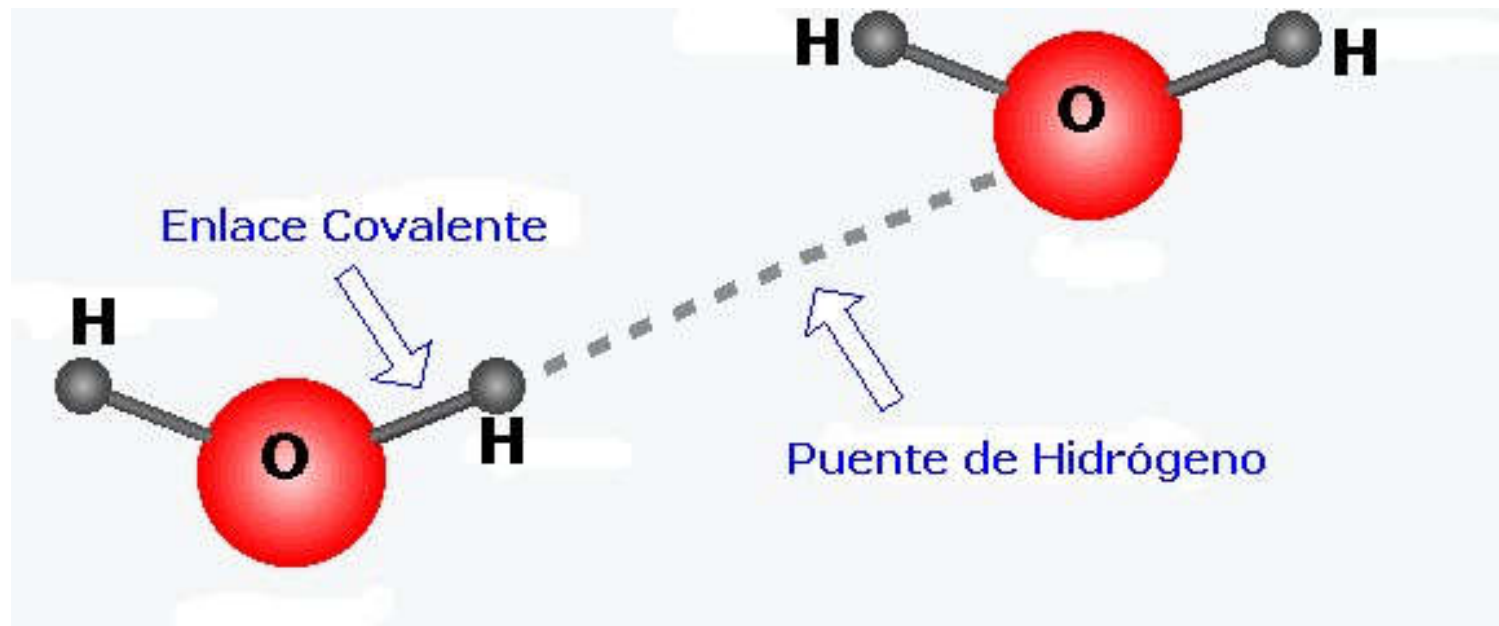


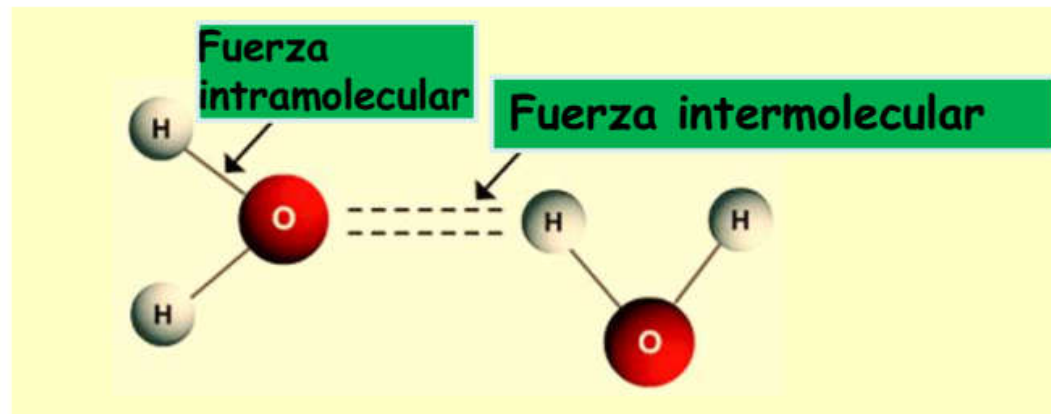
FUERZAS INTERMOLECULARES

ESTADO LÍQUIDO



FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas Intermoleculares: Son las fuerzas establecidas entre partículas (átomos, iones, moléculas). Determinan las propiedades físicas de las sustancias. Por lo general, son más débiles que las fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos o covalentes).

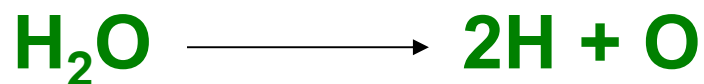


Fuerzas Intramoleculares (Enlaces químicos): Son las responsables de mantener unidos a los átomos en una molécula. Determinan las propiedades químicas de las sustancias.

FUERZAS INTERMOLECULARES

F. Intramoleculares >> F. Intermoleculares

Por ejemplo, se necesitan 920 KJ para descomponer un mol de vapor de agua en los átomos de H y O (se deben vencer las **F. intramoleculares**).



Mientras que sólo se necesitan 40,7 KJ para convertir un mol de agua líquida en un mol de vapor de agua (se deben vencer las **F. intermoleculares**).

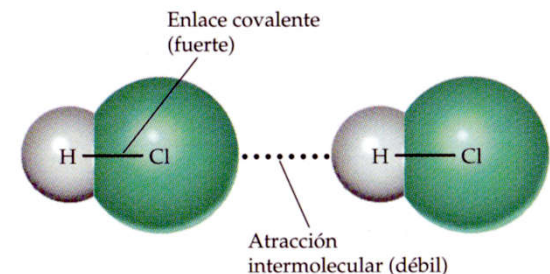


FUERZAS INTERMOLECULARES

Enlaces químicos: Fuerzas Intramoleculares. Determinan las propiedades químicas de las sustancias.

Fuerzas intermoleculares:

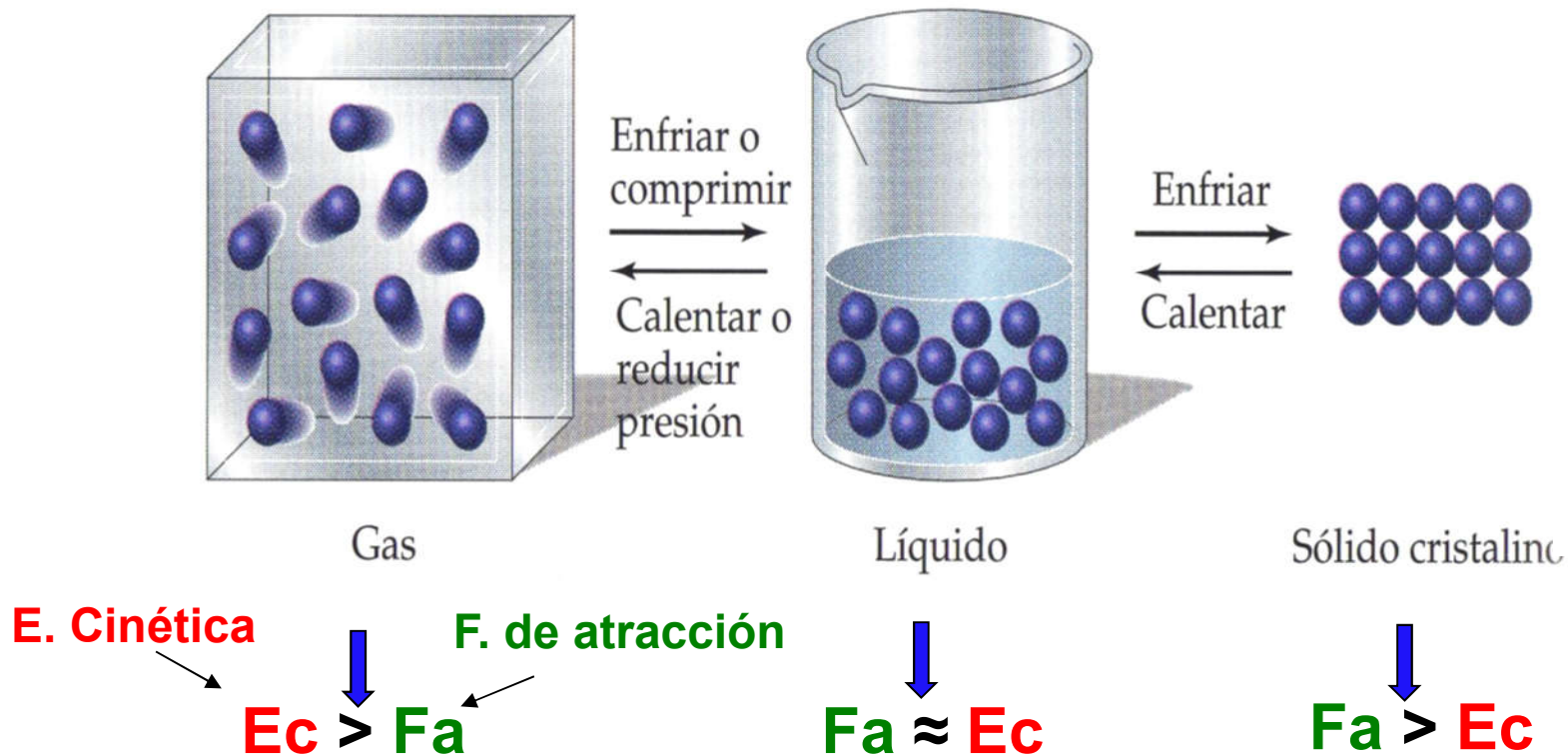
- ✓ Más débiles que un enlace químico.
- ✓ Son de naturaleza electrostática.
- ✓ Determinan las propiedades físicas de las sustancias.



