

UNIDAD III

ENLACES QUÍMICOS



UNIDAD III

ENLACES QUÍMICOS



Cloro gaseoso



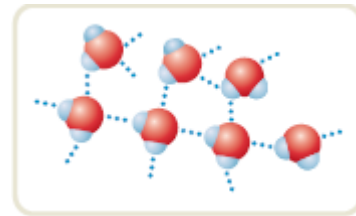
Sodio metálico



Cloruro de Sodio



Agua



ENLACES QUÍMICOS

```
graph LR; EQ[ENLACES QUÍMICOS] --- I[INTRAMOLECULARES]; EQ --- IM[INTERMOLECULARES]; I --- EI[ENLACE IÓNICO]; I --- EC[ENLACE COVALENTE]; I --- EM[ENLACE METÁLICO]; EC --- AP[APOLAR]; EC --- PO[POLAR]; EC --- DA[DATIVO]; IM --- FL[FUERZAS DE LONDON]; IM --- ID[INTERACCIONES DIPOLO-DIPOLO]; IM --- FI[FUERZAS IÓN-IÓN];
```

INTRAMOLECULARES

ENLACE IÓNICO

ENLACE COVALENTE

ENLACE METÁLICO

APOLAR

POLAR

DATIVO

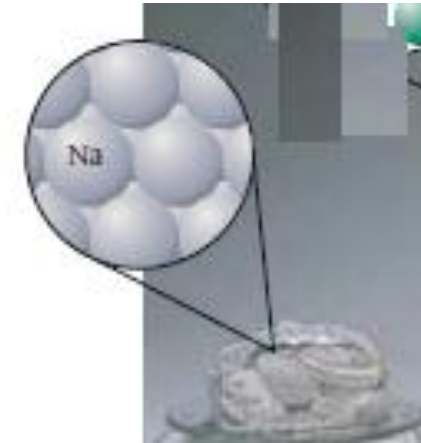
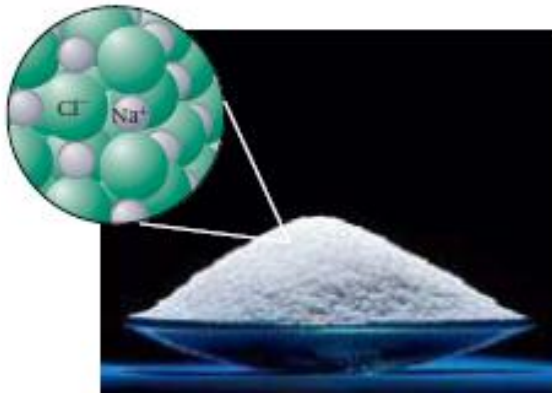
INTERMOLECULARES

FUERZAS DE LONDON

INTERACCIONES DIPOLO-DIPOLO

FUERZAS IÓN-IÓN

El **enlace químico intramolecular** se refiere a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos. Existen tres tipos principales de enlace:



1) El **enlace iónico** es el resultado de la *transferencia* neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y de las interacciones electrostáticas entre *cationes* y *aniones* que se forman. Los compuestos que poseen enlaces iónicos en forma predominante reciben el nombre de **compuestos iónicos**.

2) El **enlace covalente** resulta de la *compartición* de uno o más pares de electrones entre dos átomos. Estos dos tipos de enlace representan los dos extremos; todos los enlaces entre átomos de elementos distintos tienen al menos cierto grado de carácter tanto iónico como covalente.

Los compuestos que se mantienen unidos por enlaces covalentes se llaman **compuestos covalentes**.

3) **Enlace metálico**. Une átomos con características metálicas

Fórmula de puntos de Lewis de los átomos de los elementos representativos

Grupo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
<i>Número de electrones de la capa de valencia</i>	1	2	3	4	5	6	7	8 (excepto He)
Periodo 1	H·							He :
Periodo 2	Li·	Be :	B·	C·	·N·	·O:	·F:	:Ne:
Periodo 3	Na·	Mg:	Al·	Si·	·P·	·S:	·Cl:	:Ar:
Periodo 4	K·	Ca:	Ga·	Ge·	·As·	·Se:	·Br:	:Kr:
Periodo 5	Rb·	Sr:	In·	Sn·	·Sb·	·Te:	·I:	:Xe:
Periodo 6	Cs·	Ba:	Tl·	Pb·	·Bi·	·Po:	·At:	:Rn:
Periodo 7	Fr·	Ra:						

En los elementos de los grupos A, el número de electrones de valencia (puntos en las formulas de Lewis) del átomo *neutro* es igual al número de grupo.
Excepción: He (dos electrones de valencia).

La regla del octeto

Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica.

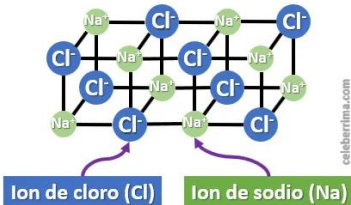
Los gases nobles tienen acomodos de electrones muy estables, como revelan sus altas energías de ionización, su baja afinidad por electrones adicionales y su falta general de reactividad química.

Puesto que todos los gases nobles (con excepción del He) tienen ocho electrones de valencia, muchos átomos que sufren reacciones, también terminan con ocho electrones de valencia.

Regla del octeto: *los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia.*

Configuración electrónica			
Grupo	Formación del ión	Átomo	Ión
1	$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^1$	$\xrightarrow{\text{pierde e}^-} [\text{Ne}]$
2	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^2$	$\xrightarrow{\text{pierde } 2\text{e}^-} [\text{Ne}]$
3	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	$\xrightarrow{\text{pierde } 3\text{e}^-} [\text{Ne}]$
6	$\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$	$[\text{He}]2s^22p^4 + 2\text{e}^-$	$\rightarrow [\text{He}]2s^22p^6 = [\text{Ne}]$
7	$\text{F} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-$	$[\text{He}]2s^22p^5 + \text{e}^-$	$\rightarrow [\text{He}]2s^22p^6 = [\text{Ne}]$

Sal de mesa o cloruro de sodio (NaCl)



La fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos que forman parte de una molécula,

ENLACE QUÍMICO INTRAMOLECULAR

IÓNICO

Forman compuestos iónicos

Se forma entre

Un metal (M)



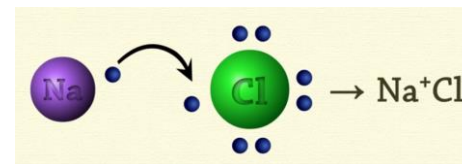
No metal (No M)

características

- Transferencia permanente de electrones del M al No M (+, -)
- Unión de tipo electrostática, ΔE superior a 1.7

Propiedades del Compuesto iónico

- solubles en agua y otros solventes polares.
- sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
- altos puntos de fusión y ebullición.
- buenos conductores de la electricidad
- Enlace fuerte, forman redes cristalinas muy resistentes.



COVALENTE

Forman compuestos Moleculares

Se forma entre

No metal



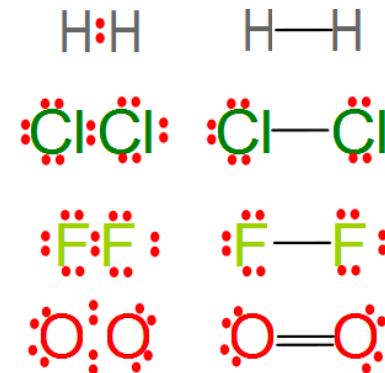
No metal

características

- Unión por compartimiento de electrones, ΔE :0-1.7

Propiedades Del Compuesto Molecular

- Poco solubles en agua.
- Estado de agregación: sólidas, líquidas o gaseosas.
- aspecto amorfo
- Bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- No conducen la corriente eléctrica y calor
- Volátiles en algunas ocasiones



