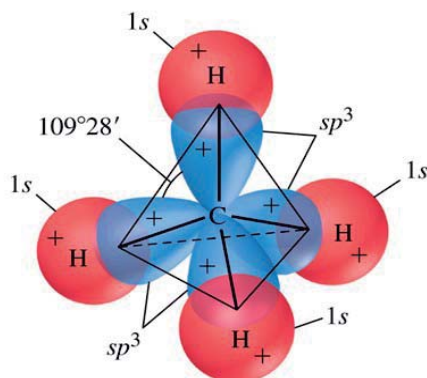


# Tema 03

## Enlace químico

### Propiedades de las sustancias



IES Padre Manjón  
Diego Navarrete Martínez  
Eduardo Eisman Molina

## 1.- Concepto de enlace químico.

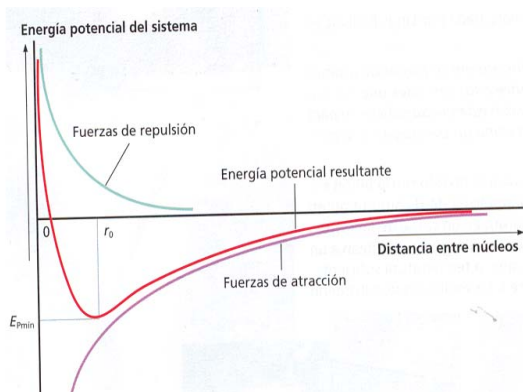
### 1.1.- Introducción.

- El enlace químico es el responsable de la unión estable entre dos o más átomos.
- Pauling define un **enlace químico** como cualquier tipo de interacción que mantenga unidos entre sí a los átomos de la misma o distinta clase, a los iones, o incluso a las mismas moléculas.
- Todo proceso natural tiende a *estabilizarse* de manera espontánea, o lo que es lo mismo, tiende a conseguir un *estado de mínima energía*. En general, podemos afirmar que los átomos se unen formando sustancias compuestas a fin de disminuir la energía interna que poseen, y por tanto, aumentar su estabilidad.
- Estructuralmente los enlaces se forman mediante la **transferencia total o parcial de electrones** entre los átomos.
- Los modelos para explicar cómo se produce el enlace químico deben explicar tres aspectos fundamentales del mismo:
  1. **Las proporciones en que los átomos se hallan en cada sustancia** y el número total de átomos en ella.
  2. **La geometría espacial de las moléculas**, el CH<sub>4</sub> espacialmente es un tetraedro.
  3. **La energía de enlace** que mantiene ligados los átomos entre sí.

## 1.- Concepto de enlace químico.

### 1.2.- Enlace químico y estabilidad energética.

- Los átomos se unen formando sustancias compuestas a fin de rebajar su energía y, por tanto, aumentar su estabilidad. Una forma adecuada para visualizar la formación y características energéticas de los enlaces químicos son las llamadas **Curvas de Morse** que, pueden obtenerse de forma experimental.
- Muestran la variación de energía que experimenta un sistema formado por dos átomos en función de la distancia que los separa y de las fuerzas de interacción que surgen entre ellos.
- Si dos átomos están lo suficientemente separados no ejercen entre sí influencia mutua y, el sistema posee una energía inicial que podemos considerar nula. Si ambos átomos se van aproximando poco a poco, empieza a ponerse de manifiesto la existencia de **fuerzas atractivas** – que son de largo alcance – de unos núcleos sobre las nubes electrónicas de los otros.

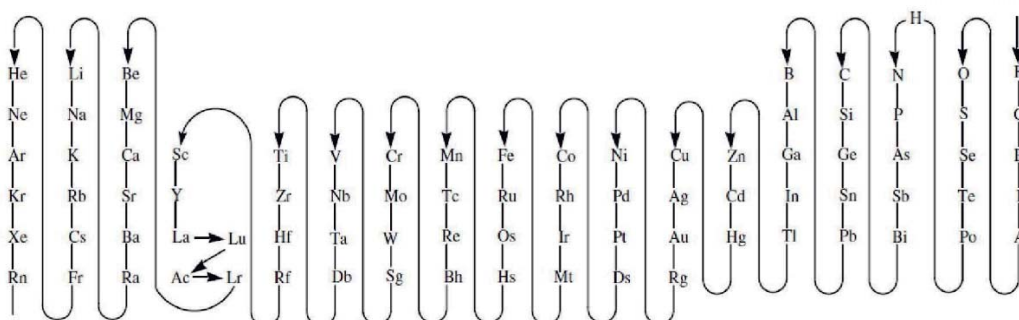


- A medida que disminuye la distancia interatómica, comienzan a interactuar las nubes electrónicas entre sí mediante **fuerzas repulsivas**, cuyo efecto es más destacado a cortas distancias. Entonces el sistema se desestabiliza progresivamente al aumentar su energía asintóticamente hacia valores positivos.
- **Curva de estabilidad energética:** existe una determinada distancia internuclear en la que el sistema es más estable, pues son máximas las fuerzas atractivas y mínimas las repulsivas. Se la denomina **distancia de enlace ( $r_0$ )**.
- **A esta distancia le corresponde un valor energético mínimo que es la energía que se desprende en la formación de dicho enlace ( $E_{\text{enlace}}$ ).**

## 1.- Concepto de enlace químico.

### 1.3.- Electronegatividad y tipo de enlace.

- **El valor relativo de la electronegatividad de los átomos que se enlazan va a determinar su comportamiento y, en consecuencia, el tipo de enlace.**
- Si ambos átomos tienen electronegatividades muy diferentes, uno de ellos perderá el electrón (o electrones) del enlace y formará un ion positivo o catión, y el otro los ganará y formará un ion negativo o anión. Entre estos átomos se establecerá un **enlace iónico**.
- Si los dos átomos presentan gran tendencia a atraer los electrones, se enlazarán compartiendo sus electrones de valencia y se formará un **enlace covalente**.
- Si los dos átomos tienen muy poca tendencia a atraer electrones, ambos se desprenderán de sus electrones de valencia y formarán una estructura en la que los cationes se van a estabilizar con los electrones libres; dará lugar a lo que se denomina **enlace metálico**.



- **Orden de electronegatividad de acuerdo con las recomendaciones de 2005 de la IUPAC.**

# 1.- Concepto de enlace químico.

## 1.4.- Teoría de Lewis. Representación.

- **La representación de Lewis** toma como base el símbolo del elemento químico y distribuye a su alrededor los electrones de la capa de valencia mediante puntos o cruces. Hasta los cuatro primeros electrones, se colocan uno a cada lado del símbolo (arriba, abajo a derecha y a izquierda), y si el elemento tiene más electrones, se reparten uno a cada lado de los anteriores, formando parejas.

1	2	13	14	15	16	17	18
H •							He ••
Li •	Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	•• Ne ••
Na •	Mg •	• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	•• Ar ••
K •	Ca •	• Ga •	• Ge •	• As •	• Se •	• Br •	•• Kr ••
Rb •	Sr •	• In •	• Sn •	• Sb •	• Te •	• I •	•• Xe ••
Cs •	Ba •	• Tl •	• Pb •	• Bi •	• Po •	• At •	•• Rn ••

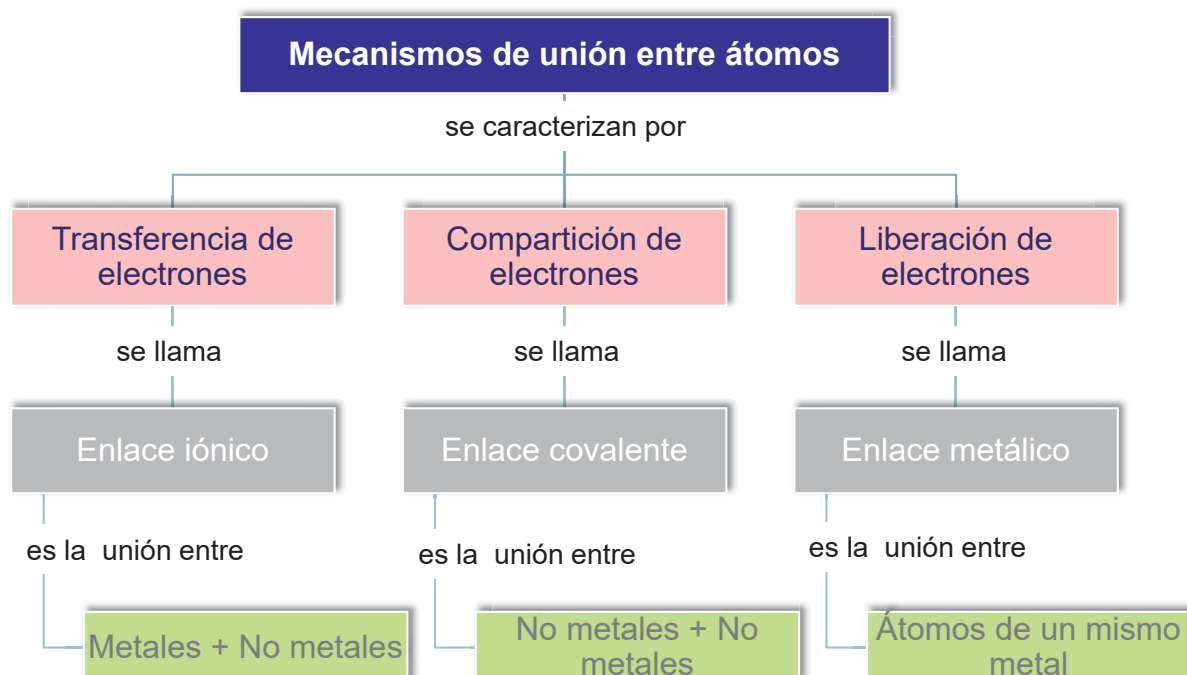
- **La teoría de Lewis** establece que los átomos ganan, pierden o comparten electrones para lograr la configuración electrónica del gas noble más próximo ( $ns^2 np^6$ ), con ocho electrones en su capa de valencia, salvo los elementos de número atómico muy bajo, que tienden a adoptar la del He ( $1s^2$ ). **Esto se conoce como regla del octeto.**

- Los átomos que alcancen la configuración del gas noble ganando o perdiendo electrones formarán iones y se unirán entre sí mediante enlace iónico, mientras que los que compartan electrones se unirán por enlace covalente.
- No obstante, la simbología de Lewis no predice cómo se disponen los átomos en el espacio; por tanto, para conocer la geometría de las moléculas se necesita otra teoría más avanzada.

