

TEMA 1: FUNDAMENTOS DE QUIMICA GENERAL

Clase n° 4:

Uniones químicas. Regla del octeto. Símbolos de puntos de Lewis. Enlaces iónico, covalente y metálico. Uniones intermoleculares.



Michael Kasha

Gilbert Newton Lewis (1875-1946). Químico estadounidense. Realizó importantes contribuciones en las áreas del enlace químico, termodinámica, ácidos y bases, y espectroscopia.

- 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.

La mayoría de 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".

SÍMBOLOS DE LEWIS

- Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas, es decir sus **electrones de valencia**.
- Los **símbolos de electrón-punto** son una forma útil de mostrar los e- 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***.



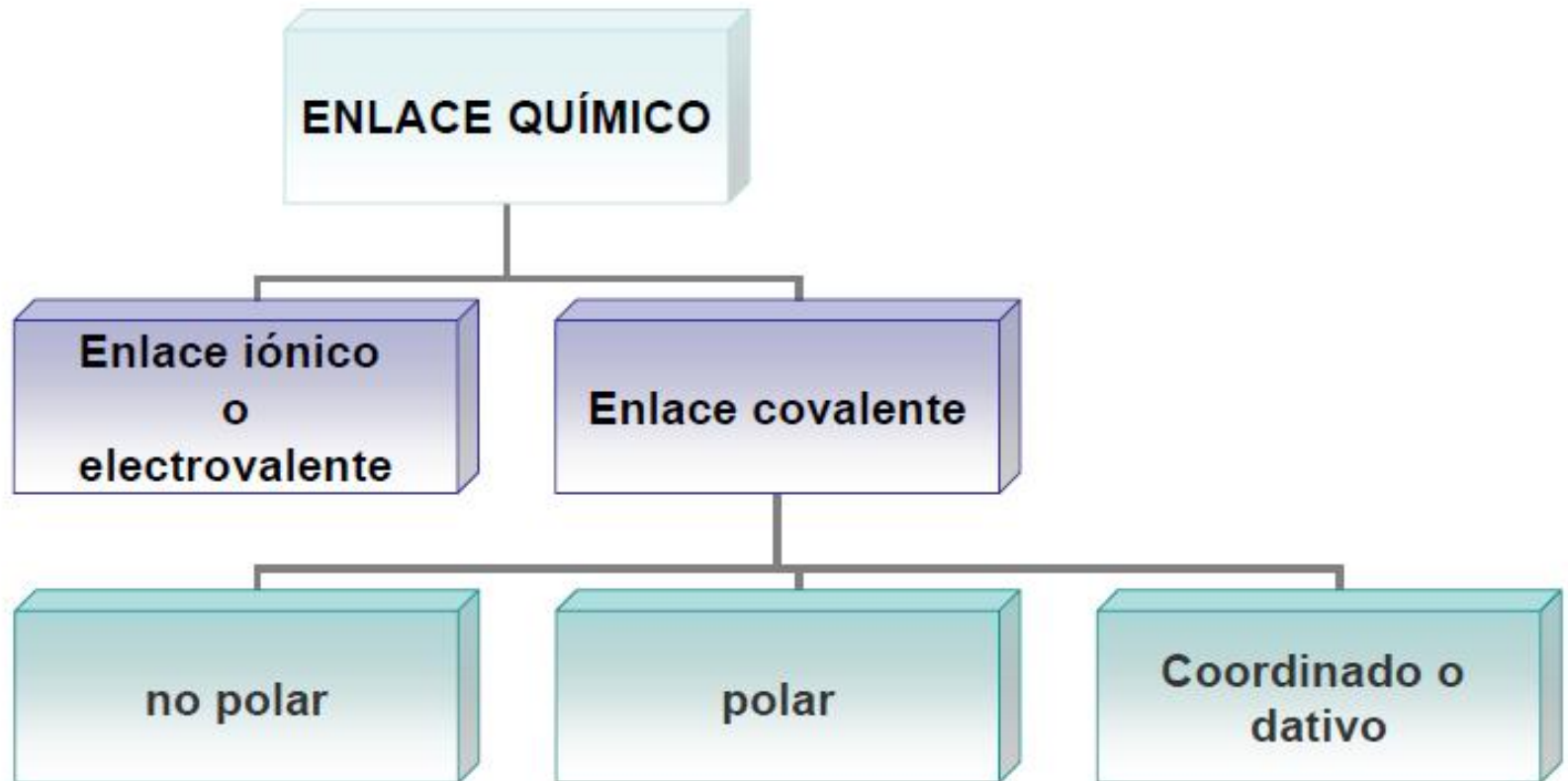
Símbolos de puntos de Lewis para elementos representativos

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
•H																		He:
•Li	•Be•											•B•	•C•	•N•	•O•	:F•	:Ne:	
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	:Cl•	:Ar:	
•K	•Ca•						8B						•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	:Br•	:Kr:
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	:I•	:Xe:	
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	:At•	:Rn:	
•Fr	•Ra•																	

A excepción del helio, **el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento** (nomenclatura anterior). El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

Los metales de transición y de transición interna, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

Las partículas constituidas por 2 o más átomos se conocen como *moléculas* y las fuerzas que las mantienen unidas se conocen como *enlaces*.



Enlace iónico o electrovalente

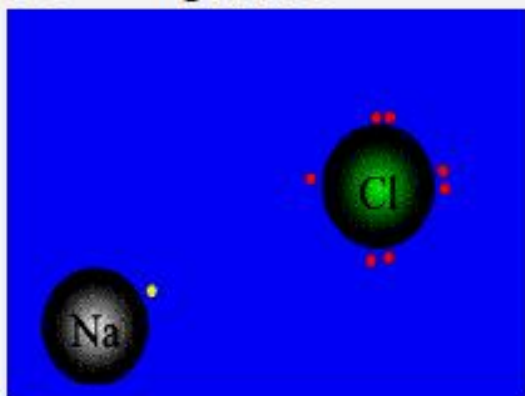


Símbolos de Lewis

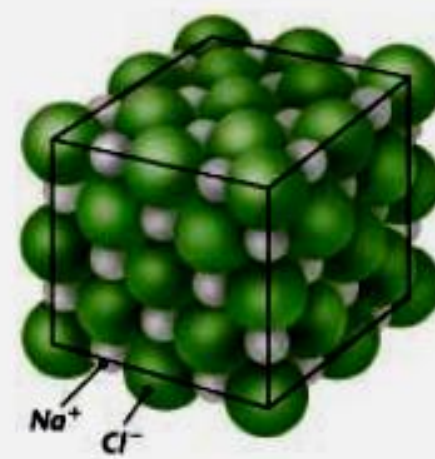
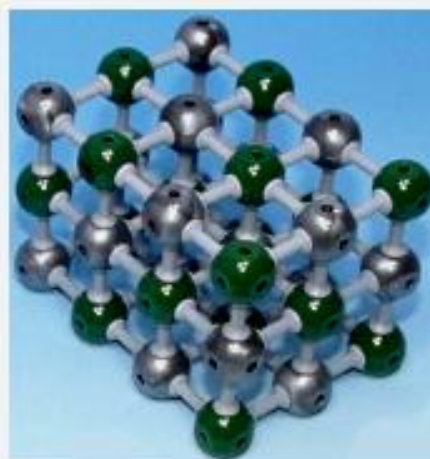