METÁLICO

Forman sustancia Metálicas

Se forma entre

Un metal



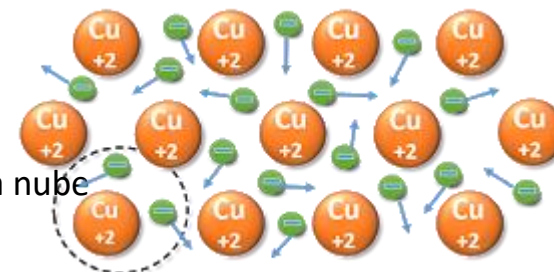
Un metal

características

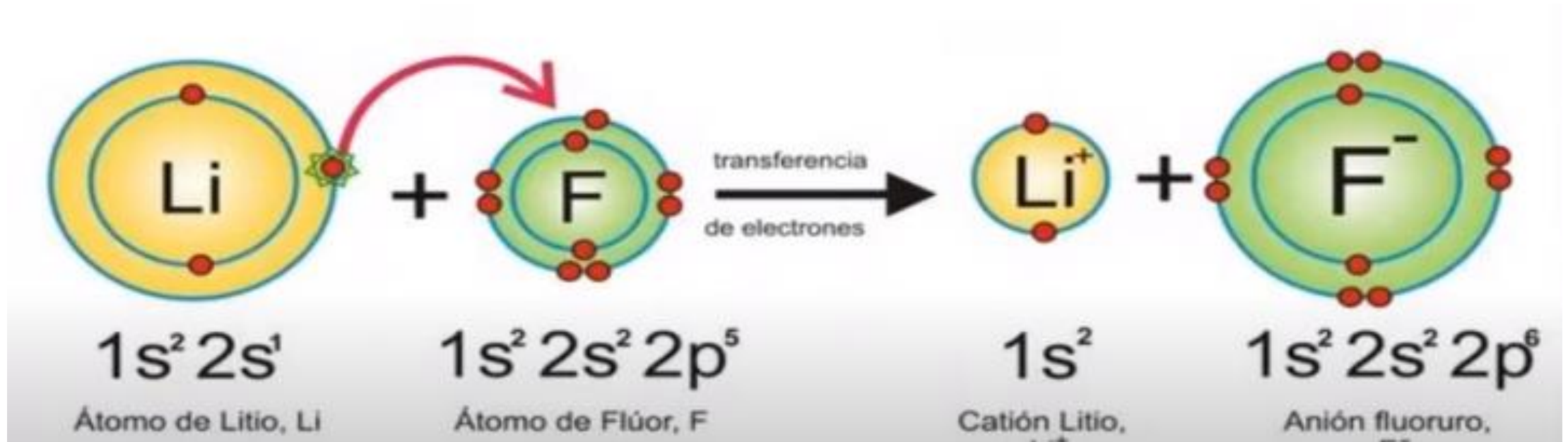
- electronegatividad muy baja
- Unión por compartimiento de electrones en la nube

Propiedades del metal

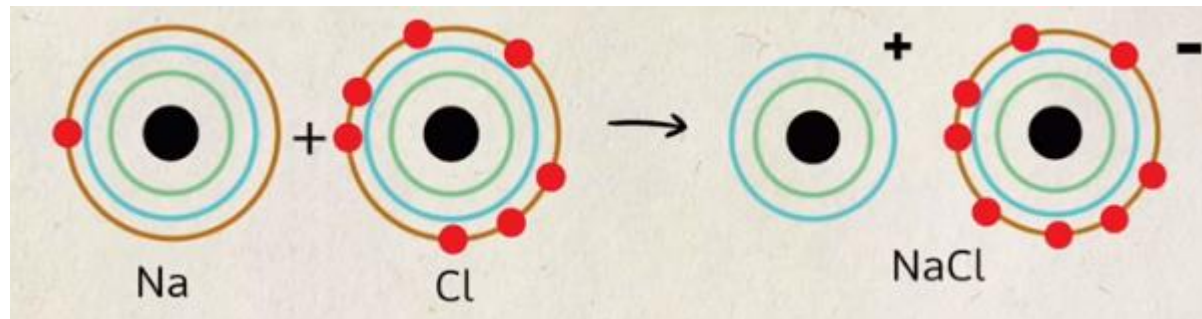
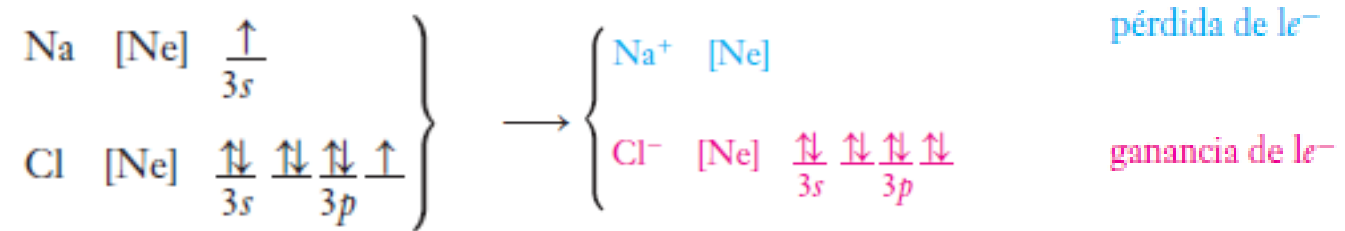
- Tienen brillo.
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto (Hg).
- altos puntos de fusión y ebullición, excepto (Hg), (Cs) y el (Ga).
- Buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Maleables, dúctiles y tenaces.



EJEMPLO DE ENLACE IÓNICO



EJEMPLOS DE ENLACE IÓNICO



Sodio

Cloro

Cloruro de sodio

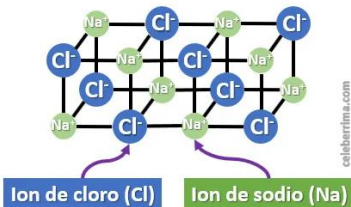


Algunos compuestos iónicos (en el sentido de las manecillas del reloj en el frente a la derecha): cloruro de sodio (NaCl , *blanco*); sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, *azul*); cloruro de níquel(II) hexahidratado ($\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, *verde*); dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, *naranja*); cloruro de cobalto(II) hexahidratado ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, *rojo*). Se muestra una mol de sustancia.

Compuestos iónicos

1. Son sólidos con altos puntos de fusión (típicamente $> 400\text{ }^\circ\text{C}$).
2. Muchos son solubles en solventes polares como el agua.
3. Casi todos son insolubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .
4. Los compuestos iónicos en estado líquido son buenos conductores de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles.
5. Las soluciones acuosas son buenas conductoras de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles.
6. Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad muy diferente, de ordinario un metal y un no metal.

Sal de mesa o cloruro de sodio (NaCl)



La fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos que forman parte de una molécula,

ENLACE QUÍMICO INTRAMOLECULAR

IÓNICO

Forman compuestos iónicos

Se forma entre

Un metal (M)



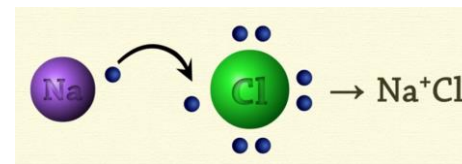
No metal (No M)

características

- Transferencia permanente de electrones del M al No M (+, -)
- Unión de tipo electrostática, ΔE superior a 1.7

Propiedades del Compuesto iónico

- solubles en agua y otros solventes polares.
- sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
- altos puntos de fusión y ebullición.
- buenos conductores de la electricidad
- Enlace fuerte, forman redes cristalinas muy resistentes.



COVALENTE

Forman compuestos Moleculares

Se forma entre

No metal



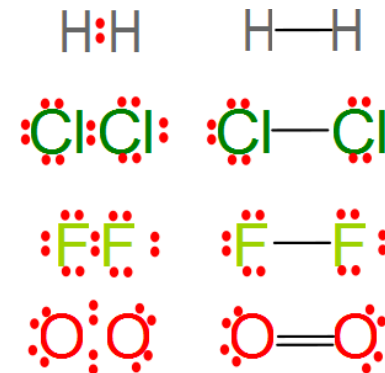
No metal

características

- Unión por compartimiento de electrones, ΔE :0-1.7

Propiedades Del Compuesto Molecular

- Poco solubles en agua.
- Estado de agregación: sólidas, líquidas o gaseosas.
- aspecto amorfo
- Bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- No conducen la corriente eléctrica y calor
- Volátiles en algunas ocasiones



Se forma entre

Un metal



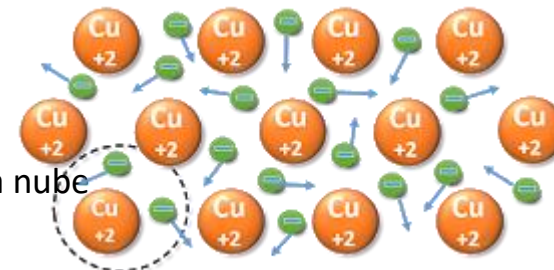
Un metal

características

- electronegatividad muy baja
- Unión por compartimiento de electrones en la nube

Propiedades del metal

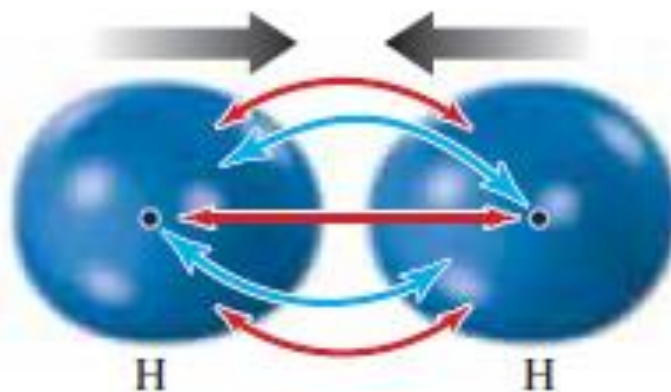
- Tienen brillo.
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto (Hg).
- altos puntos de fusión y ebullición, excepto (Hg), (Cs) y el (Ga).
- Buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Maleables, dúctiles y tenaces.



