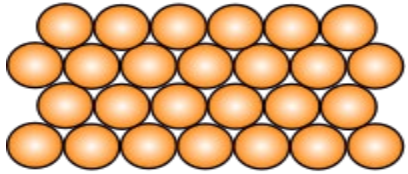
Estado Sólido

CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS SÓLIDOS

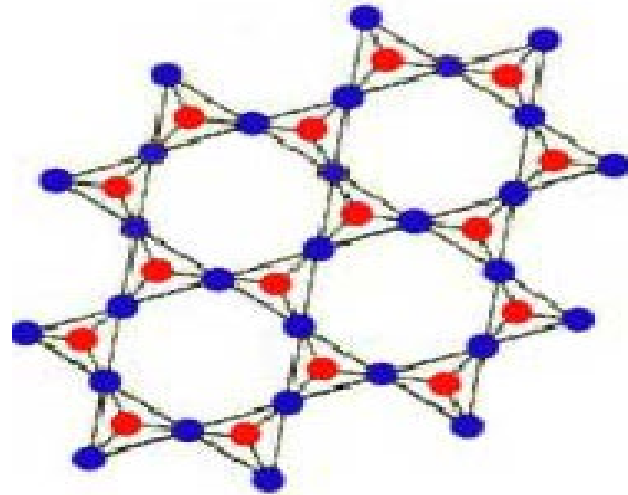
- ✓ Es el estado de la materia más ordenado, por lo tanto su entropía es baja.
- ✓ Los átomos se encuentran en posiciones fijas, sin desplazamiento de partículas, sólo poseen movimiento vibracional.
- ✓ Pueden presentarse formando:
 - a) estructuras definidas altamente ordenadas: sólidos cristalinos, T_f determinadas o muy bien acotadas
 - b) estructuras no definidas: sólidos amorfos, rango de T_f más amplio.

SÓLIDOS CRISTALINOS

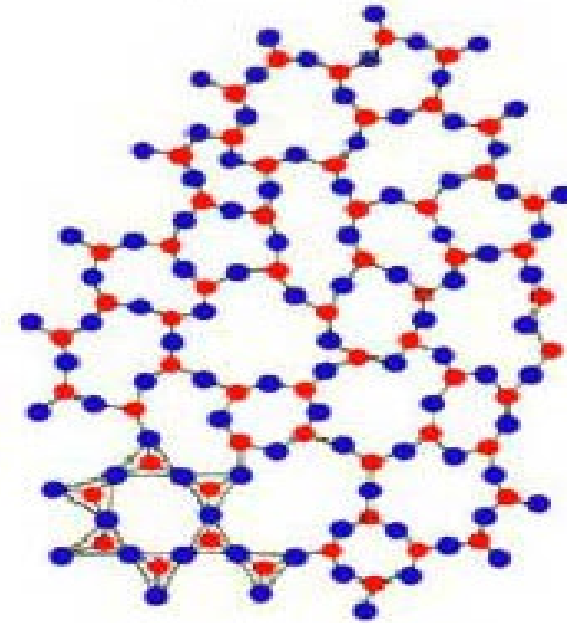
Estructuras altamente ordenadas, caracterizadas por su simetría, el desarrollo de caras planas con ángulos bien definidos y formas regulares como resultado del apilamiento ordenado de las partículas constitutivas.



