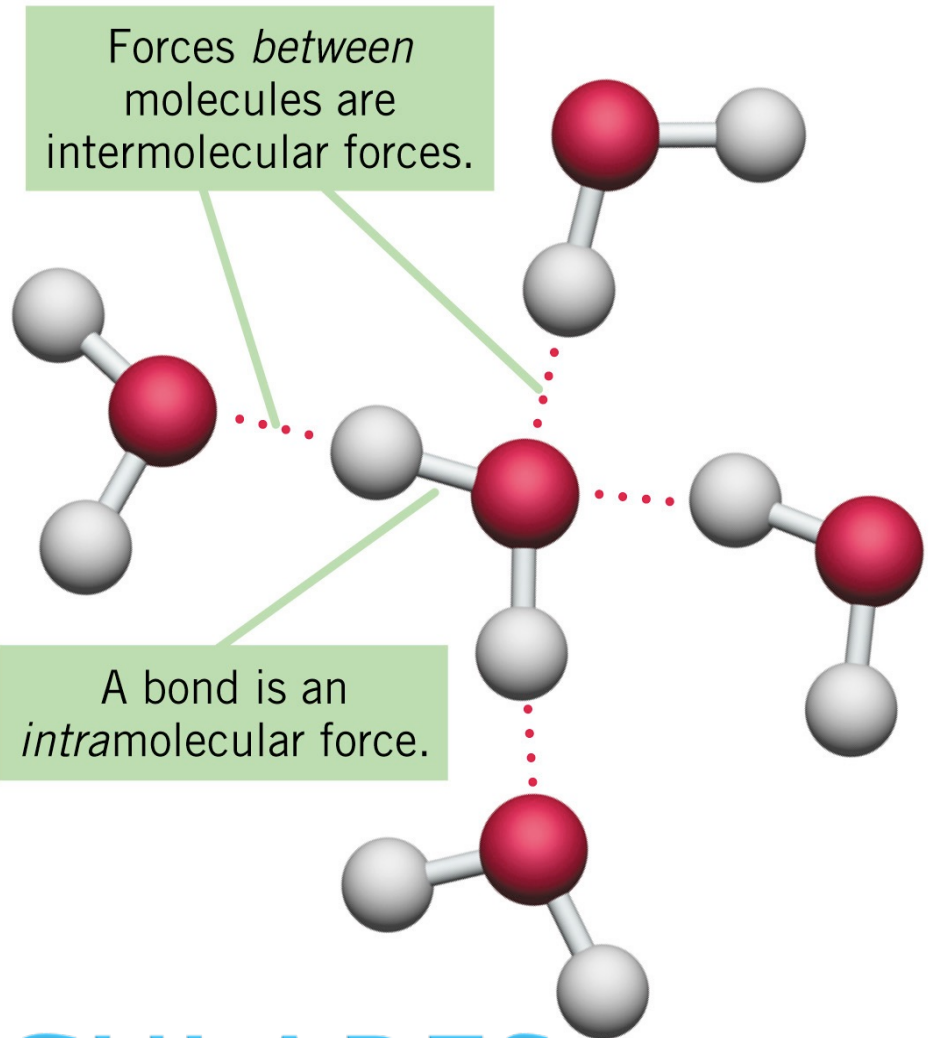


FUERZAS

INTERMOLECULARES



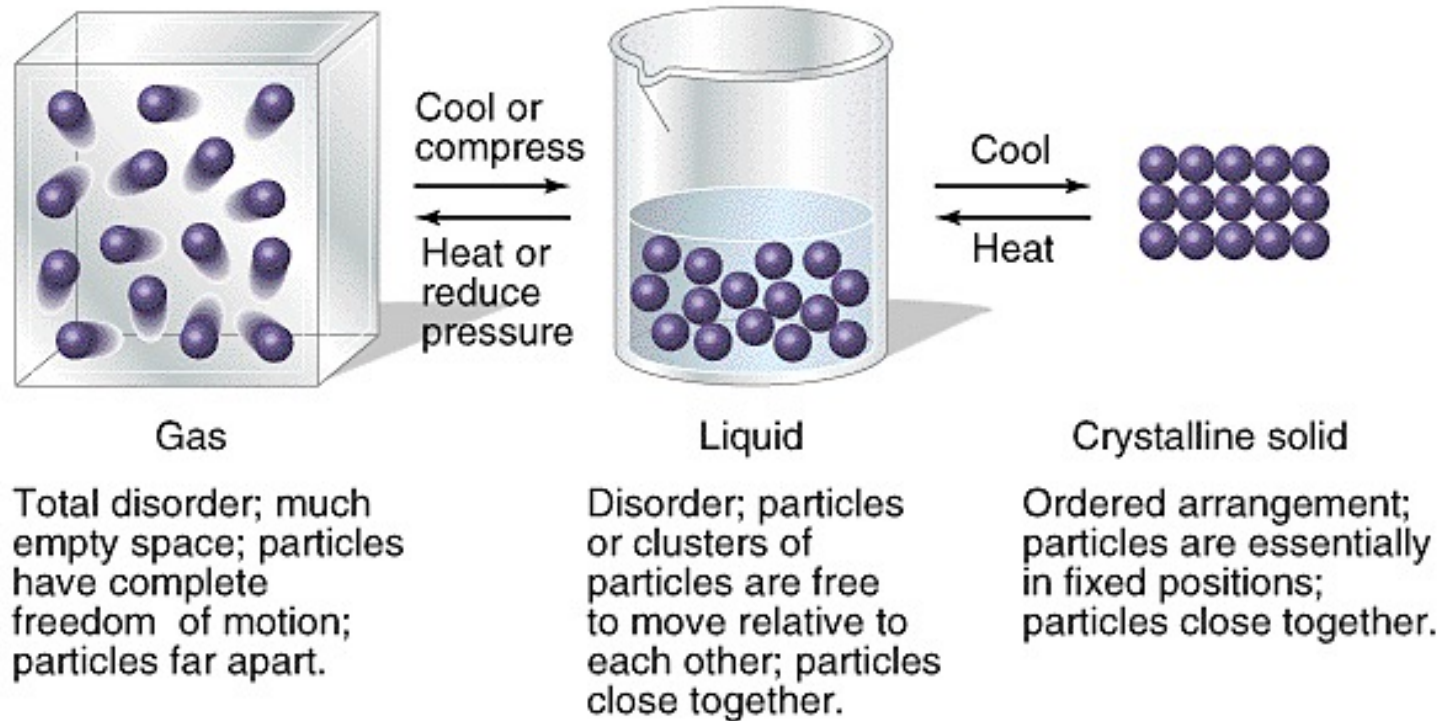
INTRODUCCIÓN

- ▶ **FUERZAS INTRAMOLECULARES:** Fuerzas que se dan en el interior de las moléculas: **Enlace covalente**. La fuerza de atracción electrostática, mantiene unido a los iones en estado sólido: **Enlace iónico**
- ▶ **FUERZAS INTERMOLECULARES:** Interacciones entre moléculas. Mantienen unidas las moléculas de las sustancias covalentes, permitiendo que aparezcan en estado sólido o líquido o que se disuelvan en otras sustancias.

- ▶ **Las fuerzas intermoleculares** son fuerzas entre las moléculas que han completado sus requerimientos de valencia y por lo tanto ya no tienen tendencia a formar enlaces.
- ▶ En todos los casos, se trata de fuerzas cuya energía de enlace es menor que la correspondiente a la energía del enlace intramolecular (covalente, iónico)

- ▶ La energía que se requiere para separar moléculas es mucho menor que la energía para romper un enlace químico.
- ▶ Las fuerzas intermoleculares determinan algunas de las propiedades físicas de las sustancias, como su puntos de ebullición y de fusión
- ▶ Ejemplo:
 - Para romper el enlace H-Cl se requieren 431 kJ/mol.
 - En cambio, para evaporar el HCL líquido solamente se requieren 16 kJ/mol.