Las propiedades físicas de una sustancia varían con su estado de agregación.

El **estado de agregación de una sustancia** depende del balance entre la **energía cinética** de las partículas (tiende a mantenerlas separadas) y de la energía de atracción entre ellas (**fuerzas intermoleculares**).

FUERZAS INTERMOLECULARES



Aumento de $T \Rightarrow$ aumento de $E_c \Rightarrow$ Sól. \rightarrow Liq. \rightarrow Gas

Aumento de $P \Rightarrow$ se favorecen las $F_a \Rightarrow$ Gas \rightarrow Liq. \rightarrow Sól.

Momento dipolar

Una molécula es polar si sus centros de carga negativo y positivo no coinciden. La polaridad de una molécula depende de la polaridad de los enlaces y de la geometría de la molécula.

Enlace covalente no polar: Los electrones se comparten por igual entre los dos núcleos de los átomos que lo forman.

Por ejemplo: $\text{F} : \text{F}$

Enlace covalente polar: Los electrones se comparten en forma desigual entre los dos núcleos de los átomos que lo forman.

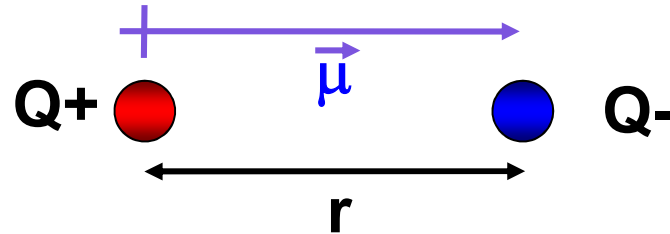
Por ejemplo: $\text{F} : \text{H}$

El flúor es más electronegativo que el hidrógeno.

Momento dipolar

Una molécula es polar si sus centros de carga negativo y positivo no coinciden. Siempre que dos cargas eléctricas de igual magnitud pero de signo opuesto están separadas cierta distancia se establece un dipolo.

Dipolo: dos cargas eléctricas de igual magnitud y signo opuesto separadas cierta distancia



Si dos cargas de igual magnitud $Q+$ y $Q-$ están separadas una distancia r , se establece un momento dipolar μ que se define como:

$$\vec{\mu} = Q \times \vec{r}$$

La magnitud del dipolo depende de los valores de **Q** y de **r**.

Unidad de **μ** :

Debye (D) = $3,34 \times 10^{-30}$ Coulomb x metro

En el caso de moléculas, se mide la carga en unidades de la carga del electrón y la distancia en Å:

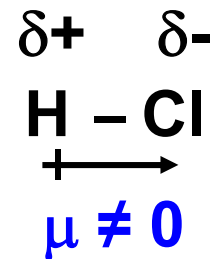
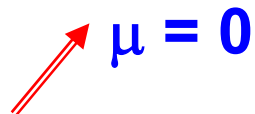
$$Q (e^-) = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$
$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$$

Momento dipolar de moléculas covalentes

Molécula polar: distribución asimétrica de carga $\rightarrow \mu \neq 0$

Molécula no-polar: distribución simétrica de carga $\rightarrow \mu = 0$

Moléculas diatómicas



La separación de carga en el enlace covalente polar crea un dipolo.

✓ Enlace no polar \rightarrow molécula no-polar

✓ Enlace polar \rightarrow molécula polar



Moléculas poliatómicas

✓ Enlace no polar \nrightarrow molécula no-polar

✓ Enlace polar \nrightarrow molécula polar

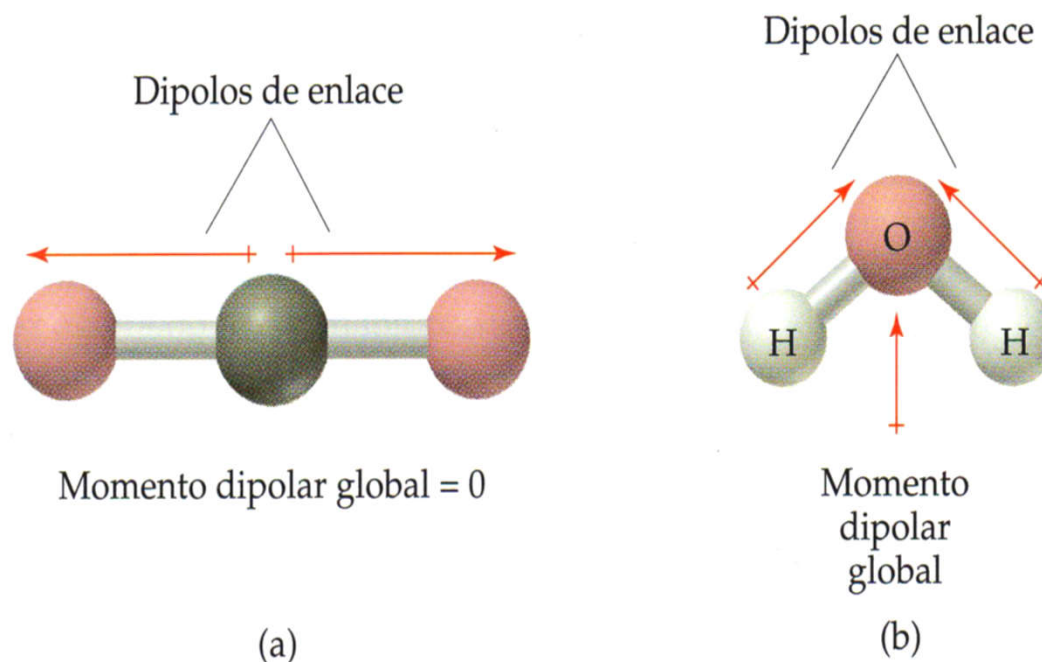
Longitudes de enlace, diferencias de electronegatividad y momentos dipolares de los halógenuros de hidrógeno

Compuesto	Longitud de enlace (Å)	Diferencia de electronegatividad	Momento dipolar (D)
HF	0,92	1,9	1,82
HCl	1,27	0,9	1,08
HBr	1,41	0,7	0,82
HI	1,61	0,4	0,44

En el caso de los halogenuros de hidrógeno, **el cambio de la diferencia de electronegatividad** es un factor más importante para el momento dipolar que la longitud de enlace.

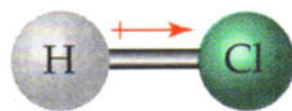
Momento dipolar de moléculas poliatómicas

La polaridad de una molécula poliatómica depende de la **polaridad** de los enlaces y de la **geometría** de la misma. El μ global se obtiene sumando todos los dipolos de enlace individuales.

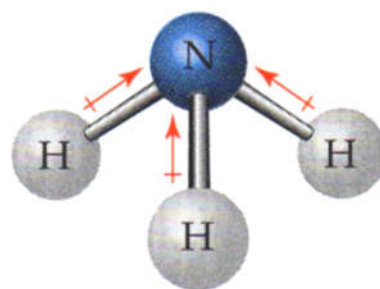


El momento dipolar de enlace: es una cantidad vectorial por lo que al sumar debo considerar tanto su magnitud como su dirección.

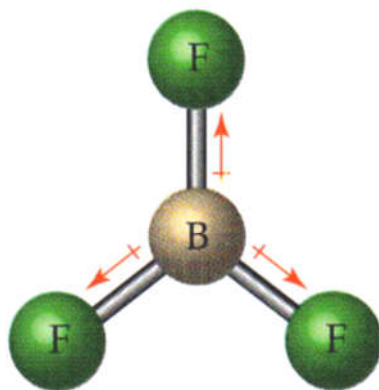
El momento dipolar global: es igual a la suma vectorial de los momentos de enlace.



