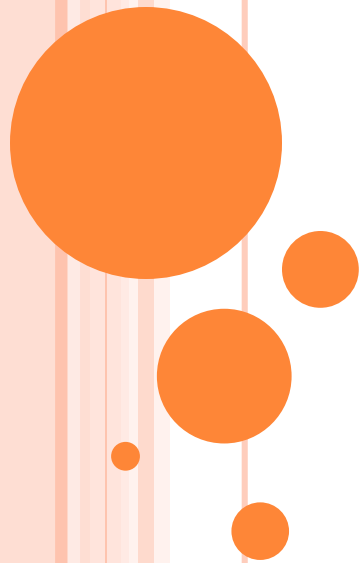
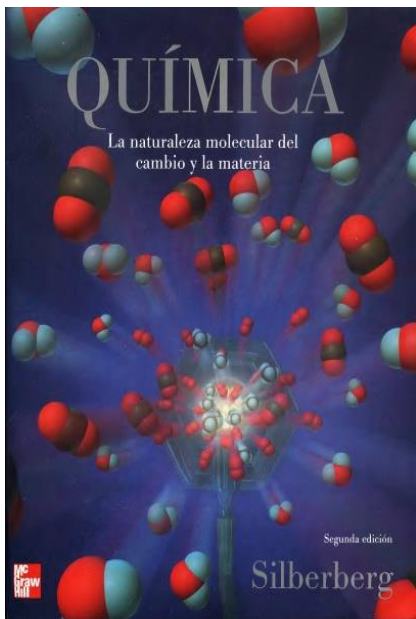


# ENLACE

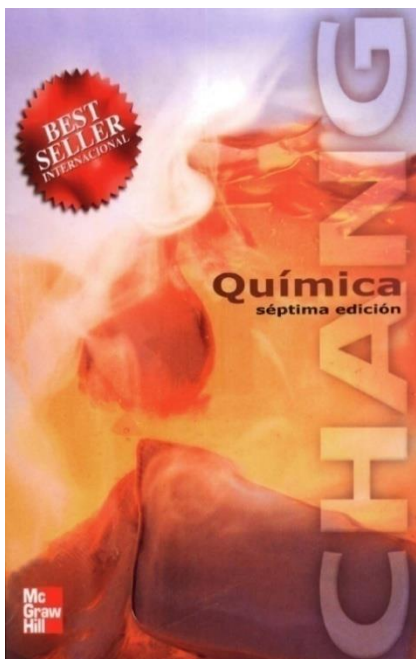
Enlace de baja energía





# 12 Fuerzas intermoleculares: Líquidos, sólidos y cambios de fase

429



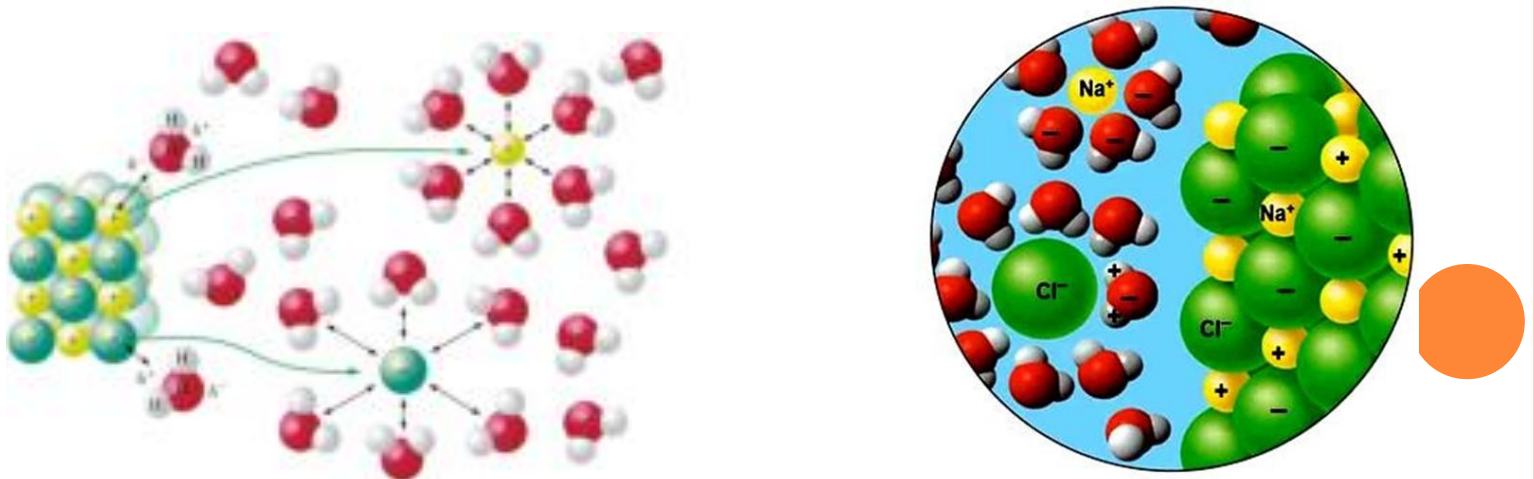
## CAPÍTULO 11 Las fuerzas intermoleculares y los líquidos y sólidos 417



# SOLUBILIDAD

¿Por qué se disuelven las sustancias iónicas si su interacción electrostática es tan fuerte?


- Las sustancias iónicas son solubles en disolventes polares debido a las interacciones ión-dipolo que se establecen entre el ion y el disolvente.
- Sólo se produce la disolución si la magnitud de la interacción ion-dipolo compensa la energía reticular y las fuerzas intermoleculares en el disolvente.