EJEMPLO DE ENLACE COVALENTE APOLAR



A Dos átomos de hidrógeno separados por una distancia grande.



B A medida que los átomos se van acercando, la carga positiva del núcleo de un átomo atrae al electrón del otro átomo (*flechas azules*) y la densidad electrónica comienza a desplazarse. Al mismo tiempo, las nubes electrónicas de los dos átomos se repelen entre sí y también lo hacen los núcleos de los dos átomos (*flechas rojas*).



C Los dos electrones pueden estar en la región donde se superponen los dos orbitales 1s; la densidad electrónica es máxima en la región entre los núcleos de los dos átomos.

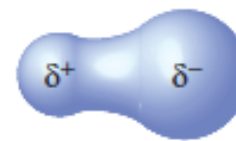


Uso de la electronegatividad para determinar la polaridad del enlace

Enlace	Valores de electronegatividad	Diferencia en los valores de electronegatividad	Tipo de enlace	Polaridad
H—H	(2.1)(2.1)	$2.1 - 2.1 = 0$	Covalente	
S—H	(2.5)(2.1)	$2.5 - 2.1 = 0.4$	Covalente polar	
Cl—H	(3.0)(2.1)	$3.0 - 2.1 = 0.9$	Covalente polar	
O—H	(3.5)(2.1)	$3.5 - 2.1 = 1.4$	Covalente polar	
F—H	(4.0)(2.1)	$4.0 - 2.1 = 1.9$	Covalente polar	



*Un enlace covalente apolar
formado entre átomos
idénticos. $\Delta E = 0 - 0.4$
Simetría en la molécula*

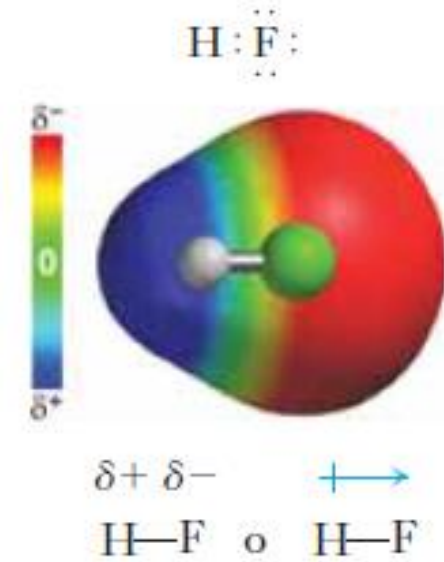


*Un enlace covalente polar,
Con momentos dipolares $\delta+$ y $\delta-$
 ΔE superior a 0.5
Asimetría en la molécula*

EJEMPLO DE ENLACE COVALENTE
POLAR

H

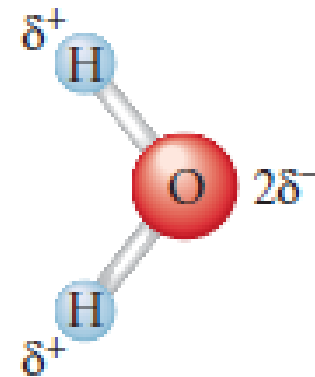
F

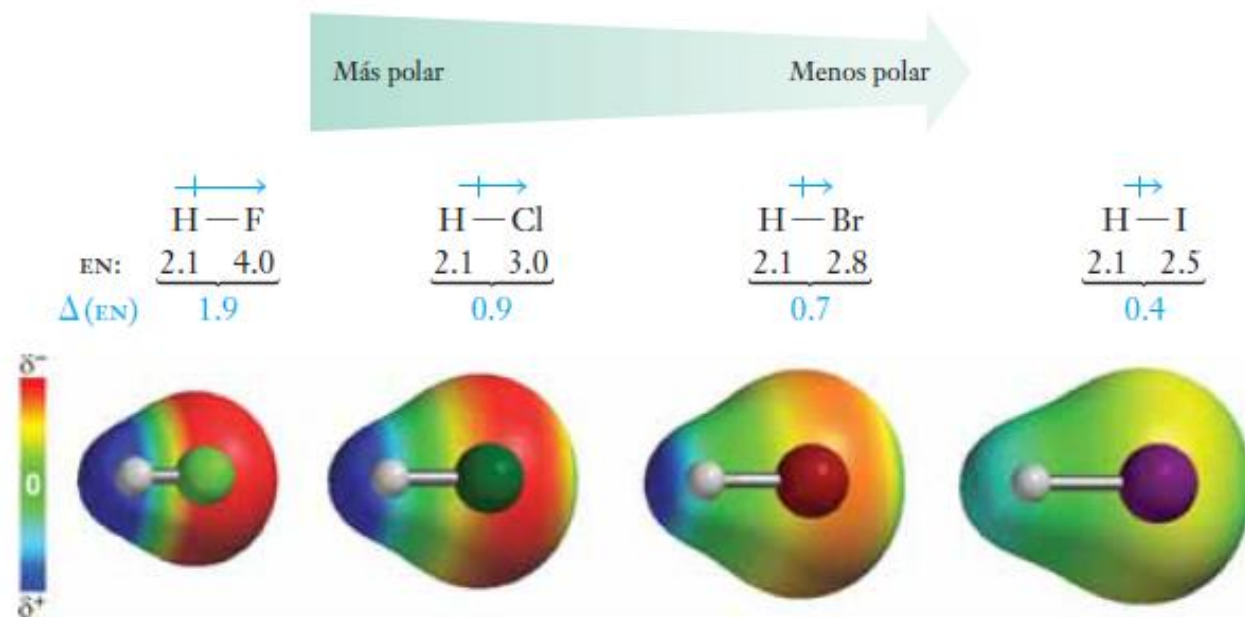


H

O

H

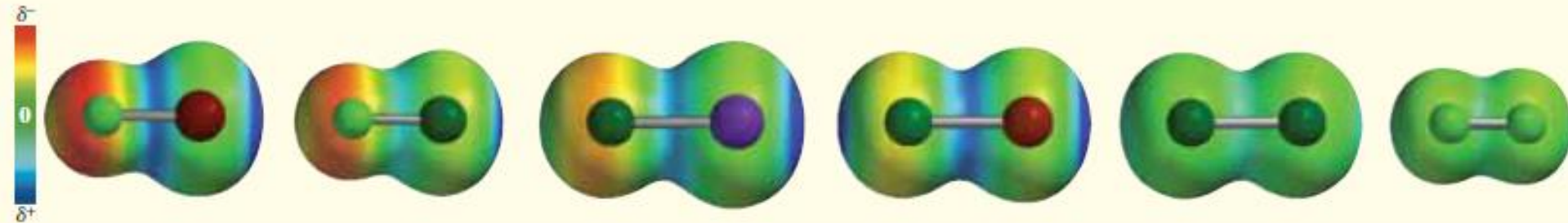




La flecha más larga indica el dipolo más grande, o la mayor separación de la densidad electrónica de la molécula (consulte la tabla 7.5). A modo de comparación, los valores de $\Delta(\text{EN})$ de algunos compuestos iónicos típicos 1:1 son RbCl, 2.1; NaF, 3.0; y KCl, 2.1.