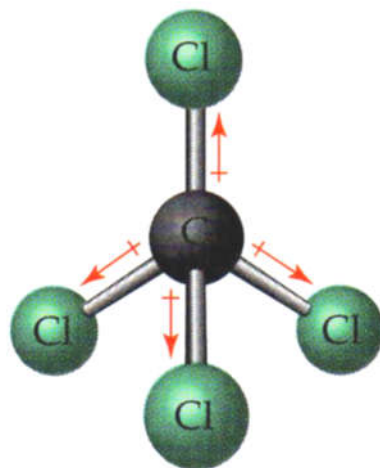
Polar



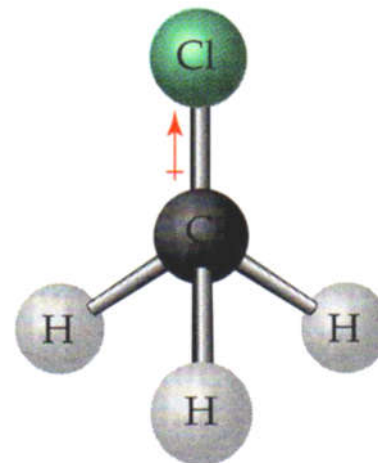
Polar



No polar



No polar



Polar

La polaridad de una molécula poliatómica depende de:

- la **polaridad** de los enlaces
- de la **geometría** de la molécula.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Clasificación

Fuerzas de Van der Waals: entre moléculas neutras

- dipolo-dipolo
- dipolo-dipolo inducido
- de dispersión (fuerzas de London)
- puentes de hidrógeno

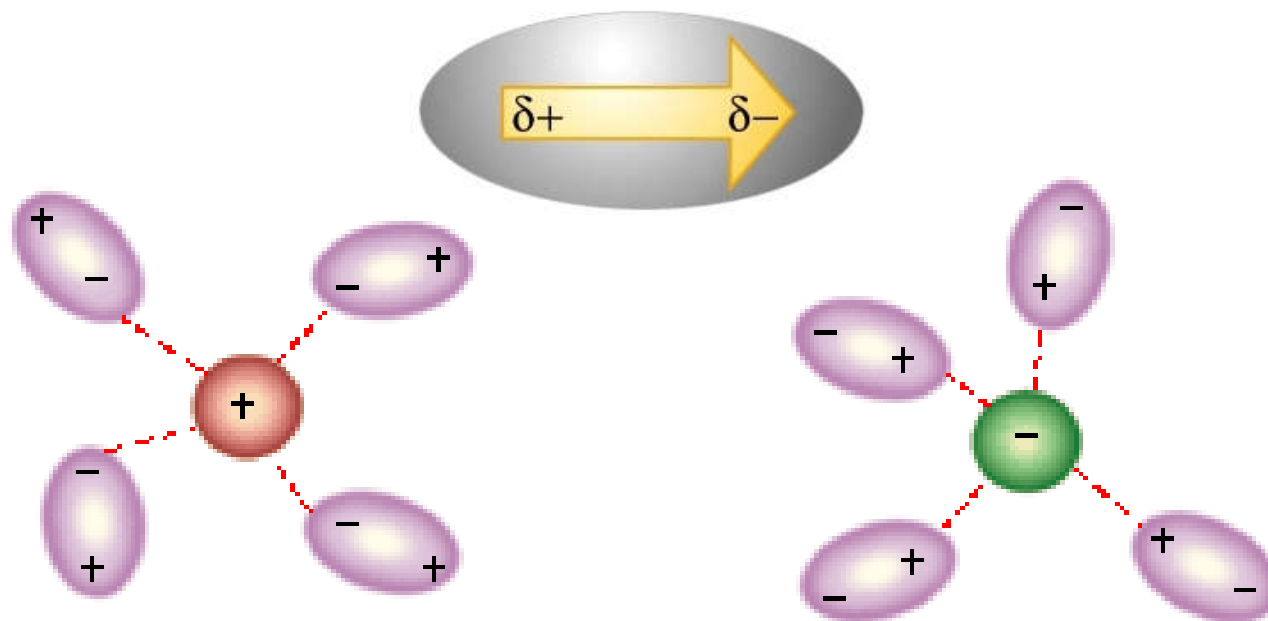
Fuerzas ion-dipolo: intervienen partículas con carga

- ion-dipolo permanente
- ion dipolo inducido

Cuanto más intensas sean las **F.I.** que operan en una sustancia, mayor energía se necesita para vencerlas y mayor será su P.ebullición (menos volátil) y mayor su P.fusión.

FUERZAS INTERMOLECULARES

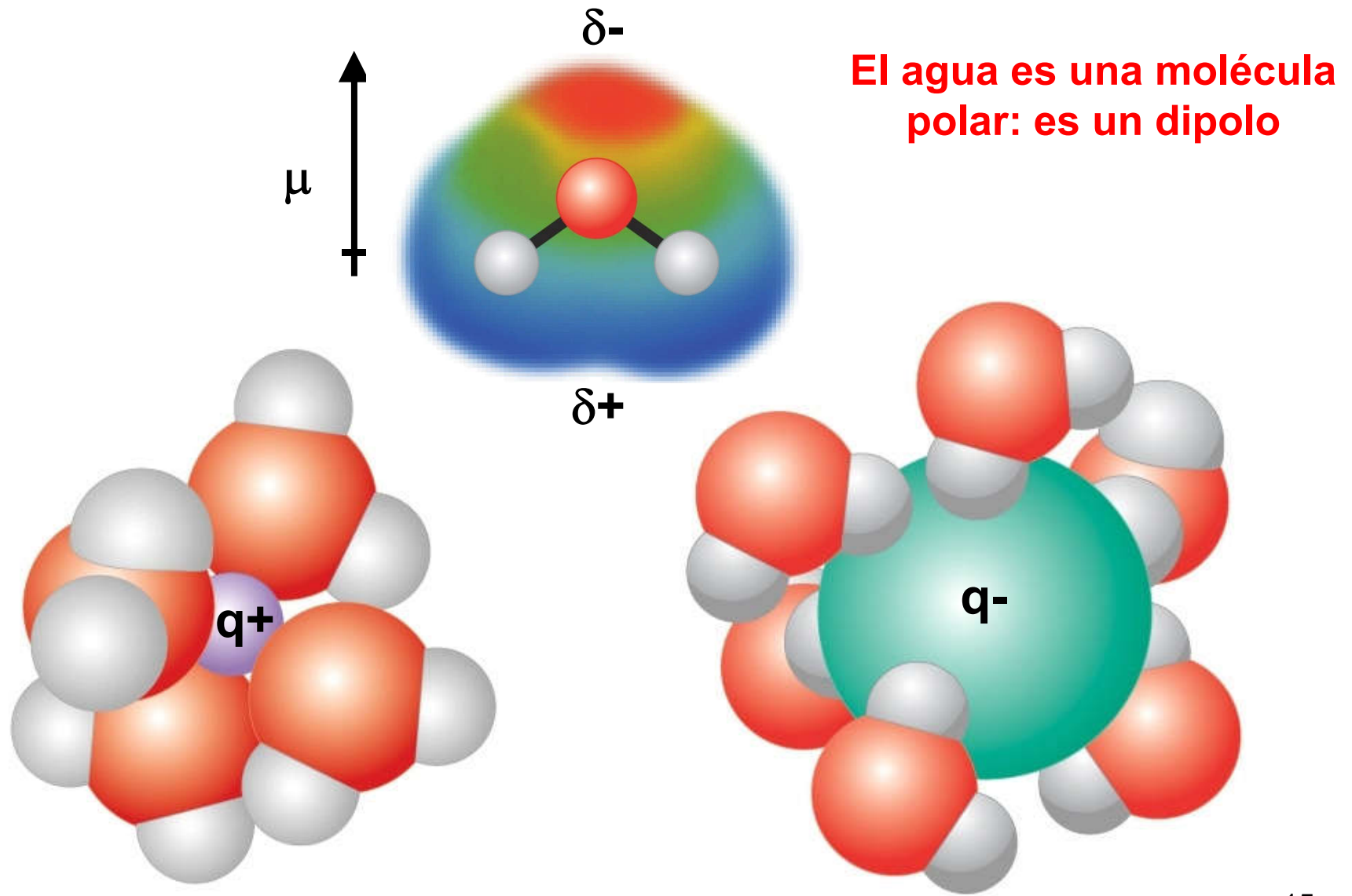
Fuerzas ion-dipolo



La fuerza de atracción depende de la carga y tamaño del ion y del momento dipolar μ de la molécula.

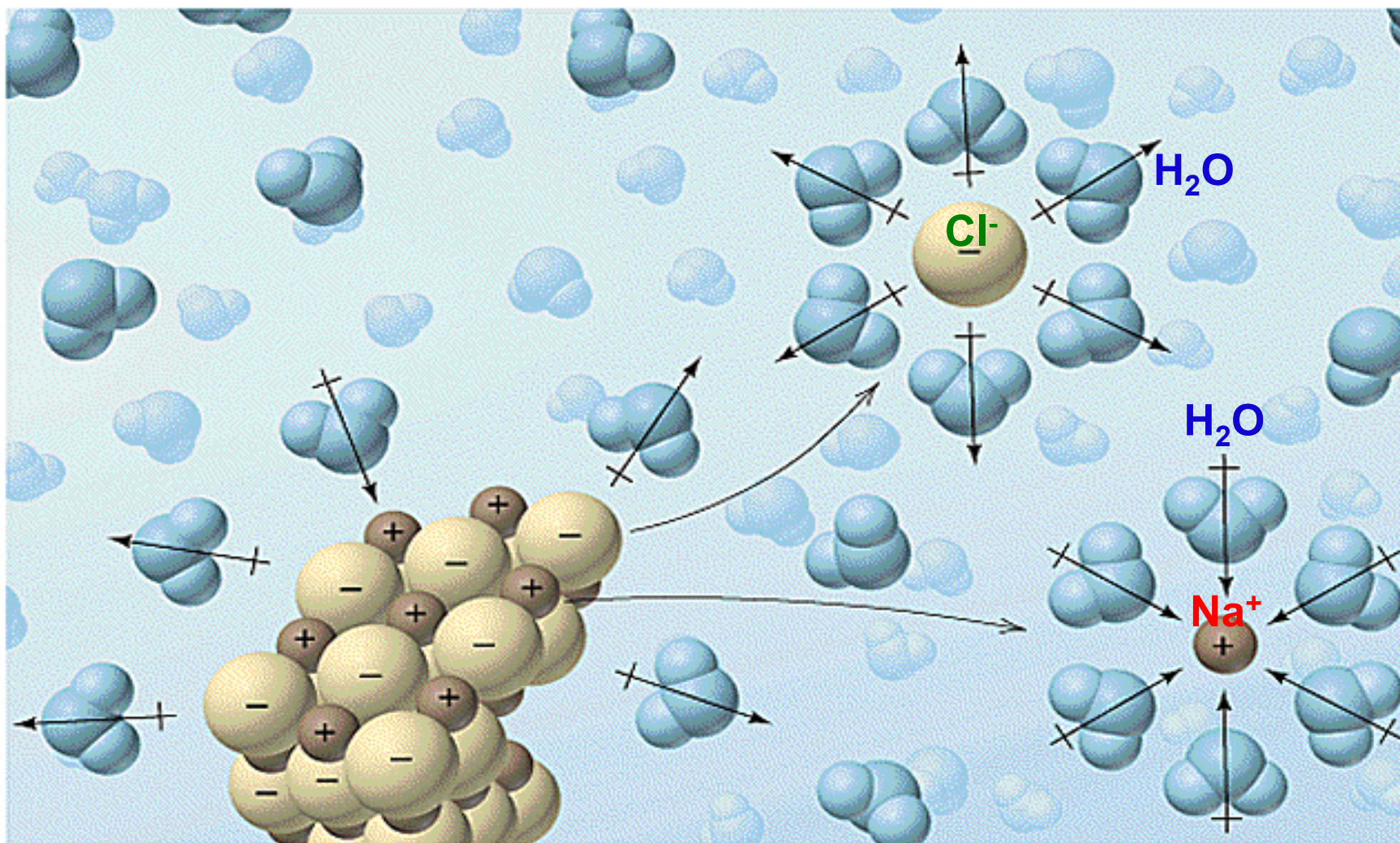
- ✓ Las sustancias **iónicas** se disuelven en **solventes polares**
- ✓ Este tipo de interacción no se da en sustancias puras