# 1.- Concepto de enlace químico.

## 1.5.- Tipos de enlaces químicos.

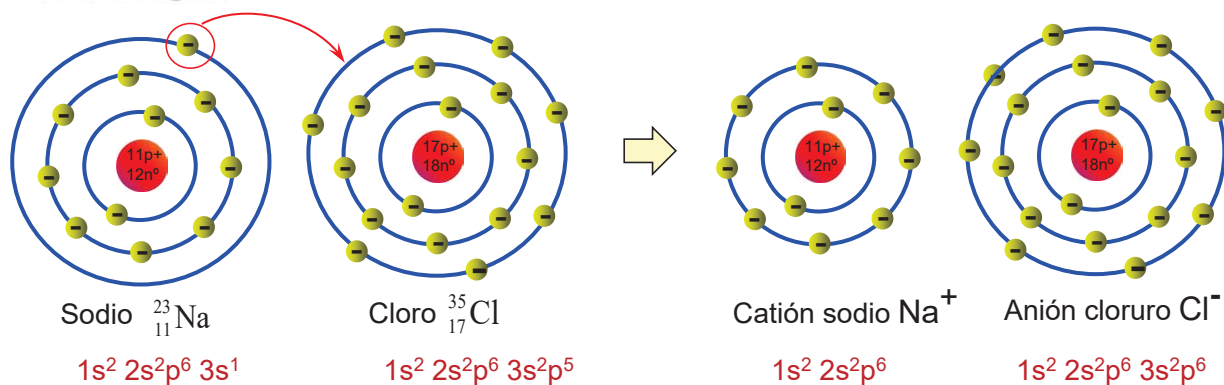
- Las interacciones entre átomos son de naturaleza electromagnética y originan los enlaces químicos. **Regla del octeto:** los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta completar su última capa con ocho electrones



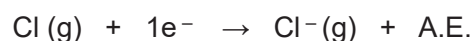
## 2.- Enlace iónico.

### • Enlace iónico, ¿cómo se produce y por qué?

- Cuando dos elementos de electronegatividades muy diferentes se acercan, se produce una cesión de electrones desde el elemento menos electronegativo al más electronegativo.



- Al transferirse un electrón del átomo de Na al de Cl, los dos elementos quedan ionizados. Los iones formados quedan unidos ya que se atraen fuertemente por tener carga eléctrica de distinto signo.



- Este enlace se denomina **iónico**, ya que los átomos participantes se encuentran en forma de iones. Se produce entre átomos de **un metal y un no metal**.

## 2.- Enlace iónico.

### 2.1.- Enlace iónico, desde un punto de vista energético.

- Siguiendo con el ejemplo del **compuesto iónico cloruro de sodio**, vamos a analizar su formación desde un punto de vista energético.

- **Energía de ionización del sodio:**  $495,8 \text{ kJ/mol}$
- **Afinidad electrónica del cloro:**  $- 348,6 \text{ kJ/mol}$
- **Balance de energía para el proceso global:**  $\Delta E = - 348,6 + 495,8 = + 147,2 \text{ kJ/mol}$

- El valor global positivo implicaría que la formación del NaCl es energéticamente desfavorable. Esto contradice la experiencia, ya que en la naturaleza es más abundante el NaCl que el Na y el  $\text{Cl}_2$ .

- Y es aún más desfavorable si pensamos que el Na está en estado sólido y necesita energía para pasar al estado gaseoso (energía de sublimación), mientras que al  $\text{Cl}_2$  hay que comunicarle la energía necesaria para que se rompan sus moléculas (energía de disociación).

- El desajuste se resuelve si tenemos en cuenta que **los iones se ordenan en una red cristalina sólida, proceso en el que se libera gran cantidad de energía**.

- **Esta energía se denomina energía reticular y se representa por la letra U:**

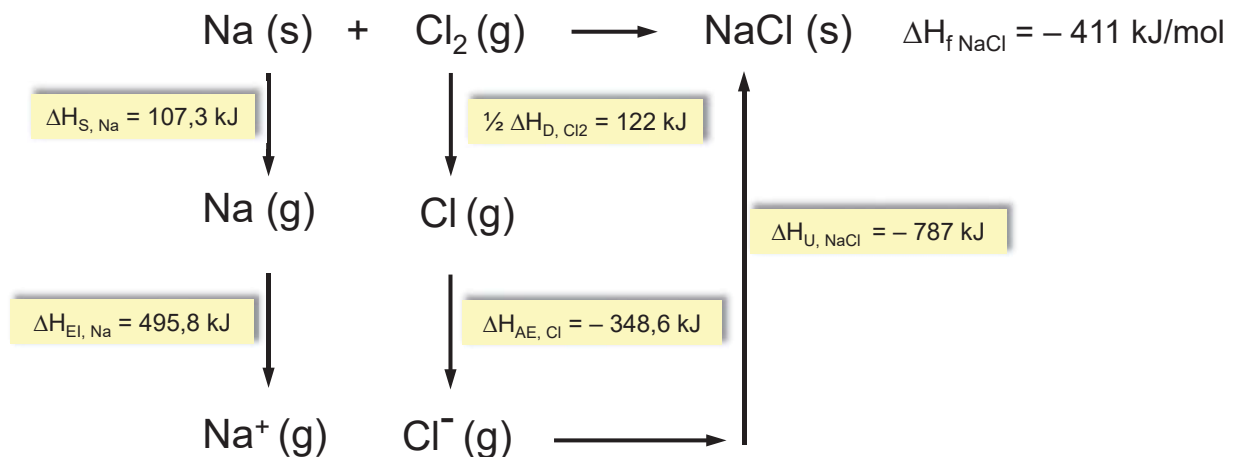


- La energía de red (U) es la energía que se desprende al formarse un mol de cristal iónico a partir de sus iones componentes en estado gaseoso. Un cristal iónico será, por tanto, más estable cuanto mayor sea su energía reticular.

## 2.- Enlace iónico.

**2.2.- Ciclo de Born-Haber:** es un ciclo termodinámico en el que se estudian, desde el punto de vista energético, todos los procesos que intervienen en la formación de un mol de un compuesto iónico a partir de los elementos que lo integran; estos elementos se encuentran en su estado termodinámico más estable.

- **Ciclo de Born-Haber para el NaCl:** el proceso global comprende la formación de un mol de NaCl (s) a partir de los elementos que lo integran en su estado más estable Na (s) y Cl<sub>2</sub> (g).



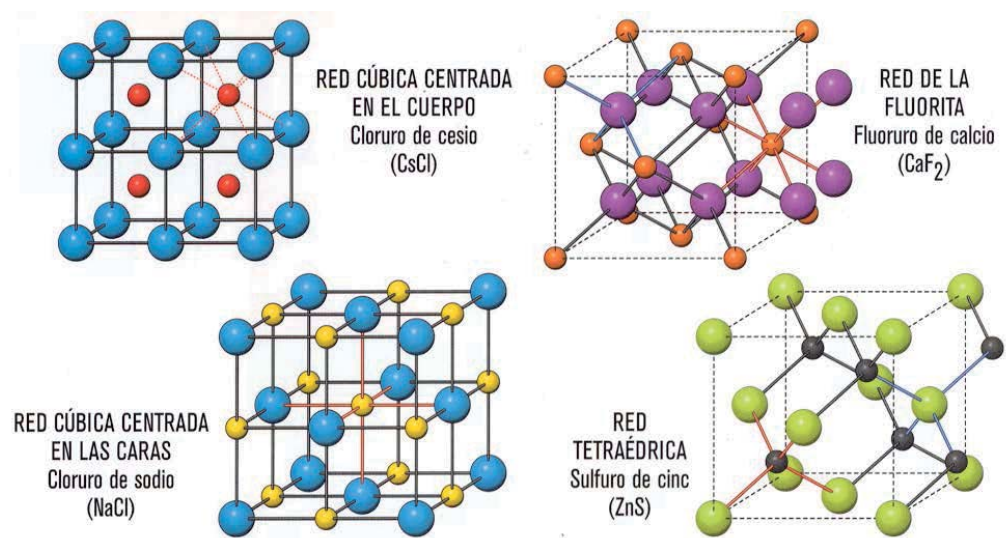
- Según el **principio general de conservación de la energía**, la energía del proceso global es la suma de las energías de los procesos elementales que lo integran:

$$\Delta H_{f, \text{NaCl}} = \Delta H_{S, \text{Na}} + \frac{1}{2} \Delta H_{D, \text{Cl}_2} + \Delta H_{\text{EI}, \text{Na}} + \Delta H_{\text{AE}, \text{Cl}} + \Delta H_{U, \text{NaCl}} = \Delta H_{f, \text{NaCl}} = -411 \text{ kJ/mol}$$

## 2.- Enlace iónico.

### 2.3.- Estructura de los cristales iónicos.

- Los iones que forman un compuesto iónico se ordenan siguiendo una estructura geométrica perfectamente definida y **forman una red cristalina o cristal iónico**. Se distingue en ella una forma básica que se denomina **celda unidad**, que se repite indefinidamente en todo el cristal.
- **La forma en que se disponen los iones de una red cristalina iónica depende, de la proporción de aniones y cationes** (se agruparán en la red manteniendo su electroneutralidad) **y de sus respectivos tamaños** (sus radios marcarán las distancias de equilibrio entre sí).