El orden de los enlaces del más polar al menos polar es

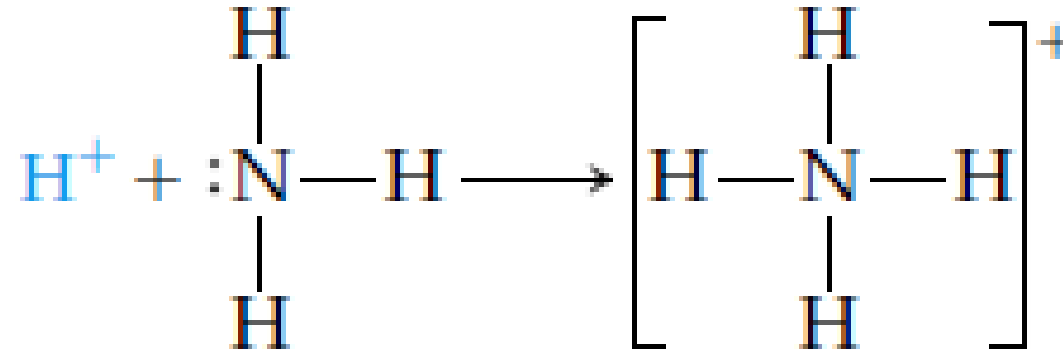
	F — Br	F — Cl	Cl — I	Cl — Br	Cl — Cl	F — F
EN:	<u>4.0</u> <u>2.8</u>	<u>4.0</u> <u>3.0</u>	<u>3.0</u> <u>2.5</u>	<u>3.0</u> <u>2.8</u>	<u>3.0</u> <u>3.0</u>	<u>4.0</u> <u>4.0</u>
$\Delta(\text{EN})$	1.2	1.0	0.5	0.2	0	0



<http://www.educaplus.org/game/naturaleza-del-enlace-quimico>

EJEMPLO DE ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Se da cuando un
átomo comparte su
par de electrones para
formar el enlace



Compuestos covalentes

1. Son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión (típicamente $< 300\text{ }^{\circ}\text{C}$).
2. Muchos son insolubles en solventes polares.
3. Casi todos son solubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .
4. Los compuestos covalentes en estado líquido no conducen la electricidad.
5. Las soluciones acuosas *suelen* ser malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no poseen partículas cargadas.
6. Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad semejante, de ordinario no metales.

Polaridad de las moléculas

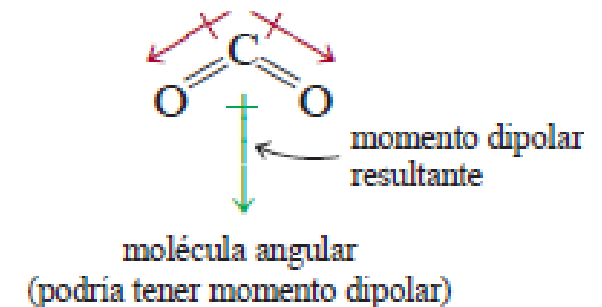
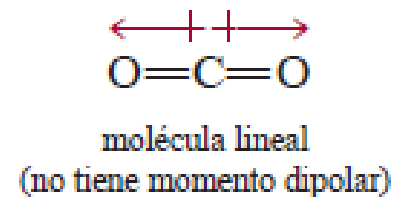
Una medida cuantitativa de la polaridad de un enlace es su *momento dipolar* (μ), que es el producto de la carga Q por la distancia r entre las cargas:

$$\mu = Q \times r$$

Una **molécula polar** tiene una forma molecular y una distribución electrónica no equilibradas, por lo que una región es más negativa que otra. La forma molecular y la distribución electrónica de una **molécula apolar** están equilibradas y son simétricas



$$\mu = 1.82 \text{ D}$$



$$\mu = 0 \text{ D}$$

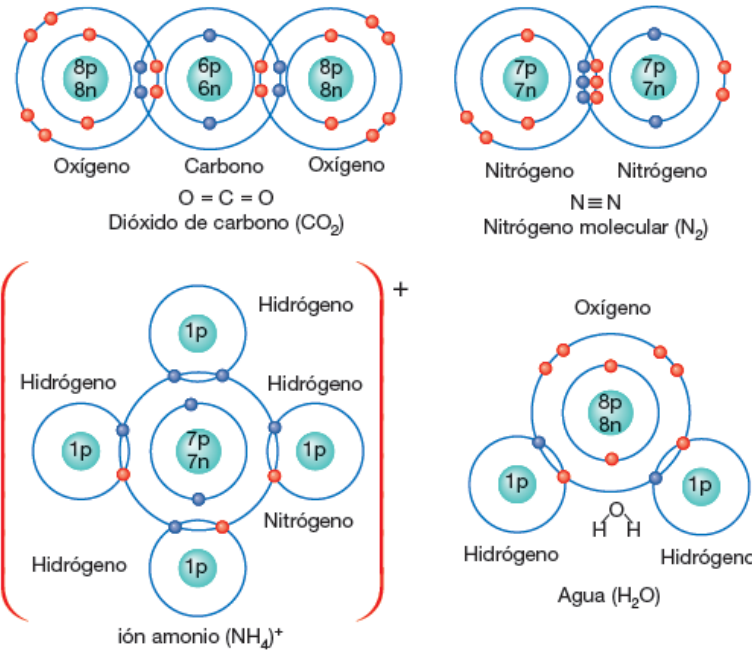
Momentos dipolares de algunas moléculas polares (DEBYES, D)

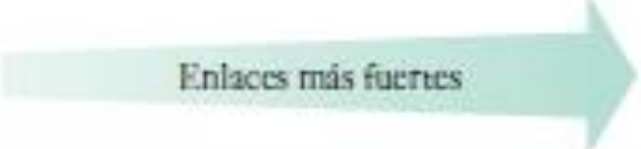
Molécula	Momento dipolar
HF	1.92
HCl	1.08
HBr	0.78
HI	0.38
H ₂ O	1.87
H ₂ S	1.10
NH ₃	1.46
SO ₂	1.60

TIPOS DE ENLACE, CONSIDERANDO EL NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES COMPARTIDOS

Clasificación	Característica	Ejemplo	
<i>Simple o sencillo o saturado.</i>	Se comparte un par de electrones.	Agua (H ₂ O).	$\begin{array}{c} \text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H} \\ \text{H} - \text{O} - \text{H} \end{array}$
<i>Doble</i>	Se comparten cuatro electrones (dos pares).	Dióxido de carbono (CO ₂).	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} : \text{C} : \ddot{\text{O}} \\ \text{O} = \text{C} = \text{O} \end{array}$
<i>Triple</i>	Los electrones compartidos son seis (tres pares).	Nitrógeno (N ₂).	$\begin{array}{c} :\text{N} : \text{N}: \\ \text{N} \equiv \text{N} \end{array}$

A continuación, se representan los diagramas de las moléculas con enlace simple, doble y triple, respectivamente.



	Enlace sencillo	Enlace doble	Enlace triple
			
Longitud de enlace (Å)	1.54 Å	1.34 Å	1.21 Å
	 Enlaces más cortos		
Energía de enlace (kJ/mol)	346	602	835
	 Enlaces más fuertes		

ENLACE DE METÁLICO

Este tipo de enlace se presenta en los metales, que forman agregados en los que no se encuentran átomos, sino iones positivos en posiciones fijas y próximas. ¿Cómo es posible que iones positivos no produzcan repulsión? Esto se debe a que los electrones de valencia se encargan de contrarrestar las repulsiones electrostáticas al actuar como una nube negativa que se desplaza a través de todo el sólido metálico.



Figura 23. (A) trozo de oro, (B) aluminio y (C) titanio.

Se ha observado que a medida que aumenta la carga nuclear del elemento metálico, su enlace se hace más fuerte y la distancia entre los iones, menor, lo que explica el aumento de la densidad y dureza del metal. Asimismo, la existencia de la nube electrónica "móvil" formada por los electrones de valencia explica la alta conductividad eléctrica y de calor de los metales. Este tipo de enlace se representa mediante esferas positivas que forman una red metálica.