FUERZAS INTERMOLECULARES



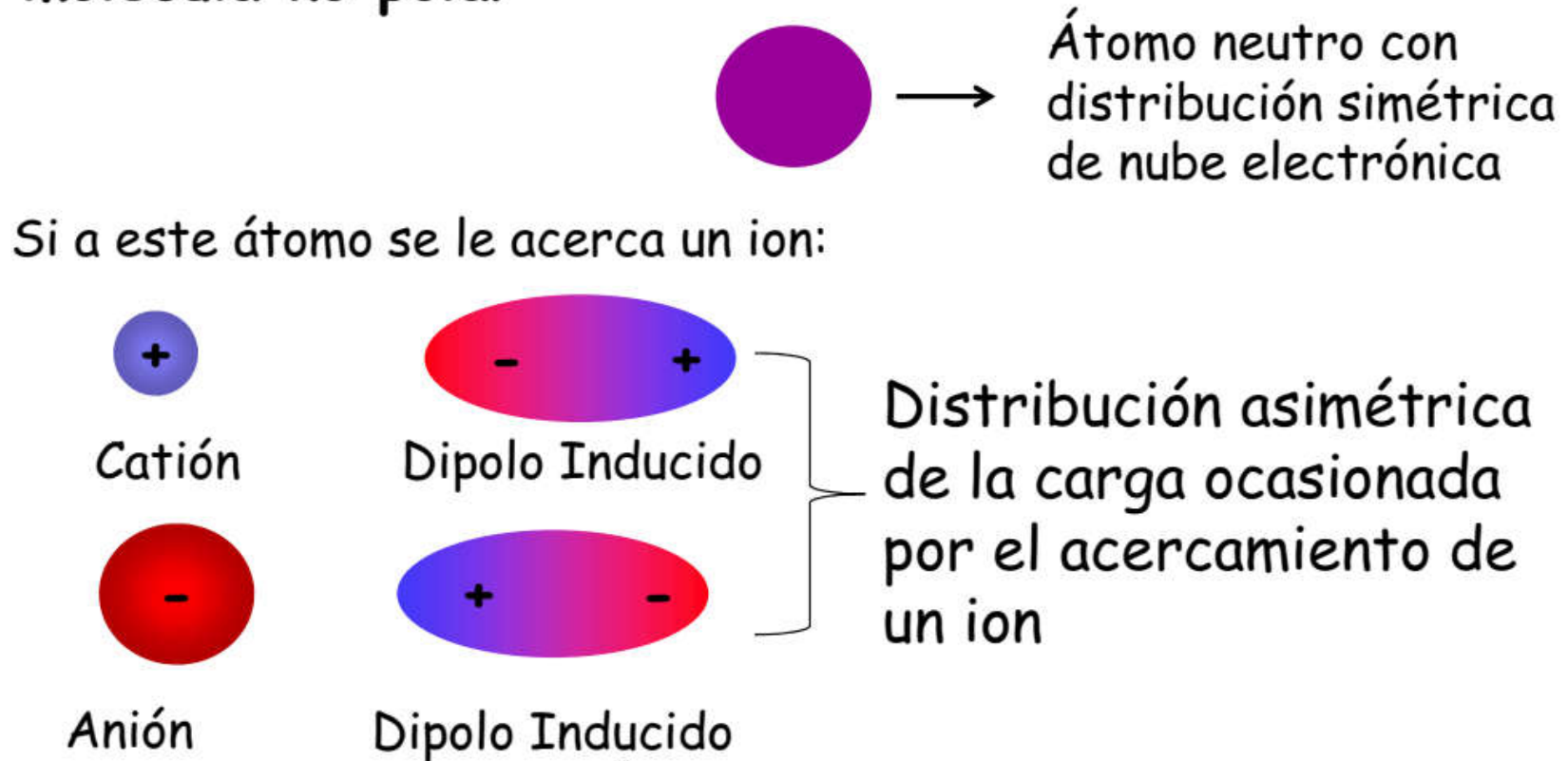
FUERZAS INTERMOLECULARES

Solubilidad de compuestos iónicos en agua (NaCl)



FUERZAS INTERMOLECULARES

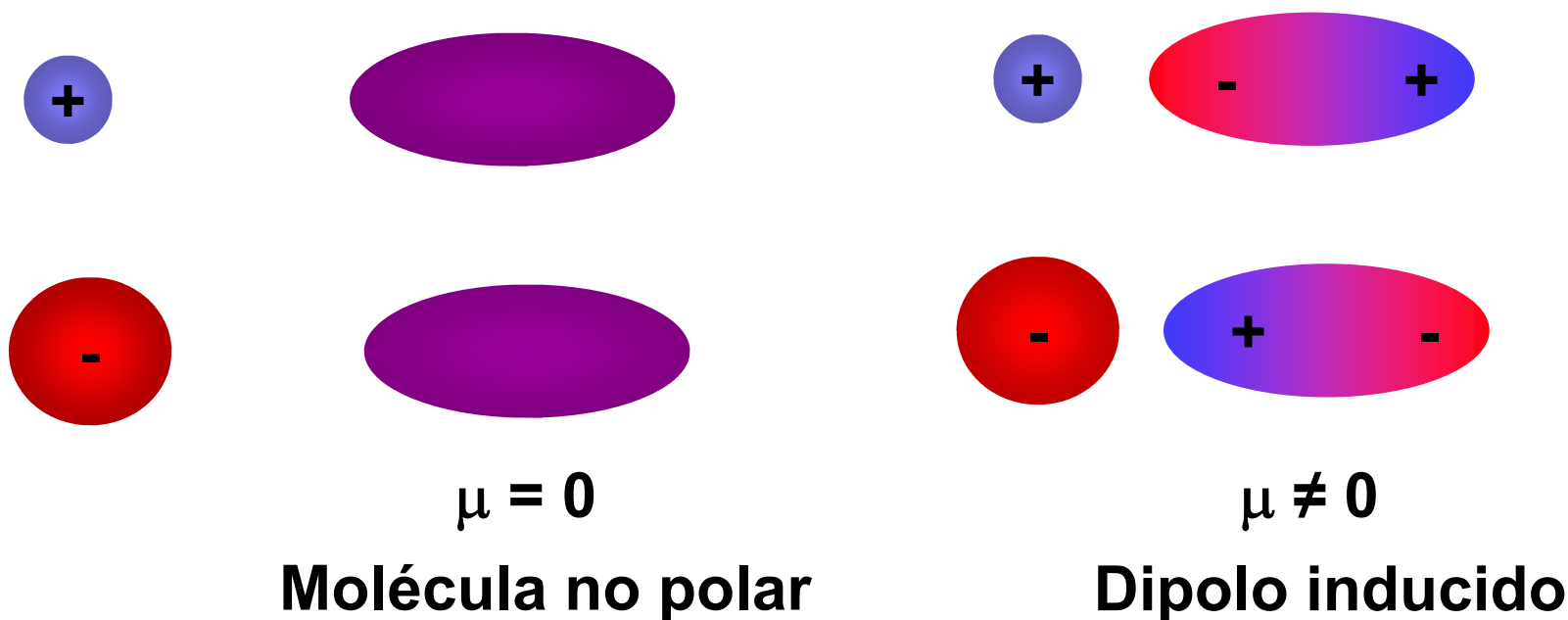
Un ion puede **inducir** un dipolo en un átomo o en una molécula no polar



Se denomina "inducido" porque la separación entre las cargas positivas y negativas en el átomo neutro se debe a la proximidad del ion

