

# **CAPITULO 3: ENLACE QUIMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS**

**1. CONCEPTO DE ENLACE QUIMICO**

**2. ENLACE IONICO Y COVALENTE**

**3. TEORIAS DE ENLACE**

**TEORIA DE LEWIS (OCTETO)**

**TEORIA DE ENLACE VALENCIA (HIBRIDACION)**

**TEORIA DE ORBITALES MOLECULARES**

**4. CICLO DE BORN-HABER**

**5. GEOMETRIA Y POLARIDAD MOLECULAR**

**6. FUERZAS INTERMOLECULARES**

**INFLUENCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES:**

# **CAPITULO 3: ENLACE QUIMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS**

**PUNTO DE EBULLICION**

**PUNTO DE FUSION**

**DENSIDAD**

**SOLUBILIDAD**

# CONCEPTO DE ENLACE QUIMICO

Se llama **enlace químico** a la interacción entre dos o más átomos que se unen para formar una molécula estable.

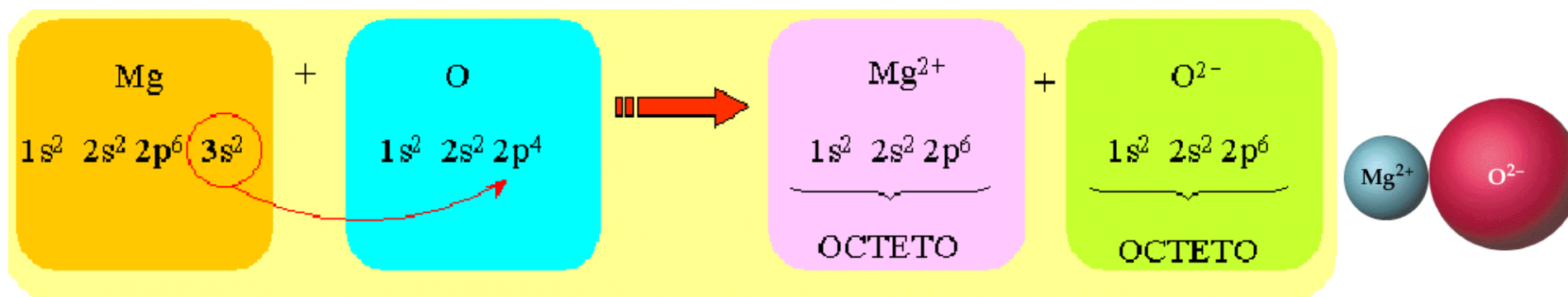
Los átomos tienden a **perder, ganar o compartir electrones** buscando **mayor estabilidad** (tienden a alcanzar la ordenación electrónica más estable posible). Es decir, la molécula formada representa un estado de **menor energía** que los átomos aislados.

En general, cuando se unen dos elementos representativos, tienden ambos a completar su octeto (8 electrones en su última capa), adquiriendo configuración electrónica de gas noble ( $s^2p^6$ ), distribución electrónica de máxima estabilidad.

A los elementos de transición no les resulta fácil alcanzar esa estructura, debido a los orbitales d, incompletos, habrían de eliminarse o captarse un número excesivo de electrones. Estos elementos, al formar el enlace, alcanzan otras configuraciones de especial estabilidad, como por ejemplo las configuraciones electrónicas con orbitales d semilLENOS o completos ( $d^5$  o  $d^{10}$ ).

# ENLACE IONICO

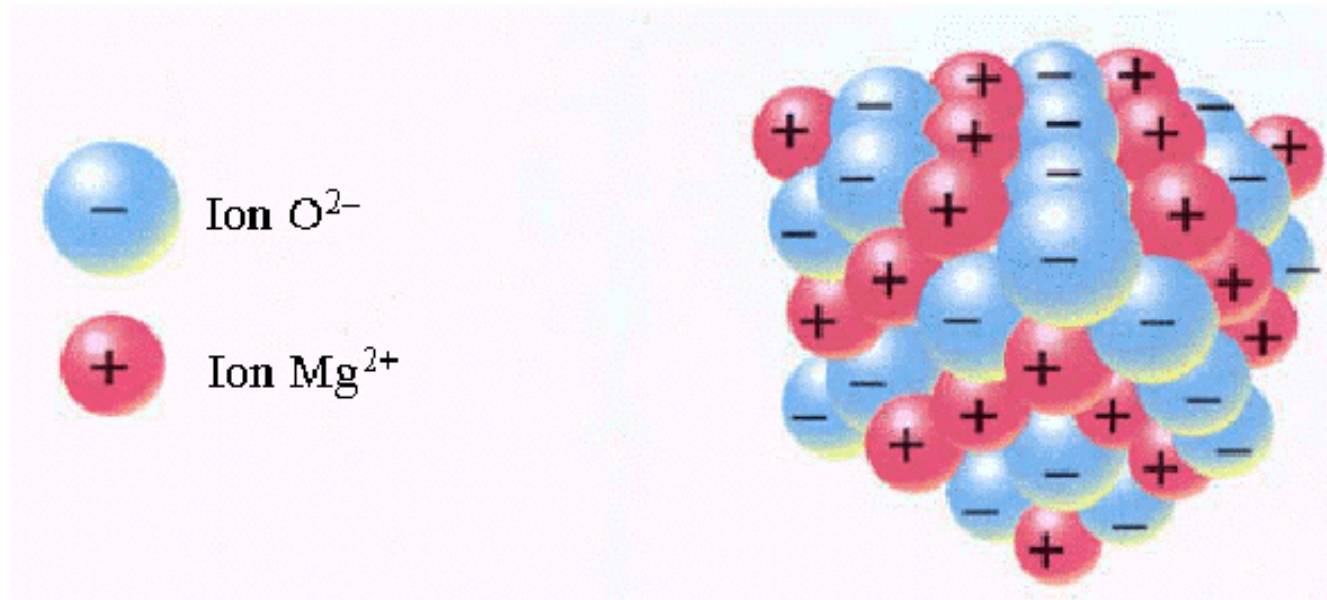
- El enlace iónico se establece por **cesión de electrones** (uno o más) de un átomo **metálico** (baja EN, tendencia a ceder electrones) a un átomo **no metálico** (EN elevada, tendencia a captar electrones).
- El átomo metálico se convierte así en un catión y el no metálico en un anión.
- Estos iones quedan unidos por fuerzas de atracción electrostática.



En la mayoría de los casos, el número de electrones ganados o perdidos es tal que cada uno de los iones resultantes adquiere la configuración electrónica de gas noble, es decir completa su octeto.

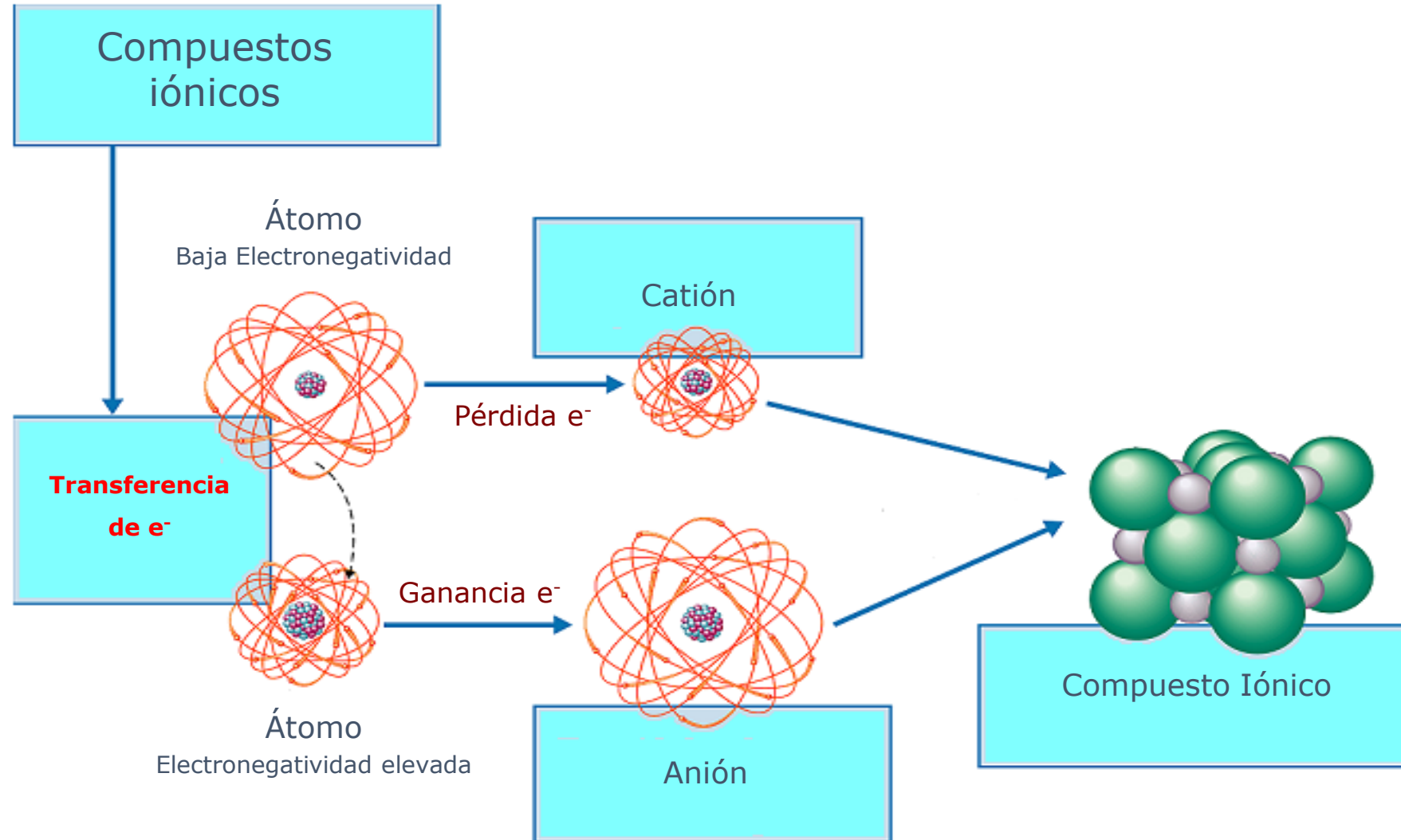
# ENLACE IONICO

- Los compuestos iónicos no están formados por parejas de iones o asociaciones sencillas de éstos.
- Cada ión se rodea de iones de carga opuesta

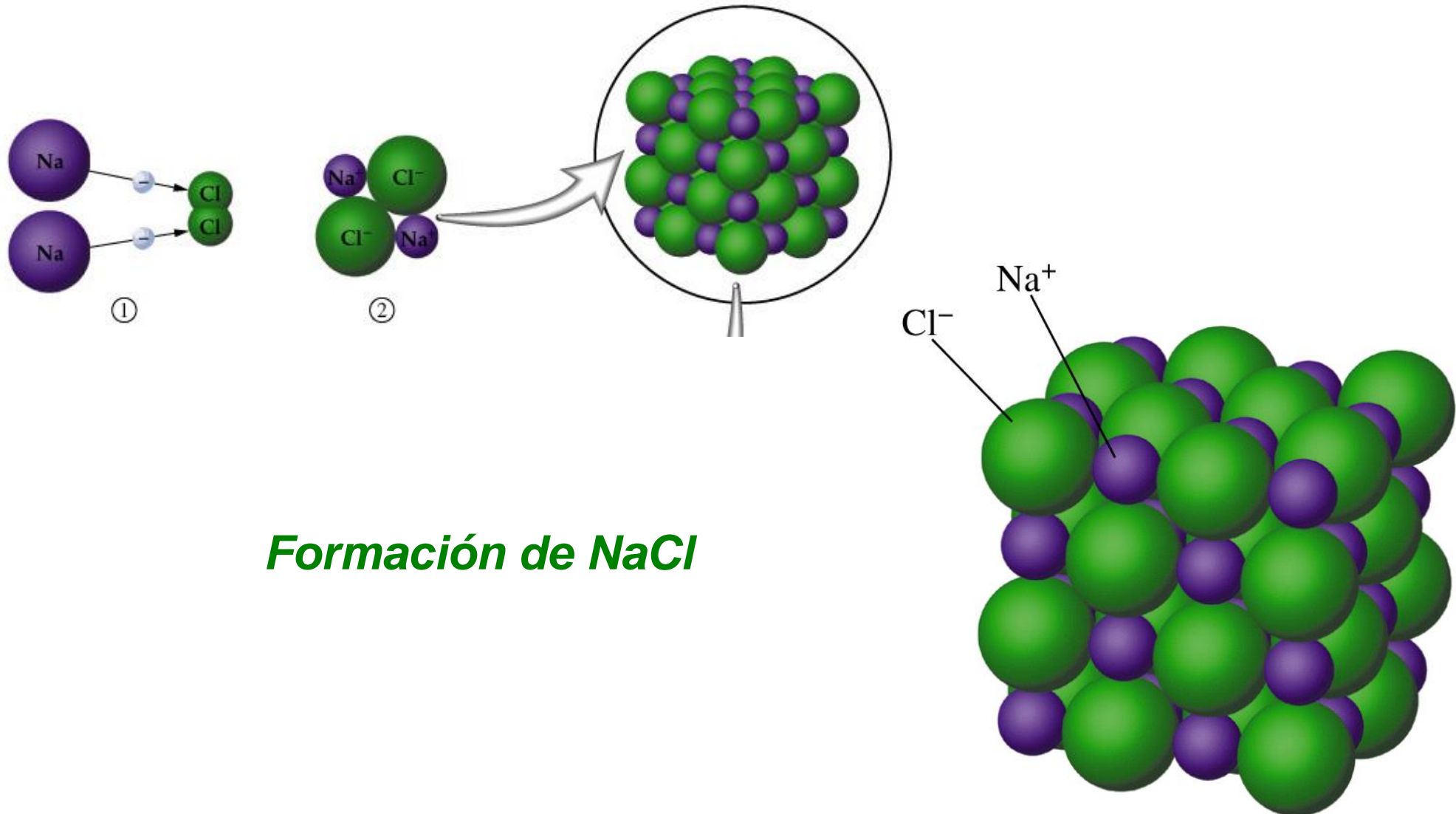


Las fuerzas que crea un ión actúan en todas direcciones, de modo que cada ión positivo atrae a todos los iones negativos vecinos, rodeándose del mayor número de ellos posible, y viceversa

# ENLACE IONICO



# ENLACE IONICO



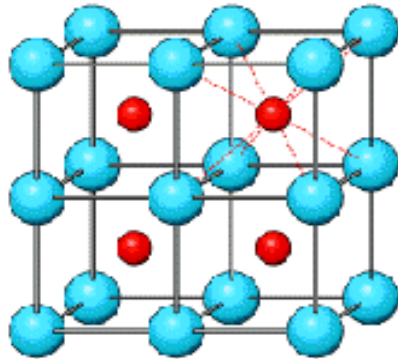
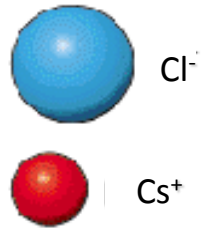
*Formación de NaCl*

# ENLACE IONICO

Algunos tipos de redes cristalinas iónicas

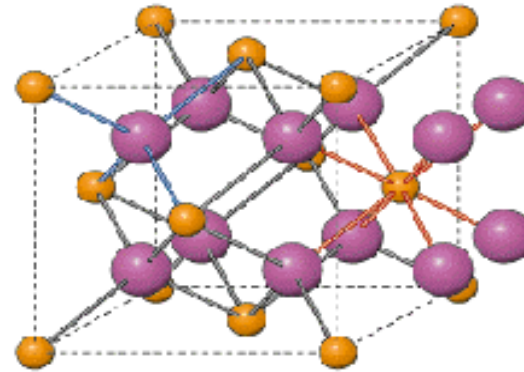
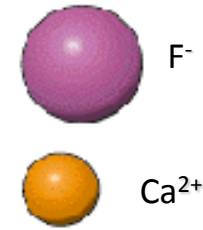
Red cúbica centrada en el cuerpo

Cloruro de cesio



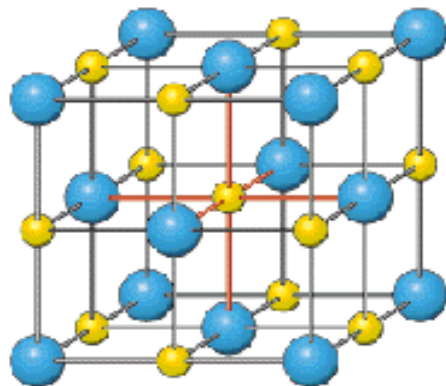
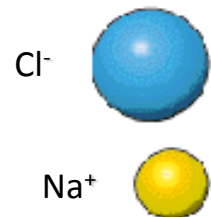
Red de la fluorita CaF<sub>2</sub>

Fluorita



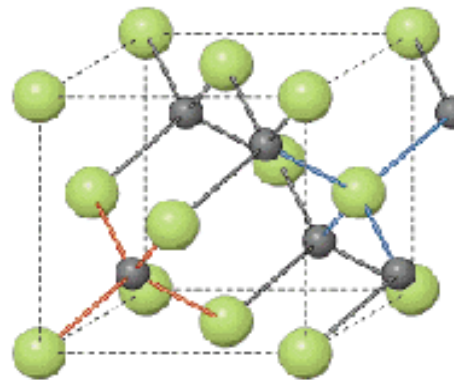
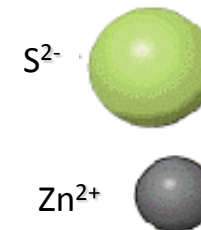
Red cúbica centrada en las caras

Cloruro de sodio

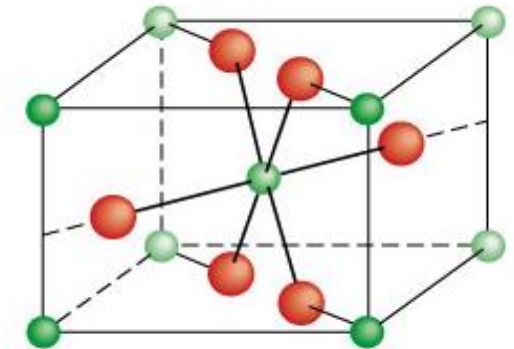


Red tetraédrica

Blenda



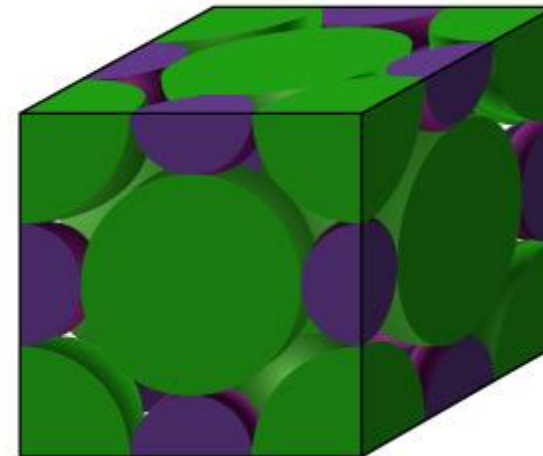
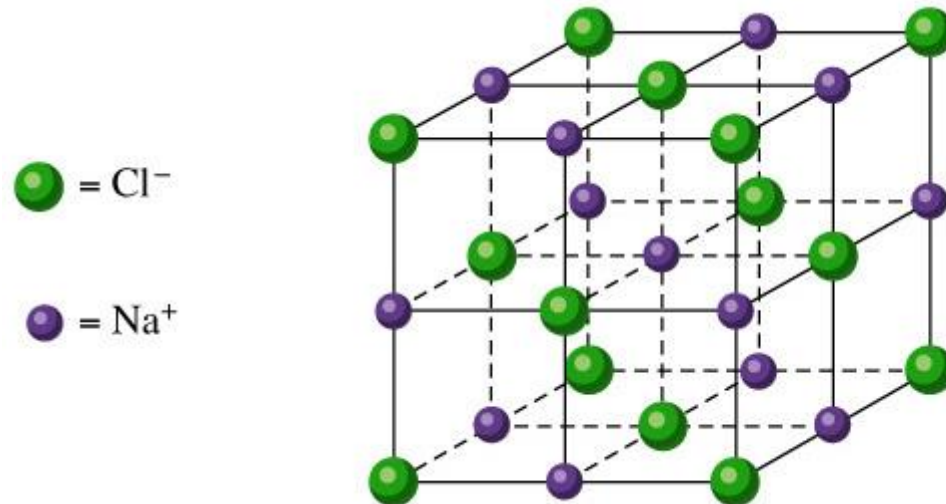
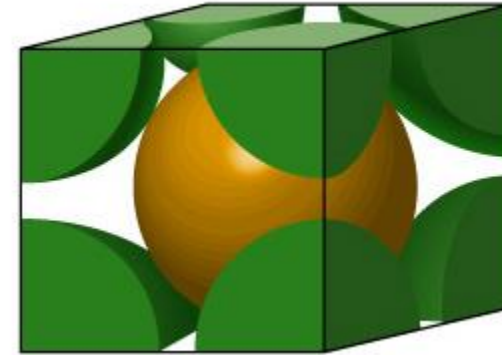
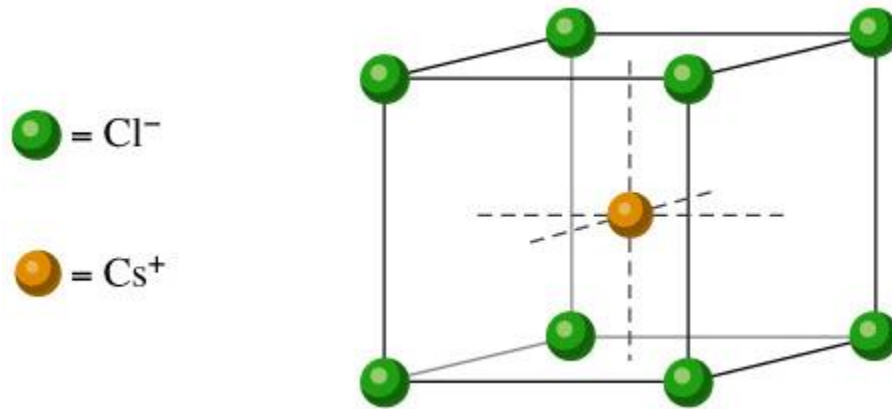
Red del rutilo TiO<sub>2</sub>





# ENLACE IONICO

Algunos tipos de redes cristalinas iónicas



# ENLACE IONICO

## Enlace iónico según la teoría de Lewis

En el enlace iónico el octeto se obtiene por cesión a captación completa. No se comparten.

## Formación de un enlace iónico

- En general el enlace iónico se forma entre átomos cuya diferencia de electronegatividad es grande.
- Si es intermedia puede darse un enlace covalente polar

# ENLACE IONICO

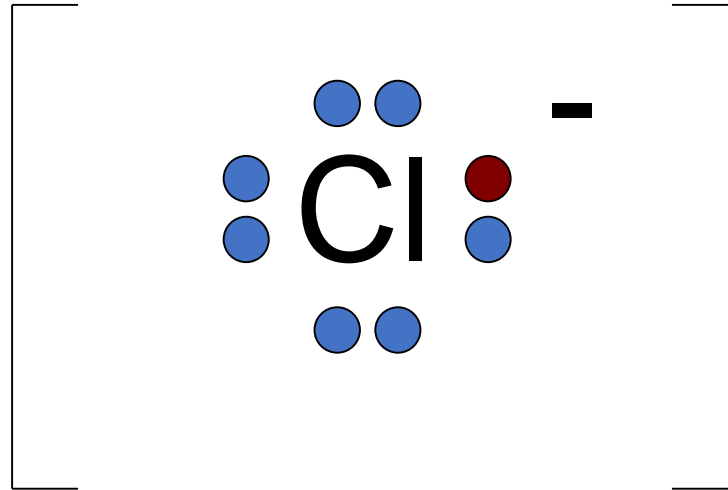
## Representación de un enlace iónico

- 1) Se dibuja el ion mas probable ( normalmente el que tiene 8 electrones en su última capa).
- 2) En el ión negativo se dibujan los pares indicando la carga en la parte superior derecha y todo entre corchetes
- 3) En el ión positivo no se dibujan los pares pero se indica la carga positiva en la parte superior derecha, todo entre corchetes.
- 4) Se ordenan: primero el electropositivo y después el electronegativo

# ENLACE IONICO

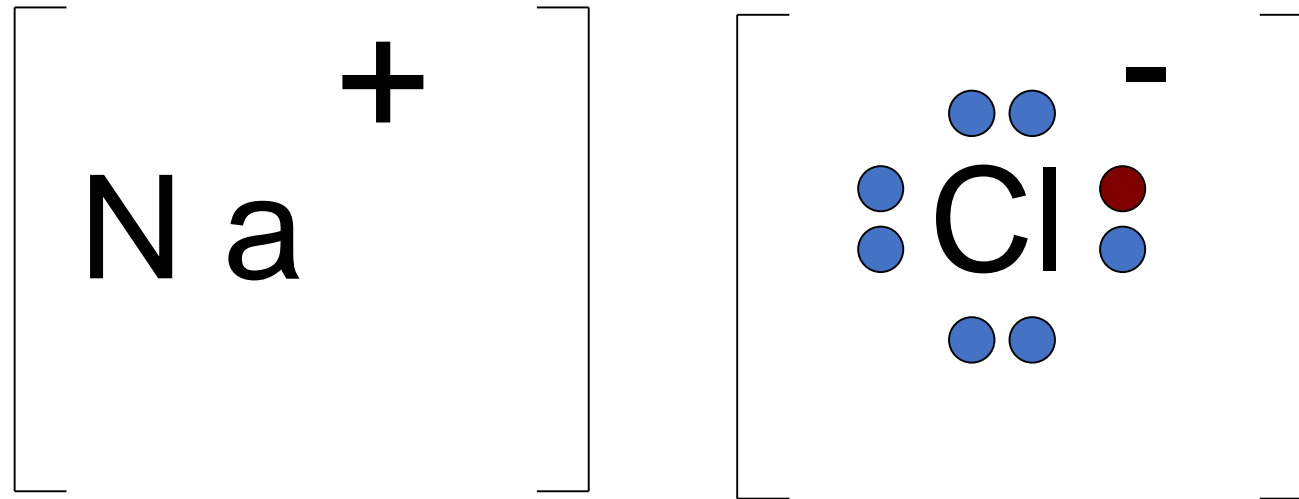
## ION CLORURO

En los iones se usan corchetes



# ENLACE IONICO

Representación del cloruro sódico  
se usan corchetes



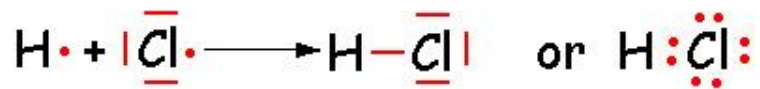
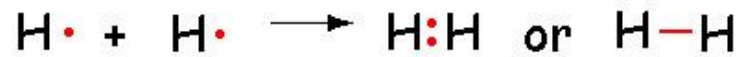
### 3.3.-TEORÍA DE LEWIS

Átomos



**Los átomos forman moléculas porque compartiendo electrones alcanzan el octeto electrónico**

Moléculas Diatómicas



each oxygen has 8 electrons in the valence shell



each N has an octet of e<sup>-</sup>s

# TEORIA DE ENLACE VALENCIA

Heitler y London desarrollaron en 1927 una teoría que denominaron enlace valencia.

Pauling y Slater modificaron esta teoría lo cual llevó a obtener una imagen exacta del aspecto geométrico de la molécula.

Suponer que se tienen dos átomos de hidrógeno aislados, que pueden describirse con sus funciones de onda  $\Psi_A$  y  $\Psi_B$  para orbitales 1s. Si los átomos están aislados, la función de onda del sistema de dos átomos puede describirse como:

$$\Psi = \Psi_{A(1)} + \Psi_{B(2)}$$

Donde A y B designa a los átomos y los números a los electrones.

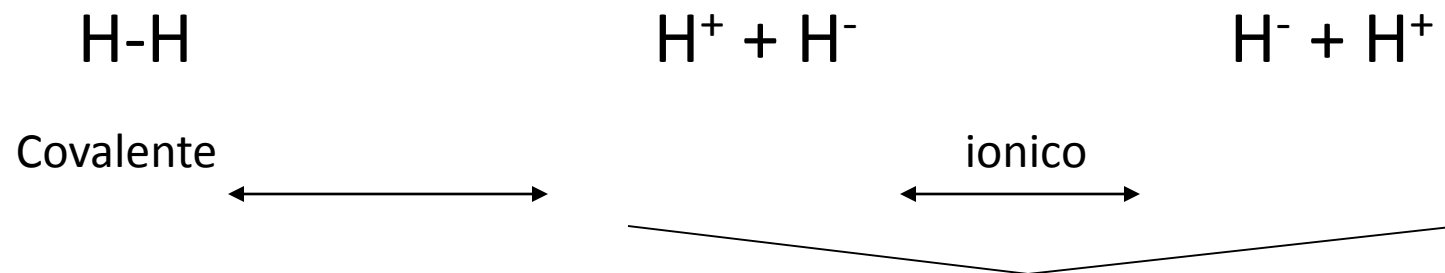
Si se considera que los electrones se pueden intercambiar:

$$\Psi_{\text{cov}} = \Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)} + \Psi_{A(2)} \Psi_{B(1)}$$

Si se considera que puede haber cierto carácter iónico en el enlace:

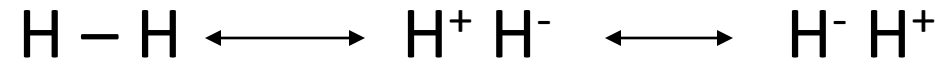
$$\Psi = \Psi_{\text{cov}} + \lambda \Psi_{\text{H}^+\text{H}^-} + \lambda \Psi_{\text{H}^-\text{H}^+}$$

Donde  $\lambda$  es menor a 1





Si ahora se considera el carácter iónico, nuevamente se mejora el cálculo, obteniendo energías más próximas a las medidas experimentalmente.



Covalente

iónico

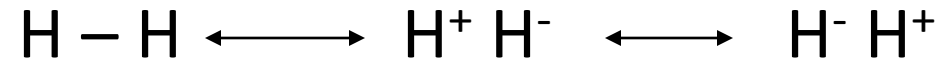
$$\Psi_{\text{H}_2} = \Psi_{\text{A}(1)} * \Psi_{\text{B}(2)} + \Psi_{\text{A}(2)} * \Psi_{\text{B}(1)} + \lambda \Psi_{\text{A}(1)} * \Psi_{\text{A}(2)} + \lambda \Psi_{\text{B}(1)} * \Psi_{\text{B}(2)}$$

$$\Psi_{\text{H}_2} = \Psi_{\text{cov}} + \lambda \Psi_{\text{iónica}}$$

Energía = 388 kJ/mol

Distancia = 74.9

Si ahora se considera el carácter iónico, nuevamente se mejora el cálculo, obteniendo energías más próximas a las medidas experimentalmente.



Covalente

iónico

$$\Psi_{\text{H}_2} = \Psi_{\text{A}(1)} * \Psi_{\text{B}(2)} + \Psi_{\text{A}(2)} * \Psi_{\text{B}(1)} + \lambda \Psi_{\text{A}(1)} * \Psi_{\text{A}(2)} + \lambda \Psi_{\text{B}(1)} * \Psi_{\text{B}(2)}$$

$$\Psi_{\text{H}_2} = \Psi_{\text{cov}} + \lambda \Psi_{\text{iónica}}$$

Energía = 388 kJ/mol

Distancia = 74.9

Linus Pauling y Slater formularon una importante aplicación de la teoría de enlace valencia. Las suposiciones son:

1. El enlace más fuerte se formará entre los orbitales de dos átomos que se superponen en el mayor grado posible.
2. La dirección del enlace que se forma será aquella en la que los orbitales estén concentrados

Estas suposiciones permiten predecir cuál enlace será el más fuerte y determinar la dirección de la unión

# TEORIA DEL ENLACE VALENCIA

## Molécula del H<sub>2</sub>

Se trata de la molécula más sencilla posible. Cada átomo de hidrógeno aislado tiene un solo electrón, situado en un orbital 1s. Cuando la distancia entre los dos átomos de hidrógeno es muy grande, no hay ninguna interacción entre ellos, porque son neutros globalmente. La energía potencial electrostática de este sistema formado por dos átomos de hidrógeno muy alejados entre sí, es cero, por convención.

Si la distancia entre los dos átomos de hidrógeno (H<sub>A</sub> y H<sub>B</sub>) disminuye, el electrón del átomo H<sub>B</sub> siente la atracción del núcleo del átomo H<sub>A</sub> y el electrón del H<sub>A</sub> siente la del núcleo H<sub>B</sub>. Esto hace que la energía potencial del sistema disminuya. Poco a poco el traslape entre los orbitales 1s de los átomos aumenta. Si la distancia sigue disminuyendo, la energía potencial se hace cada vez más negativa, hasta alcanzar un valor mínimo, que ocurre a la distancia de enlace en el H<sub>2</sub>. A partir de ese punto, una disminución ulterior en la distancia causa que la repulsión entre los núcleos, junto con la repulsión entre ambos electrones. Esto se refleja en que la energía potencial empieza a aumentar, lo que se interpreta como que la molécula pierde estabilidad. Ver la Ilustración 15. 4.

