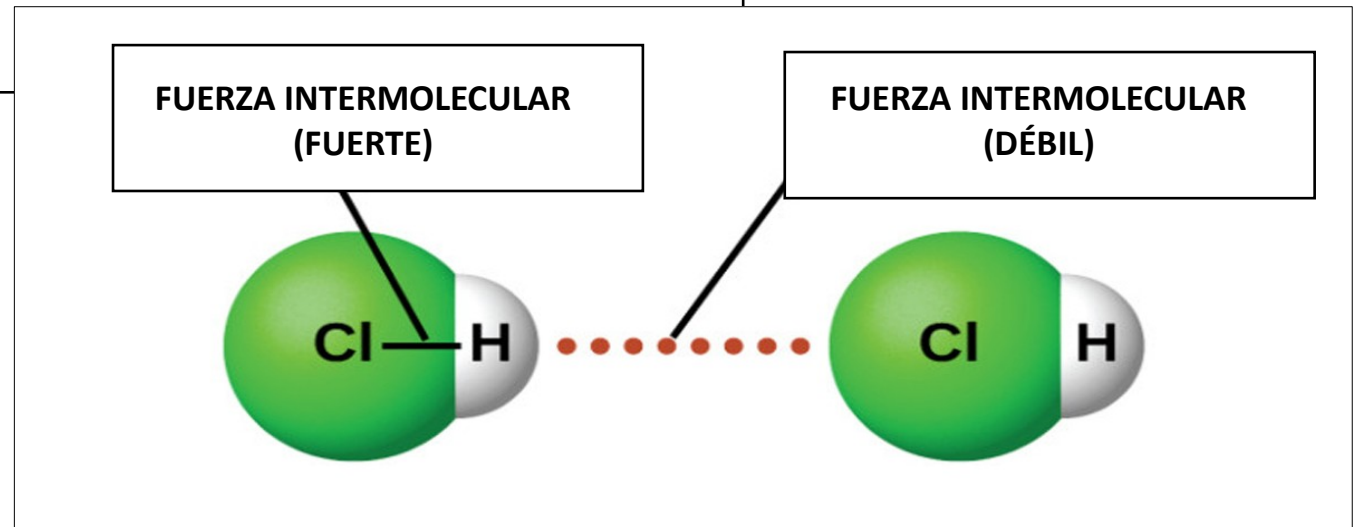


FUERZAS INTERMOLECULARES

- SE REFIEREN A LAS FUERZAS ENTRE PARTÍCULAS INDIVIDUALES (ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES) DE UNA SUSTANCIA
- ESTAS FUERZAS SON LAS RESPONSABLES DE LAS PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS COMO, TEMPERATURAS DE EBULLICIÓN, DENSIDAD, PRESIÓN DE VAPOR, ETC
- LA EXISTENCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES PERMITE LA EXISTENCIA DE LOS ESTADOS LÍQUIDOS Y SÓLIDOS DE LA MATERIA
- ESTAS FUERZAS (INTERMOLECULAR/ INTERÁTOMOS) SON MUCHO MÁS DÉBILES QUE LAS FUERZAS DE ENLACE (FUERZAS INTRAMOLECULARES/ INTRAATÓMICOS) QUE RESULTAN EN LA FORMACIÓN DEL ENLACE QUÍMICO



FUERZAS INTERMOLECULARES (MOLÉCULAS/NO IONES)

FUERZAS INTERMOLECULARES IONES

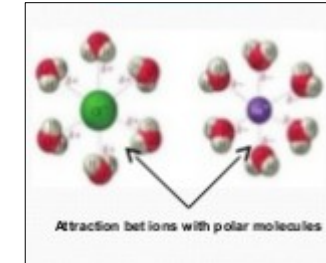
POLARES

NO POLARES

ION-DIPOLO

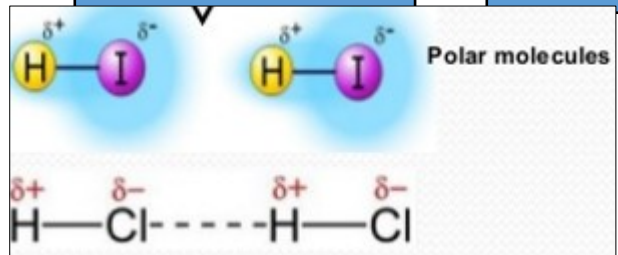
DIPOLOS PERMANENTES

FUERZAS DE DISPERSIÓN DIPOLOS TEMPORALES (LONDON)

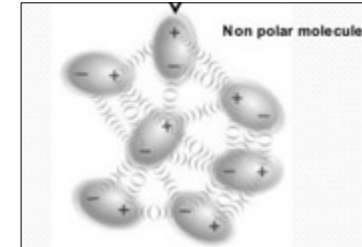
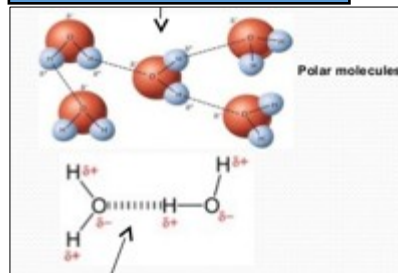