- Se llama **índice de coordinación** al número de iones de un tipo que rodean a otro ion de signo opuesto en su esfera más próxima. Su valor es una característica fundamental del tipo de red que se forma.

## 2.- Enlace iónico.

### 2.4.- Factores que afectan a la fortaleza del enlace iónico.

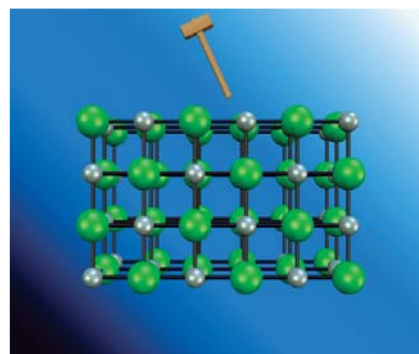
- **La estabilidad de un compuesto iónico viene determinada por su entalpía de formación ( $\Delta H_f$ );** así, cuanto más negativa sea esta, más estable será el compuesto con respecto a los elementos que lo integran.
- La energía de red es una medida de la estabilidad del cristal iónico, y cuanto mayor sea, más difícil será romper el cristal.
- Cualitativamente, la energía reticular, dado el carácter electrostático que posee la interacción entre iones, depende de:
  - **La carga iónica:** Cuanto mayor sea la carga, mayor será la intensidad con la que interaccionan los iones, y la energía reticular.
  - **La distancia interiónica.** Cuanto menor sea la distancia entre los iones, mayor será la interacción, y el valor de la energía reticular.
  - **La disposición de los iones dentro de la red.** Según la distribución de los iones dentro de la estructura cristalina, pueden obtenerse distintos valores de la energía reticular para compuestos de valores semejantes de la distancia interiónica y de la carga, ya que la influencia de un ion sobre el resto se extiende a todos los iones de la red.
- **Los compuestos iónicos no forman moléculas.** En un cristal existen muchos iones positivos y negativos colocados de forma ordenada, por lo que a diferencia de lo que sucede con los compuestos covalentes, no forman moléculas.

## 2.- Enlace iónico.

### 2.5.- Propiedades de los compuestos iónicos.

- Algunas de las **propiedades físicas** que presentan los compuestos iónicos, como ocurre con los puntos de fusión y ebullición, la dureza, la solubilidad o la conductividad eléctrica, **están relacionadas directa o indirectamente con su energía reticular.**
- **Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.**

Compuesto iónico	Punto de Fusión °C
NaF	990
NaCl	800
NaBr	750
NaI	660
MgO	2664
CaO	2570
SrO	2430
BaO	1925

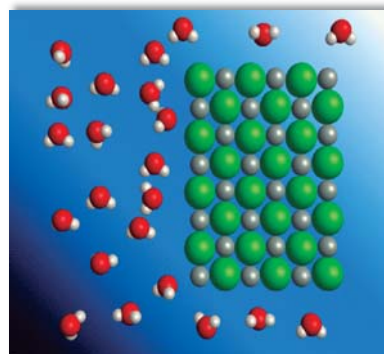
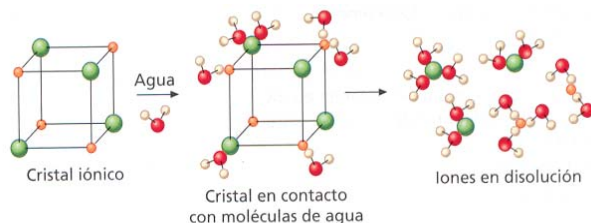


- **Tienen altos puntos de fusión y ebullición.** A temperaturas elevadas se consigue aportar la suficiente energía para alcanzar la energía reticular de la red, es decir, para vencer las interacciones electrostáticas y separar los iones de la red cristalina.
- **Son duros** (oposición a ser rayados) y **frágiles** (un golpe seco altera la red).
- A.1. Sean dos elementos A y B cuyos números atómicos son  $Z(A) = 28$  y  $Z(B) = 35$ . En caso de que los elementos A y B se pudieran combinar para formar un compuesto estable y neutro, ¿qué fórmula crees más probable para este compuesto?
- A.2. Supongamos que los sólidos cristalinos de cada uno de los grupos siguientes cristalizan en la misma red: I) NaF, KF, LiF; II) NaCl, NaCl, NaBr; III) MgS, CaS. a) ¿Cuál es el compuesto de mayor energía reticular de cada grupo?; b) ¿Cuál es el compuesto de menor punto de fusión de cada grupo?

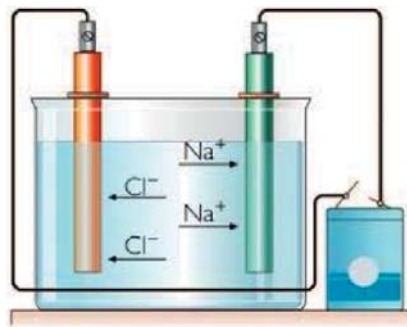
## 2.- Enlace iónico.

### 2.5.- Propiedades de los compuestos iónicos.

- La mayoría son **solubles en disolventes polares que como el agua**, tienen una cierta carga eléctrica de distinto signo a cada lado de la molécula. Pero ninguno en disolventes orgánicos apolares (gasolinas, benceno,...).



- En **estado sólido no conducen la electricidad**, sin embargo **fundidos o en disolución** se convierten en **conductores de la electricidad** porque, en este caso, los iones positivos y negativos tienen libertad de movimiento.



- A.3. Indica cómo aplicarías el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular del fluoruro de litio y calcula el calor de formación de dicho compuesto a partir de los siguientes datos: Energía de sublimación del Li: 155,4 kJ/mol; Potencial de ionización del Li: 520 kJ/mol; Energía de disociación del  $F_2 = 150,5$  kJ/mol; Afinidad electrónica del flúor = -332 kJ/mol; Energía reticular del LiF = -1021 kJ/mol.

## 3.- Enlace covalente.

- El enlace covalente** se forma cuando los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar su capa de valencia, según la regla del octeto, adquiriendo así estabilidad. El enlace covalente se establece cuando se combinan elementos con electronegatividades altas y parecidas (elementos no metálicos).

- Enlace covalente apolar:** los átomos que se combinan tienen la misma electronegatividad, los electrones compartidos pertenecen por igual a ambos átomos.
- Enlace covalente polar:** cuando se combinan átomos con distinta electronegatividad, los electrones compartidos se distribuyen de forma asimétrica y más próximos al elemento con mayor electronegatividad.
- Un enlace covalente polar es un enlace covalente con cierto carácter iónico;** la proporción depende de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que se enlazan, como se observa en la tabla:

Diferencia de electro - negatividad entre X e Y	Tipo de enlace X - Y
> 1,7	Principalmente Iónico
0,4 - 1,7	Covalente polar
< 0,4	Principalmente Covalente
0	Covalente apolar

### Tipos de sustancias covalentes

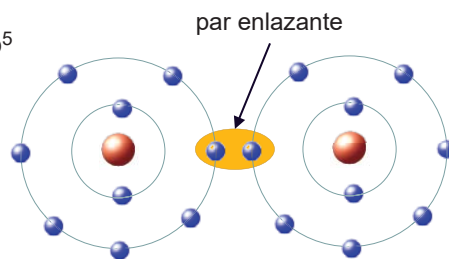
- Covalentes moleculares:** en la mayoría de las sustancias covalentes, los enlaces se establecen entre un pequeño número de átomos que forman la molécula. Como ejemplos: las moléculas de  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2O$ ,  $H_2O$ .
- Sólidos covalentes:** sustancias formadas por muchos átomos unidos por enlaces covalentes. En ellas no existen moléculas, sino redes cristalinas que dan lugar a sustancias en estado sólido. Como el diamante, el grafito, la sílice, etc.

### 3.- Enlace covalente.

#### 3.1.- Teoría de Lewis aplicada al enlace covalente.

Ejemplo: La molécula de flúor:  $F_2$

- Configuración electrónica del átomo de flúor:  $1s^2 2s^2 2p^5$



#### • Diagramas de Lewis:

- Lewis propuso representar los electrones de la última capa en parejas o aislados mediante puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento:



- Los electrones que se comparten formando un enlace covalente reciben el nombre de **electrones de enlace**, mientras que el resto de electrones que completan el octeto y que no se encuentran involucrados en el enlace, se denominan **electrones de no enlace o pares no enlazantes**.

