

FACULTAD DE QUÍMICA Y DE FARMACIA
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

Estados de la materia y fuerzas intermoleculares

Primer semestre 2024

Objetivos

Fuerzas intermoleculares

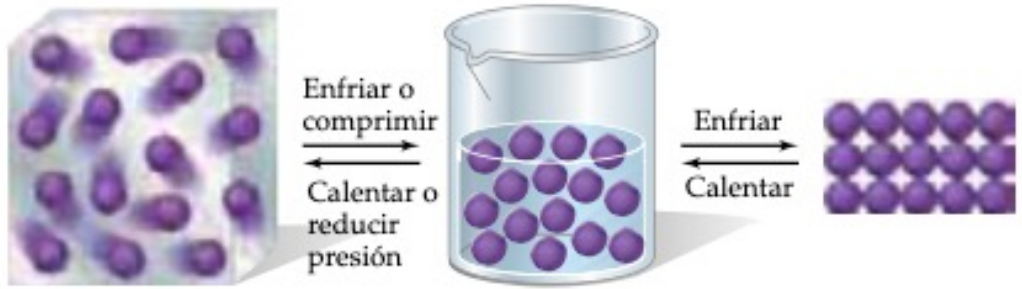
- Conocer los **estados de la Materia.**
- Interpretar **diagramas de fase.**
- Comprender los tipos de **fuerzas intermoleculares.**
- Comprender las **características estructurales de los sólidos.**

Estados de la materia

Propiedad	Gas	Líquido	Sólido
Volumen y Forma	*La del contenedor*	*La del contenedor limitada por la superficie*	*Propia*
Energía Potencial	*Pequeña*	*Alta*	*Muy Alta*
Energía Cinética	*Alta*	*Moderada*	*Casi Nula*
Compresibilidad	*Alta*	*Muy Baja*	*Casi Ninguna*
Habilidad para Fluir	*Alta*	*Moderada*	*Casi Ninguna*

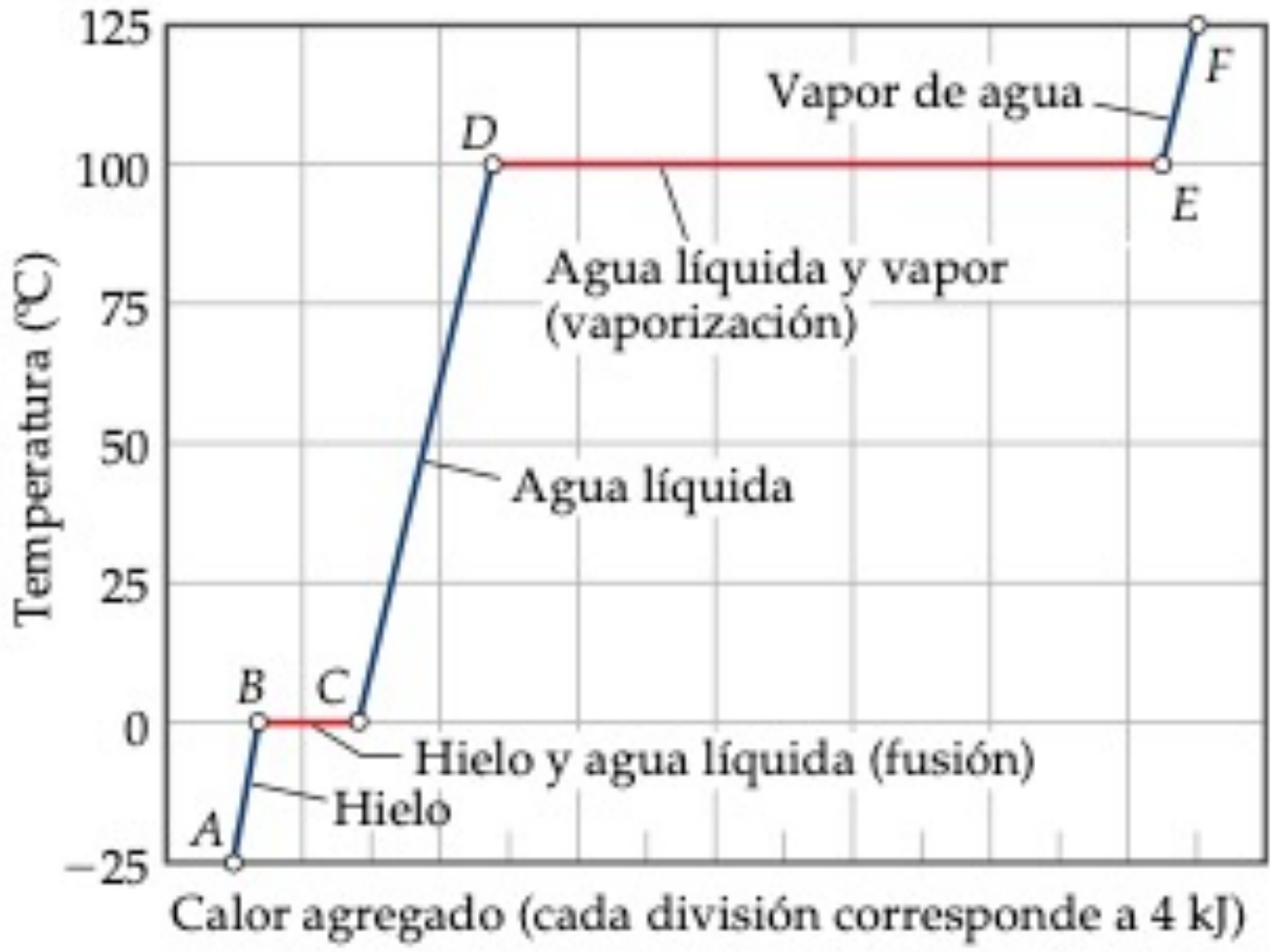
Estados de la materia

- En los gases las partículas están muy alejadas, en rápido movimiento aleatorio y tiene poco efecto entre sí
- Los componentes de un sólido están cercanos y ejercen grandes fuerzas de atracción entre sí
- Las propiedades de un líquido se encuentran entre las de los sólidos y gases, pero no necesariamente al medio



Gas	Líquido	Sólido cristalino
Desorden total; mucho espacio vacío; las partículas tienen completa libertad de movimiento; las partículas están muy separadas.	Desorden; las partículas o cúmulos de partículas están en libertad de moverse unos respecto a otros; las partículas están cercanas entre sí.	Acomodo ordenado; las partículas están prácticamente en posiciones fijas; las partículas están muy juntas.

Curva de Calentamiento/Enfriamiento para H_2O de fase



$H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (l)$ **Energía Requerida ≈ 6 kJ/mol**

$H_2O\ (l) \longrightarrow H_2O\ (g)$ **Energía Requerida ≈ 41 kJ/mol**

- Se requiere casi 7 veces mas energía para cambiar el agua líquida a vapor (gas) que derretir el hielo para formar agua líquida

- Por lo tanto, se puede concluir que los estados sólido y líquido son mas similares que los estados líquido y gaseoso

Estados de la materia

- Los cambios de fase también están determinados por la interacción entre la energía cinética y las fuerzas intermoleculares de una sustancia.

- El aumento de temperatura aumenta la E cinética promedio conduciendo a un movimiento más rápido de las partículas, permite sobrepasar las atracciones.