# TEORIA DEL ENLACE VALENCIA

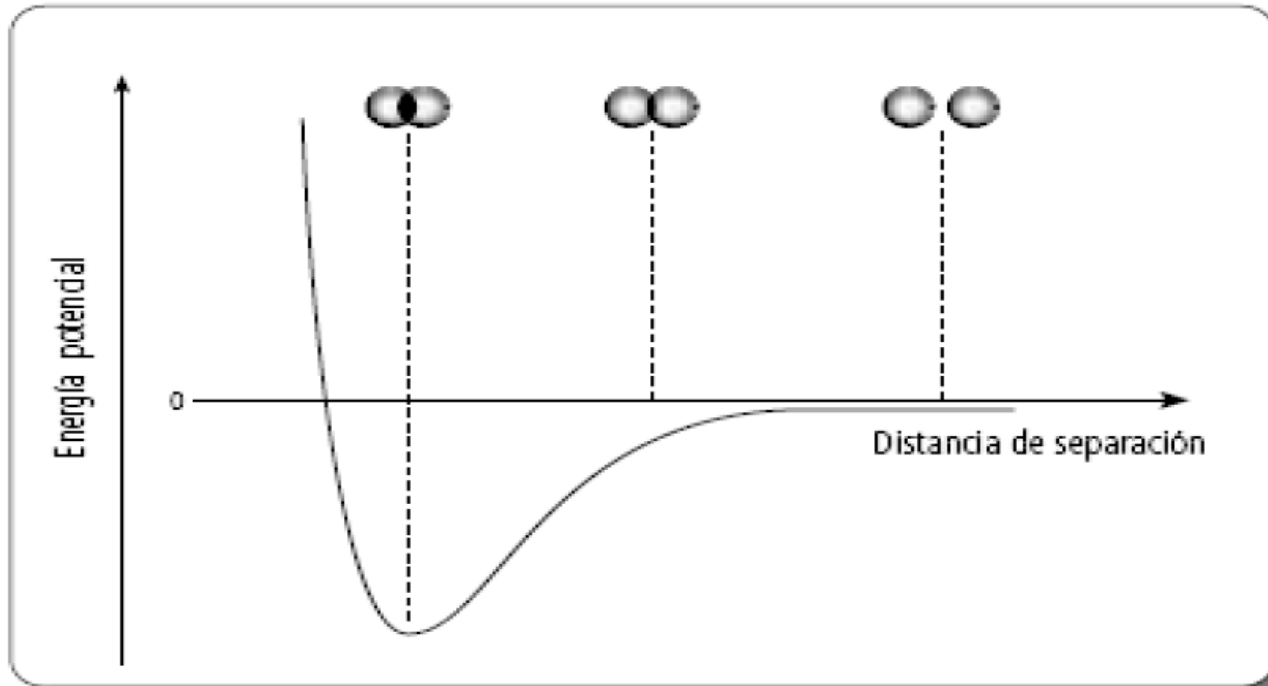


Ilustración 15. 4 Cambios en la energía potencial de dos átomos de H, con respecto a los cambios en la distancia que los separa.

Los métodos de la mecánica cuántica permiten calcular con gran precisión las coordenadas del mínimo en esta gráfica, que corresponden a la distancia de enlace y a la energía de enlace, ambos valores disponibles de determinaciones experimentales.

# TEORIA DE ENLACE VALENCIA

Para obtener una función de onda para la molécula, el modelo de unión valencia propone construirla a partir de **todas las distribuciones posibles de todos los electrones alrededor de todos los núcleos atómicos.**

Las primeras contribuciones que se nos ocurre considerar son las covalentes, por ejemplo, aquella en la que el electrón 1 se encuentra descrito por una función 1s alrededor del núcleo A y el electrón 2 se encuentra descrito por una función 1s alrededor del núcleo B.

$$\Psi^a_{molec}(1,2) = \phi_{1sA}(1)\phi_{1sB}(2)$$

Esta función de onda molecular “a” muestra una curva de enlace que se vuelve apenas negativa a una distancia muy superior a la distancia real del enlace H-H (véase la Ilustración 15. 5). Esta función de onda resulta ser inconveniente para poder explicar la distancia de enlace y la energía de disociación del H<sub>2</sub>.

---

# TEORIA DE ENLACE VALENCIA

Una mejor función de onda molecular es la que considera además a la función en la que se permutan las coordenadas de los dos electrones, es decir, aquella en la que el electrón 1 se encuentra descrito por una función 1s alrededor del núcleo B y el electrón 2 se encuentra representado por una función 1s alrededor del núcleo A..

$$\Psi^b_{molec}(1,2) = \phi_{1sA}(1)\phi_{1sB}(2) + \phi_{1sB}(1)\phi_{1sA}(2)$$

Esta función de onda “b” en la que la descripción de los dos electrones es “**deslocalizada**” y resulta mucho mejor que la “a”, como se desprende del análisis de la Ilustración 15. 6. La deslocalización electrónica, es decir, el hecho de que el electrón 1 pueda estar descrito tanto en la cercanía del núcleo A, como en la del núcleo B, y lo mismo para el electrón 2, es una fuente de estabilidad para las moléculas, pues ahora cada electrón está siendo atraído por ambos núcleos. Los electrones pueden deslocalizarse entre todos los núcleos presentes.

# TEORIA DE ENLACE VALENCIA

Un tercer acercamiento a la curva experimental puede lograrse mediante la hibridación de orbitales, tema al que entraremos un poco más adelante.

Un cuarto acercamiento posible es considerar no sólo las distribuciones covalentes de los electrones, sino las distribuciones iónicas. En la siguiente ilustración hemos colocado las cuatro formas de distribuir a todos los electrones de la molécula entre todos los núcleos, en las que las dos últimas corresponden a estructuras iónicas  $H^+ H^-$ .

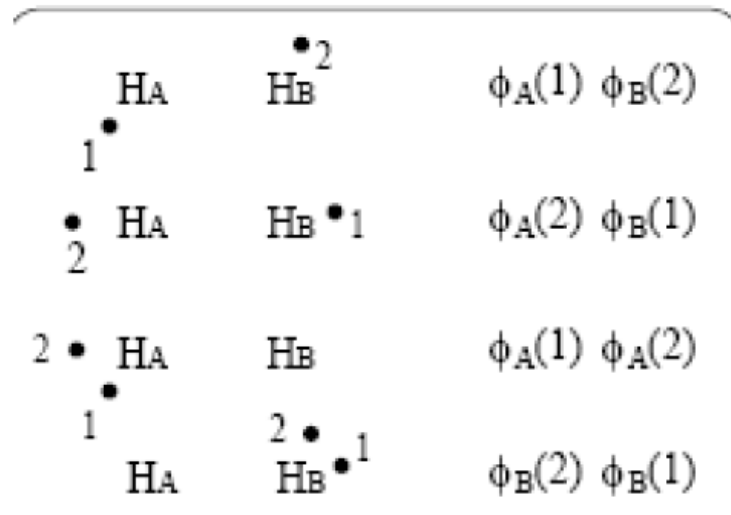




Ilustración 15. 7. Dos distribuciones covalentes de los electrones, con sus funciones de onda parciales y dos distribuciones iónicas de los electrones, igualmente con sus funciones de onda parciales.

Función de onda molecular “c” correspondiente a estas cuatro distribuciones electrónicas de la siguiente, en la cual se ha dado un peso  $\lambda$  a las contribuciones iónicas:

$$\psi_{molec}(1,2) = \phi_A(1)\phi_B(2) + \phi_B(1)\phi_A(2) + \lambda[\phi_A(1)\phi_A(2) + \phi_B(1)\phi_B(2)]$$

En esta ecuación hemos dejado de describir a las funciones como del tipo 1s, pensando en que existen mejores maneras de representar a los electrones, como lo son los orbitales atómicos. Pues bien, resulta que la función “c” proporciona una curva de energía contra la distancia mucho más cercana a la curva real, como se muestra en la Ilustración 15. 8.

El mejor valor del factor peso,  $\lambda$ , es 0.24. Lo anterior implica que la molécula más covalente de todas, la del  $H_2$ , requiere para su descripción mecánico cuántica adecuada de términos iónicos. Estas cuestiones acabaron por dar nueva profundidad a los conceptos de covalencia y ionicidad, los cuales se conciben hoy como dos modelos extremos que se combinan y equilibran en el caso del análisis de moléculas reales.

# TEORIA DE ENLACE VALENCIA

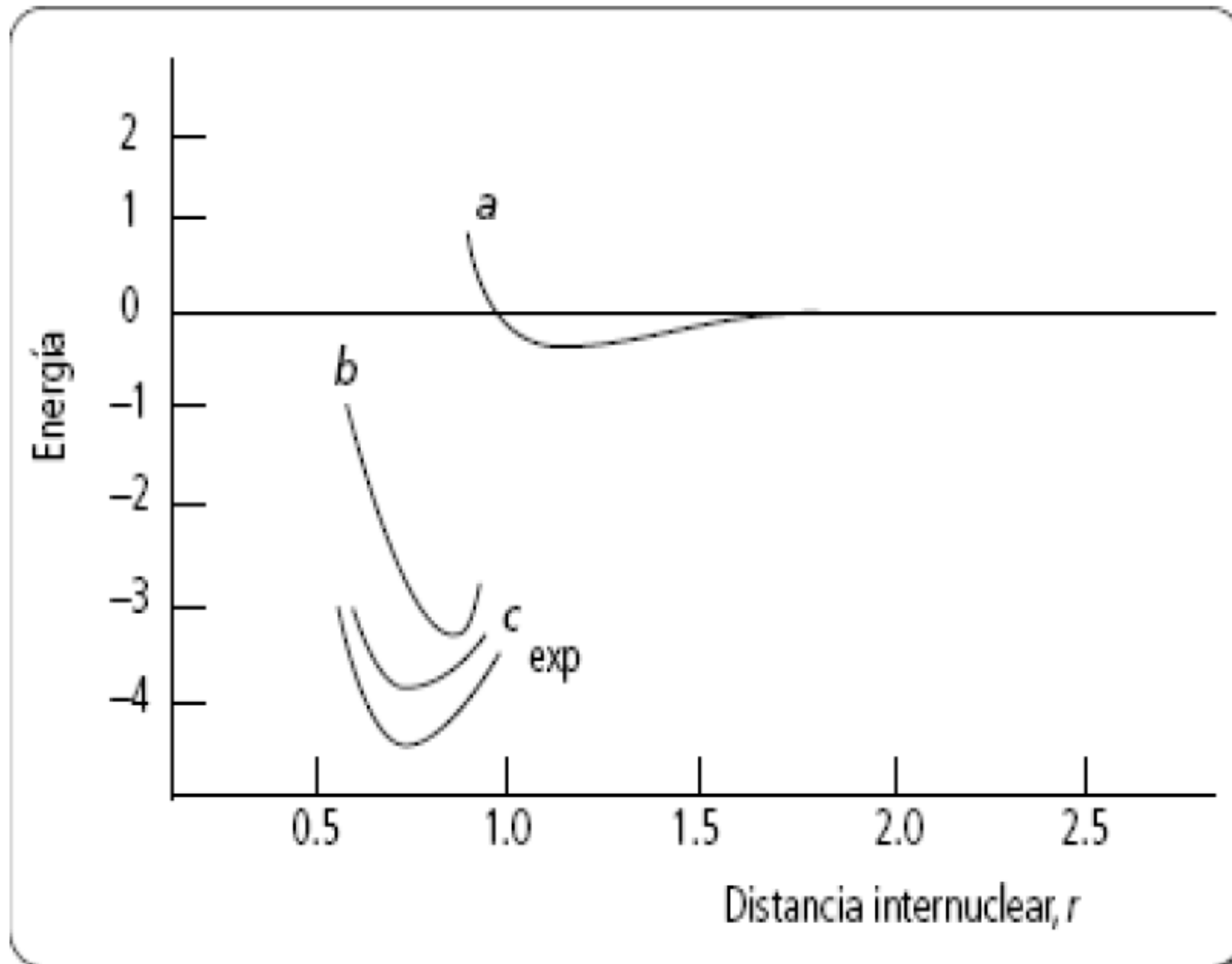


Ilustración 15. 8. Energía de enlace experimental contra energía de enlace de las funciones “a”, “b” y “c”.

# ENLACE IONICO

## Hibridación

Consiste en la combinación lineal de orbitales atómicos puros.

$s + p = sp$  (2 orbitales) lineal

$s + 2p = sp^2$  (3 orbitales) trigonal

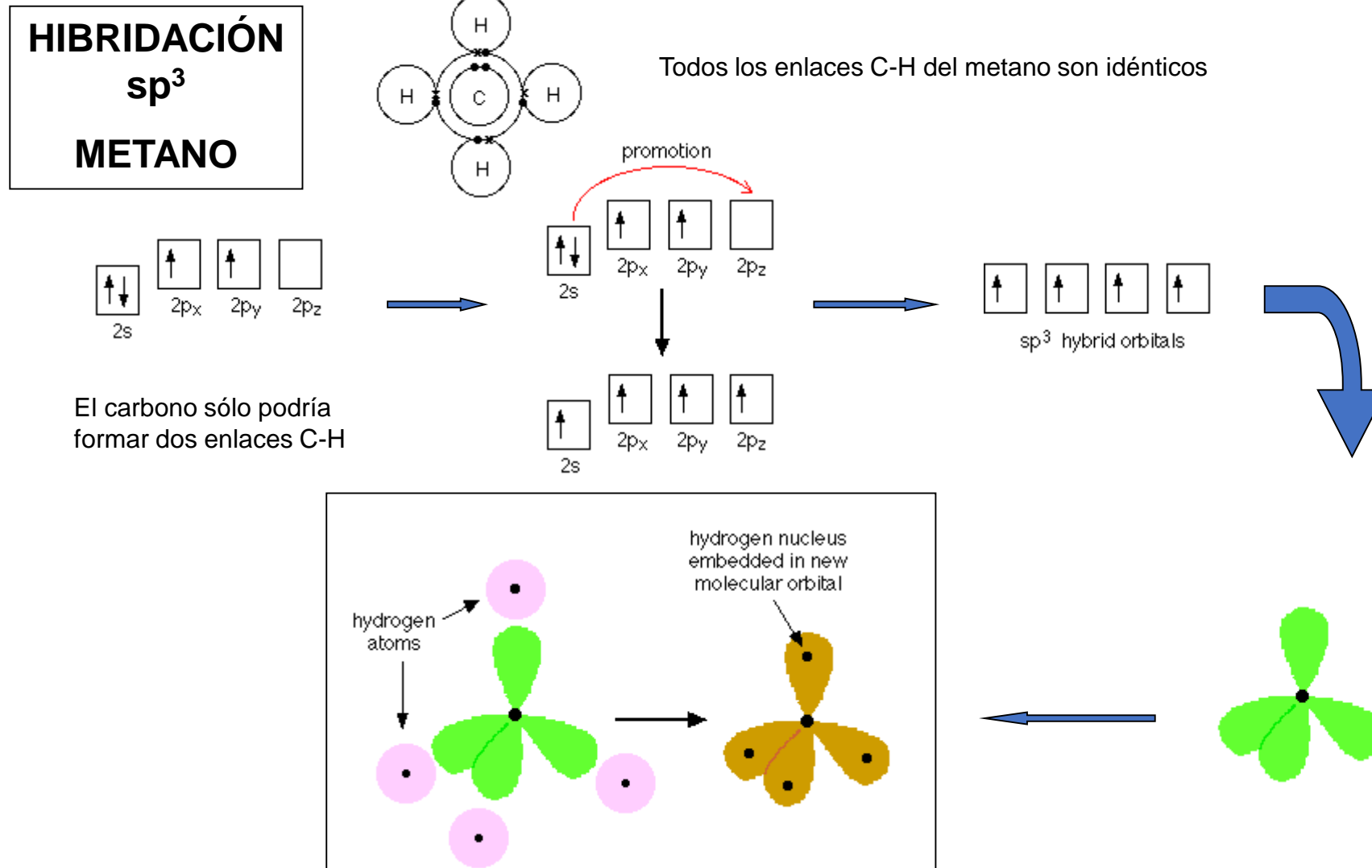
$s + 3p = sp^3$  (4 orbitales) tetraédrico

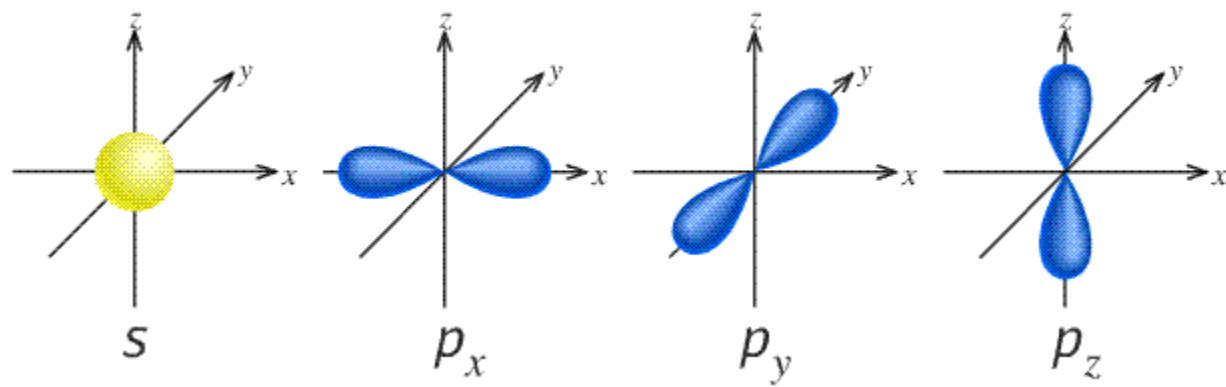
$dsp^2 =$  planar cuadrado

$dsp^3 =$  trigonal bipyramide o piramidal cuadrado

$d^2sp^3 =$  octaédrico

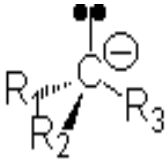
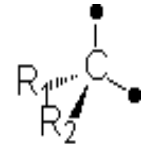
### 3.4.- HIBRIDACIÓN: Geometría molecular según TEV





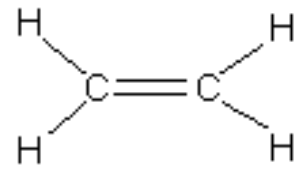
Un carbono unido a cuatro átomos siempre tendrá hibridación  $sp^3$  y una estructura tetraédrica. Así son los alcanos, haluros de alquilo, alcoholes, éteres y aminas, entre otros. Todos estos compuestos tienen estabilidad suficiente como para poder ser almacenados sin problemas especiales.

Un carbono unido a menos de cuatro átomos también puede tener hibridación  $sp^3$  pero la estructura variará dependiendo del número de sustituyentes:

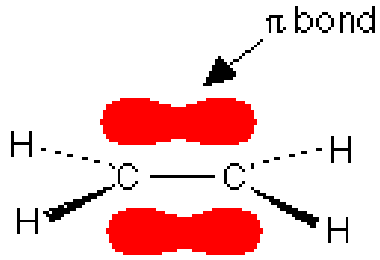
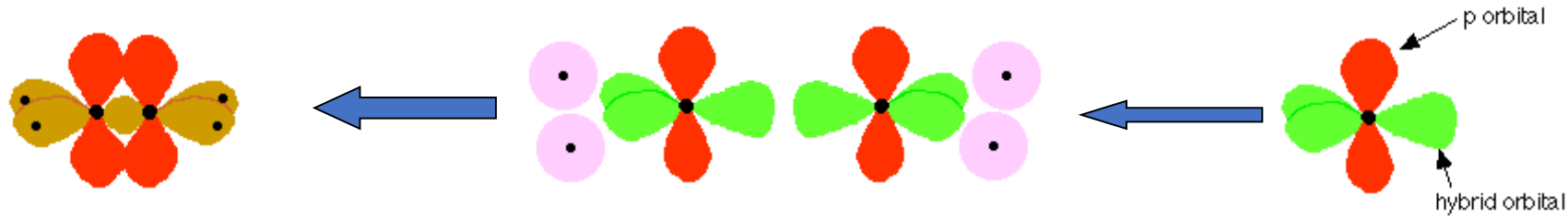
Estructura		
Tipo de compuesto	Carbaniones	Carbenos
Geometría	Piramidal	Angular

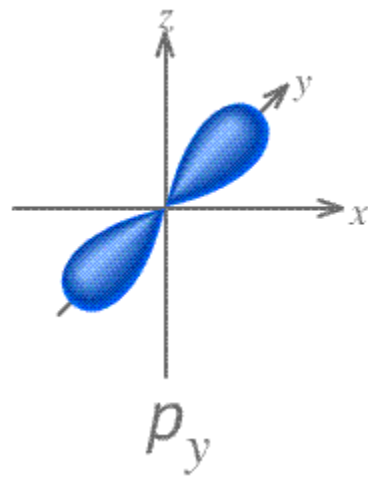
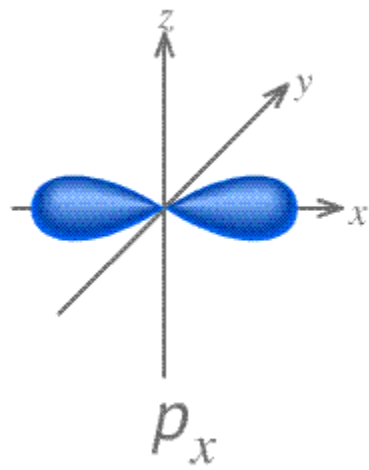
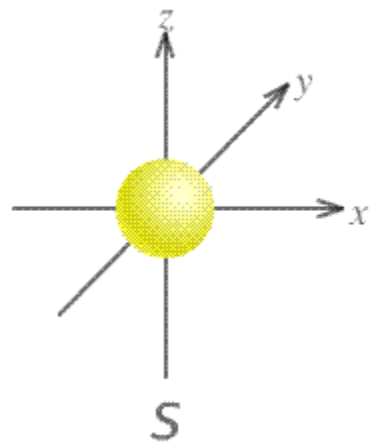
Los carbaniones y carbenos son especies altamente reactivas (intermedios de reacción) y en general tienen un tiempo de vida muy corto.

**HIBRIDACIÓN  
 $sp^2$   
ETENO**



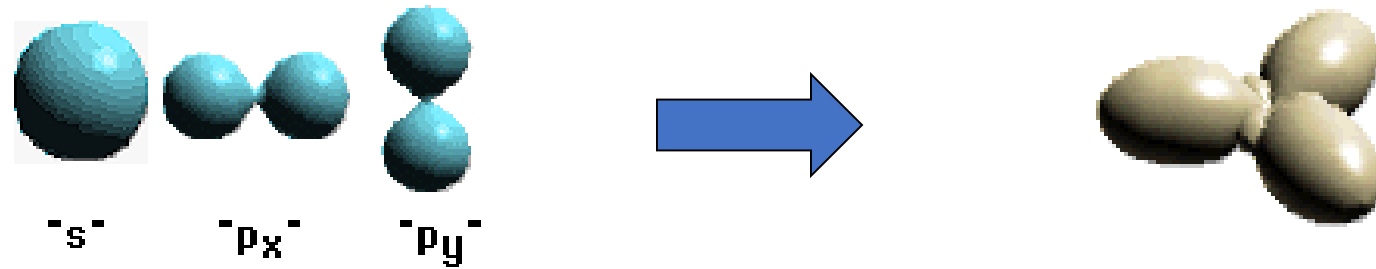
**Hibridación  
 $sp^2$**







$sp^2$

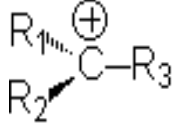
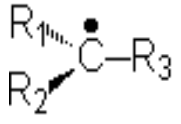


–3 enlaces sencillos. Ejemplo:  $BF_3$

–1 enlace doble y 2 sencillos . Ejemplo: eteno

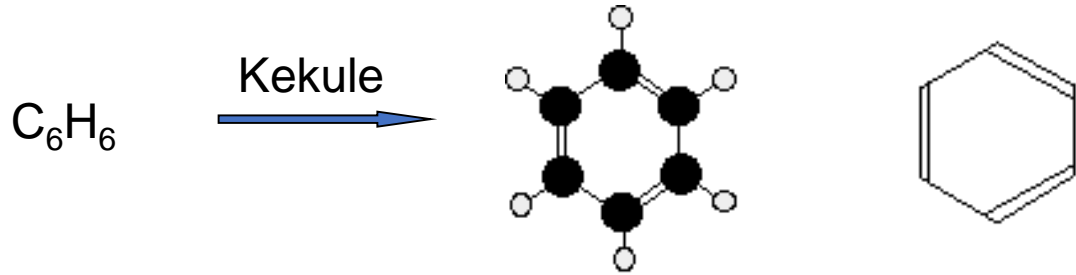
Un carbono unido a tres átomos, que mantiene un doble enlace con uno de ellos, siempre tendrá hibridación  $sp^2$  y una geometría trigonal plana. Así son compuestos estables tales como **olefinas, hidrocarburos aromáticos, aldehídos, cetonas y ácidos carboxílicos y derivados**, entre otros.

Existen otras situaciones donde un átomo de carbono unido a tres átomos también posee hibridación  $sp^2$ :

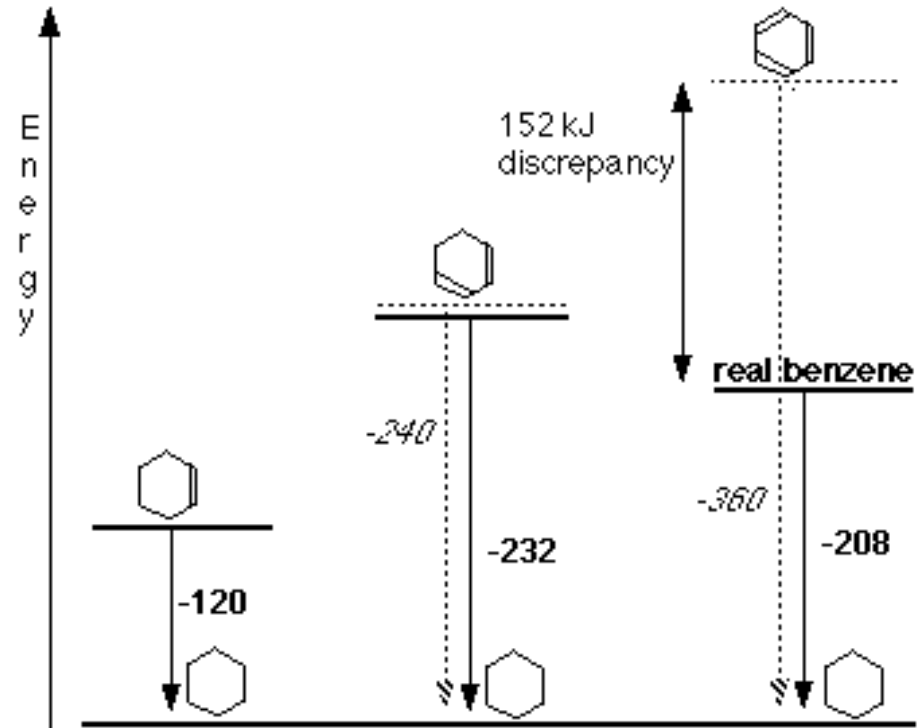
Estructura		
Tipo de compuesto	Carbocación (ion carbenio)	Radical
Geometría	Trigonal plana	Trigonal plana

Carbocationes y radicales son especies altamente reactivas (intermedios de reacción) y en general tienen un tiempo de vida muy corto.

HIBRIDACIÓN  
 $sp^2$   
BENCENO



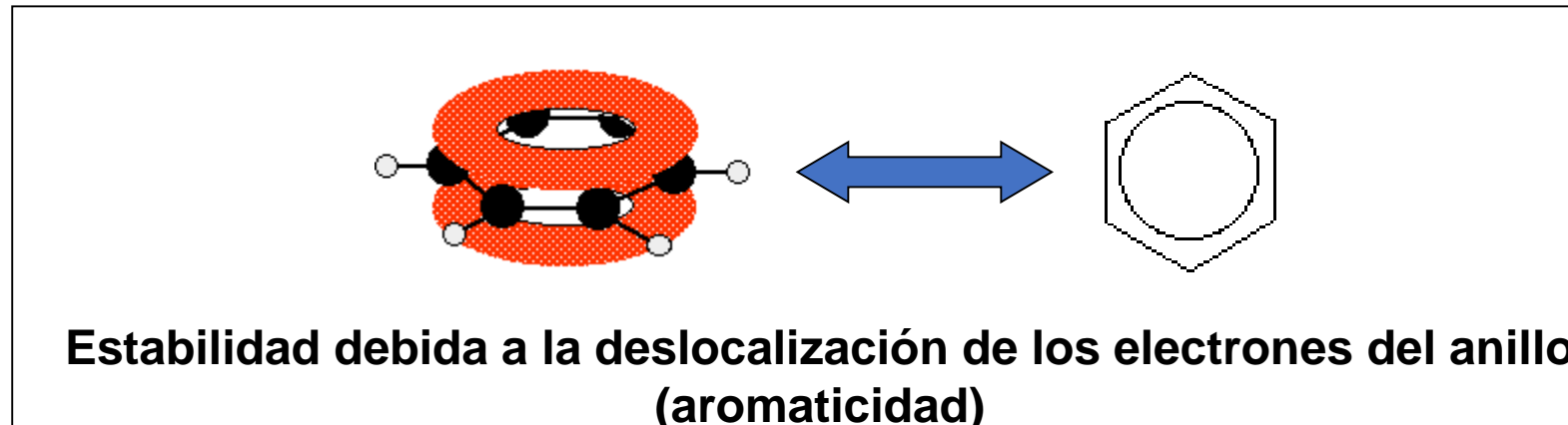
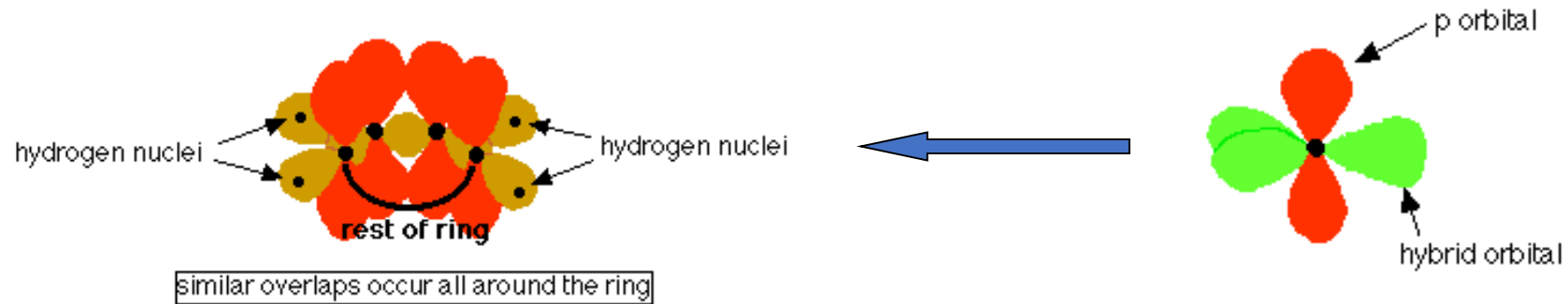
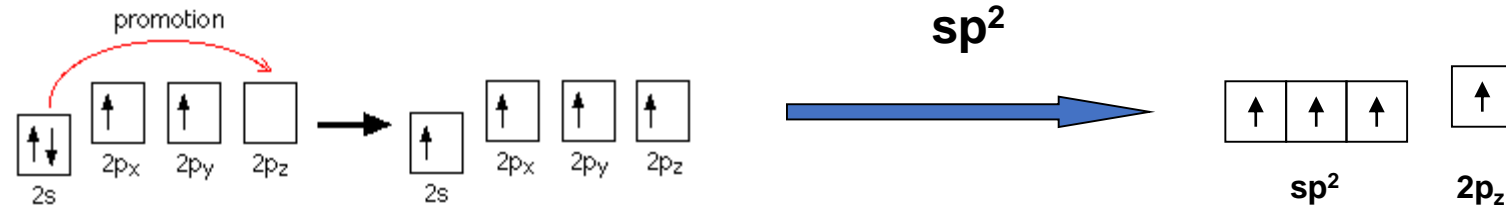
Problema: El benceno es mucho más estable que lo que cabría esperar de la estructura propuesta por Kekule



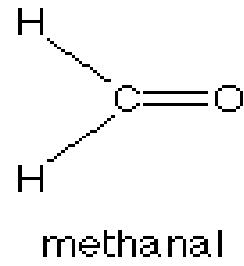
La hidrogenación del benceno libera mucha menos energía que la esperable