ATRACCIÓN DIPOLO- DIPOLO

ATRACCIÓN DIPOLO- DIPOLO



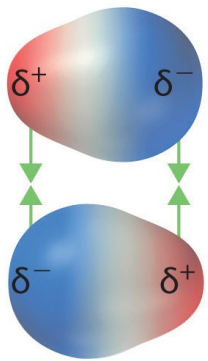
PUENTE HIDRÓGENO



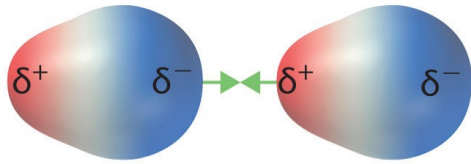
MOLÉCULAS POLARES

INTERACCIÓN DIPOLO-DIPOLO PERMANENTE

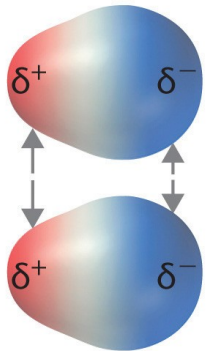
Las interacciones permanentes dipolo-dipolo ocurren entre moléculas polares covalentes debido a la atracción entre átomos (+) de una molécula con los átomos (-) de otra.



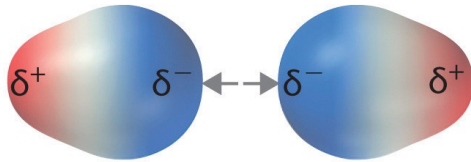
(a) Attraction



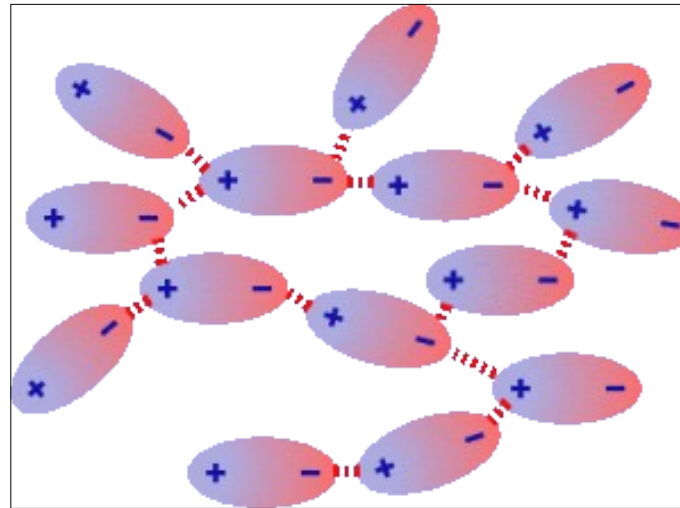
(b) Attraction



(c) Repulsion



(d) Repulsion



BF₃, SO₂, HCl

Un aumento de temperatura provoca un incremento del movimiento de vibración, traslación y rotación de las moléculas, lo cual genera más movimientos aleatorios entre las moléculas y en consecuencia las interacciones dipolo-dipolo disminuyen

