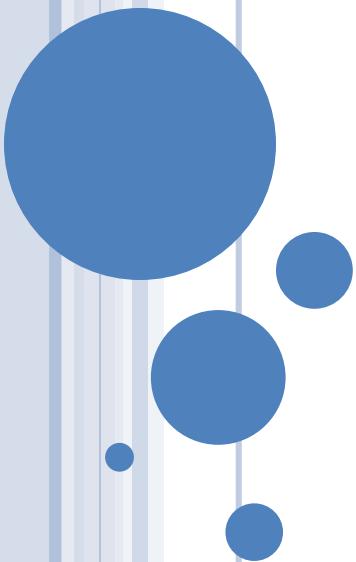


# **\*QUÍMICA GENERAL**



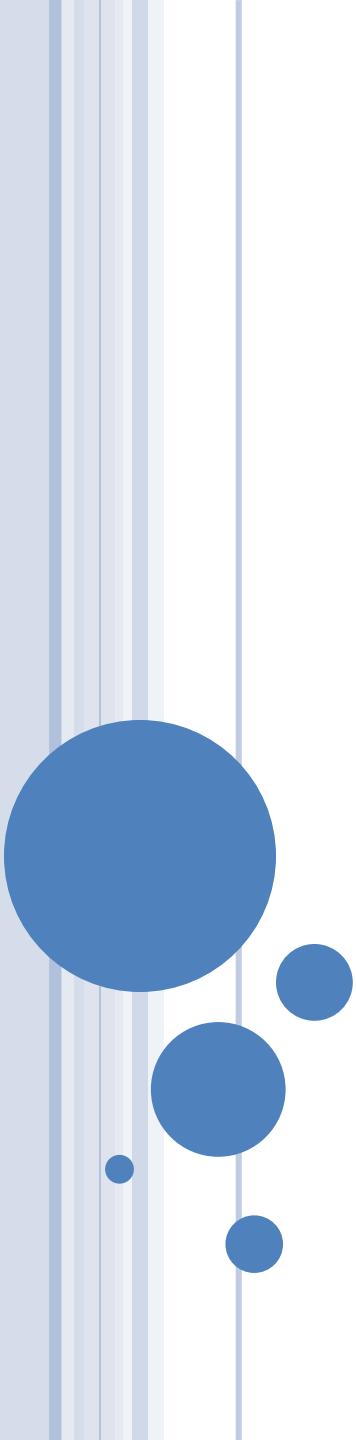
**- Licenciatura en Ciencias  
Biológicas**

**2020**

# TEMA 1

## FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL

- **Átomo: estructura. Modelo atómico actual. Nuevas partículas subatómicas. Isótopos.**
- **Elementos y símbolos. Tabla Periódica. Propiedades.**
- **Uniones químicas. Regla del octeto. Enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Uniones intermoleculares.**
- **Reacciones químicas: tipos. Ecuaciones químicas.**
- **Soluciones. Coloides. Ácidos y bases. pH. pOH. Soluciones amortiguadoras.**
- **Nociones de termodinámica. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Energía libre. Entalpía. Entropía.**



**\*UNIONES QUÍMICAS.**

**\*REGLA DEL OCTETO.**

**\*ENLACES QUÍMICOS.**

**\*UNIONES  
INTERMOLECULARES.**

# UNIONES QUÍMICAS

- Los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable.
- La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble.
- Con excepción del helio, los gases nobles tienen 8 electrones de valencia ( $ns^2np^6$ ), de allí se acostumbra a decir que el enlace químico se forma cumpliendo la "**REGLA DEL OCTETO**".

# **REGLA DEL OCTETO**

1916 → **KOSSEL** y **LEWIS** de manera independiente enuncian la **Regla del Octeto**: “Cuando se forma un **enlace químico** los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que la **capa más externa** de cada átomo contenga **ocho electrones** y así adquiere la estructura del gas noble más cercano en la Tabla Periódica”.



# ELECTRONES DE VALENCIA

- Son aquellos  $e^-$  que intervienen en los enlaces químicos.
- Para los elementos representativos son los que figuran en la última capa.
- El número de electrones de valencia en la última capa para cualquier elemento representativo coincide con el grupo al que pertenece el elemento.

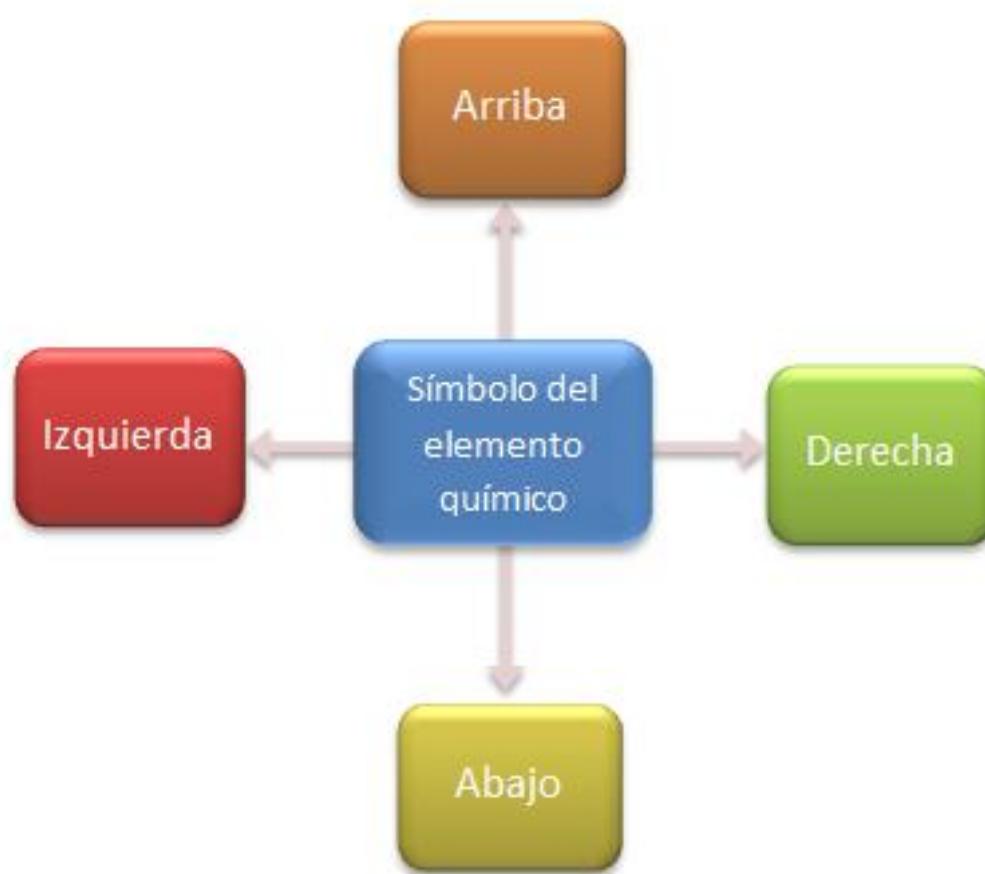
# **SÍMBOLOS DE LEWIS**

Los símbolos de **electrón-punto** son una forma útil de mostrar los electrones de valencia de los átomos y de seguirles la pista durante la formación de enlaces.

El símbolo de electrón-punto para un elemento consiste en el *símbolo químico del elemento* más un punto por cada *electrón de valencia*, los que se colocan en los cuatro lados del símbolo atómico: *arriba, abajo, izquierda y derecha, cada lado puede dar cabida a dos electrones como máximo.*



# **SÍMBOLOS DE LEWIS**



# **SÍMBOLOS DE LEWIS PARA ELEMENTOS REPRESENTATIVOS**

I	II		
H •			
Li •	Be •		
Na •	Mg •		
K •	Ca •		
Rb •	Sr •		
Cs •	Ba •		

III	IV	V	VI	VII	0
					He •
B •	C •	N •	O •	F •	Ne •
Al •	Si •	P •	S •	Cl •	Ar •
Ga •	Ge •	As •	Se •	Br •	Kr •
In •	Sn •	Sb •	Te •	I •	Xe •
Tl •	Pb •	Bi •	Po •	At •	Rn •



Metal



Metalloid



Nonmetal

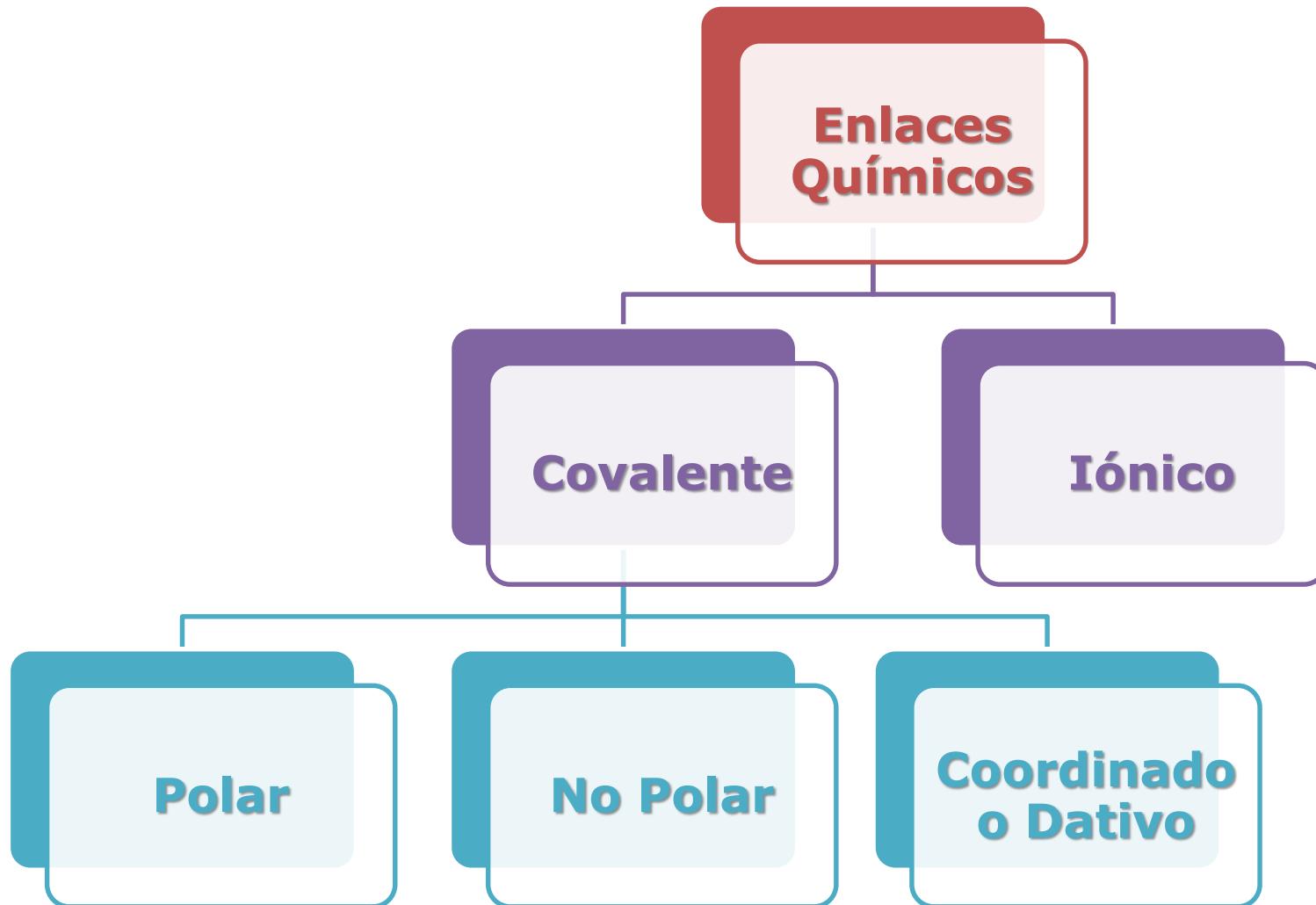


# ENLACES QUÍMICOS

- Las partículas constituidas por 2 o más átomos se conocen como **moléculas** y las fuerzas que las mantienen unidas se conocen como **enlaces**.
- La unión química es de **naturaleza electrónica**, es decir **los átomos se unen a través de la compartición de electrones o por transferencia de electrones**.



# TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS



# ENLACE IÓNICO

- Consiste en una **transferencia de e<sup>-</sup>** entre dos elementos distintos.
- Se origina cuando se combinan un **elemento metálico** con otro **no metálico**. El metal cede e<sup>-</sup> en tanto que el no metal los acepta.





Cargas de distinto signo se atraen



Cargas del mismo signo se repelen



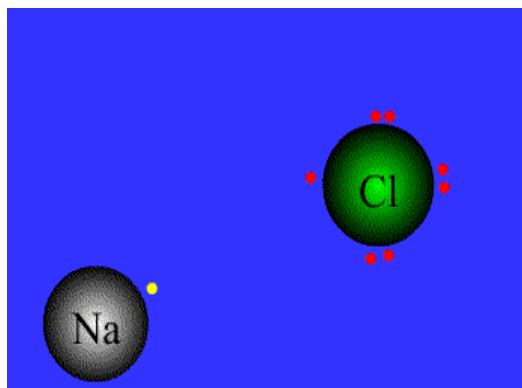
# ENLACE IÓNICO

METAL (M) + NO METAL (X) → M<sup>+</sup> X<sup>-</sup>

Símbolos de Lewis

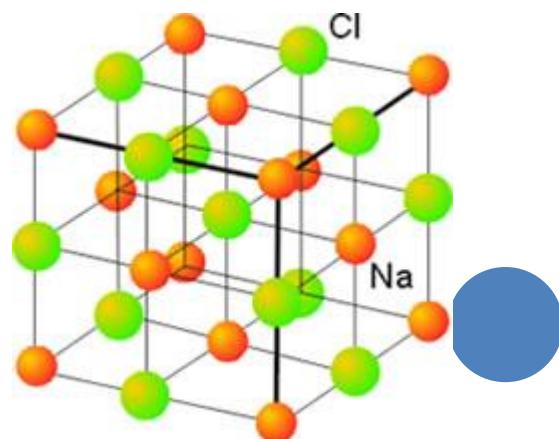
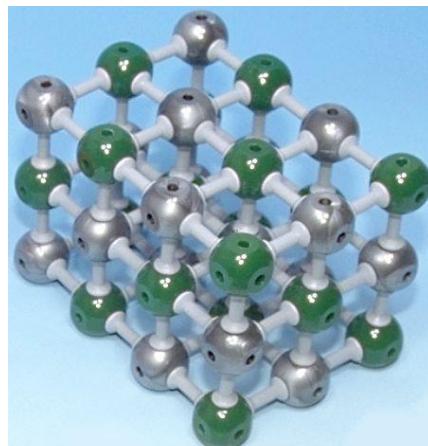


Pierde 1e<sup>-</sup>      Gana 1e<sup>-</sup>



Compuesto iónico

Las fórmulas empíricas en los compuestos iónicos suelen escribirse sin indicar sus cargas.



**Gas Cloro**

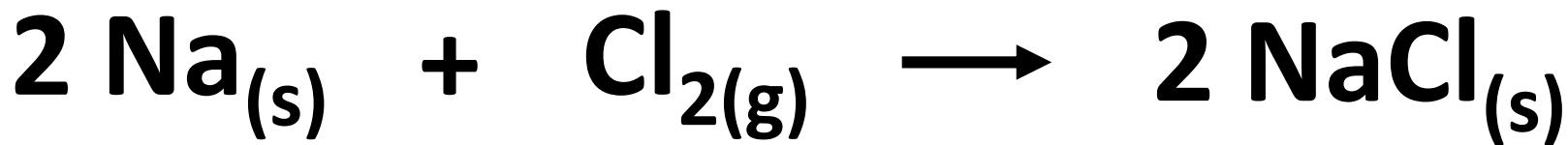


+



**Metal Sodio**

**Cloruro de Sodio**



# **ENLACE IÓNICO.**

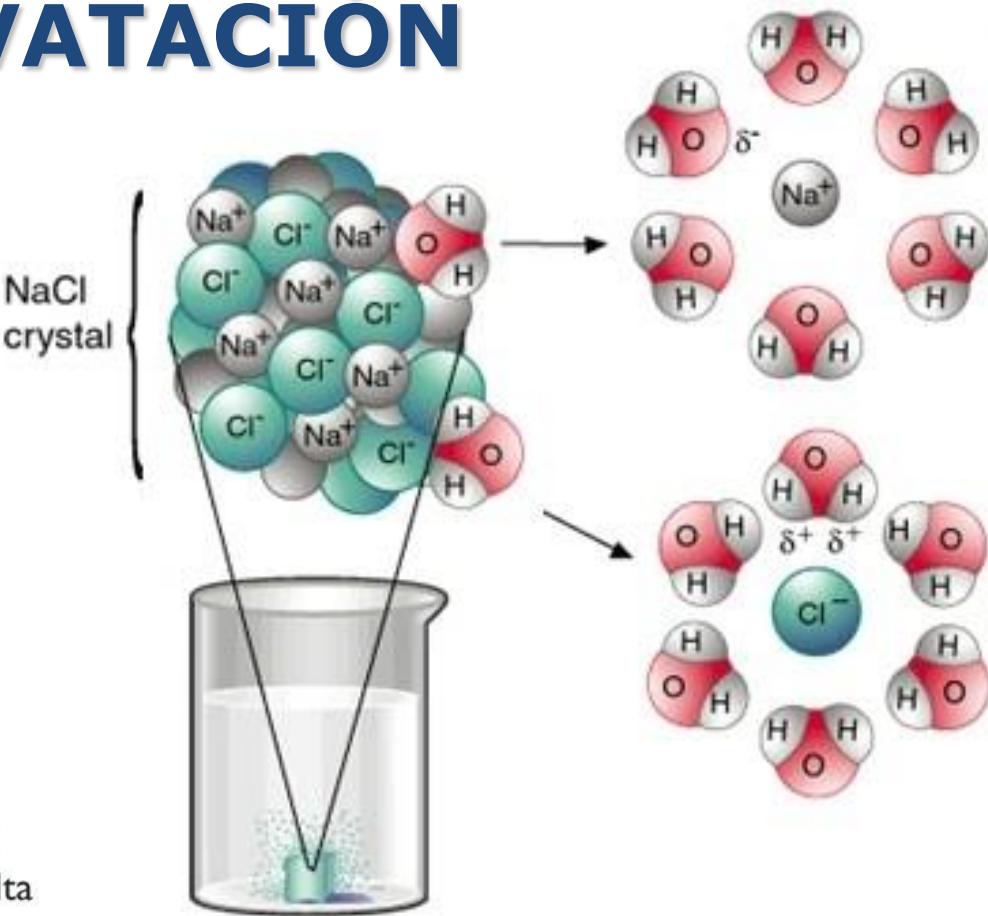
## **PROPIEDADES**

- Sólidos a temperatura ambiente.
- Elevado punto de fusión y ebullición.
- Solubles en disolventes polares como el agua.
- Sólo conducen la electricidad cuando se hallan al estado líquido o disueltos en agua, porque sólo entonces contienen partículas móviles con carga (iones).
- Los sólidos iónicos son macromoleculares, es decir que forman redes cristalina NO moléculas.

# SOLVATACIÓN

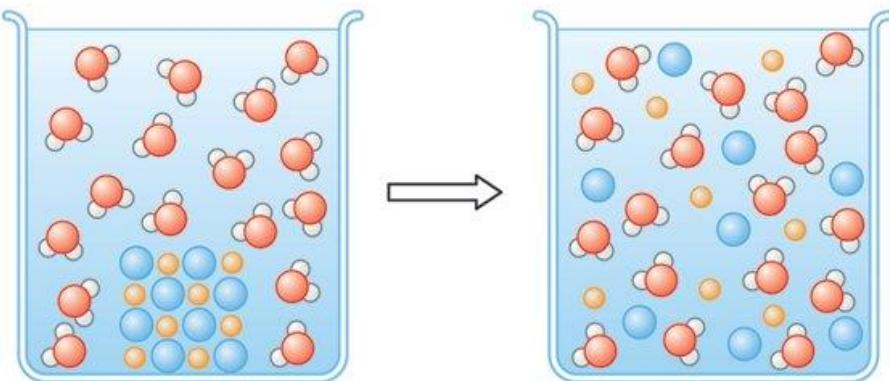
Proceso por el cual un soluto es rodeado por moléculas de solvente y se disuelve.

Si el solvente es el agua, el proceso recibe el nombre de **hidratación**.

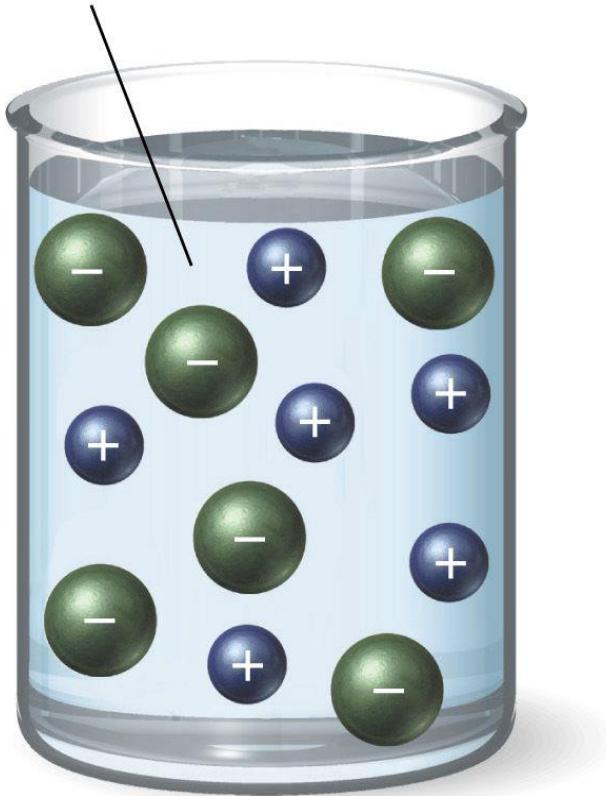


Sal sin disolver

Sal disuelta

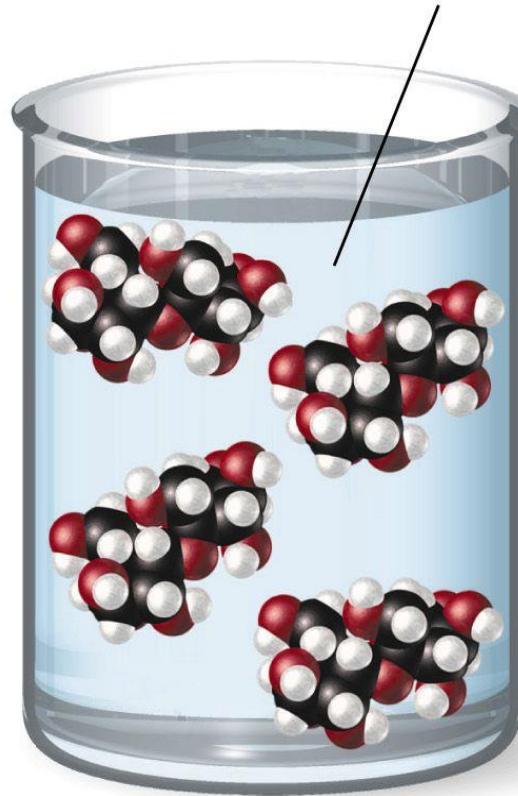


Dissolved ions (NaCl)