# Hibridación

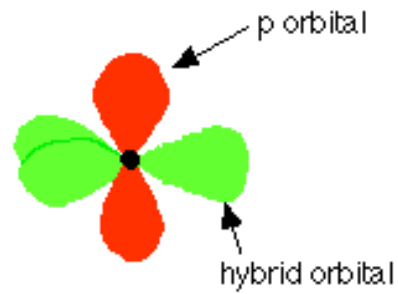
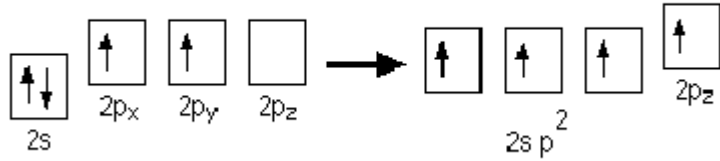
$sp^2$



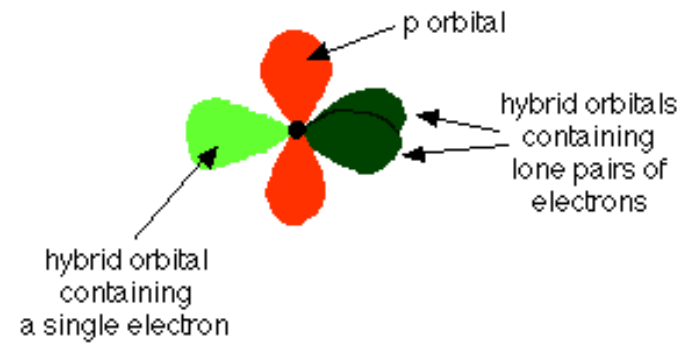
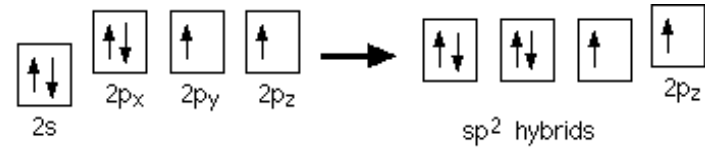
**HIBRIDACIÓN**  
**sp<sup>2</sup>**  
**GRUPO CARBONILO**

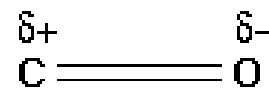
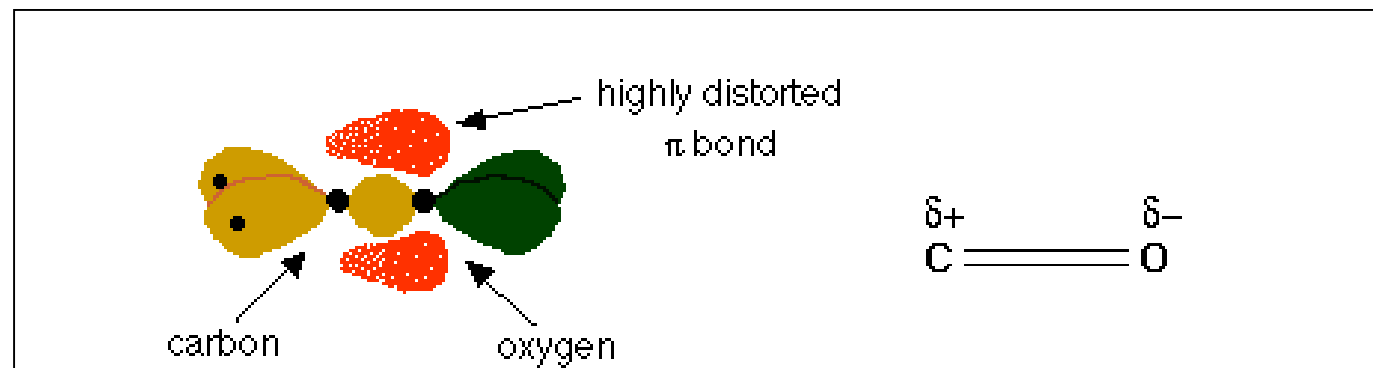
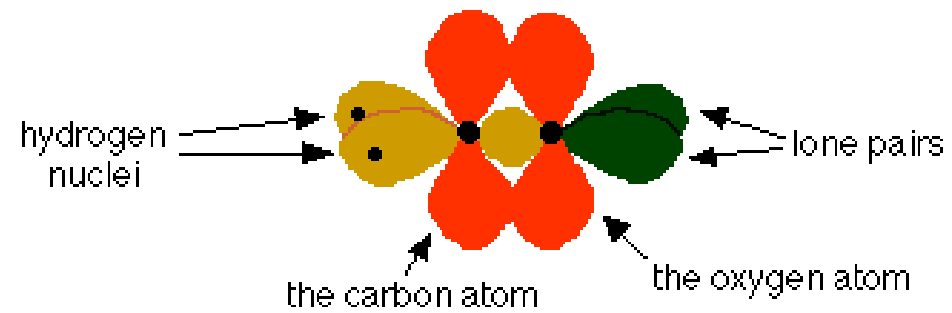
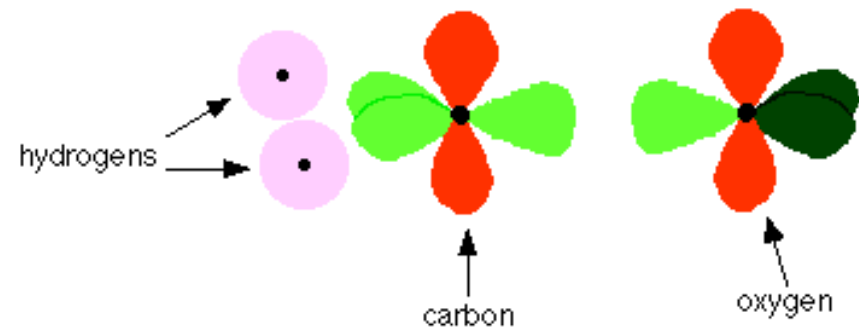


Átomo carbono: Hibridación sp<sup>2</sup>



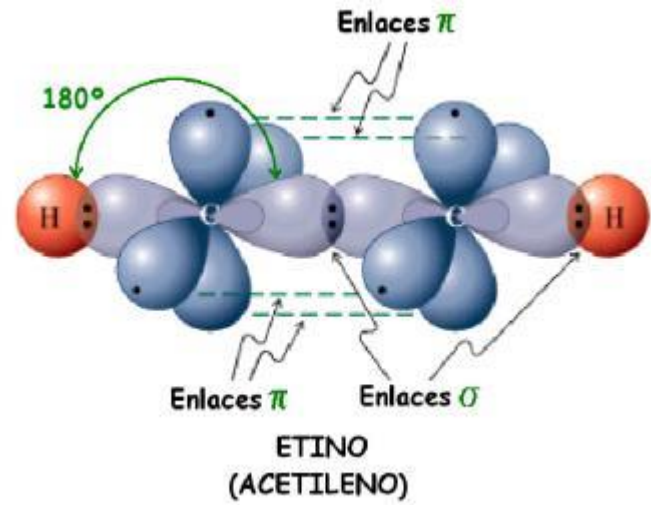
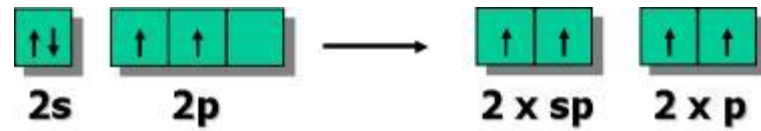
Átomo oxígeno: Hibridación sp<sup>2</sup>

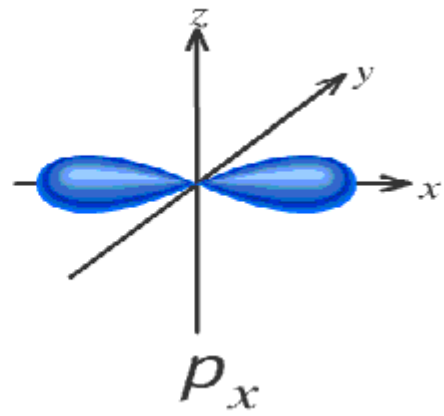
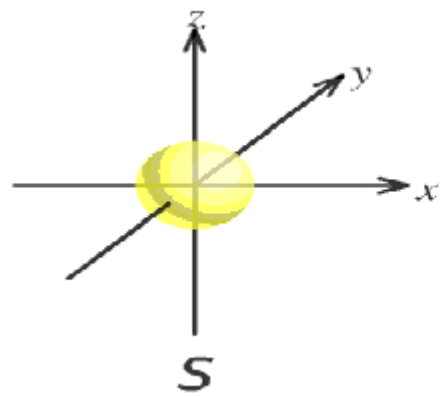




**HIBRIDACIÓN  
sp  
ACETILENO**

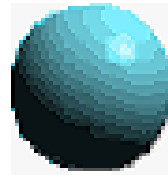
**(Dos regiones de densidad electrónica alrededor del C)**



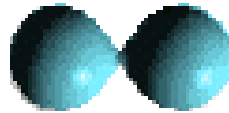




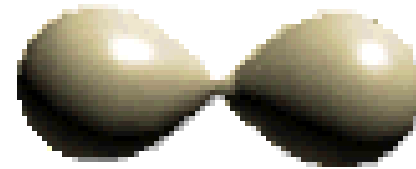
sp



"s"



"p<sub>x</sub>"

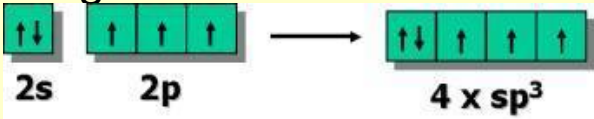
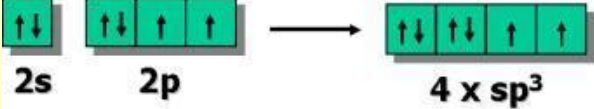
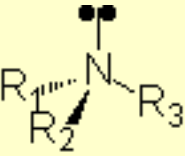
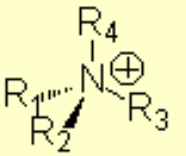
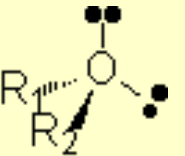
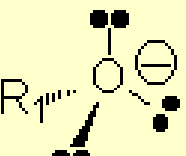


–2 enlaces sencillos. Ejemplo:  $\text{BeF}_2$



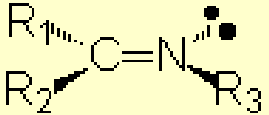
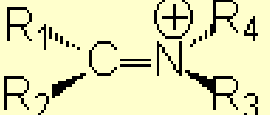
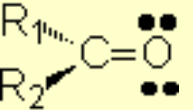
–2 enlaces dobles. Ejemplo:  $\text{CO}_2$

–1 enlace triple y 1 sencillo. Ejemplo: etino

## HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS EN NITRÓGENO Y OXÍGENO

	<p><b><math>sp^3</math></b> Nitrógeno</p> 		<p>Oxígeno</p> 	
Estructura				
Tipo	Aminas	Sales de amonio	Alcoholes Éteres	Alcóxidos
Geometría	Piramidal	Tetraédrica	Angular	-

Las aminas, sales de amonio, alcoholes y éteres son especies estables. Los alcóxidos son especies muy reactivas (intermedios de reacción).

	<i>sp</i> <sup>2</sup> Nitrógeno		Oxígeno
			
Estructura			
Tipo	Iminas	Sales de imonio	Carbonilos
Geometría	Trigonal plana	Trigonal plana	Trigonal plana

Los tres tipos de compuestos tienen en general estabilidad suficiente como para poder almacenarse sin problemas especiales. Los compuestos con grupos carbonilo son muy variados: pueden ser aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, haluros de ácido, anhídridos, ésteres y amidas, entre otros.

<p><i>sp</i> Nitrógeno</p> <p>2s      2p      →      2 x sp      2 x p</p>	Estructura	$\text{:}\ddot{\text{N}}\equiv\text{C}-\text{R}$
	Tipo	Nitrilos
	Geometría	Lineal

Los nitrilos son compuestos estables

# ENLACE IONICO CICLO DE BORN-HABER

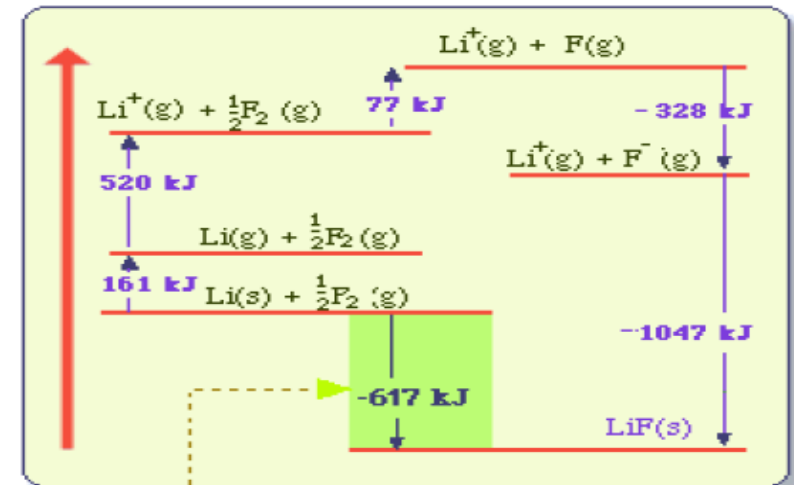
## 9. LA ENERGÍA RETICULAR

La energía reticular  $U$  (o energía de red) es la energía necesaria para separar totalmente los iones que forman una red cristalina hasta una distancia infinita donde ya no interactúan eléctricamente.

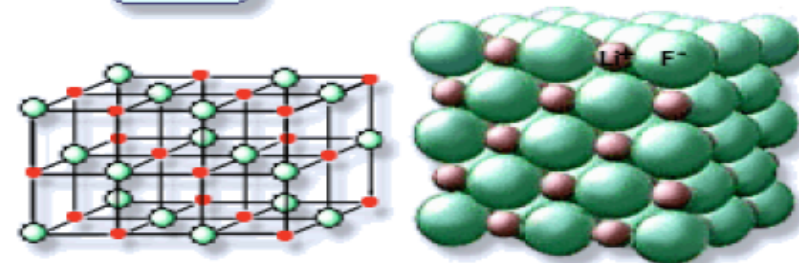
También se puede definir como la energía desprendida para formar una red cristalina a partir de sus iones en estado gaseoso.

Se mide en  $\text{J/mol}$ .

Al formar la red a partir de sus iones en estado gaseoso se desprende una energía ya que se pasa a un estado de menor energía (mayor estabilidad). A mayor valor de la energía reticular ( $U$ ) más estable será el cristal.

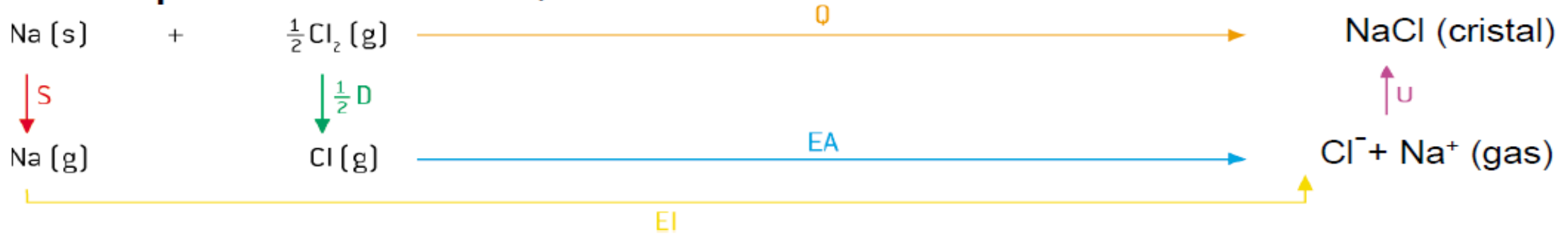


Cambio global

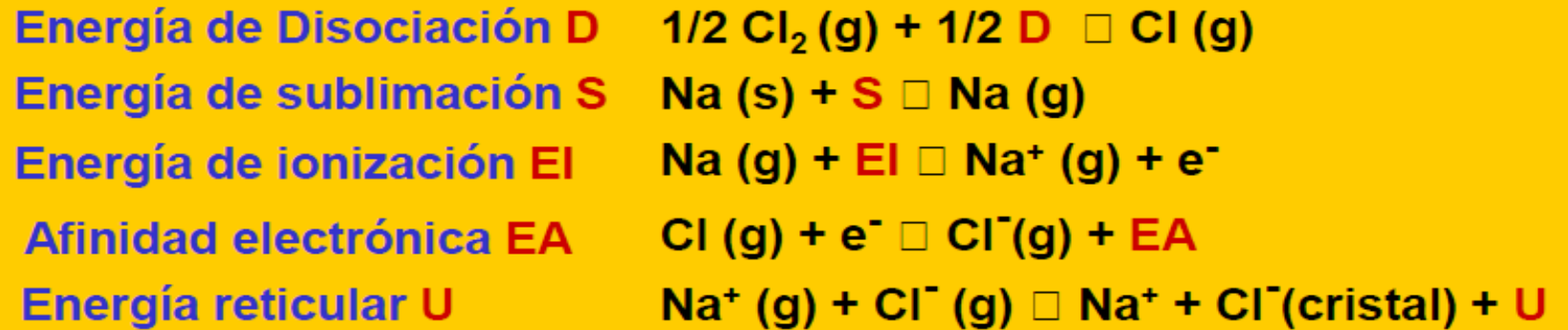


# ENLACE IONICO

El ciclo de Born-Haber muestra todas las energías implicadas en la formación de la red cristalina.



## Procesos parciales



## Proceso directo



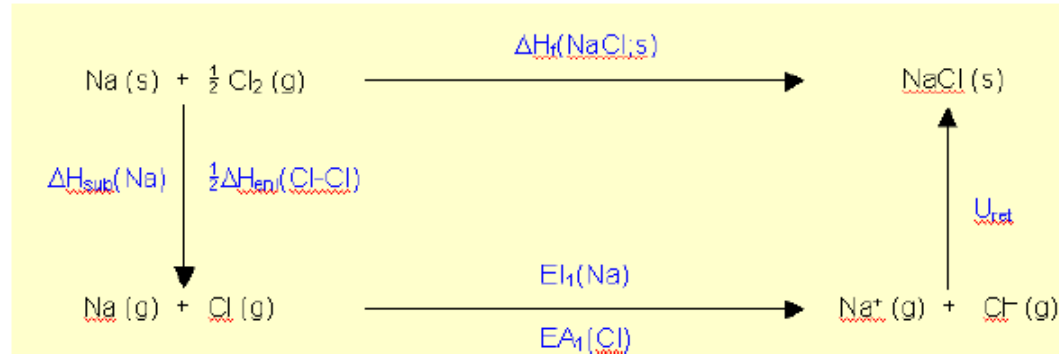
La energía total se conserva  
**Ley de Hess**



**$Q = S + \frac{1}{2} D + EI + EA + U$**

# ENLACE IONICO

El ciclo de Born-Haber describe el proceso de formación de una red iónica desde un punto de vista termodinámico.



Ej: ciclo de Born-Haber aplicado al NaCl:

- Entalpía de disociación: energía que hay que suministrar para separar la molécula de cloro en estado gaseoso (solo necesito la mitad).
- Entalpía de sublimación: energía que hay que suministrar para pasar el sodio de estado sólido a estado gaseoso.
- Energía de ionización: energía que hay que suministrar para ionizar el átomo de sodio en estado gaseoso.
- Afinidad electrónica: energía que se desprende al ionizar un átomo de cloro.
- Energía reticular: energía que se desprende al formar la red cristalina (más estable).
- Entalpía de formación: la suma de todos los procesos anteriores.

# ENLACE IONICO

## EJERCICIO-EJEMPLO

Calcular la afinidad electrónica del bromo conociendo los siguientes datos:

Potencial de ionización del potasio =  $100 \text{ kcal/mol}$ .

Energía de formación del KBr =  $-93,7 \text{ kcal/mol}$ .

Energía de sublimación del potasio =  $21,5 \text{ kcal/mol}$ .

Energía de disociación del bromo =  $53,4 \text{ kcal/mol}$ .

Energía reticular del KBr =  $-161,2 \text{ kcal/mol}$ .

Representar el ciclo de Born-Haber del proceso.

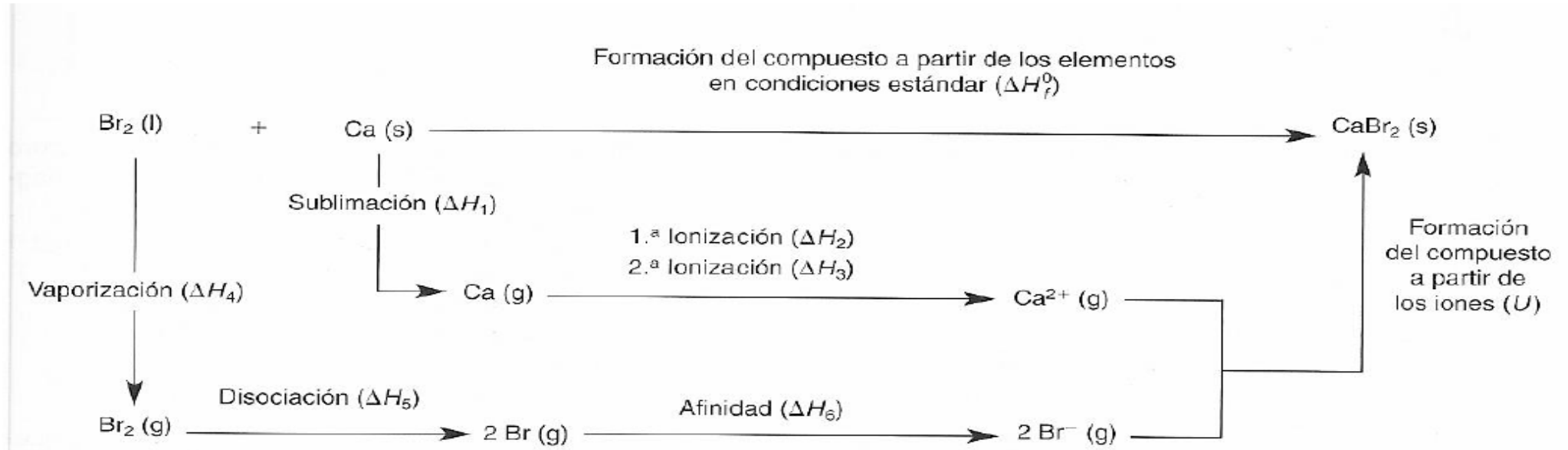
Realizar su diagrama de energía correspondiente.



# ENLACE IONICO

## EJERCICIO-EJEMPLO

Buscar los valores del siguiente ciclo y comprobar, describiéndolo, que es correcto:



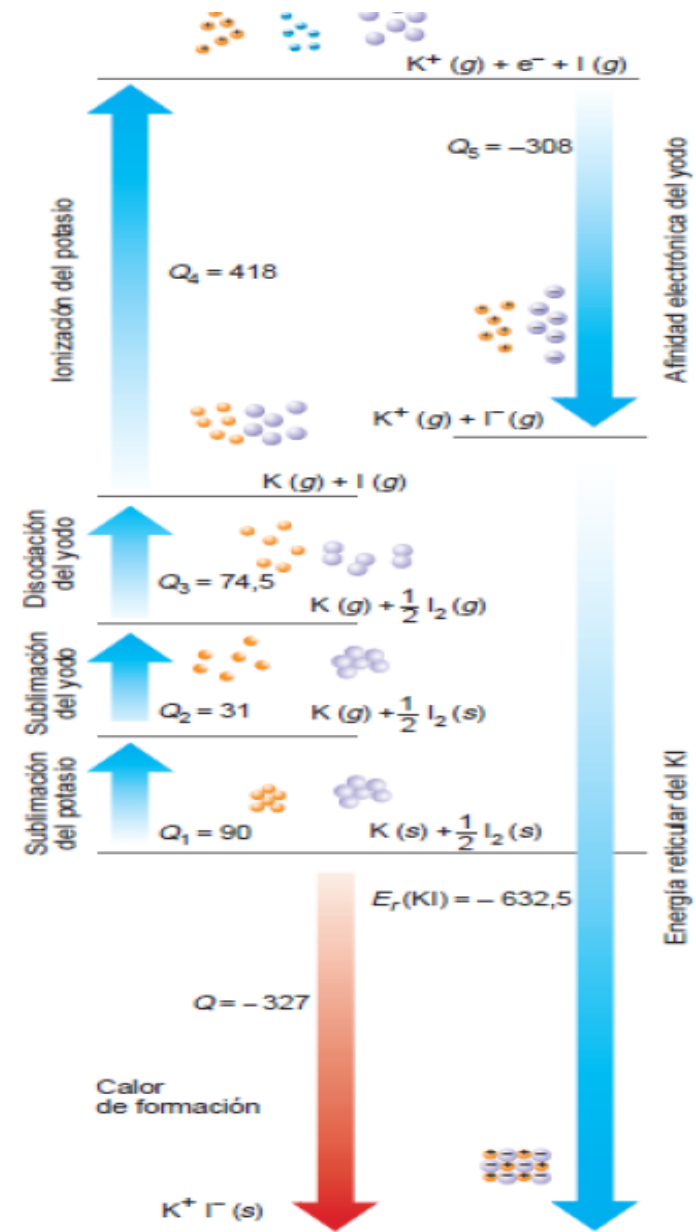
# ENLACE IONICO

## EJERCICIO- EJEMPLO

Explica el siguiente diagrama.

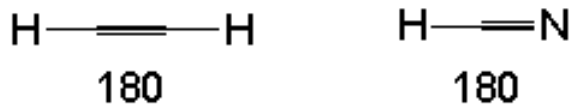
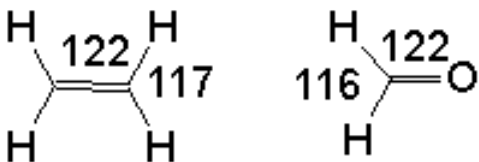
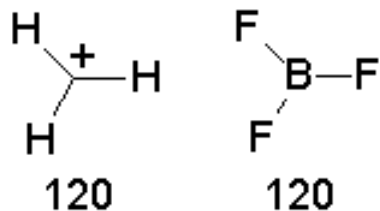
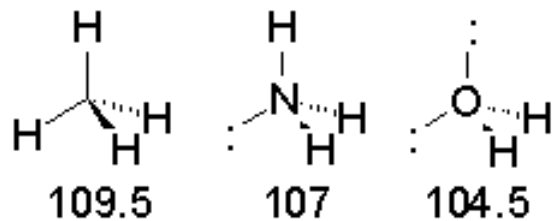
Extrae toda la información de la siguiente representación del ciclo de Born-Haber de la formación del yoduro de potasio (sólido) a partir de sus elementos.

Determina su energía reticular.



# PARÁMETROS DE ENLACE

## Ángulos de enlace

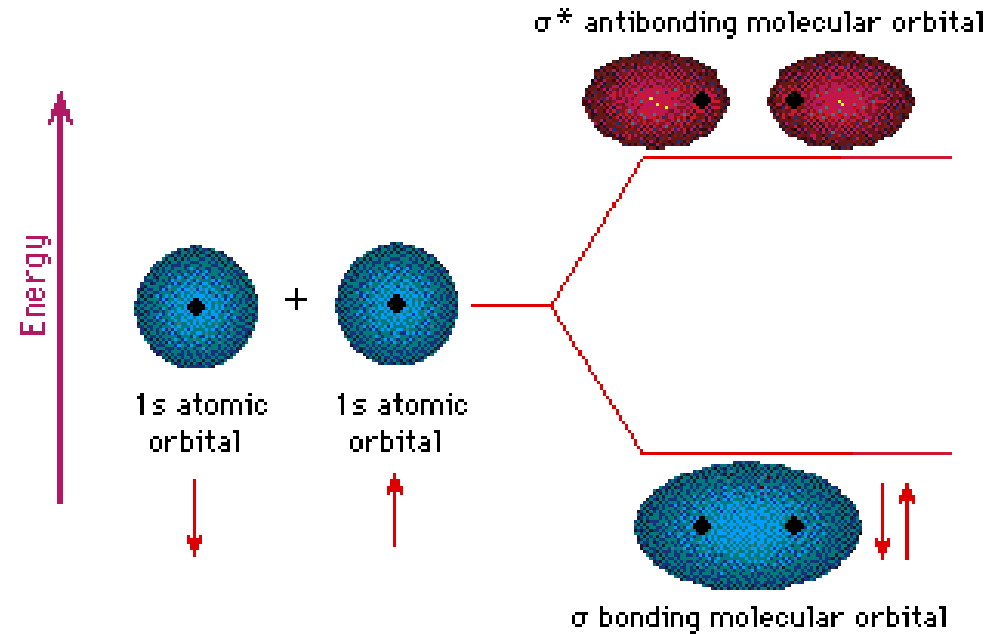


Enlace	Longitud típica (Å)	Momento dipolar (D)	Energía de disociación (kcal/mol)
C-H	1.07	0.40	99
X-H	1.01(N) 0.96(O)	1.31(N) 1.51(O)	93(N) 111(O)
C-C	1.54	0	83
C=C	1.33	0	146
C≡C	1.20	0	200
C-N	1.47	0.22	73
C=N	1.30	1.90	147
C≡N	1.16	3.50	213
C-O	1.43	0.74	86
C=O	1.23	2.30	184
C-Cl	1.78	1.46	81
C-Br	1.93	1.38	68
C-I	2.14	1.19	51

### 3.5.-TEORÍA DEL ORBITAL MOLECULAR

La mezcla de N orbitales atómicos da lugar a N orbitales moleculares

Ej.: Hidrógeno



La combinación de dos orbitales atómicos 1s da lugar a un orbital molecular enlazante  $\sigma$  y a un orbital antienlazante  $\sigma^*$ .