MOLECULAS POLARES

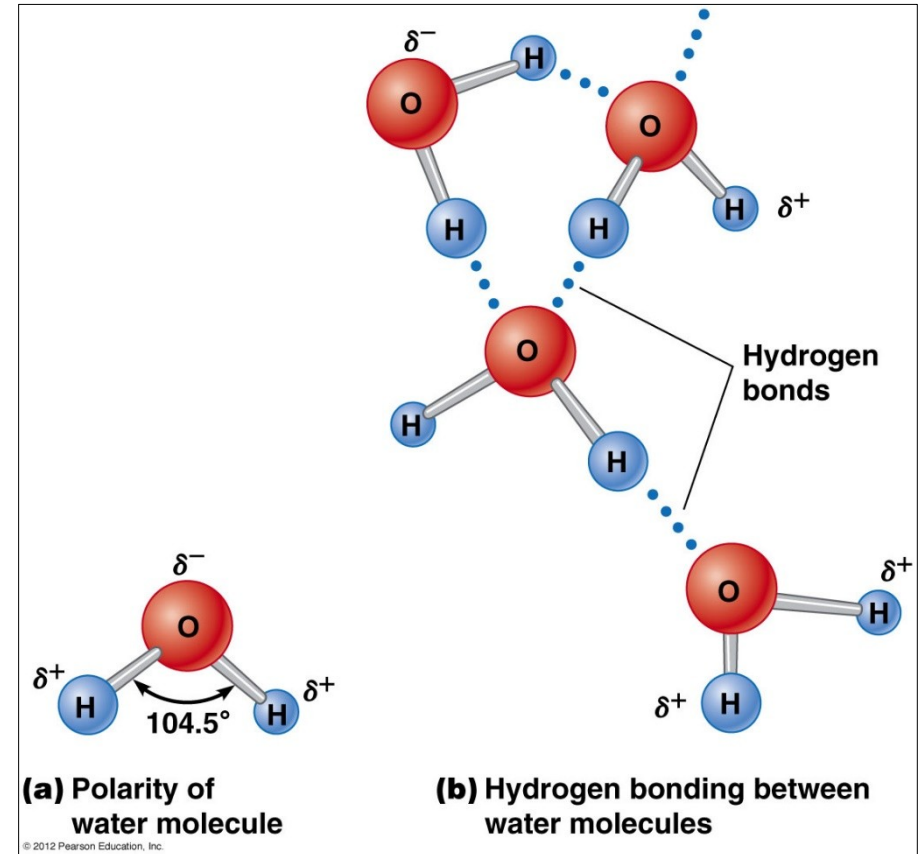
PUENTE HIDRÓGENO

El puente hidrógeno se presenta entre moléculas covalentes polares que tienen hidrógeno y uno de los tres elementos más electronegativos de tamaño pequeño: F, O o N.

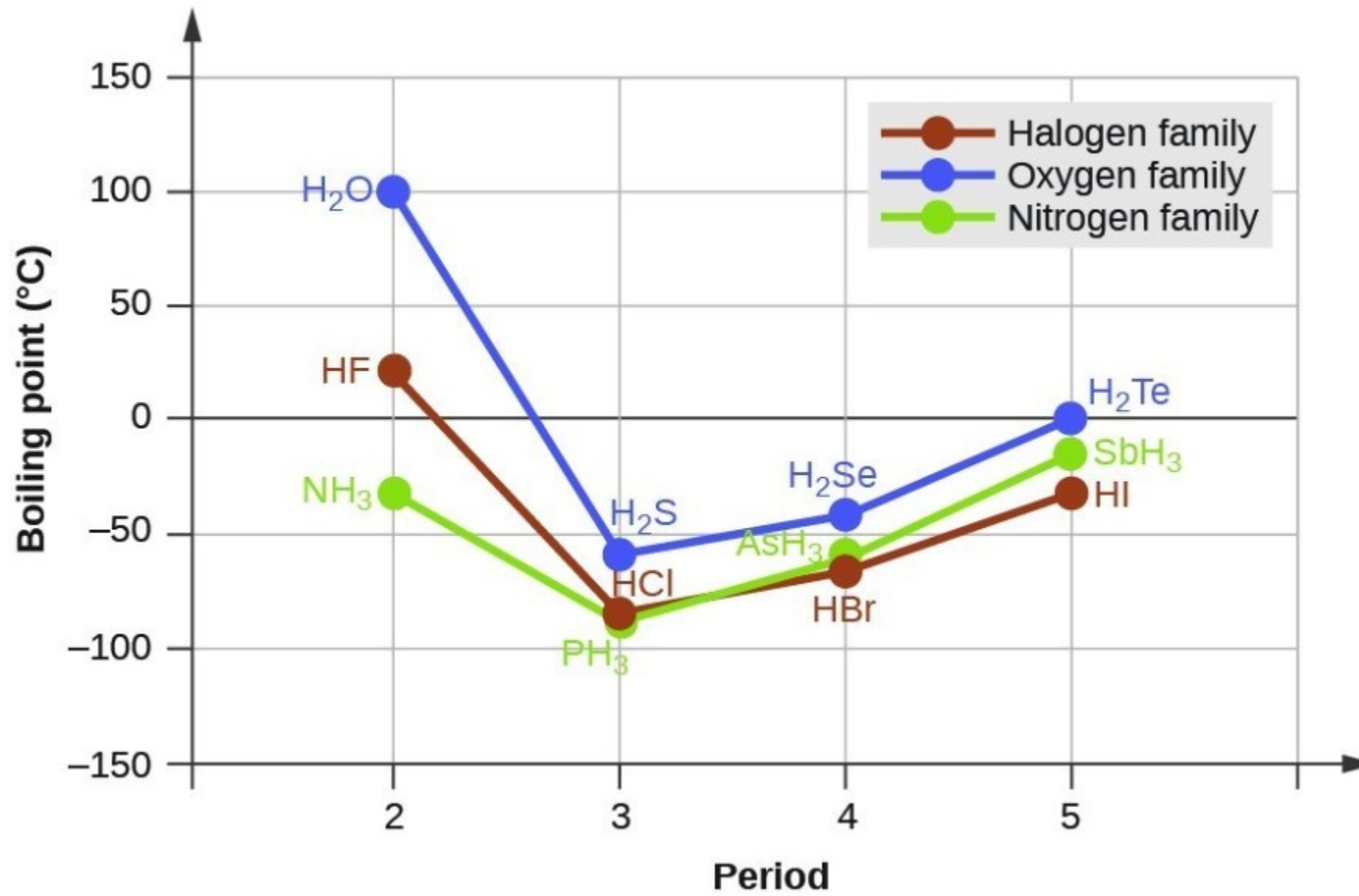
El puente hidrógeno son fuerzas de atracción dipolo-dipolo.

Son las fuerzas dipolo-dipolo más fuertes.