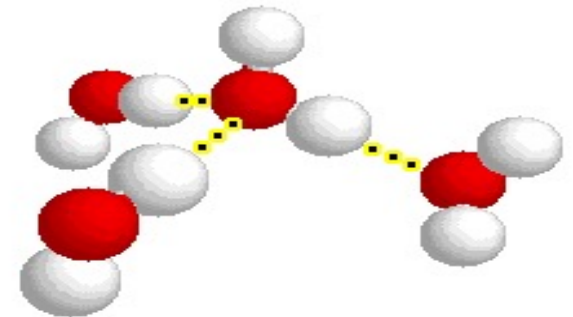
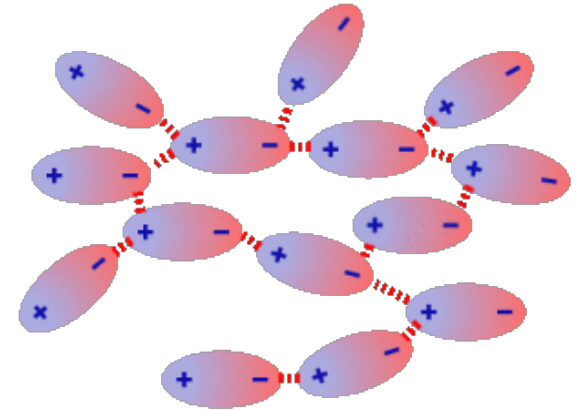
- ▶ La existencia de las fuerzas intermoleculares se refleja en la existencia de materia condensada (estados de agregación líquido y sólido).



Clasificación

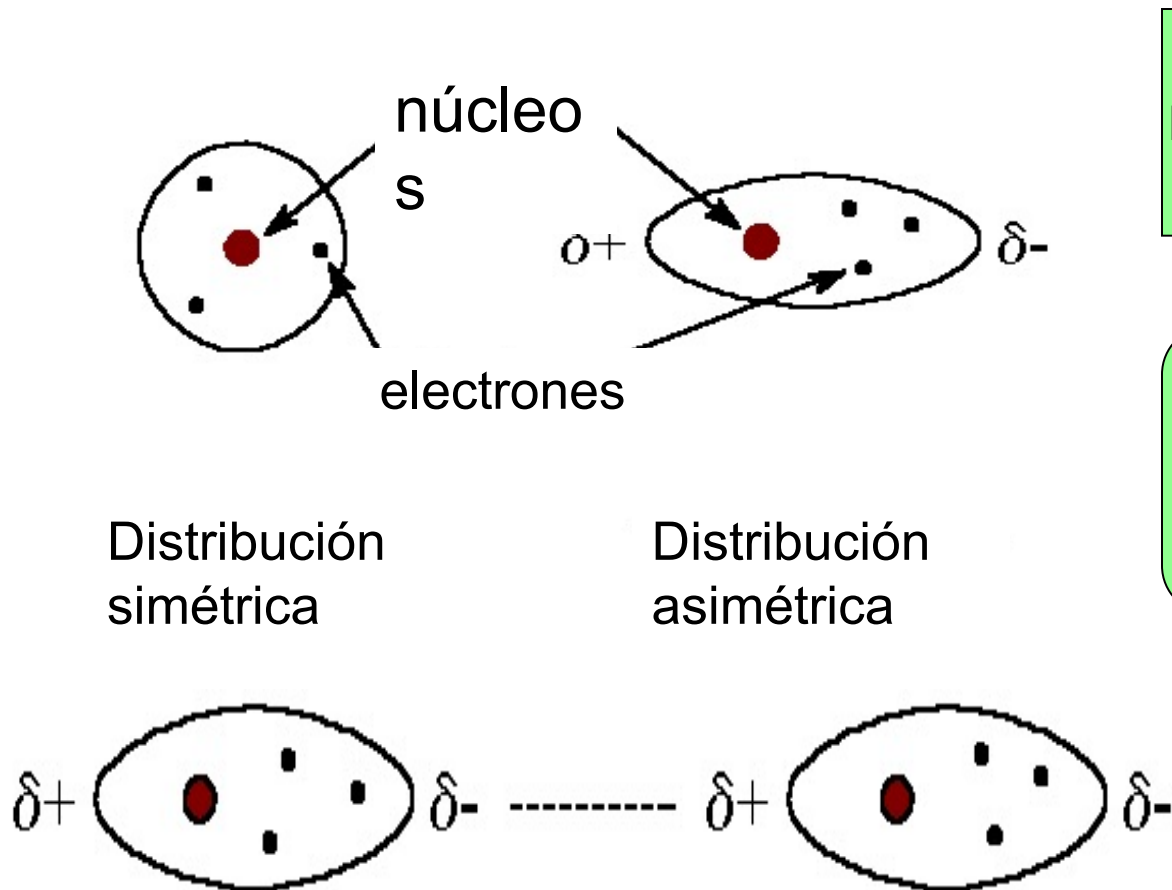
Se dividen en dos grandes grupos:

- **Fuerzas ión dipolo (electrotáticas)**
- **Fuerzas de van der Waals**
 - ✓ dipolo – dipolo
 - ✓ Puente de Hidrógeno
 - ✓ dipolo – dipolo inducido
 - ✓ Fuerzas de dispersión (fuerzas de London)



FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

- ▶ Las moléculas no polares parecen no tener posibilidad de mostrar fuerzas de atracción entre ellas.
 - ▶ Sin embargo, los gases pueden licuarse, de tal manera que alguna fuerza de atracción debe haber.
 - ▶ Se presenta, básicamente, entre moléculas no polares (únicas fuerzas en las no polares).
 - ▶ Al acercarse dos moléculas se origina una distorsión de la nube de electrones en ambas, generándose dipolos instantáneos.
 - ▶ La intensidad de la fuerza depende de la cantidad de e- de la molécula.
 - ▶ Se habla de un Dipolo instantáneo – Dipolo inducido.
- 



**A MAYOR CANTIDAD
DE ELECTRONES EN LA
MOLECULA**



**MAYOR
POLARIZABILIDAD
DE LA MOLECULA**



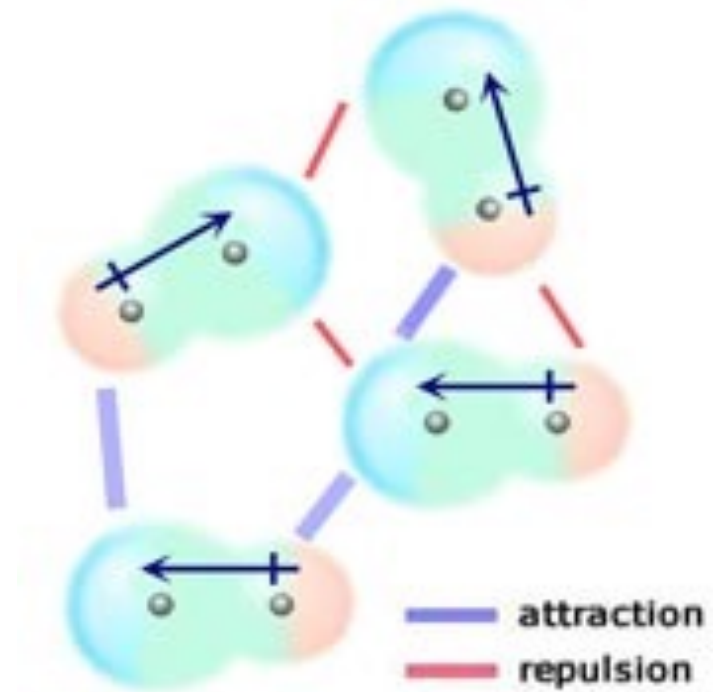
**MAYOR
FUERZA DE
LONDON**

- La dispersión de London es la fuerza intermolecular más débil.
- Es la causante de que incluso el He pueda licuarse.

FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

- ▶ Las moléculas polares se atraen cuando el extremo positivo de una de ellas está cerca del negativo de otra.
- ▶ Se establecen atracciones cuya intensidad depende de la carga de su dipolo.

En los líquidos, las moléculas están en libertad de moverse, pueden encontrarse en orientaciones atractivas o repulsivas.
En los sólidos, predominan las atractivas.



www.chem.unsw.edu.au

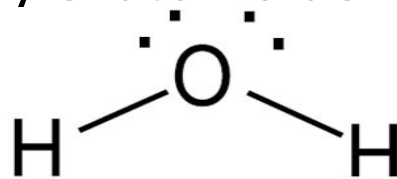
Efectos

Los **puntos de ebullición** se incrementan para moléculas polares de masa similar, cuando se incrementa el momento dipolar.