### 3.- Enlace covalente.

#### 3.1.- Teoría de Lewis.

Enlace sencillo	Enlace doble	Enlace triple
$H \cdot + \cdot H \rightarrow H:H \quad H-H$	$\cdot\ddot{O} \cdot + \cdot\ddot{O} \cdot \rightarrow \ddot{O}::\ddot{O} \quad O=O$	$\cdot\ddot{N} \cdot + \cdot\ddot{N} \cdot \rightarrow \ddot{N}:::\ddot{N} \quad N \equiv N$
<ul style="list-style-type: none"> <li>Molécula de hidrógeno, <math>H_2</math></li> <li>Se comparte un par de electrones.</li> <li>La molécula se forma mediante un enlace covalente simple. H: <math>1s^1</math></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Molécula de oxígeno, <math>O_2</math></li> <li>Se comparten dos pares de electrones.</li> <li>La molécula se forma mediante un enlace covalente doble. O [He] <math>2s^2 2p^4</math></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Molécula de nitrógeno, <math>N_2</math></li> <li>Se comparten tres pares de electrones.</li> <li>La molécula se forma mediante un enlace covalente triple. N [He] <math>2s^2 2p^3</math></li> </ul>

#### • Moléculas covalentes heteronucleares:

Un enlace: HCl	Dos enlaces: $H_2O$
$H \cdot + \cdot\ddot{Cl} \cdot \rightarrow H:\ddot{Cl} \cdot \rightarrow H-\ddot{Cl}$	$H \cdot + H \cdot + \cdot\ddot{O} \cdot \rightarrow H:\ddot{O}:H \rightarrow H-O-H$
Tres enlaces: $NH_3$	Cuatro enlaces: $CH_4$
$3H \cdot + \cdot\ddot{N} \cdot \rightarrow H:\ddot{N}:H \rightarrow H-N-H$	$4H \cdot + \cdot\ddot{C} \cdot \rightarrow H:\ddot{C}:H \rightarrow H-C-H$

- La formación de un enlace doble o triple implica una unión más fuerte entre los átomos: aumentan los pares de electrones compartidos, se incrementan las fuerzas de atracción entre éstos y los núcleos.
- La distancia entre los dos núcleos, denominada **longitud de enlace**, sea menor que en un enlace sencillo.
- La energía necesaria para romper el enlace, denominada **energía de disociación**, se hace mayor.



### 3.- Enlace covalente.

**3.1.-** Para establecer las **estructuras de Lewis** en sustancias no tan simples podemos hacer uso de las siguientes reglas:

1. Colocar los átomos de la molécula de la forma más simétrica posible.
2. Determinar los electrones disponibles en la capa externa de cada uno de los átomos de la molécula. Si la molécula es una especie cargada, anión o catión, añadimos un electrón por cada carga negativa, y restamos uno por cada carga positiva (A).
3. Calcular el total de electrones que caben en la capa de valencia de todos los átomos de la molécula (N).
4. El número total de electrones compartidos se obtiene al restar los disponibles de los que caben, es decir,  $N - A$ .
5. Colocar el resultado anterior, es decir, los pares electrónicos compartidos, enlazando los átomos.
6. Colocar el resto de los electrones como pares no compartidos para completar el octeto de todos los átomos.

Ejemplo 1: Dibujar la estructura de Lewis del dióxido de carbono:  $\text{CO}_2$

Elemento	Estructura	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
C	$1s^2 2s^2 p^2$	4	8
O	$1s^2 2s^2 p^4$	6	8

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 4 + 6 \cdot 2 = 16$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 8 \cdot 2 = 24$
- Electrones compartidos:  $N - A = 24 - 16 = 8$  (cuatro enlaces)
- Electrones restantes:  $16 - 8 = 8$  (cuatro pares)
- Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente entre los átomos:



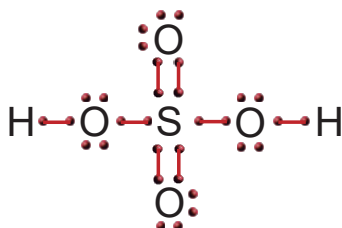
### 3.- Enlace covalente.

#### 3.1.- Estructuras de Lewis.

Ejemplo 2: Dibujar la estructura de Lewis el ácido sulfúrico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Elemento	Estructura	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
S	$[\text{Ne}] 3s^2 p^4$	6	8
O	$1s^2 2s^2 p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 6 + 6 \cdot 4 + 1 \cdot 2 = 32$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 8 \cdot 4 + 2 \cdot 2 = 44$
- Electrones compartidos:  $N - A = 44 - 32 = 12$  (seis enlaces)
- Electrones restantes:  $32 - 12 = 20$  (diez pares)
- Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente entre los átomos:



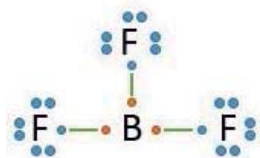
A.4. Escribe las fórmulas de Lewis que cumplan la regla del octeto para las especies:  $\text{COF}_2$ ;  $\text{ClO}_3^-$ ;  $\text{HCN}$ ;  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ .

### 3.- Enlace covalente.

#### 3.2.- Más allá de la regla del octeto.

Existen otros compuestos que forman enlaces covalentes y comparten más o menos pares de electrones de los necesarios para obtener la configuración de gas noble.

##### Octetos incompletos

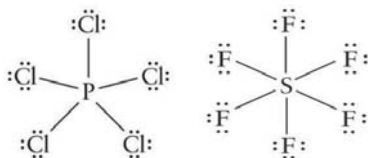


- El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el flúor.

##### Trifluoruro de boro

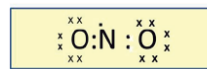
- El boro, el aluminio y otros elementos forman compuestos sin que sus átomos lleguen a completar el octeto, ya que sus electrones de la capa de valencia no les permiten formar más enlaces, es lo que ocurre, por ejemplo, en el tricloruro de boro o el trifluoruro de boro.

##### Octetos ampliados



- En el  $\text{PCl}_5$  el P comparte 5 pares de e.
- En el  $\text{SF}_6$  el S comparte 6 pares de e.
- **Pentacloruro de fósforo,  $\text{PCl}_5$  y hexafluoruro de azufre,  $\text{SF}_6$**
- En elementos del *tercer período* y *posteriores*, aparecen los orbitales tipo d, que pueden albergar más de 8 electrones.
- Esto permite formar más enlaces de los previstos por la regla de Lewis como ocurre, por ejemplo en el  $\text{SF}_6$  o en el  $\text{PCl}_5$ .

##### Moléculas con número impar de electrones



- En el NO el N queda con 7 electrones.
- En el  $\text{NO}_2$  el N queda con 5 electrones.

##### Moléculas NO y $\text{NO}_2$

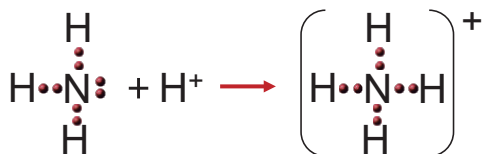
- Cuando los electrones de valencia de los átomos de una molécula suman un número impar, uno de estos átomos no conseguirá completar su octeto. En el monóxido de nitrógeno (NO) y el dióxido de nitrógeno, ( $\text{NO}_2$ ), el N presenta un electrón desapareado.

- A.5. La especie  $\text{BCl}_4^-$  se forma mediante el proceso  $\text{BCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{BCl}_4^-$ . Explica mediante diagramas de Lewis que tipo de enlace o enlaces pueden darse.

### 3.- Enlace covalente.

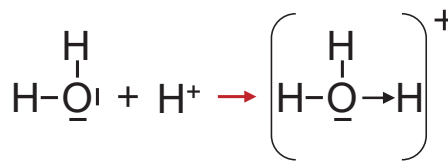
#### 3.2.- Enlace covalente dativo o coordinado.

- Un enlace covalente entre dos átomos consiste, en dos electrones compartidos que, en la mayoría de los casos, son aportados uno por cada átomo.
- **Se denomina enlace covalente dativo o covalente coordinado, cuando ambos electrones son aportados por el mismo átomo.**
- El enlace resultante tiene las mismas características que un enlace covalente ordinario, ya que los electrones son, de hecho, indistinguibles. A veces se representa el enlace dativo como una flecha dirigida del átomo dador al aceptor ( $\text{A} \rightarrow \text{B}$ ).
- **Ejemplos de moléculas con enlace covalente dativo:**



amoniaco  $\text{NH}_3$

ión amonio  $\text{NH}_4^+$



agua  $\text{H}_2\text{O}$

ión hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$

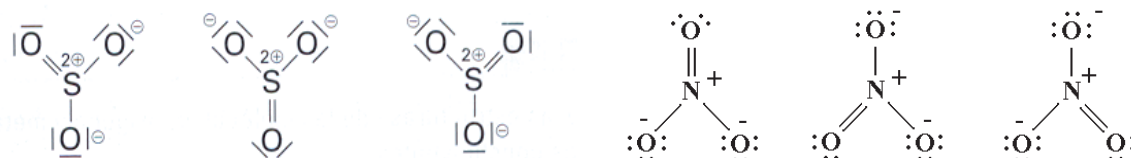
- El N de la molécula de  $\text{NH}_3$  posee un par solitario de electrones.
- En cambio, el ion  $\text{H}^+$  posee un orbital completamente vacío al haber perdido su único electrón.
- El solapamiento de los orbitales de uno y otro permite compartir los dos electrones del N con la formación de un **enlace covalente dativo**.
- La formación del ión hidronio se explica de forma semejante.

### 3.- Enlace covalente.

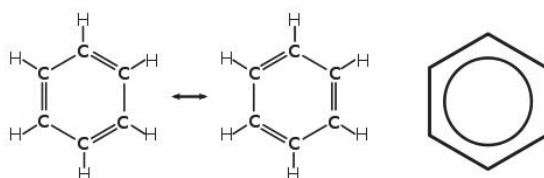
#### 3.3.- Resonancia.

- En bastantes casos es posible escribir más de una estructura de Lewis para la misma molécula o ion. Se llama **híbrido de resonancia** a la mezcla de estructuras, y se llama **forma o estructura de resonancia** a cada una de ellas.