Al puente hidrógeno se deben los altos puntos de fusión y ebullición poco comunes de compuestos como el agua, alcohol etílico y amoníaco comparados con otros compuestos de masas moleculares y geometrías moleculares parecidas.



VARIACIÓN DE LAS TEMPERATURAS DE EBULLICIÓN DE HIDRUROS NO METÁLICOS
ATENCIÓN CON LOS COMPUESTOS QUE PRESENTAN FUERZAS INTERMOLECULARES PUENTE
HIDRÓGENO



MOLÉCULAS NO POLARES

FUERZAS DE DISPERSIÓN O FUERZAS DE LONDON

✓ FUERZAS DE ATRACCIÓN MUY DÉBILES

✓ SÓLO SON IMPORTANTES A UNA DISTANCIA EXTREMADAMENTE CORTAS ($1/d^7$)

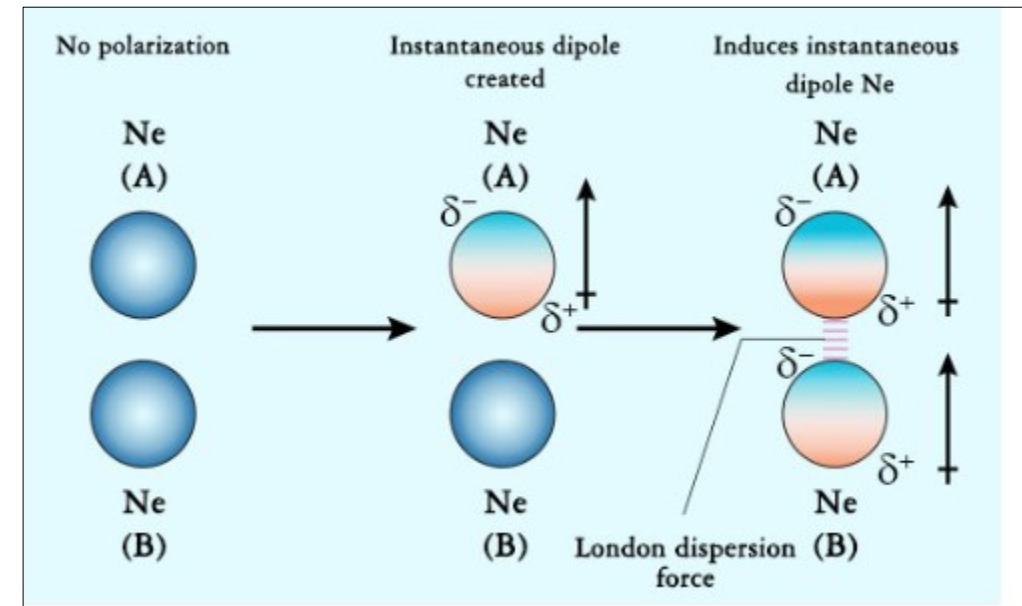
✓ PRESENTE EN TODAS LAS SUSTANCIAS

✓ MÁS DÉBILES CUANTO MÁS PEQUEÑA SEA LA MOLÉCULA

✓ PRESENTES ENTRE SUSTANCIAS NO POLARES SIMÉTRICAS (SO₂, CO₂, O₂, N₂, BR₂, H₂, C)

Y ESPECIES MONOATÓMICAS COMO LOS GASES NOBLES (He, Ar, Ne)

✓ RESULTAN DE LA ATRACCIÓN DEL NÚCLEO DE CARGA POSITIVA DE UN ÁTOMO POR LA NUBE ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO DE MOLÉCULAS CERCANAS. ESTA ATRACCIÓN INDUCE DIPOLOS TEMPORALES ENTRE ÁTOMOS O MOLÉCULAS VECINOS

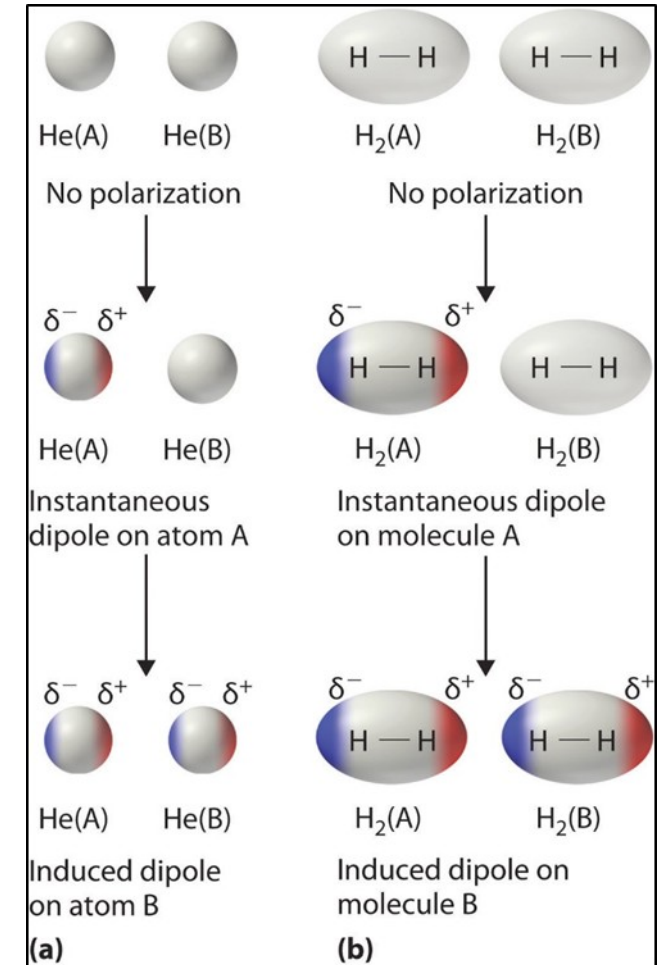


ATENCIÓN!!!!!!!!!!!!!!!!!!!!