FUERZAS INTERMOLECULARES

Un ion puede **inducir** un dipolo en una molécula no polar



Fuerzas intermoleculares ión- dipolo inducido

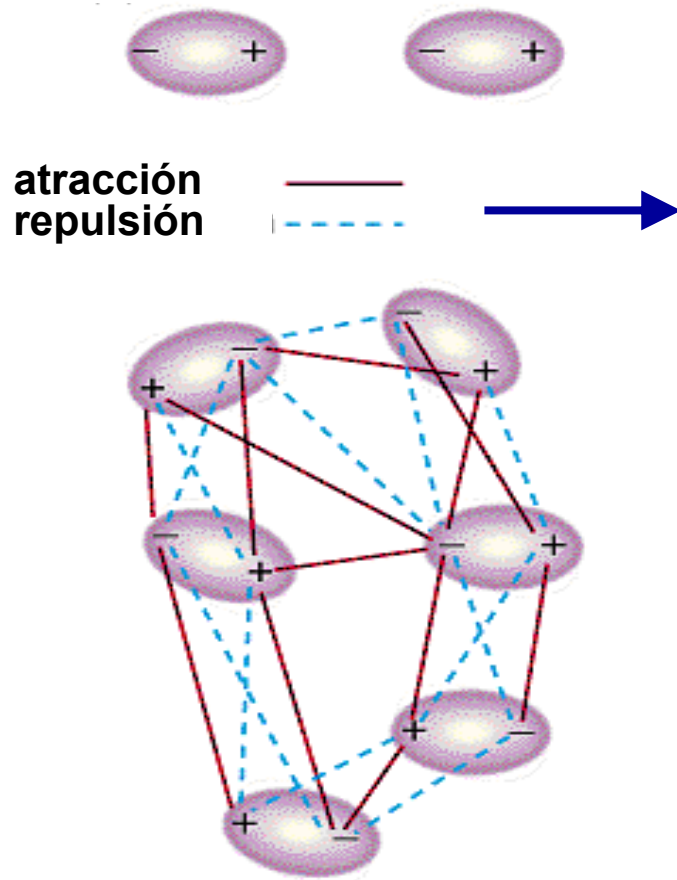
Mucho más débiles que las fuerzas ion-dipolo permanente

- ✓ Las sustancias **iónicas** son **poco solubles** en solventes **no polares**.
- ✓ No se dan en sustancias puras

FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas dipolo-dipolo

Más débiles que las fuerzas ion-dipolo



Entre moléculas **polares**
(**dipolo permanente**)

Depende de la orientación
relativa de las moléculas

El resultado neto de la
interacción es de **atracción**

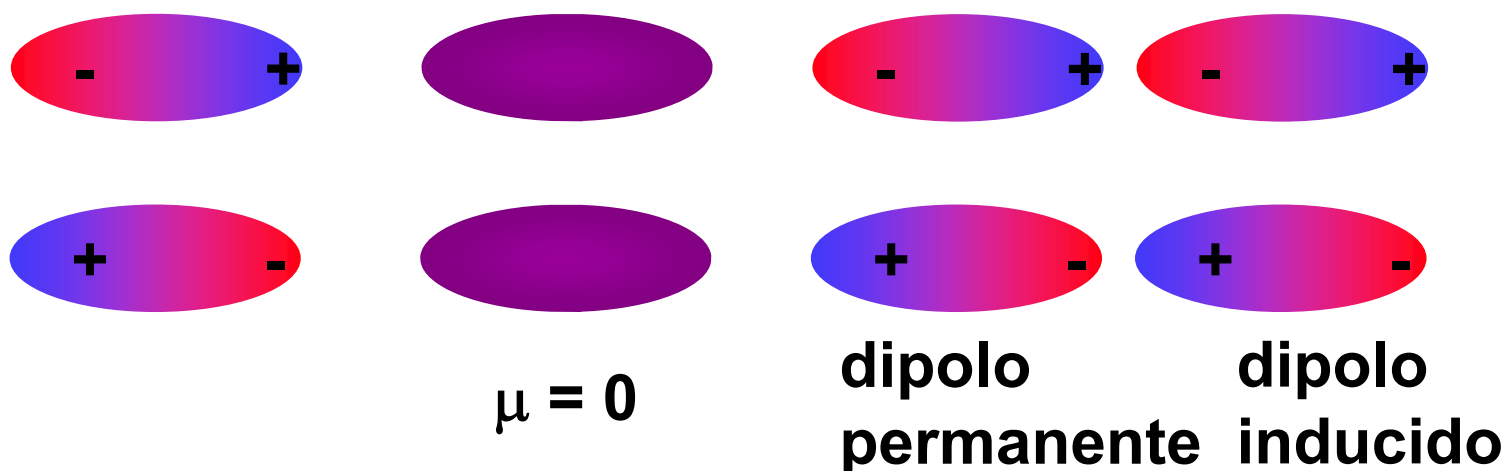
La fuerza de atracción
depende de la magnitud de μ

- ✓ Los líquidos polares son miscibles entre sí
- ✓ Las sustancias que tienen fuerzas dipolo-dipolo son sólidos o líquidos a temperatura ambiente

FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas dipolo-dipolo inducido

Los dipolos pueden inducir dipolos en moléculas no polares



Un dipolo permanente puede alterar la distribución electrónica de un átomo o molécula no polar, resultando un dipolo inducido. Depende de cuán grande es el dipolo y cuán polarizable es la molécula.

Mucho más débiles que las dipolo-dipolo

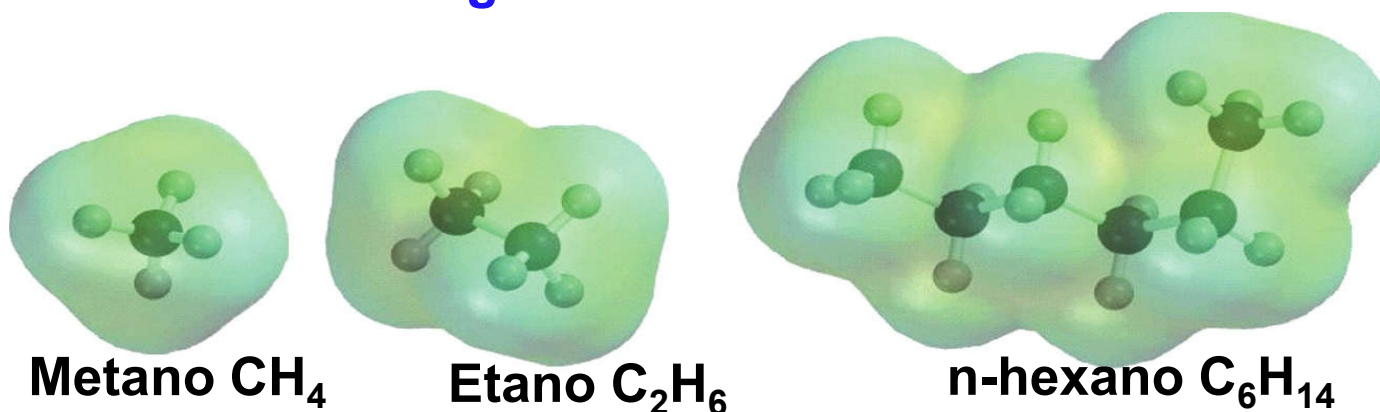
- ✓ No se dan en sustancias puras
- ✓ Los líquidos no polares son poco miscibles con líquidos polares.

FUERZAS INTERMOLECULARES

La probabilidad de inducir un μ depende no solo de la **carga del ion** o de la fuerza del dipolo, sino que también de la **polarizabilidad** del átomo o molécula.

La polarizabilidad es la facilidad con que se puede distorsionar la distribución electrónica de un átomo neutro o molécula.

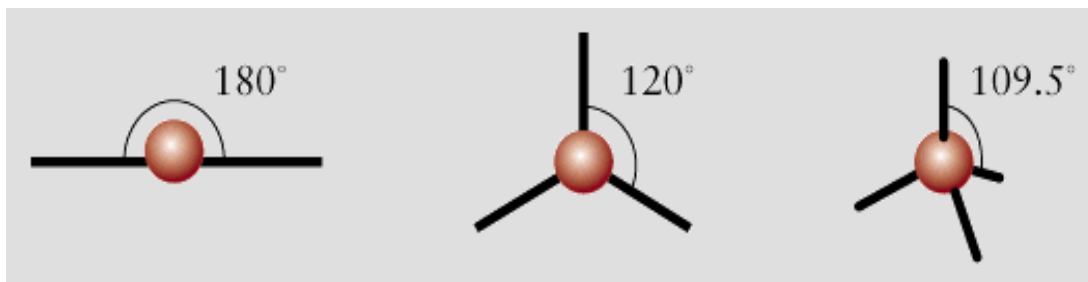
La polarizabilidad es mayor a medida que aumenta el número de electrones y se hace mas difusa la nube electrónica (electrones esparcidos en un volumen grande: no están fuertemente enlazados al núcleo).