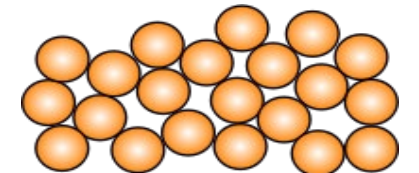
Cuarzo
SiO₂ cristalino



• Si • O



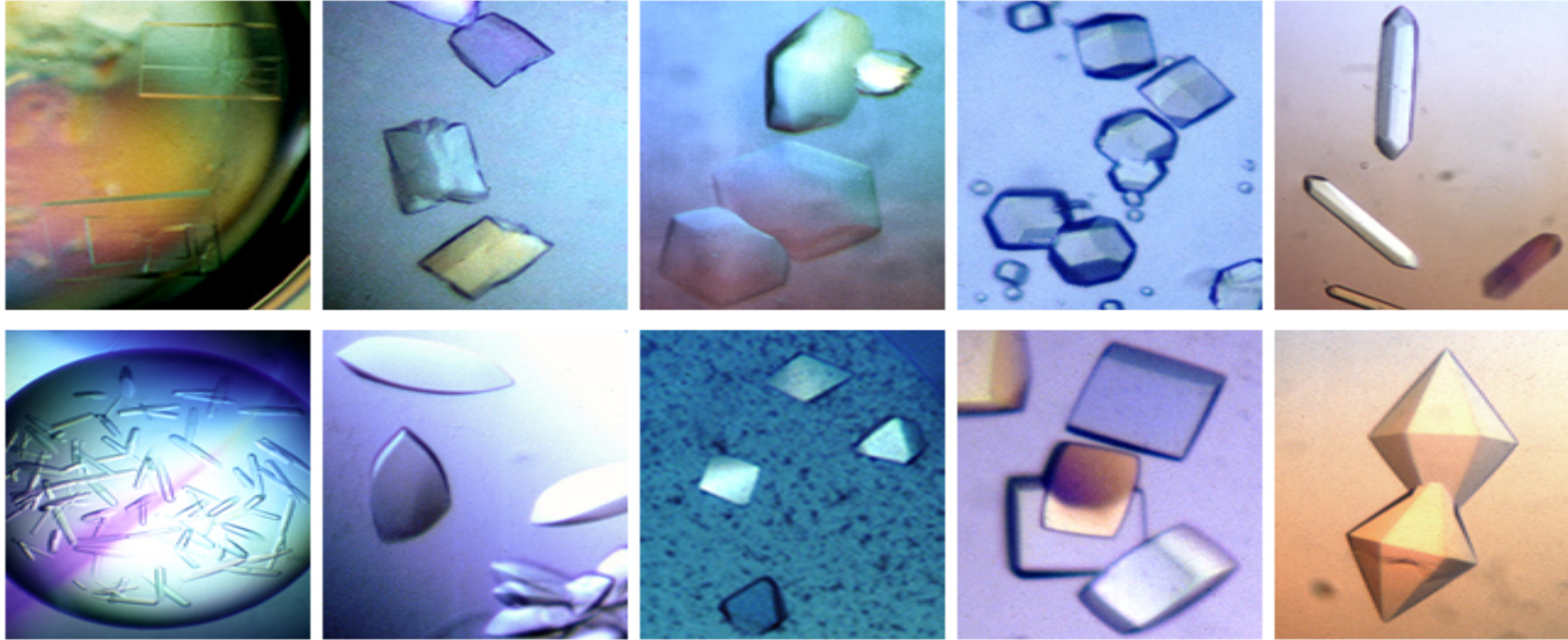
Vidrio
SiO₂ amorfo



SÓLIDOS AMORFOS

No tienen una estructura ordenada, ni caras ni formas definidas.
Generalmente constituidos por moléculas grandes y complejas

SÓLIDOS CRISTALINOS



SÓLIDOS AMORFOS



VIDRIO



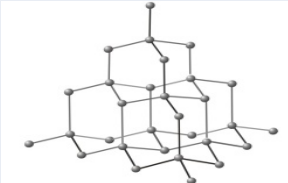
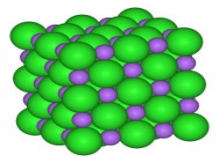