La **polarizabilidad aumenta** con el **incremento del número de electrones** y, por tanto, con el aumento de tamaño de las moléculas. En consecuencia. Las fuerzas de dispersión son, en general, más fuertes en las moléculas más grandes o con más electrones.

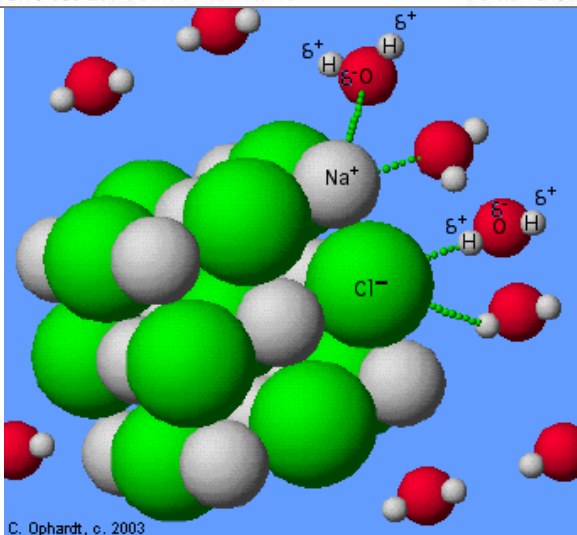
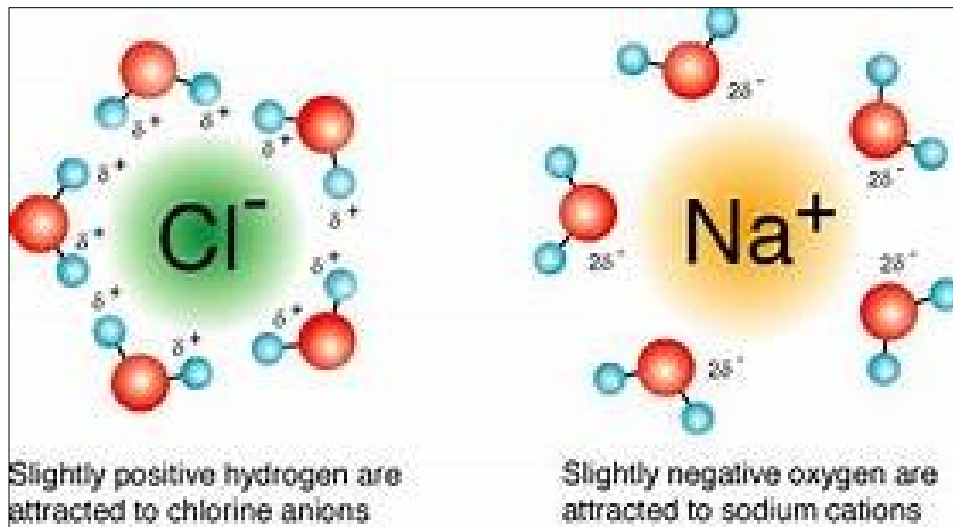
LEE CUIDADOSAMENTE!!!!

Las fuerzas de dispersión son las más débiles de todas y están presentes en todas las sustancias!!!!!!
En las moléculas muy grandes o muy polarizables, puede ser aun mayor que las fuerzas dipolo-dipolo o de puente hidrógeno.

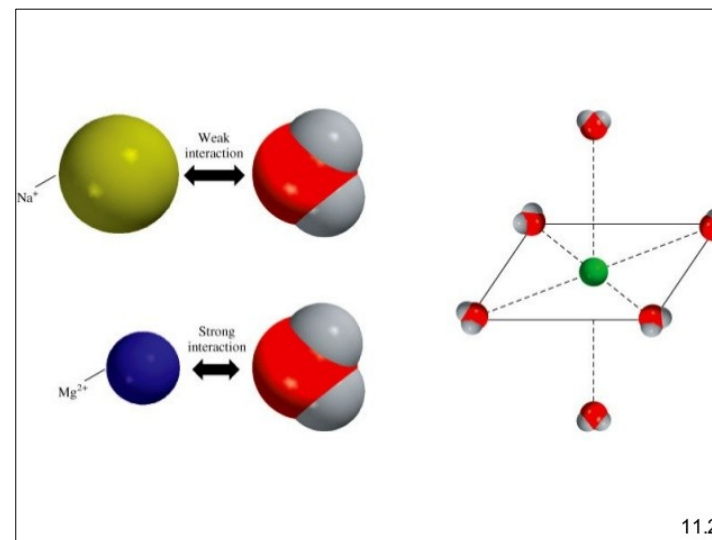


FUERZAS ION –DIPOLO

Estas fuerzas se manifiestan entre moléculas polares y cationes o aniones.