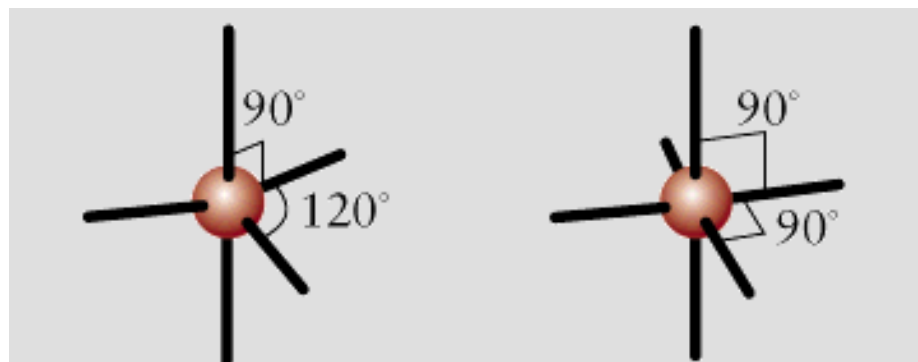
La **polarizabilidad** de las moléculas depende de:

- ✓ Peso molecular
- ✓ Tamaño
- ✓ Forma

Distribución geométrica de los pares electrónicos alrededor del átomo central



Nº de pares de e ⁻ :	2	3	4
Distribución Geométrica:	Lineal	Trigonal plana	Tetraédrica

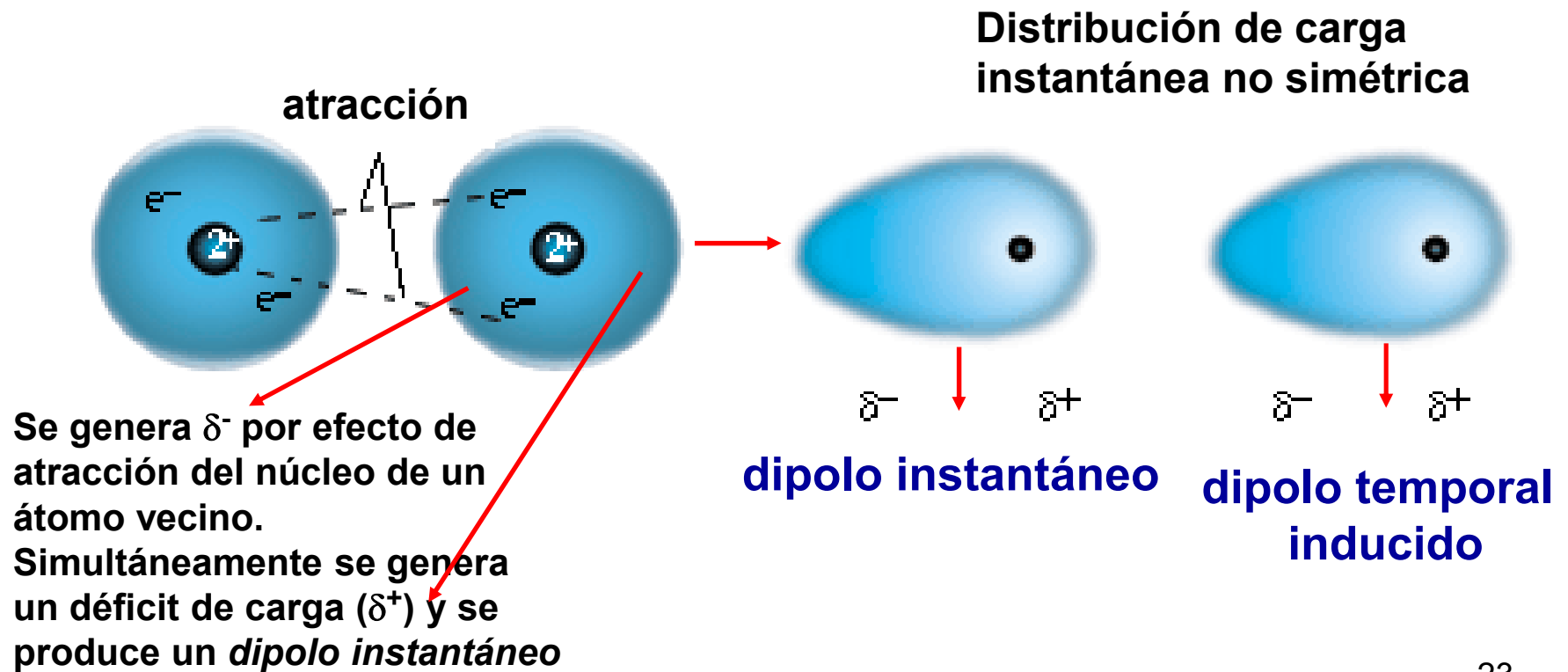


Nº de pares de e ⁻ :	5	6
Distribución:	Bipiramidal trigonal	Octaédrica

FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas de dispersión de London

Son atracciones muy débiles que ejercen su efecto a distancias muy cortas. **Existen en todo tipo de moléculas.** Se deben a la atracción que experimenta el núcleo, con carga positiva de un átomo, por la nube electrónica de otro átomo, resultando en la inducción de dipolos temporales en los átomos o moléculas, generando un **dipolo instantáneo**.

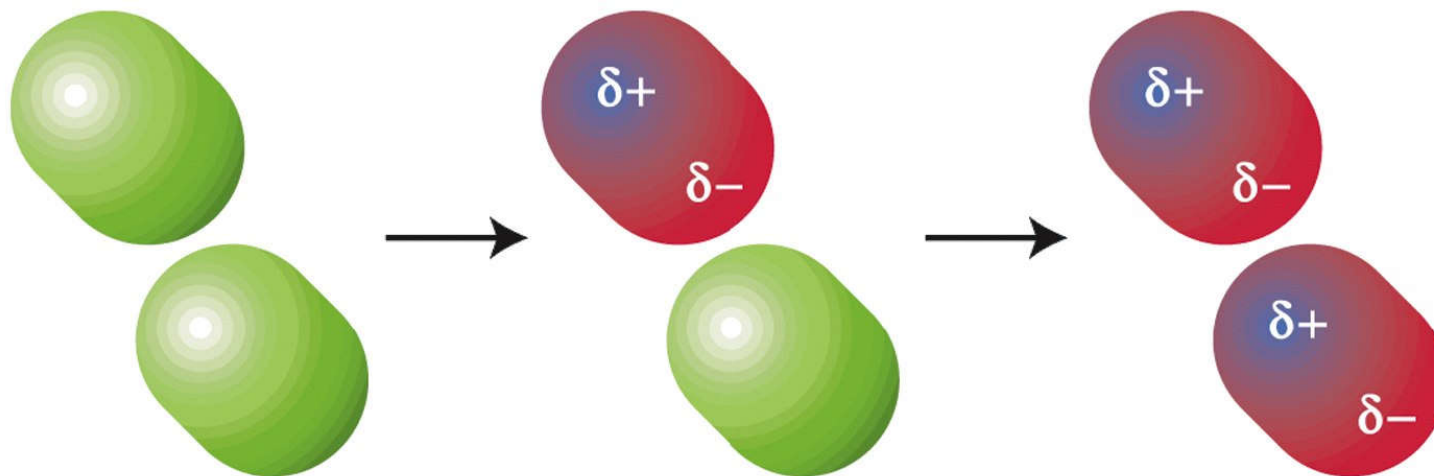


FUERZAS INTERMOLECULARES

Moléculas no
polares

Dipolo
instantáneo

Dipolo inducido:
Atracción



A las fuerzas atractivas que se originan como resultado de los dipolos temporales inducidos se las denomina fuerzas de dispersión de London.

- ✓ Las fuerzas de dispersión operan en **todas** las moléculas
- ✓ En las moléculas polares de alto peso molecular, **generalmente** son más intensas que las dipolo-dipolo.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas de dispersión de London: Las fuerzas de dispersión aumentan con la masa molar. Moléculas de **mayor masa molar** suelen tener **más electrones** y las fuerzas de dispersión aumentan en magnitud con el número de electrones.

Además, masas molares grandes se relacionan con **átomos grandes: su distribución electrónica es más fácil de distorsionar** (electrones externos están menos atraídos por el núcleo).

Recordar : ***Las fuerzas de dispersión de London existen en especies de cualquier tipo: polares o no polares.***

Las fuerzas de London permiten explicar por qué los gases formados por átomos neutros o moléculas no polares son capaces de condensarse. Este tipo de interacción produce una atracción entre los átomos (Por ejemplo de He).

A temperaturas muy bajas esta atracción es suficiente para mantener los átomos juntos, provocando que el gas condense.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Al comparar las intensidades relativas de las atracciones moleculares resulta que :

1.- Si las moléculas tienen **forma y PM comparables**, **las fuerzas de dispersión son aprox. iguales**. Las diferencias en las magnitudes de las fuerzas de atracción se deben a diferencias en las intensidades de las atracciones dipolo-dipolo y las moléculas más polares tienen las atracciones más fuertes.

2.- **Si difieren ampliamente en su PM, las fuerzas de dispersión suelen ser decisivas**. Las diferencias en las magnitudes de las fuerzas de atracción casi siempre pueden asociarse a diferencias en los PM y las moléculas más masivas tienen las atracciones más fuertes.

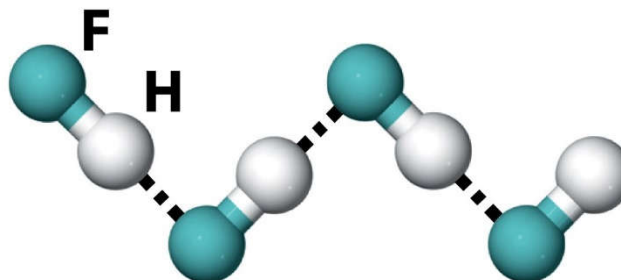
FUERZAS INTERMOLECULARES

Puentes de hidrógeno

Se establecen entre un *átomo de H* que forma un *enlace polar* con un átomo muy electronegativo (F, O, N) y un *par de electrones libres* de *un átomo muy electronegativo cercano* (F, O, N).