Electrolyte solution

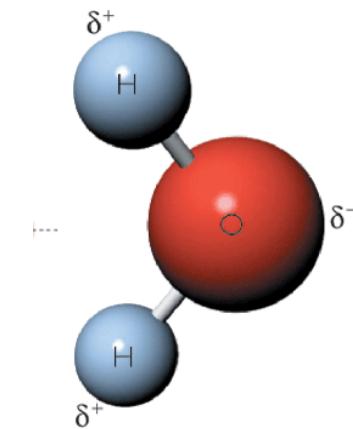
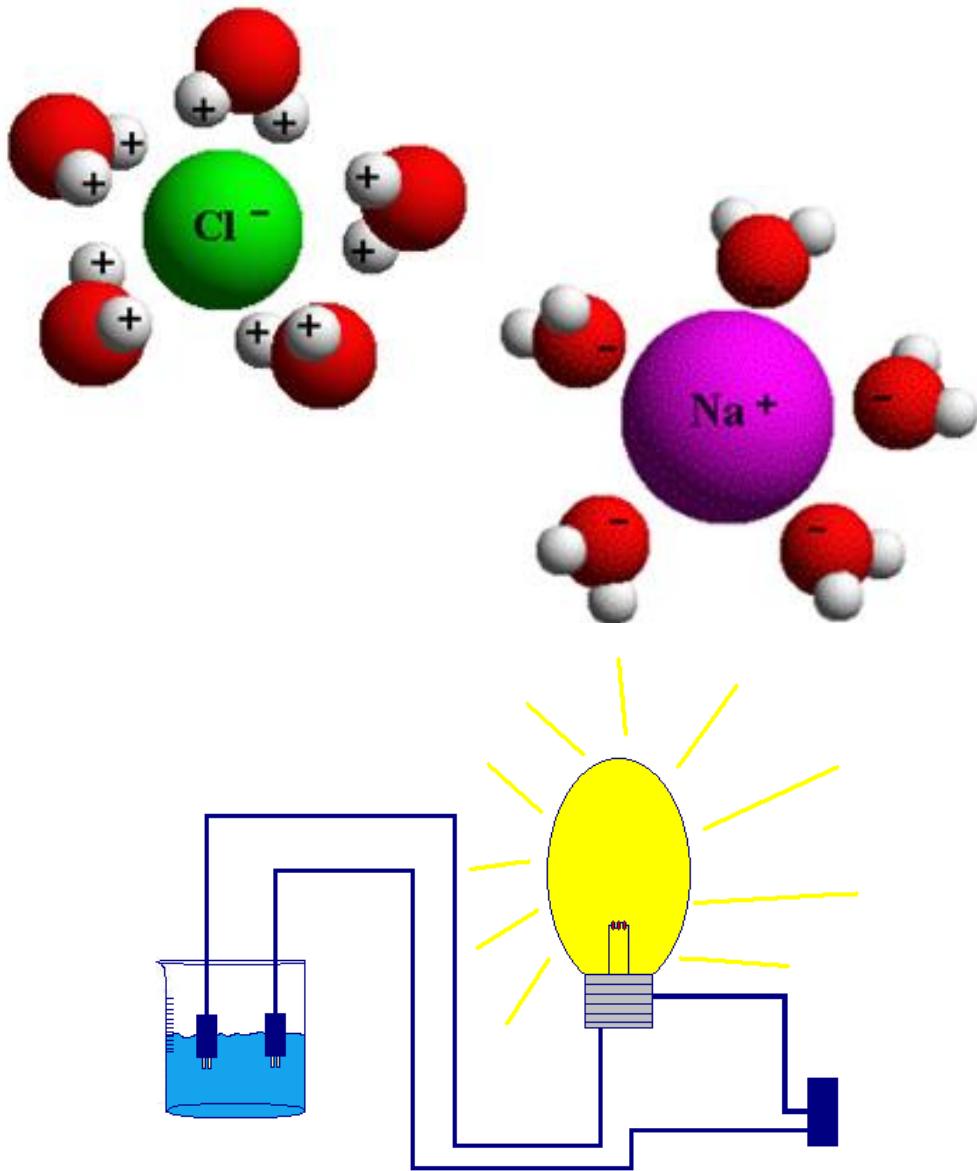
Dissolved molecules (sugar)



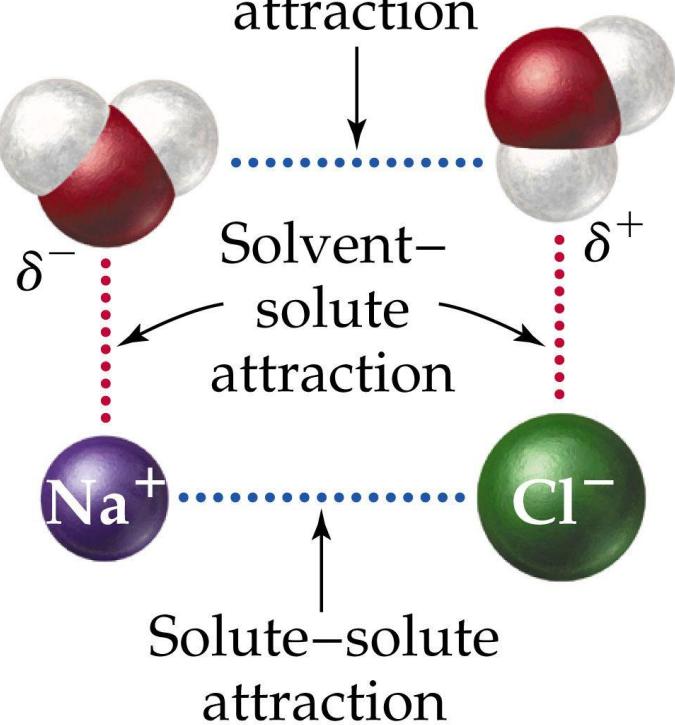
Nonelectrolyte solution

**Electrolito:** sustancia que se disuelve para dar una solución conductora de la electricidad.



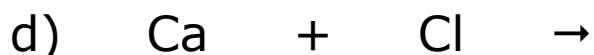
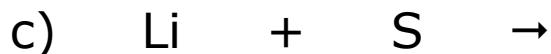
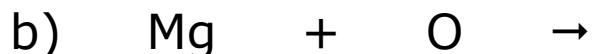
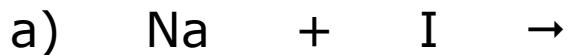


Solvent–solvent attraction



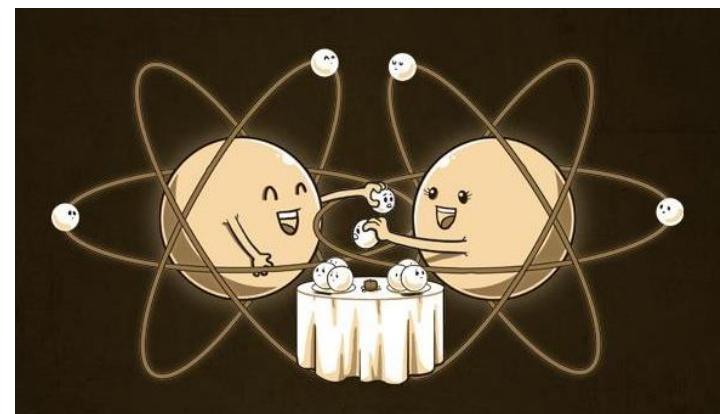
# Ejercicios:

1.- Escriba los símbolos de Lewis de los átomos siguientes, complete la ecuación y escriba la estructura de Lewis del compuesto iónico que se forma :



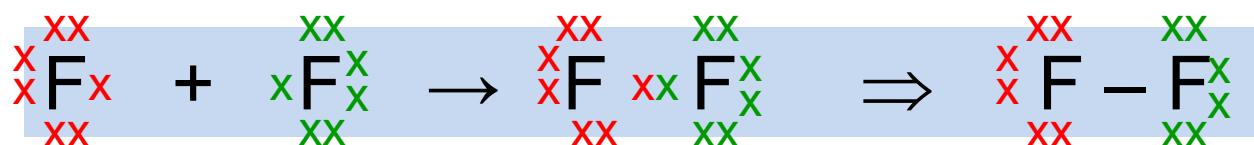
# ENLACES COVALENTES

- Consiste en la **compartición de un par de e<sup>-</sup>** entre dos átomos.
- Este enlace se origina cuando se combinan **dos o más elementos no metálicos**.
- Los electrones compartidos pertenecen por igual a ambos átomos.

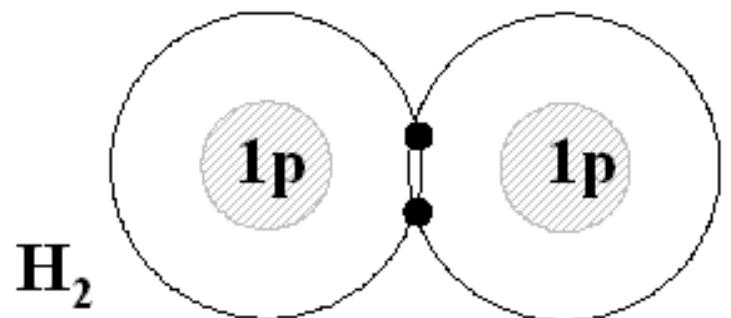
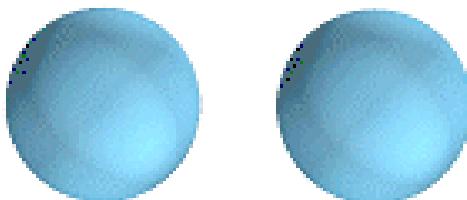


# ENLACE COVALENTE NO POLAR

- Este enlace se origina cuando se combinan dos no metales de electronegatividades similares.

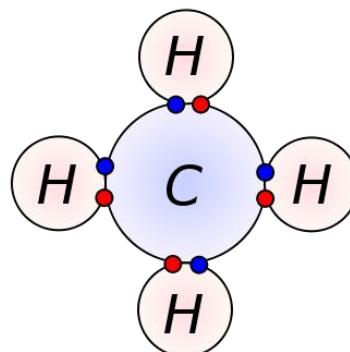
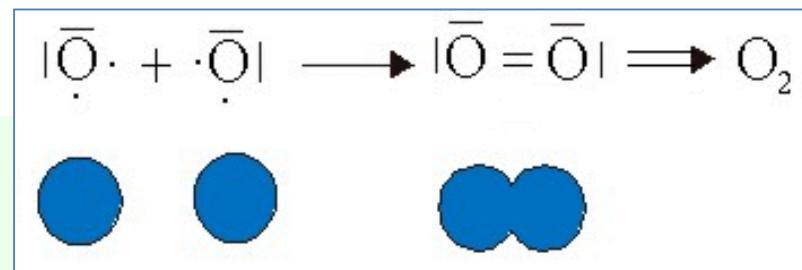
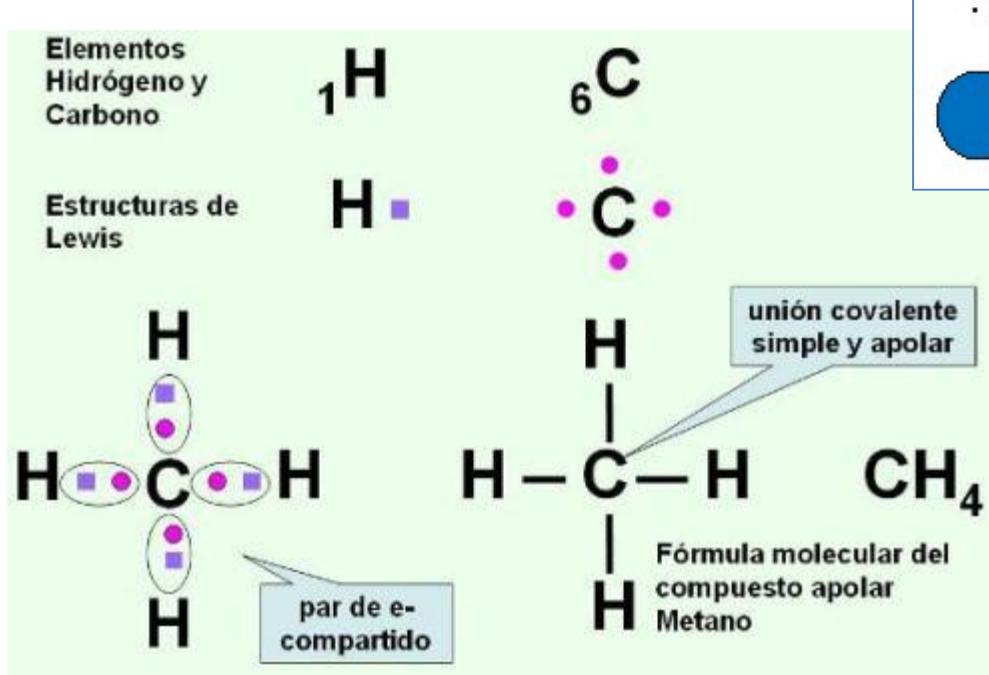