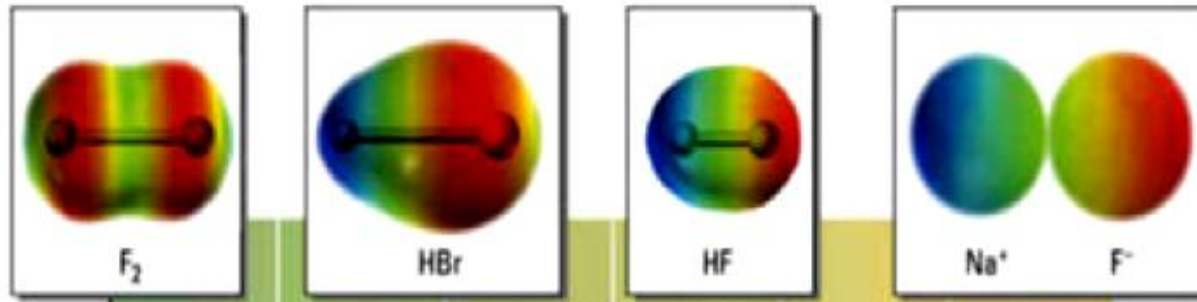
# FUERZAS INTERMOLECULARES

**Son fuerzas que existen entre las moléculas o iones e influyen en las propiedades físicas de la sustancia**

**Participan:**

- En el estado de agregación de la sustancia (sólido, líquido o gas)
  - En la capacidad de la sustancia de interaccionar con otras moléculas
  - En la capacidad de la sustancia de solubilizarse en un cierto disolvente (caso particular del caso anterior)
- 

# LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD $\Delta EN$ Y LOS DISTINTOS TIPOS DE COMPUESTOS



Apolar o no polar

Aumento de carácter iónico

Aumento de carácter covalente

Enlace covalente no polar

Enlace covalente polar

Enlace iónico

iónico

polar

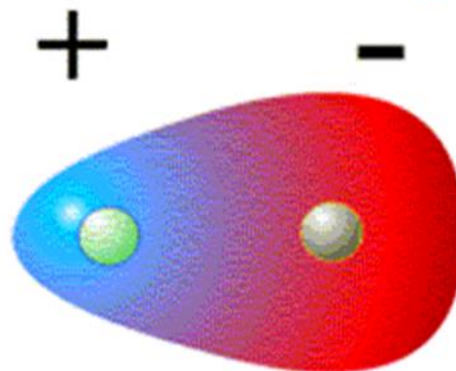
Modelo Clásico



# MOMENTOS DIPOLARES

- Cuando dos átomos distintos se unen covalentemente, la distribución de la nube  $e^-$  es desigual, dando un leve exceso de carga(-) en el átomo más electronegativo y un ligero exceso de carga positiva en el átomo que atrae con menor fuerza a los  $e^-$ .
- $\delta$  representa una carga parcial de magnitud menor a la carga del  $e^-$ .

Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad

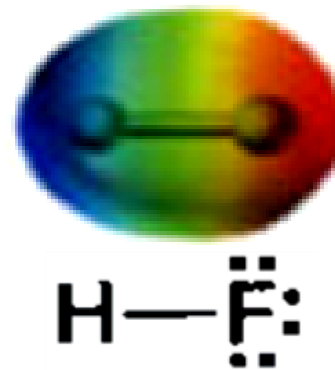
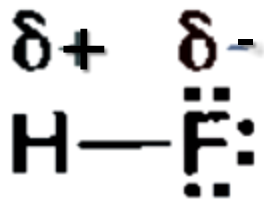


# ENLACE COVALENTE POLAR

- Cuando el enlace covalente se encuentra polarizado, por diferencias de electronegatividad entre los átomos, se genera una región negativa (**roja** en la figura) y una región positiva (**azul** en la figura) que se conoce como:

## DIPOLO

y que se representa como densidad de carga ( $\delta$ )



# DIPOLO ELÉCTRICO:

- Dos cargas eléctricas de signo opuesto están separadas por una cierta distancia
- Su magnitud se mide por su **momento dipolar,  $\mu$** .

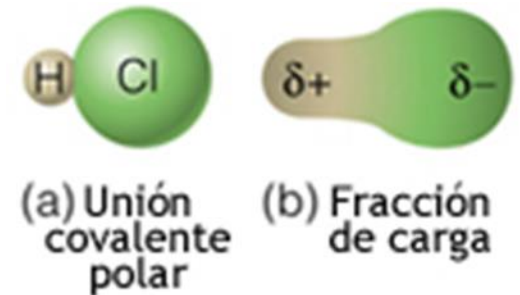
$$\mu = Qr$$

$Q$ = magnitud de las cargas (son de signo opuesto pero misma magnitud)

$r$ = es la distancia que las separa.

Sus unidades son Coulomb-metro (Cm) y

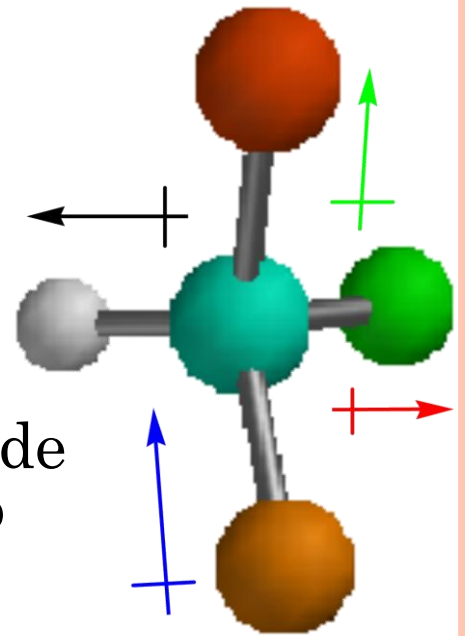
se expresa en **Debyes (D) =  $3.34 \times 10^{-30}$  Cm**.