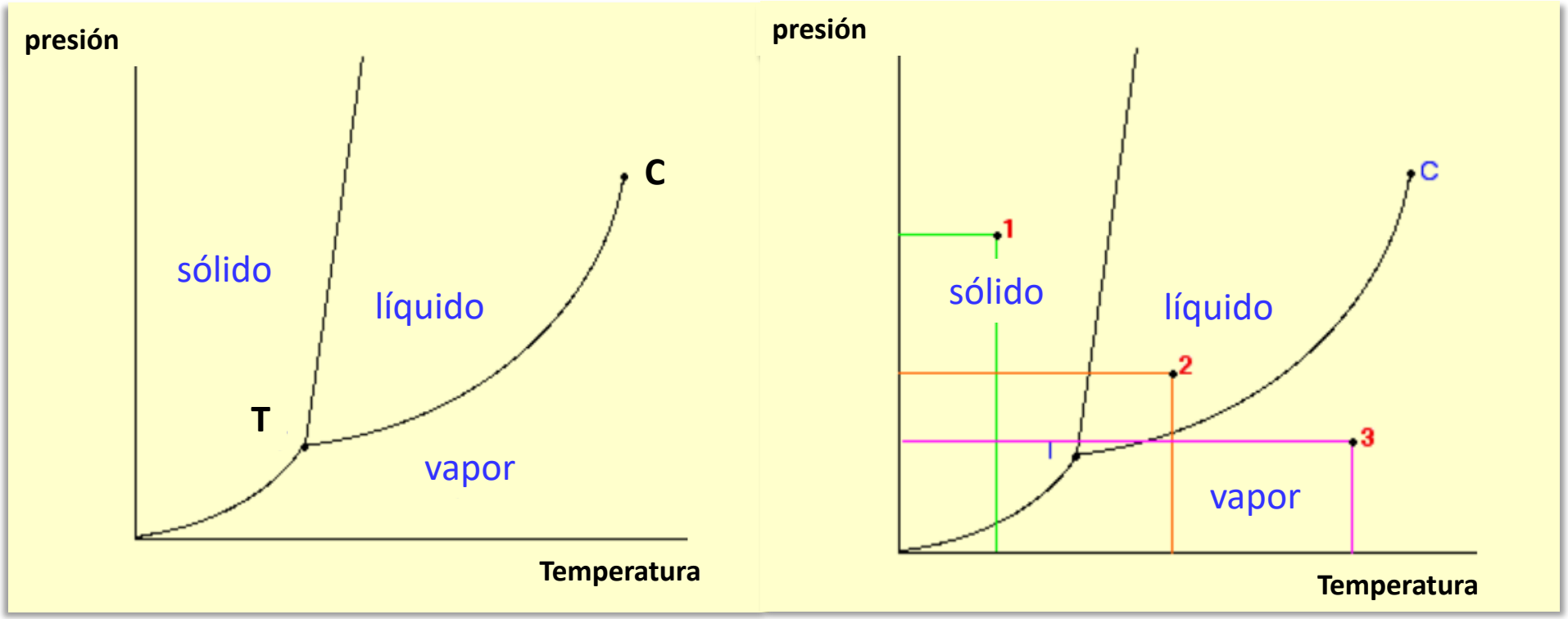
- Por el contrario, a medida que baja la temperatura se fortalece la unión entre las partículas por lo que éstas se mueven más lentamente.



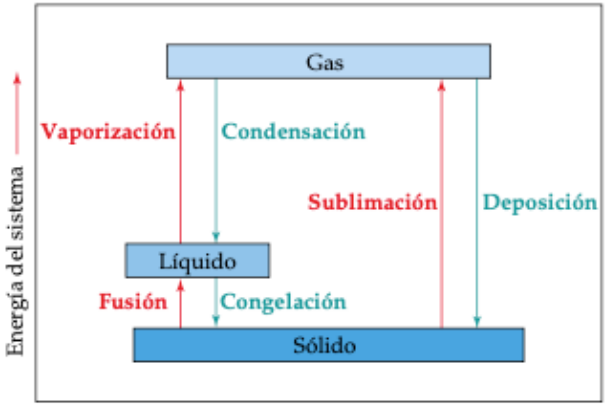
Diagramas de fase

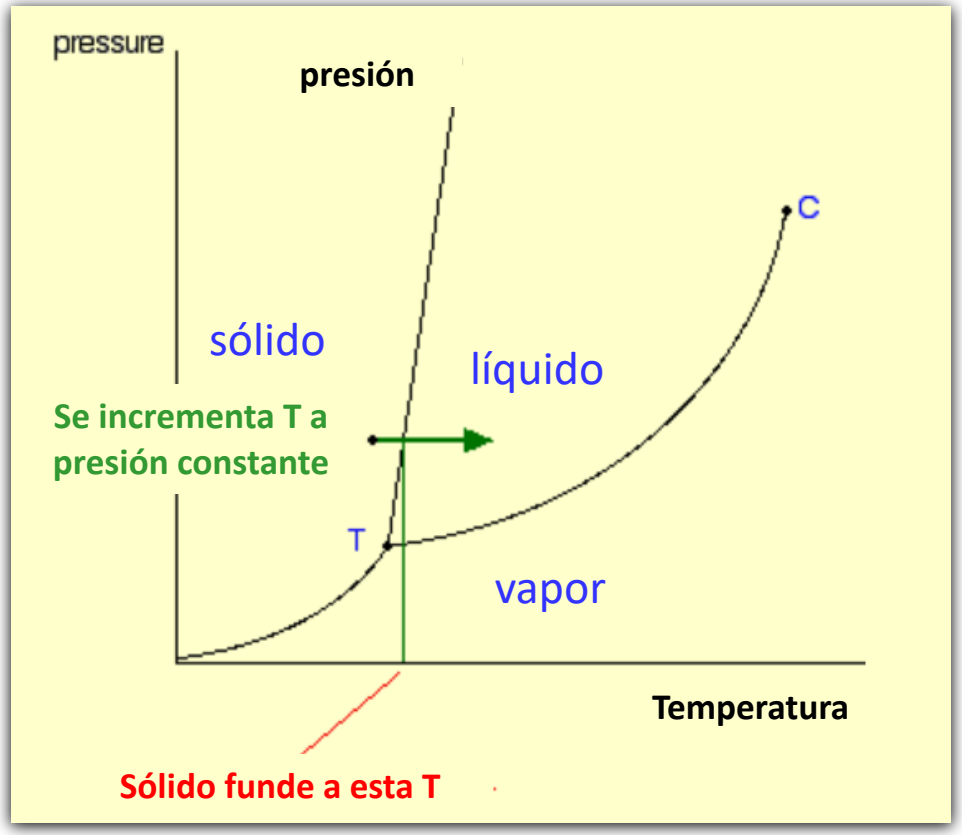
- Las relaciones entres las fases sólida, líquida y vapor se pueden representar en una gráfica conocida como diagrama de fases