pierde e⁻

gana e⁻



Compuesto iónico



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

ENLACE IÓNICO

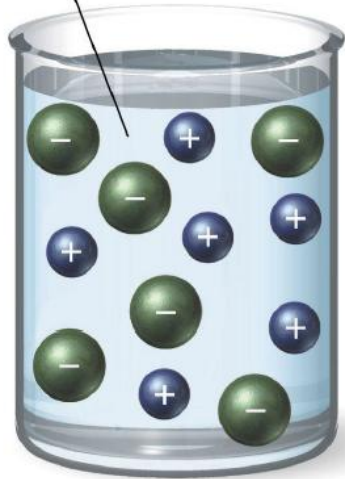
La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina enlace iónico.

- Los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar **cationes** (ej. Na); los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar **aniones** (ej. F).
- Regla general:
 - los **metales alcalinos y alcalinotérreos** tienen más probabilidad de formar **cationes** en los compuestos iónicos,
 - los más aptos para formar **aniones** son los **halógenos** y el **oxígeno**.

La composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de **un metal del grupo 1A o 2A** y un **no metal como un halógeno u oxígeno**.

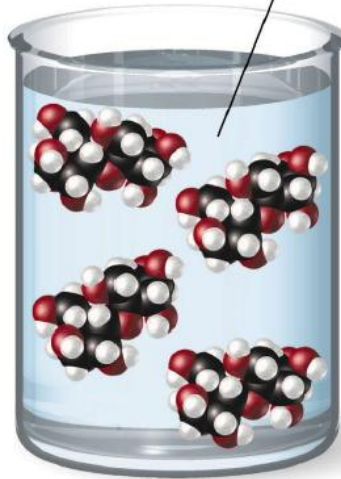
Electrolito: sustancia que se disuelve para dar una solución conductora de la electricidad.

Dissolved ions (NaCl)

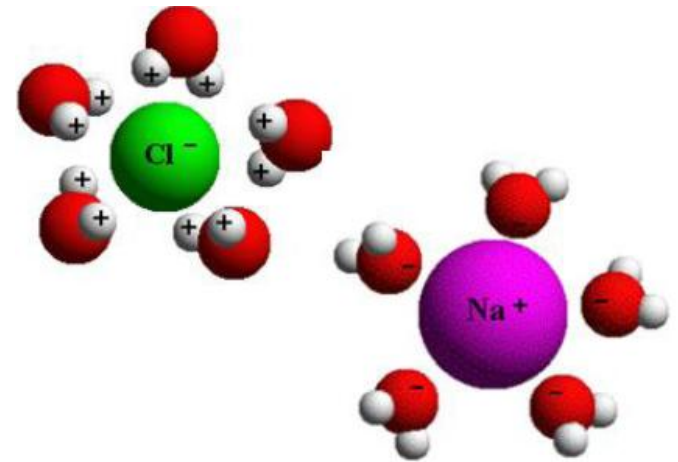


Electrolyte solution

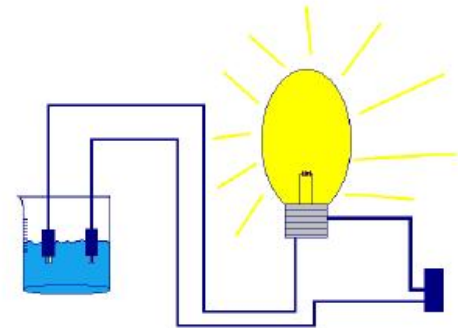
Dissolved molecules (sugar)



Nonelectrolyte solution



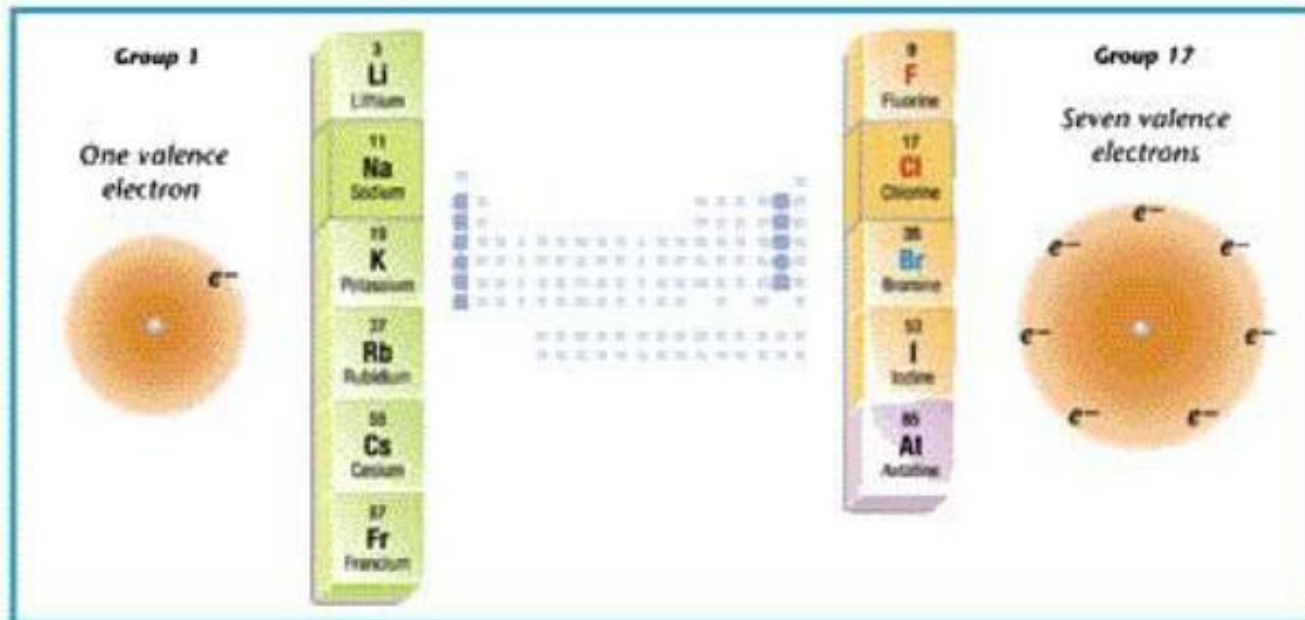
*Muchos **compuestos iónicos** son solubles en agua, y sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a que estos compuestos son **electrólitos fuertes**.*



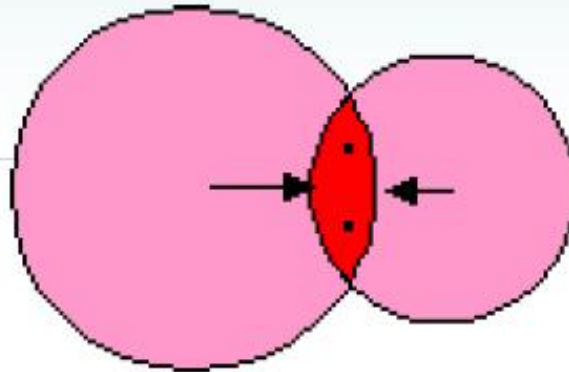
Compuestos iónicos

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.