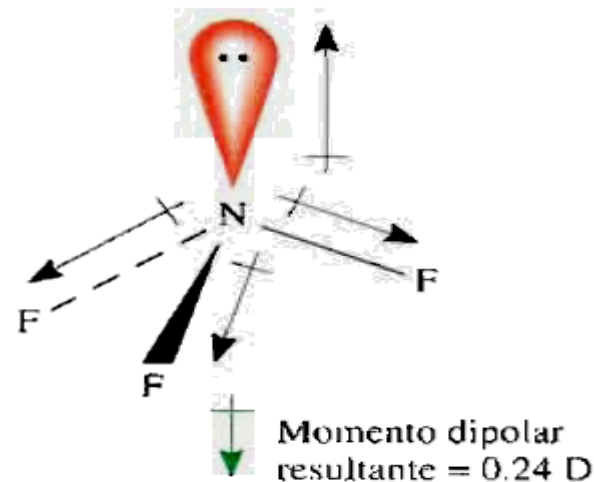
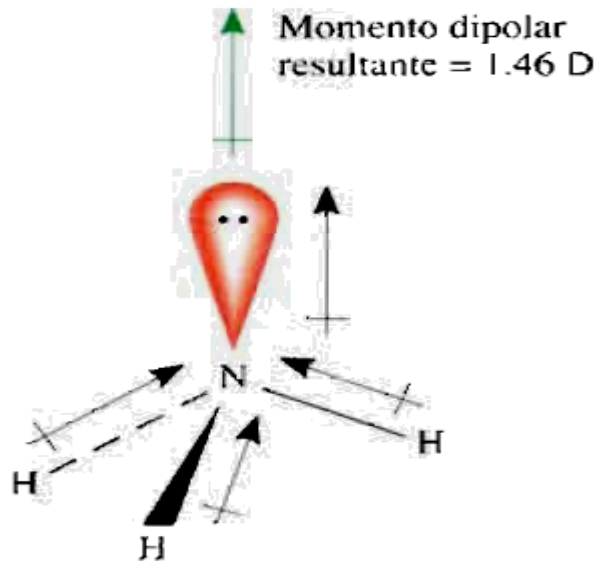


# MOMENTO DIPOLAR

- El grado de polaridad de una molécula puede ser racionalizado en términos del momento dipolar molecular.
- El momento dipolar molecular es la suma vectorial de todos sus momentos dipolares de enlace.
- Las moléculas en las que el átomo central está rodeado simétricamente por átomos idénticos (por ej.  $\text{BF}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ) son no polares, porque su  $\mu = 0$ , a pesar de la polaridad de los enlaces individuales ( $\mu_{\text{enlace}} \neq 0$ ).



# MOMENTO DIPOLAR



El momento dipolar molecular es la ***suma vectorial*** de todos sus momentos dipolares de enlace

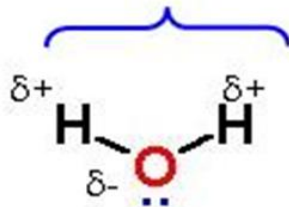


# MOMENTO DIPOLAR

- Moléculas con más átomos es fundamental conocer la geometría para calcular el  $\mu$  global
- Mayor diferencia de electronegatividades implica **MAYOR POLARIDAD**