- Molécula de trióxido de azufre, SO<sub>3</sub>, e ión nitrato:** siguientes estructuras en resonancia:



- Para cada compuesto**, los átomos de oxígeno son idénticos, las tres estructuras tienen la misma energía. Los tres enlaces tienen la misma longitud y energía. En un momento dado, es indistinguible cuál de los O está enlazado mediante un doble enlace al S, o al N y cuál no.
- Benceno:** cuyas estructuras de resonancia ya fueron propuestas por Kekulé en 1865:



- El benceno se representa habitualmente como un hexágono con un círculo inscrito para simbolizar la equivalencia de las posibles estructuras y que, de hecho, todos los enlaces C – C son equivalentes.
- La resonancia debe ser considerada como una mezcla de las diversas estructuras.

### 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

- La TRPECV** fue desarrollada por los británicos Sidgwick y Powell y predice la forma de las moléculas sencillas y sus ángulos de enlace a partir de sus estructuras de Lewis.

- El enlace covalente, es direccional. Por ello, cuando estudiamos moléculas poliatómicas con tres o más átomos, surgen las siguientes preguntas:
- ¿cómo estarán distribuidos los enlaces en el espacio?,
- ¿qué implicaciones tendrá la estructura de las moléculas en las propiedades de las sustancias?

- Las posiciones de los pares de electrones del átomo central de una molécula obedecen a que:**

- Tanto los pares de electrones que forman enlace, como los pares no enlazantes, se sitúan tan lejos como sea posible los unos de los otros debido a que se repelen eléctricamente.
- El efecto repulsivo de un par no enlazante es mayor al de un par enlazante, de modo que las fuerzas de repulsión entre pares de electrones se ordenan:



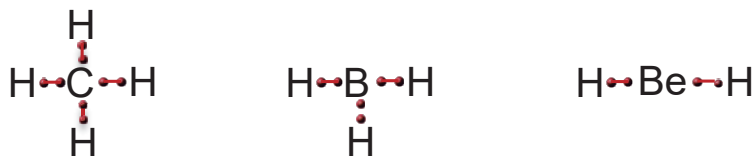
- Los dos pares de electrones de un enlace doble o los tres de un enlace triple mantienen a los átomos unidos en las mismas posiciones que un enlace simple. Por ello, al dilucidar la forma de moléculas con dobles o triples enlaces, los pares de electrones de los enlaces múltiples se toman como si se tratase de un único par.
- Para determinar las estructuras geométricas de las moléculas distinguiremos dos casos:
- Moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes.**
- Moléculas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y pares no enlazantes.**

## 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

### 4.1.- Geometría de las moléculas.

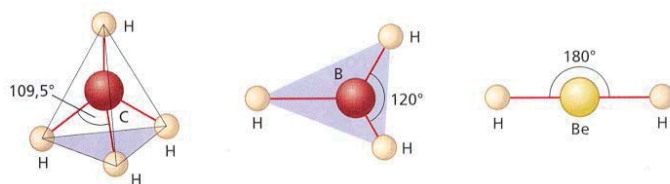
#### • Moléculas cuyo átomo central sólo tienen pares enlazantes.

- Las moléculas de metano,  $\text{CH}_4$ , trihidruro de boro,  $\text{BH}_3$ , e hidruro de berilio,  $\text{BeH}_2$ , de acuerdo con sus estructuras de Lewis, son moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.



- Según el modelo TRPECV, ¿qué ángulos formarán, en cada caso, los enlaces covalentes de las moléculas de  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BH}_3$  y  $\text{BeH}_2$ ?

- Molécula de metano,  $\text{CH}_4$ :** presenta cuatro pares de electrones compartidos o enlazantes. La repulsión entre ellos hace que los átomos de hidrógeno ocupen los vértices de un tetraedro regular, con el carbono en el centro. El ángulo que forman entre sí los enlaces  $\text{H}-\text{C}$  es de  $109,47^\circ$ .



- Molécula de trihidruro de boro,  $\text{BH}_3$ :** átomo central rodeado por tres pares de electrones enlazantes que se distribuirán, para minimizar las repulsiones, hacia los vértices de un triángulo equilátero, ángulos de  $120^\circ$ .
- Molécula de hidruro de berilio,  $\text{BeH}_2$ ,** contiene sólo dos pares de electrones compartidos, que se sitúan a la máxima distancia uno del otro, dando lugar a una distribución lineal, formando un ángulo de  $180^\circ$ .

## 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

### 4.1.- Geometría de las moléculas.

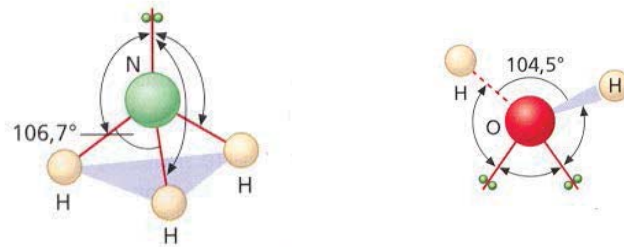
#### • Moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes.

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula
$\text{AB}_2$	$\text{BeCl}_2$	$\text{Cl}:\text{Be}:\text{Cl}$	2		$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ Lineal
$\text{AB}_3$	$\text{BF}_3$		3		 Plana trigonal
$\text{AB}_4$	$\text{CH}_4$		4		 Tetraédrica
$\text{AB}_5$	$\text{PCl}_5$		5		 Bipiramidal trigonal
$\text{AB}_6$	$\text{SF}_6$		6		 Octaédrica

#### 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

##### 4.2.- Geometría de las moléculas.

- **Moléculas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y pares no enlazantes.**
- **La molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$ ,** tiene un átomo central rodeado por tres pares de electrones enlazantes y un par de electrones no enlazantes. De acuerdo con ello, los pares de electrones se disponen formando una distribución tetraédrica.
- Sin embargo, el par no enlazante, al no estar compartido, estará más atraído por el núcleo y aumentará la repulsión que ejerce sobre los pares enlazantes. Se justifica así el ángulo experimental que presentan entre sí los enlaces N – H, que es de  $106,7^\circ$ .



- **La molécula de agua,  $\text{H}_2\text{O}$ ,** según su estructura de Lewis, contiene dos pares de electrones enlazantes y dos pares no enlazantes. Los cuatro pares de electrones se repelen entre sí dando lugar, al igual que en el amoníaco, a una distribución tetraédrica.
- Las repulsiones entre los pares no enlazantes hacen que los ángulos de enlace se contraigan aún más, justificando de esta forma el ángulo experimental que presentan los enlaces H – O, que es de  $104,5^\circ$

#### 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

##### 4.2.- Geometría molecular.

- **Moléculas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y pares no enlazantes.**

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares libres	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula
$\text{AB}_2\text{E}$	$\text{SO}_2$		2	1	 Plana trigonal	 Angular
$\text{AB}_2\text{E}_2$	$\text{H}_2\text{O}$		2	2	 Tetraédrica	 Angular
$\text{AB}_3\text{E}$	$\text{NH}_3$		3	1	 Tetraédrica	 Piramidal trigonal

#### 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

##### 4.2.- Geometría de algunos iones.

Ion	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares libres	Distribución de los pares electrónicos	Geometría del ion
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (Nitrito)		2	1		Angular
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (Carbonato)		3	0		Triangular plana
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (Clorato)		3	1		Piramidal trigonal

- A.6. Dadas las moléculas: CCl<sub>4</sub>, BF<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, Be<sub>2</sub> a) Representa sus estructuras de Lewis; b) Predice la geometría de cada una de ellas según la TRPECV; c) Indica la polaridad de cada una de las moléculas.

#### 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

##### 4.3.- Polaridad de un enlace y polaridad de las moléculas.

- Enlace covalente polar:** En numerosas situaciones la diferencia de electronegatividad de los átomos implicados no da lugar a una transferencia neta de carga (formación de iones), pero origina una distribución desigual de los electrones que participan en el enlace, y se forma lo que conocemos como un enlace covalente polar.
- En los enlaces covalentes entre átomos de diferentes elementos, casos: H – Cl, N – H, C – O, etc., los electrones enlazantes no se hallan igualmente compartidos, a causa de la diferencia de electronegatividad entre los elementos.
- Existe un desplazamiento de la densidad electrónica hacia el átomo más electronegativo, δ (-), y un predominio de carga positiva, δ (+), sobre el átomo con menos electronegatividad.
- Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos, mayor será la polaridad o el carácter iónico del enlace.**



Molécula de cloruro de hidrógeno.  
Es una molécula polar.

- Molécula de cloruro de hidrógeno, HCl:** distribución asimétrica de la densidad de carga; el par de electrones compartidos se halla desplazado hacia el átomo de cloro, y se origina una «pequeña carga positiva» cerca del átomo de hidrógeno. Estas cargas, iguales y de signo contrario, constituyen lo que conocemos como un **dipolo**.
- La polaridad de los enlaces covalentes se mide por su **momento dipolar**.
- El momento dipolar  $\mu$  es una magnitud vectorial** cuyo módulo se define como el producto de la distancia  $d$  que separa dos cargas de igual magnitud y de signo contrario por el valor absoluto  $Q$  de una de ellas. Su sentido es desde la carga positiva a la negativa. (Su unidad es el debye:  $1 D = 3,34 \cdot 10^{-30} C \cdot m$ )
- A.6. Dadas las moléculas: CCl<sub>4</sub>, BF<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, Be<sub>2</sub> a) Representa sus estructuras de Lewis; b) Predice la geometría de cada una de ellas según la TRPECV; c) Indica la polaridad de cada una de las moléculas.