Los dos electrones de la molécula ocupan el orbital molecular enlazante

# ENLACE COVALENTE

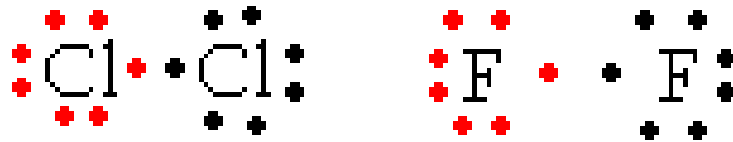
- Se origina entre elementos no metálicos con electronegatividades semejantes.
- Se caracteriza por la compartición de electrones de valencia.
- Se forma un compuesto covalente cuando  $\Delta E.N < 1,7$ .
- Existen distintos tipos de enlaces covalentes:



# ENLACE COVALENTE APOLAR

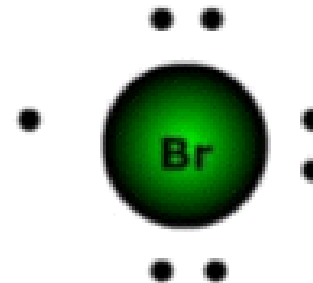
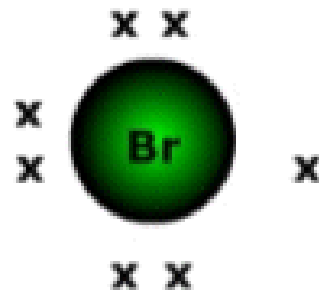
- Este enlace se origina entre 2 no metales de un mismo elemento y los electrones compartidos se encuentran en forma simétrica a ambos átomos, y se cumple que  $\Delta E.N = 0$ .
- Ejemplo:  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$

## Ejemplos



ENLACE COVALENTE

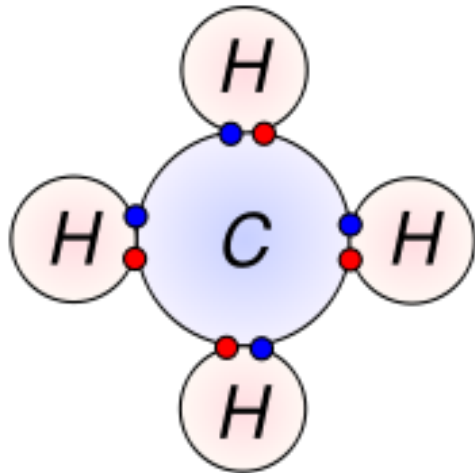
RCS



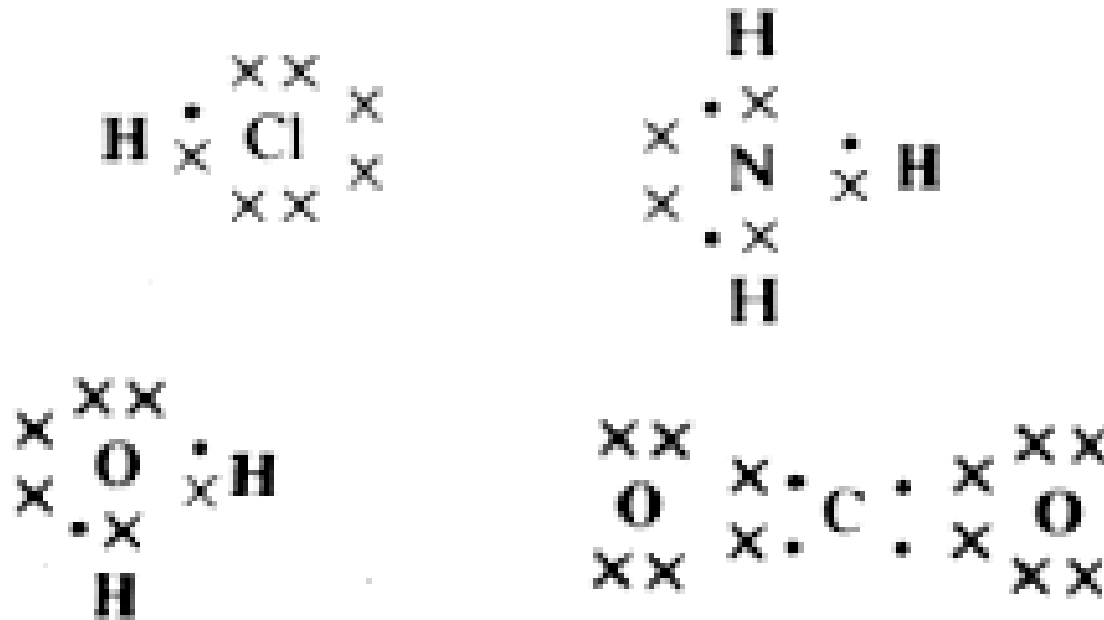
# ENLACE COVALENTE POLAR

- Se origina entre no metales de distintos elementos, se caracteriza por existir una compartición aparente de cargas debido a una diferencia de electronegatividad ( $0 < \Delta E.N < 1,7$ )
- Ejemplos:  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$ ,  $CH_4$ ,  $HF$

Ejemplos:

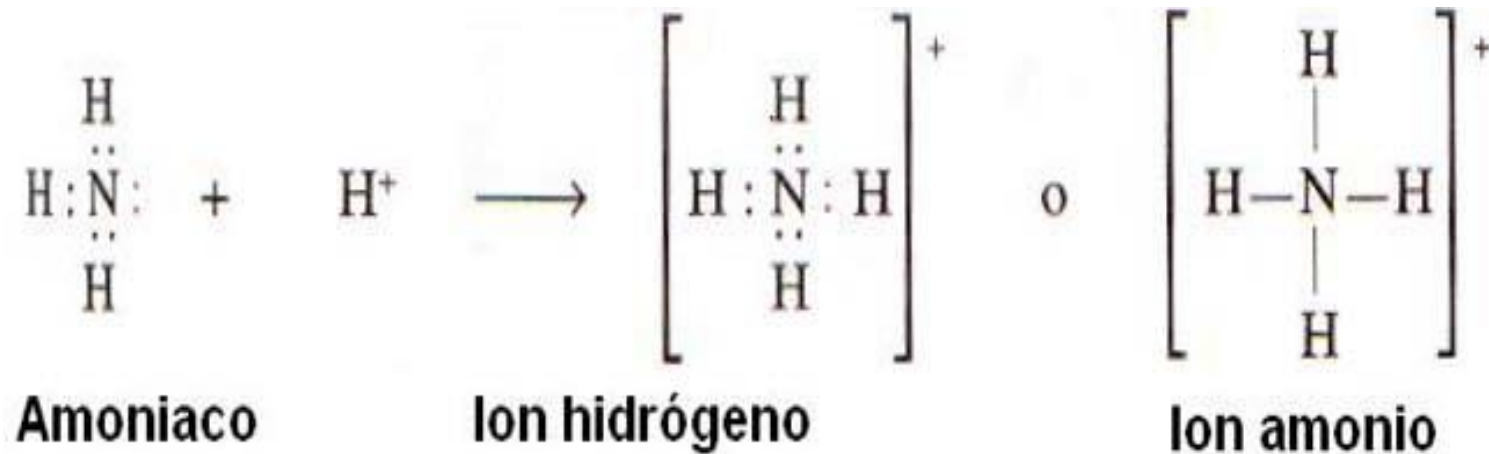


● Electrón do hidrógeno  
● Electrón do carbono



# ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

- Es un enlace en el cual uno de los átomos brinda el par de electrones para completar el octeto.
- Ejemplo:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$

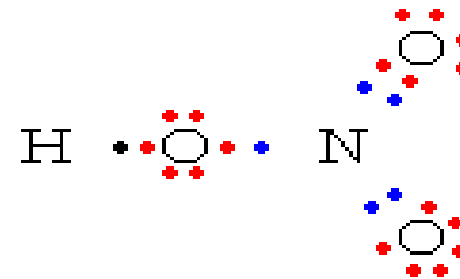
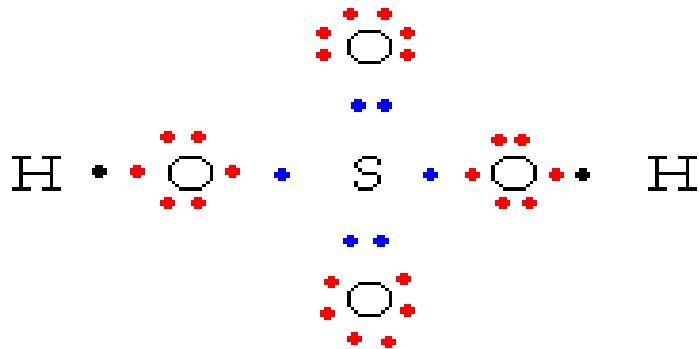
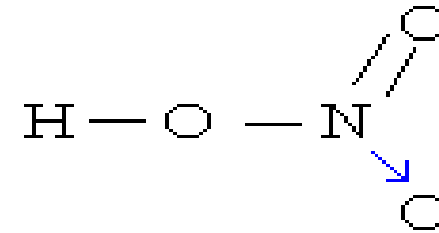
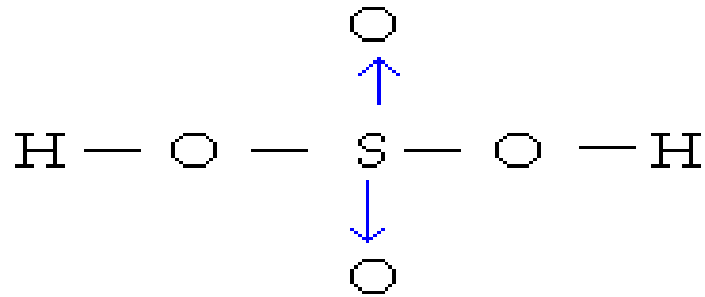




# ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Ejemplo:

ENLACE COVALENTE COORDINADO



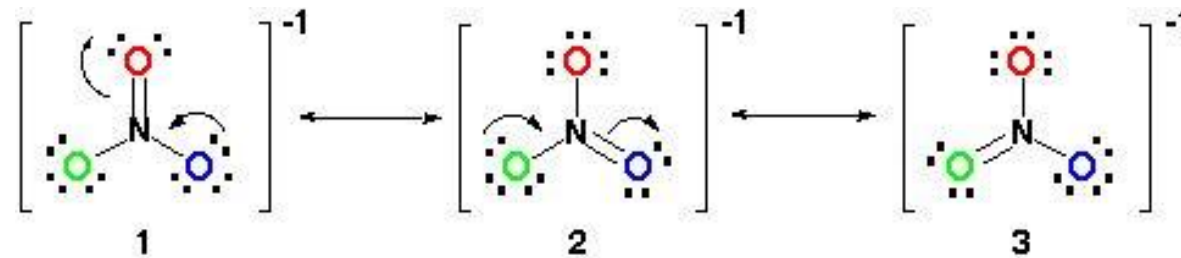


# CARACTERISTICAS DEL ENLACE COVALENTE

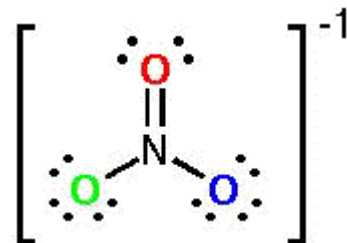
- Los compuestos covalentes polares son solubles en solventes polares.
- Los compuestos covalentes no polares son solubles en solventes no polares o apolares.
- Las temperaturas de ebullición y de fusión, son relativamente bajas ( $T < 400\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).
- Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica y son malos conductores del calor.
- Son blandos y no presentan resistencia mecánica.

# Resonancia.

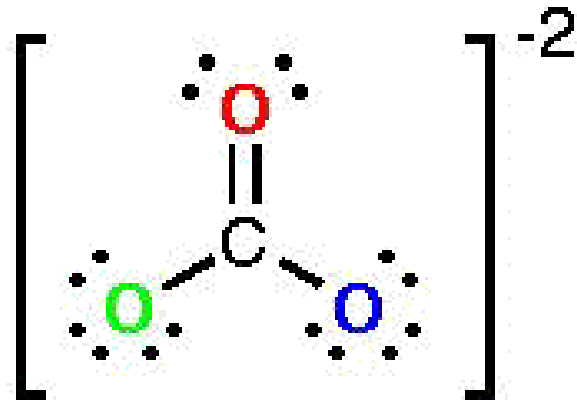
No siempre existe una única estructura de Lewis que pueda explicar las propiedades de una molécula o ion.



A cada una de ellas se le denomina forma resonante y al conjunto híbrido de resonancia



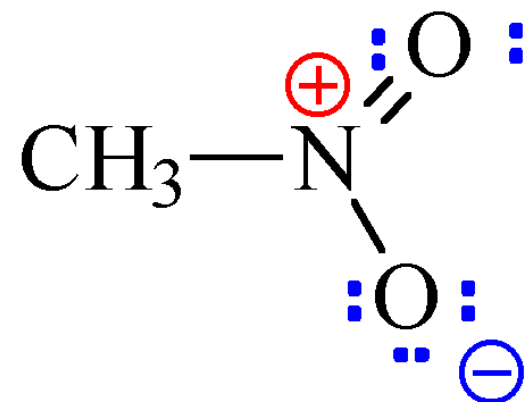
En el caso del ion  $\text{CO}_3^{2-}$ , se podrían formar tres estructuras de Lewis en las que el doble enlace se forma con cada uno de los átomos de oxígeno, siendo las tres válidas. Cada una de estas formas contribuye por igual a la estructura del ion  $\text{CO}_3^{2-}$ , siendo la verdadera estructura una mezcla de las tres.



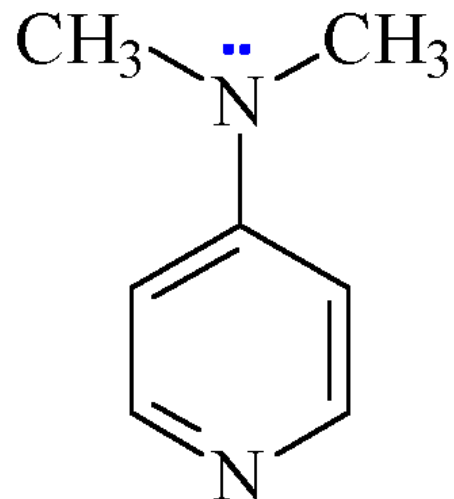
## Condiciones para escribir formas resonantes:

- ➔ 1. Para pasar de una forma resonante a otra solamente puedo mover electrones, nunca átomos.
- ➔ 2. Todas las estructuras resonantes que yo escriba deben ser estructuras de Lewis válidas.
- ➔ 3. Las estructuras resonantes deben poseer el mismo número de electrones desapareados.
- ➔ 4. Las estructuras resonantes más importantes son las de menor energía potencial.

Ejercicio: Escribir las formas resonantes del nitrometano y DMAP



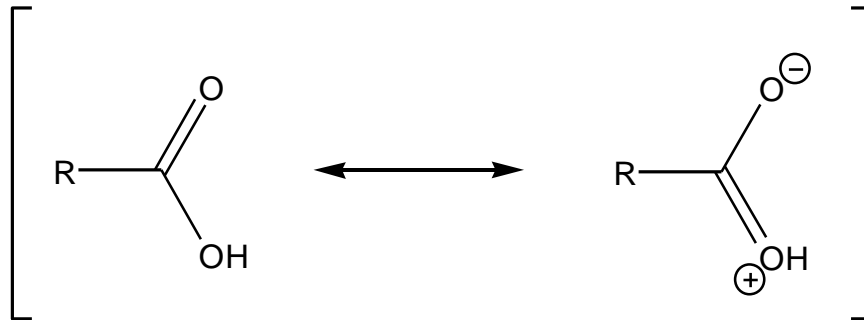
Nitrometano



(N,N-dimetilamino)piridina  
DMAP

¿Cuál de todas las estructuras resonantes se parece más al compuesto real?

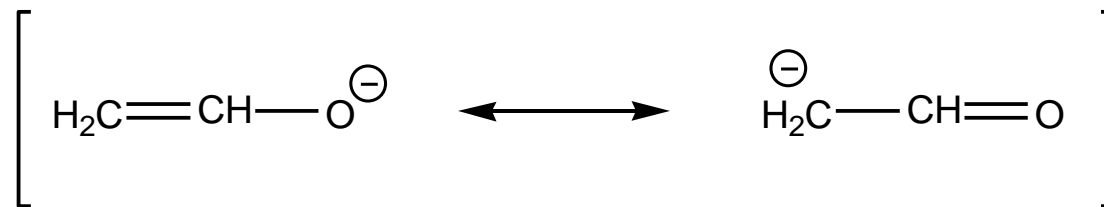
1. Aquella en la que todos los átomos tienen el octete completo.
2. Aquellas en las que no existe separación de carga es más importante que la que en la que existe separación de carga.



3. Cuando en dos formas resonantes existe separación de carga es más estable aquella que tiene las cargas más alejadas.



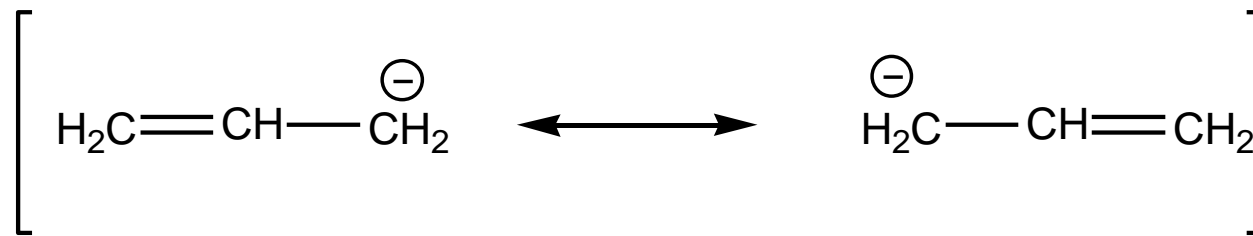
4. Las estructuras de resonancia que lleven carga negativa sobre un átomo electronegativo contribuye más que cuando esa carga va sobre otro átomo.



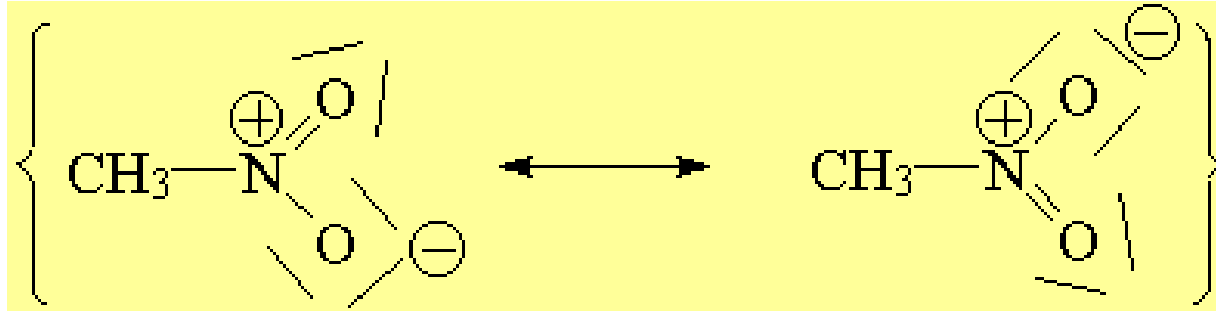
5. Si hay dos formas resonantes iguales la resonancia será más importante.

Cuando una forma resonante es muchísimo más estable que las demás la resonancia no existe y la molécula real se parece mucho a esta forma.

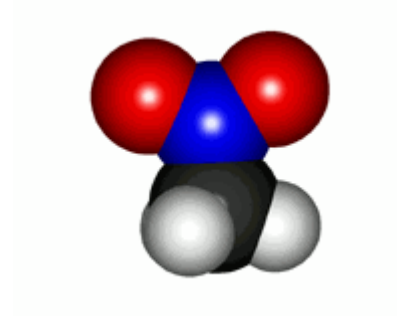
Cuando todas las formas resonantes son importantes, entonces la molécula real sí es un híbrido de todas las formas resonantes.



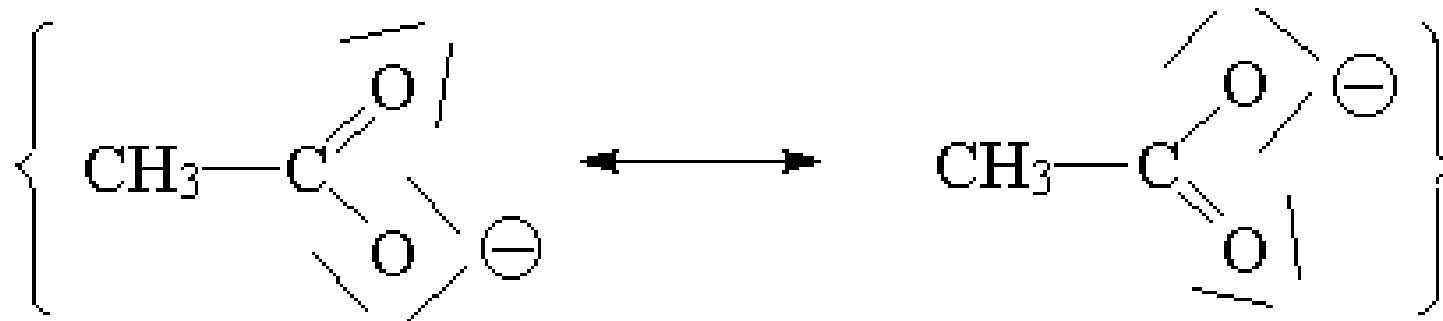
Ejercicio: Se sabe que en el nitrometano los oxígenos distan por igual (1.2 Å) del nitrógeno. ¿Cómo puede explicarse este hecho?



La molécula de nitrometano es un híbrido de resonancia de dos especies idénticas. El enlace N-O ni es simple ni doble, tiene un carácter intermedio en ambos extremos.



En el ion acetato sucede algo análogo ( $d_{C-O}=1.26 \text{ \AA}$ ).



Las estructuras electrónicas reales del nitrometano y del ion acetato son estructuras compuestas, promedio de las dos estructuras de Lewis respectivas (**formas resonantes**), y se dice que la molécula es un **híbrido de resonancia**.

# ENLACE METALICO

## ENLACE METÁLICO

Los empaquetamientos que encontramos habitualmente en los metales son los compactos (hexagonal y cúbico) y el cúbico centrado en el cuerpo, es decir, de alta densidad.

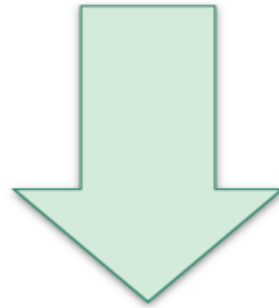


Para explicar las propiedades características de los metales, se estableció el modelo del **mar (o nube) de electrones** como el más aceptado. En este modelo, los electrones de valencia más débilmente ligados al átomo se encuentran libremente vagando (como una nube) por la red metálica generada por el ordenamiento espacial de los cationes formados al perderse dichos electrones. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.

# ENLACE METALICO

## ENLACE METÁLICO

Sin embargo, este modelo no explica bien algunas propiedades como el calor específico (que debería ser mayor según este modelo) o el hecho de que, según este modelo, la fuerza del enlace debería aumentar con el número de electrones de valencia y, por tanto, los puntos de fusión.

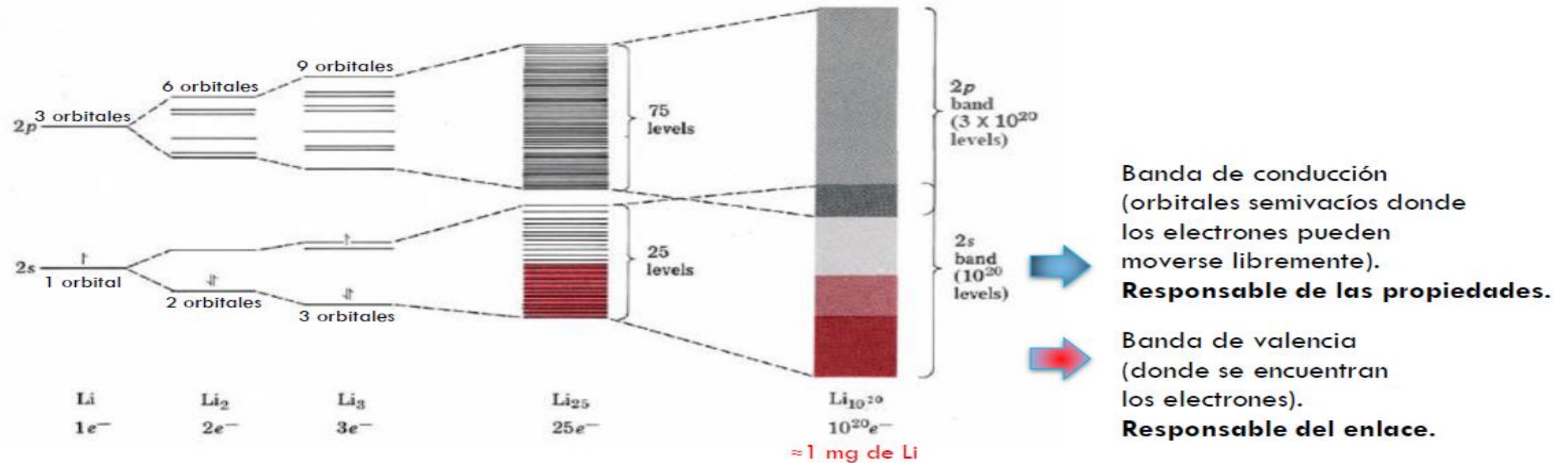


Teoría de OOMM

# ENLACE METALICO

## ENLACE METÁLICO: TEORÍA DE BANDAS

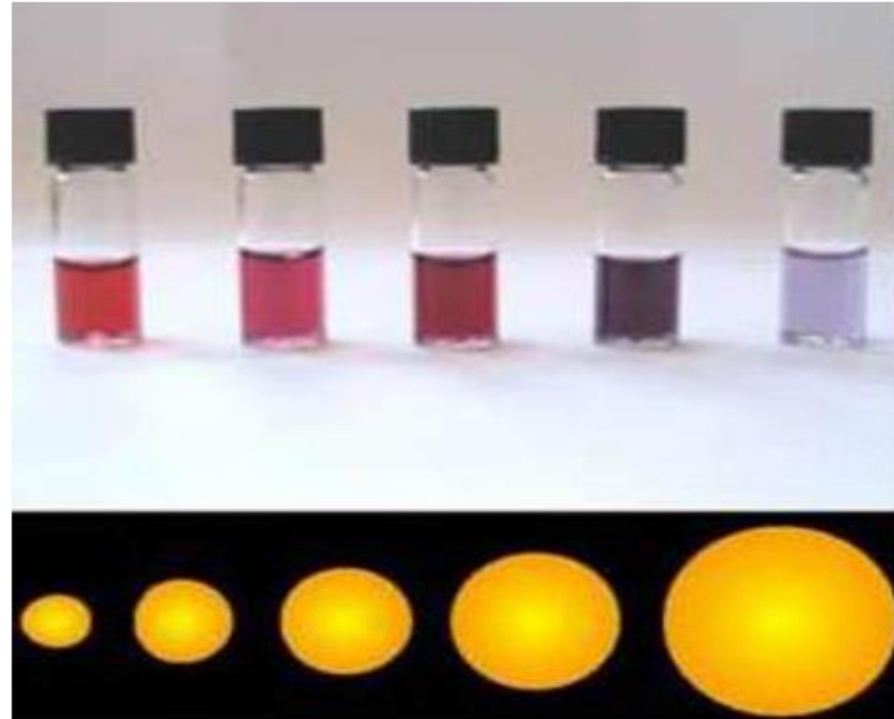
Este modelo de enlace, a partir de OOMM, es lo que se conoce como **teoría de bandas**. Es el modelo aceptado actualmente.



La formación de una banda no es una característica del átomo sino del elevado número de átomos que participan en el enlace a nivel de estructura. Un átomo de oro NO tiene las mismas propiedades que una nanopartícula de oro, ni esta las mismas que el oro metálico.

# ENLACE METALICO

ENLACE METÁLICO: TEORÍA DE BANDAS



5 nm ← → 90 nm

Radio atómico del oro: 0.144 nm

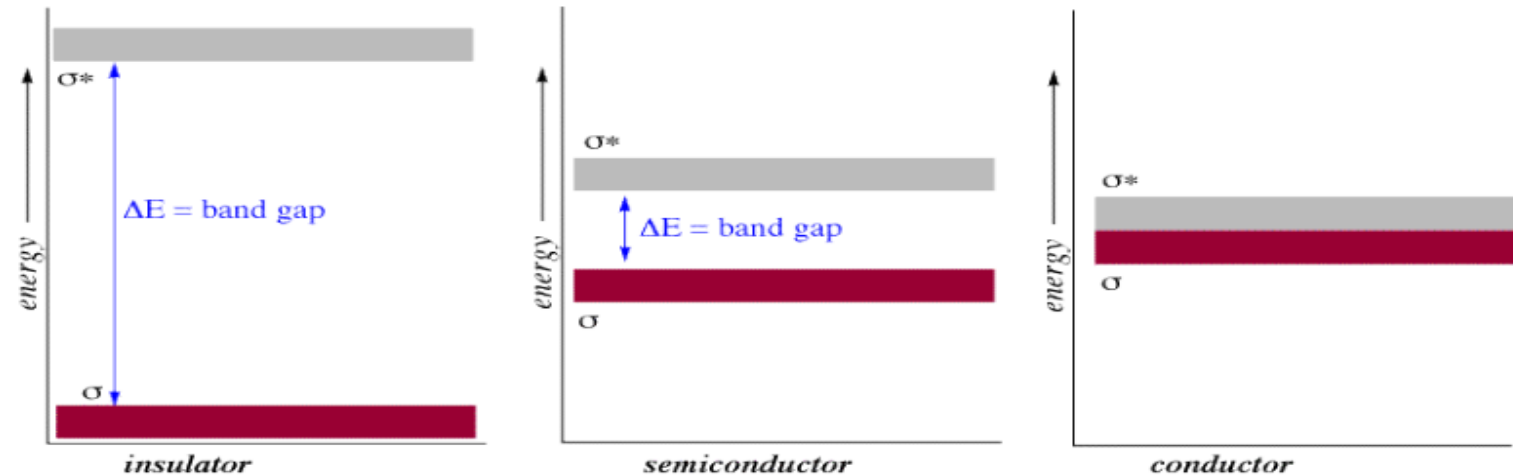
La formación de una banda no es una característica del átomo sino del elevado número de átomos que participan en el enlace a nivel de estructura. Un átomo de oro NO tiene las mismas propiedades que una nanopartícula, ni estas las mismas que el oro metálico.

# ENLACE METALICO

## ENLACE METÁLICO: TEORÍA DE BANDAS

Por tanto, en estructuras tridimensionales, ha de considerarse que cada orbital molecular se forma mediante la aportación individual de cada átomo .... pero hay un gran número de átomos, y eso genera 'bandas' de orbitales que, a efectos prácticos, se comportan como un continuo de energía. La propiedad de conducir más o menos la electricidad y a qué temperatura depende de la diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción. Atendiendo a esta, podemos tener: aislantes, Semiconductores y conductores.

**Banda prohibida,**  
Corresponde al gap de energía entre la banda de valencia y la de conducción.





# ENLACE METALICO

## ENLACE METÁLICO: TEORÍA DE BANDAS

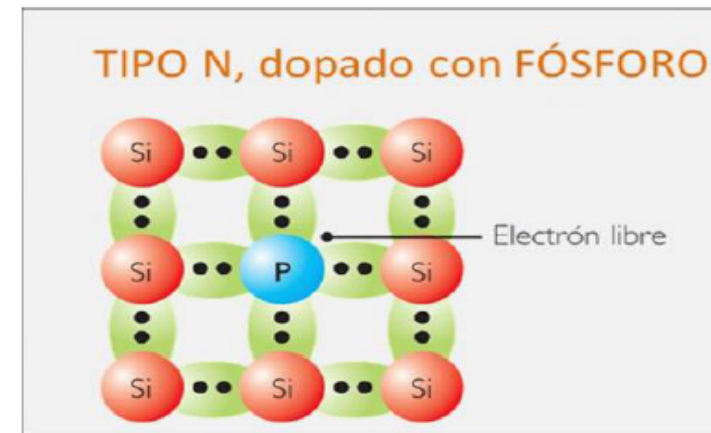
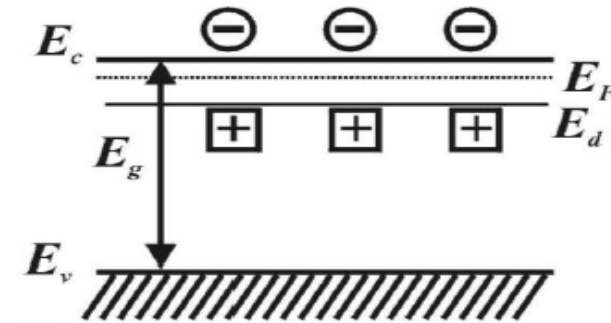
La movilidad de los electrones puede explicar la conductividad y la conducción del calor. De igual forma, los electrones libres no están limitados en su capacidad de absorber fotones de luz visible, por lo que resultan opacos. Y también son capaces de re-irradiar luz a la misma frecuencia que la incidente, lo que explica el brillo. La deformación se explica porque la estructura interna permanece prácticamente inalterada una vez deformado el metal, siendo por tanto el conjunto orbital de bandas muy flexible a una readaptación energética.

# ENLACE METALICO

## Semiconductores

En muchos semiconductores, denominados **semiconductores extrínsecos**, la magnitud de la energía interbandas está cuidadosamente controlada por la adición de impurezas: **dopaje**.

Cuando dopamos el Si con P, el **nivel de energía de los átomos de P se sitúa justo debajo de la banda de conducción**. El P utiliza 4 de sus 5 electrones en enlazarse a los cuatro átomos de Si vecinos, mientras que el quinto electrón puede promoverse de la banda de valencia a la de conducción si la energía térmica es suficiente, dejando un ion  $P^+$  inmóvil. Los átomos de P actúan como átomos dadores y a estos semiconductores se les llama **semiconductores de tipo n**, en referencia a que los portadores de carga son electrones con carga negativa.

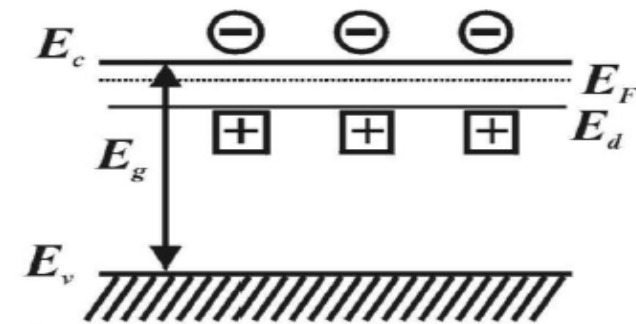


# ENLACE METALICO

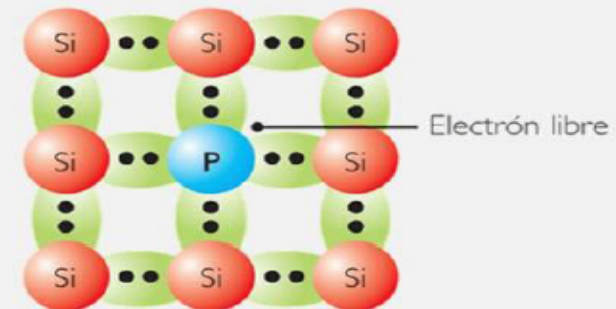
## Semiconductores

En muchos semiconductores, denominados **semiconductores extrínsecos**, la magnitud de la energía interbandas está cuidadosamente controlada por la adición de impurezas: **dopaje**.

Cuando dopamos el Si con P, **el nivel de energía de los átomos de P se sitúa justo debajo de la banda de conducción**. El P utiliza 4 de sus 5 electrones en enlazarse a los cuatro átomos de Si vecinos, mientras que el quinto electrón puede promoverse de la banda de valencia a la de conducción si la energía térmica es suficiente, dejando un ion  $P^+$  inmóvil. Los átomos de P actúan como átomos dadores y a estos semiconductores se les llama **semiconductores de tipo n**, en referencia a que los portadores de carga son electrones con carga negativa.