Molécula de: **Agua**

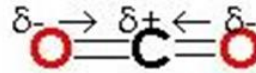
asimétrica



$\mu = 1.85 \text{ D}$

**CO<sub>2</sub>**

simétricas



0.0 D

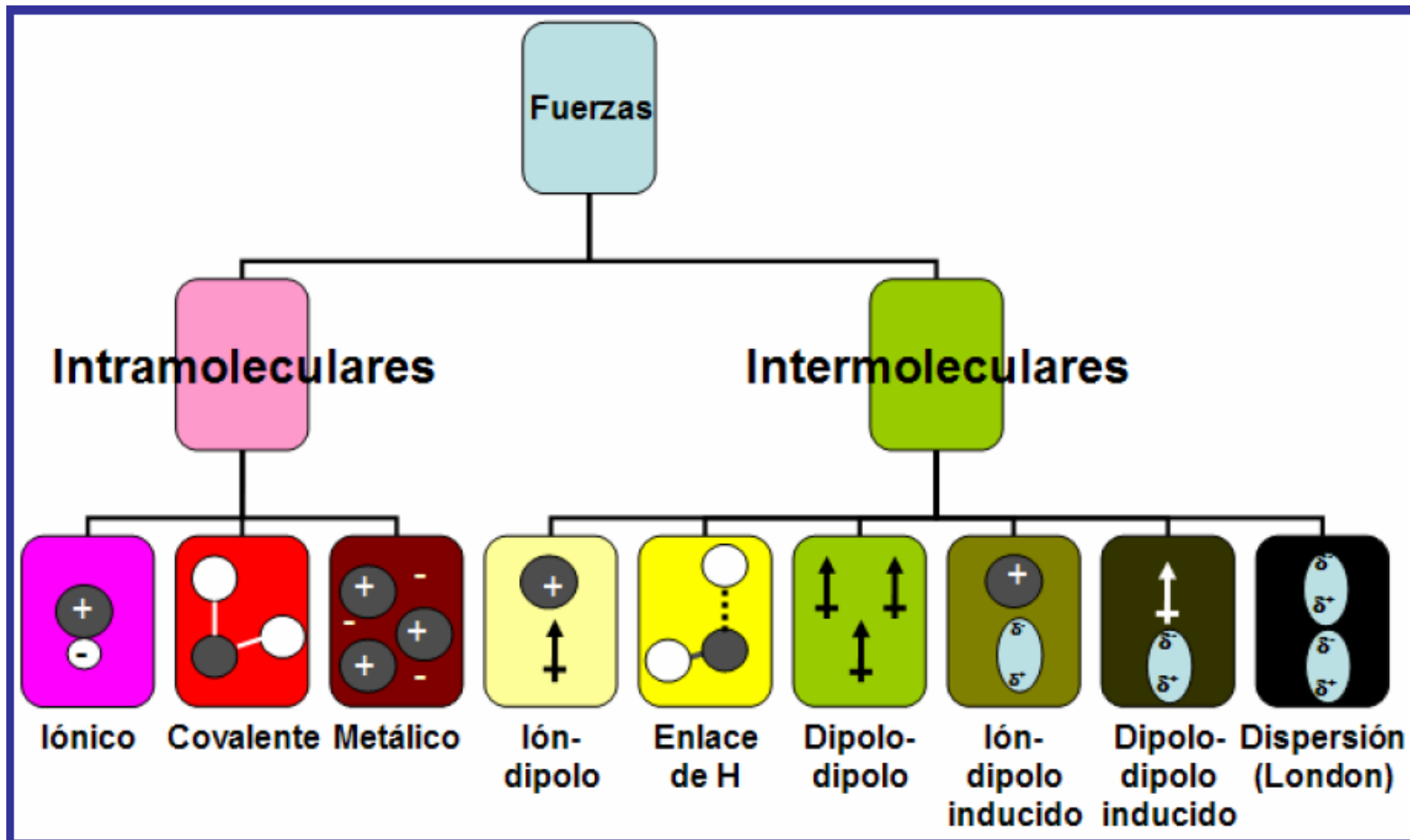
**CCl<sub>4</sub>**






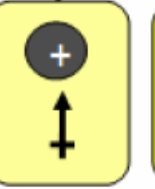

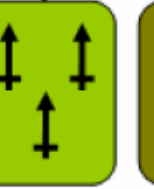
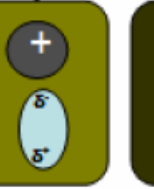
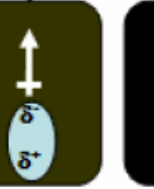
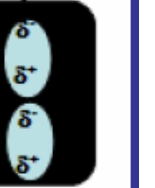
0.0 D



# FUERZAS INTERMOLECULARES



# TIPOS DE FUERZAS

								
<b>Iónico</b>	<b>Covalente</b>	<b>Metálico</b>	<b>Ión-dipolo</b>	<b>Enlace de H</b>	<b>Dipolo-dipolo</b>	<b>Ión-dipolo inducido</b>	<b>Dipolo-dipolo inducido</b>	<b>Dispersión (London)</b>
<b>Energía (Kcal/mol)</b>								
400-4000	150-1100	75-1000	40-600	10-40	5-25	3-15	2-10	0.05-40
<b>Ejemplos</b>								
Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup>	H-H	Fe <sub>n</sub>	Na <sup>+</sup> ...H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O...H <sub>2</sub> O	I-Cl ... I-Cl	Fe <sup>2+</sup> ... O <sub>2</sub>	H-Cl ... Cl-Cl	F-F ... F-F



# FUERZAS INTERMOLECULARES

- Intermolecular *vs* intramolecular.
  - 41 kJ para evaporar 1 mol de agua (intermolecular).
  - 930 kJ para romper todos los enlaces O-H en 1 mol de agua (intramoelcular).