Substancia	Masa molecular (amu)	Momento dipolar (D)	Punto de ebullicón (°K)
Propano	44	0.1	231
Dimetil éter	46	1.3	248
Cloruro de metilo	50	2.0	249
Acetaldehído	44	2.7	294

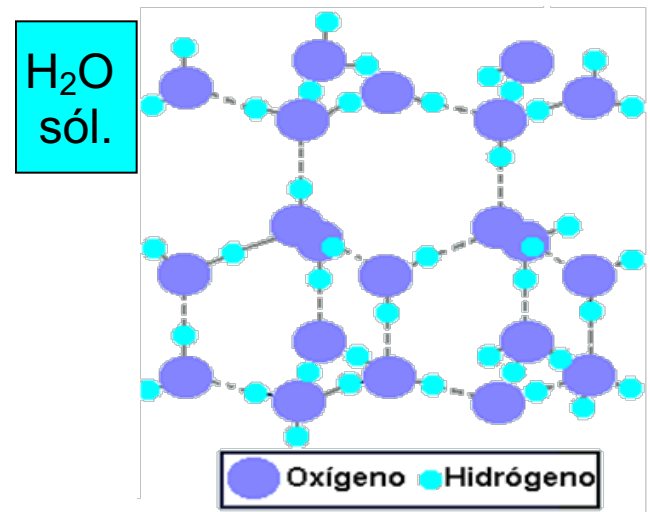
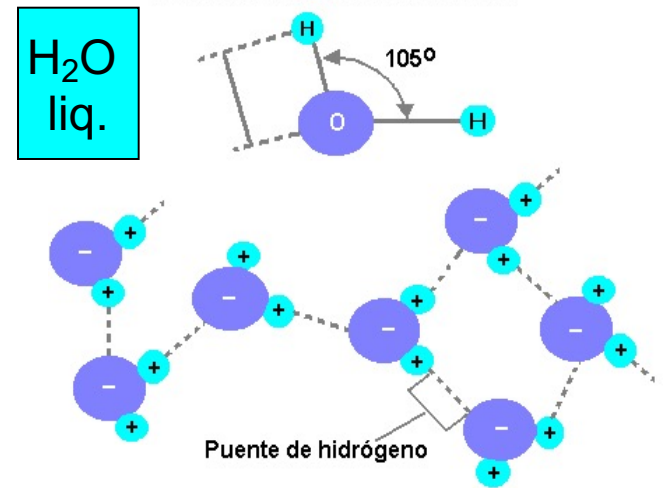
PUENTE DE HIDRÓGENO

- ▶ Son un tipo especial de atracción dipolo-dipolo.
- ▶ Ocurre en moléculas que poseen átomos muy electronegativos (F, O, N) unidos a hidrógeno. Ejemplos: HF; H₂O y NH₃.
- ▶ La unión se establece entre los pares de e- libres y el átomo de H.



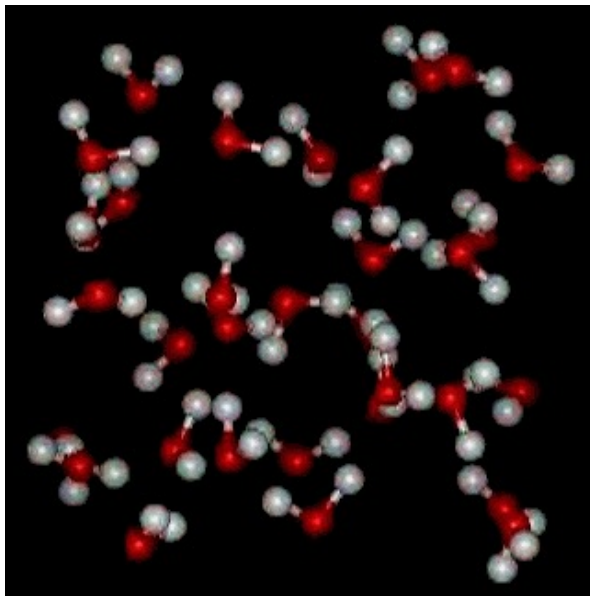
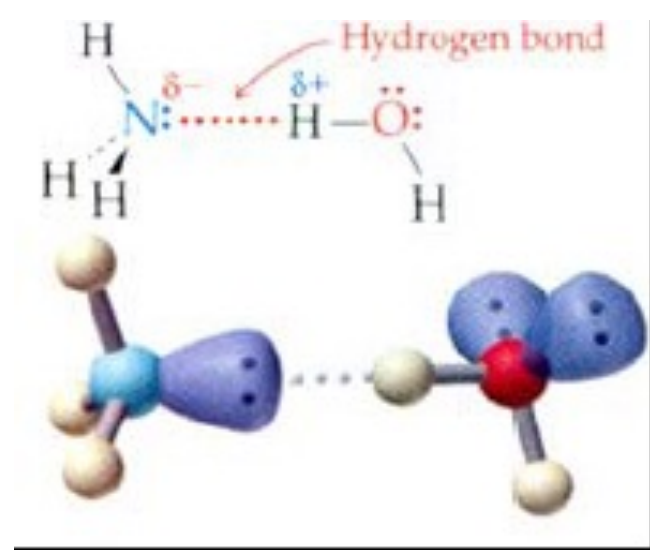
- ▶ Son fuerzas intermoleculares muy intensas y permanentes.