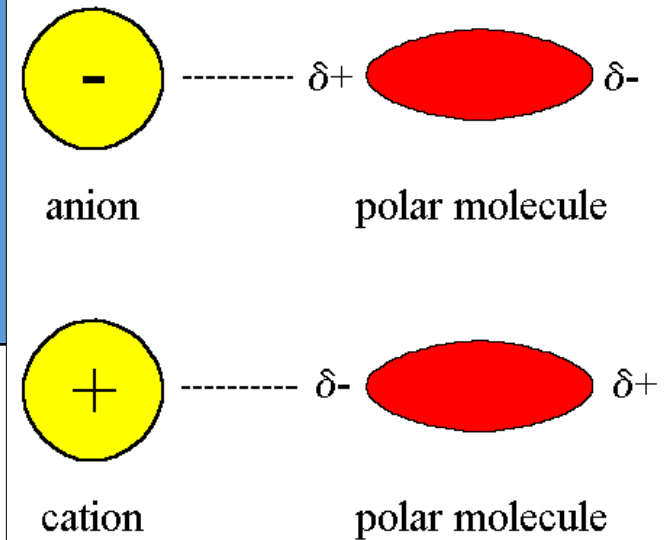
A menor tamaño del ion mayor capacidad para atraer a las moléculas polares



FUERZAS ION –DIPOLO

Estas fuerzas se manifiestan entre moléculas polares y cationes o aniones.

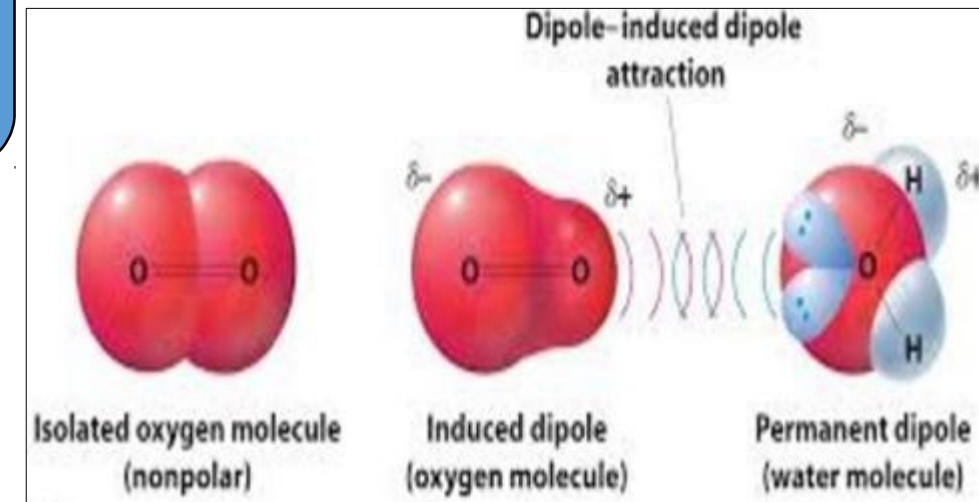
Los iones polarizan las moléculas POLARES



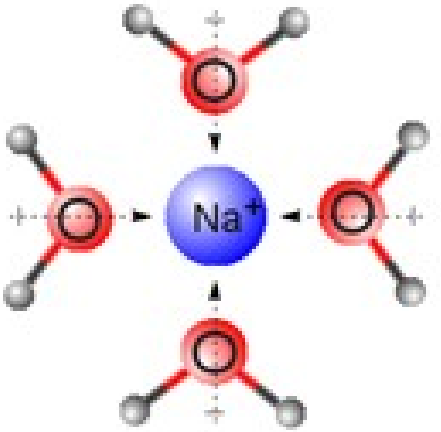
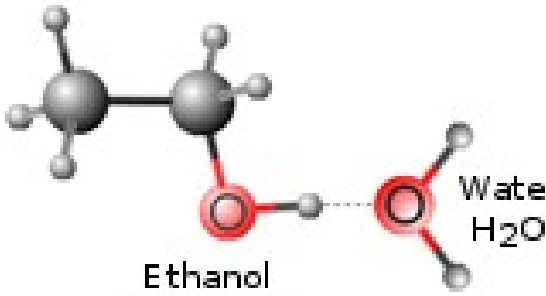
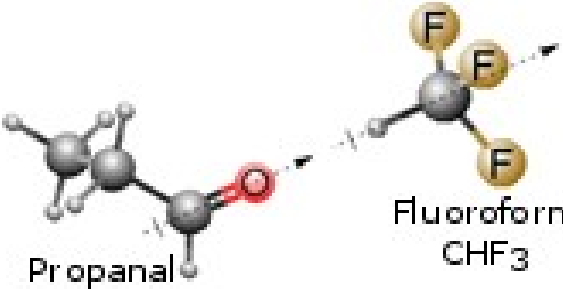
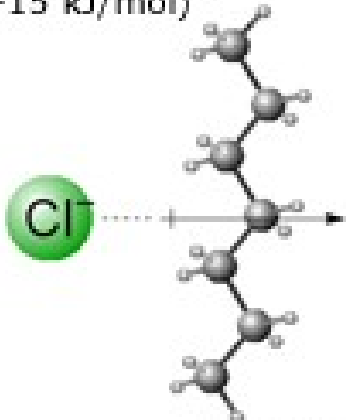
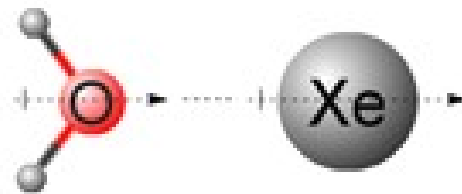
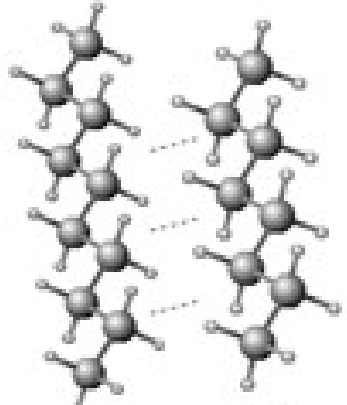
FUERZAS DIPOLO- DIPOLO INDUCIDO