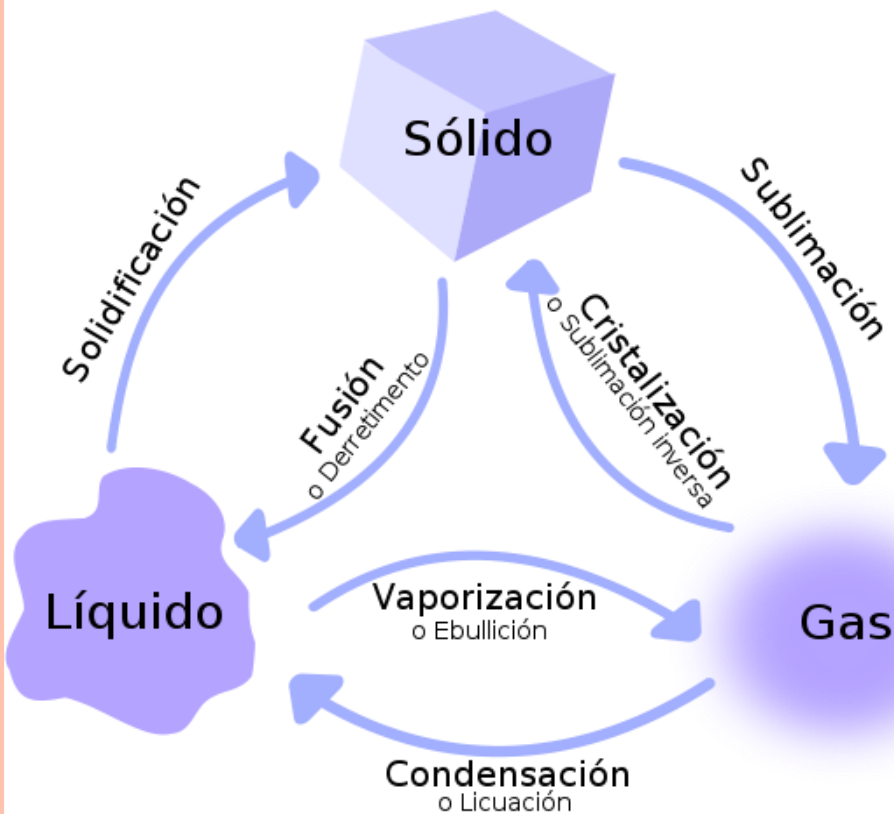


# ENLACES DE BAJA ENERGÍA

- Como las fuerzas intermoleculares sólo son significativas cuando las moléculas se encuentran a cortas distancias unas de otras, únicamente cobran sentido en los estados de agregación **líquido y sólido**, donde las partículas están muy cercanas entre sí.
- Estas interacciones atractivas (también llamadas fuerzas de cohesión) determinan el valor correspondiente al **punto de fusión (PF)** y al **punto de ebullición (PEb)** de la sustancia.



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



Para que se produzcan estos cambios de estado deben debilitarse las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas.

Cuando la fuerza intermolecular es mayor, es mayor el punto de fusión y de ebullición de la sustancia.



# ENLACES DE BAJA ENERGÍA

<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
H <sub>2</sub> S	Covalente polar	Dipolo-dipolo	- 83	- 62
H <sub>2</sub> O	Covalente polar	Puente de Hidrógeno	0	100
CH <sub>4</sub>	Covalente no polar	London (10 e-)	- 182,5	- 161,6
CCl <sub>4</sub>	Covalente no polar	London (74 e-)	-23	77
Ne	Atómica	London (10 e-)	- 249	-246



# FUERZAS INTERMOLECULARES - CLASIFICACIÓN

Se dividen en dos grandes grupos:

➤ Fuerzas ión dipolo (electrostática).

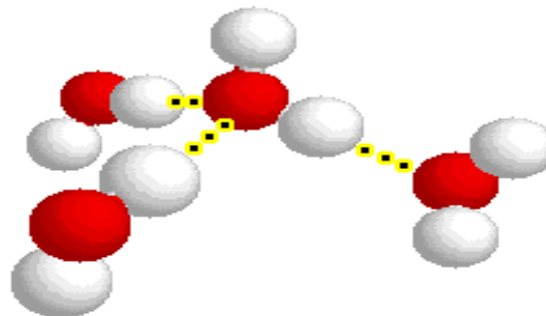
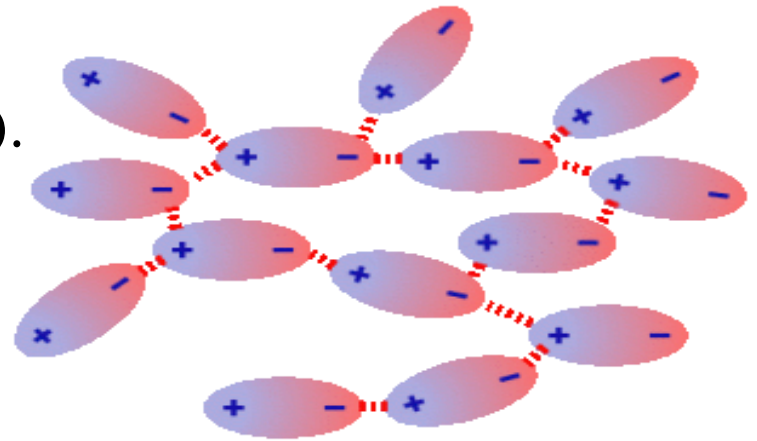
➤ Fuerzas de van der Waals.

✓ dipolo – dipolo.

✓ Enlace de Hidrógeno.

✓ dipolo – dipolo inducido.

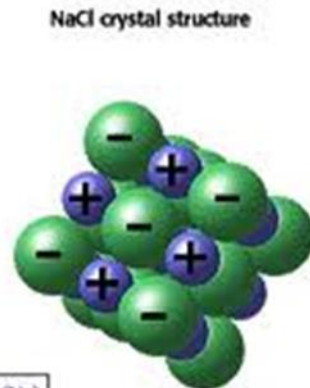
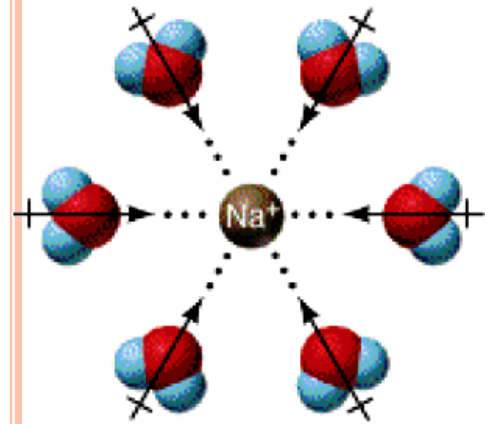
✓ Fuerzas de dispersión (fuerzas de London).