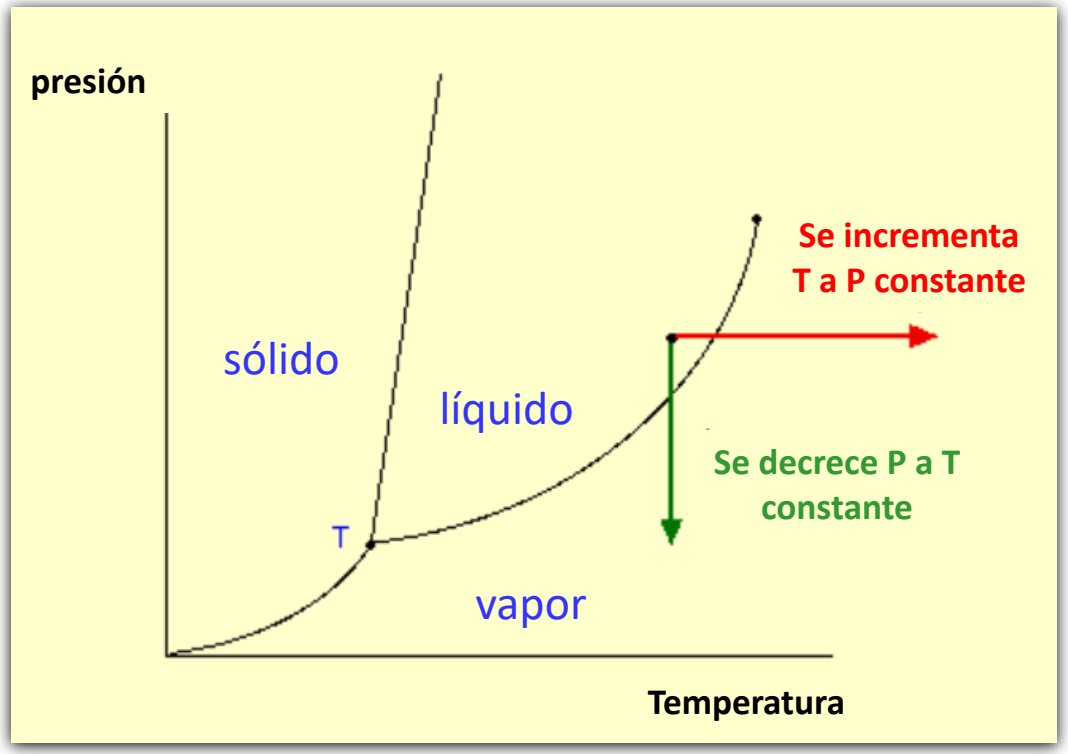
- Resume las condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas



Diagramas de fase







Punto Triple y T y P críticas

- **Punto triple:** Punto en que las 3 curvas se unen. Representa las únicas T y P a las cuales las 3 fases pueden estar en equilibrio simultáneo