Estructura de la molécula de agua

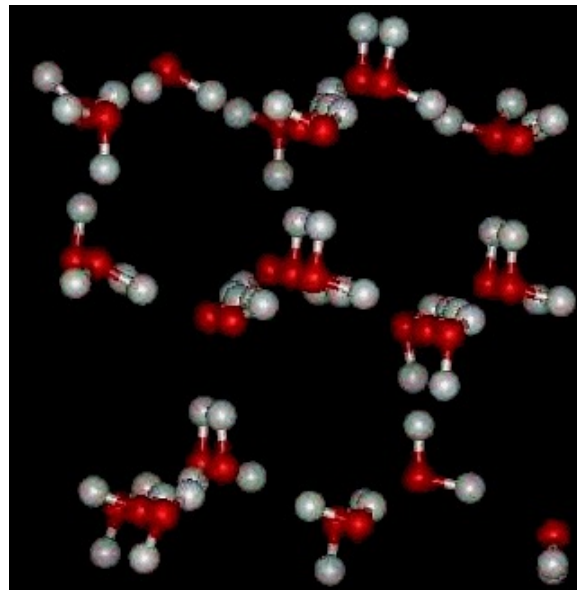


- ▶ Son más **fuertes que las interacciones dipolo - dipolo** y que las fuerzas de dispersión.
- ▶ La formación de puentes de hidrógeno es la **responsable** de un gran número de propiedades físicas o de “**anomalías**” en el comportamiento de algunas sustancias, especialmente del H_2O .
- ▶ Fuerzas de este tipo también están presentes en compuestos como alcoholes, azúcares, ácidos orgánicos, etc., y es la causa de las relativamente altas temperaturas de fusión y ebullición de estos compuestos.

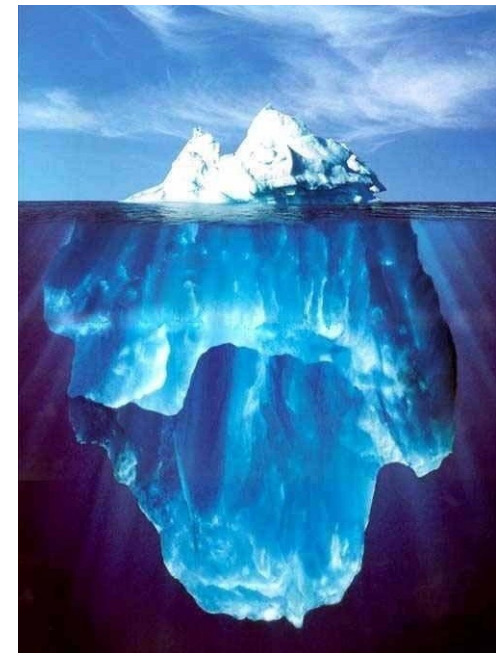
$\text{CH}_4 \rightarrow$ Gas
 $\text{NH}_3 \rightarrow$ Gas
 $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Líquido
 $\text{HF} \rightarrow$ Gas
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow$ Gas



El estado líquido



El estado sólido



En general

- ▶ Los puentes de Hidrógeno:
 - Aumentan los puntos de ebullición
 - Aumentan la viscosidad
 - Afectan la organización conformacional, especialmente en moléculas de interés biológico.