## 4.- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

### 4.3.- Polaridad de un enlace y polaridad de las moléculas.

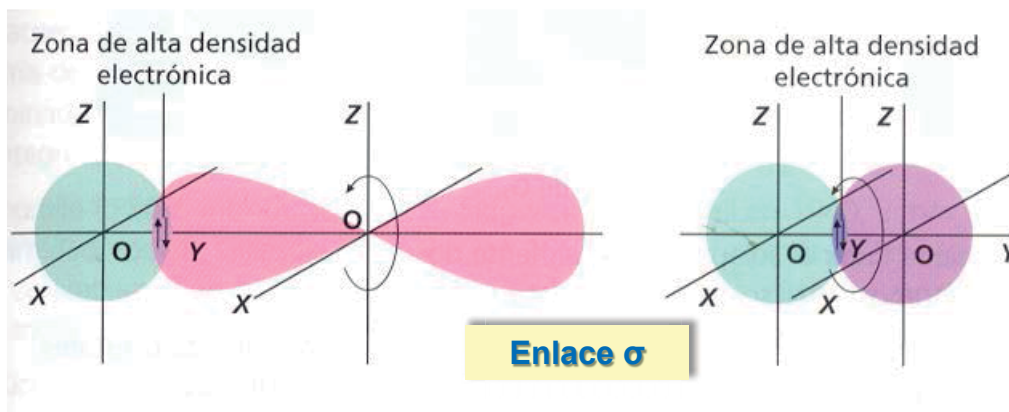
- Una molécula poliatómica decimos que está polarizada si tiene un momento dipolar resultante no nulo.
- El momento dipolar de una molécula es la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces presentes en la molécula.
- El que una molécula sea dipolar depende de varios factores:
  - La presencia de enlaces polarizados.
  - La orientación de los enlaces polarizados.
- Una molécula que posee varios momentos dipolares puede no estar polarizada si la suma vectorial de estos momentos es nula. En tal caso, los centros de distribución de cargas positivas y negativas coinciden con el centro geométrico de la molécula.

	$CO_2$	$BCl_3$	$H_2O$	$NH_3$
Estructura de Lewis				
Geometría molecular	Lineal O—C—O	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular 
Enlaces polarizados	2 $O^{\ominus} \overset{\oplus}{C} \overset{\oplus}{O}$ Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3  Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2  Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3  Hay $\vec{\mu}$ resultante.
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 D$ Dipolo	$\mu_r = 1,46 D$ Dipolo

## 5.- Teoría del enlace de valencia.

### 5.2.- Enlaces sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ).

- El solapamiento (es decir, acercamiento y superposición) entre los orbitales se realiza a lo largo de una determinada orientación, lo que confiere a estos enlaces un carácter direccional.
- Cuando el solapamiento es frontal, esto es, sobre el mismo eje, tanto de orbitales s como de orbitales p consigo mismos o entre sí, el enlace se denomina **enlace sigma,  $\sigma$** . En él, la región de densidad electrónica máxima rodea al eje internuclear.

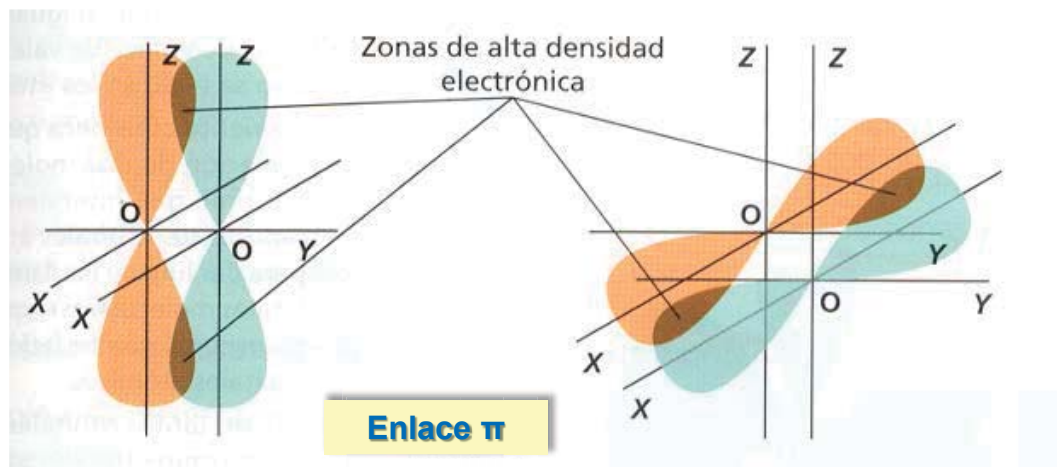


- En el enlace sigma puede existir libre giro de un átomo con respecto al otro, ya que la zona de solapamiento entre las nubes electrónicas no se modifica.

## 5.- Teoría del enlace de valencia.

### 5.2.- Enlaces sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ).

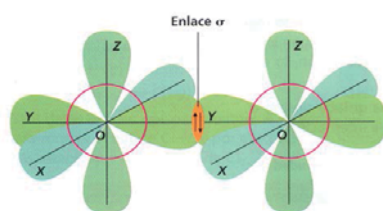
- Si el solapamiento es **lateral**, es decir sobre ejes paralelos, de los orbitales p, se denomina **enlace pi,  $\pi$** . El enlace pi no rodea completamente al eje internuclear, deja una zona de densidad electrónica nula.



- En el enlace pi no puede existir libre giro de un átomo con respecto a otro, ya que la zona de solapamiento entre las nubes electrónicas desaparecería, y se rompería el enlace.
- Cuanto mayor sea el solapamiento entre los orbitales, tanto más estable será el enlace, por tanto, **los enlaces sigma son más estables que los pi**.

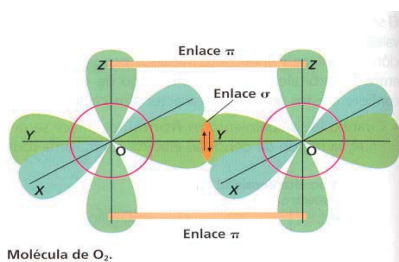
## 5.- Teoría del enlace de valencia.

### 5.2.- Moléculas de $\text{Cl}_2$ , $\text{O}_2$ y $\text{N}_2$



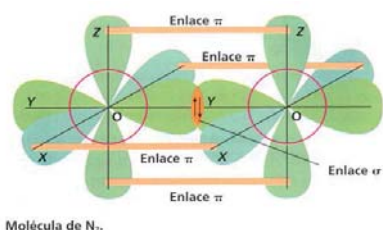
- **El átomo de cloro:** configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ . Posee un electrón desapareado en un orbital 3p.

- La unión entre los dos átomos de cloro se produce por el solapamiento frontal de dos orbitales 3p, cada uno de ellos con un electrón desapareado y con espines opuestos que forman un **enlace sigma**.



- **El átomo de oxígeno:** configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . Posee dos electrones desapareados en dos orbitales del tipo 2p.

- La unión entre dos átomos de oxígeno tiene lugar al solaparse frontalmente dos orbitales 2p, uno de cada uno de los átomos, y al solaparse lateralmente los dos orbitales 2p restantes, cada uno de ellos con un electrón desapareado y con espines opuestos, **en el primer caso se forma un enlace sigma, y en el segundo, un enlace pi**.



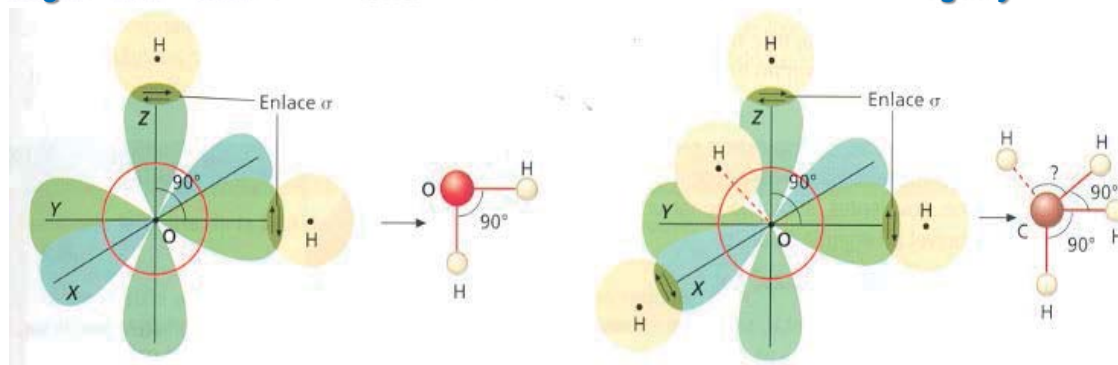
- **El átomo de nitrógeno:** configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ .
- Posee tres electrones desapareados en tres orbitales del tipo 2p.

- Cuando dos átomos de nitrógeno se unen, dos orbitales 2p, cada uno de un átomo diferente, se solapan frontalmente, dando lugar a un **enlace sigma**. El resto de los orbitales 2p se solapan lateralmente, **originando dos enlaces pi**.



## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

- Según la teoría del E.V., un enlace covalente se forma cuando se solapan dos orbitales, cada uno de ellos con un electrón desapareado, y con espines opuestos.
- Como los orbitales atómicos son direccionales, los enlaces químicos deben ser también direccionales. La dirección del enlace formado será aquella en la que el solapamiento entre los dos orbitales atómicos sea mayor.
- **Según dicha teoría estas serían las estructuras de las moléculas de agua y de metano:**



- Sin embargo, se comprueba experimentalmente que:
- **Los enlaces en la molécula de agua presentan un ángulo de 104,5°**
- **Los cuatro enlaces del metano son equivalentes, y el ángulo de enlace es de 109° 28'.**

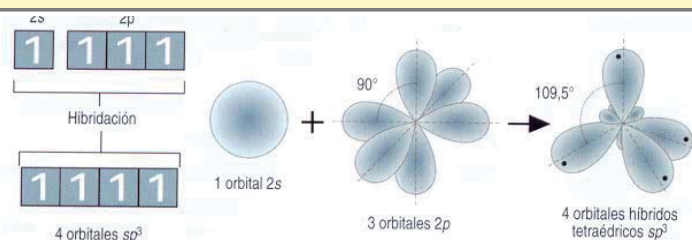
### ¿Cómo podemos explicar estos hechos?