Enlaces covalentes



Un par de e⁻ compartidos entre dos átomos

Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes.

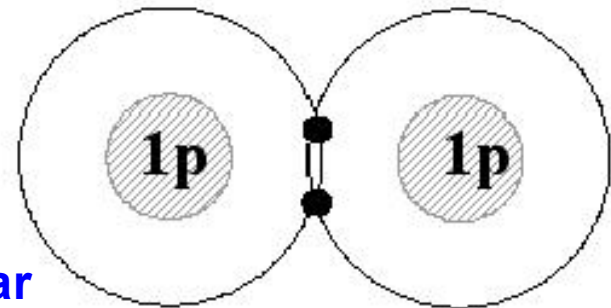
Enlace Covalente **No Polar**

No metal + No metal

Se unen átomos de un mismo elemento.



En el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos; esta atracción mantiene unidos a los dos átomos en la molécula.



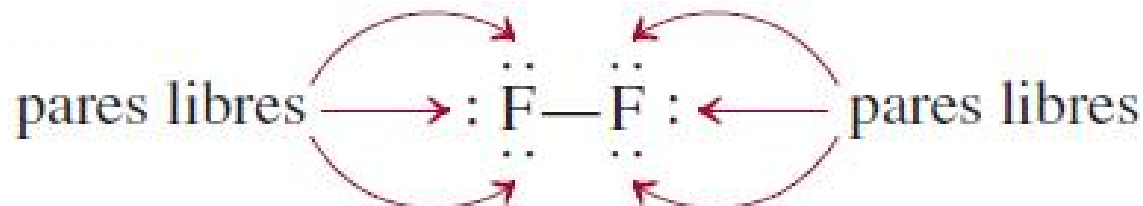
Enlace Covalente No Polar

No metal + No metal

Se unen átomos de un mismo elemento.



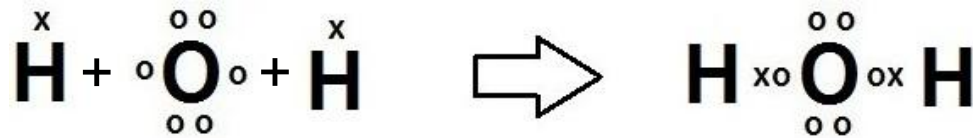
Observe que para formar F_2 sólo participan dos electrones de valencia. Los demás, electrones no enlazantes, se llaman *pares libres*, es decir, *pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente*. Así, cada átomo de F en la molécula de F_2 tiene tres pares libres de electrones:



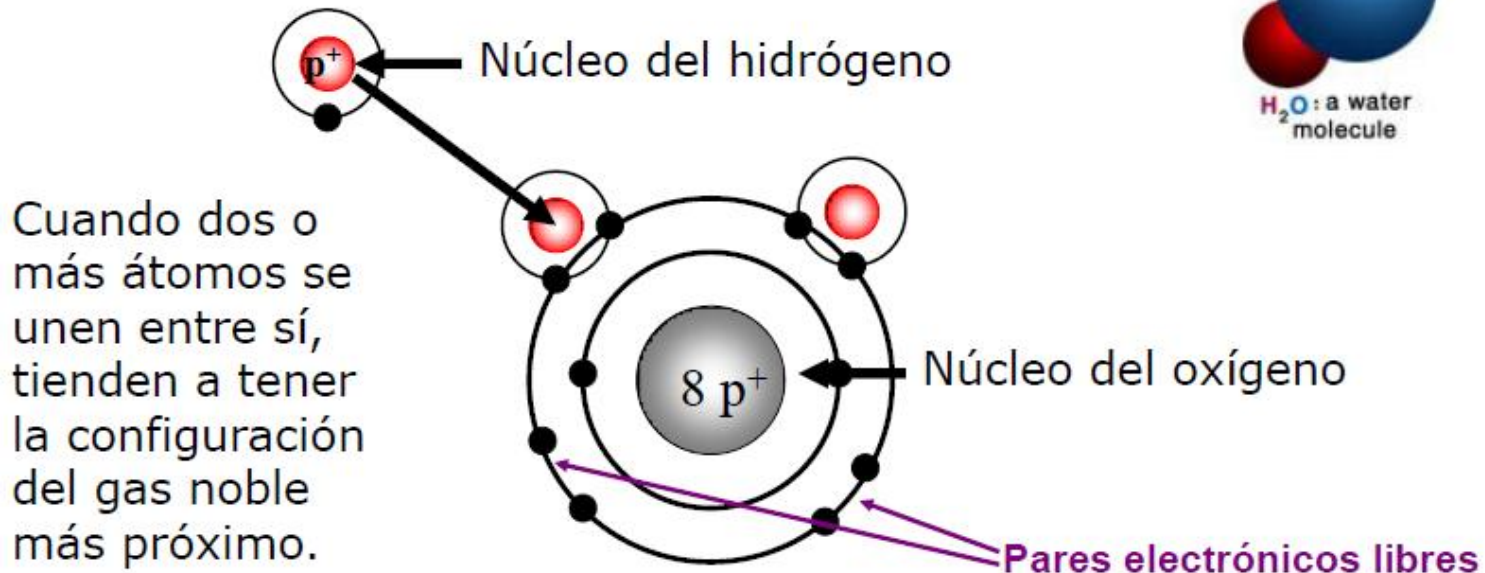
Enlace Covalente Polar

No metal + No metal

Se unen átomos de diferentes elementos.



Modelo de Bohr del agua:



Regla del octeto: un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho e^- de valencia.

Enlace Covalente Polar

No metal + No metal

Los e⁻ del enlace pasan más tiempo en la vecindad de un átomo que del otro.