CAUCHO



ALQUITRÁN

PLÁSTICOS



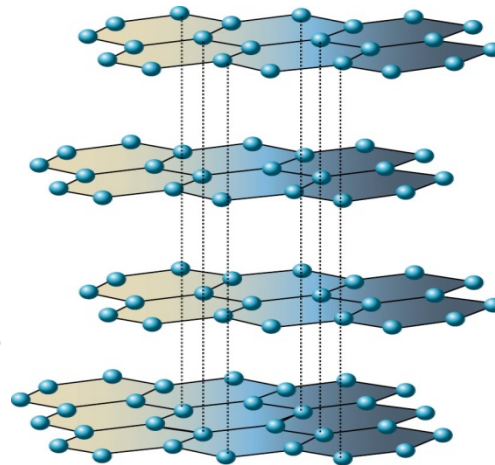
Tipo de solido	Partículas constitutivas	Fuerzas interparticulares	Propiedades	Ejemplos
MOLECULAR	Átomos o moléculas	Dispersión, dipolo-dipolo, ptes. de H	T _f baja a media Baja conductividad	Ar, CH ₄ , H ₂ O, sacarosa (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁), CO ₂
RED COVALENTE	Átomos enlazados (molécula gigante)	Enlace covalente 	Muy duros T _f muy alta Baja conductividad	C diamante, C grafito, cuarzo
IÓNICO	Cationes y aniones	Fuerzas electrostáticas (ion – ion)	Duros y quebradizos T _f alta Baja conductividad	Sales (NaCl, CaF ₂ , ZnS) 
METÁLICO	Átomos	Enlace metálico 	Blandos a duros T _f variable Excelente conductividad Dúctiles y maleables	Metales: Cu, Au, Fe, Al, Ni

PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS COVALENTES Y MOLECULARES

SÓLIDOS COVALENTES (redes covalentes):

- Los enlaces se dan a lo largo de todo el cristal.
- Gran dureza y T_f alto.
 - Son sólidos a T_{amb}
- Insolubles en todo tipo de disolvente.
 - Malos conductores
 - El grafito que forma estructura por capas lo hace más blando y semiconductor.

Grafito



SÓLIDOS MOLECULARES

- Están formados por moléculas aisladas.
- T_f y T_{eb} bajos (gases).
 - Son blandos.
- Solubles en disolventes no polares.
 - Malos conductores.
- Las sustancias polares son solubles en disolventes polares y tienen mayores T_f y T_{eb} .