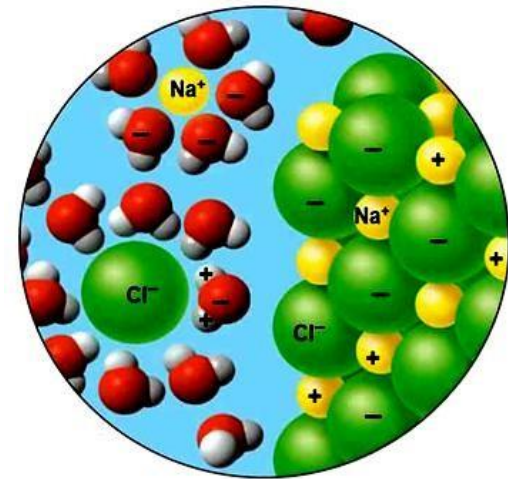
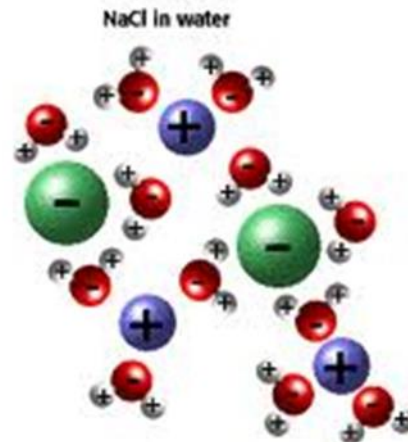
# IÓN-DIPOLO

- 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 el módulo del vector momento dipolar molecular

***... aparece cuando se disuelven y solvatan los iones de sólidos iónicos***

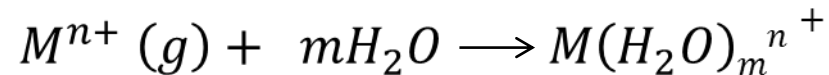


sodium (Na)  
chlorine (Cl)



# ENTALPÍA de HIDRATACIÓN $\Delta H_{\text{hidr}}$

Al calor desprendido al pasar a un ion desde un estado inicial en fase gaseosa a un estado final rodeado de moléculas de agua, se le conoce como **entalpía de hidratación  $\Delta H_{\text{hidr}}$**



La interacción es entre un ion y un número variable de moléculas de agua, que depende de la naturaleza del ion.

$M^{1+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)	$M^{2+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)	$M^{3+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)
$Na^+$	-405	$Mg^{+2}$	-1922	$Al^{+3}$	-4660
$K^+$	-321	$Ca^{+2}$	-1592	$Fe^{+3}$	-4376
$Rb^+$	-296	$Sr^{+2}$	-1445	$In^{+3}$	-4109
$Cs^+$	-263	$Ba^{+2}$	-1304	$La^{+3}$	-3283

# VARIABLES QUE INFLUYEN EN LA MAGNITUD DE LA INTERACCIÓN ENTRE EL CATIÓN Y LAS MOLÉCULAS DE AGUA:

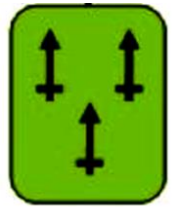
1. **CARGA**: la entalpía de hidratación de los iones trivalentes son mucho mayores que los divalentes y monovalentes.

2. **TAMAÑO**: dentro de un grupo de iones con la misma  $Q$ , la interacción más fuerte la experimentan los de menor tamaño, debido a que los mas pequeños su  $Q^+$  se encuentra concentrada en un menor volumen, lo que es equivalente a decir que tienen una mayor densidad de carga.

$M^{1+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)	$M^{2+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)	$M^{3+}$	$\Delta H_{\text{hidr}}$ (kJ/mol)
$Na^+$	-405	$Mg^{+2}$	-1922	$Al^{+3}$	-4660
$K^+$	-321	$Ca^{+2}$	-1592	$Fe^{+3}$	-4376
$Rb^+$	-296	$Sr^{+2}$	-1445	$In^{+3}$	-4109
$Cs^+$	-263	$Ba^{+2}$	-1304	$La^{+3}$	-3283