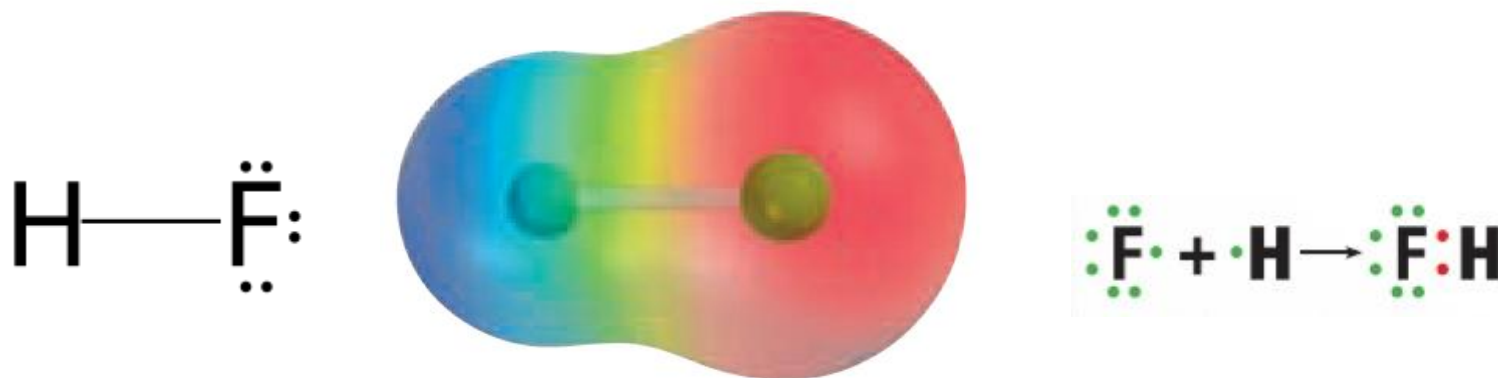


Figura 9.4 Mapa de potencial electrostático de la molécula de HF. La distribución varía de acuerdo con los colores del arco iris. La región más rica en electrones es roja; la región más escasa en electrones es azul.

ELECTRONEGATIVIDAD

- En 1931, Pauling definió la electronegatividad como *la tendencia de un átomo a atraer sobre sí los electrones cuando se combina con otro formando un compuesto químico*.
- La electronegatividad es un concepto relativo, no una magnitud mensurable de forma directa. La escala de Pauling es una escala arbitraria en la que se asigna el máximo valor (4,0) al F.
- La consecuencia de la diferente electronegatividad es la polarización del enlace



Electronegativity Increases

Electronegativity Increases

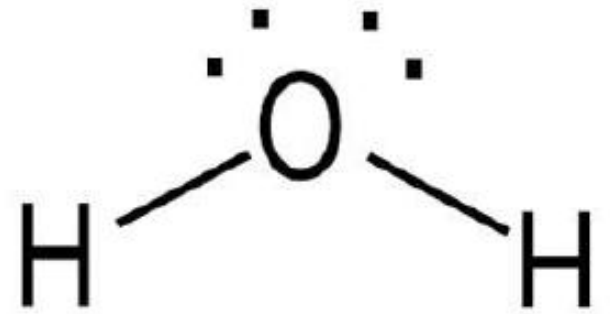
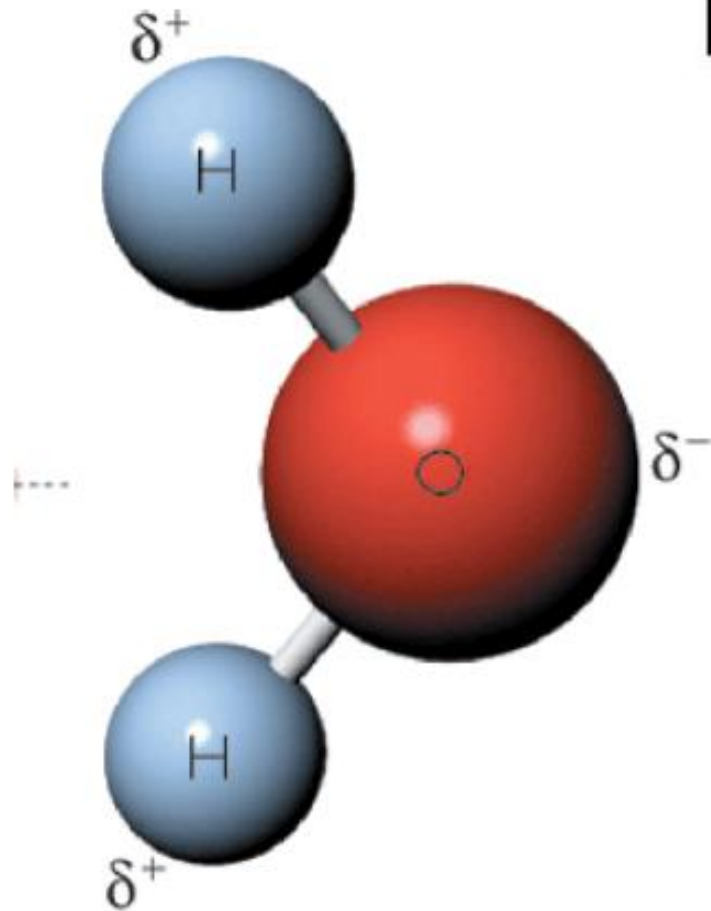
IA						VIIA		
H 2.20						H 2.20		
Li 0.98	IIA Be 1.57			IIIA B 2.04	IVA C 2.55	VA N 3.04	VIA O 3.44	F 3.98
Na 0.93	Mg 1.31			Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16
K 0.82	Ca 1.00			Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	B 2.96
Rb 0.82	Sr 0.95			In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66
Cs 0.79	Ba 0.89			Tl 2.04	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9							

Electronegatividad: capacidad de un átomo para atraer hacia sí los e⁻ de un enlace químico.