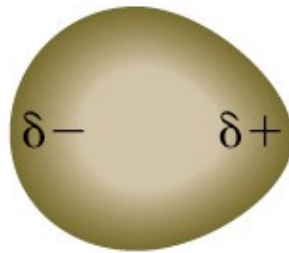
FUERZAS DIPOLO- DIPOLO INDUCIDO

Al acercarse un dipolo a una molécula no polar genera sobre ésta una distorsión de la nube de e-, originando un dipolo transitorio.

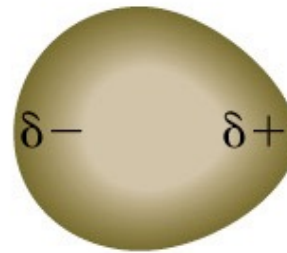


(a)

El átomo esférico no presenta dipolo



(b)

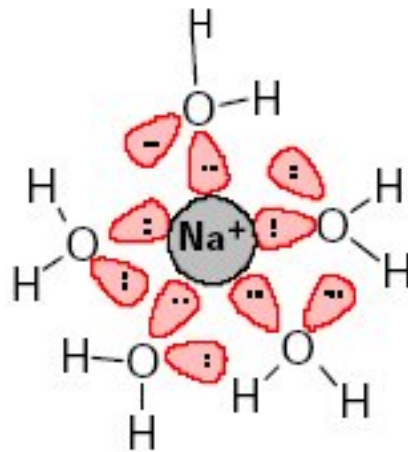


(c)

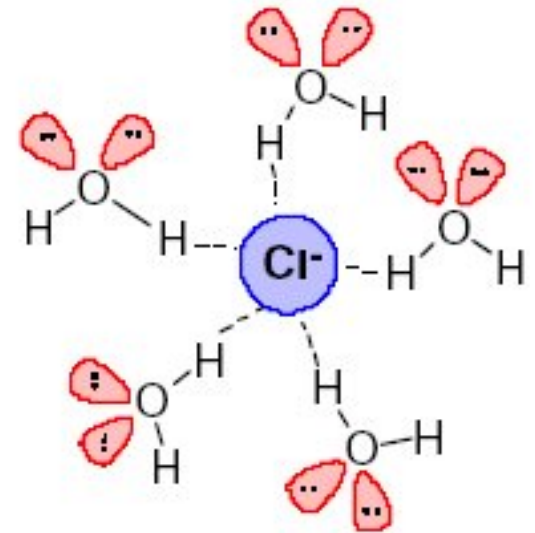
Cuando se acerca una molécula polar el átomo se polariza y se forma un dipolo

FUERZAS IÓN-DIPOLO

- ▶ Son atracciones entre un ión y el polo de carga opuesta de una molécula polar.
- ▶ La magnitud de la atracción aumenta con la carga del ión y la carga del dipolo.
- ▶ Ej: como cuando se disuelven y solvatan los iones de sólidos iónicos.