ESTRUCTURA  
DE LEWIS



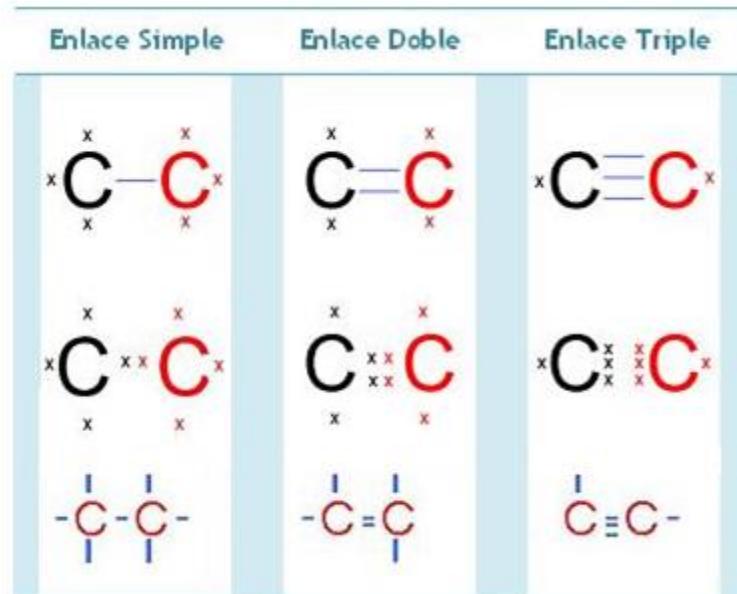
# ENLACE COVALENTE NO POLAR

- El par de e<sup>-</sup> del enlace se encuentra equidistante a ambos átomos.



# ENLACE COVALENTE NO POLAR

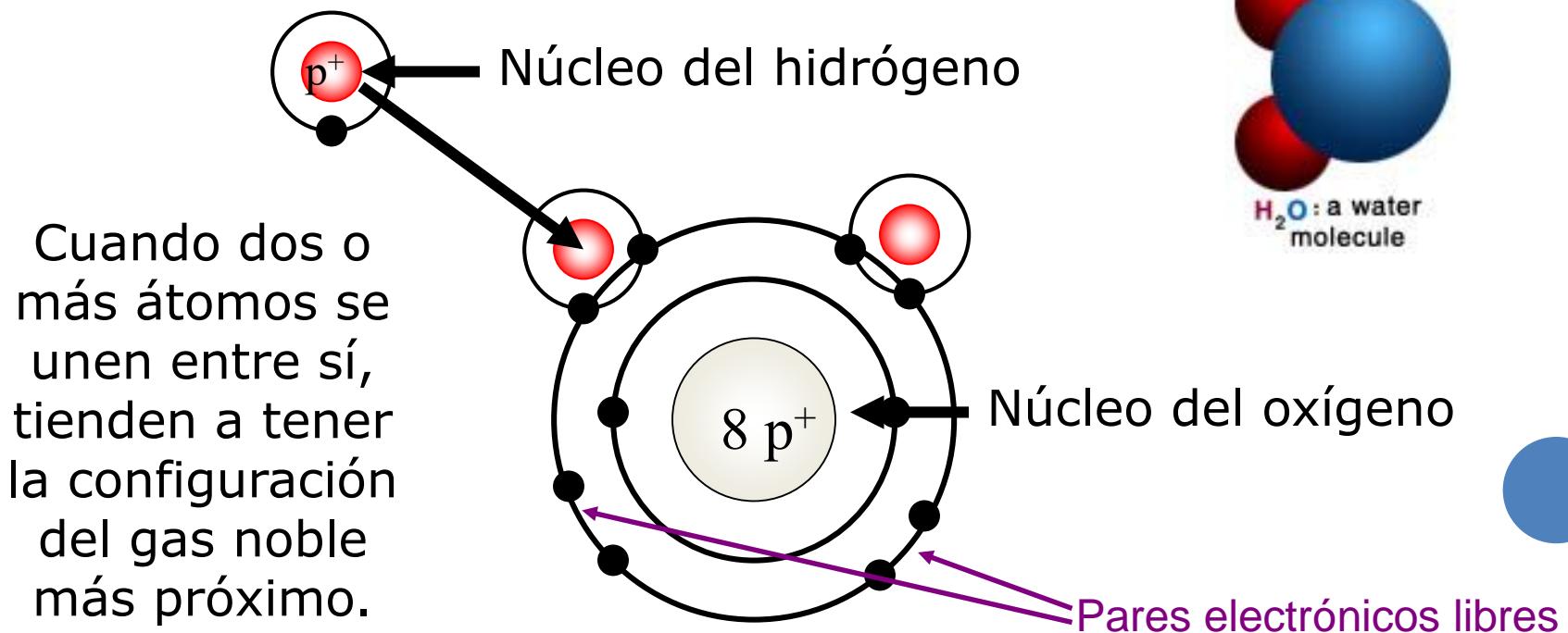
- **Simple:** se comparte un único par electrónico.
- **Doble:** se comparten dos pares de electrones.
- **Triple:** se comparten 3 pares de electrones.



# ENLACE COVALENTE POLAR

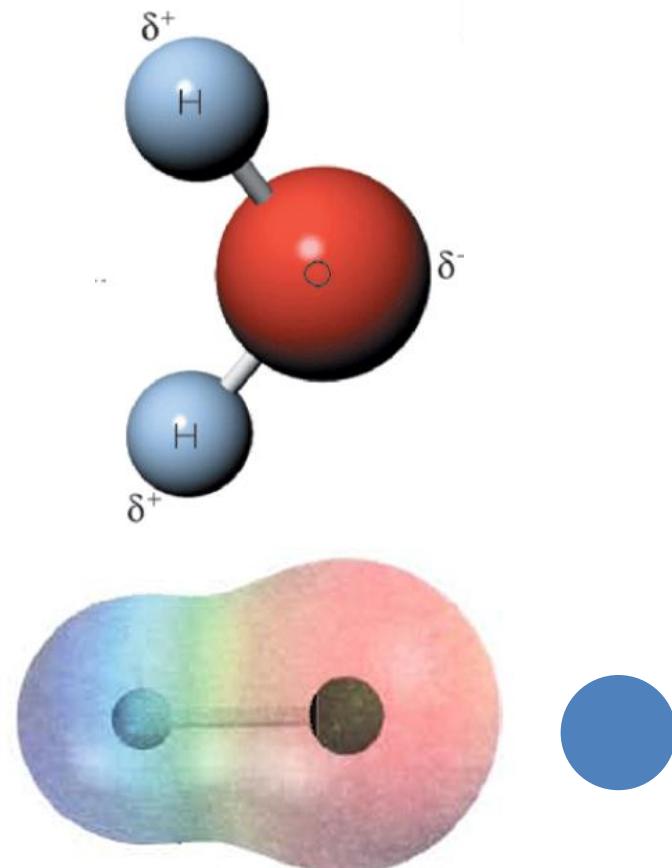
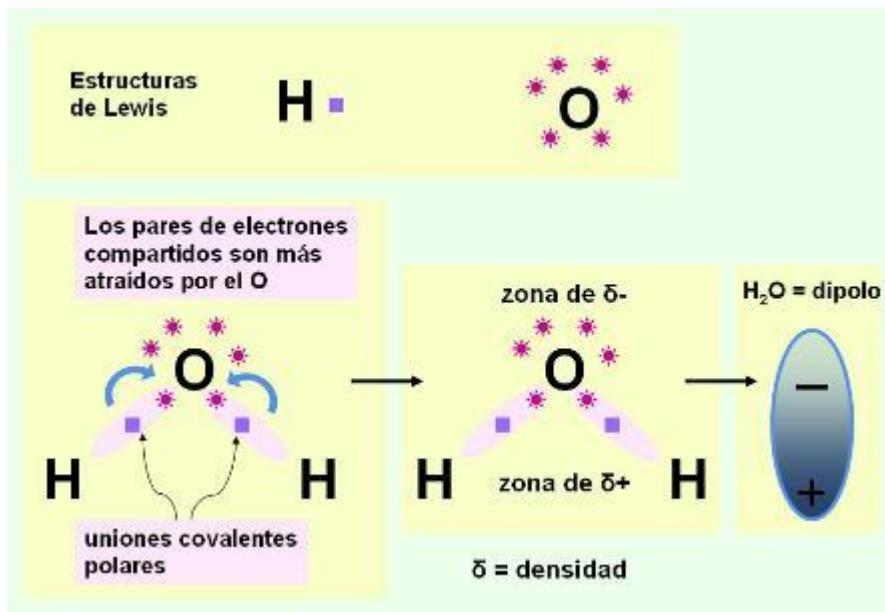
- Este enlace se origina cuando se combinan dos no metales de electronegatividades diferentes.

Modelo de Bohr del agua:

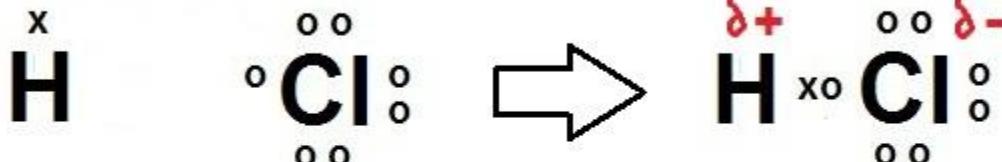
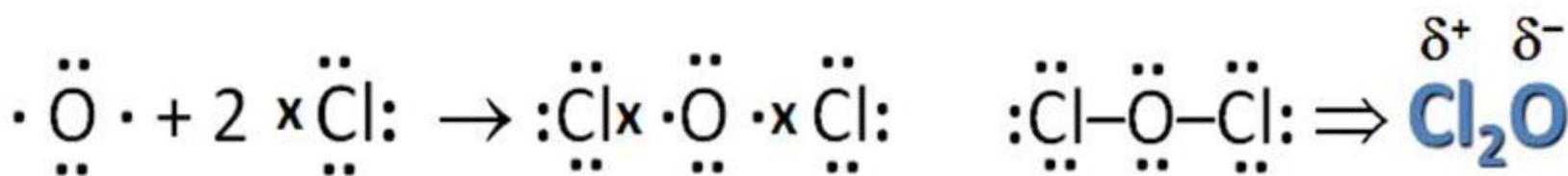
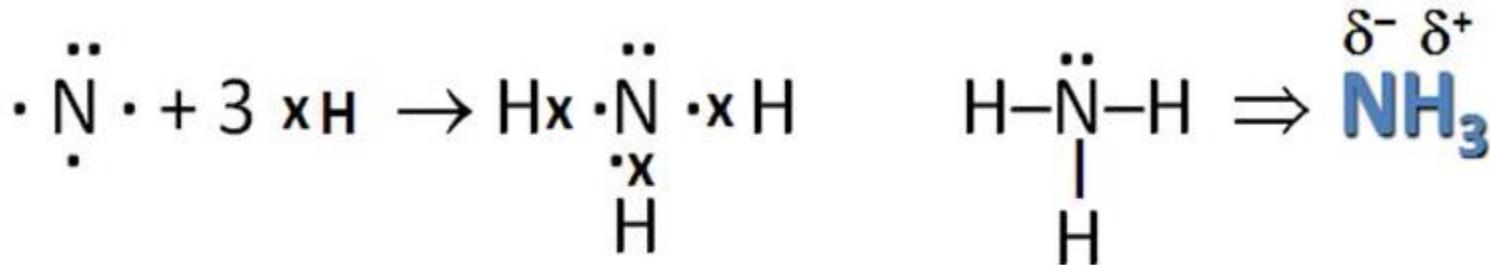


# ENLACE COVALENTE POLAR

- El par de e<sup>-</sup> del enlace pasa más tiempo en la vecindad de un átomo que del otro.