Estas fuerzas se manifiestan entre átomos, iones, moléculas polares con moléculas no polares.

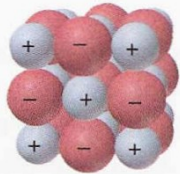



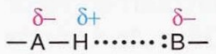
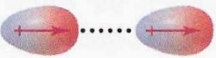



Los átomos, iones o moléculas polares polarizan a las moléculas no polares



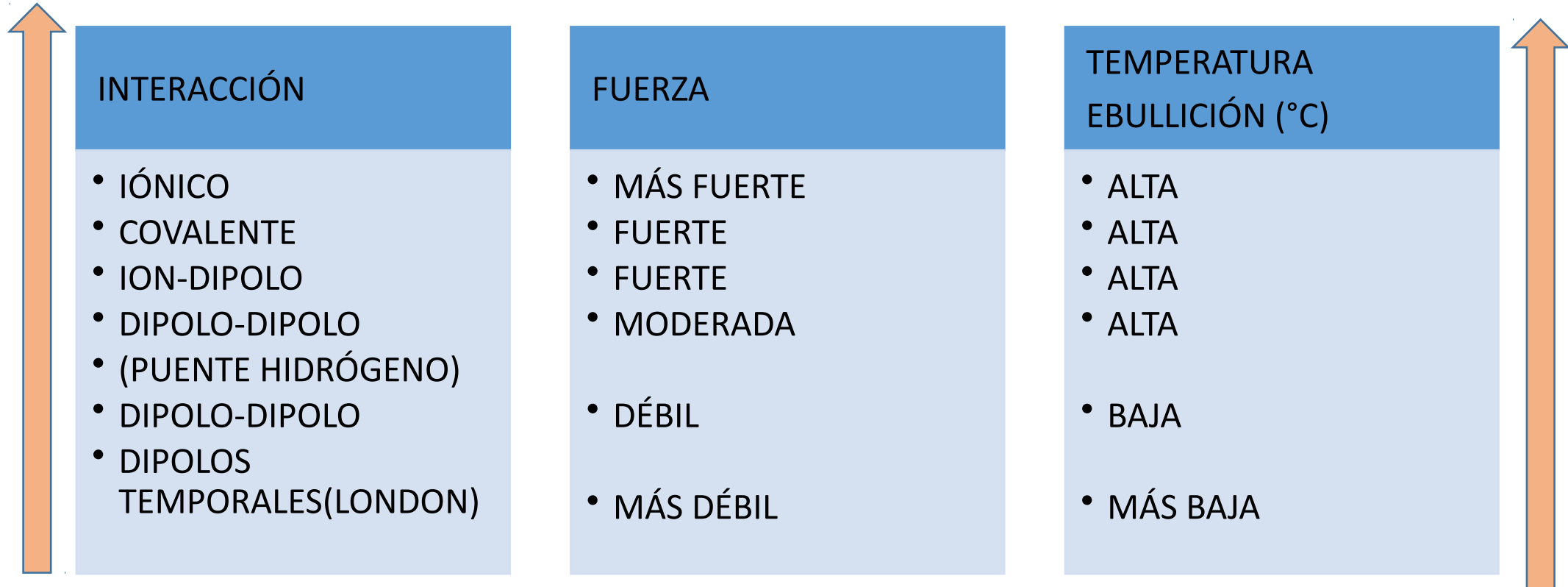
COMPARACIÓN DE LAS DISTINTAS FUERZAS INTERMOLECULARES

<p>Ion-Dipole (40-600 kJ/mol)</p> 	<p>Hydrogen Bonding (10-40 kJ/mol)</p>  <p>Ethanol <chem>CH3CH2OH</chem></p> <p>Water <chem>H2O</chem></p>	<p>Dipole-Dipole (5-25 kJ/mol)</p>  <p>Propanal <chem>C3H6O</chem></p> <p>Fluoroform <chem>CHF3</chem></p>
<p>Ion-Induced Dipole (3-15 kJ/mol)</p>  <p>Heptane <chem>C7H16</chem></p>	<p>Dipole-Induced Dipole (2-10 kJ/mol)</p> 	<p>Dispersion (0.05-40 kJ/mol)</p>  <p>Decane <chem>C10H22</chem></p> <p>Octane <chem>C8H18</chem></p>