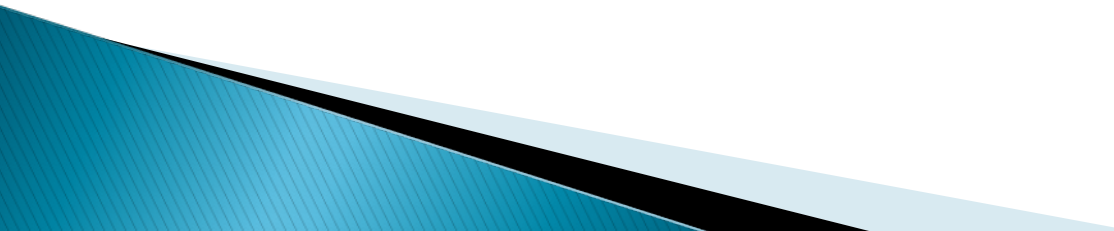


solvatación del catión Na^+

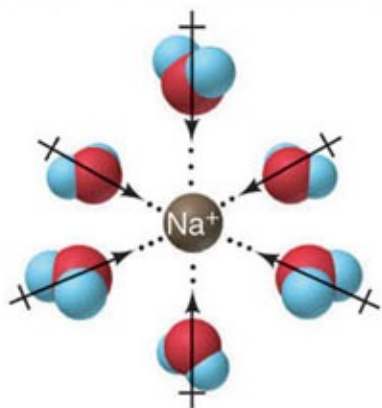


solvatación del anión Cl^-

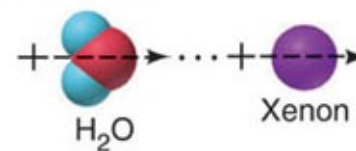
RESUMIENDO

- ✓ La intensidad de las fuerzas depende de la polaridad de la molécula (mayor carga, mayor fuerza) y de la polarizabilidad de su nube electrónica (mayor cantidad de e⁻, mayor fuerza).
 - ✓ Las fuerzas de London están presentes en todas las moléculas.
 - ✓ Las fuerzas dipolo-dipolo se suman a las de London.
 - ✓ Los puentes de H se suman a las de London.
 - ✓ NINGUNA de estas fuerzas es más intensa que los enlaces iónicos o covalentes.
- 

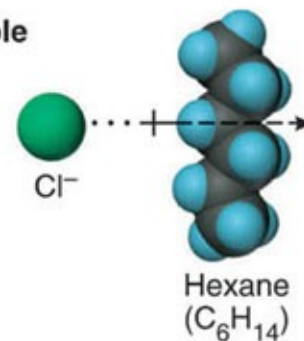
Ion-dipole
(40–600)



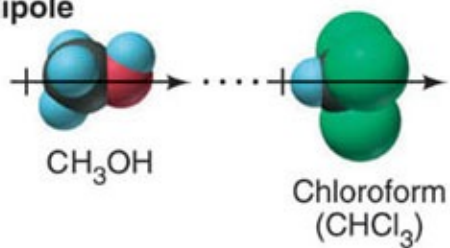
Dipole-induced dipole
(2–10)



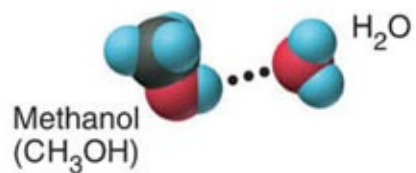
Ion-induced dipole
(3–15)



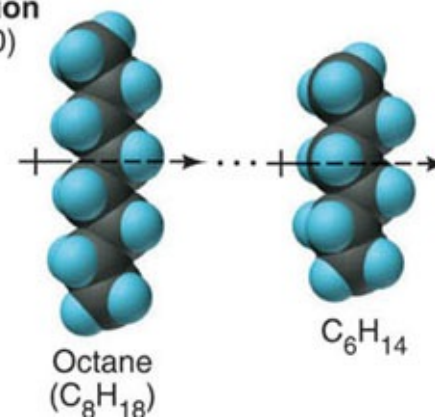
Dipole-dipole
(5–25)



H bond
(10–40)



Dispersion
(0.05–40)



Comparison of the Energies Associated with Bonding (Intramolecular) Forces and Intermolecular Forces

Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
Intramolecular				
Ionic		Cation–anion	400–4000	NaCl
Covalent		Nuclei–shared e ⁻ pair	150–1100	H–H
Metallic		Cations–delocalized electrons	75–1000	Fe
Intermolecular				
Ion-dipole		Ion charge–dipole charge	40–600	Na ⁺O
H bond		Polar bond to H–dipole charge (high EN of N, O, F)	10–40	
Dipole-dipole		Dipole charges	5–25	I–Cl....I–Cl
Ion-induced dipole		Ion charge–polarizable e ⁻ cloud	3–15	Fe ²⁺O ₂
Dipole-induced dipole		Dipole charge–polarizable e ⁻ cloud	2–10	H–Cl....Cl–Cl
Dispersion (London)		Polarizable e ⁻ clouds	0.05–40	F–F....F–F

<u>Sustancia</u>	<u>Tipo de sustancia</u>	<u>Interacción predominante</u>	<u>Punto de fusión</u> (°C)	<u>Punto de ebullición</u> (°C)
NaCl	Iónica	Iónica	801	1465
H₂S	Covalente polar	Dipolo-dipolo	- 83	- 62
H₂O	Covalente polar	Puente de Hidrógeno	0	100
CH₄	Covalente no polar	London (10 e-)	- 182,5	- 161,6
CCl₄	Covalente no polar	London (74 e-)	-23	77
Ne	Atómica	London (10 e-)	- 249	-246