### TIPO N, dopado con FÓSFORO



# ENLACE METALICO

## Semiconductores

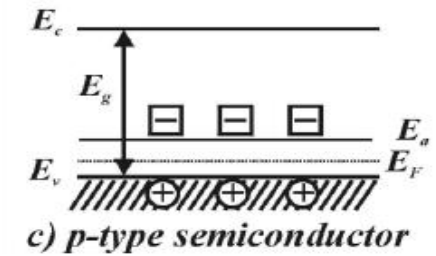
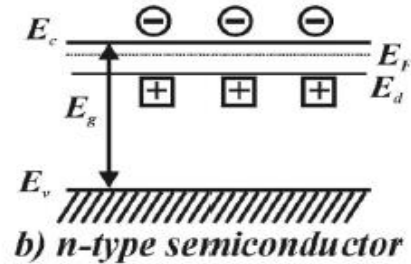
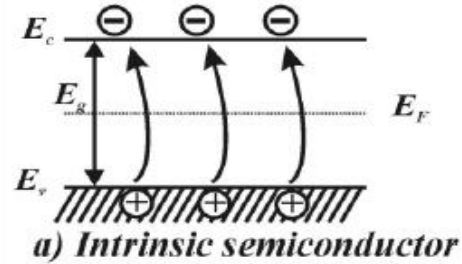
En muchos semiconductores, denominados **semiconductores extrínsecos**, la magnitud de la energía interbandas está cuidadosamente controlada por la adición de impurezas: **dopaje**.

Cuando dopamos el Si con Al, el nivel de energía de los átomos de aluminio se sitúa justo por encima de la banda de valencia del Si. Como el Al tiene solo tres electrones, pero ha de rodearse de cuatro átomos en la red del Si, el cuarto enlace tiene solo un electrón. Por tanto, es muy fácil promover un electrón de la banda de valencia al átomo de aluminio, generando un  $Al^-$  inmóvil. Aquí los átomos de aluminio están actuando como **átomos aceptores**. Cuando ocurre esto, se genera un agujero positivo en la banda de valencia. Como la conductividad consiste en la migración de agujeros positivos (los átomos de Al son inmóviles), se les denomina **semiconductores de tipo p**.



# ENLACE METALICO

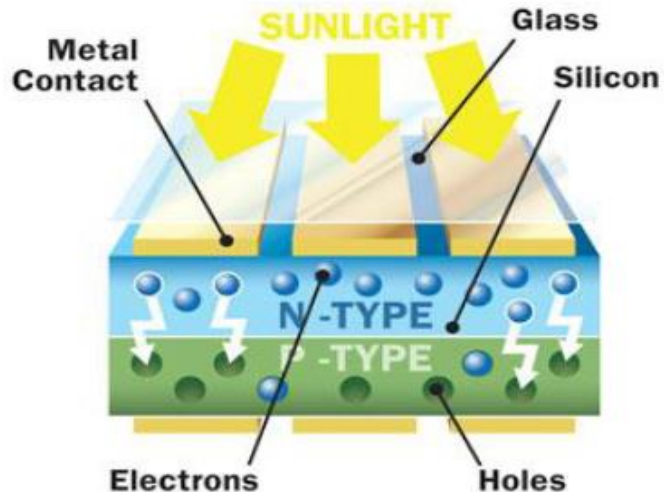
## Tipos de semiconductores



- ⊖ Electrons in conduction band (mobile)
- ⊕ Holes in the valence band (mobile)
- ⊕ Positive ions (immobile donors)
- ⊖ Negative ions (immobile acceptors)

El nivel de Fermi ( $E_F$ ) es el nivel energético que tiene probabilidad  $1/2$  de ser ocupado.

## Célula solar fotovoltaica



En la combinación e interacción entre conductores de tipo p y del tipo n es en lo que se basa, por ejemplo, la producción de electricidad en las células solares fotovoltaicas ya que se genera una diferencia de potencial entre ambos semiconductores.

# Fuerzas intermoleculares

**Fuerzas intermoleculares** son fuerzas de atracción **entre** las moléculas.

**Fuerzas intramoleculares** mantienen juntos a los átomos en una molécula.

*intermolecular contra intramolecular*

- 41 kJ para evaporar 1 mol de agua (**inter**)
- 930 kJ para romper todos los enlaces O-H en 1 mol de agua (**intra**)



Por lo general, las fuerzas **intermoleculares** son mucho más débiles que las fuerzas **intramoleculares**.

“Medida” de fuerza intermolecular

punto de ebullición

punto de fundición

$$\Delta H_{\text{vap}}$$

$$\Delta H_{\text{fus}}$$

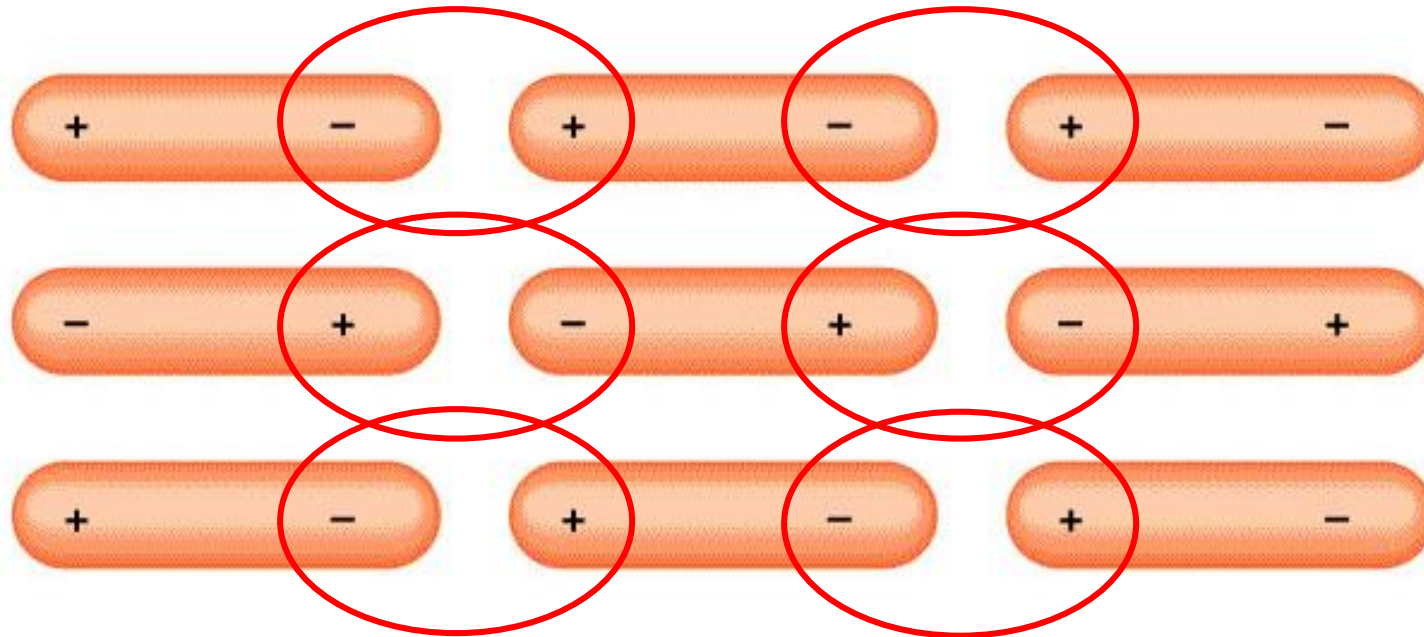
$$\Delta H_{\text{sub}}$$

# Fuerzas intermoleculares

## Fuerzas dipolo-dipolo

Fuerzas de atracción entre **moléculas polares**

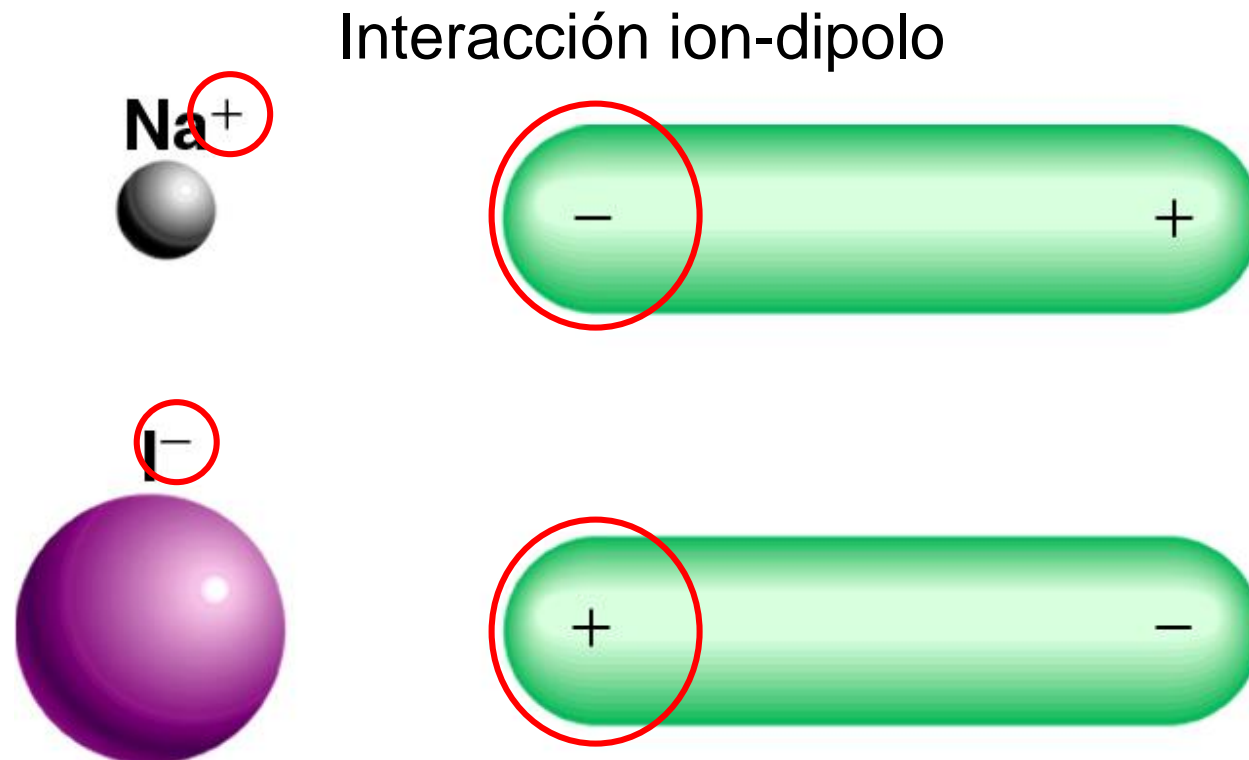
Orientación de moléculas polares en un sólido



# Fuerzas intermoleculares

## Fuerzas ion-dipolo

Fuerzas de atracción entre un **ion** y una **molécula polar**





# Fuerzas intermoleculares

## Fuerzas de dispersión

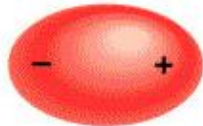
Fuerzas de atracción que se generan como resultado de los **dipolos temporales inducidos** en átomos o moléculas



Catión



Dipolo inducido

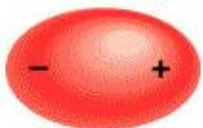


Interacción ion-dipolo inducido

Dipolo



Dipolo inducido



Interacción dipolo-dipolo inducido

# Fuerzas intermoleculares

## Fuerzas de dispersión continua

***Polarización** es la facilidad con que la distribución del electrón en el átomo o molécula puede distorsionarse*

*La polarización aumenta con:*

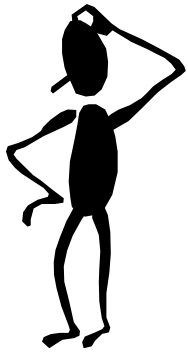
- mayor número de electrones
- más difusa la nube del electrón



Las fuerzas de dispersión normalmente aumentan con la masa molar

**Table 11.2** Melting Points of Similar Nonpolar Compounds

Compound	Melting Point (°C)
CH <sub>4</sub>	-182.5
CF <sub>4</sub>	-150.0
CCl <sub>4</sub>	-23.0
CBr <sub>4</sub>	90.0
Cl <sub>4</sub>	171.0



¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares existe entre cada una de las moléculas siguientes?

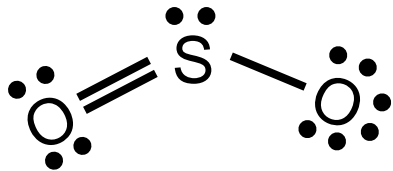
HBr

HBr es una molécula polar: fuerzas dipolo-dipolo. Hay también fuerzas de dispersión entre las moléculas HBr.

CH<sub>4</sub>

CH<sub>4</sub> es no polar: fuerzas de dispersión.

SO<sub>2</sub>



SO<sub>2</sub> es una molécula polar: fuerzas dipolo-dipolo. Hay también fuerzas de dispersión entre las moléculas SO<sub>2</sub>.

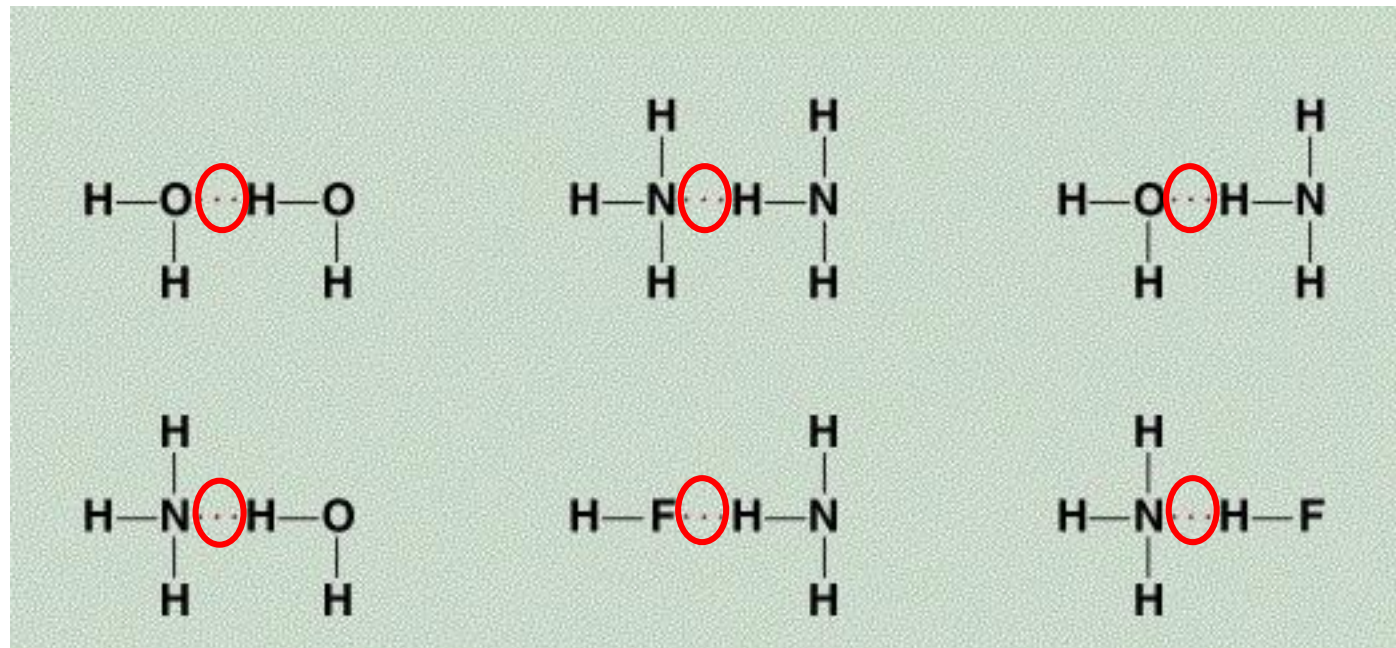
# Fuerzas intermoleculares

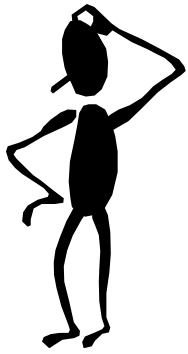
## Enlace de hidrógeno

El enlace de hidrógeno es una interacción especial dipolo-dipolo entre ellos y el átomo de hidrógeno en un enlace polar N-H, O-H, o F-H y un átomo electronegativo de O, N, o F.

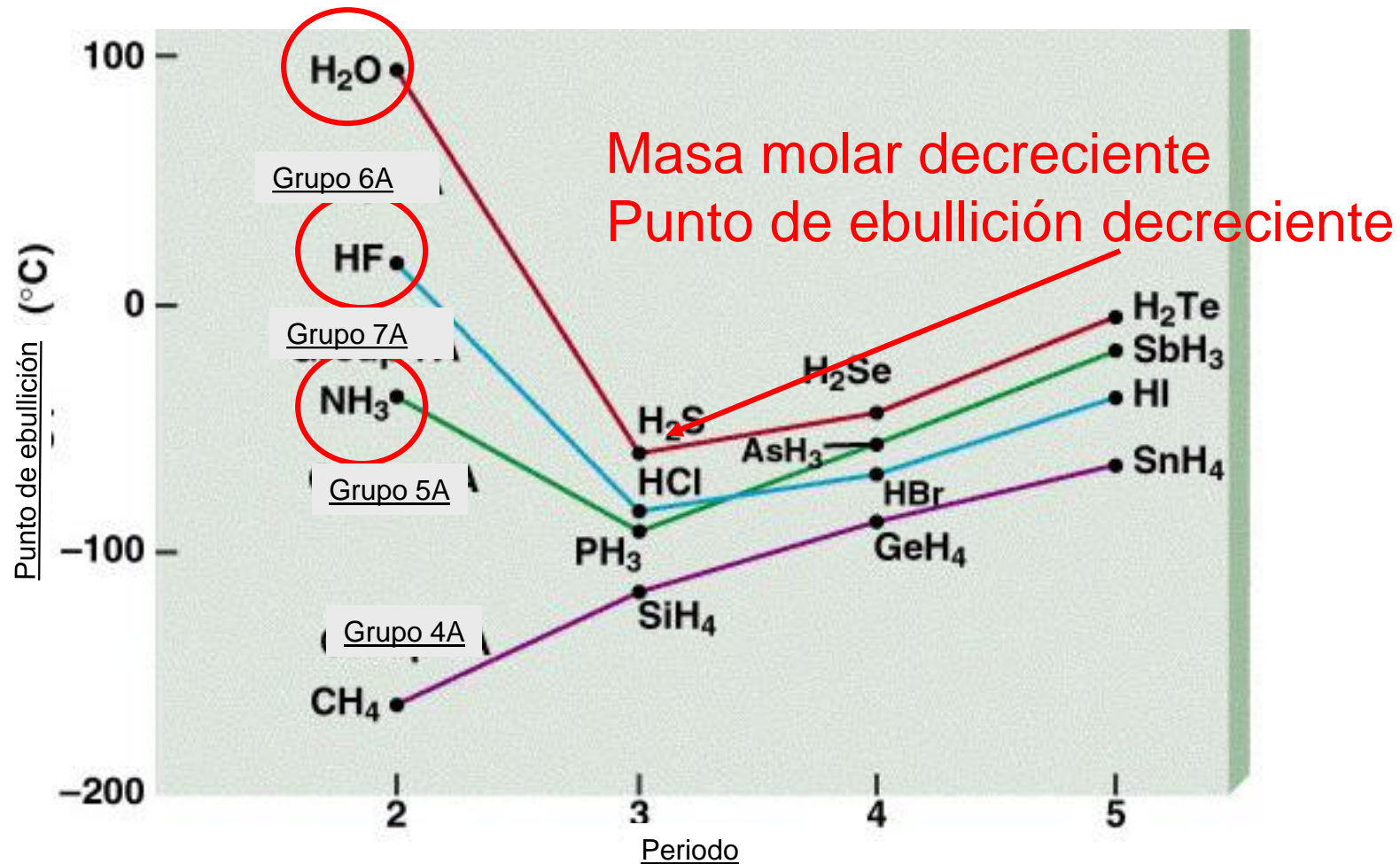


A y B son N, O, o F





¿Por qué el enlace de hidrógeno se considera una interacción “especial” dipolo-dipolo?

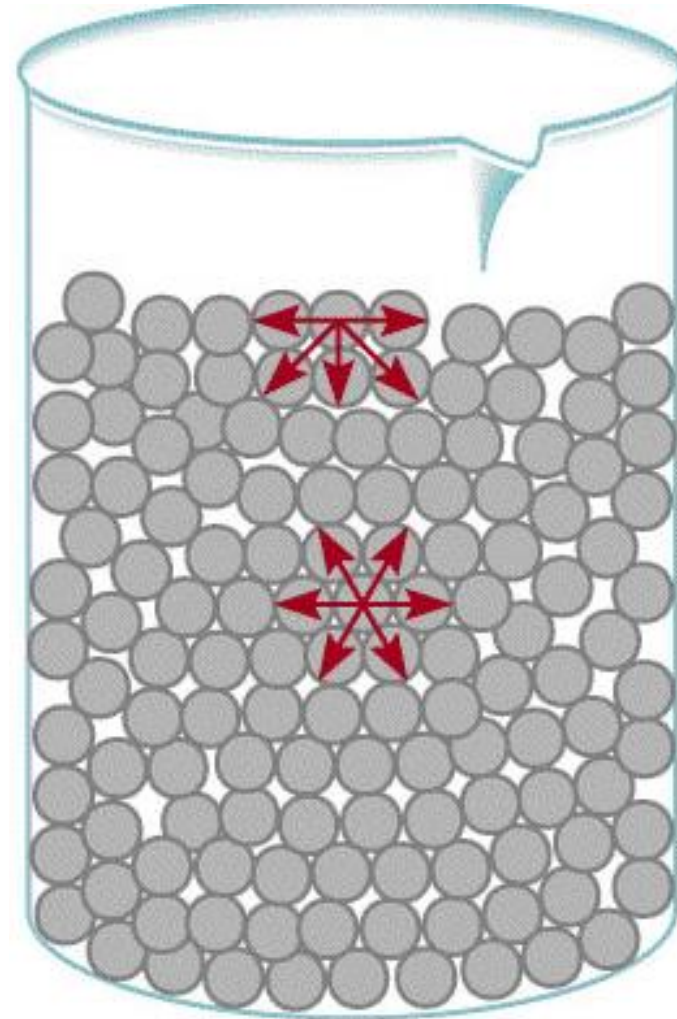


# Propiedades de los líquidos

***Tensión superficial*** es la cantidad de energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área

Fuerza  
intermolecular  
grande

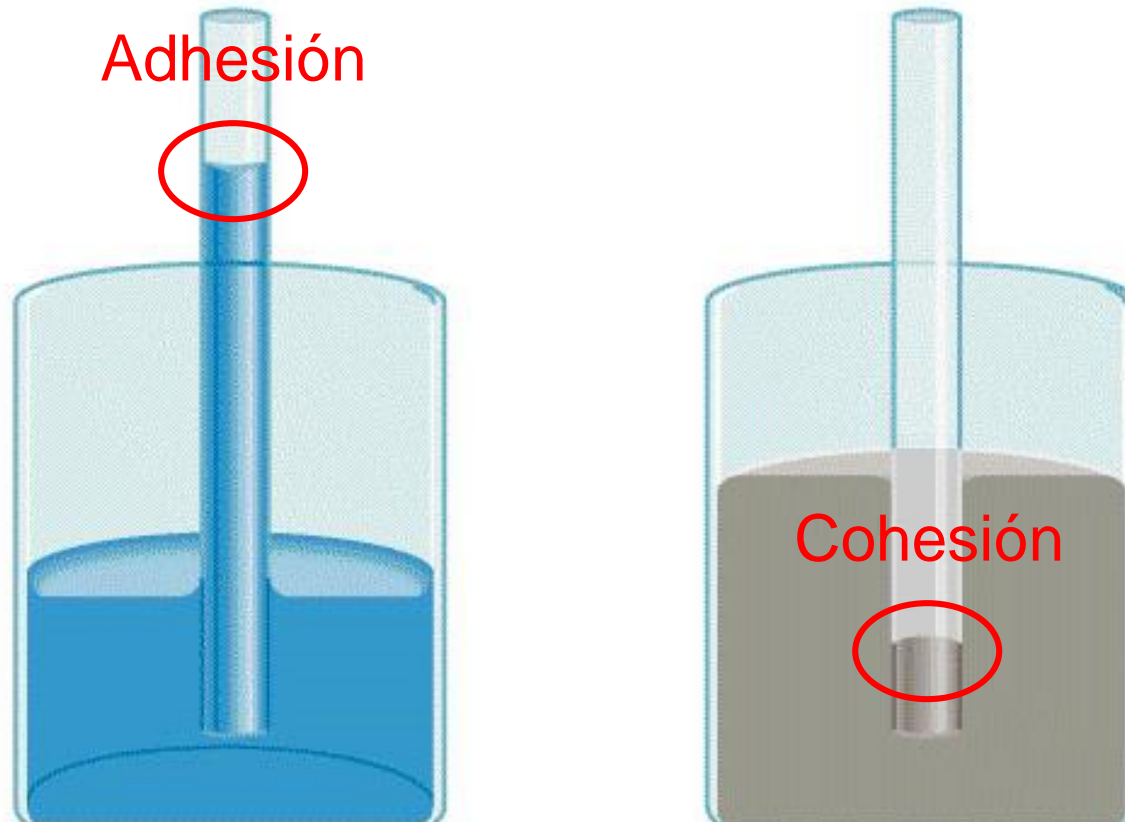
Alta  
tensión  
superficial



# Propiedades de los líquidos

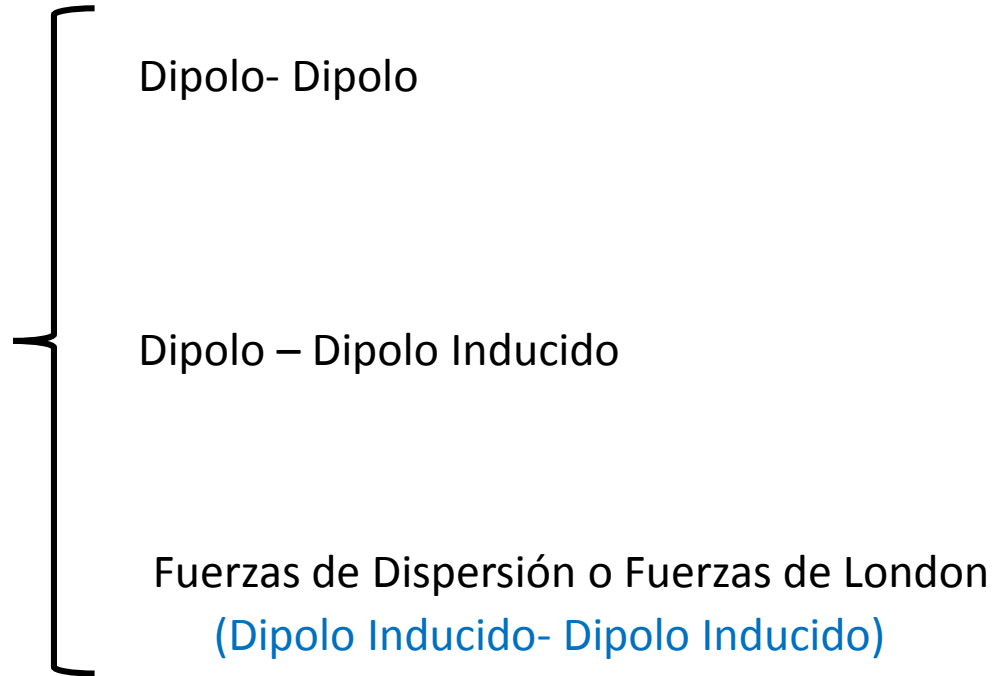
**Cohesión** es una atracción intermolecular entre moléculas semejantes

**Adhesión** es una atracción entre moléculas distintas



# *Fuerzas Intermoleculares*

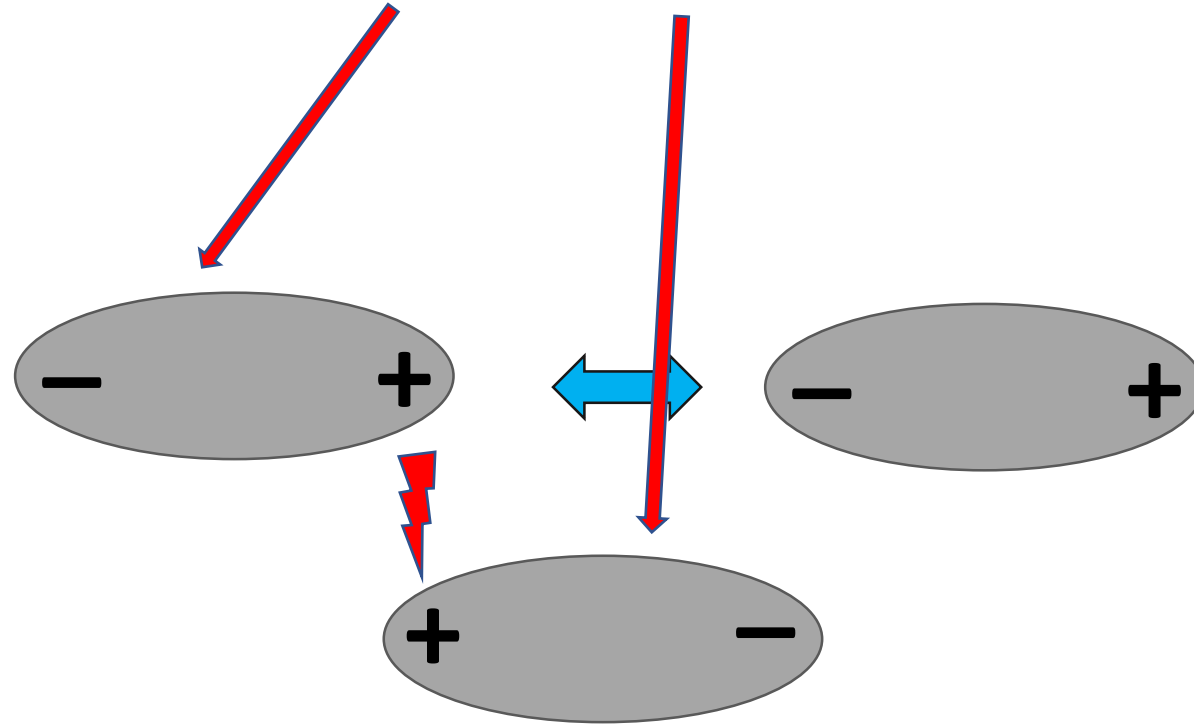
(Fuerzas de Van der Waals)