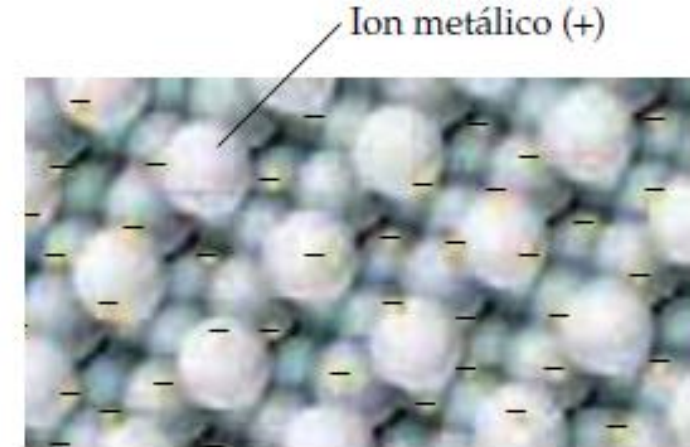
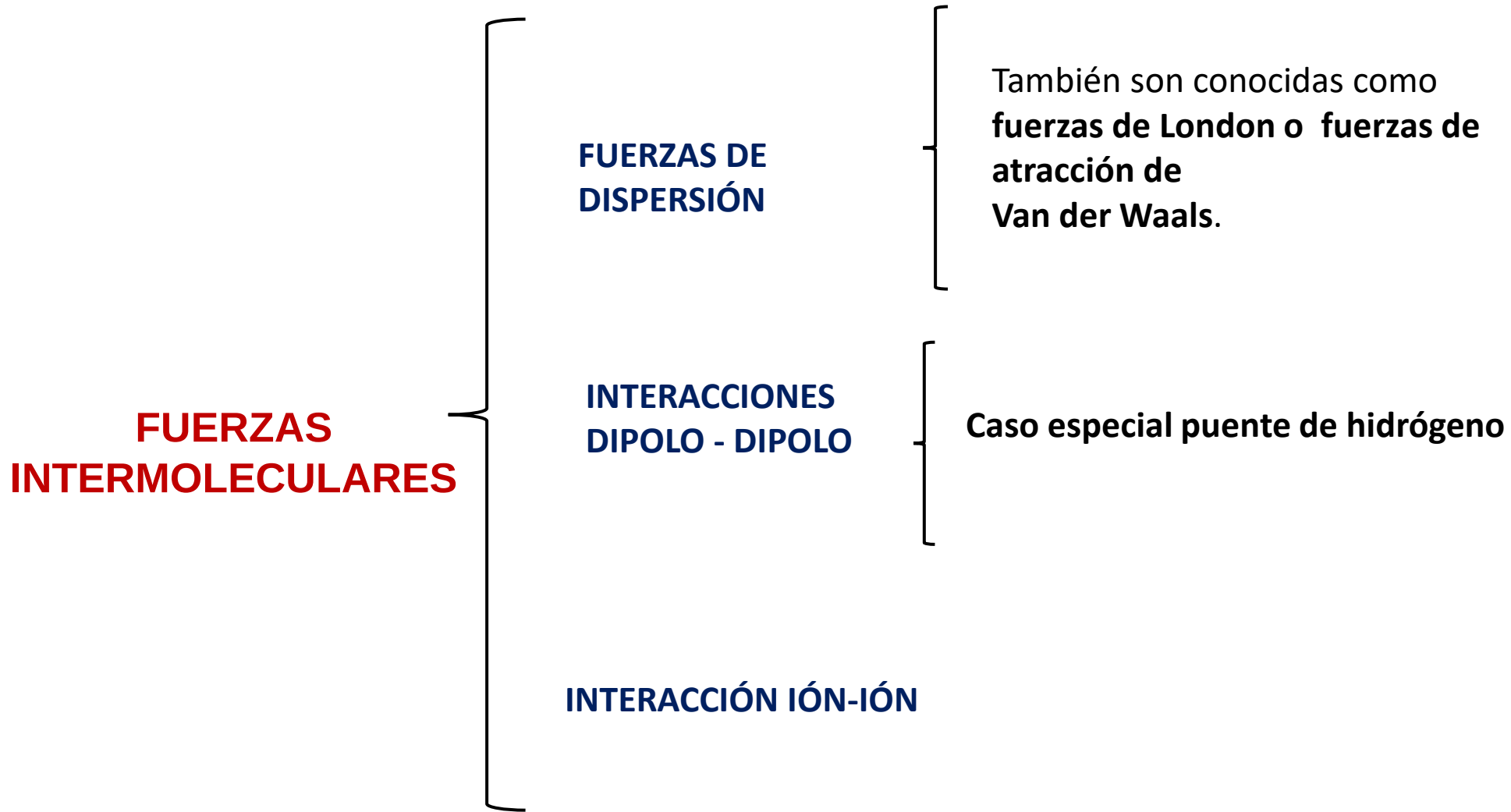


Ilustración esquemática del modelo de mar de electrones de la estructura electrónica de los metales. Cada esfera es un ión metálico con carga positiva.

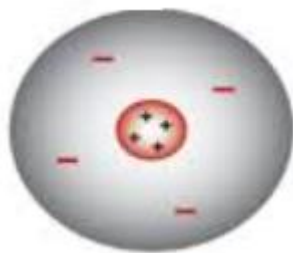
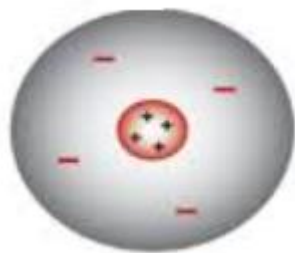


FUERZAS DE DISPERSIÓN

Las **fuerzas de dispersión** son fuerzas de atracción débiles que sólo son importantes a una distancia *extremadamente* corta pues varían por un factor de $1/d^7$

Las fuerzas de dispersión están presentes en todas las moléculas y son el único tipo de fuerzas intermoleculares presentes entre sustancias no polares simétricas como el SO_3 , CO_2 , O_2 , N_2 , Br_2 , H_2 y especies monoatómicas como los gases nobles. A mayor número de electrones presentes distribuidas en una molécula las fuerzas de London serán mayores.

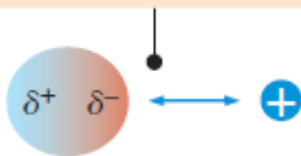
También son conocidas como **fuerzas de London**. Otro nombre es **fuerzas de atracción de van der Waals**. Se deben conocer los tres nombres.



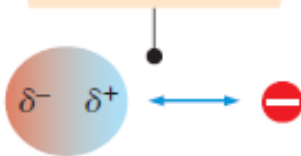
A Átomo aislado de argón con distribución esférica de carga (no hay dipolo).



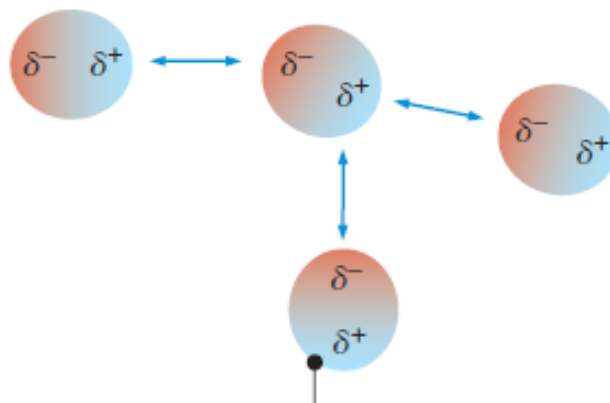
B Cuando un catión se aproxima al átomo de argón, la carga positiva del ion atrae débilmente a la porción externa de la nube de electrones del átomo de argón, lo cual induce un dipolo *temporal* débil en el átomo de argón.



C También se puede inducir un dipolo temporal débil en el átomo de argón si se aproxima un anión.



D Cuando una molécula con un dipolo permanente (p. ej., HF) se acerca a un átomo de argón, también puede polarizarlo en forma temporal.



E Aun en el argón puro, la proximidad muy estrecha entre dos átomos de argón da origen a la formación de un dipolo temporal en ambos átomos a medida que la nube de electrones de cada átomo experimenta la atracción del núcleo del otro átomo o la repulsión de la nube de electrones del otro átomo. Los dipolos temporales que se generan causan una atracción débil entre los átomos de argón. Mientras más electrones haya en una molécula o ion, más fácil resulta la polarización de dichas especies.

Las **fuerzas de dispersión** resultan de la atracción del núcleo con carga positiva de un átomo por la nube de electrones de otro átomo en las moléculas cercanas. Esto induce dipolos *temporales* en átomos o moléculas vecinos.

Conforme las nubes de electrones se hacen más grandes y más difusas, sus propios núcleos (con carga positiva) las atraen con menos fuerza. En consecuencia, átomos o moléculas adyacentes las distorsionan, o *polarizan*, con más facilidad.

La polarizabilidad aumenta con el incremento del número de electrones y, por lo 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. En las moléculas muy grandes o muy polarizables el efecto total de las fuerzas de dispersión puede ser aun mayor que las interacciones dipolo-dipolo o los puentes de hidrógenos.



Una analogía física de las fuerzas de dispersión es el funcionamiento del velcro, en el cual cada gancho y rizo pequeños generan una interacción muy débil, pero cuando todo el conjunto se pega puede causar una atracción total muy fuerte.