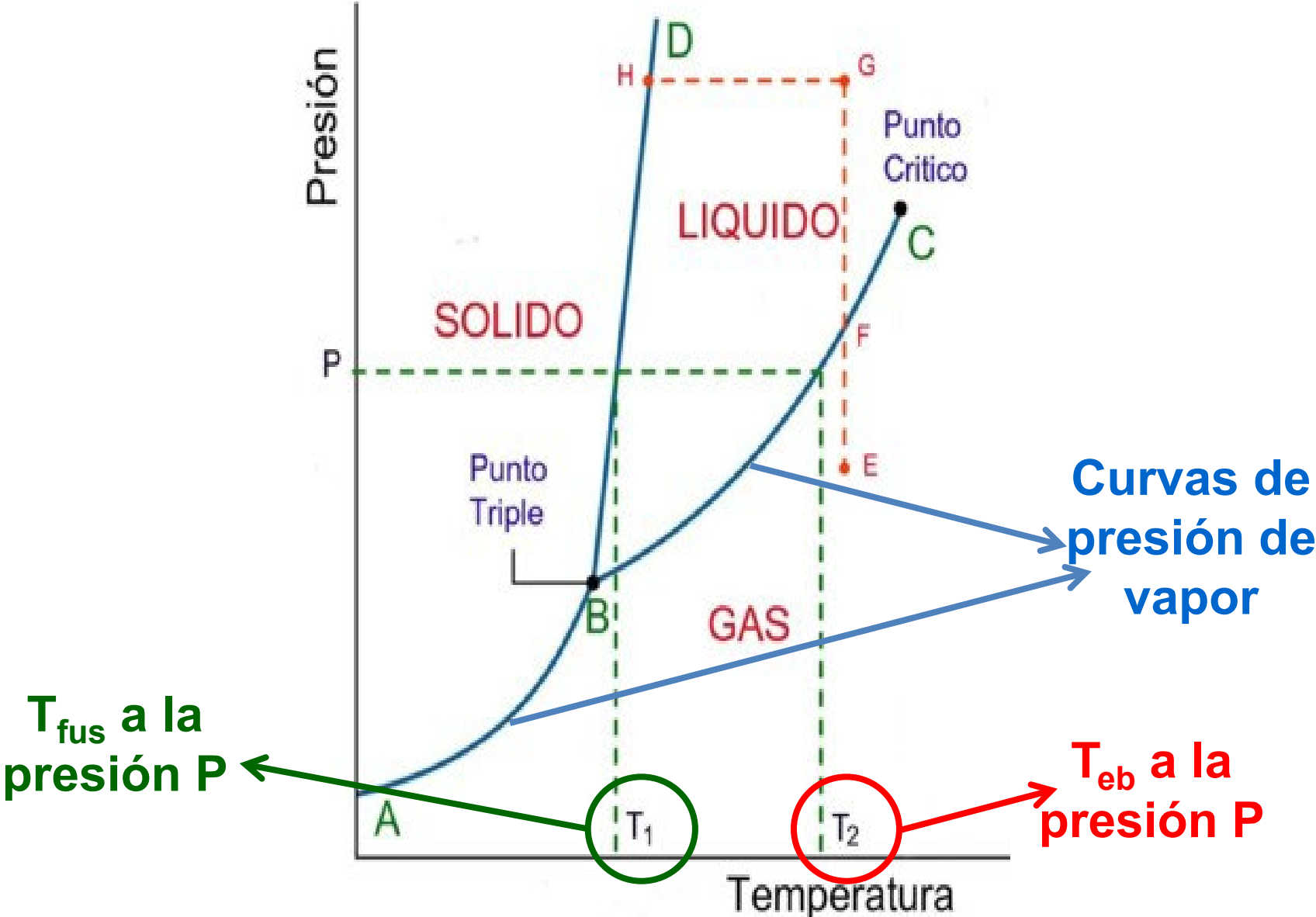
PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS IÓNICOS