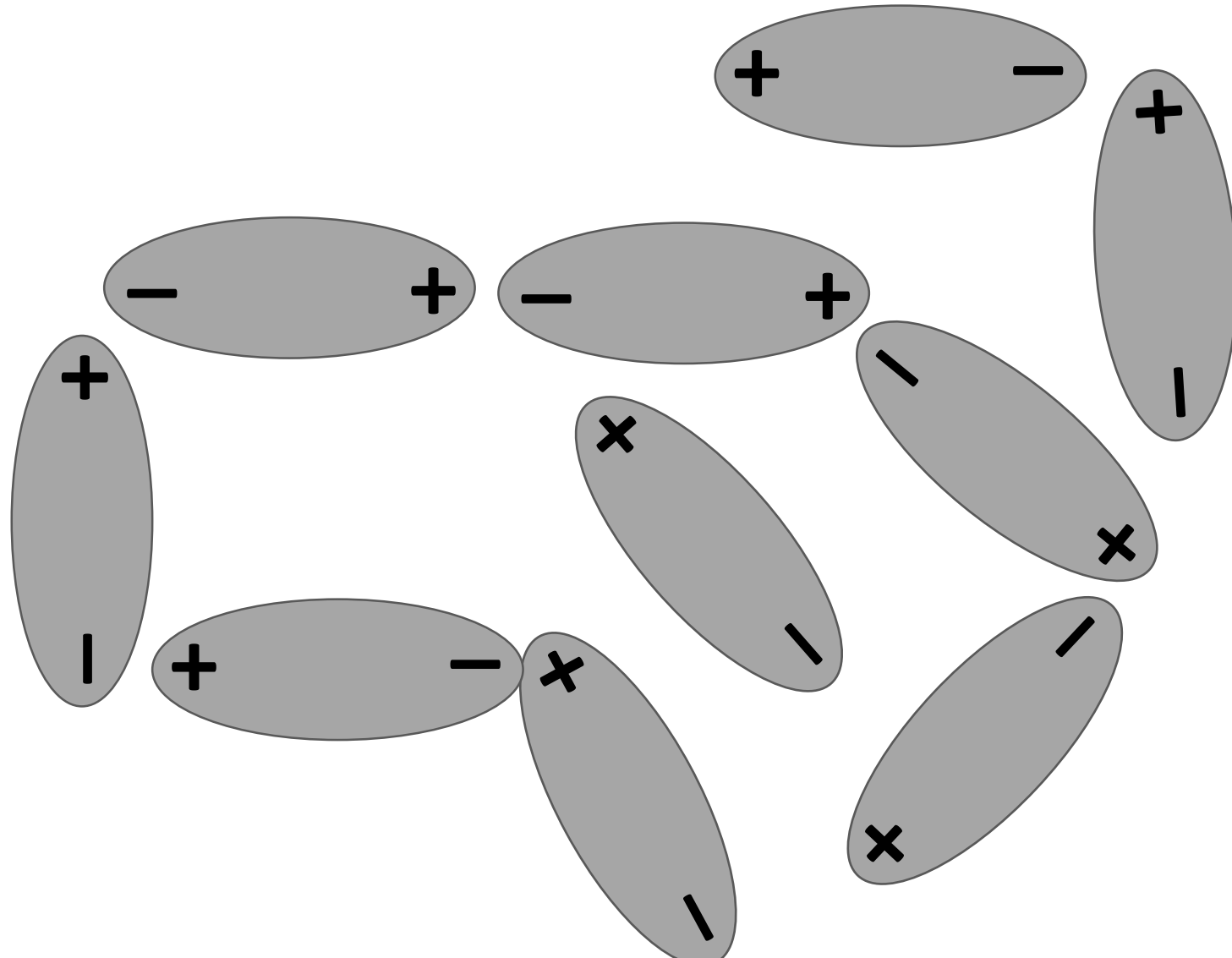
# *Dipolo - Dipolo*

Molécula Polar – Molécula Polar

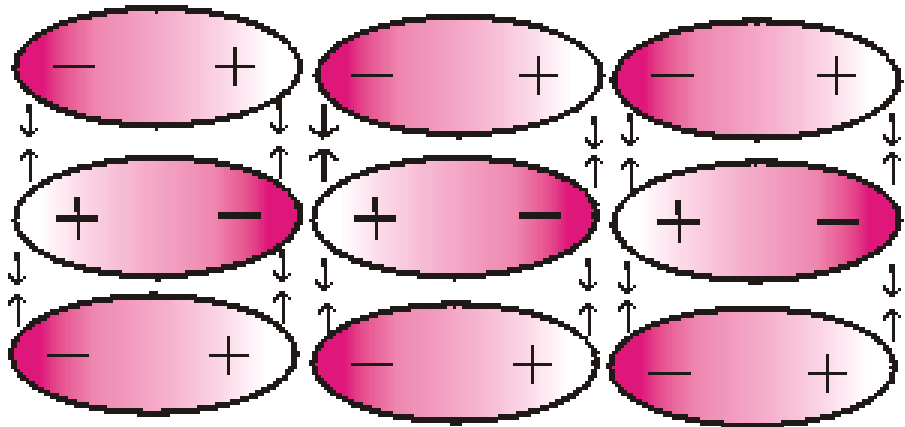
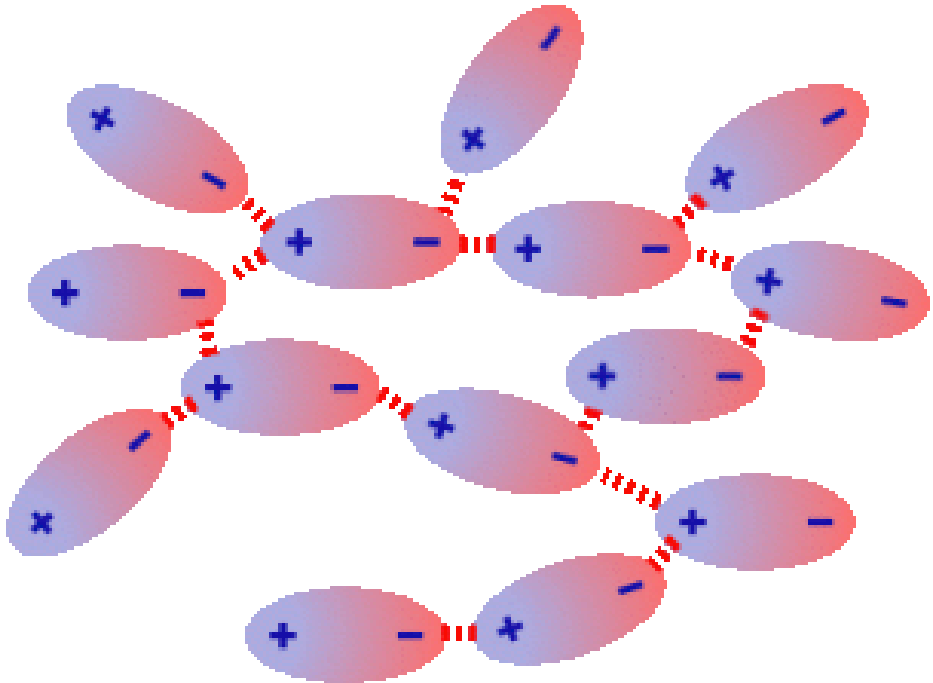


# *Dipolo - Dipolo*

Molécula Polar – Molécula Polar



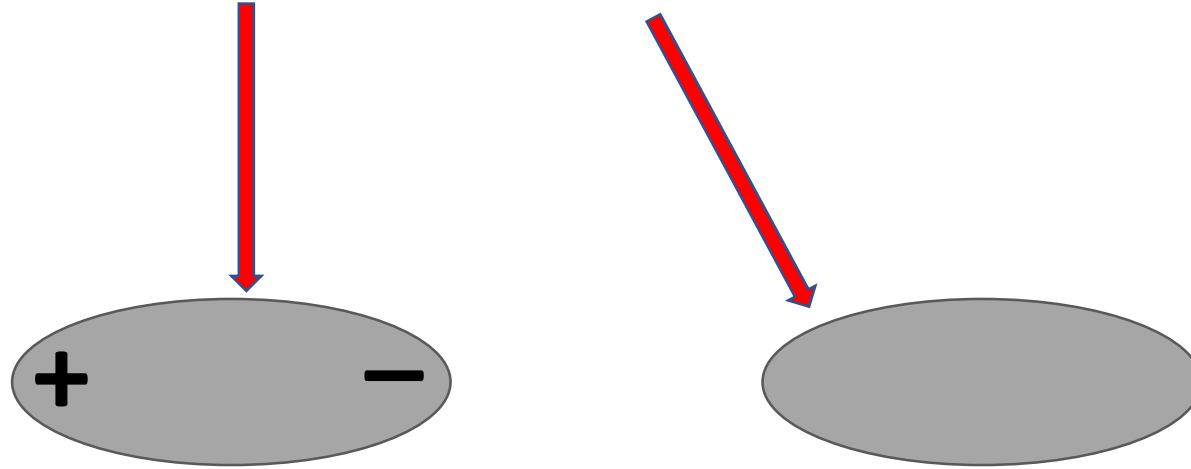
Compuesto Polar  
en estado  
Líquido



Compuesto Polar  
en estado  
Sólido

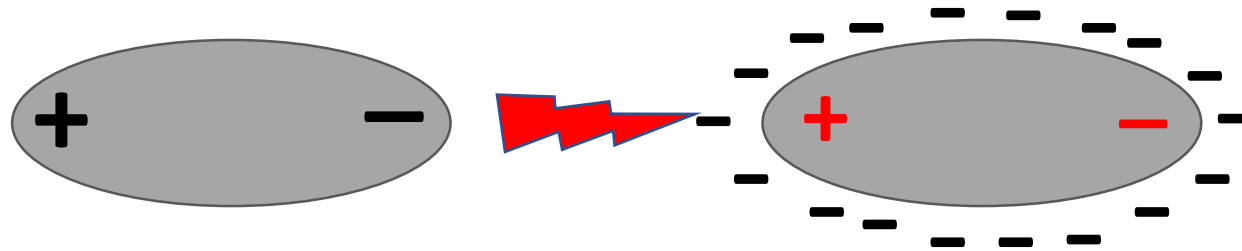
# *Dipolo – Dipolo Inducido*

Molécula Polar – Molécula No Polar



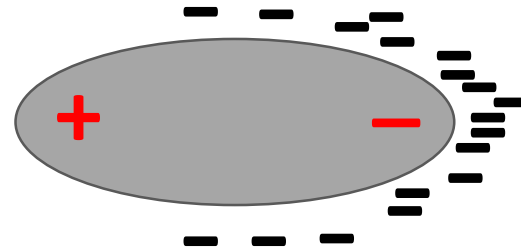
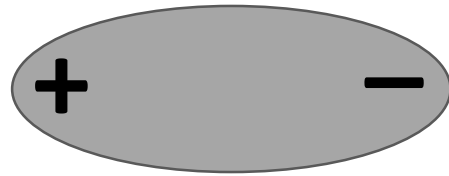
# *Dipolo – Dipolo Inducido*

Molécula Polar – Molécula No Polar



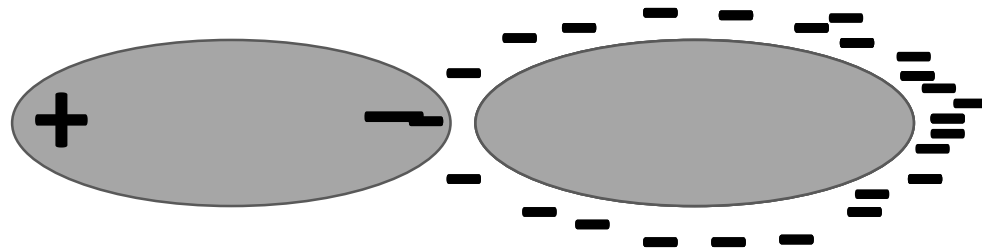
# *Dipolo – Dipolo Inducido*

Molécula Polar – Molécula No Polar



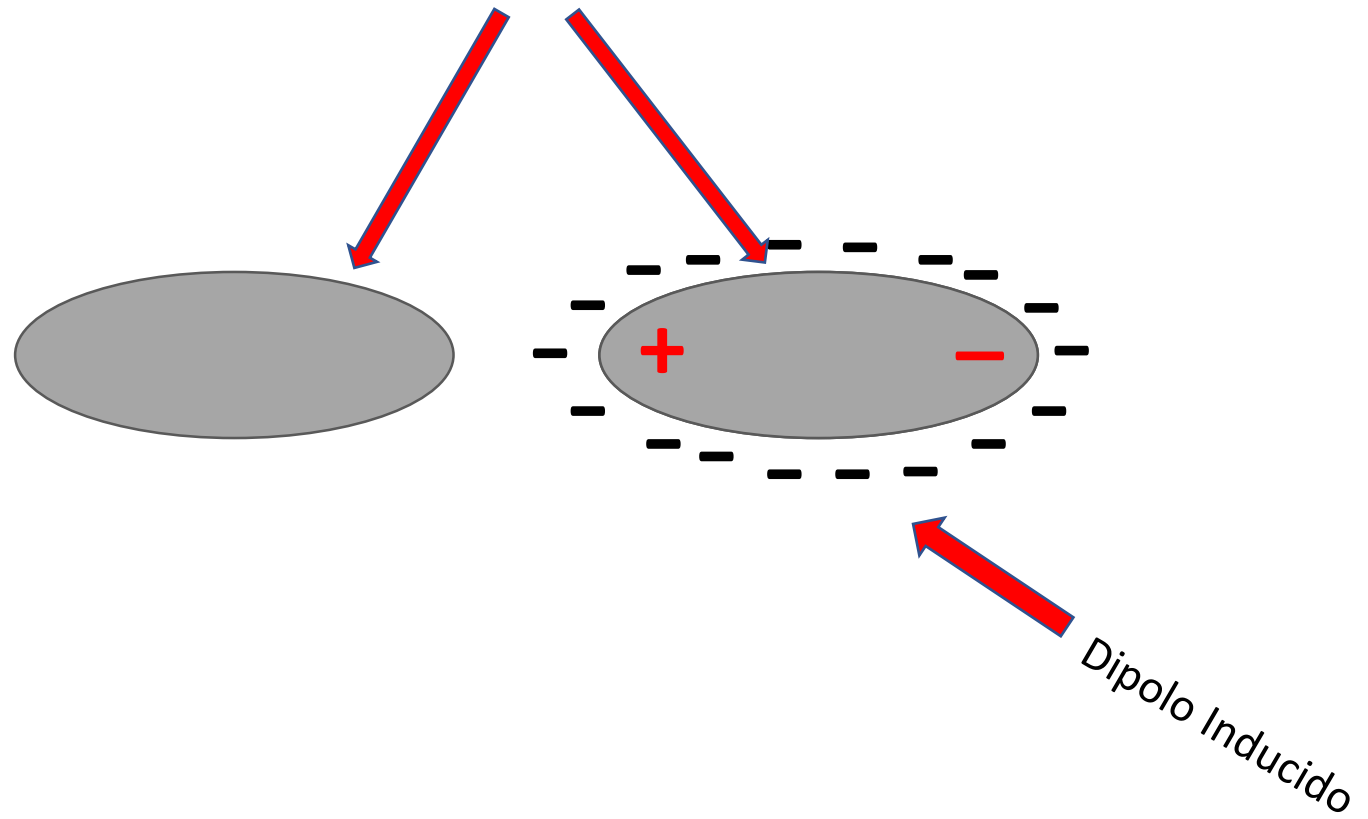
# *Dipolo – Dipolo Inducido*

Molécula Polar – Molécula No Polar



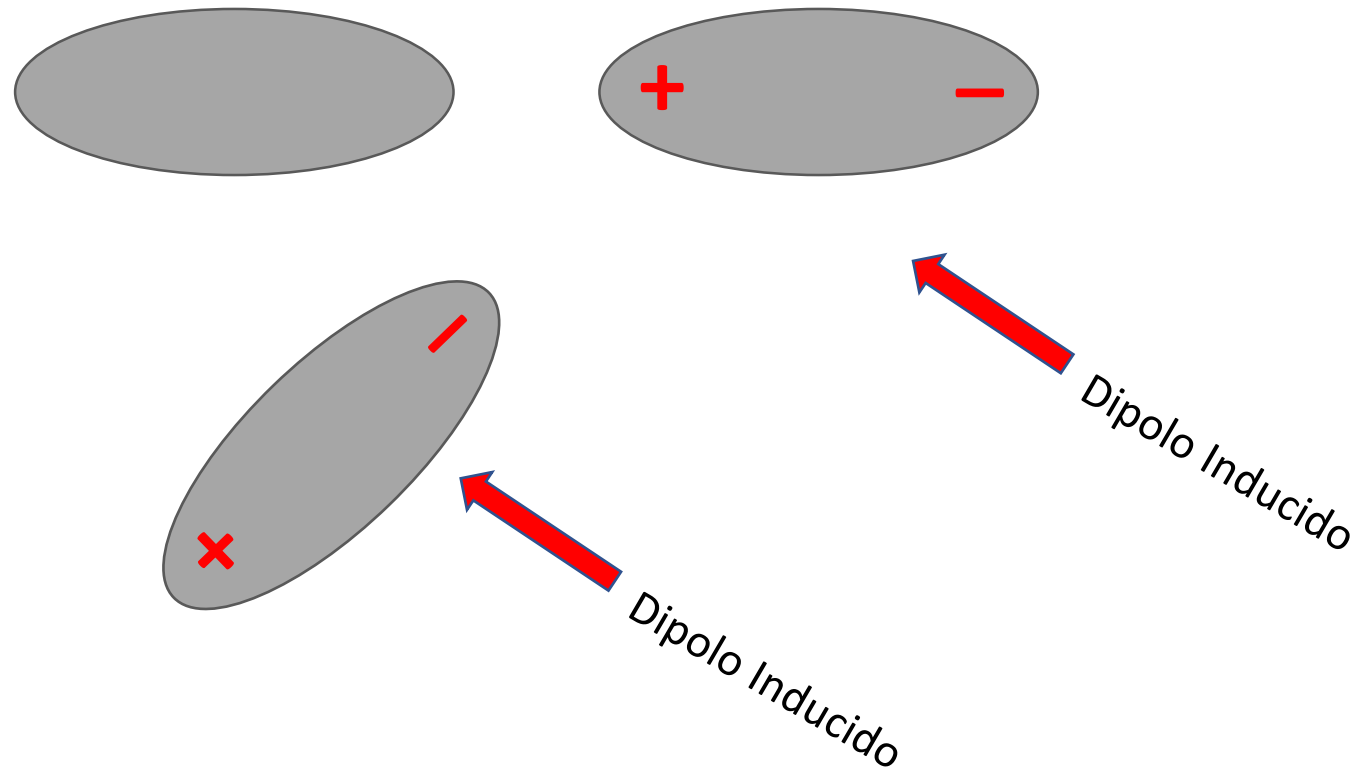
# Fuerzas de London

Moléculas No Polares

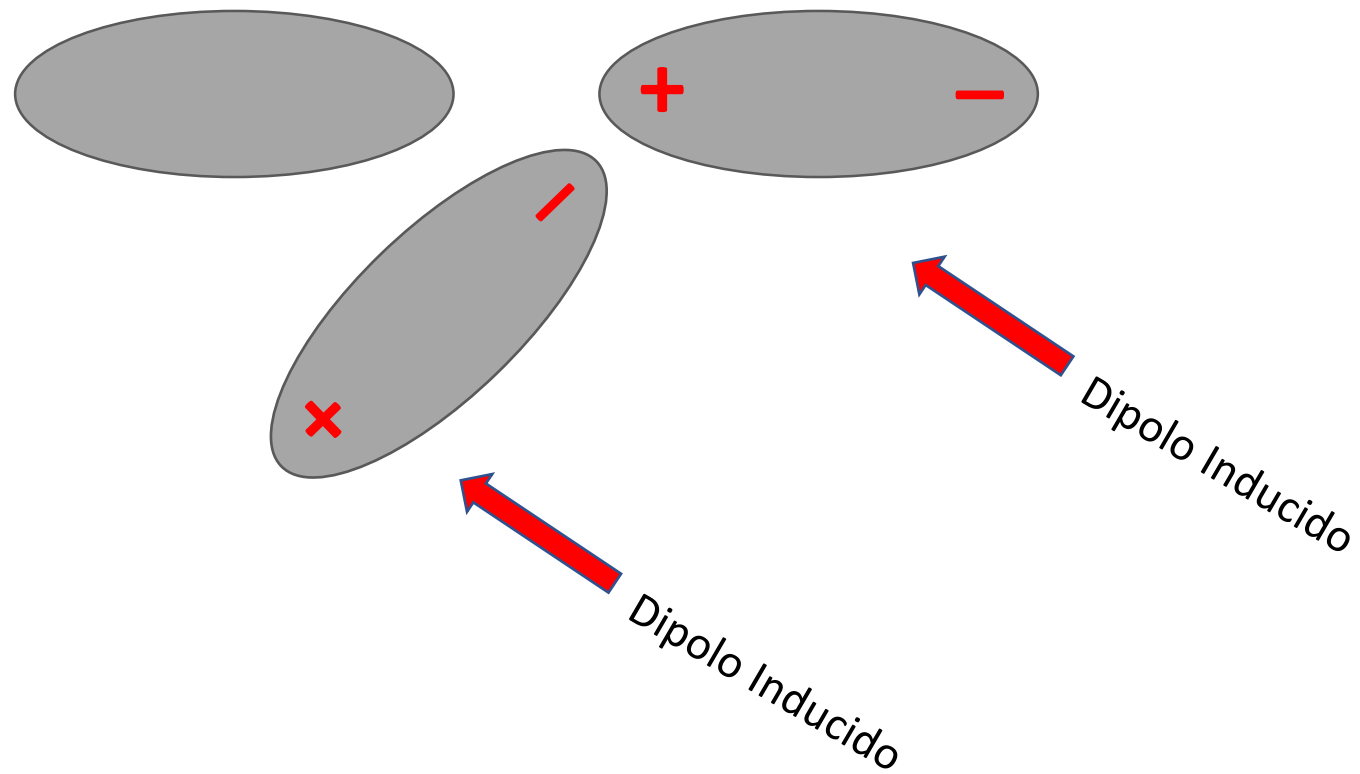




# Fuerzas de London



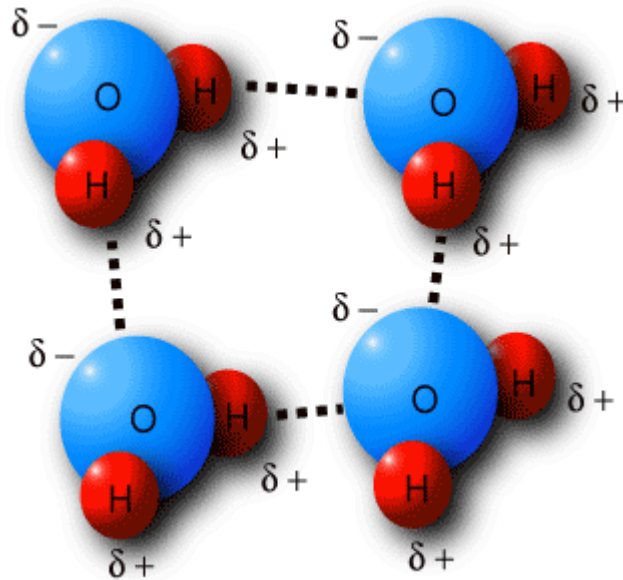
# Fuerzas de London



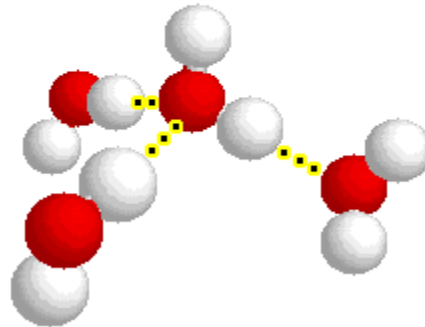
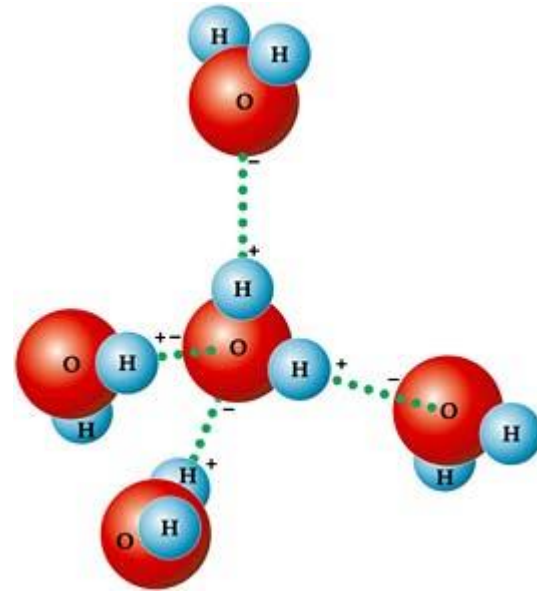
# *Puentes de Hidrógeno*

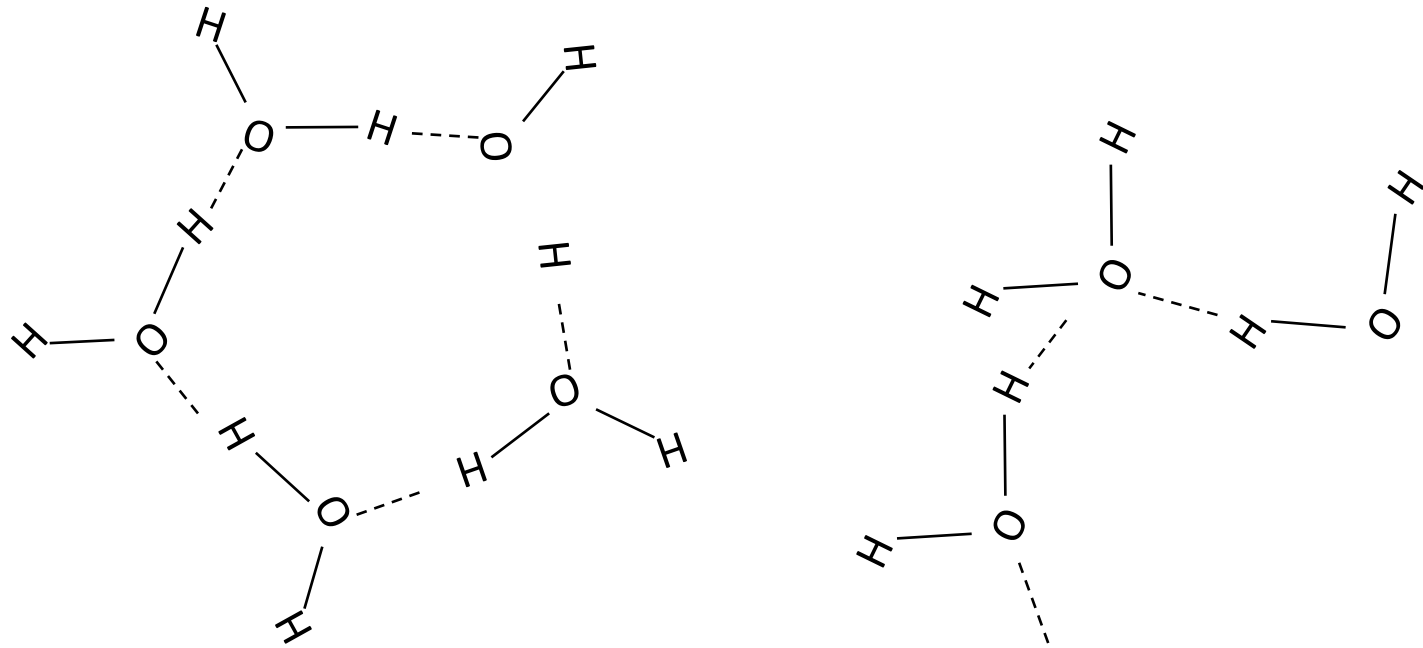
Las interacciones intermoleculares Puente de Hidrogeno son interacciones Especiales del tipo Dipolo – Dipolo.

Estas interacciones tienen la particularidad que el enlace covalente que produce la molécula polar, está uniendo a un elemento muy electronegativo (como el O, F o S), con el hidrógeno (que es un átomo muy pequeño y electronegativo).



# *Puentes de Hidrógeno*





Moléculas de H<sub>2</sub>O con interacciones Puente de Hidrógeno

# Fuerzas de van der Waals

La **fuerza de van der Waals** (o **interacción de van der Waals**), denominada así en honor al científico holandés Johannes Diderik van der Waals, es la fuerza atractiva o repulsiva entre molécula (o entre partes de una misma molécula) distinta a aquellas debidas al enlace covalente o a la interacción electrostática de iones con otros o con moléculas neutras

# Puente de Hidrógeno

- Es un caso especial de la interacción dipolo-dipolo.
- Experimentalmente se encuentra que los puntos de ebullición de compuestos con enlaces H-F, H-O ó H-N son anormalmente altos.
- El puente de hidrógeno requiere de la unión covalente de un H a un átomo chico y electronegativo (F,O,N).
- Los electrones en la unión H-X (X = elemento electronegativo) está más próximos a X que a H.
- Son más débiles que un enlace covalente pero más fuertes que las uniones dipolo-dipolo o las fuerzas de dispersión.
- ~ 20 kJoules/mol

$+\delta$

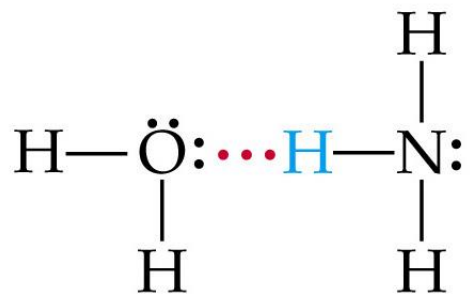
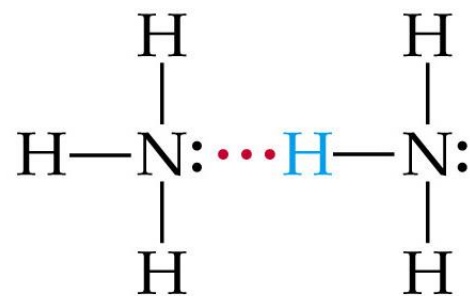
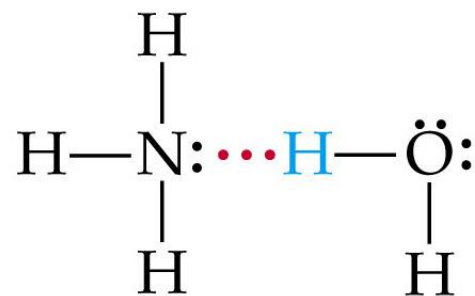
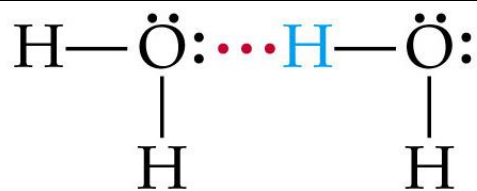
$+\delta$

$-2\delta$    $+\delta$

$-2\delta$

$+\delta$

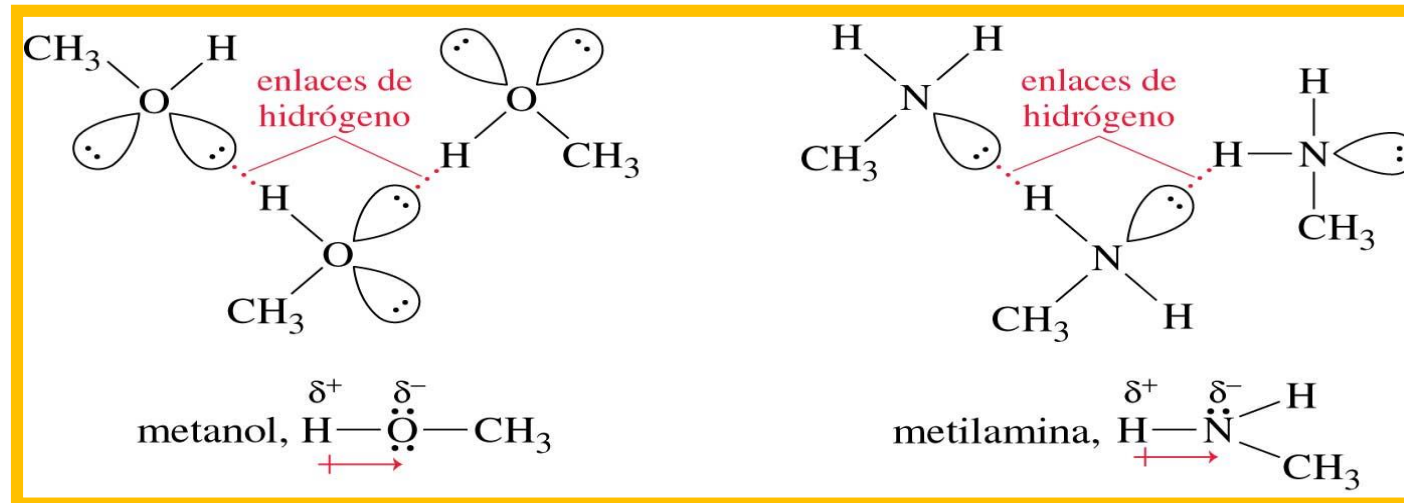
hydrogen bond





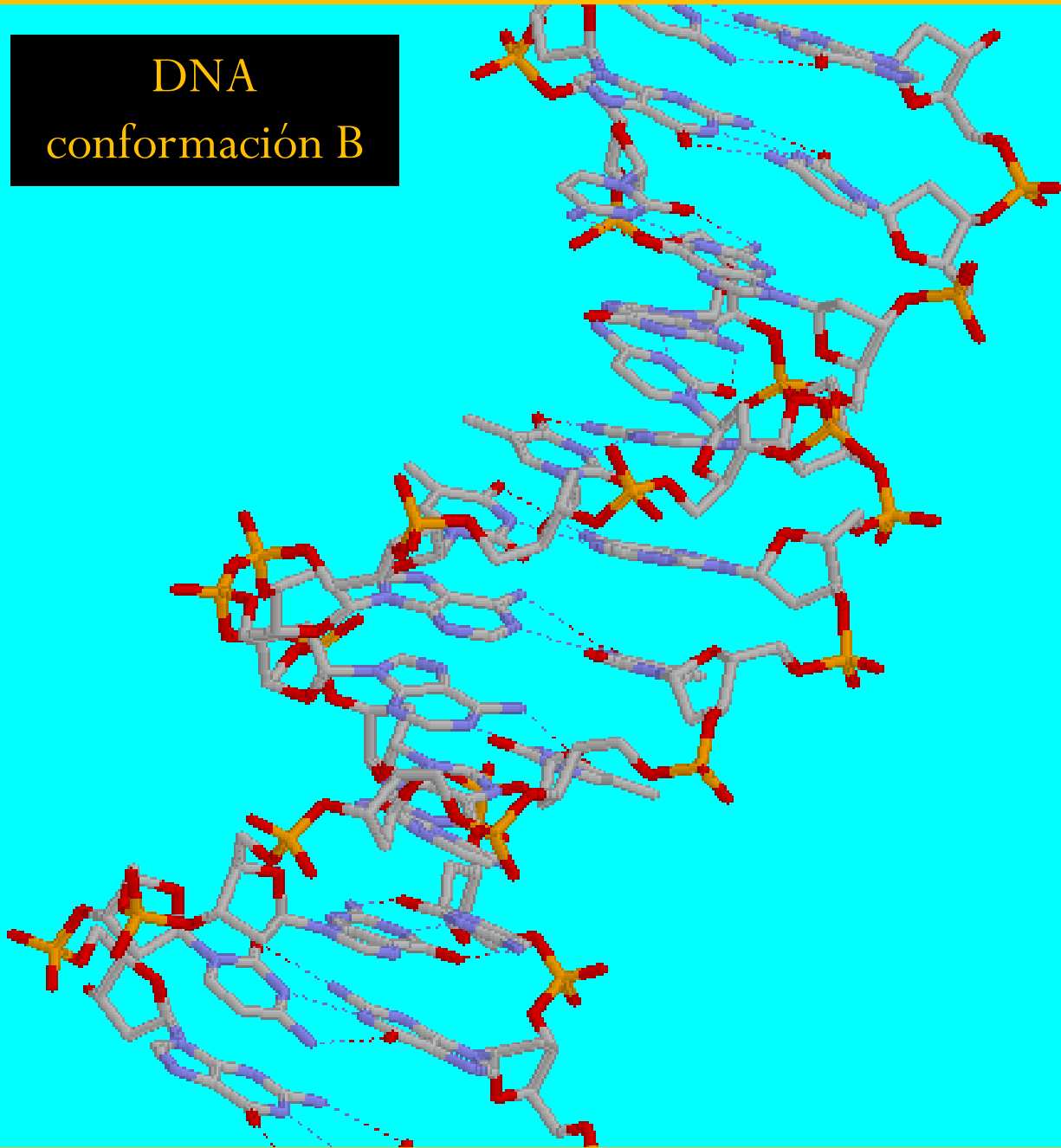
# Enlace de hidrógeno

El enlace de hidrógeno es una atracción intermolecular fuerte entre un átomo de hidrógeno electrofílico O-H o N-H, y un par de electrones no enlazantes