La capacidad del geco de Tokay de trepar por las paredes y techos se debe a las fuerzas de dispersión entre los pelos diminutos de sus patas y la superficie.

superficie

los pelos diminutos de sus patas y la

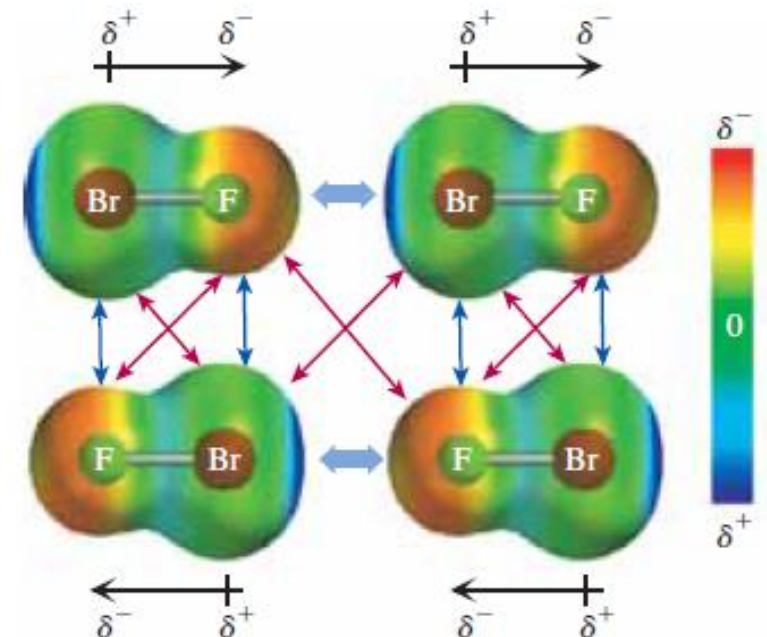
INTERACCIONES DIPOLO - DIPOLO

Las interacciones dipolo-dipolo permanentes ocurren entre moléculas covalentes polares debido a la atracción entre los átomos δ^+ de una molécula y los átomos δ^- de otra molécula

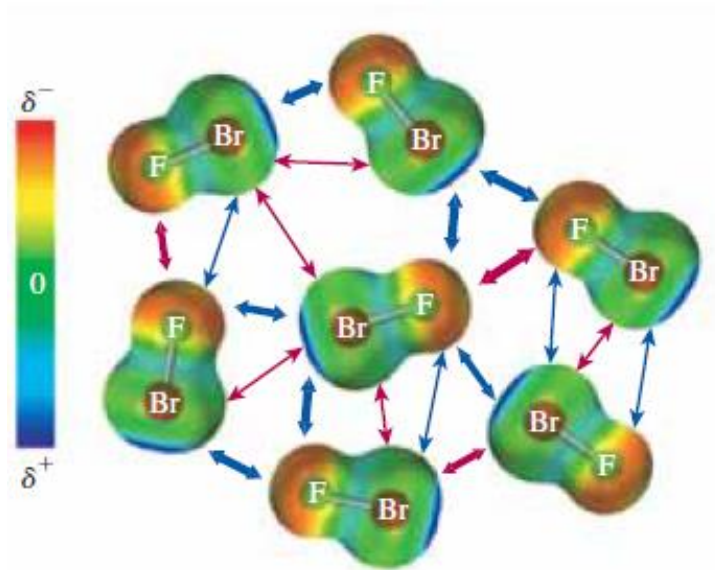
Las fuerzas electrostáticas entre moléculas polares poseen un factor de $1/d^4$.

Las fuerzas dipolares sólo son efectivas a distancias muy cortas.

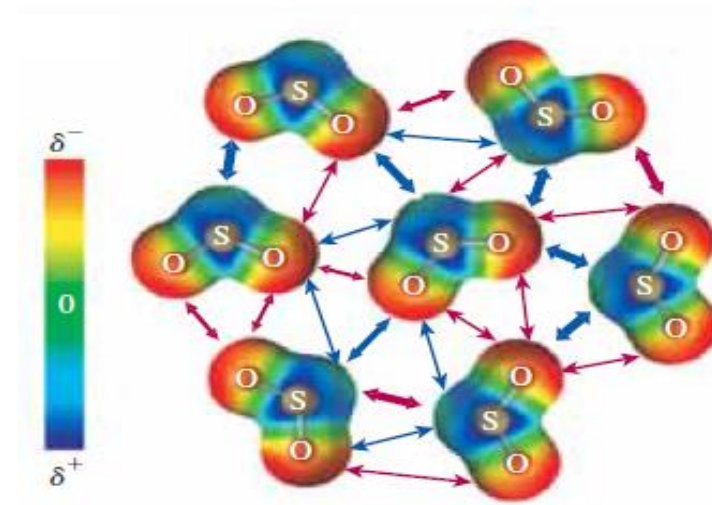
La energía promedio de las interacciones dipolo-dipolo es del orden de 4 kJ por mol de enlaces.



A Origen electrostático de las fuerzas dipolo-dipolo entre las moléculas de BrF



B Representación esquemática de las interacciones dipolo-dipolo en el BrF



C Representación esquemática de las interacciones dipolo-dipolo en el SO₂

Interacciones dipolo-dipolo entre moléculas polares. Cada molécula polar señala en rojo la región de carga negativa mas elevada (δ^-) y en azul la region de carga positiva mas elevada (δ^+). Las fuerzas de atracción se muestran con flechas azules y las fuerzas de repulsión se indican con flechas rojas. Las atracciones y repulsiones mas fuertes se indican con flechas mas gruesas. Las moléculas tienden a ordenarse por si mismas para que la atracción sea máxima haciendo que las regiones de carga opuesta se acerquen, en tanto que las repulsiones se reducen al mínimo por separación de regiones de carga igual.

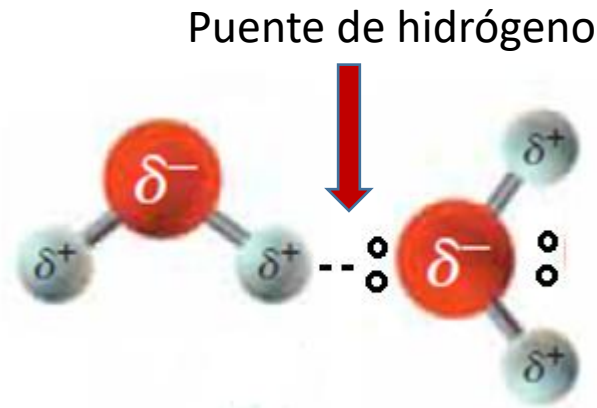
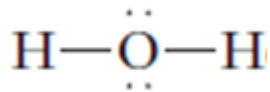
PUENTE DE HIDRÓGENO

Los **puentes de hidrógeno** son un caso especial de interacciones dipolo-dipolo fuertes. En sentido formal, no son enlaces químicos en realidad.

El puente de hidrógeno fuerte se presenta entre moléculas covalentes polares que contienen H y uno de los tres elementos pequeños, altamente electronegativos con pares de electrones libres: F, O o N

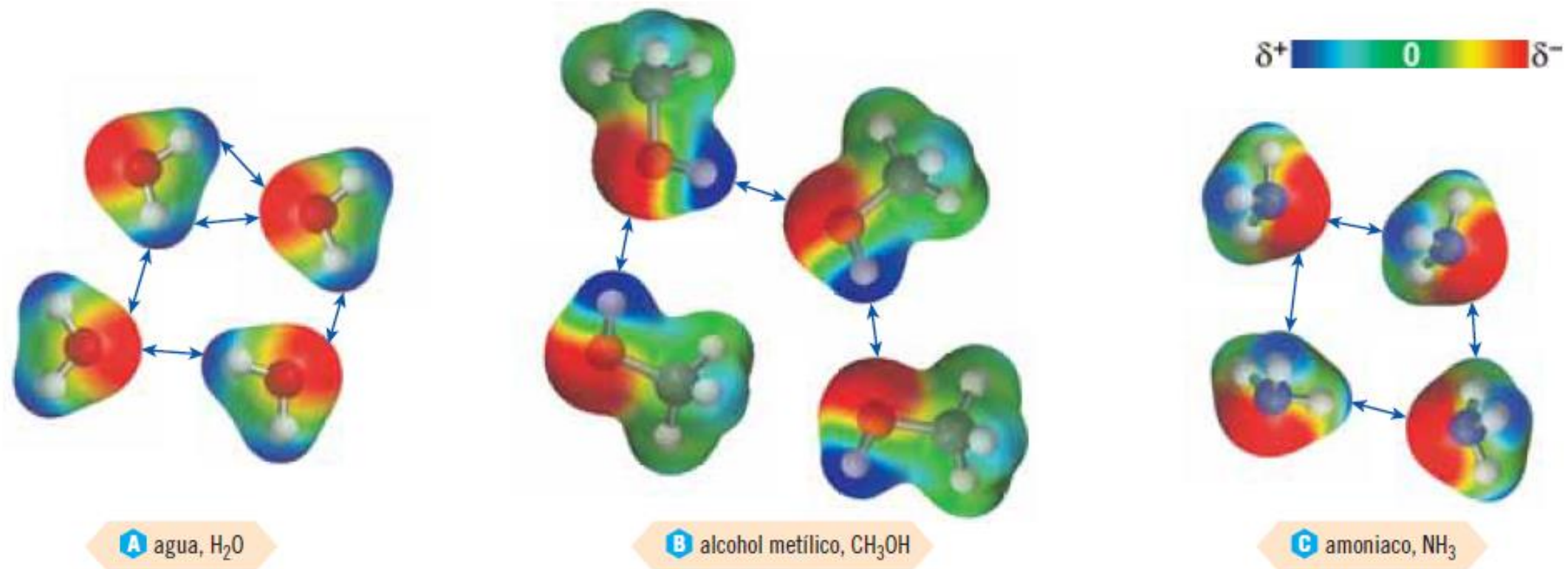
Las energías típicas de los puente de hidrógeno están en el rango de los 15 a 20 kJ/mol, lo cual es de cuatro a cinco veces mayor que las energías de las demás interacciones dipolo-dipolo.