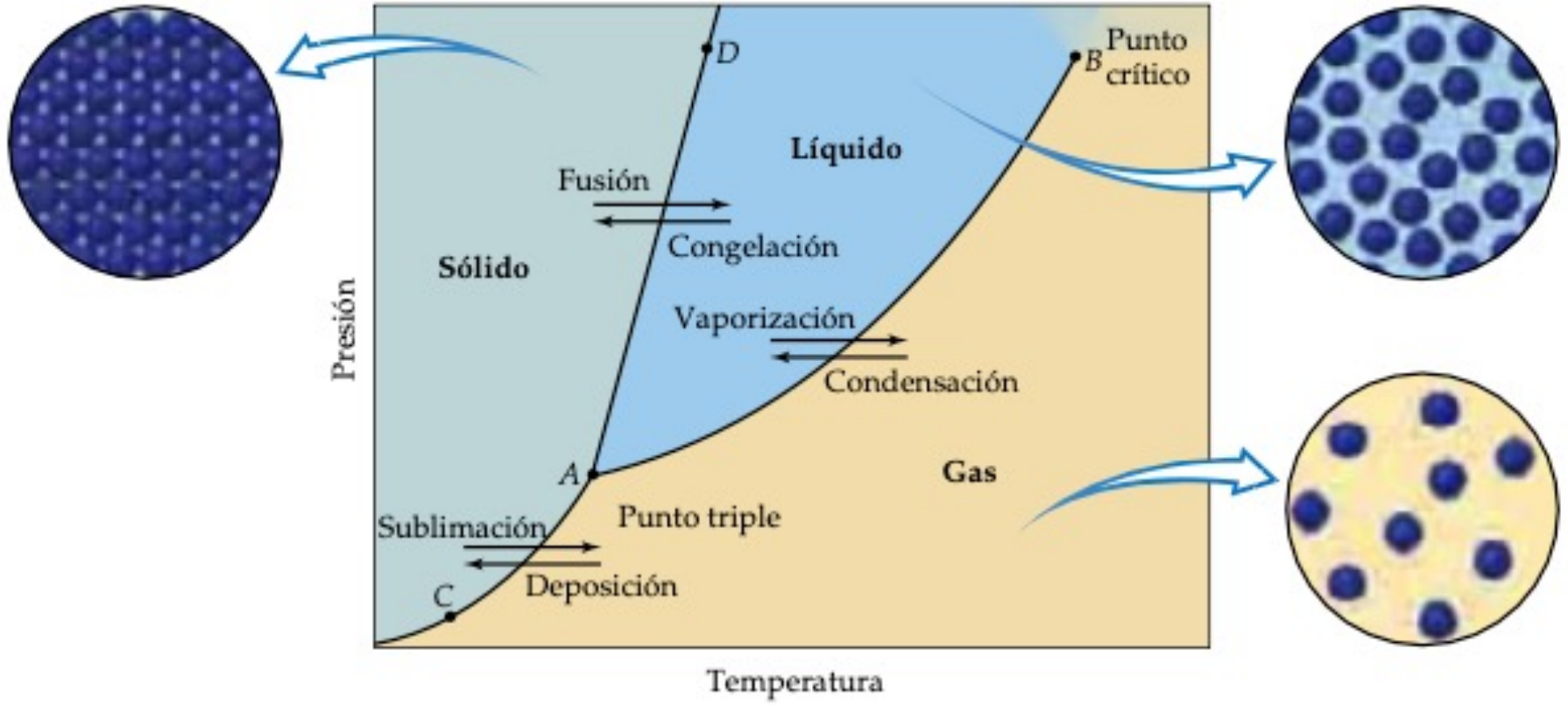
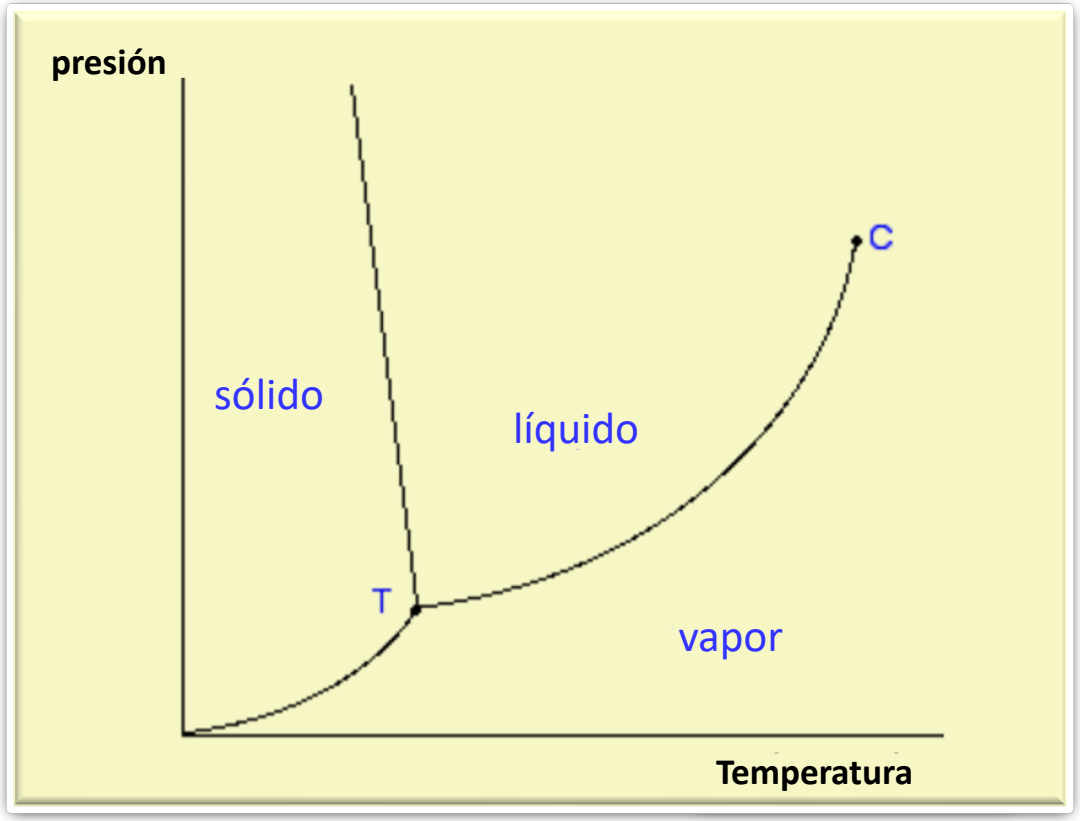
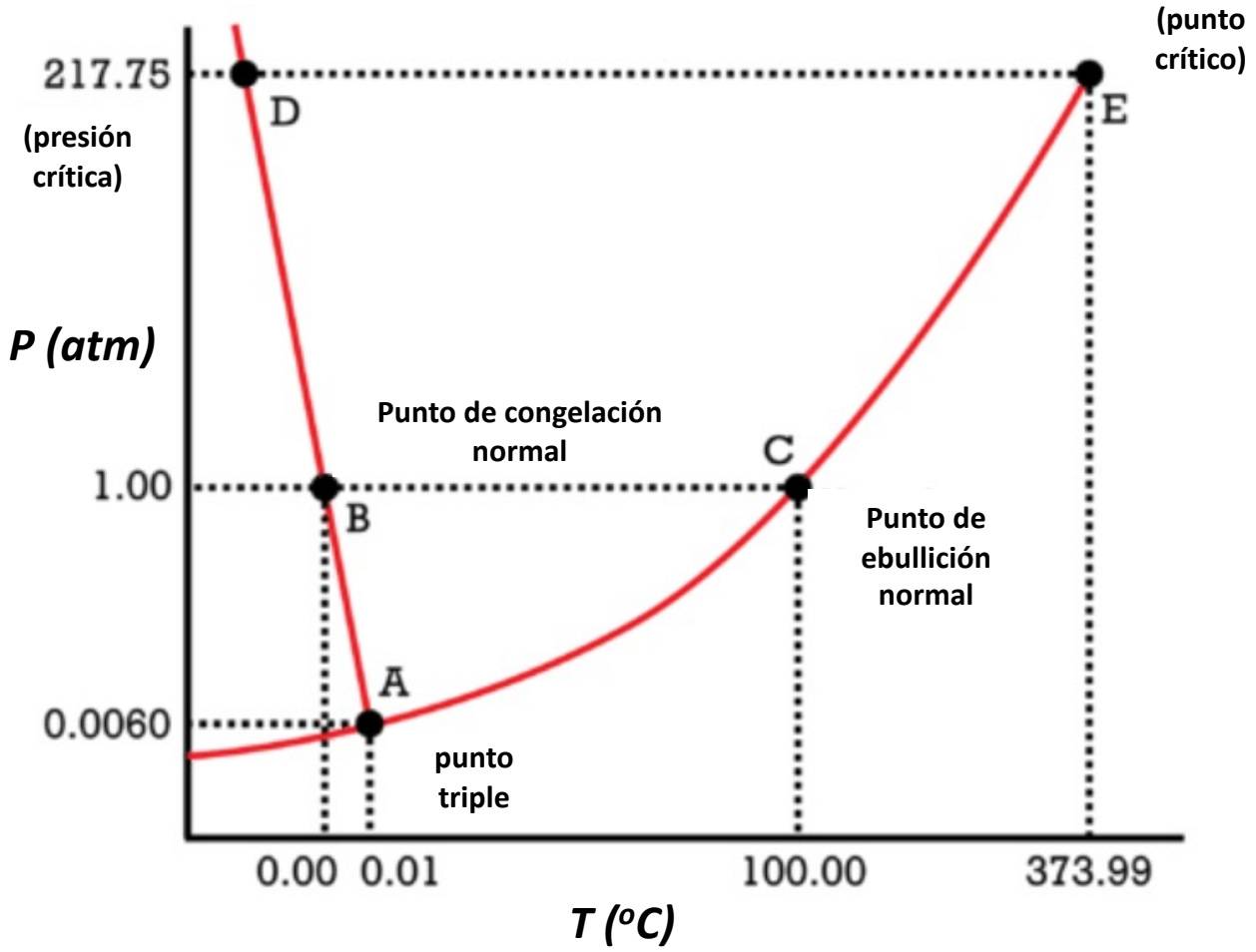


Diagrama de Fase del Agua: Forma General





A T constante, el agua se transforma de sólido a líquido a medida que aumenta la presión

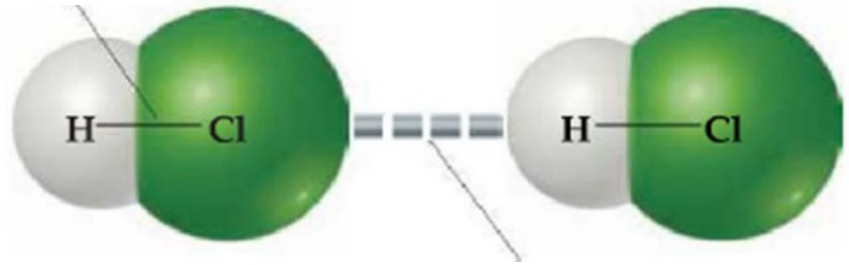
Fuerzas Intermoleculares

- Para comprender las propiedades de fases condensadas (líquidos y sólidos) en necesario entender los distintos tipos de fuerzas intermoleculares.