# ENLACE COVALENTE POLAR



Átomo de hidrógeno con 1e<sup>-</sup> de valencia

Átomo de cloro con 7e<sup>-</sup> de valencia

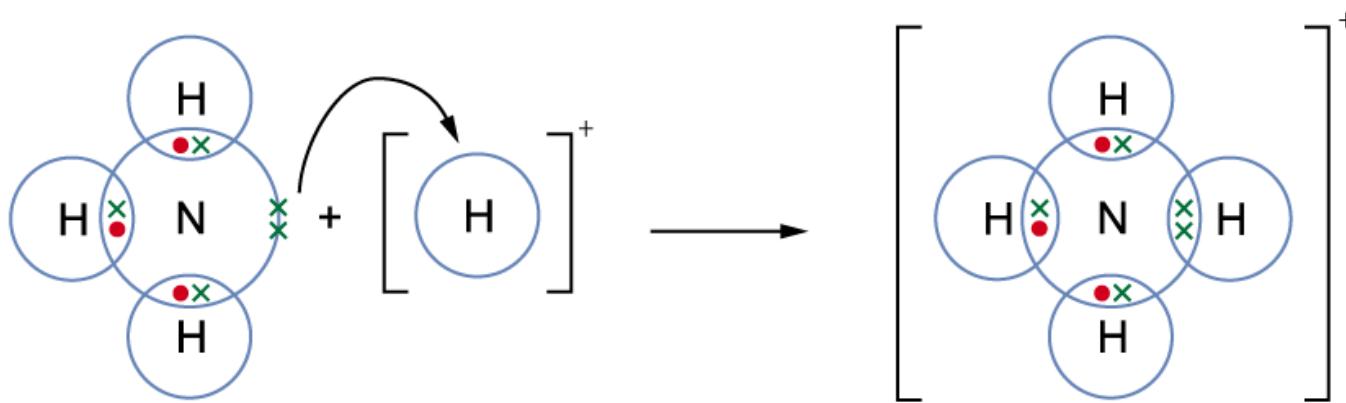
Molécula polar de ácido clorhídrico HCl

# ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

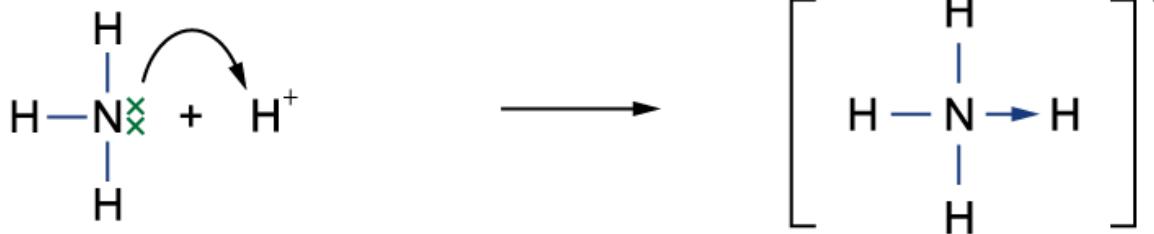
- Este enlace se origina cuando se combinan **dos no metales** **comparten un par de e<sup>-</sup>** siendo un solo átomo quien aporta el par electrónico.



# ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO



Ión  
Amonio  
 $(\text{NH}_4^+)$



# **ENLACE COVALENTE.**

## **PROPIEDADES**

- La mayoría es soluble en disolventes no polares.
- Compuestos covalentes moleculares
  - ✓ Se presentan en estado gaseoso ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ), líquido ( $Br_2$ ) o sólido ( $I_2$ ).
  - ✓ Por lo general son moléculas No polares.
  - ✓ Poseen bajo punto de fusión.
  - ✓ En general no conducen la corriente eléctrica.





Diamante



Grafito

# ENLACE COVALENTE. PROPIEDADES

## ○ Compuestos covalentes macromoleculares

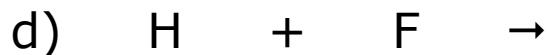
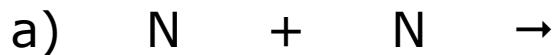
- ✓ Son grandes agregados de átomos que se hallan unidos por enlaces covalentes (diamante, grafito-C-, cuarzo-SiO<sub>2</sub>).
- ✓ Poseen elevados puntos de fusión.
- ✓ Son sustancias muy duras, no conducen la corriente eléctrica a excepción del grafito que es blando y conduce la corriente eléctrica.

Cuarzo



# Ejercicios:

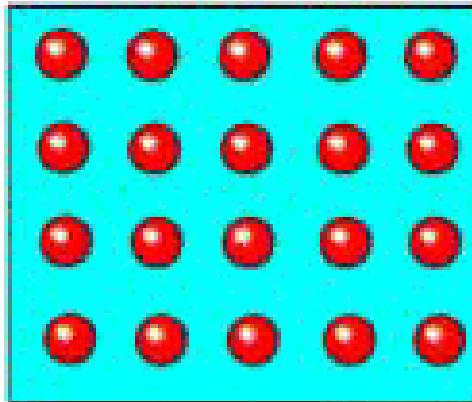
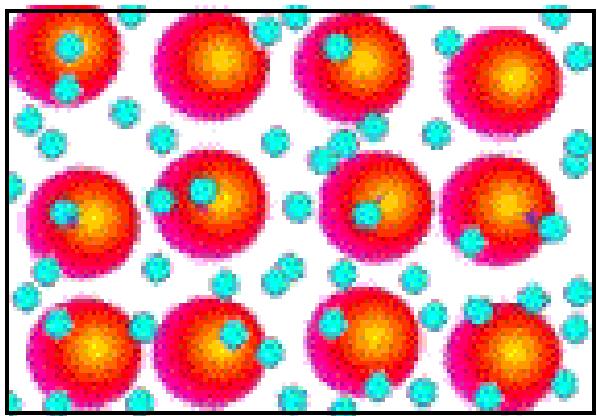
1.- Escriba los símbolos de Lewis de los átomos siguientes, complete la ecuación y escriba la estructura de Lewis del compuesto covalente que se forma :



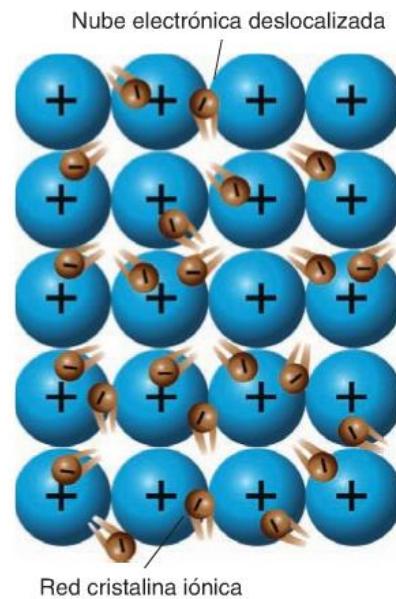
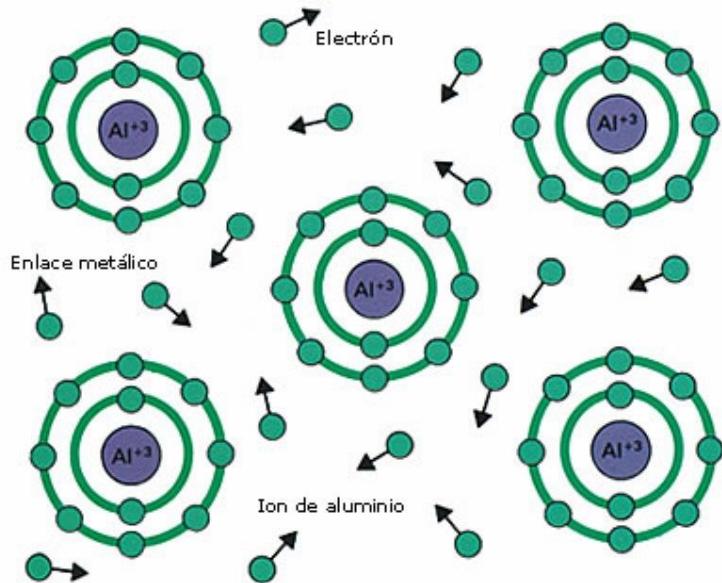
# ENLACE METÁLICO

- En metales sólidos, los átomos se encuentran empaquetados en una ordenación sistemática o estructura cristalina.
- Los e<sup>-</sup> de valencia no están asociados férreamente a un núcleo en particular y así es posible que se extiendan entre los átomos en forma de una nube electrónica de baja densidad.
- Los átomos en un bloque de metal sólido se mantienen juntos por enlace metálico para lograr un estado de más baja energía (o más estable).

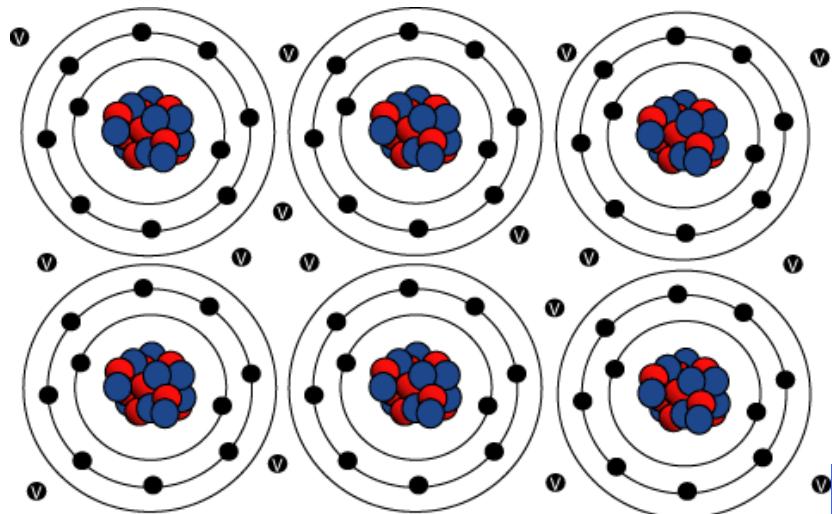
# ENLACE METÁLICO



Sección transversal de un bloque de metal: consiste de un arreglo de cationes (esferas) rodeados por un mar móvil de  $e^-$ . Esta movilidad permite que un metal conduzca la corriente eléctrica.