F > O > No metales > H > Metales

Enlace Covalente Polar

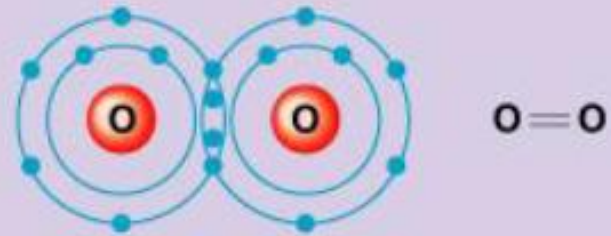
No metal + No metal



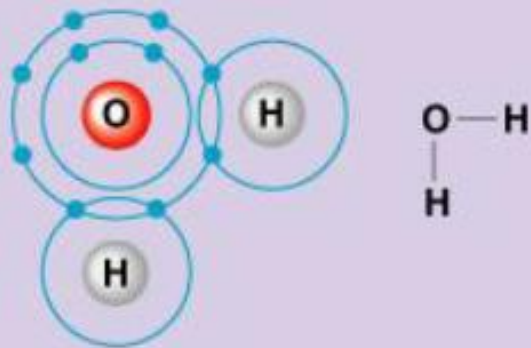
Enlace Covalente



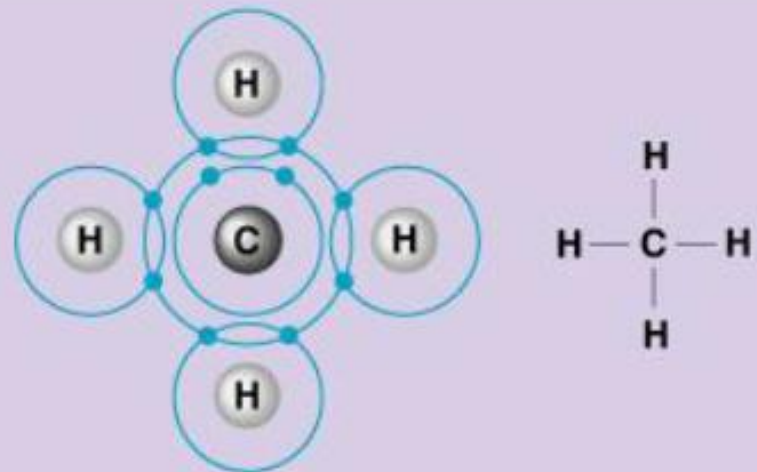
(a) H_2



(b) O_2



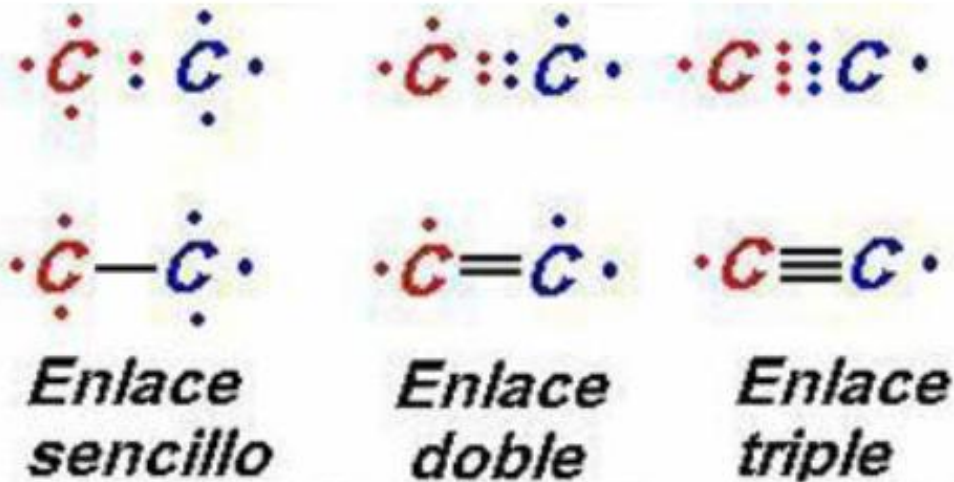
(c) H_2O



(d) CH_4

Enlace Covalente

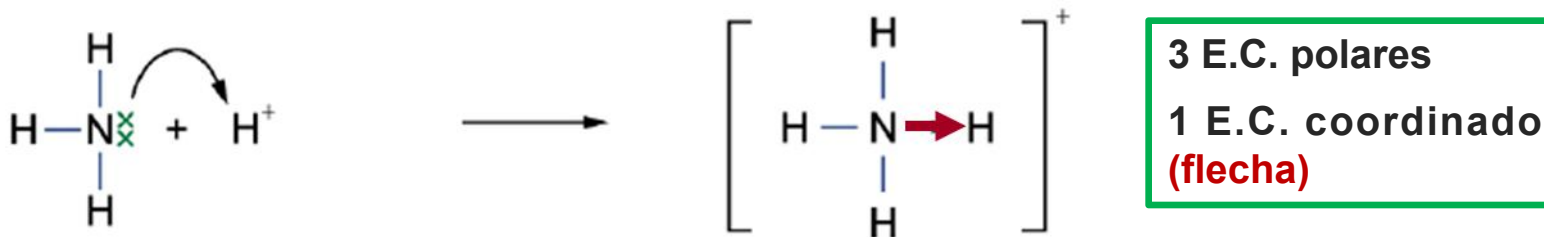
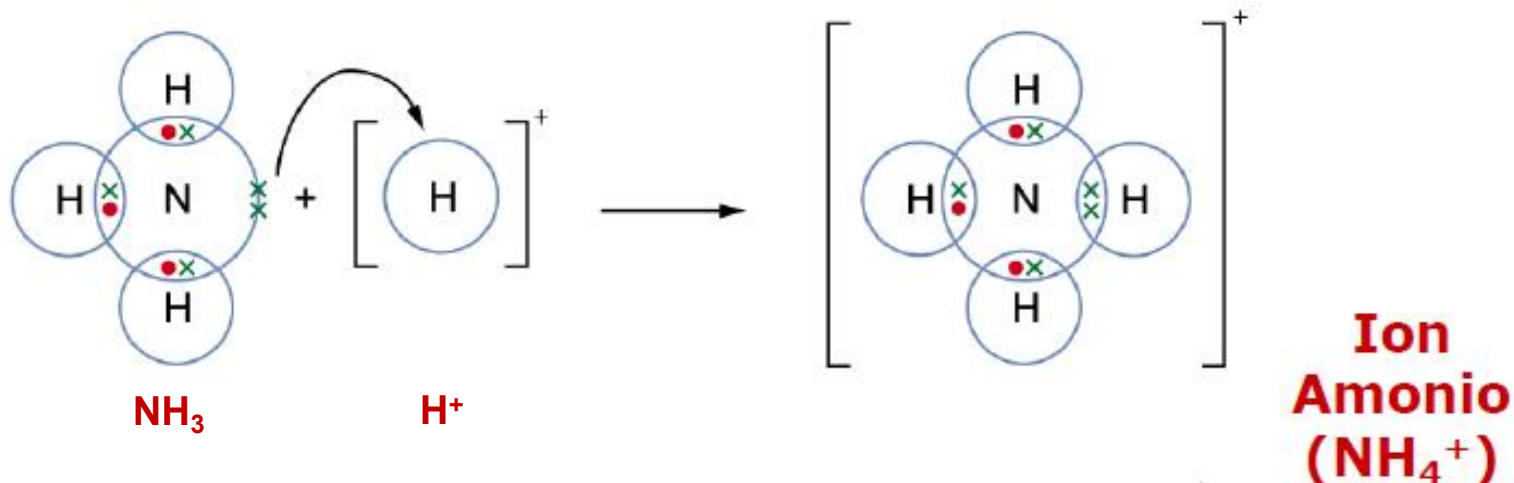
- *Simple*: se comparte un único par electrónico.
- *Doble*: se comparten dos pares de electrones.
- *Triple*: se comparten 3 pares de electrones.