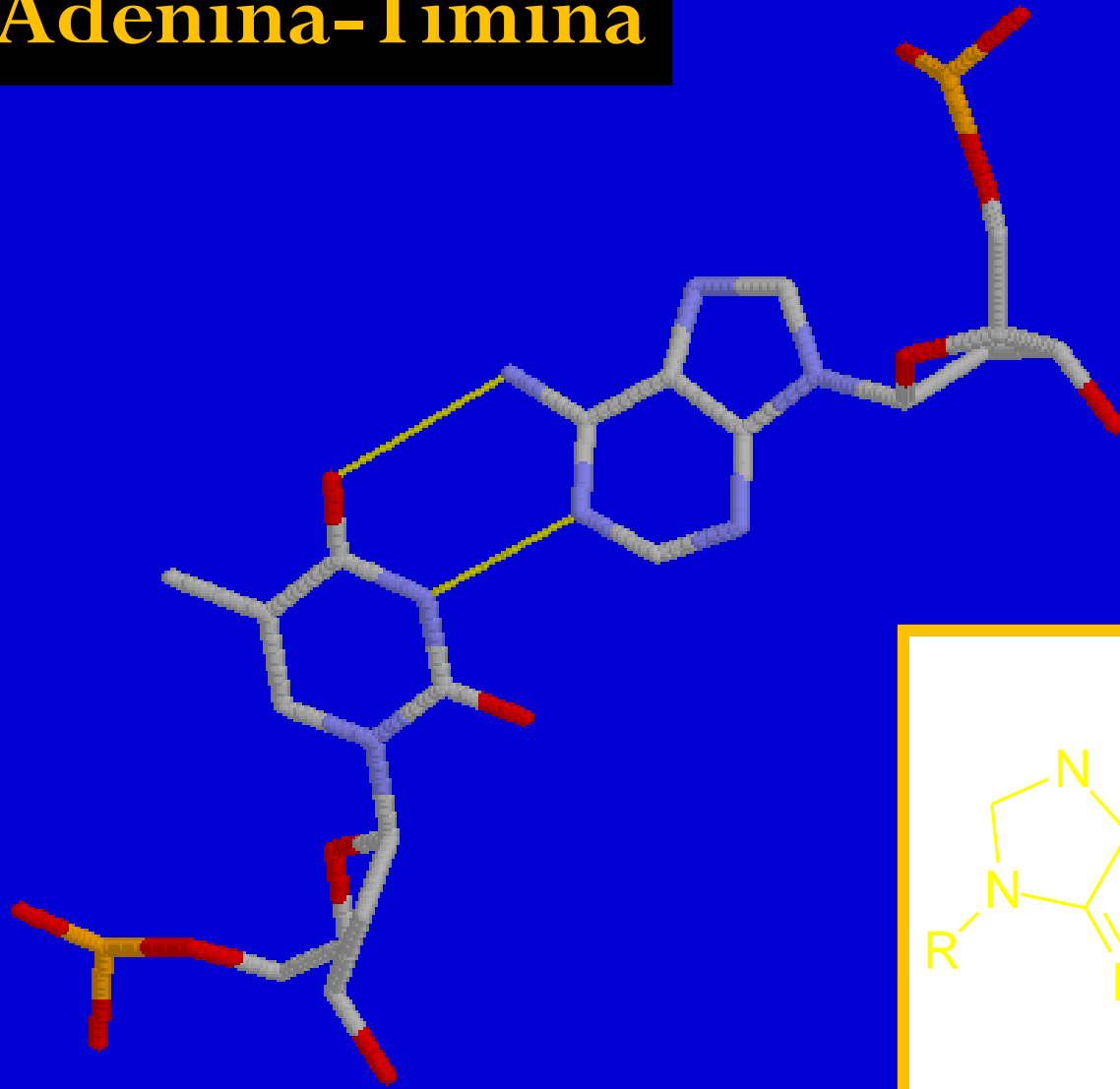
El enlace de hidrógeno es una interacción intermolecular que se da en los compuestos con enlaces N-H y O-H. El fuerte enlace polar entre el hidrógeno y el heteroátomo hace que el hidrógeno interactúe con los pares solitarios del heteroátomo en las moléculas vecinas. La presencia de enlace de hidrógeno aumentará el punto de ebullición del compuesto porque se necesitará más energía para romper esta interacción y evaporar el compuesto. El enlace de hidrógeno O-H es más fuerte que el enlace de hidrógeno N-H.

DNA  
conformación B

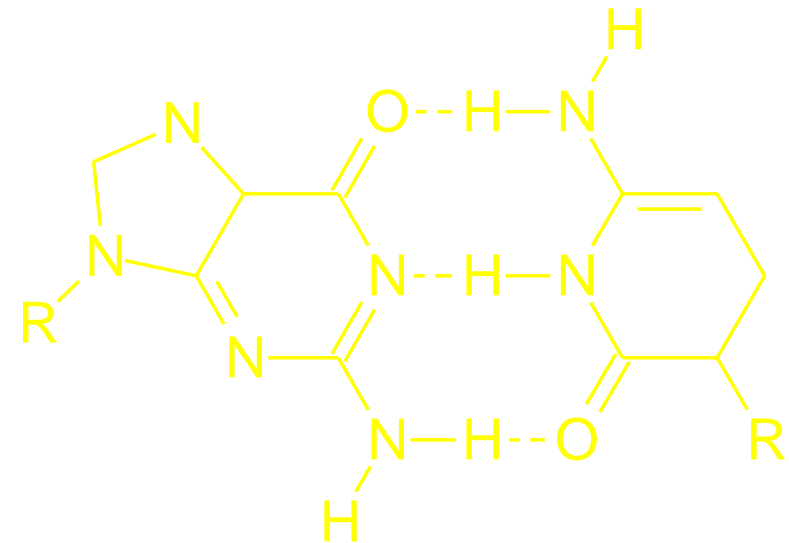
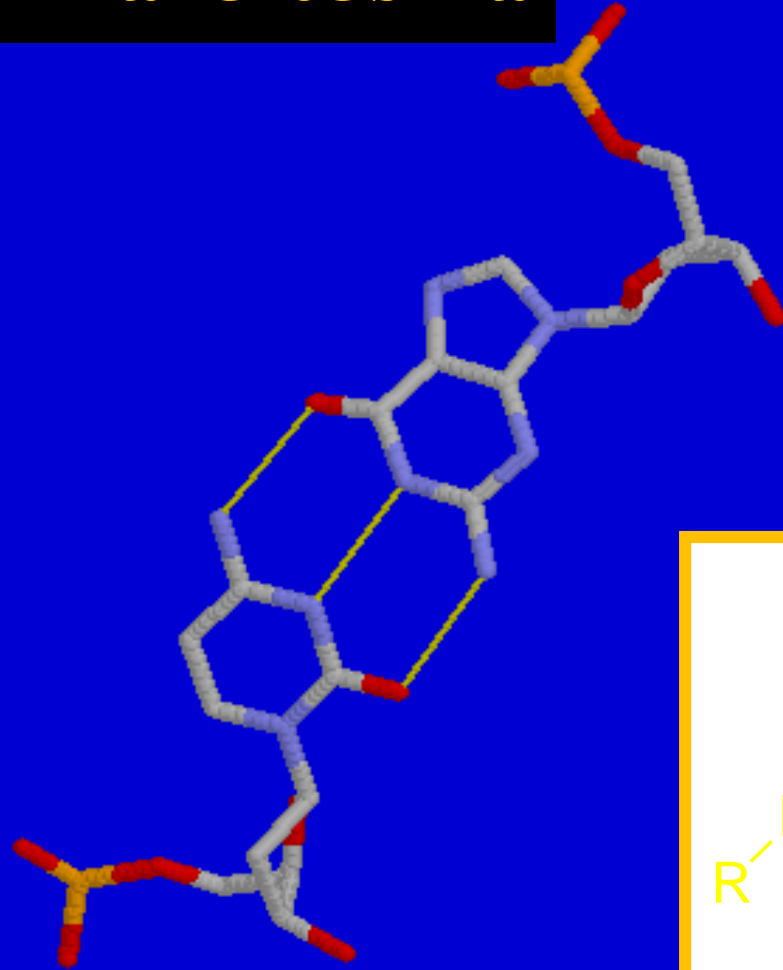


Estructura  
mantenida por  
enlaces de H

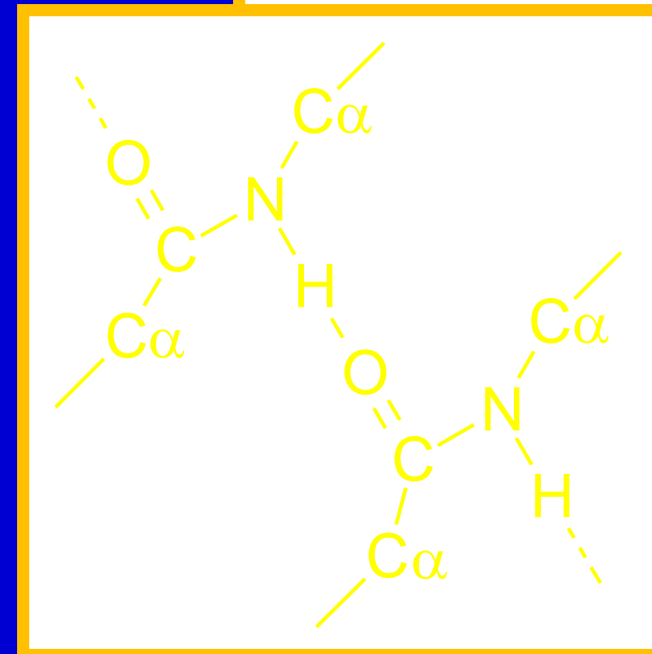
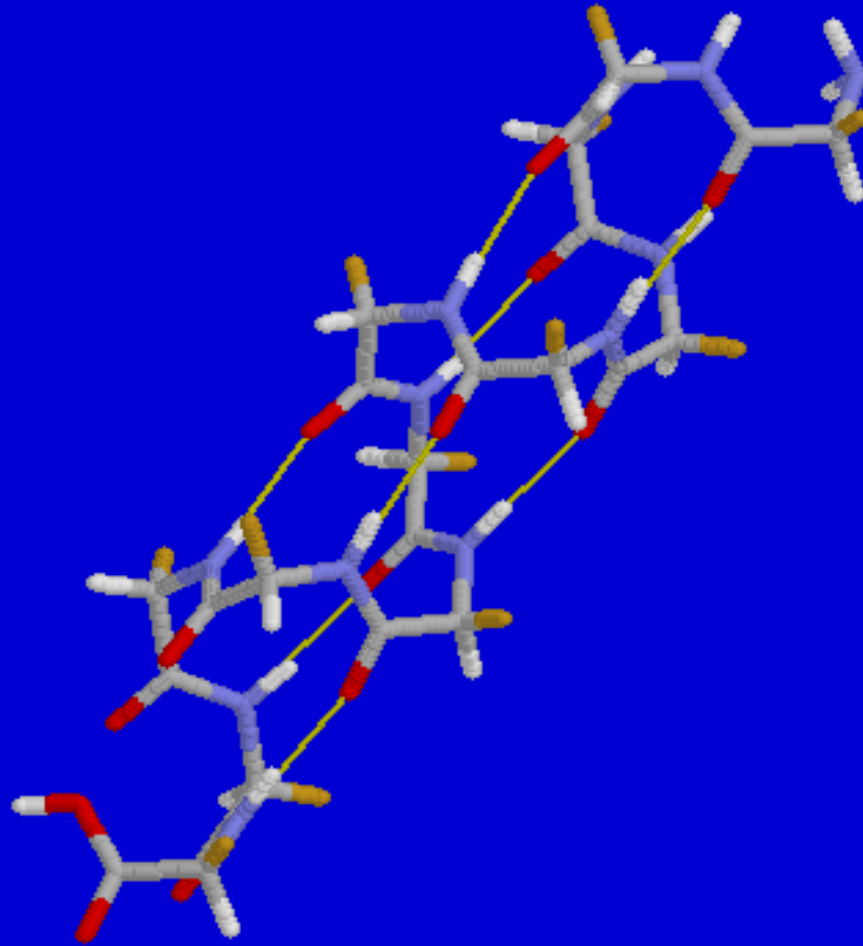
# Adenina-Timina



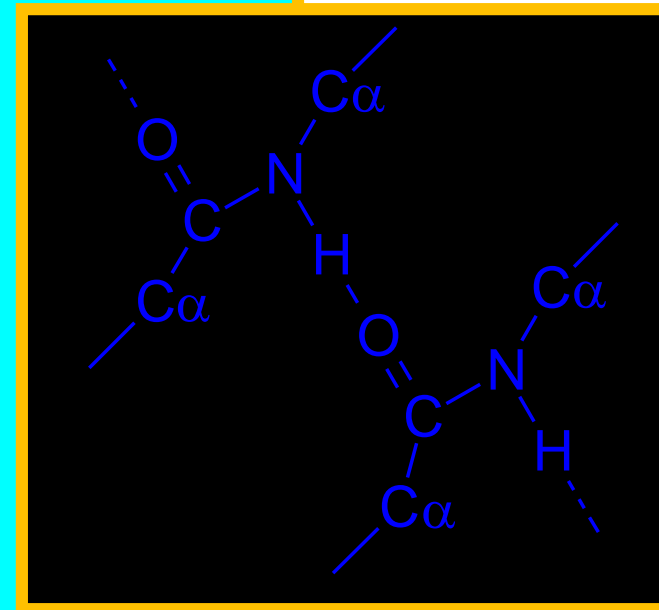
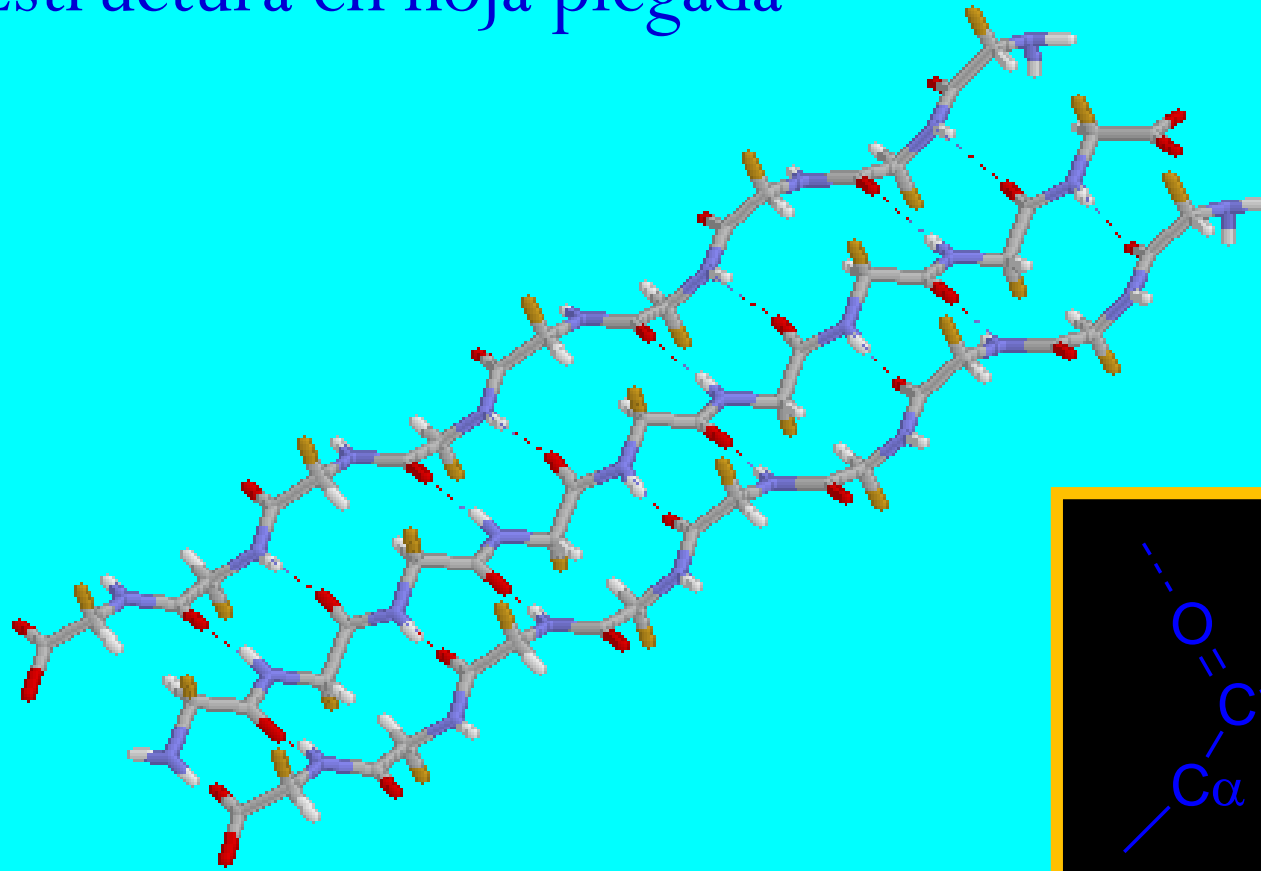
# Guanina-Citosina



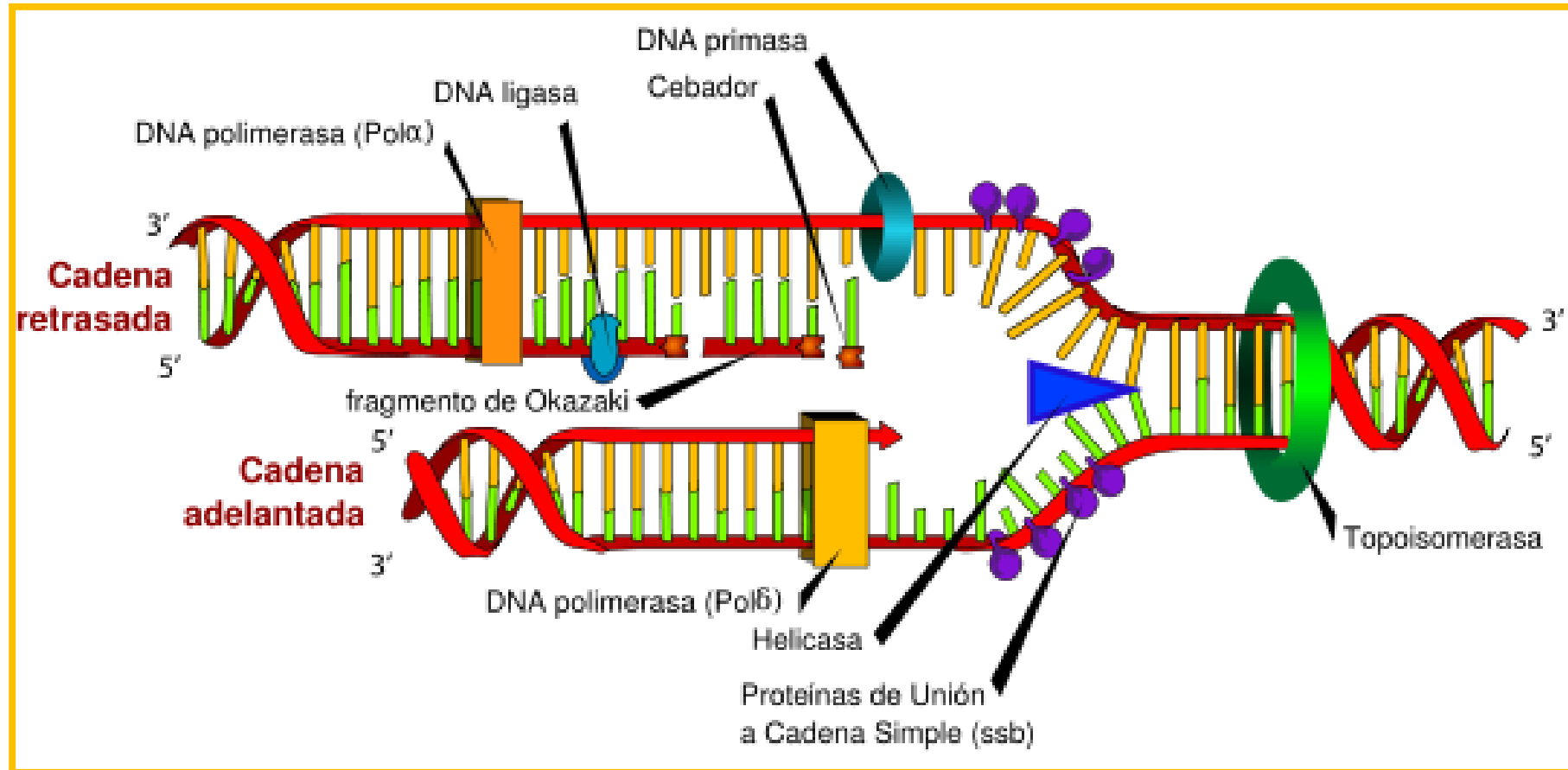
# Proteínas: Estructura en $\alpha$ -hélice



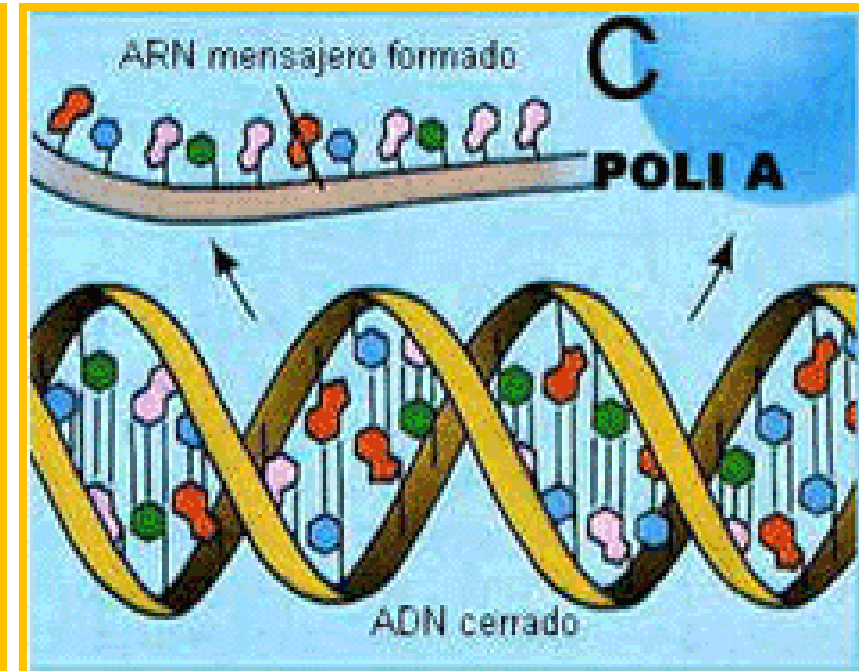
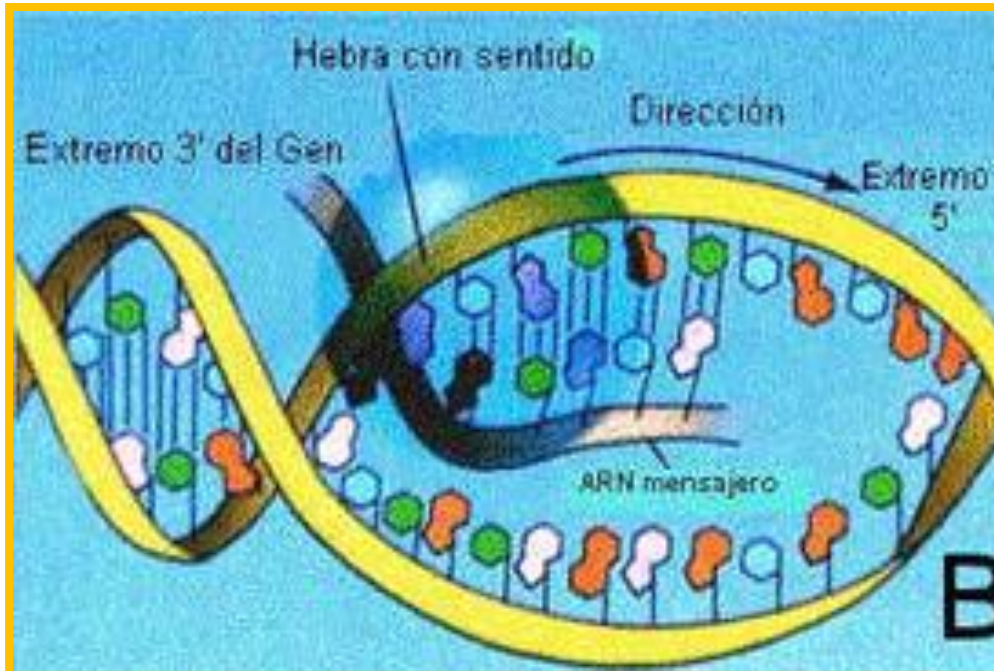
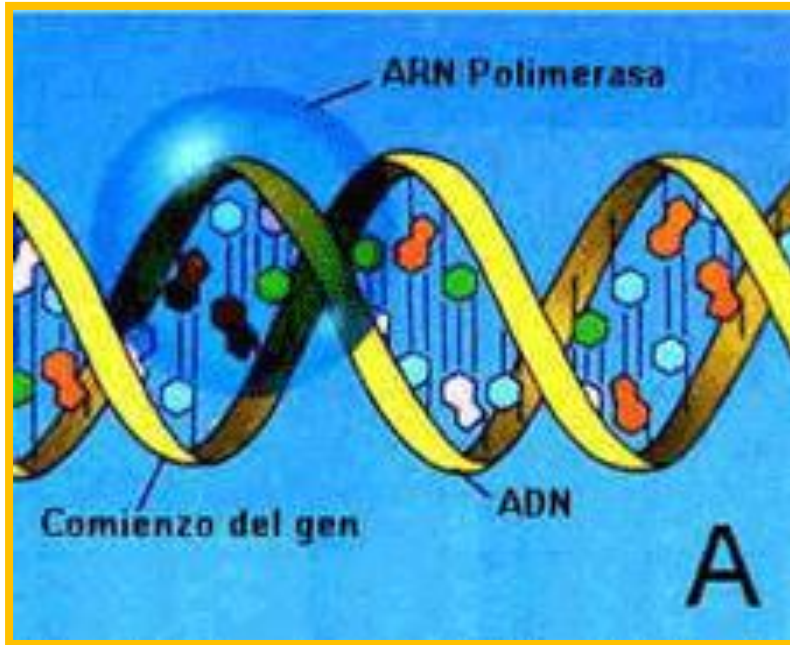
# Proteínas: Estructura en hoja plegada



# Replicación del ADN

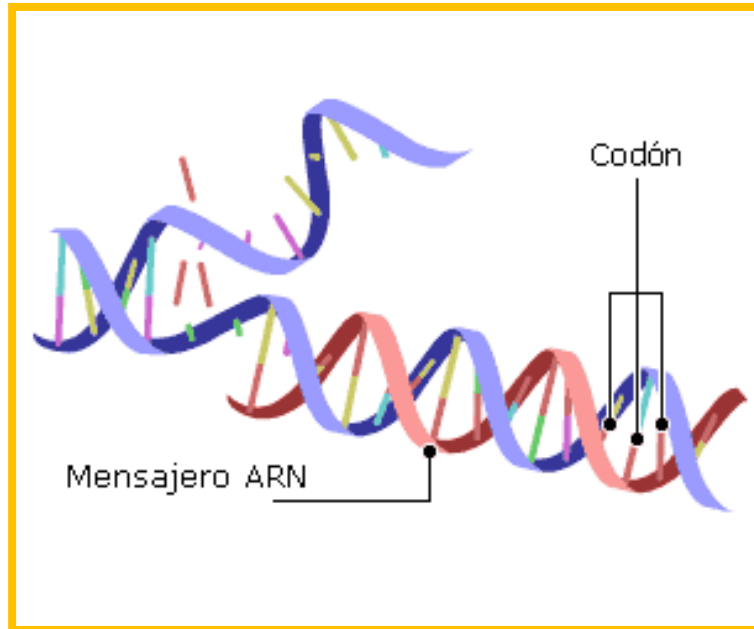


# Transcripción del ADN a ARNm



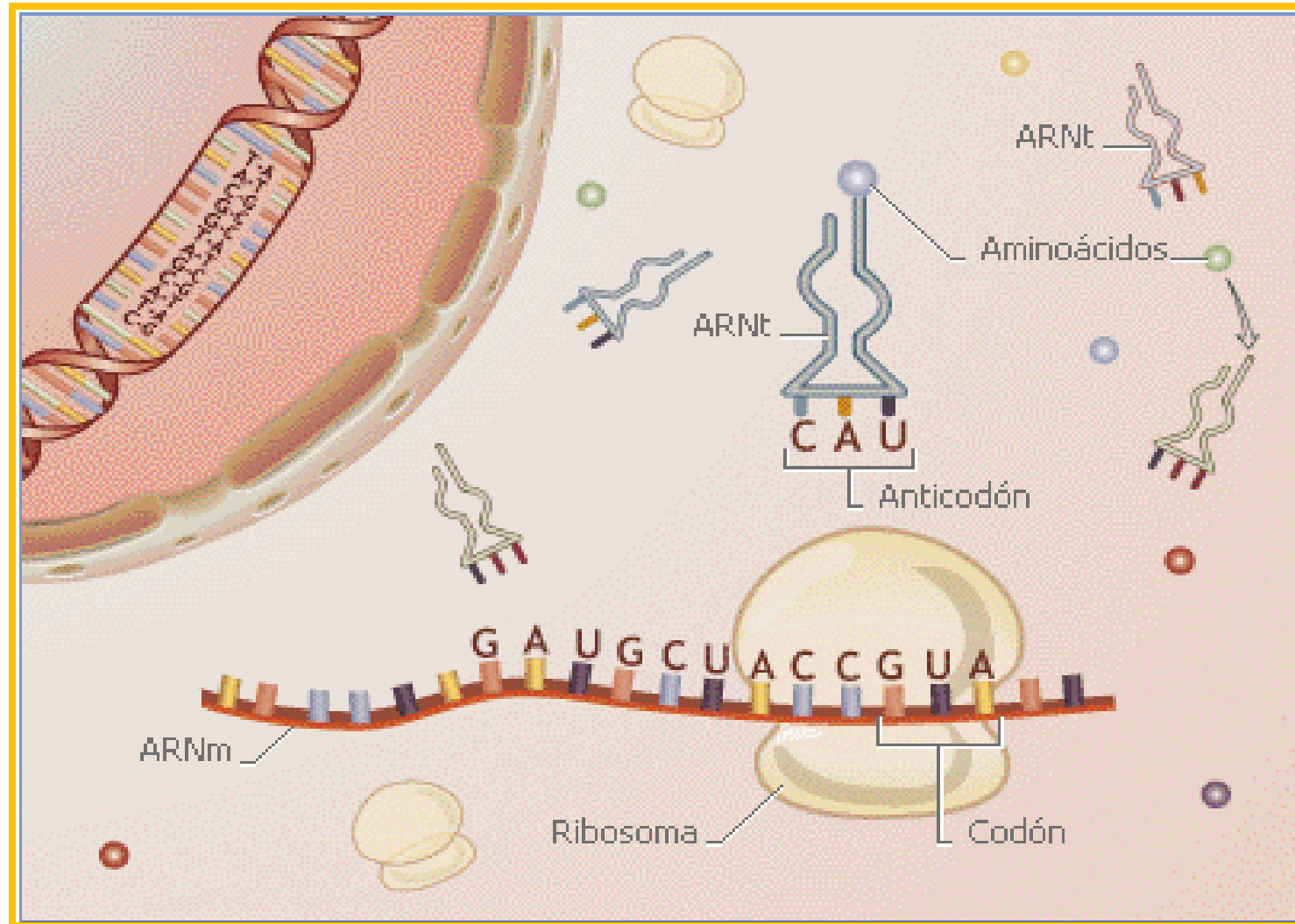


# Traducción del ADN



Codón	Amino	Codón	Amino	Codón	Amino	Codón	Amino
UUU	phe	UCU	ser	UAU	tyr	UGU	cys
UUC	phe	UCC	ser	UAC	tyr	UGC	cys
UUA	leu	UCA	ser	UAA	stop	UGA	stop
UUG	leu	UCG	ser	UAG	stop	UGG	trp
CUU	leu	CCU	pro	CAU	his	CGU	arg
CUC	leu	CCC	pro	CAC	his	CGC	arg
CUA	leu	CCA	pro	CAA	gln	CGA	arg
CUG	leu	CCG	pro	CAG	gln	CGG	arg
AUU	ile	ACU	thr	AAU	asn	AGU	ser
AUC	ile	ACC	thr	AAC	asn	AGC	ser
AUA	ile	ACA	thr	AAA	lys	AGA	arg
AUG	met	ACG	thr	AAG	lys	AGG	arg
GUU	val	GCU	ala	GAU	asp	GGU	gly
GUC	val	GCC	ala	GAC	asp	GGC	gly
GUA	val	GCA	ala	GAA	glu	GGA	gly
GUG	val	GCG	ala	GAG	glu	GGG	gly