- Las fuerzas **intermoleculares** son las que actúan entre las partículas que forman la fase condensada

- Comparadas con las fuerzas de enlace (**intramoleculares**) las **intermoleculares** son más débiles

Enlace Covalente (fuerte)



Atracción Intermolecular (más débil)

Hay diferentes tipos de fuerzas **intermoleculares**:

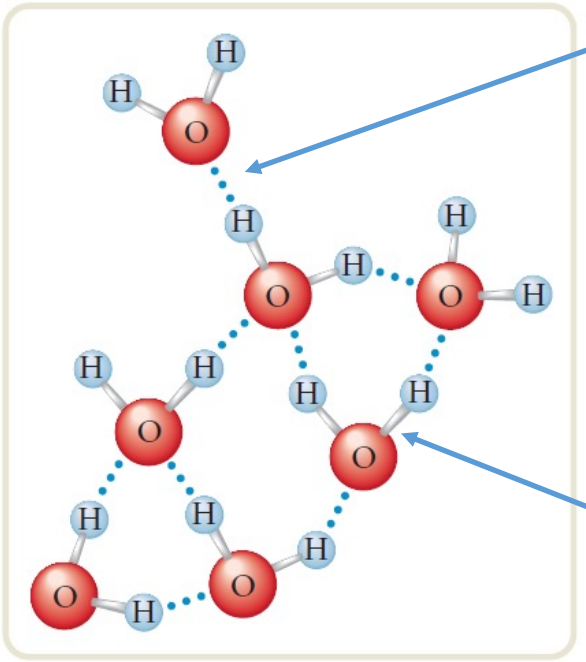
- *ion –dipolo*
- *dipolo –dipolo*
- *enlace por puente de hidrógeno*
- *ión –dipolo inducido*
- *dipolo-dipolo inducido*
- *Fuerzas de dispersión(London)*

Todas estas fuerzas se conocen como "**fuerzas de van der Waals**"

Recordemos:

$H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (l)$ **Energía Requerida ≈ 6 kJ/mol**

$H_2O\ (l) \longrightarrow H_2O\ (g)$ **Energía Requerida ≈ 41 kJ/mol**



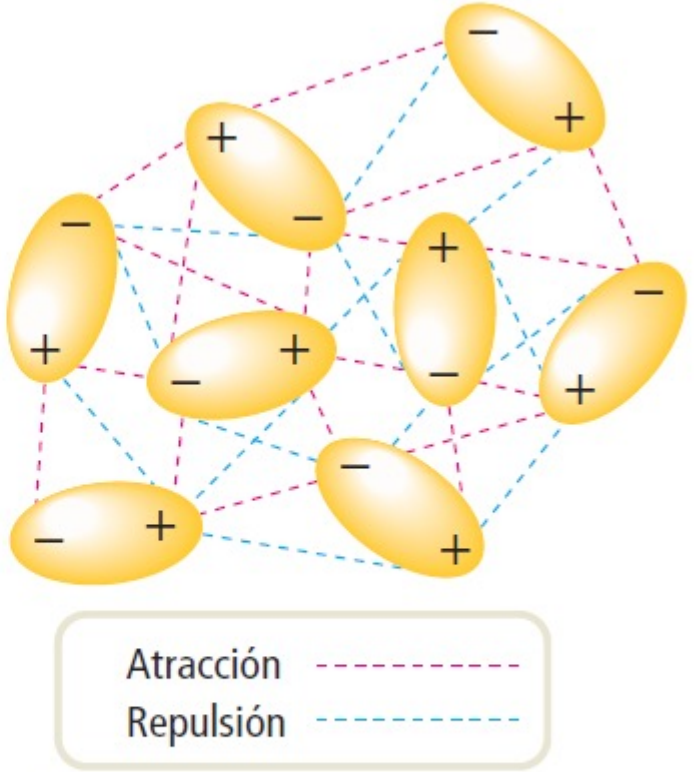
Energía Requerida ≈ 930 kJ/mol
(2 enlaces O-H)

Dipolos



a

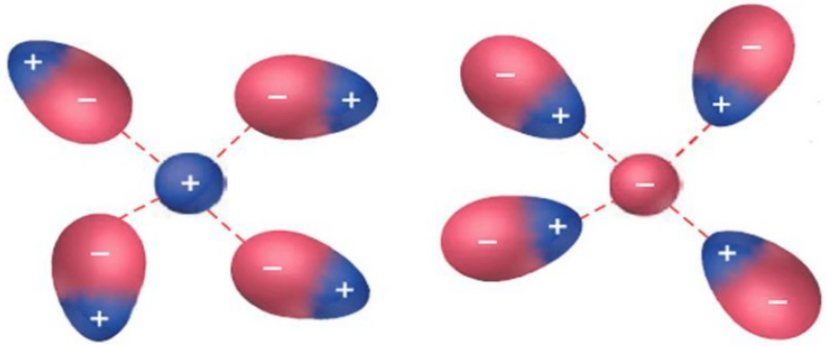
Interacción de dos moléculas polares.



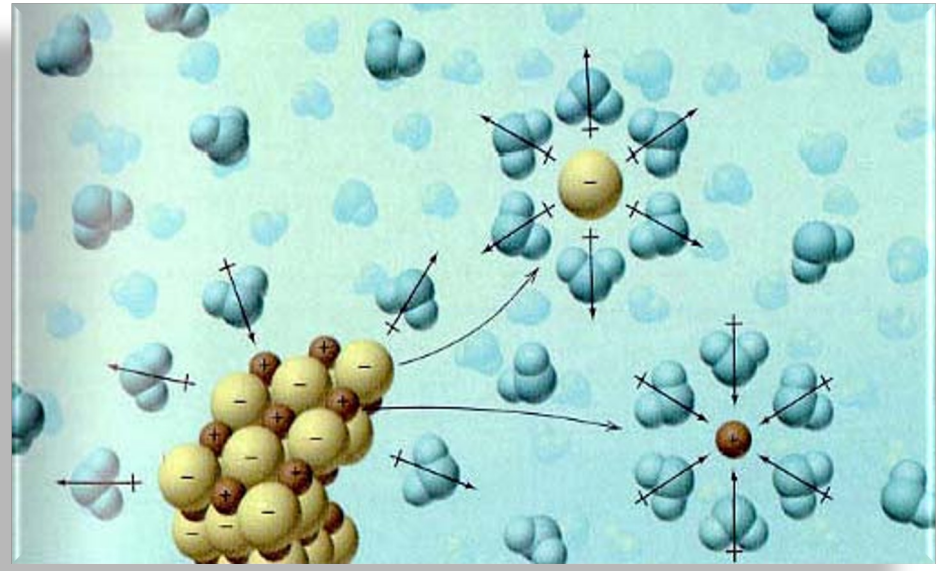
b

Interacción de muchos dipolos en un líquido.

Fuerzas Ion-Dipolo

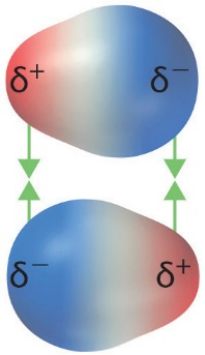


- El ejemplo más importante se presenta cuando un compuesto iónico se disuelve en un compuesto polar como sucede al disolver NaCl en agua

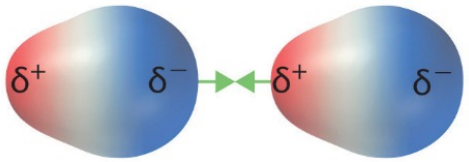


Fuerzas Dipolo - Dipolo

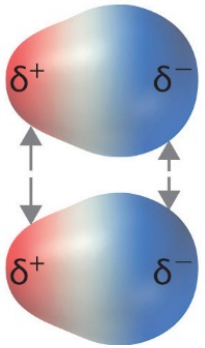
- Cuando las moléculas polares están cercanas unas de otras, (en líquidos y en sólidos), sus cargas parciales actúan como pequeños campos eléctricos que las orientan y dan lugar a las fuerzas dipolo-dipolo.