- **La hibridación** es el proceso mediante el cual los orbitales atómicos de un átomo se combinan para dar lugar a otros nuevos, **orbitales híbridos**, de modo que en los enlaces se favorezca el máximo solapamiento y se minimice la energía.

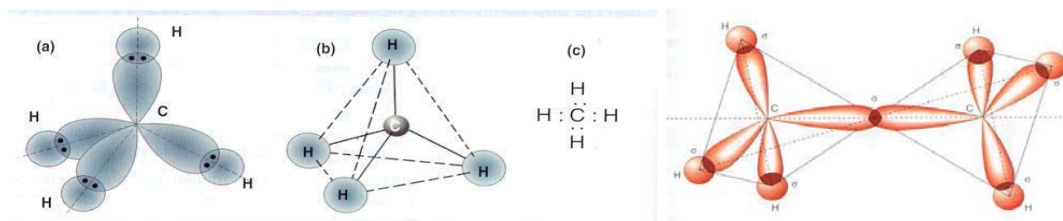
## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

### 6.1.- Hibridación $sp^3$

- La hibridación de un orbital s y tres orbitales p produce cuatro orbitales híbridos  $sp^3$ .
- Los orbitales  $sp^3$  están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular, formando entre sí ángulos de 109,5°.



- **Mediante este tipo de hibridación se explica, la estructura del metano.**
- La molécula de metano,  $CH_4$ , **según los datos experimentales**, contiene cuatro enlaces C – H exactamente iguales que forman entre sí ángulos de 109° 28'.
- Los cuatro orbitales atómicos puros, uno s y tres p, se combinan entre sí y forman cuatro orbitales idénticos en forma y energía denominados **orbitales híbridos  $sp^3$** .
- Cada hidrógeno se solapa frontalmente, enlace tipo  $\sigma$ , con uno de los orbitales híbridos.

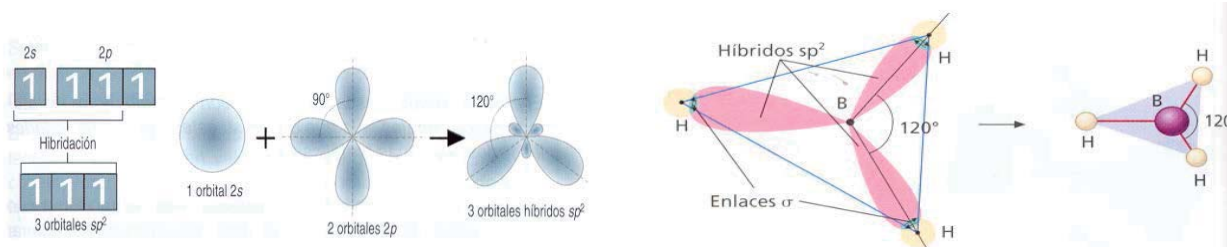


- **Molécula de etano ( $CH_3 - CH_3$ )** existen cuatro enlaces  $\sigma$  para cada carbono:
- Tres por solapamiento entre orbitales híbridos  $sp^3$  del carbono y 1s puros de los hidrógenos.
- El cuarto entre híbridos  $sp^3$  de los dos carbonos.

## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

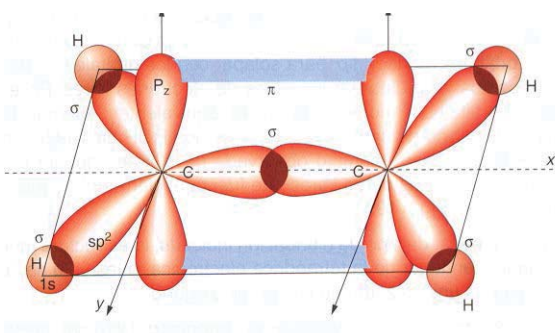
### 6.2.- Hibridación $sp^2$

- Cuando se combinan un orbital s con dos orbitales p se forman tres orbitales híbridos  $sp^2$ .
- Los nuevos orbitales están situados en un mismo plano y forman entre sí ángulos de  $120^\circ$ .
- Se mantiene un orbital p sin hibridar.



La **molécula de trihidruro de boro,  $BH_3$** , muestra tres enlaces B – H equivalentes que forman entre sí ángulos de  $120^\circ$ .

El boro,  $1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ , a partir de un orbital atómico uno s y dos p, forma tres orbitales híbridos  $sp^2$ , que forman enlaces  $\sigma$  con los orbitales 1s de los átomos de hidrógeno.

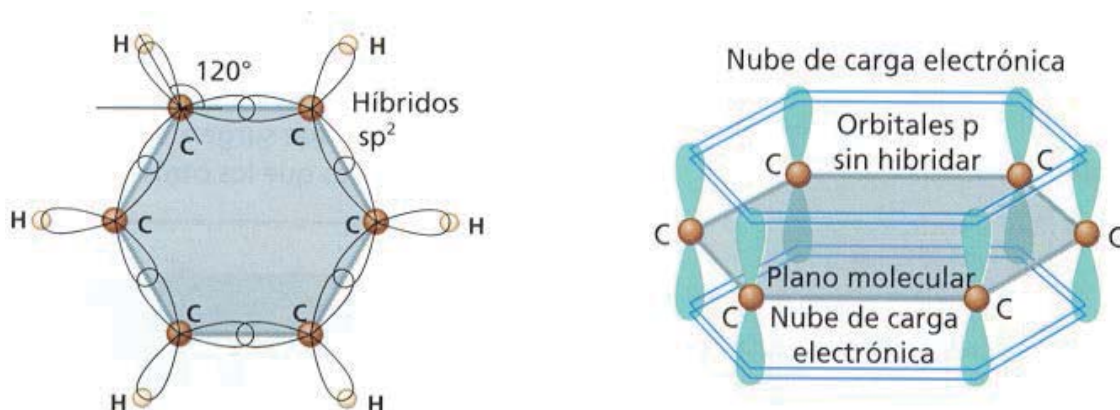


- Enlaces dobles del carbono ( $C = C$ ), por ejemplo, en la **molécula de eteno ( $CH_2 = CH_2$ )**:
- El carbono presenta una hibridación  $sp^2$ .
- Cada uno de los tres orbitales híbridos formados contiene un electrón desapareado.
- El cuarto electrón se halla en un orbital 2p puro, perpendicular al plano formado por los orbitales híbridos.

## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

### 6.2.- Molécula de Benceno

- La geometría de la molécula de  $C_6H_6$  es la de un hexágono regular; además es plana. En el plano molecular, cada C presenta **hibridación  $sp^2$**  de los cuatro orbitales de valencia del C, sólo se hibridan tres y el cuarto permanece sin hibridar.

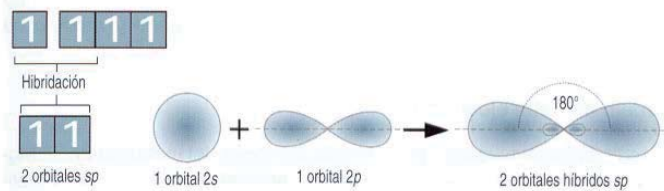


- Los orbitales híbridos se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de  $120^\circ$ .
- Cada orbital híbrido se enlaza con sus carbonos vecinos y con cada uno de los hidrógenos, mediante solapamiento frontal  $\sigma$ .
- **Los orbitales no hibridados, perpendiculares al plano de la molécula, se enlazan entre sí mediante solapamiento  $\pi$ ; esto genera una nube de densidad electrónica por encima y por debajo del plano molecular, que ofrece una gran estabilidad a toda la molécula.**

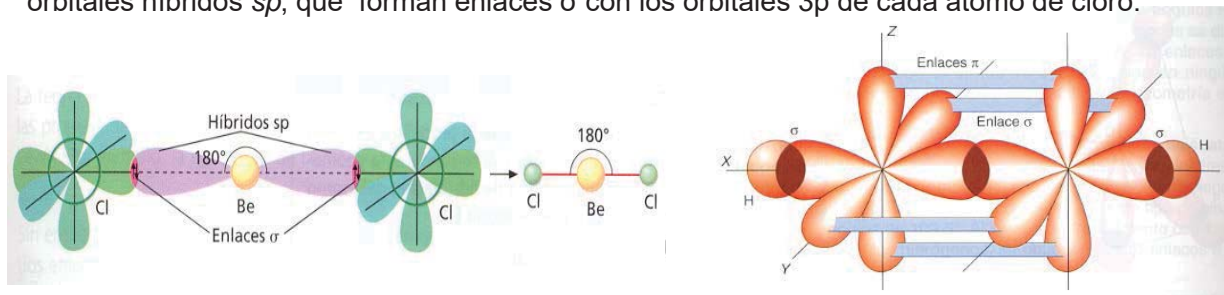
## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

### 6.3.- Hibridación sp

- Los orbitales  $sp$  se forman por combinación de un orbital  $s$  con uno  $p$ .
- Los nuevos orbitales son lineales, por lo que forman un ángulo de  $180^\circ$ .
- En cada átomo se mantienen dos orbitales sin hibridar.