Comparison of Bonding and Nonbonding (Intermolecular) Forces

Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
Bonding				
Ionic		Cation–anion	400–4000	NaCl
Covalent		Nuclei–shared e^- pair	150–1100	H—H
Metallic		Cations–delocalized electrons	75–1000	Fe
Nonbonding (Intermolecular)				
Ion-dipole		Ion charge–dipole charge	40–600	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{array}{l} \text{H} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$
H bond		Polar bond to H–dipole charge (high EN of N, O, F)	10–40	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{H} \end{array} \cdots \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Dipole-dipole		Dipole charges	5–25	$\text{I--Cl} \cdots \text{I--Cl}$
Ion-induced dipole		Ion charge–polarizable e^- cloud	3–15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipole-induced dipole		Dipole charge–polarizable e^- cloud	2–10	$\text{H--Cl} \cdots \text{Cl--Cl}$
Dispersion (London)		Polarizable e^- clouds	0.05–40	$\text{F--F} \cdots \text{F--F}$

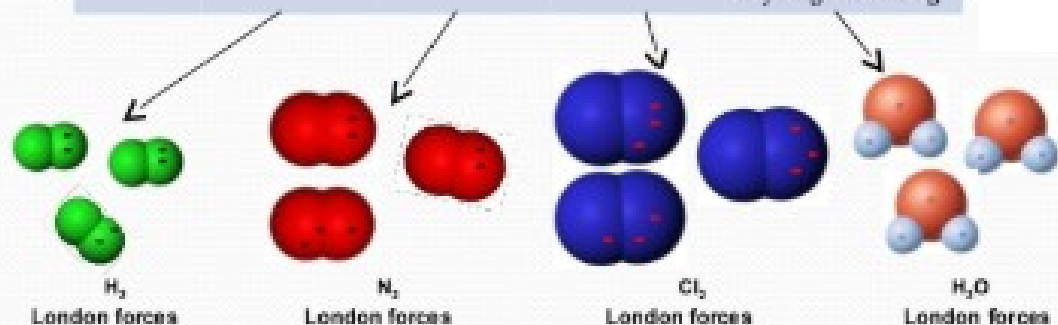
TIPOS DE FUERZAS



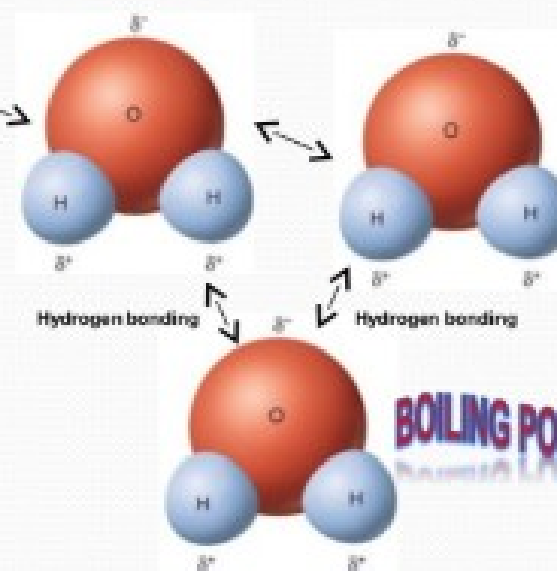
INTERACCIÓN	FUERZA	TEMPERATURA EBULLICIÓN (°C)
<ul style="list-style-type: none">• IÓNICO• COVALENTE• ION-DIPOLO• DIPOLO-DIPOLO• (PUENTE HIDRÓGENO)• DIPOLO-DIPOLO• DIPOLOS TEMPORALES(LONDON)	<ul style="list-style-type: none">• MÁS FUERTE• FUERTE• FUERTE• MODERADA• DÉBIL• MÁS DÉBIL	<ul style="list-style-type: none">• ALTA• ALTA• ALTA• ALTA• BAJA• MÁS BAJA

STRONG FORCE ↑ → **BOILING POINT** ↑

	H ₂	N ₂	Cl ₂	H ₂ O
RMM	2	28	71	18
Boiling Point/°C	-152	-196	-34	100
Forces	London force	London force	London force	London force Dipole/dipole Hydrogen bonding



RMM increase ↑ - London force/VDF increase ↑ - boiling point increase ↑



BOILING POINT ↑

RMM lowest ↓ - boiling point highest ↑ - due to hydrogen bonding