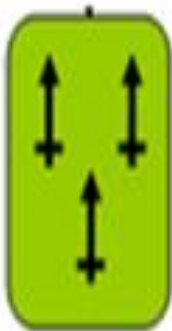


# FUERZAS DIPOLO-DIPOLO



Dipolo-dipolo

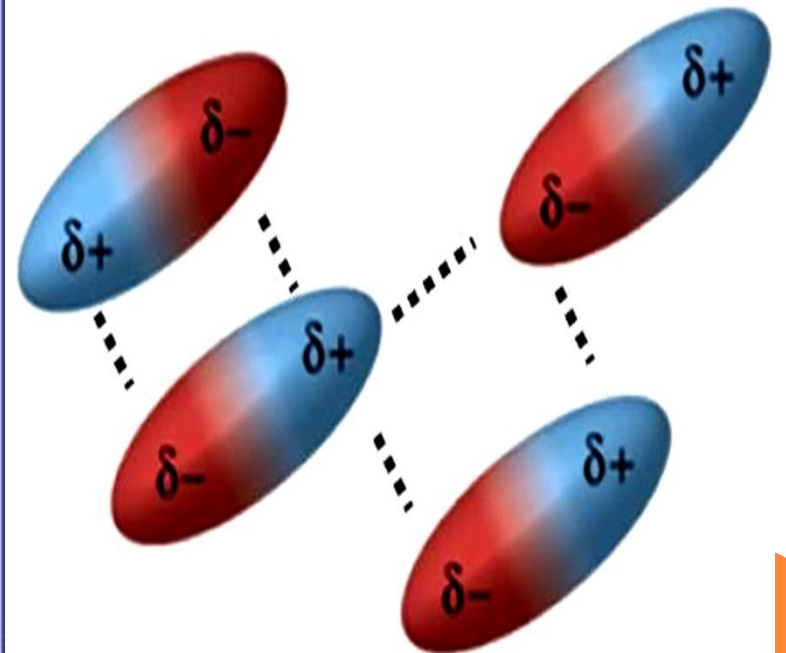
5-25



Dipolo-dipolo

➤ Las interacciones dipolo-dipolo se dan entre moléculas que presentan en su estructura **enlaces covalentes polares**.

➤ Se originan por la atracción establecida entre los extremos positivos y negativos de los dipolos moleculares entre sí.



## EFFECTOS

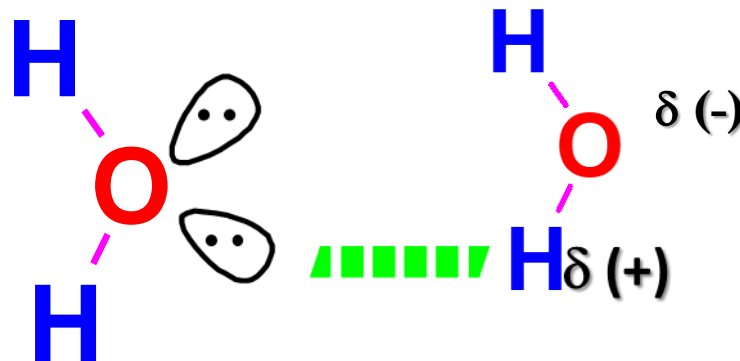
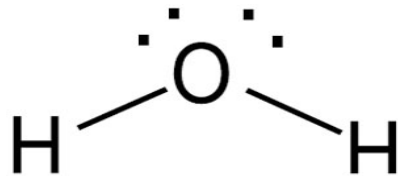
- Los puntos de ebullición se incrementan para moléculas polares de masa similar, cuando se incrementa el momento dipolar.

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



# ENLACE DE HIDRÓGENO

- Son un tipo especial de atracción dipolo-dipolo.
- Ocurre en moléculas muy polares que poseen átomos muy electronegativos (F, O, N) unidos a hidrógeno. Ejemplos: HF; H<sub>2</sub>O y NH<sub>3</sub>.



El uso del término **PUENTE DE HIDRÓGENO** usado en gran parte de las traducciones del Inglés al Español **ES INCORRECTA**



Enlace  
de H

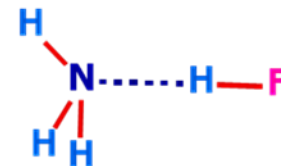
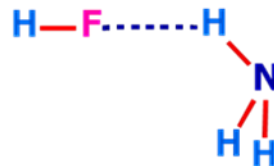
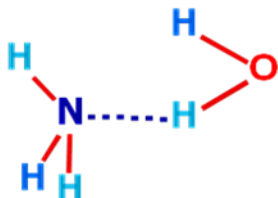
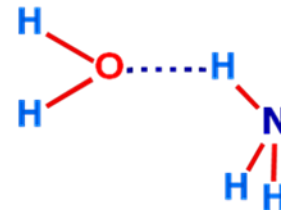
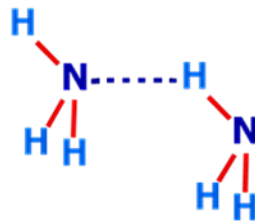
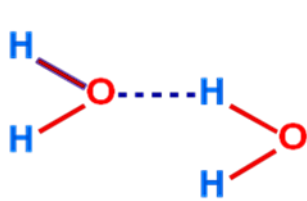
10-40





# ENLACE DE HIDRÓGENO

- La unión se establece entre pares de electrones libres (de N, O, S, halógenos) y el átomo de H unido a estos átomos (N, O, F).
- Son fuerzas intermoleculares muy intensas y permanentes.
- Son más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo y que las fuerzas de dispersión (London).



# ENLACE DE HIDRÓGENO

sustancia	P.E.(°C)	Momento dipolar (D)
H <sub>2</sub> O	100	1.87
NH <sub>3</sub>	-33	1.46
HF	19.9	1.92
HCl	-85	1.08
H <sub>2</sub> S	-60	1.10

- **HF** tiene 1 sólo átomo de H para establecer enlace de H.
- **NH<sub>3</sub>**, aunque tiene 3, sólo tiene 1 par de e- no compartidos sobre el N.
- **H<sub>2</sub>O**, tiene 2 átomos de H unidos al átomo de O, que a su vez tiene 2 pares de e- no compartidos, permitiendo que cada molécula pueda participar simultáneamente con 4 enlaces de hidrógeno.
- **H<sub>2</sub>S**, el numero de átomos de H y el numero de e- no compartidos en el átomo electronegativo es el mismo que en el agua, pero se comporta diferente al agua, debido a la diferencia en los valores de electronegatividad O(3.5), S (2.5) y H(2.1)



# FUERZAS DIPOLO- DIPOLO INDUCIDO



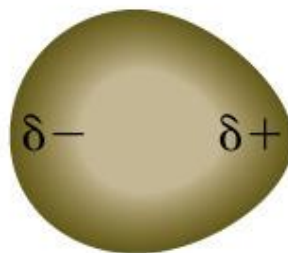
Dipolo-  
dipolo  
inducido

2-10

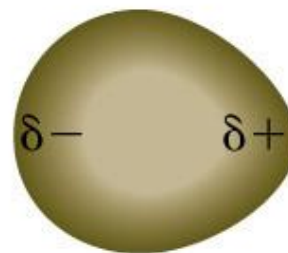
- Al acercarse un dipolo a una molécula no polar genera sobre ésta una distorsión de la nube de electrones , originando un dipolo transitorio.