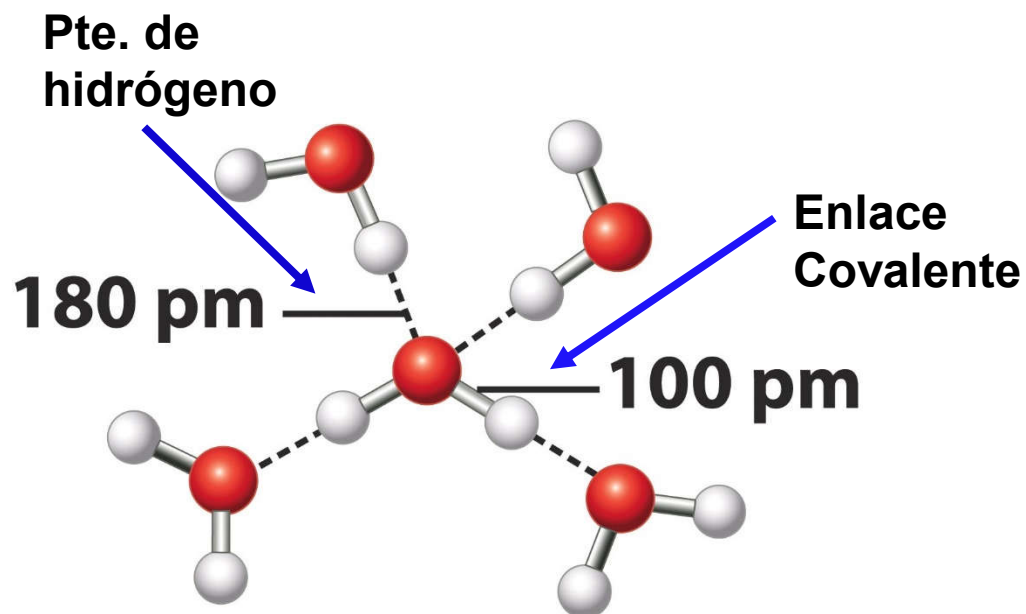
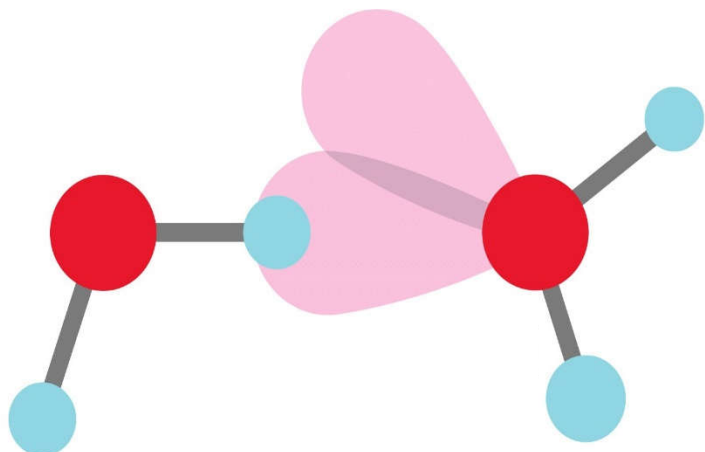
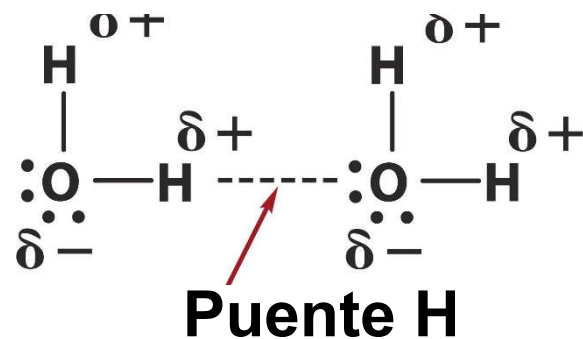
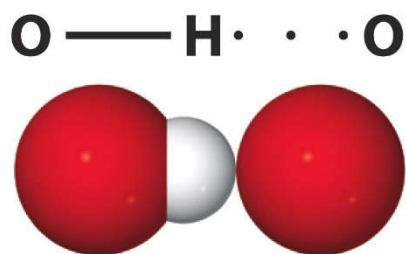


- ✓ Son más débiles que un enlace químico
- ✓ Son más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo y de dispersión

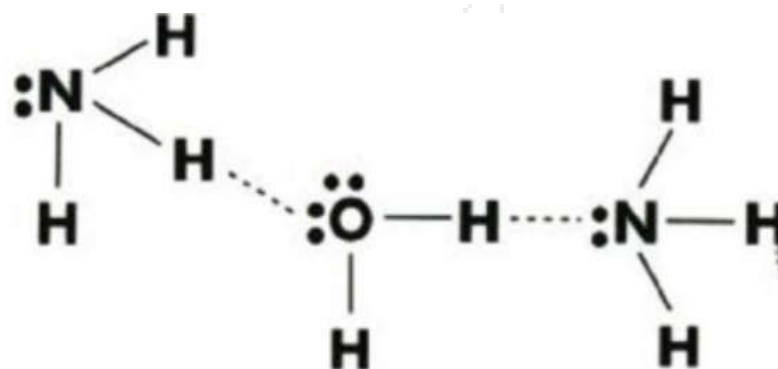
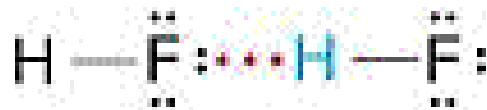
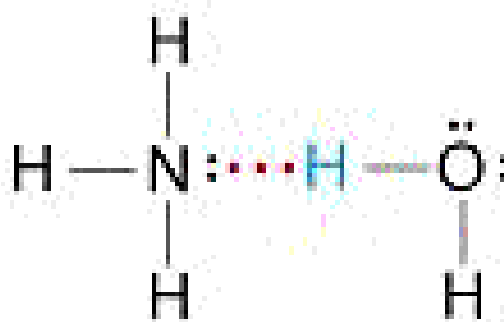
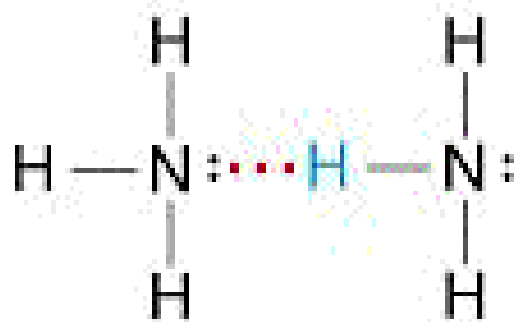
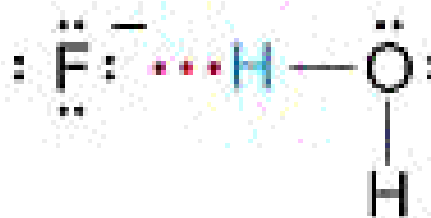