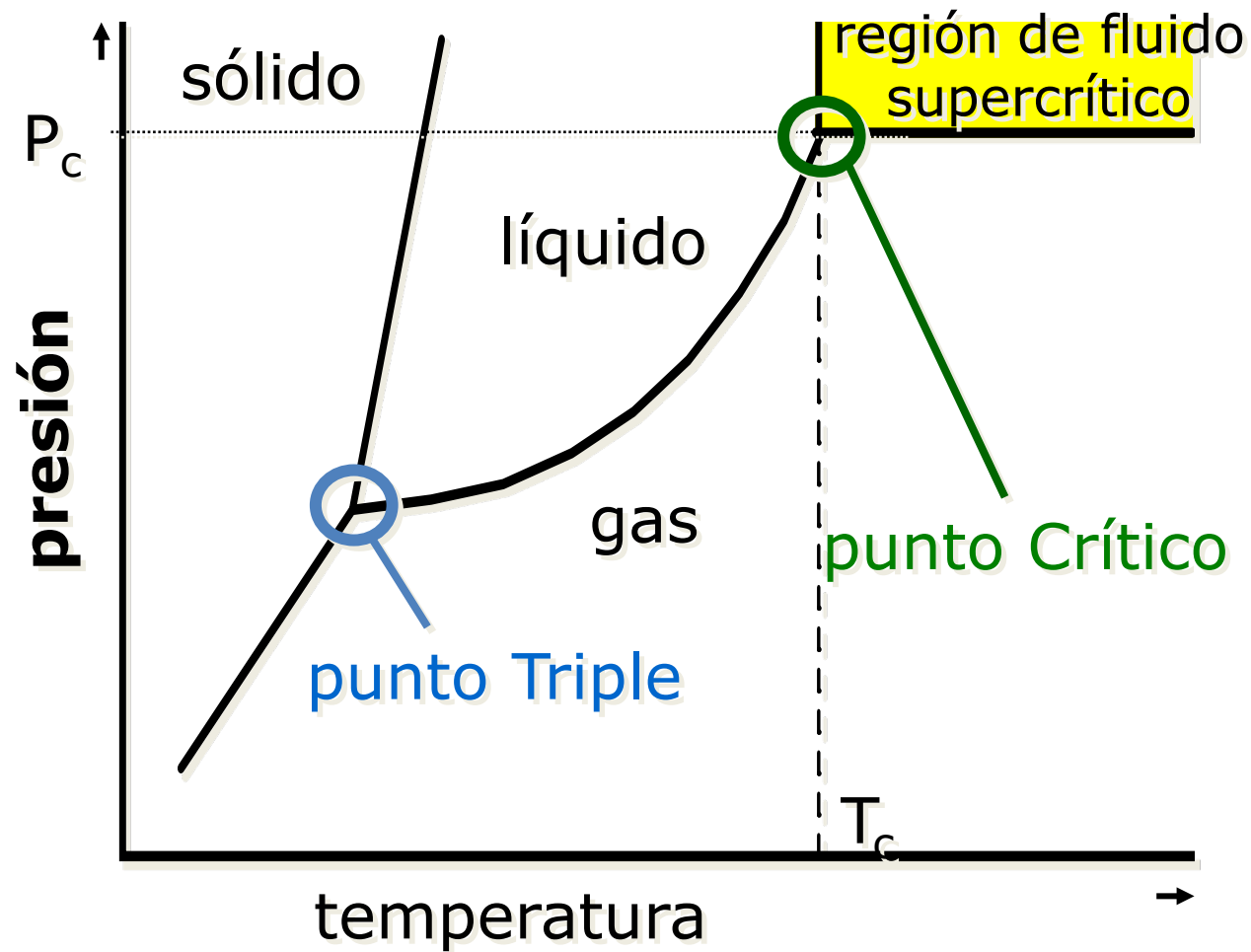
- Puntos de fusión elevados (tanto más cuanto mayor ΔH_{RED}) ya que para fundirlos es necesario romper la red cristalina tan estable de uniones electrostáticas entre iones de distinto signo. Son sólidos a temperatura ambiente.
- Gran dureza (por la misma razón)
- Solubilidad en disolventes polares (tanto más cuanto menor ΔH_{RED}) e insolubilidad en disolventes apolares
- Conductividad en estado disuelto o fundido. Sin embargo, en estado sólido no conducen la electricidad
- Son frágiles

PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS METÁLICOS

- **Son dúctiles y maleables debido a que no existen enlaces con una dirección determinada. Si se distorsiona la estructura los e^- vuelven a estabilizarla interponiéndose entre los cationes.**
- **Son buenos conductores debido a la deslocalización de los e^- . Si se aplica el modelo de bandas, puede suponerse que la banda vacía (de conducción está muy próxima a la banda en donde se encuentran los e^- de forma que con una mínima energía éstos saltan y se encuentran con una banda de conducción libre.**
- **Conducen el calor debido al contacto entre los átomos que hace que las vibraciones de unos se transmitan con facilidad a los próximos.**
- **Tienen, en general, altas T_f y T_{eb} dependiendo de la estructura de la red. La mayoría son sólidos.**
- **Tienen un brillo característico debido a la gran cantidad de niveles muy próximos de energía que hace que prácticamente absorban energía de cualquier " λ " que inmediatamente emiten (reflejo y brillo).**