# ENLACE METÁLICO

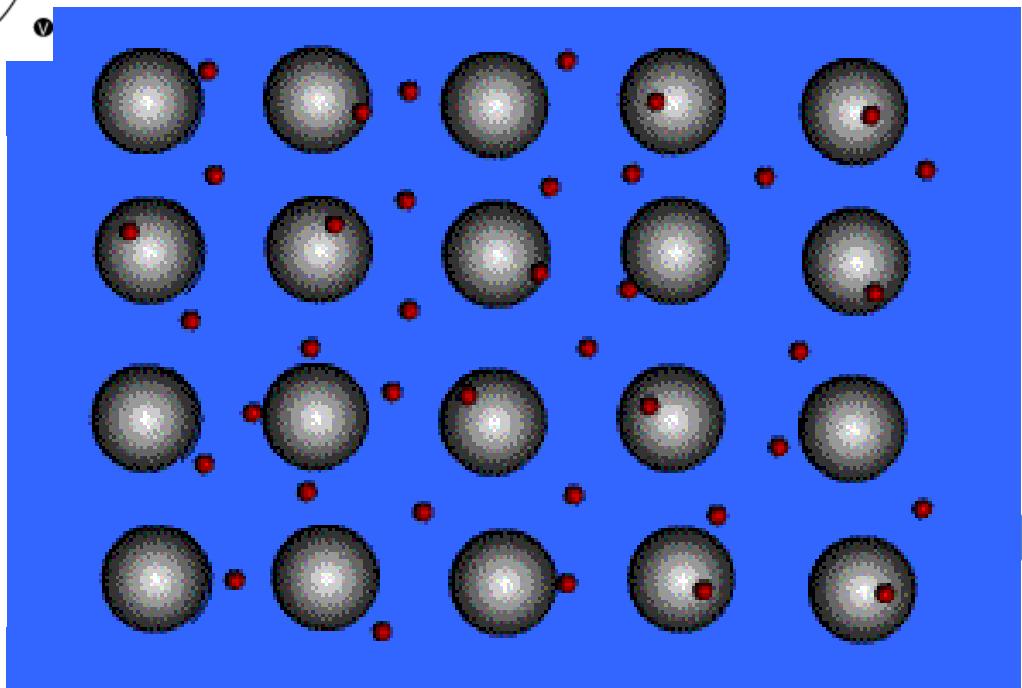


El enlace metálico es deslocalizado por lo que son buenos conductores de la electricidad.

Tienen un brillo característico ya que los electrones de la superficie reflejan la luz.

Son dúctiles y maleables debido a que no existen enlaces con una dirección determinada.

Si se distorsiona la estructura los  $e^-$  vuelven a estabilizarla interponiéndose entre los cationes.



# FUERZAS INTERMOLECULARES

- Son fuerzas que se producen entre moléculas.
- Las más importantes son:
  - ✓ Fuerzas de Van der Waals.
  - ✓ Enlaces de hidrógeno o “puentes de hidrógeno”.



# Uniones intermoleculares

**Fuerzas de  
van der Waals**

**Enlace Puente  
de hidrógeno**

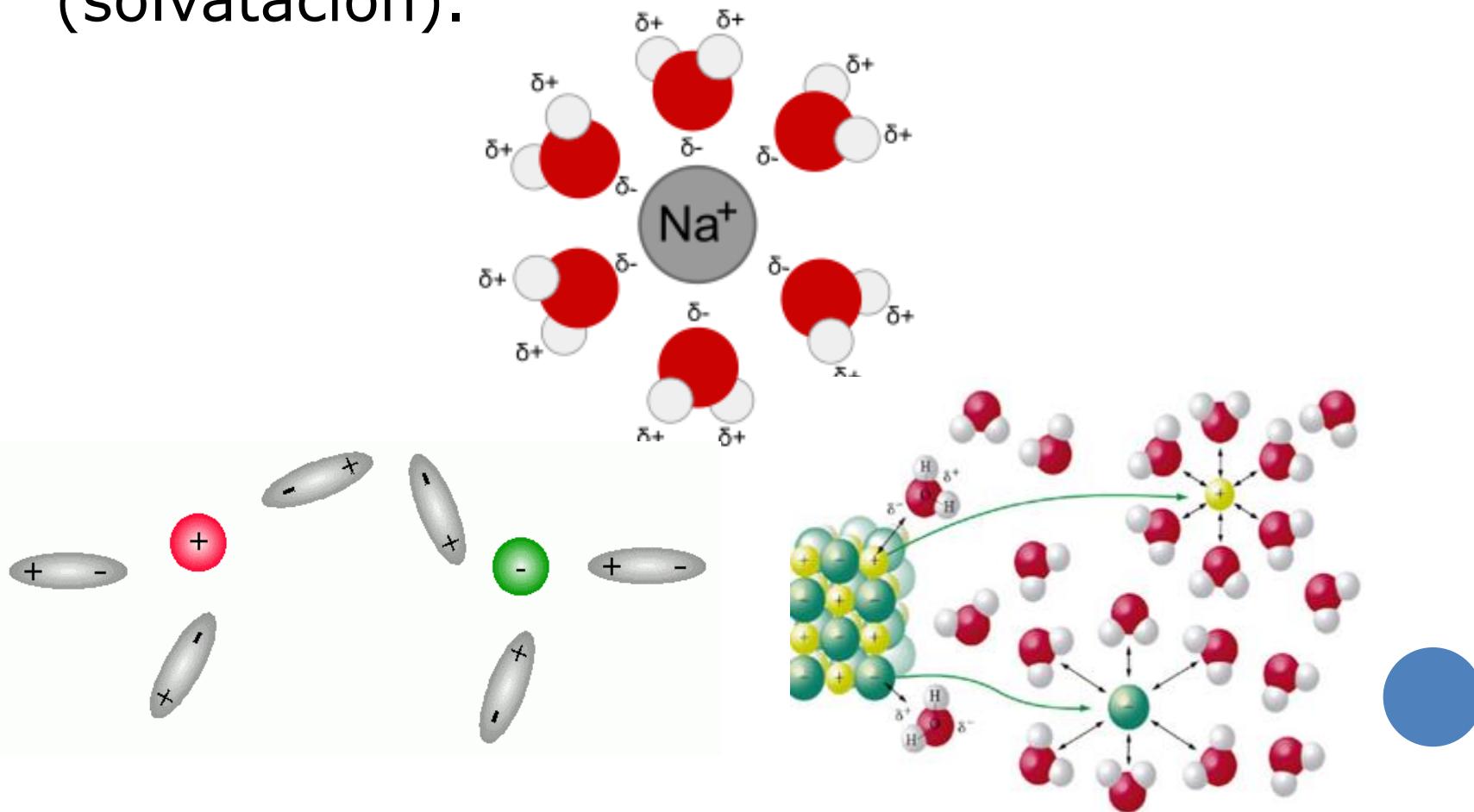
Ión-dipolo

Dipolo-dipolo

Dipolo Inducido

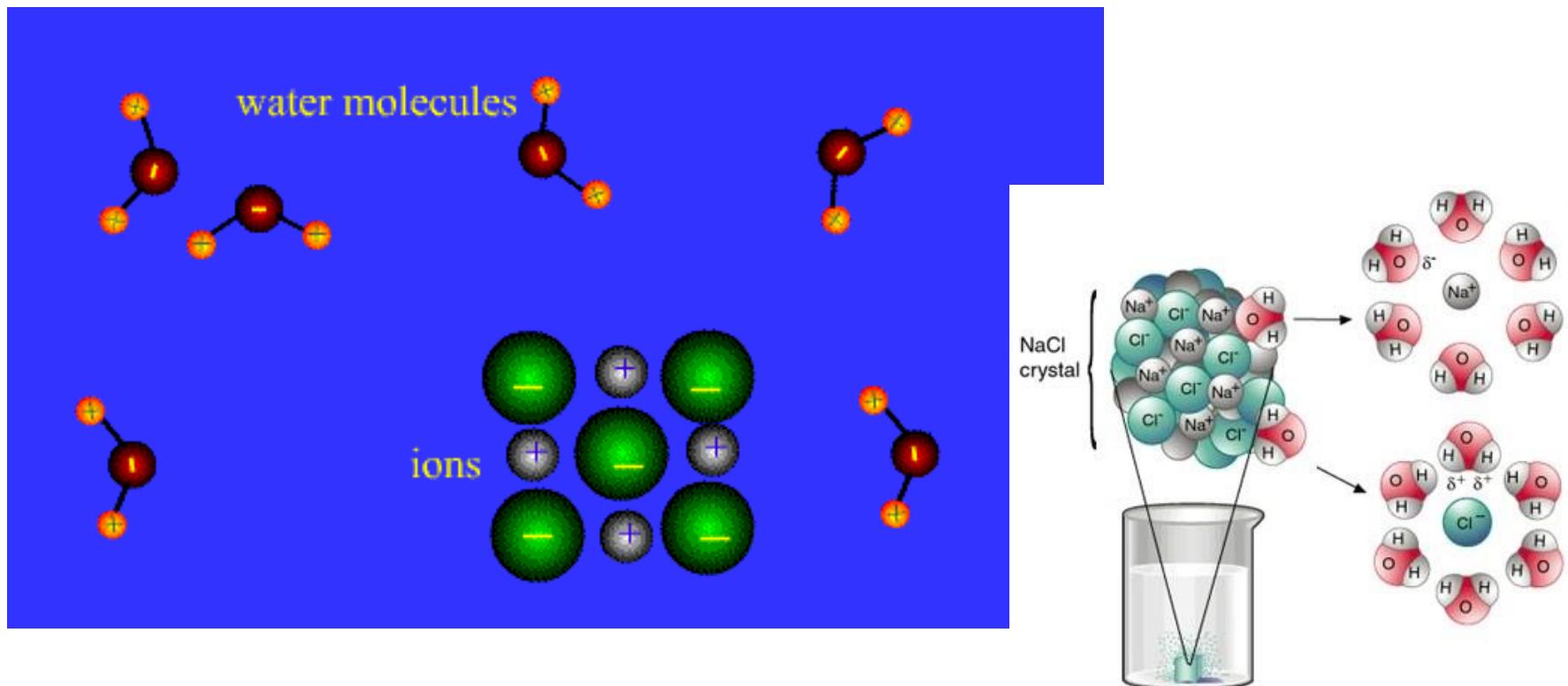
# FUERZAS IÓN – DIPOLO

- El ión se rodea de moléculas polares (solvatación).



# FUERZAS IÓN – DIPOLO

- La unión de moléculas de agua a iones se llama **hidratación**, la cual se debe al carácter polar de las moléculas de H<sub>2</sub>O.



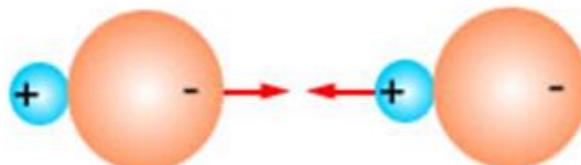
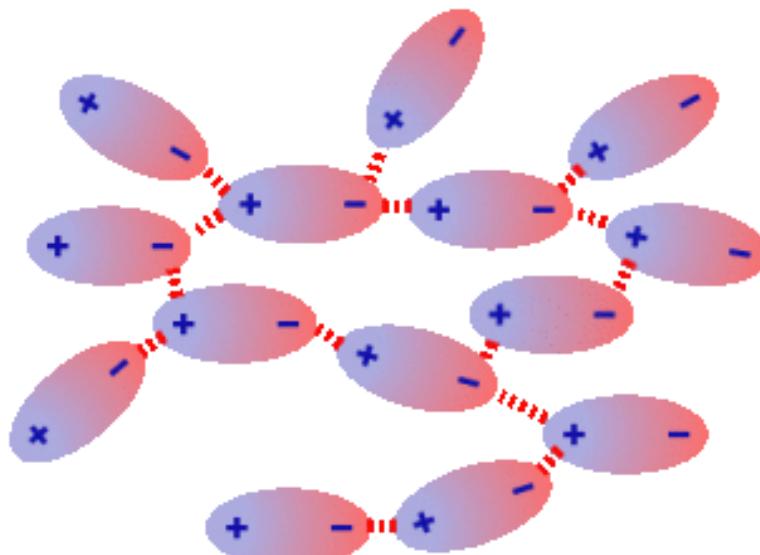
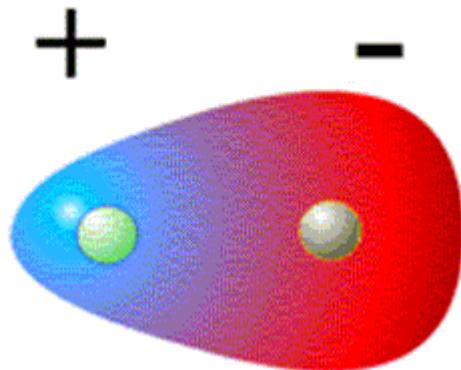
# FUERZAS DIPOLO - DIPOLO

- Son fuerzas electrostáticas porque se establecen entre moléculas polares, y se originan debido a la "deformación" de la nube electrónica de las moléculas.
- La intensidad de la fuerza depende del tamaño y la polaridad de las moléculas.