(a)



(b)



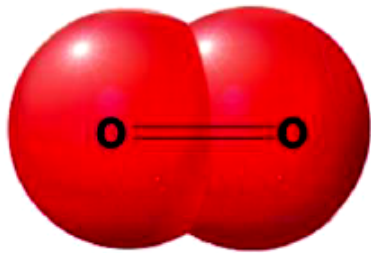
(c)

El átomo esférico no presenta dipolo.

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

# DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO

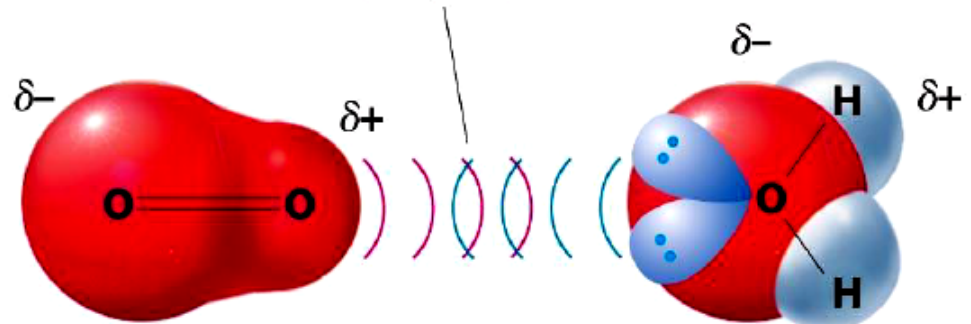
otro ejemplo es la solubilización de un gas ( $O_2$ ) en agua ( $H_2O$ )



Molécula de oxígeno ( $O_2$ )  
( $\mu = 0$ , no polar)

(a)

Atracción  
dipolo-dipolo inducido



Dipolo inducido  
(por la presencia del dipolo permanente)

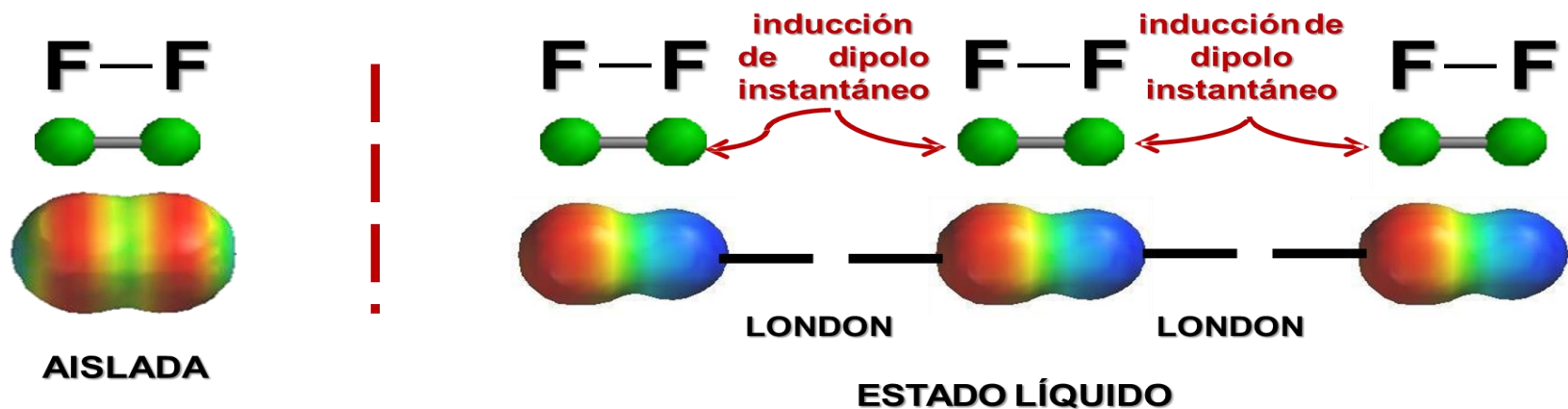
Dipolo permanente

(b)

# 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 existir.



# FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

- ▶ 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 transitorios.
- ▶ La intensidad de la fuerza depende de la cantidad de electrones de la molécula.
- ▶ Las fuerzas de dispersión normalmente aumentan con la masa molar.
- ▶ Se habla de un Dipolo inducido – Dipolo inducido ( ó instantáneo).

A MAYOR CANTIDAD  
DE ELECTRONES EN LA  
MOLÉCULA

MAYOR  
POLARIZABILIDAD  
DE LA MOLÉCULA

MAYOR  
FUERZA DE  
LONDON



## 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 electrones, mayor fuerza).
- ✓ Las fuerzas de London están presentes en todas las moléculas.
- ✓ Las fuerzas dipolo-dipolo se suman a las de London.
- ✓ Los enlaces de H se suman a las de London.
- ✓ NINGUNA de estas fuerzas es más intensa que los enlaces iónicos o covalentes.