DIAGRAMAS DE FASES



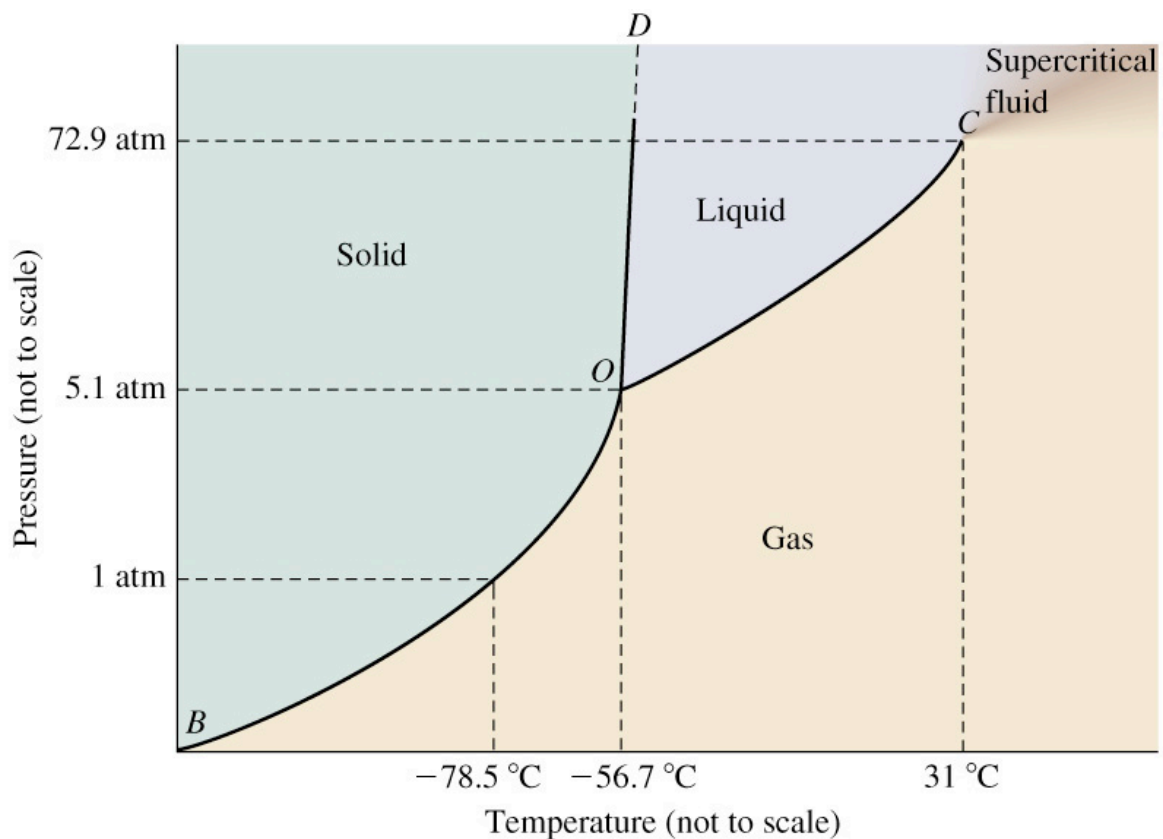


Punto Triple : punto en el cual las tres fases están en equilibrio (P y T fijos)

Punto crítico: final de la curva de presión de vapor. En este punto temperatura Crítica, T_c y presión Crítica, P_c

A temperaturas mayores que T_c , es imposible licuar un gas, independientemente de la presión que se aplique