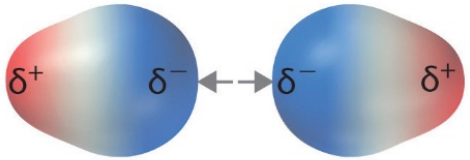
a) atracción



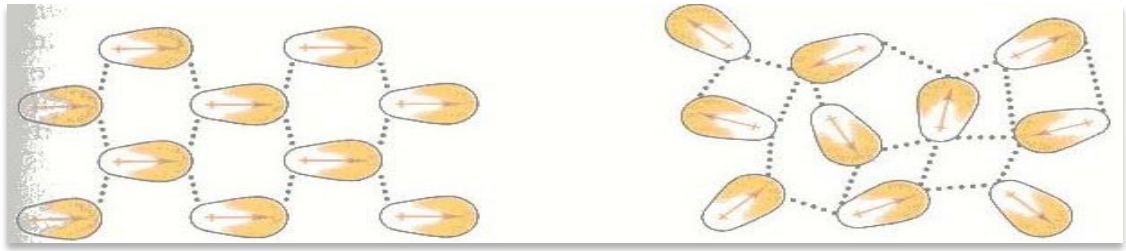
b) atracción



c) repulsión



c) repulsión

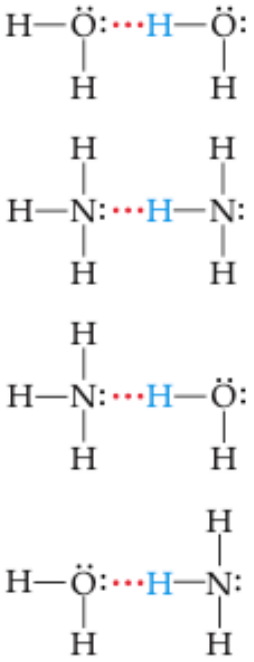


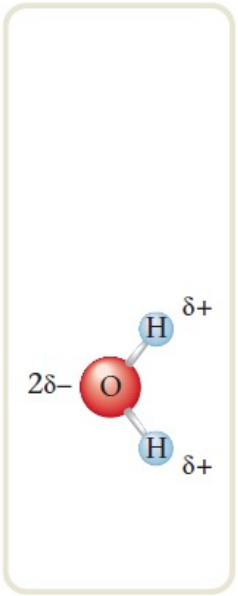
en sólido

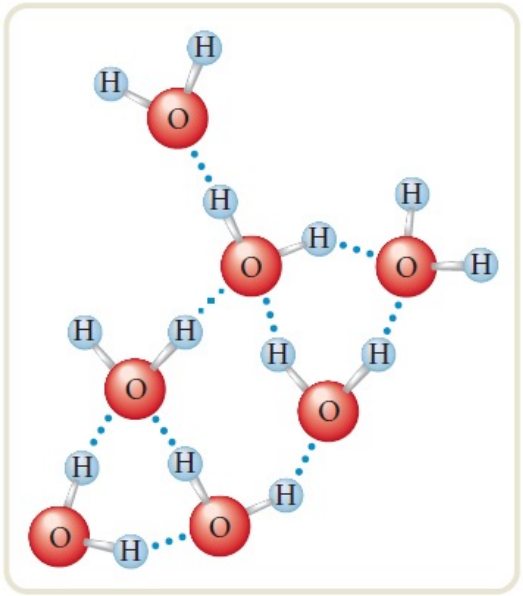
en líquido

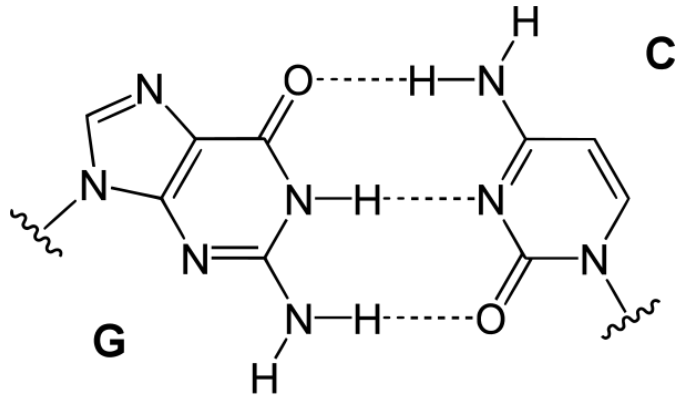
Enlaces por Puente de Hidrógeno

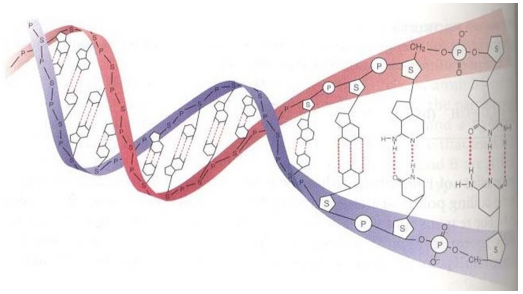
- Es un tipo especial de fuerzas dipolo-dipolo que se da entre moléculas que tienen **un átomo de H unido a un átomo pequeño altamente electronegativo con pares de electrones libres.**
- Los átomos más importantes que satisfacen esta descripción son: N, O y F. El enlace covalente entre H y estos átomos es polar, debido a la diferencia en electronegatividad que retira densidad electrónica del H.