Enlace Covalente Coordinado o dativo

No metal + No metal

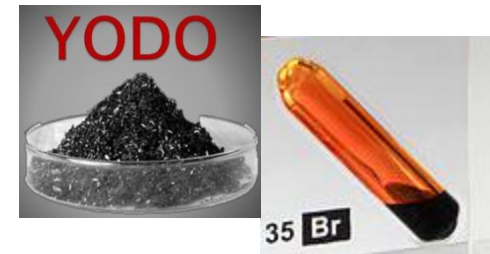
Dos átomos comparten un par de e⁻ siendo un solo átomo quien aporta el par electrónico.



Compuestos no iónicos (*covalentes*)

Propiedades

- Los orbitales electrónicos se solapan.
- Los e^- son compartidos.
- La mayoría es soluble en disolventes no polares.
- **Compuestos covalentes moleculares:** gaseosos (CO_2 , O_2 , N_2 , Cl_2), líquidos (Br_2) o sólidos (I_2) de bajo punto de fusión. En general no conducen la corriente eléctrica.
- **Compuestos covalentes macromoleculares:** diamante, grafito (C), cuarzo (SiO_2). Son sustancias muy duras, no conducen la corriente eléctrica a excepción del grafito que es blando y conduce la cte. eléctrica.



Diamante



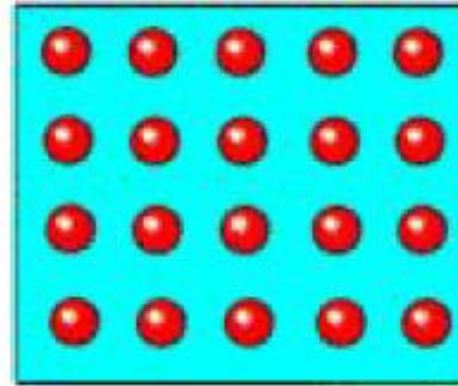
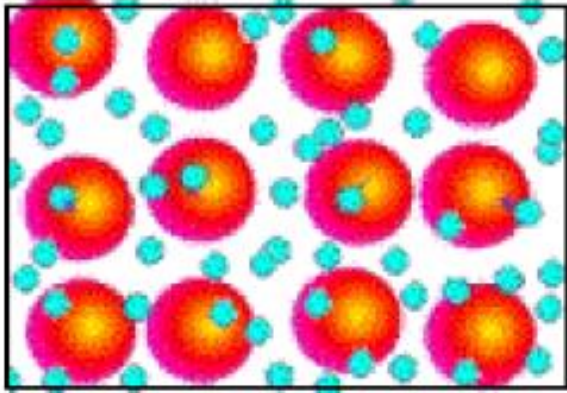
Grafito



Cuarzo

Los metales también conducen la electricidad

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.

- ◆ En metales sólidos, los átomos se encuentran empaquetados en una ordenación sistemática o estructura cristalina.
- ◆ Los e^- 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).
- ◆ La gran fuerza de cohesión que resulta de la deslocalización de e^- es, en parte, responsable de la dureza que se manifiesta en la mayoría de los metales.

Fuerzas intermoleculares

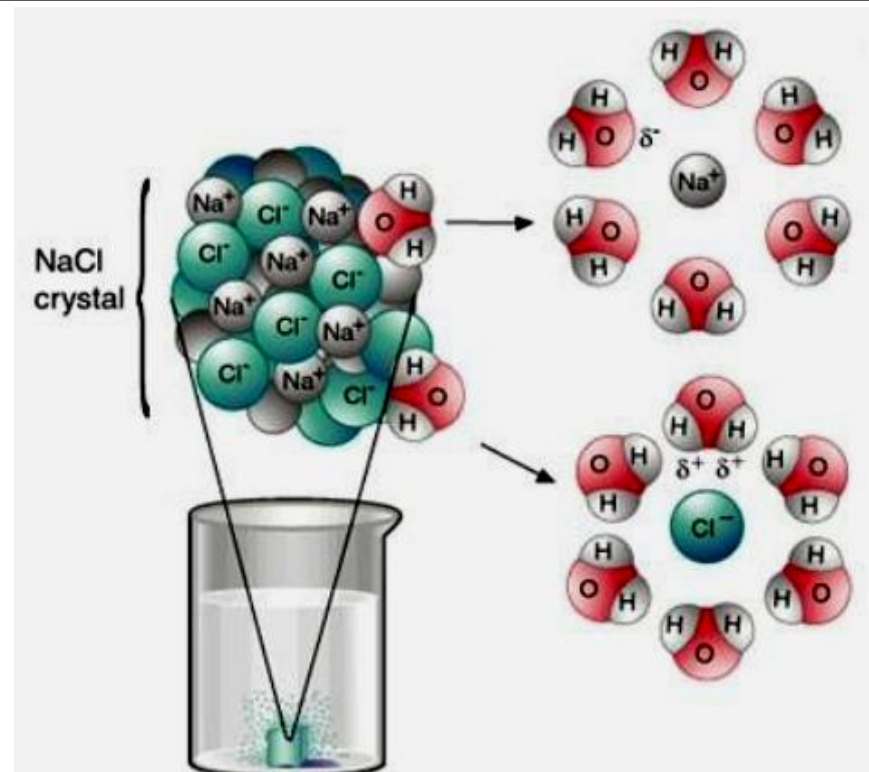
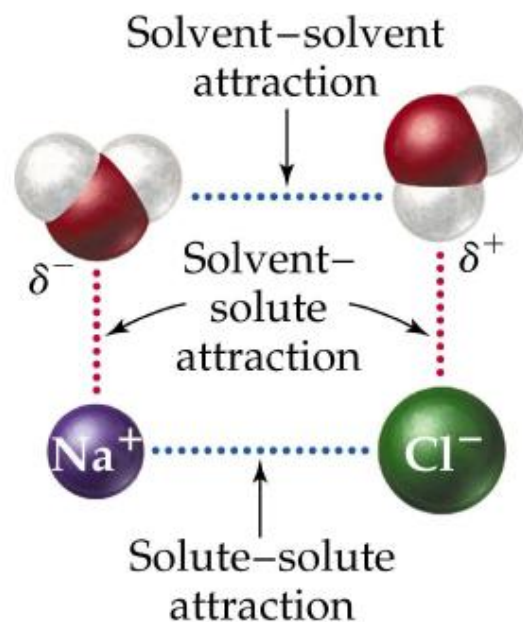
(fuerzas de atracción entre las moléculas)

- **Fuerzas ión-dipolo.**
- **Fuerzas de Van der Waals.**
- **Enlaces de hidrógeno o "puentes de hidrógeno".**

Fuerzas intermoleculares

Fuerzas ión-dipolo

Un ión en agua tiene un número de moléculas de agua unidas a él. La unión de moléculas de agua a iones se llama **hidratación**, la cual se debe al carácter polar de las moléculas de H_2O .