DIAGRAMA DE FASES DEL CO₂



Curva pto. fusión:
Pendiente positiva

Como $P_{PT} > 1 \text{ atm}$

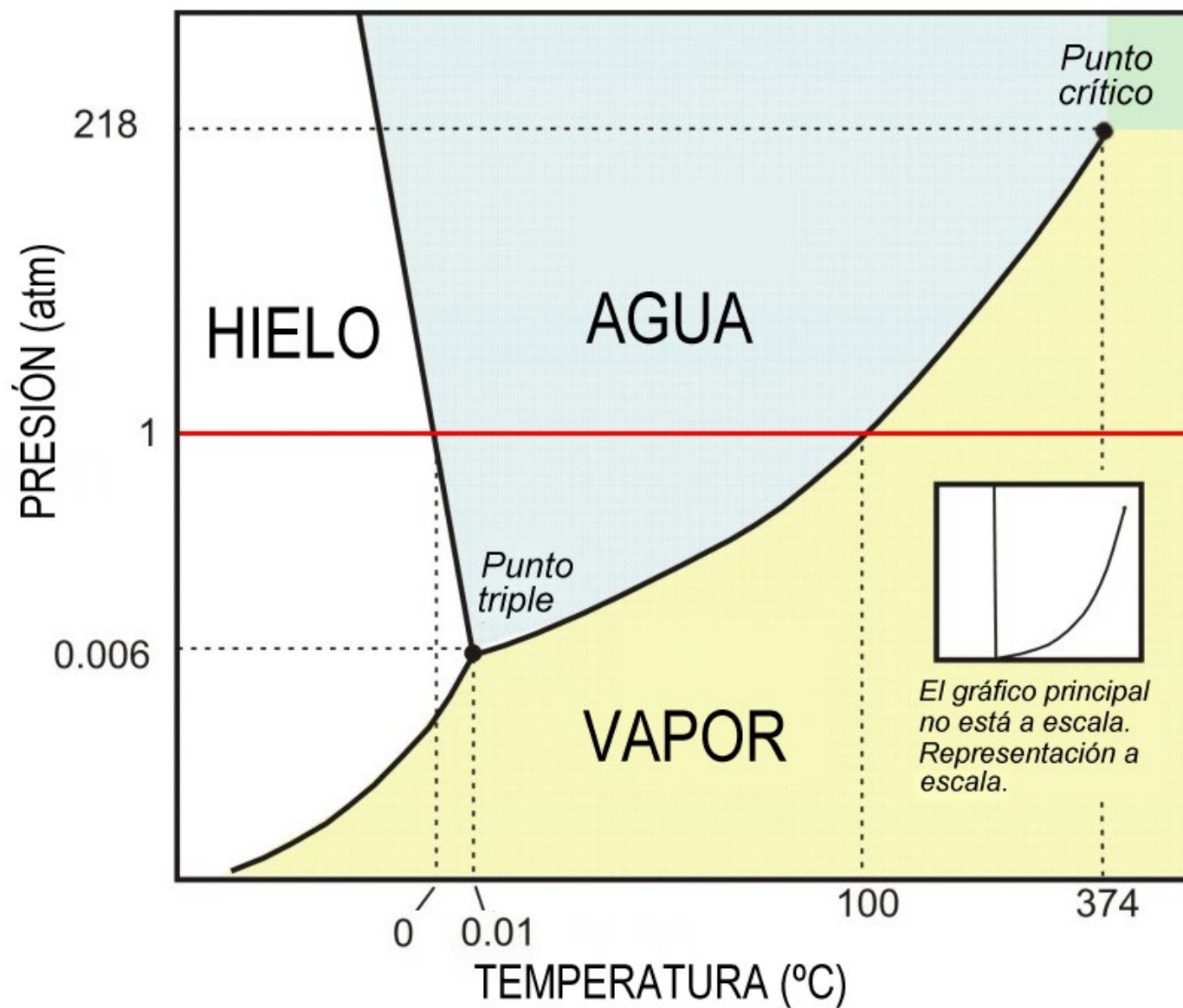
Sublima

CO₂ (s):
hielo seco



efectos
de humo y
niebla

DIAGRAMA DE FASES DEL H₂O



Curva de punto de fusión: pendiente negativa

punto Triple: 0.01 °C y 0,006 atm

$T_c = 374^\circ\text{C}$, $P_c = 218 \text{ atm}$