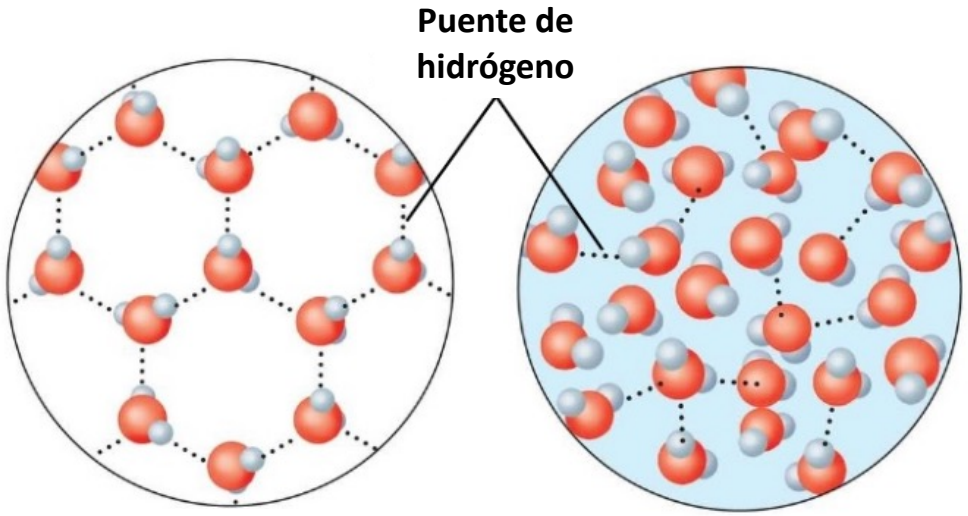






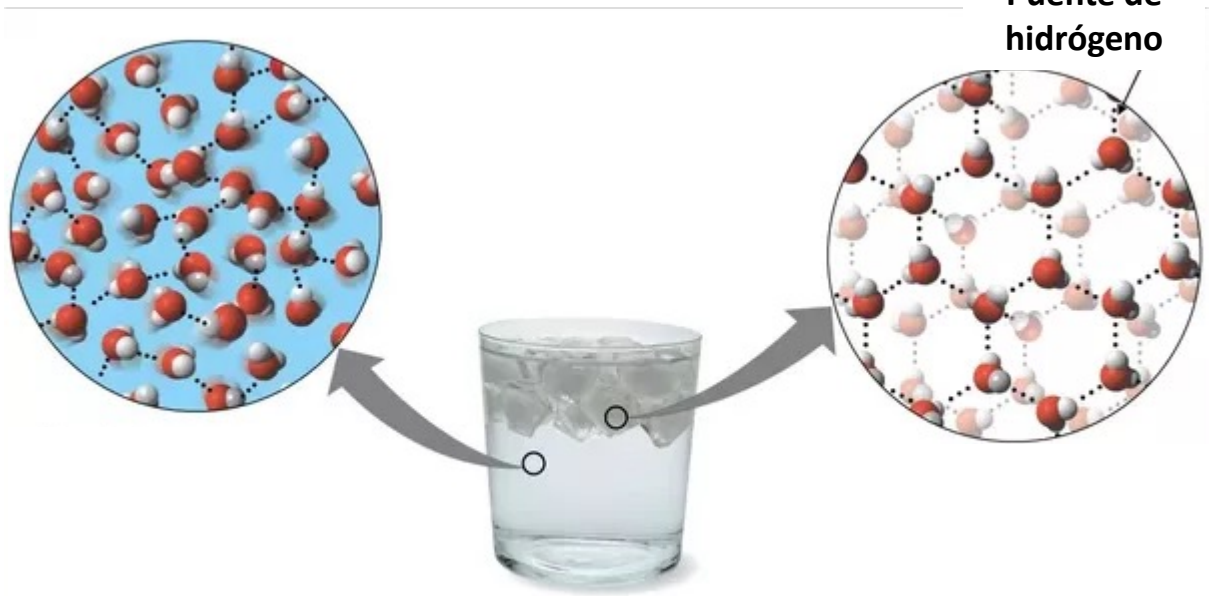






Hielo
Puentes de hidrógenos son estables

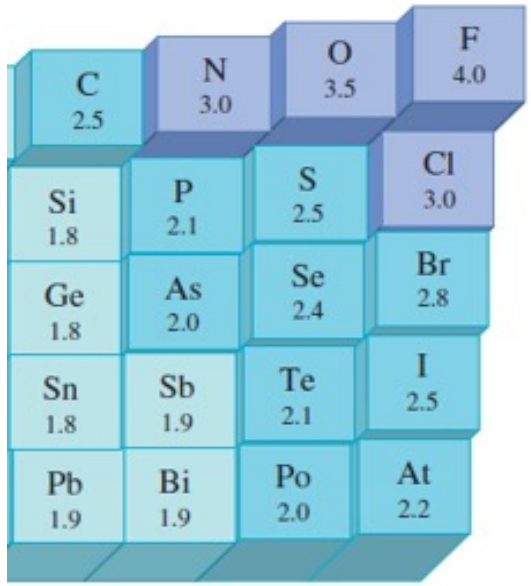
Agua líquida
Puentes de hidrógenos se forman y rompen constatemente

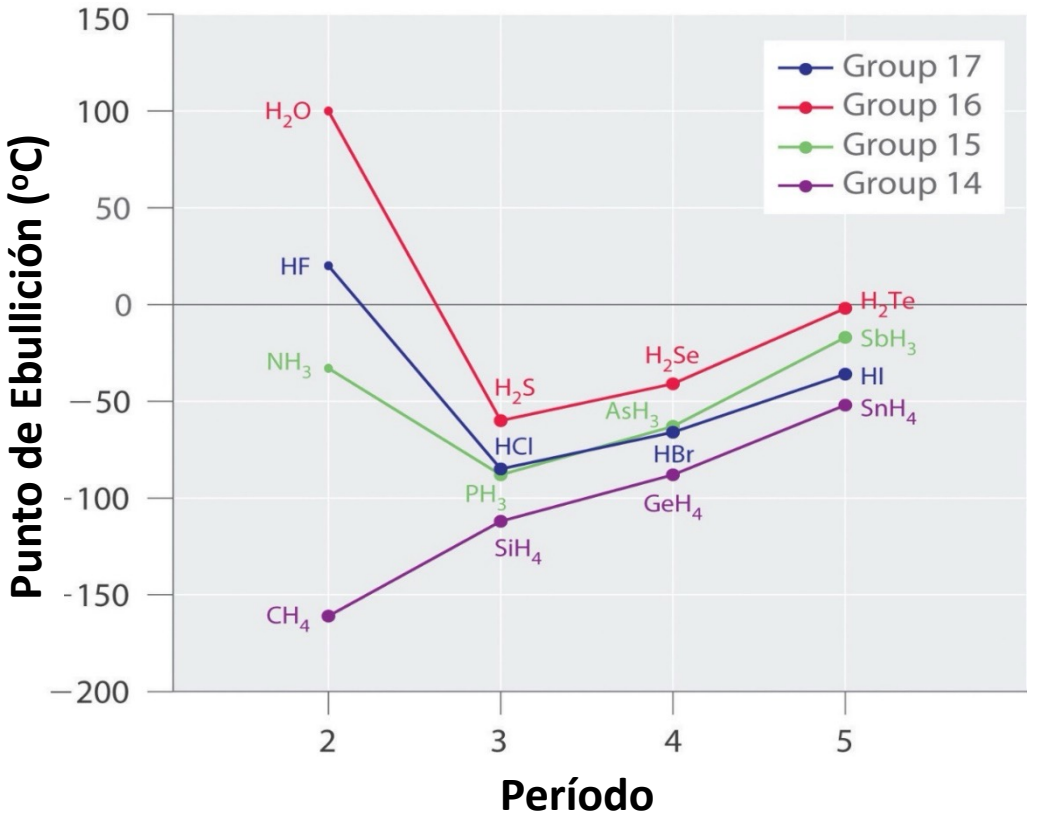


Enlaces por Puente de Hidrógeno

- Comúnmente los puntos de ebullición de las sustancias aumentan cuando la masa molar se incrementa, como se observa con los compuestos del grupo 14.