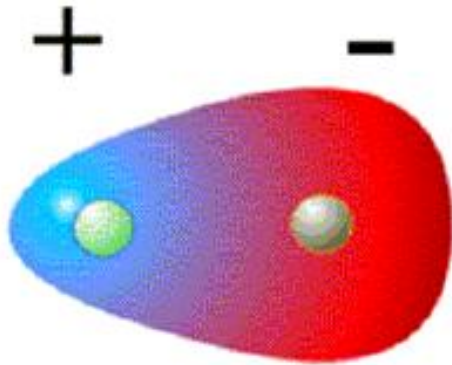
Disolución en agua (molécula polar) de cloruro de sodio (NaCl : molécula iónica que se disuelve formando iones Na^+ e iones Cl^-).

Fuerzas intermoleculares

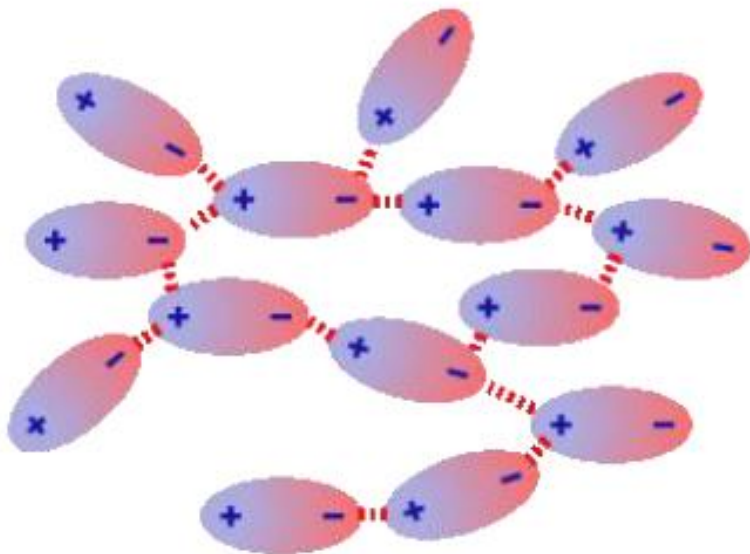
Fuerzas de Van der Waals

Interacciones dipolo-dipolo

Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad

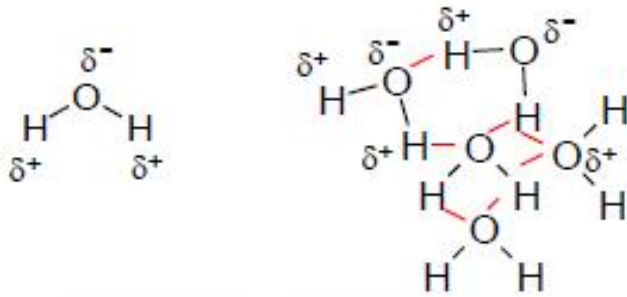
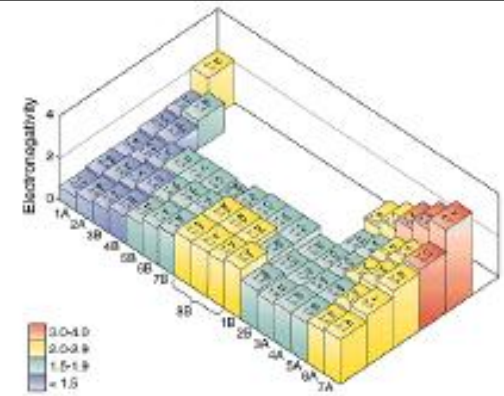


- Son fuerzas electrostáticas porque se establecen entre moléculas polares, y se originan debido a la “deformación” de la nube electrónica de las moléculas.
- La intensidad de la fuerza depende del tamaño y la polaridad de las moléculas.
- Se disocian fácilmente cuando se proporciona energía.

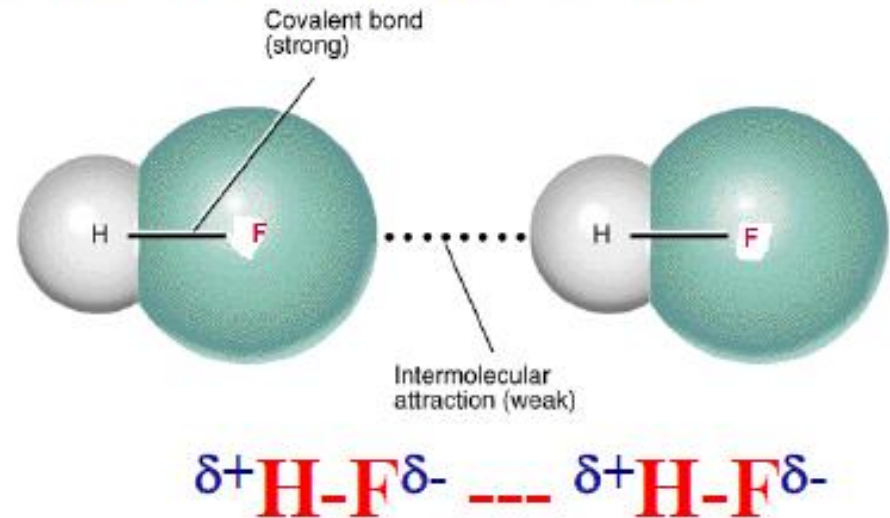
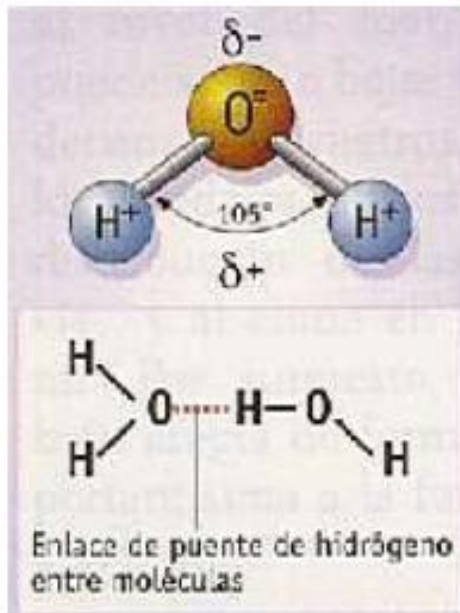