# FUERZAS DIPOLO - DIPOLO

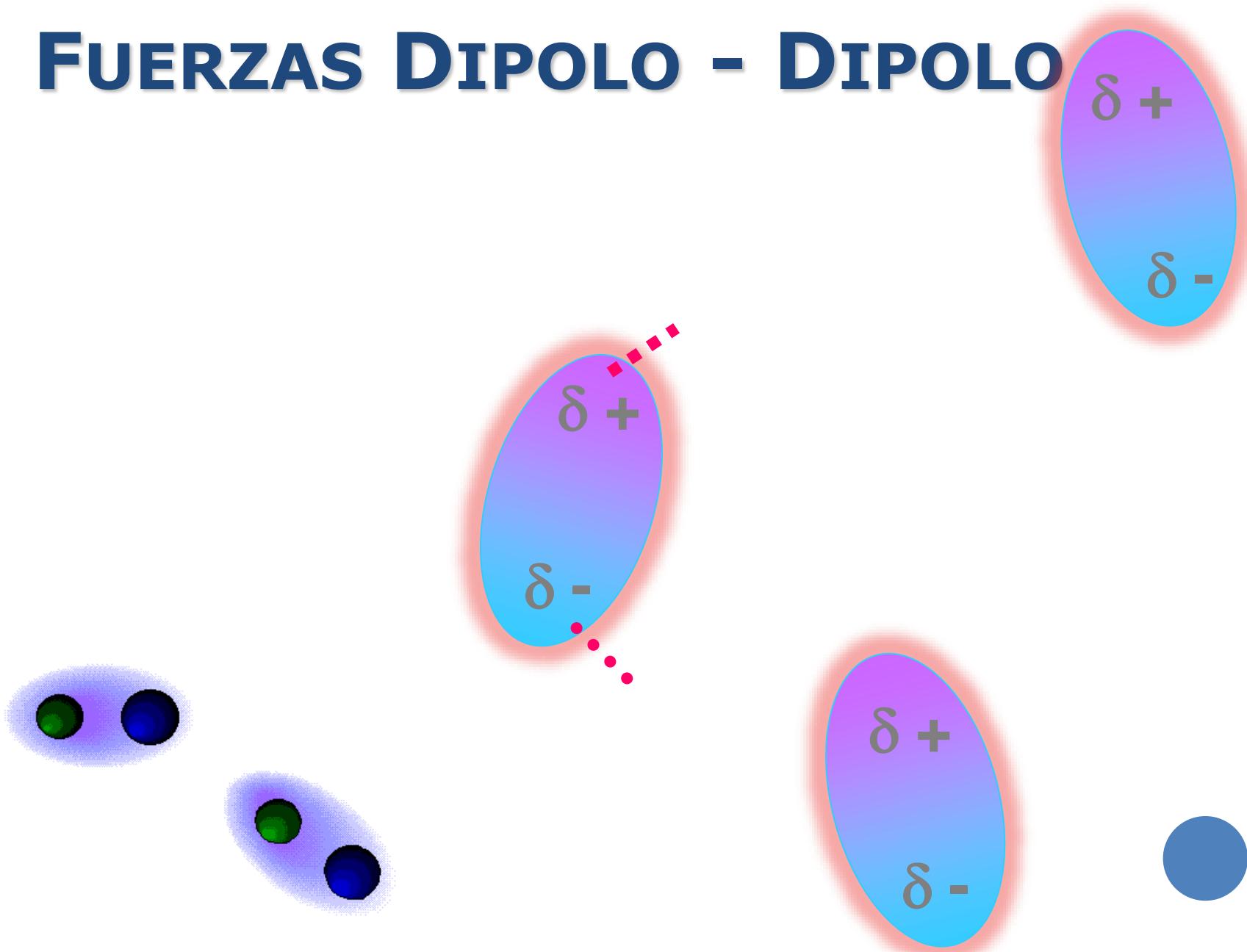
Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad



molécula polar x molécula polar  
(dipolo x dipolo)

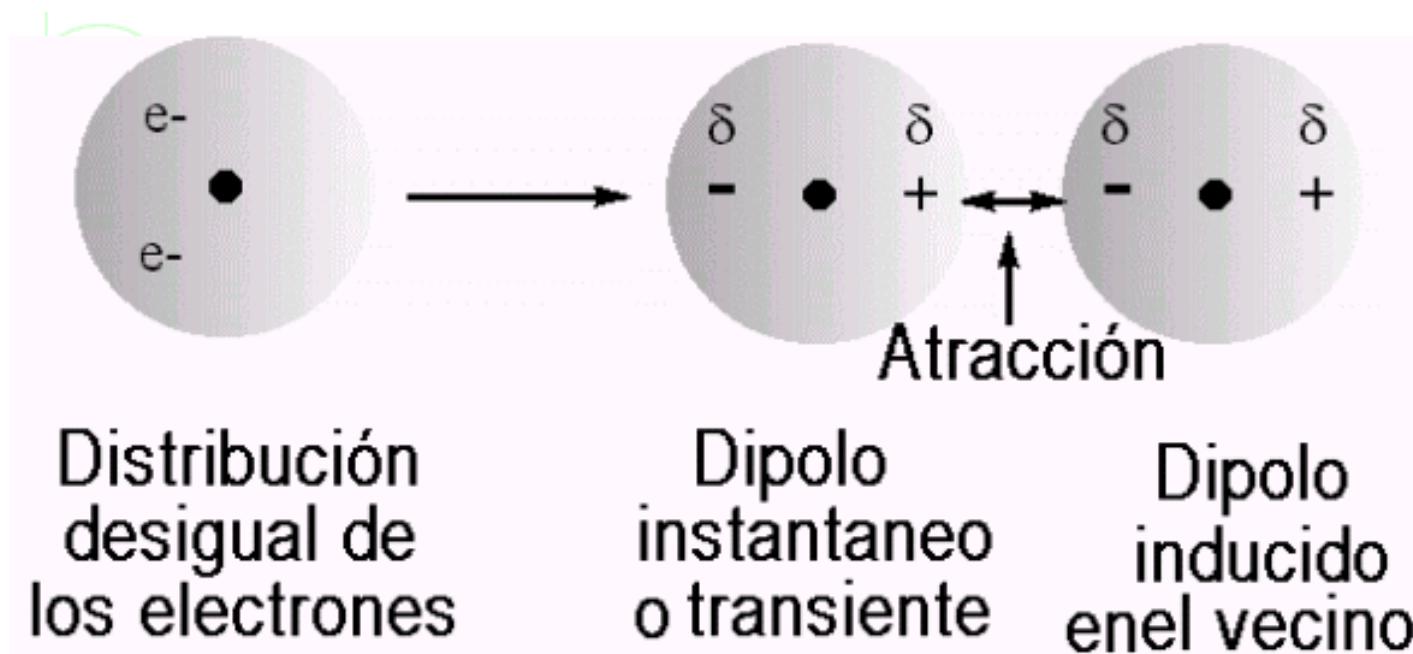


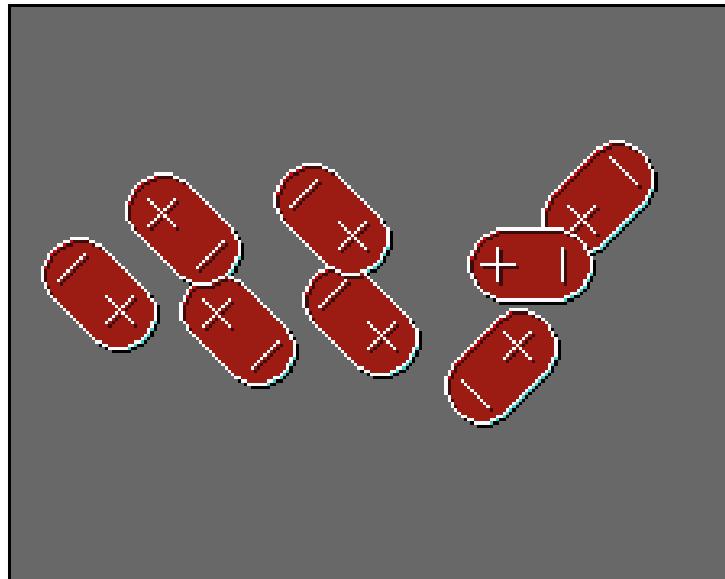
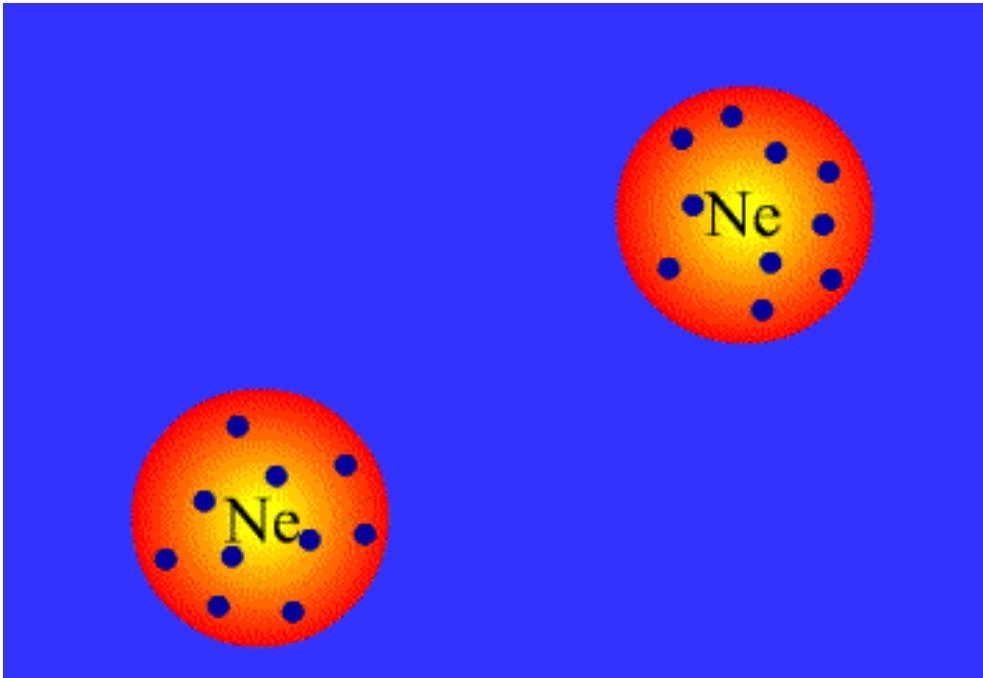
# FUERZAS DIPOLO - DIPOLO



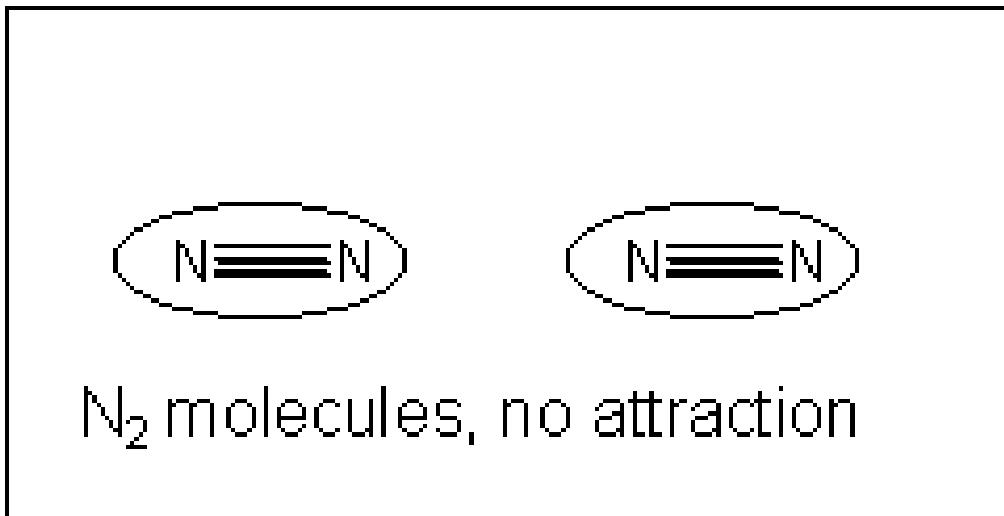
# FUERZAS DIPOLO INDUCIDO

- Llamadas **fuerzas de London** son fuerzas muy débiles, aunque aumentan con el número de electrones de la molécula.