Al puente de hidrógeno se deben los altos puntos de fusión y de ebullición poco comunes de compuestos como el agua, el alcohol metílico y el amoníaco en comparación con otros compuestos de masa molecular y geometría molecular similares.



2:25

<https://www.youtube.com/watch?v=Po0PSs0fxBY>



Puente de hidrógeno (señalado por las flechas azules) en a) agua, H_2O ; b) alcohol metílico, CH_3OH ; y c) amoníaco, NH_3 . El puente de hidrógeno es un caso especial de una interacción dipolar muy fuerte. El puente de hidrógeno se debe a la atracción electrostática entre el hidrógeno con carga δ^+ de una molécula y el átomo de oxígeno o nitrógeno con carga δ^- de otra molécula.

(Whitten, 2015)

INTERACCIÓN IÓN-IÓN

Las fuerzas electrostáticas entre dos iones poseen se dan en un factor de $1/d^2$

Según la ley de Coulomb, la *fuerza de atracción* entre dos iones de carga opuesta es directamente proporcional a la carga de los iones, q^+ y q^- , e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia entre ellos, d .

$$F \propto \frac{q^+ q^-}{d^2}$$

Las unidades de energía son fuerza $\times$ distancia, $F \times d$, de modo que la *energía de atracción* entre dos iones con carga opuesta es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia de separación.

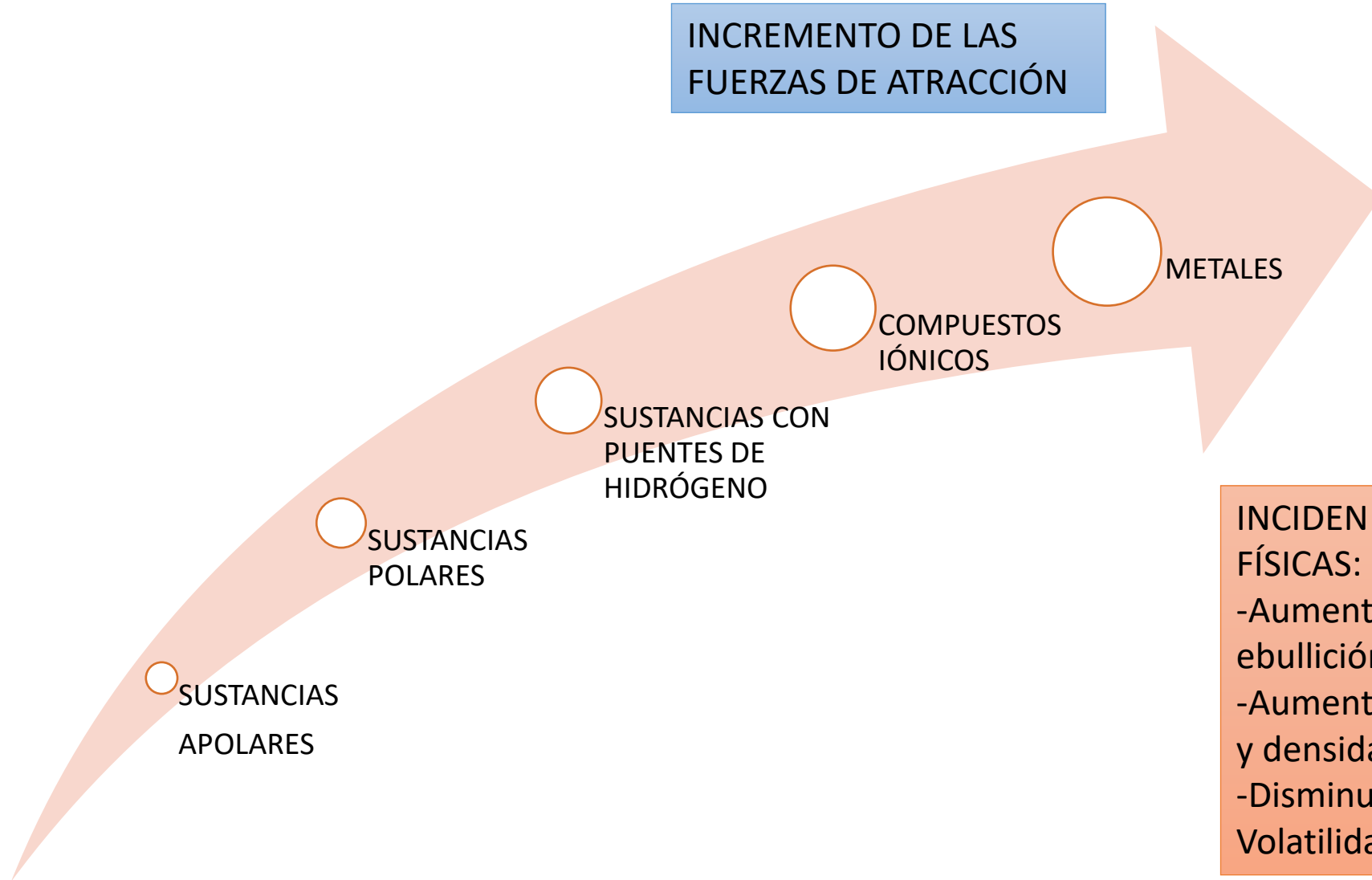
$$E \propto \frac{q^+ q^-}{d}$$

El producto $q^+ y q^-$ aumenta conforme se incrementa la carga de los iones. Las sustancias iónicas que contienen iones con carga múltiple, como los iones **Al³⁺**, **Mg²⁺**, **O²⁻** y **S²⁻** *suelen* tener puntos de fusión y de ebullición más altos que los compuestos que poseen iones con una sola carga, como **Na¹⁺**, **K¹⁺**, **F¹⁻**. En los iones con carga semejante, la cercanía entre los iones pequeños trae como resultado fuerzas de atracción interiónicas mayores y puntos de fusión más altos.

► Cuando los iones de carga opuesta están muy juntos, d (el denominador) es pequeño, de modo que F , la fuerza de atracción entre ellos, es grande.

Los compuestos iónicos como el NaCl, CaBr₂ y K₂SO₄ existen en forma de redes extendidas de iones discretos en el estado sólido.