FUERZAS INTERMOLECULARES

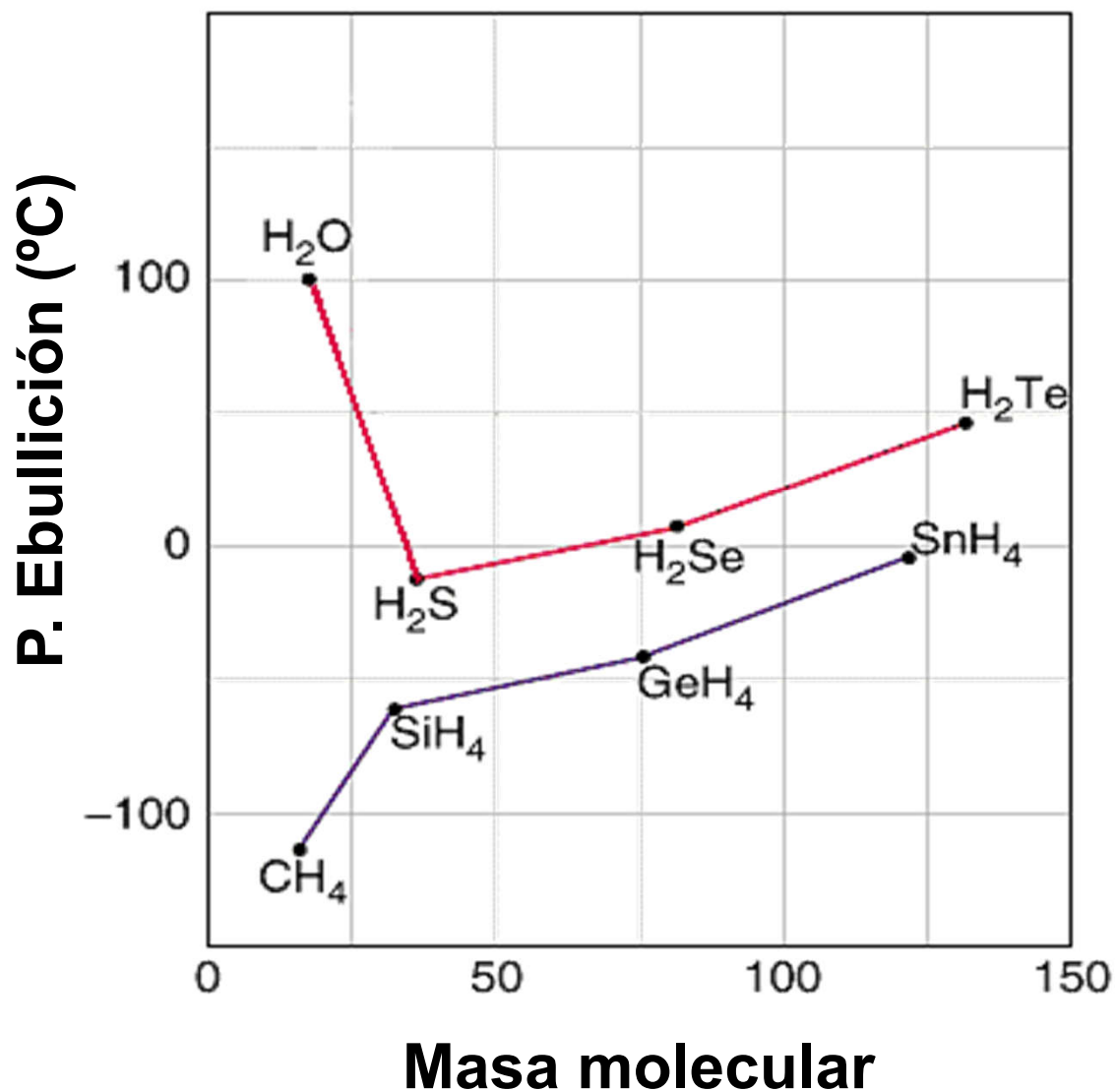
Puentes de H en el agua



FUERZAS INTERMOLECULARES

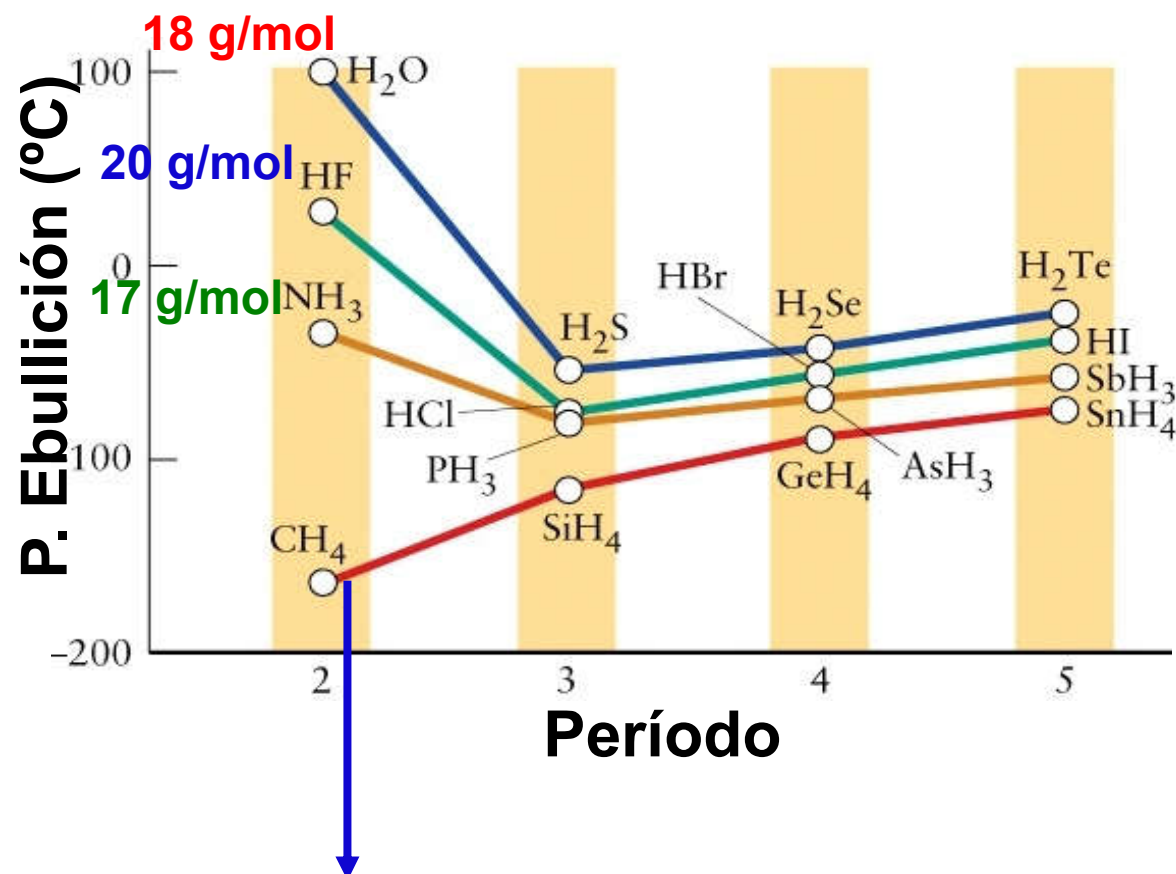


FUERZAS INTERMOLECULARES

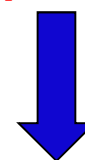


¿Por qué el agua es líquida a temperatura ambiente?

FUERZAS INTERMOLECULARES



¿Por qué el H₂O, NH₃ y HF tiene P. ebullición “anormal” respecto a los compuestos análogos del mismo grupo?



La diferencia de electronegatividad entre el H y el C es pequeña y no hay pares sin compartir en el C. Por lo tanto, el CH₄ no forma puentes de hidrógeno

FUERZAS INTERMOLECULARES

Procedimiento

Partículas participantes

¿participan iones?

NO

SI

¿participan moléculas polares?

NO

Dispersión
(London)

SI

¿Hay enlaces
H-F, H-O, H-N?

NO

SI

dipolo-dipolo

p puente de H

Ion-dipolo

Ion-ion
(enlace)



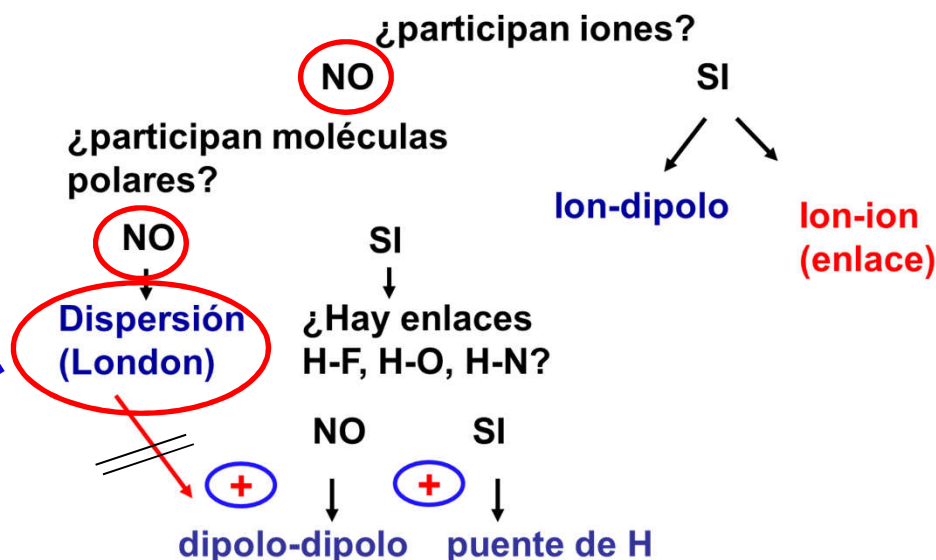
Ejemplo

- Prediga qué sustancia de los siguientes pares tendrá mayor punto de ebullición:
- a) Ne o Xe,
- b) CH₄ o Cl₂,
- c) H₂O o H₂S

a) Ne o Xe

Peso atómico (g/mol)	
Ne	Xe
20,2	131,3

Como el **Xe** tiene mayor masa atómica, las fuerzas de **London** son >>, por lo tanto **tendrá > P.Eb** que el **Ne**.

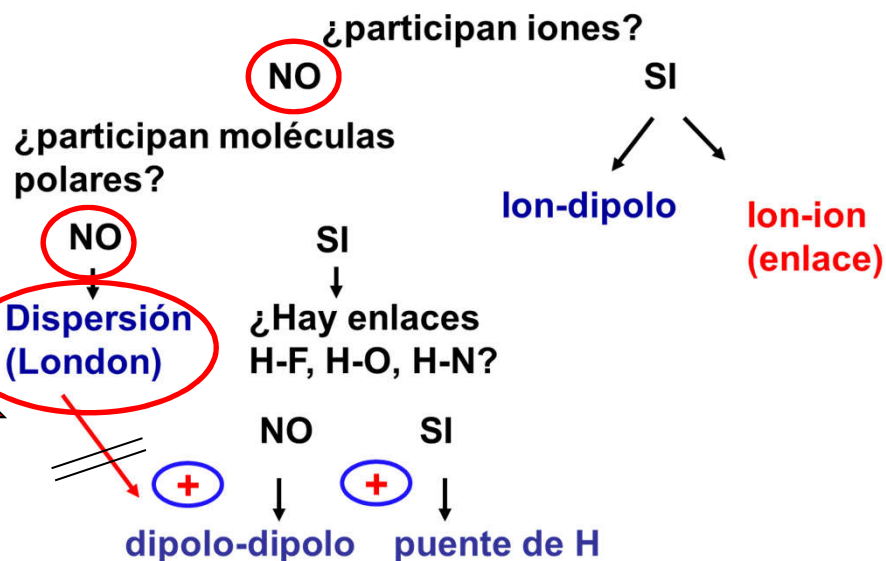


b) CH₄ o Cl₂

Masa Molecular(g/mol)

CH ₄	Cl ₂
16	71

Como el **Cl₂** tiene mayor masa molecular, las fuerzas de **London son >>**, por lo tanto **tendrá > P.Eb** que el CH₄.



c) H₂O o H₂S

Masa Molecular (g/mol)

H ₂ O	H ₂ S
18	34

Como el **H₂O** tiene más Fuerzas Intermoleculares tendrá **> P.Eb** que el **H₂S**, a pesar de tener menor Masa Molecular.