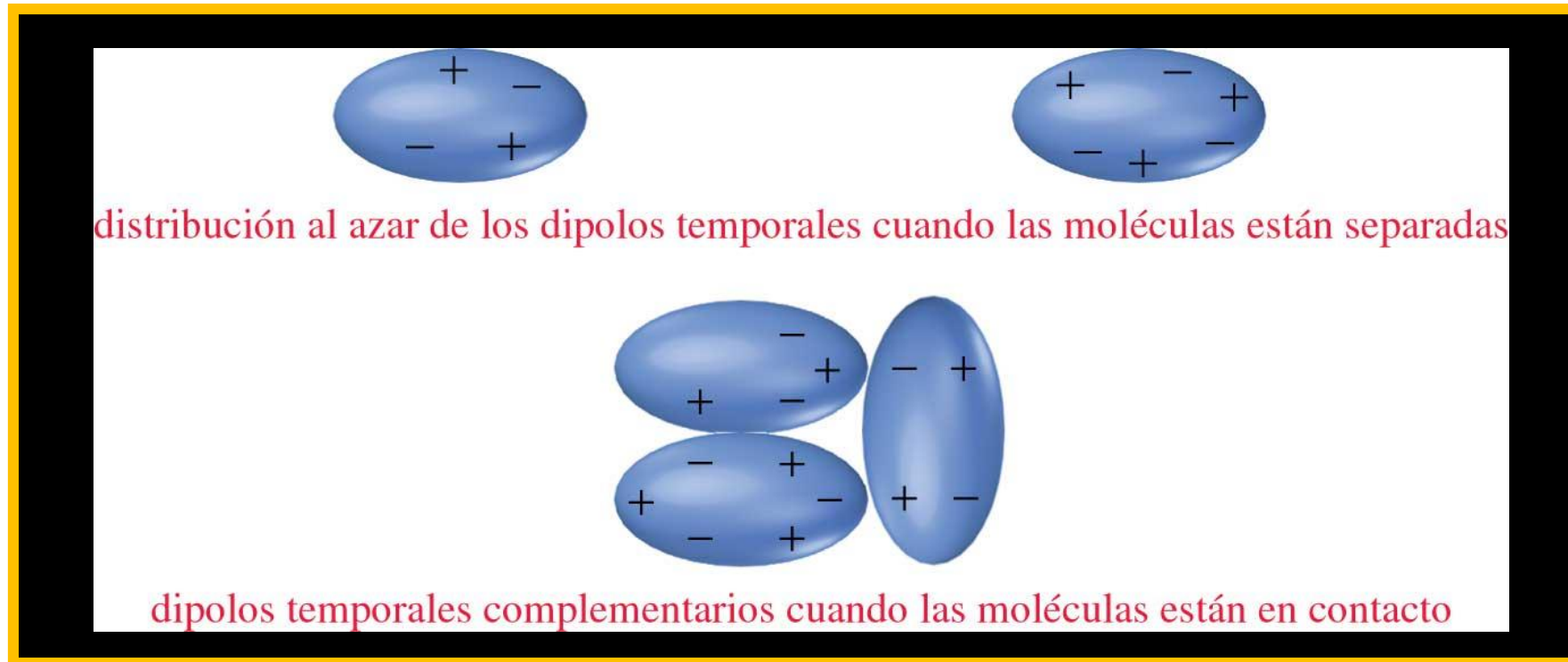
# Reconocimiento del codón



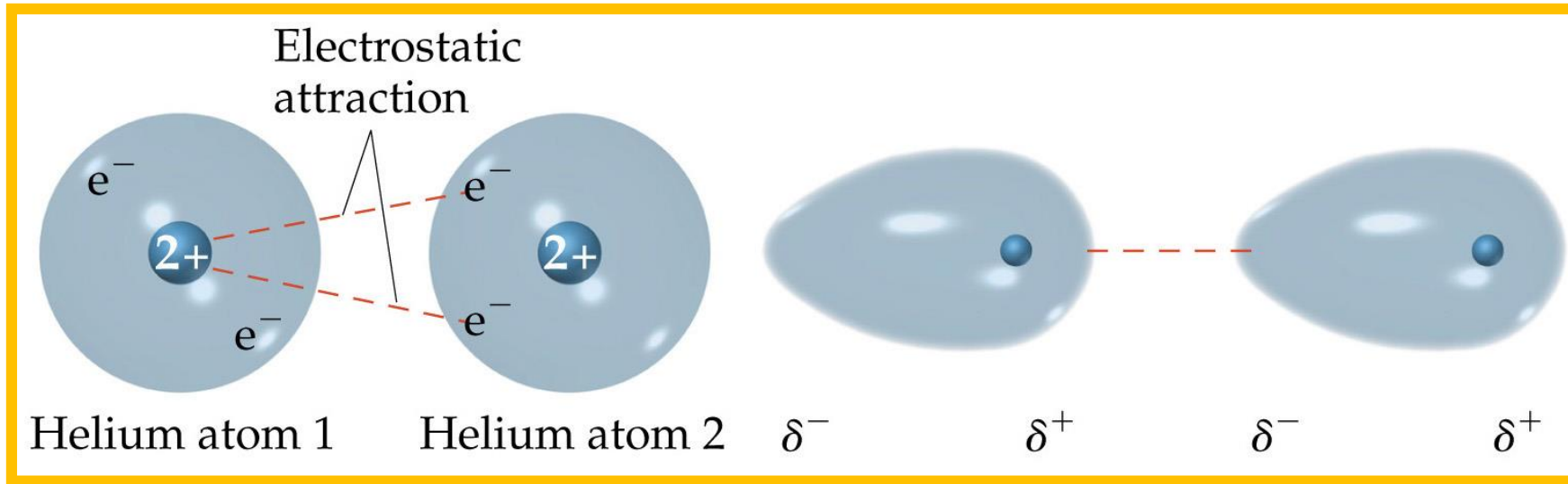
# Fuerzas de dispersión de London

Las fuerzas de dispersión de London se forman debido a la atracción de dipolos temporales complementarios

Un momento dipolar temporal en una molécula puede inducir a un momento dipolar temporal en una molécula vecina. Una interacción atractiva dipolo-dipolo puede durar sólo una fracción de segundo



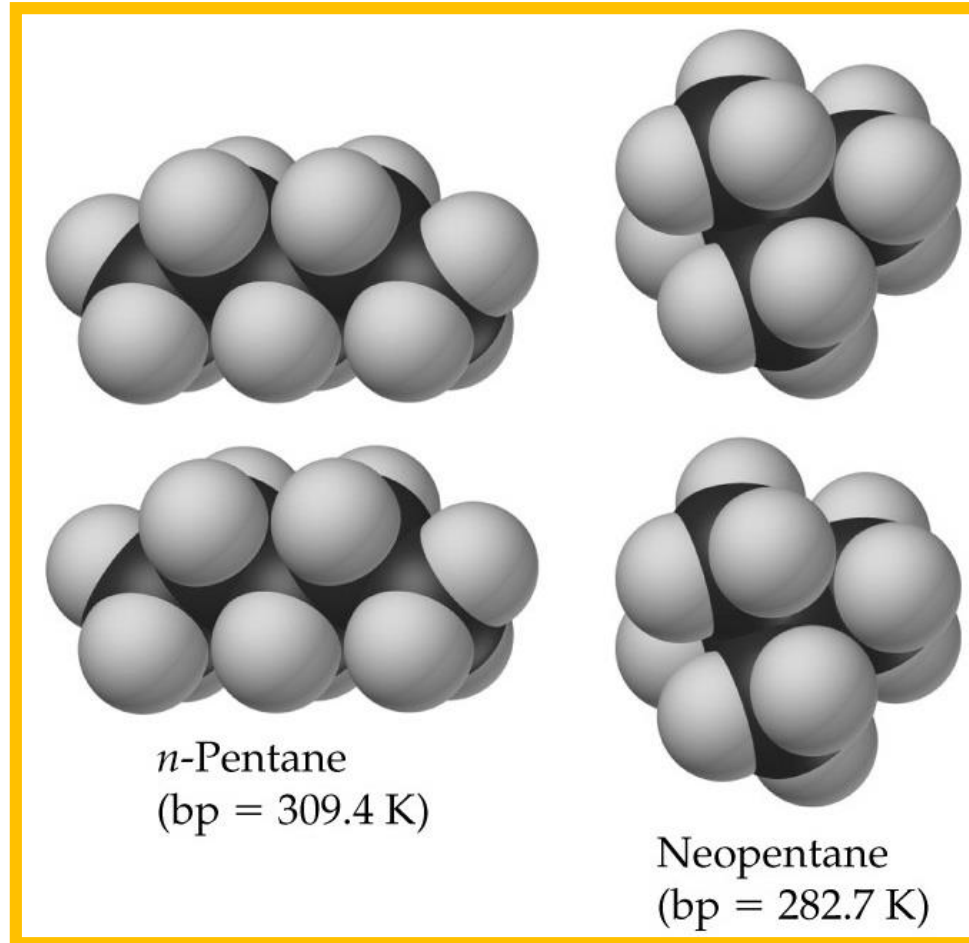
# Fuerzas de dispersión de London



# Fuerzas de dispersión de London

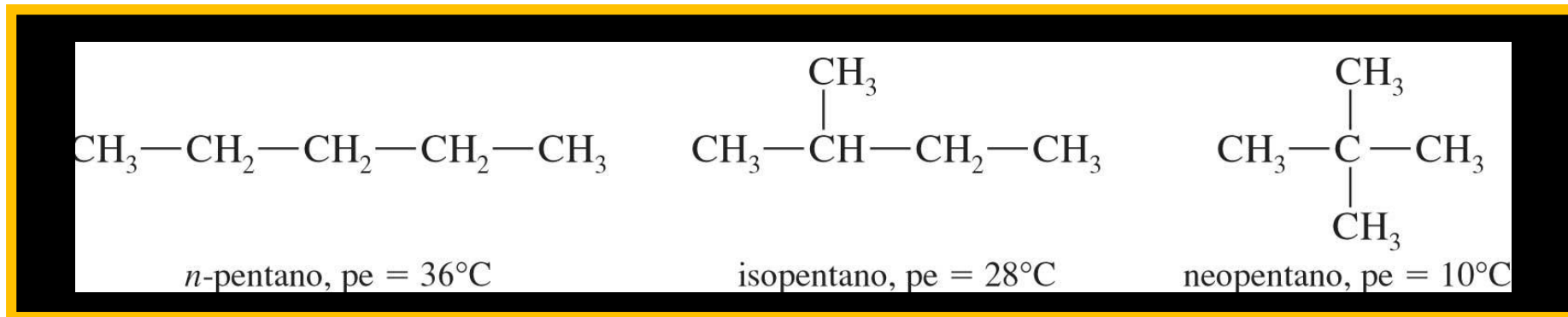
- Son las interacciones no covalentes más débiles.
- Moléculas no polares interaccionan.
- La nube electrónica se distorsiona.
- Aparece un dipolo instantáneo.
- $\sim 2$  kJoules/mol

Cuanto más grande sea el área superficial de una partícula las fuerzas de dispersión de London serán más intensas:



# Efecto de las ramificaciones en el punto de ebullición

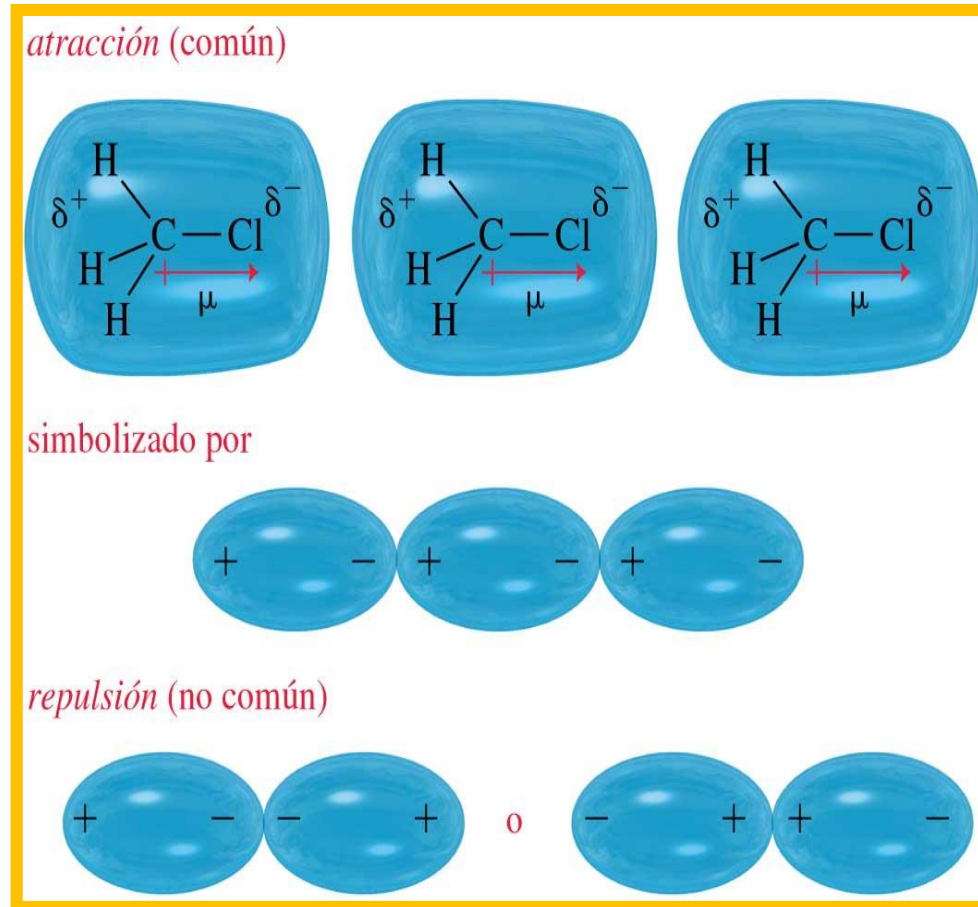
Se muestran los puntos de ebullición de tres isómeros de fórmula molecular  $C_5H_{12}$ . El isómero de cadena larga (*n*-pentano) es el que tiene mayor área superficial y el punto de ebullición más alto. A medida que las ramificaciones de la cadena aumentan, las moléculas se hacen más esféricas y su área superficial disminuye. El isómero que tiene más ramificaciones (neopentano) tiene el área superficial más pequeña y el punto de ebullición más bajo.



Las áreas de mayor superficie en la molécula son idóneas para las fuerzas de dispersión de London. Las ramificaciones en una molécula reducirán su área de superficie, disminuyendo la cantidad de fuerzas de dispersión de London. Los hidrocarburos tienden a tener puntos de ebullición más elevados que sus isómeros ramificados debido a este motivo

# Interacción dipolo-dipolo

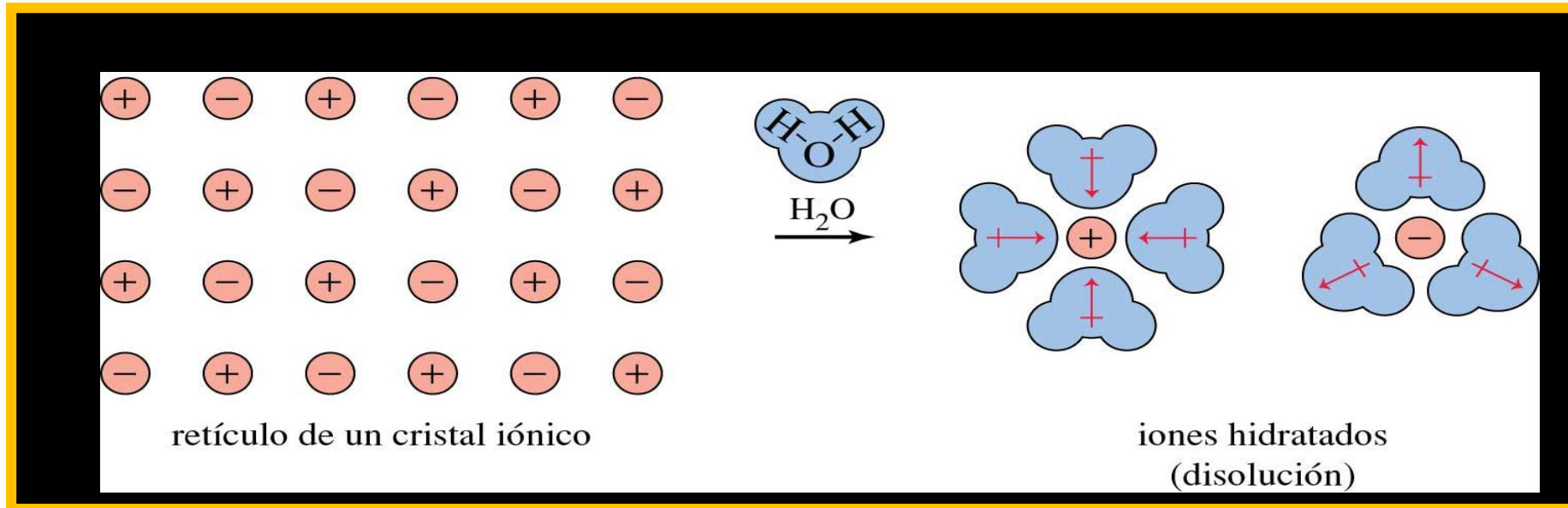
Las interacciones dipolo-dipolo son el resultado de la aproximación de dos moléculas polares. Si sus extremos positivo y negativo se acercan, la interacción es atractiva. Si se acercan dos extremos negativos o dos extremos positivos, la interacción es repulsiva. En un líquido o en un sólido, las moléculas están orientadas de tal forma que el extremo positivo del dipolo se aproxima al extremo negativo del dipolo de una molécula vecina y la fuerza resultante es de atracción.





# Soluto polar en disolvente polar (se disuelve)

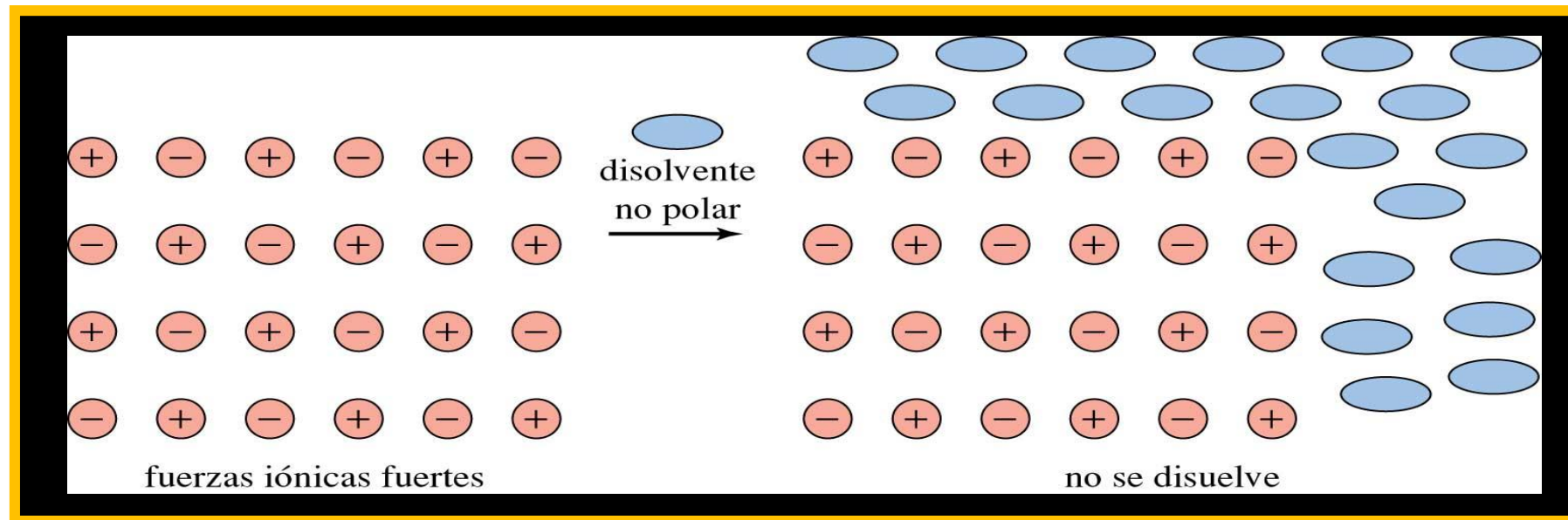
La hidratación de los iones sodio y cloruro por moléculas de agua vence la energía reticular del cloruro de sodio. La sal se disuelve



Las moléculas de agua rodearán a los iones de sodio y cloruro disolviéndolos de forma efectiva.

# Soluto polar en disolvente no polar (no se disuelve)

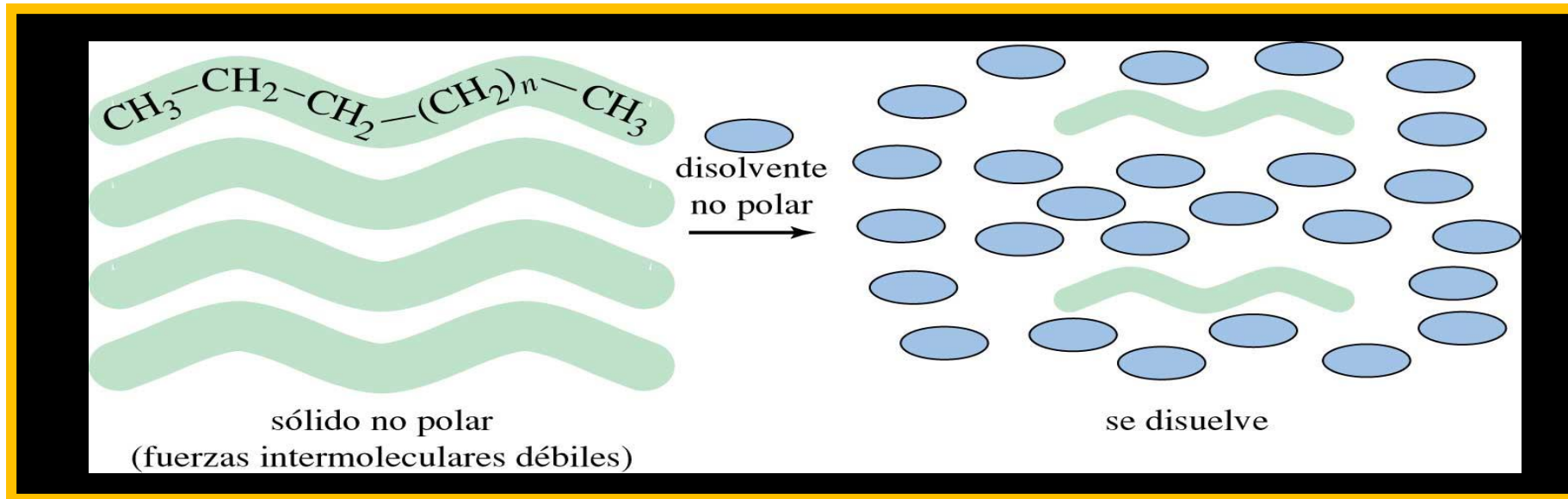
Las atracciones "intermoleculares" de las sustancias polares son más fuertes que las atracciones ejercidas por moléculas de disolventes no polares. Es decir, una sustancia polar no se disuelve en un disolvente no polar



El disolvente no puede interrumpir la interacción intermolecular del soluto, por lo que el sólido no se disolverá en el disolvente

# Soluto no polar en disolvente no polar (se disuelve)

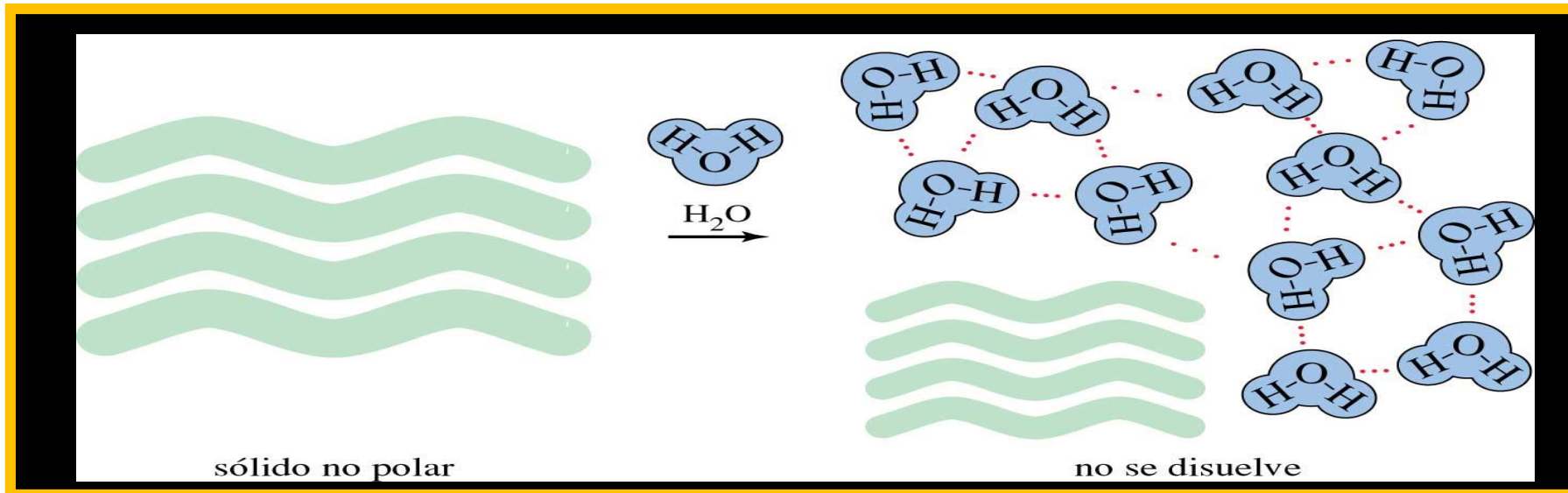
Las atracciones intermoleculares débiles de una sustancia no polar son vencidas por las atracciones débiles ejercidas por un disolvente no polar. La sustancia no polar se disuelve



El disolvente puede interaccionar con las moléculas del soluto, separándolas y rodeándolas. Esto hace que el soluto se disuelva en el solvente

# Soluto no polar en disolvente polar (no se disuelve)

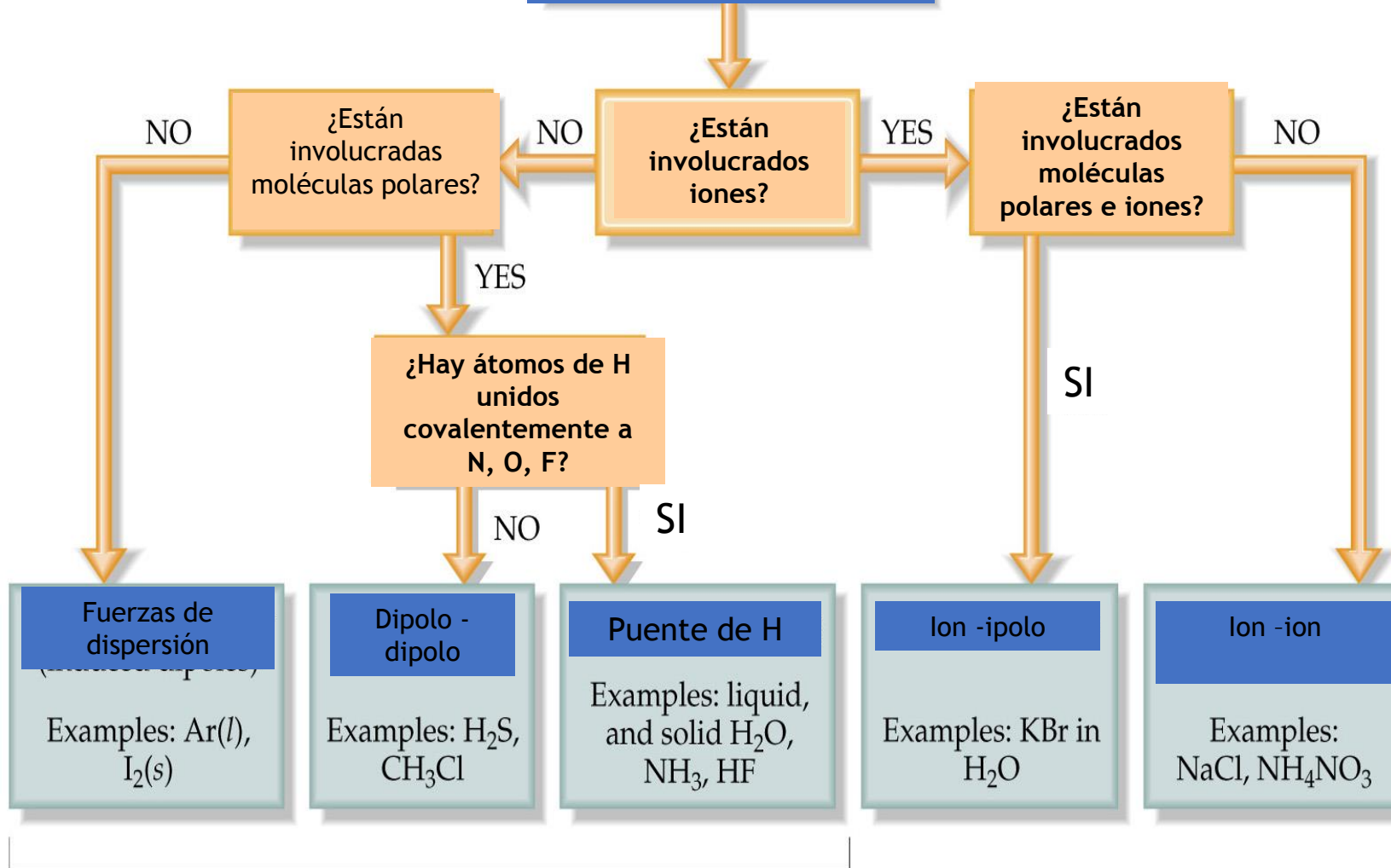
Para que una molécula no polar se disolviera en agua debería romper los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua, por lo tanto, las sustancias no polares no se disuelven en agua



El enlace de hidrógeno es una interacción mucho más fuerte que la interacción entre un soluto no polar y el agua, por lo que es difícil que el soluto destruya las moléculas de agua. Por tanto, un soluto no polar no se disolverá en agua

<i>INTERACCIÓN</i>	<i>INTENSIDAD</i>	<i>Función E-r</i>
<i>Covalente</i>	Muy fuerte	Compleja
<i>Iónica</i>	Muy fuerte	1/r largo alcance
<i>Ion-dipolo</i>	Fuerte	1/r <sup>2</sup> corto alcance
<i>Dipolo-dipolo</i>	Moderadamente fuerte	1/r <sup>3</sup> corto alcance
<i>Ion-dipolo inducido</i>	Débil	1/r <sup>4</sup> muy corto alcance
<i>Dipolo-dipolo inducido</i>	Muy débil	1/r <sup>6</sup> extremadamente de corto alcance
<i>Dipolo instantáneo-dipolo inducido</i>	Muy débil	1/r <sup>6</sup> extremadamente de corto alcance
<i>Fuerzas de repulsión</i>	Muy débil	1/r <sup>5-12</sup> extremadamente de corto alcance
<i>Puente de hidrógeno</i>	Variable	Compleja/ corto alcance

# Interacción entre moléculas, átomos o iones



*van der Waals forces*

# Interacciones iónicas o salinas (No confundir con enlace iónico)

- Entre grupos de carga opuesta en solución
- Débiles (más fuertes que int. de van der Waals)
- Los iones participantes aparecen solvatados
- Rotas por altas concentraciones salinas,  
extremos de pH

# Solvatación de iones en solución