En los **gases nobles**, estas fuerzas son las responsables de su **licuefacción**.



# ENLACE HIDRÓGENO O ENLACE PUENTE HIDRÓGENO

Este tipo de enlace

se origina cuando

Un átomo de hidrógeno hace de puente entre dos átomos electronegativos

para que ocurra

La moléculas deben contener

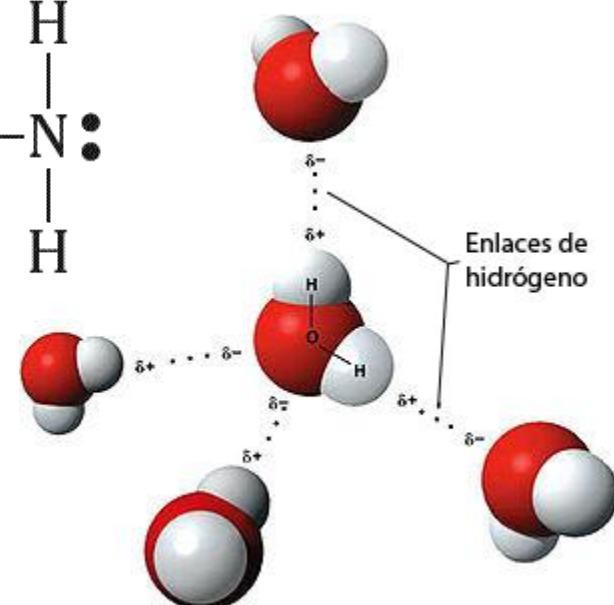
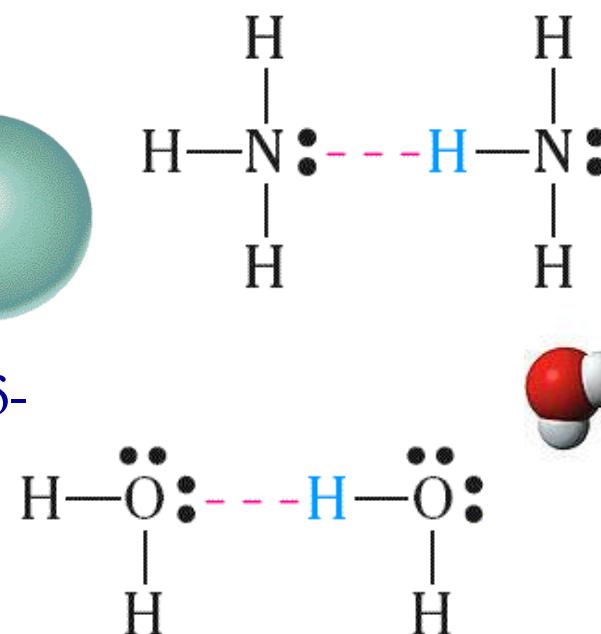
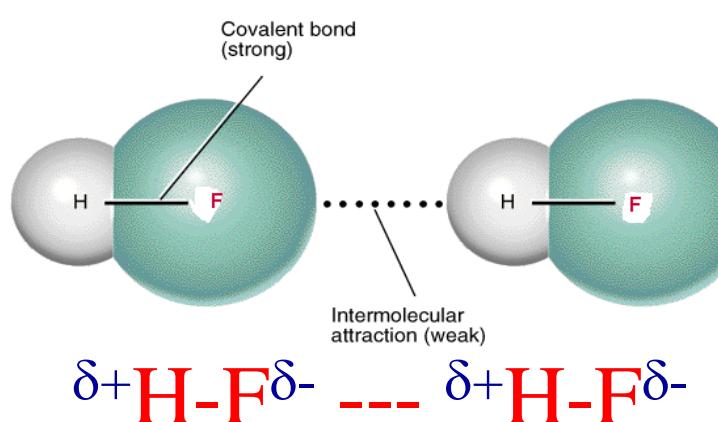
Como mínimo un átomo de hidrógeno

El átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo de alta electronegatividad

El átomo electronegativo debe tener como mínimo un par electrónico libre

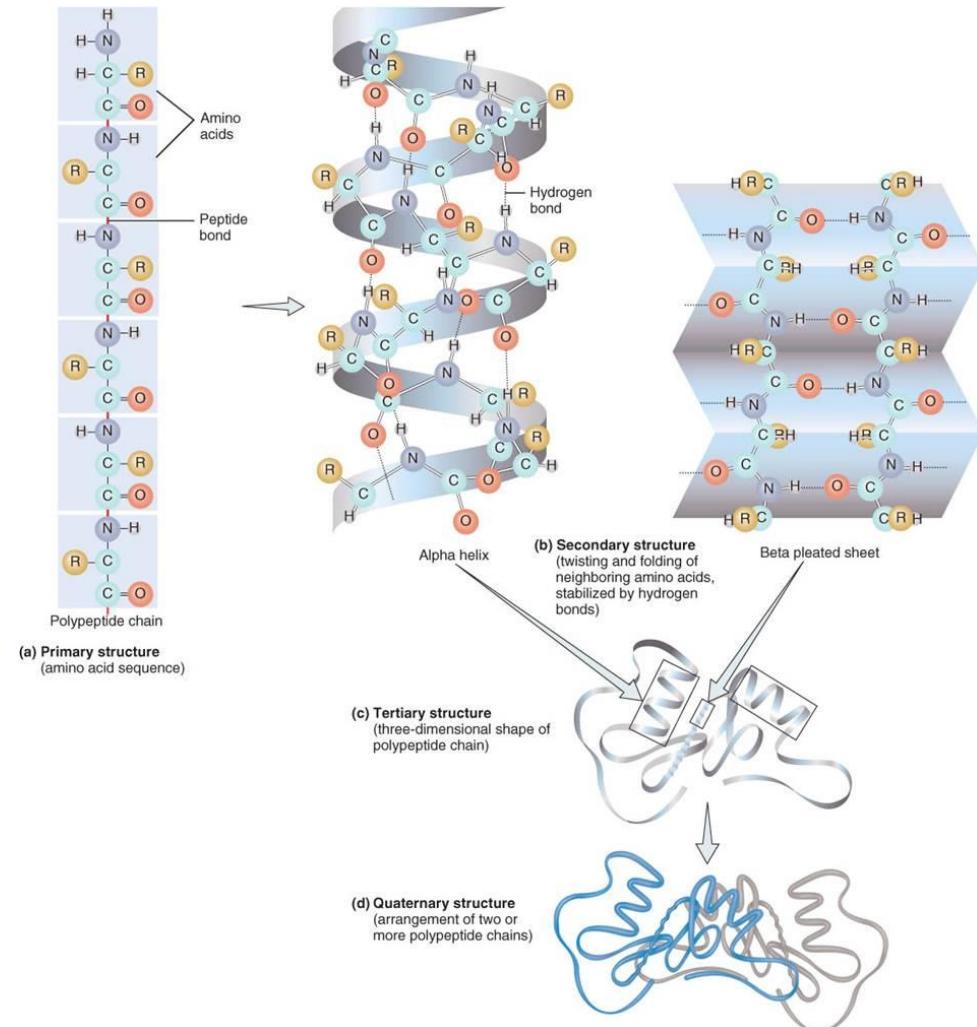
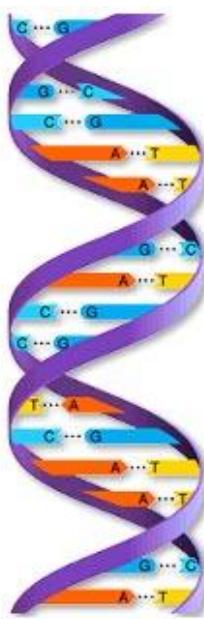
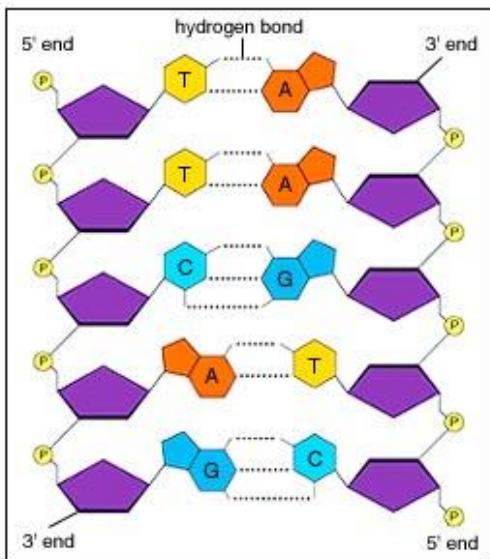
# ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO

- Un átomo de H que está enlazado a un átomo muy electronegativo se ve atraído por un par de  $e^-$  solitario de otro átomo pequeño y electronegativo (O, N, halógenos, principalmente F).



# *Los puentes de hidrógeno tienen un papel vital en el mantenimiento de la forma de las moléculas biológicas.*

La formación de puentes de H determina las propiedades y funciones de las proteínas, ARN y ADN.



# **IMPORTANCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES**

- El tipo de interacciones intermoleculares de un conjunto de moléculas determina como se agrupan entre si.
- Los átomos de diferentes moléculas que presentan enlaces covalentes, dependiendo de la polaridad de los mismos, atraerán con mayor o menor intensidad a otros átomos. Así cuanto más polar sea el enlace de las diferentes moléculas más probable es que estas se presenten líquidas a temperatura ambiente, como es el caso del agua.
- Cuando los enlaces de las moléculas están poco polarizados, las fuerzas que mantienen unidas estas moléculas son de menor intensidad. Así un aumento ligero de la temperatura (que se traduce en aumento de energía cinética de las moléculas) provoca que las uniones entre las distintas moléculas se rompan. Este es el motivo por el que sustancias con este tipo de moléculas se presentan al estado gaseoso a temperatura ambiente.

# **IMPORTANCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES**

- Así mismo, los puntos de fusión y ebullición son muy altos en los compuestos iónicos, mientras que en los compuestos covalentes son más bajos. No obstante, dependen de la polaridad de los átomos, cuanto mayor polaridad mayores puntos de fusión y ebullición. Estos puntos también dependen del tamaño de las moléculas, cuanto mayor es el tamaño de una molécula (más átomos la forman), más puntos de unión pueden darse y mayores son los puntos de ebullición y fusión.