INCREMENTO DE LAS
FUERZAS DE ATRACCIÓN



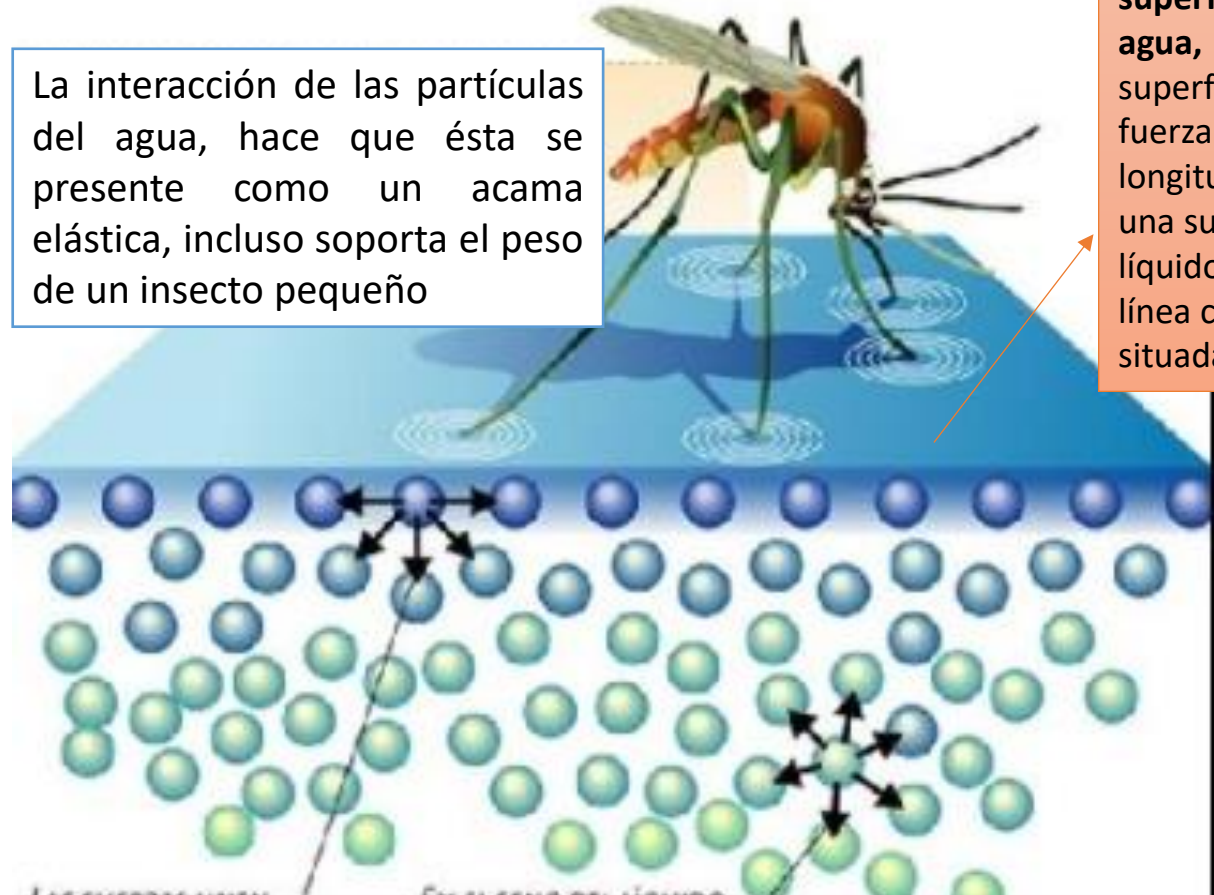
INCIDEN EN PROPIEDADES
FÍSICAS:

- Aumento del punto de ebullición y fusión
- Aumento de la Viscosidad y densidad.
- Disminución de la Volatilidad



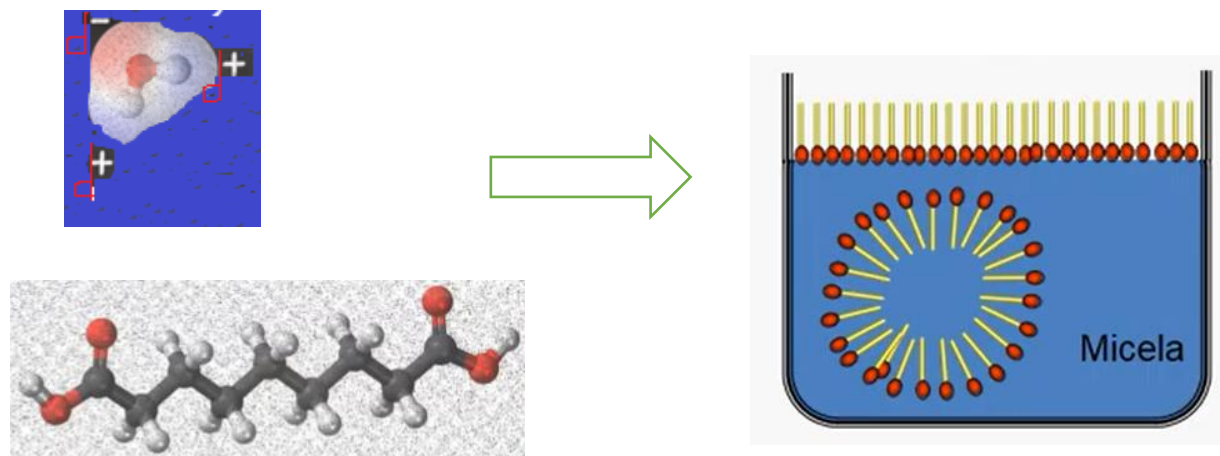
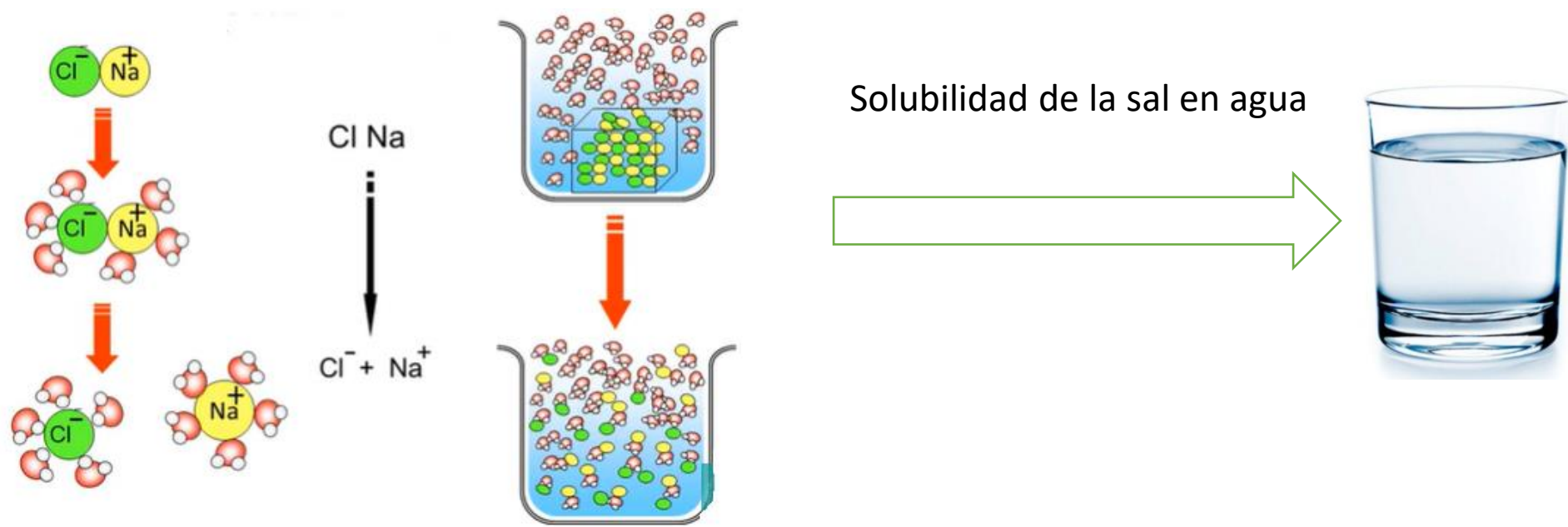
La interacción de las partículas del agua, hace que ésta se presente como un acama elástica, incluso soporta el peso de un insecto pequeño

La tensión superficial del agua, La tensión superficial es la fuerza por unidad de longitud que ejerce una superficie de un líquido sobre una línea cualquiera situada sobre ella

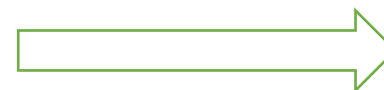


Las fuerzas cohesivas unen las moléculas de agua

En el seno del líquido cada molécula está rodeada por otra y las fuerzas se compensan

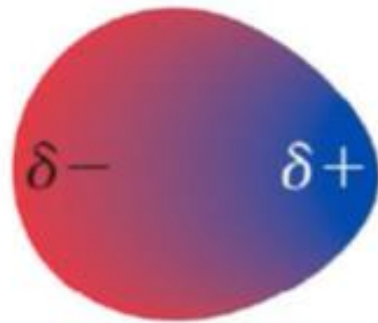


Insolubilidad del aceite en agua

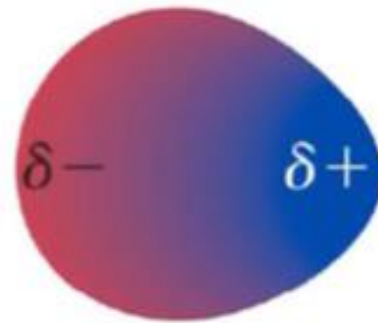




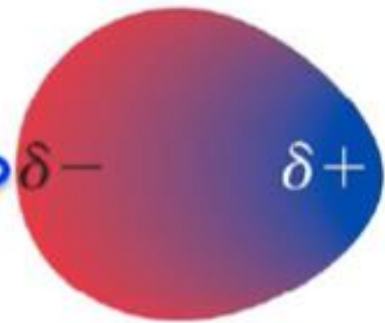
NO POLAR pero
polarizable (grande)



Dipolo



Dipolo inducido



Dipolo