- Anomalías a esta tendencia ocurren cuando se establecen puentes de hidrógeno



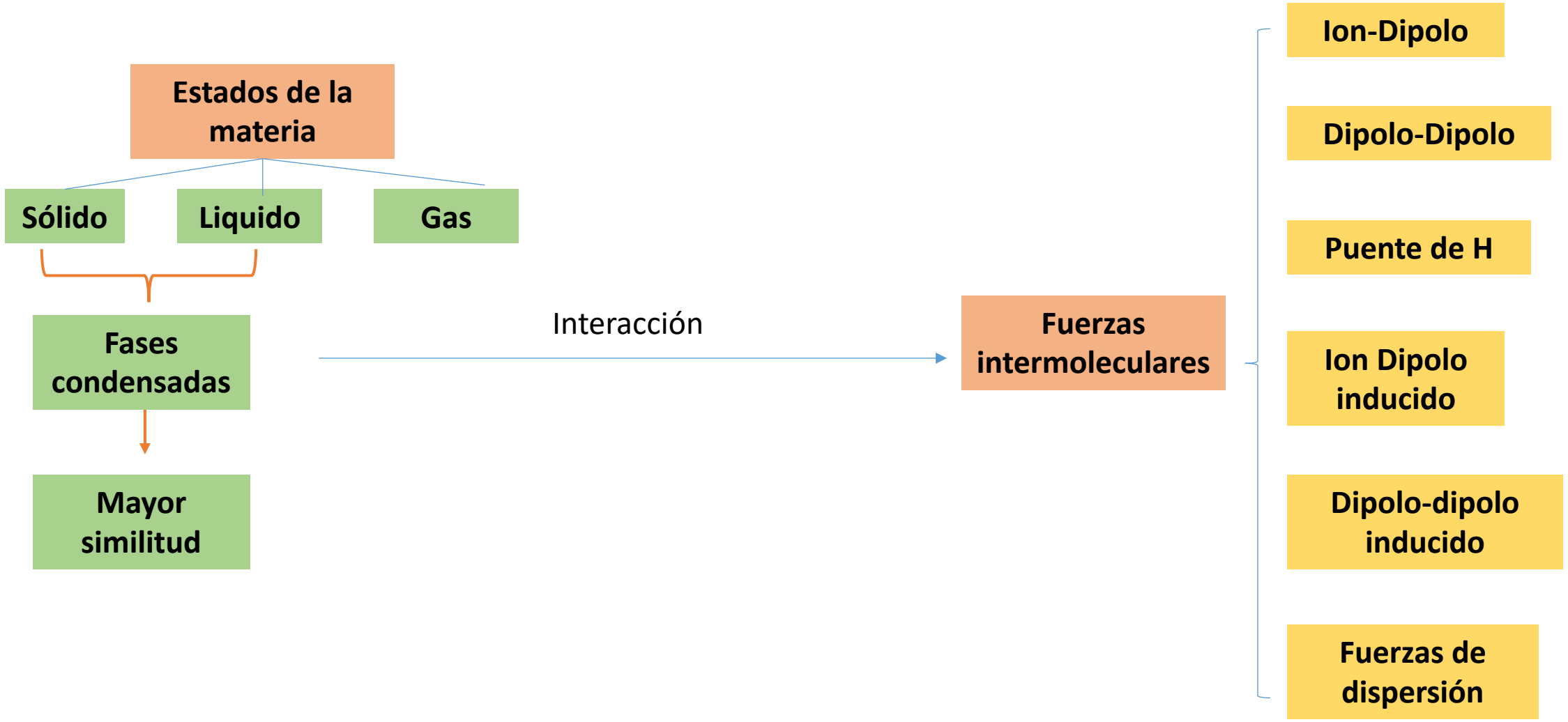


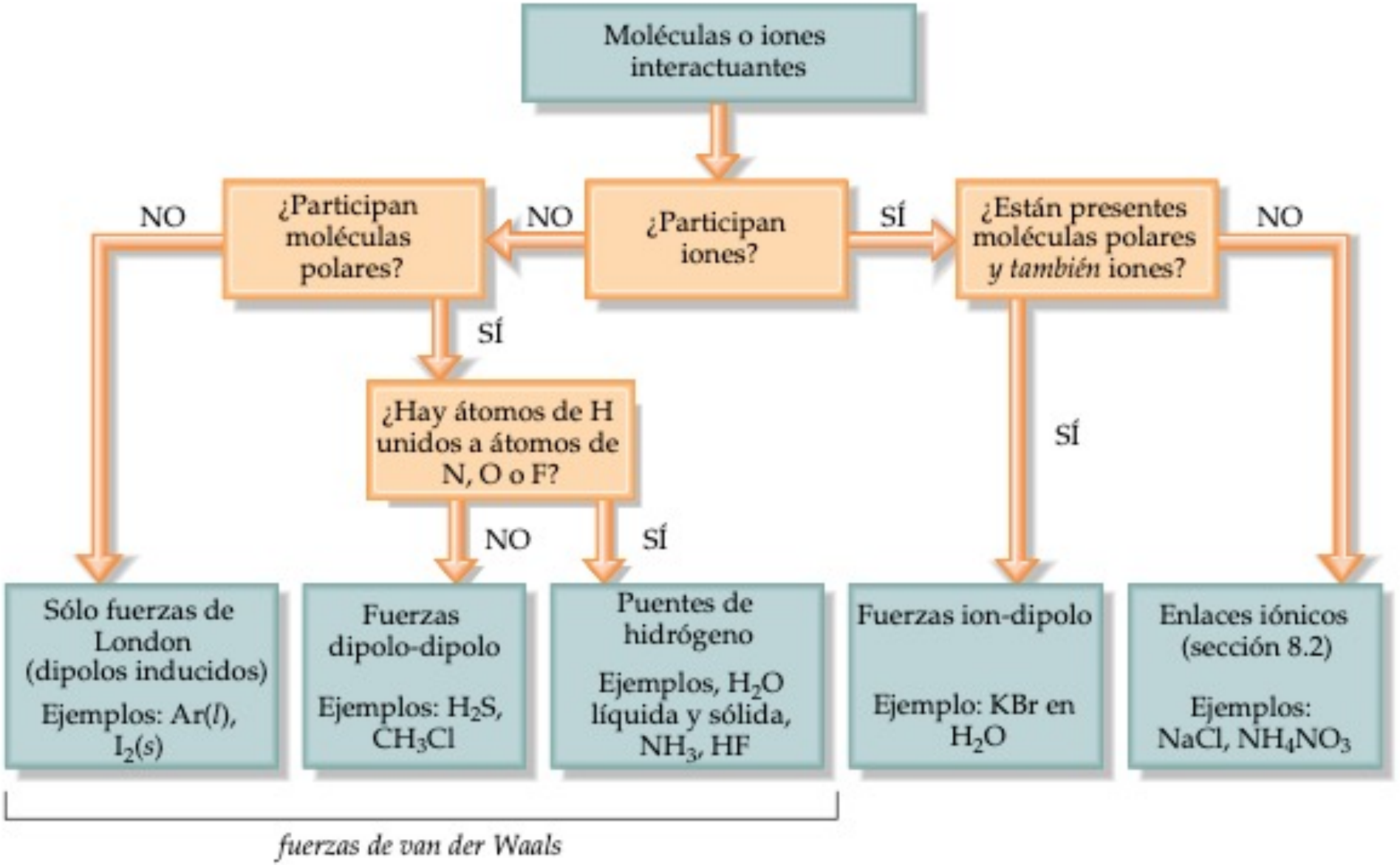
Ejercicios

1. Identifique que tipo de fuerza intermolecular tienen los siguientes compuestos:

- Etanol
- Agua
- Amoníaco
- He líquido
- Fibras de polietileno

¿Que Aprendimos hoy?




Moléculas o iones interactuantes
¿Participan iones?
NO
¿Participan moléculas polares?
NO
SÍ
¿Hay átomos de H unidos a átomos de N, O o F?
NO
SÍ
¿Están presentes moléculas polares y también iones?
SÍ
NO
Sólo fuerzas de London (dipolos inducidos)
Ejemplos: Ar(l), $I_2(s)$
Fuerzas dipolo-dipolo
Ejemplos: H_2S, CH_3Cl
Puentes de hidrógeno
Ejemplos, H_2O líquida y sólida, NH_3, HF
Fuerzas ion-dipolo
Ejemplo: KBr en H_2O
Enlaces iónicos (sección 8.2)
Ejemplos: NaCl, NH_4NO_3
fuerzas de van der Waals

Bibliografía

- Petrucci, R. Química general: Principios y aplicaciones modernas. (2011) *8ª Ed*. Harrow-Pearson. Capítulo 13.

- Brown, L., Holme, T. Chemistry for engineering students. (2011) *Second edition*. Brooks/Cole.