Fuerzas intermoleculares

Enlaces puente de H



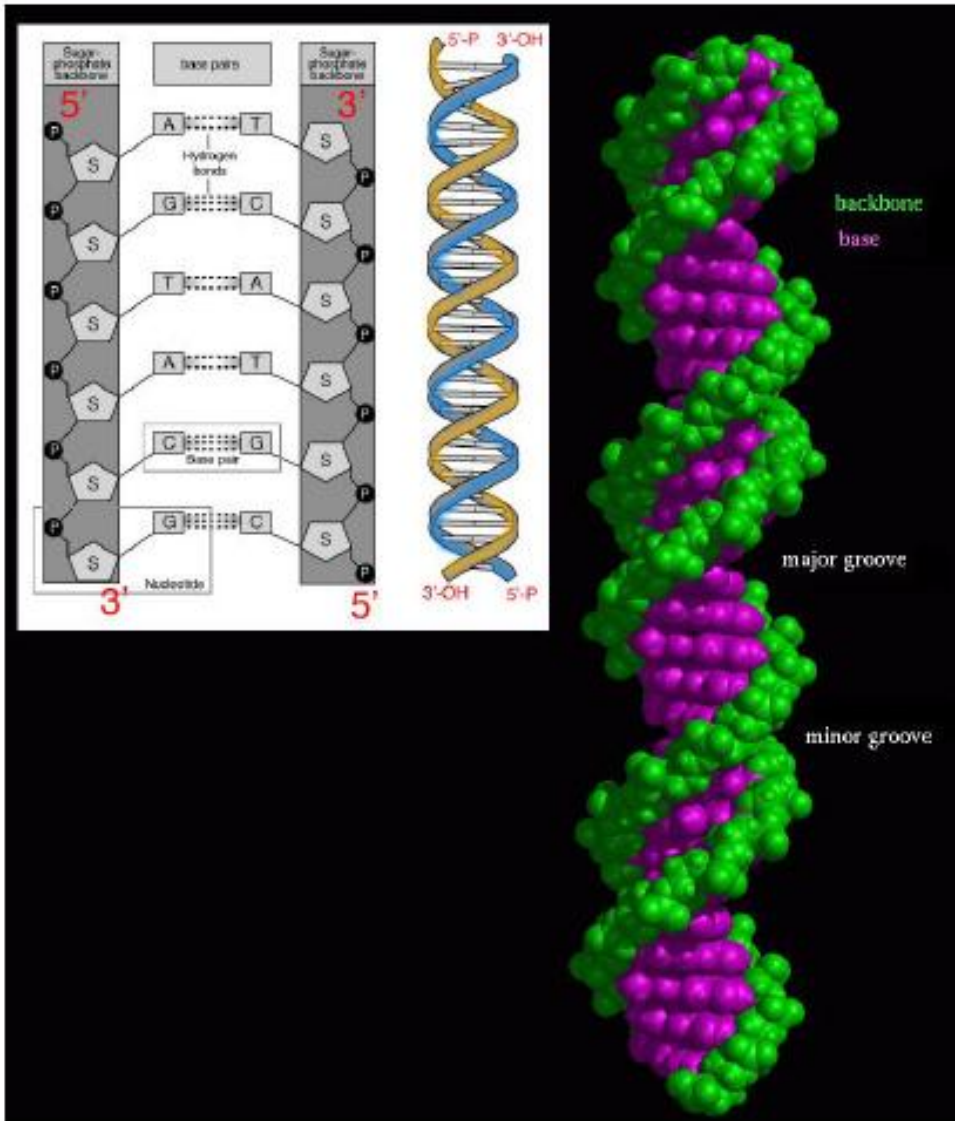
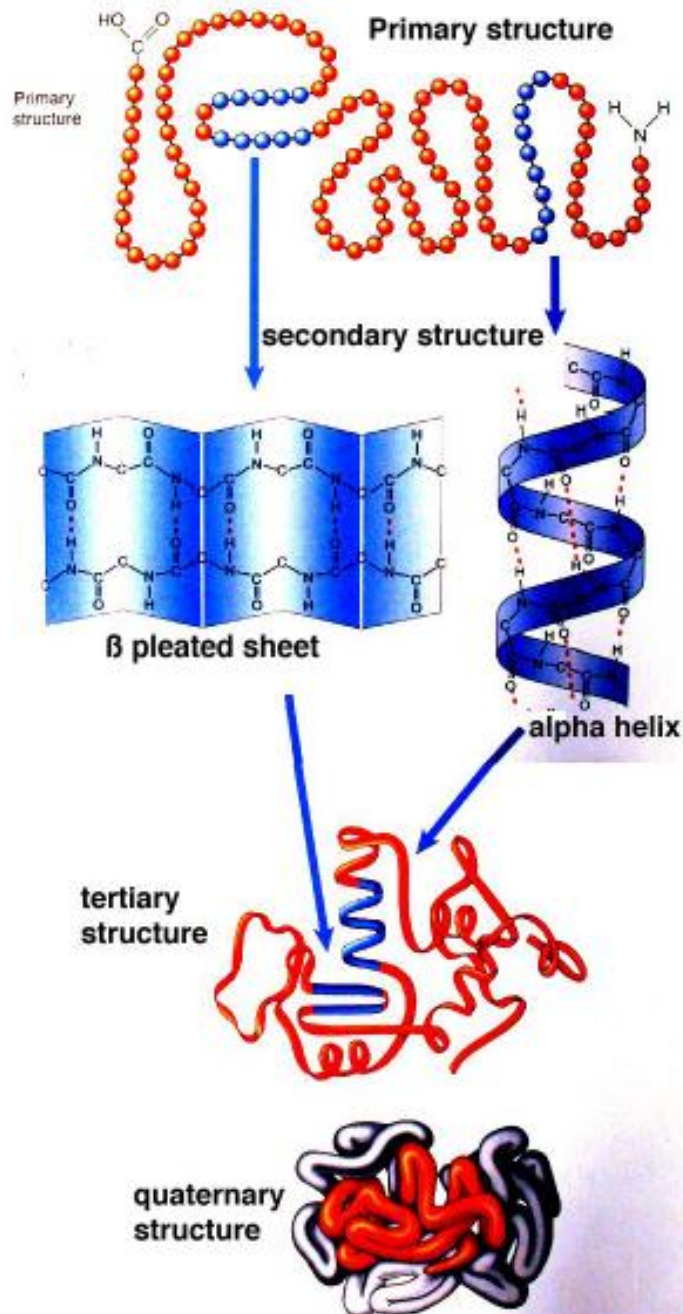
Interacción intermolecular en la que un átomo de H que está enlazado a un átomo muy electronegativo se ve atraído por un par de e- solitario de otro átomo pequeño y electronegativo (O, N, halógenos, principalmente F).



La fuerza de un puente de hidrógeno es determinada por la interacción entre el par libre de electrones del átomo electronegativo y el núcleo de hidrógeno.

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 polares sean el enlace de las diferentes moléculas más probable es que estas adquirieran una configuración líquida, 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 presentan una configuración gaseosa a temperatura ambiente.
- 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.

Temperatura
°C