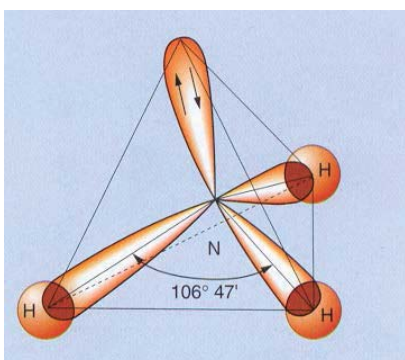
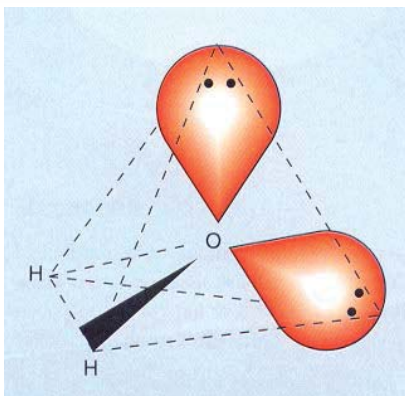
- **La molécula de dicloruro de berilio,  $BeCl_2$** , posee enlaces  $Cl - Be - Cl$  de  $180^\circ$ , y las distancias de enlace  $Cl - Be$  son iguales para ambos enlaces.
- El berilio,  $1s^2 2s^2 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ , a partir de un orbital atómico uno  $s$  y uno  $p$ , forma dos orbitales híbridos  $sp$ , que forman enlaces  $\sigma$  con los orbitales  $3p$  de cada átomo de cloro.



- En los compuestos orgánicos con triple enlace como el **acetileno ( $HC\equiv CH$ )** los carbonos presentan hibridación  $sp$ , se solapan frontalmente mediante enlace  $\sigma$  y lateralmente mediante dos enlaces  $\pi$ , (dos orbitales  $p$  sin hibridar, cada uno con un electrón desapareado, para crear el triple enlace). Los hidrógenos se unen, a cada carbono, mediante enlaces  $\sigma$ . La orientación espacial será la lineal (ángulos de  $180^\circ$ ).

## 6.- Hibridación de orbitales atómicos.

### 6.4.- Sustancias cuyo átomo contiene pares electrónicos solitarios



- **Molécula de agua  $H_2O$** , tiene dos pares electrónicos libres procedentes del átomo de oxígeno.
- Dos de los orbitales híbridos  $sp^3$  se solapan con los orbitales  $1s$  de los átomos de hidrógeno, y otros dos para albergar los pares de electrones libres.
- **Se dice que son orbitales híbridos  $sp^3$  no equivalentes.**
- La geometría molecular del agua no presenta ángulos de enlace  $H - O - H$  de  $109,5^\circ$  sino un poco menores, debido a la repulsión interelectrónica entre los pares libres.
- **A pesar del tipo de hibridación indicado, la estructura molecular será de tipo angular, en lugar de la tetraédrica.**
- **Molécula de amoníaco  $NH_3$** , es otro caso parecido, presenta hibridación  $sp^3$  con ángulos de enlace  $H - N - H$  de  $106,5^\circ$ , puesto que uno de sus cuatro orbitales híbridos no es equivalente al estar ocupado por un par electrónico libre; esto provoca repulsión sobre los enlaces cercanos y, por ello, el cierre angular observado. **La estructura molecular será piramidal triangular, similar a un tetraedro truncado.**
- La existencia de grupos voluminosos unidos al átomo central modifica el ángulo de enlace por cuestión del tamaño los átomos; se llama **efecto estérico.**

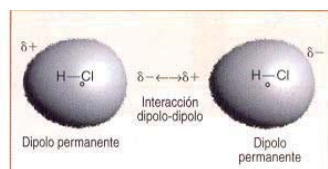
- A.7. Analiza la estructura de las siguientes moléculas:  $CH_3-COOH$  y  $CH\equiv C-NH_2$

## 7.- Fuerzas intermoleculares: fuerzas de Van der Waals.

### 7.1.- Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes.

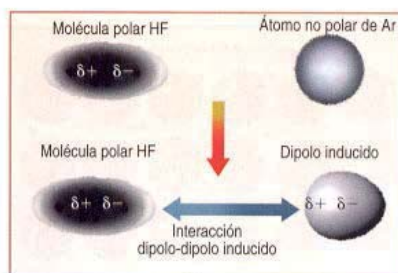
- En general, las fuerzas intermoleculares son **mucho más débiles** que las intramoleculares o a las que mantienen unidos a los cationes y aniones en la red iónica.
- Estas fuerzas están presentes en las sustancias covalentes cuando están en estado sólido o líquido.
- Los puntos de fusión y de ebullición proporcionan información de la mayor o menor magnitud de las fuerzas intermoleculares: cuanto más bajos son aquellos, menores son las fuerzas.

#### Fuerzas dipolo-dipolo



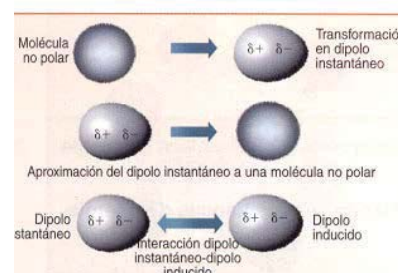
- Entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares.
- Cuanto mayor es el momento dipolar de las moléculas, mayor es la fuerza de atracción.
- Interacciones entre moléculas HCl en estado líquido o sólido.

#### Fuerzas dipolo-dipolo inducido



- Entre moléculas polarizadas y átomos no polares a los que por inducción los transforman en dipolos inducidos.
- Entre dipolo permanente e inducido aparece una débil fuerza atractiva.
- Interacciones entre las moléculas polares de HF y los átomos de Ar.

#### Fuerzas de dispersión

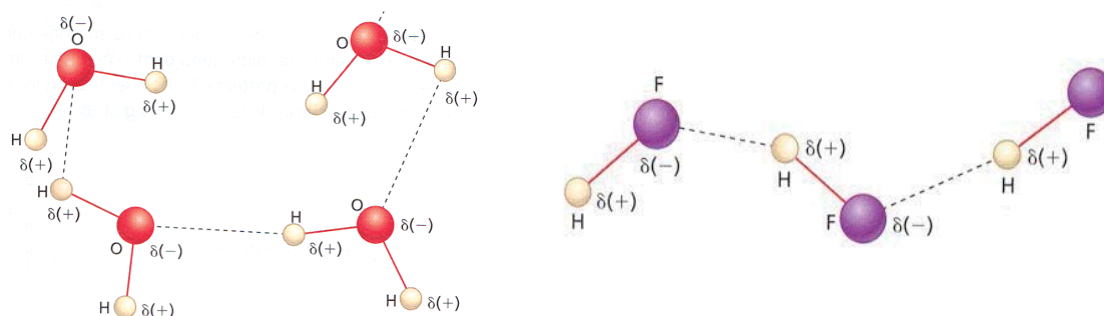


- Fuerzas entre moléculas no polarizadas.
- En un momento dado la molécula no polar desplaza la carga electrónica formándose un dipolo instantáneo, que puede polarizar otra molécula cercana formándose un dipolo inducido.
- Entre átomos de He, y moléculas de O<sub>2</sub>, de N<sub>2</sub> y otras.

## 7.- Fuerzas intermoleculares: fuerzas por puentes de hidrógeno.

**7.2.-** El tipo de enlace que aparece en aquellas sustancias que presentan átomos de hidrógeno unidos a átomos de elementos muy electronegativos y de volumen pequeño (F, O y N), se conoce con el nombre de **enlace por puentes de hidrógeno o enlace de hidrógeno**, porque el átomo de hidrógeno hace de puente de unión entre las moléculas.

- Aunque los enlaces de hidrógeno son débiles, comparados con los enlaces iónicos o covalentes, al repetirse muchas veces, originan polimerización del agua (H<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>, del amoníaco (NH<sub>3</sub>)<sub>n</sub> y del fluoruro de hidrógeno (HF)<sub>n</sub>. También se da en compuestos orgánicos tales como alcoholes, fenoles, ácidos, aminas, amidas, proteínas y ácidos nucleicos.
- Para romper estas uniones es necesario consumir grandes cantidades de energía, lo que justifica los altos puntos de fusión y ebullición que presentan.



- **Molécula de H<sub>2</sub>O:** la gran diferencia entre las electronegatividades de sus átomos origina un desplazamiento de la nube electrónica hacia el átomo más electronegativo, el oxígeno. Mientras, en el átomo de hidrógeno, debido a su pequeño volumen, se crea una fuerte densidad de carga positiva.
- Esta carga positiva atrae fuertemente a los dos pares de electrones no compartidos del oxígeno de otra molécula que están muy localizados. Esta fuerza atractiva que se manifiesta es de tipo dipolo-dipolo.
- **Igual ocurre en las moléculas de HF o NH<sub>3</sub>, entre otras muchas más.**

## 8.- Propiedades de las sustancias covalentes.

### • 8.1.- Sustancias moleculares.

• La mayor parte de las sustancias covalentes pertenecen a este grupo:

• **Elementos:** He, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>

• **Compuestos:** H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, SO<sub>3</sub>

### ▪ En las condiciones estándar, pueden ser:

- Gases, como O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>
- Líquidos, como H<sub>2</sub>O, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, Br<sub>2</sub>
- Sólidos, como I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>, naftaleno C<sub>10</sub>H<sub>20</sub>.

### ▪ En estado sólido, todas ellas forman redes cristalinas constituidas por moléculas unidas mediante débiles fuerzas internucleares.

▪ **Sus puntos de fusión y de ebullición son, por lo general, bajos**, ya que para fundir o hervir estas sustancias sólo es preciso romper las débiles fuerzas existentes entre sus moléculas. Estas temperaturas aumentan conforme crece la polaridad y el tamaño de las moléculas.

▪ **No son conductoras térmicas ni eléctricas**, ya que los electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces. Tampoco existen iones con carga neta.

▪ **Son generalmente insolubles en disolventes polares, como el agua, y solubles en líquidos covalentes orgánicos**, como benceno C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, hexano C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> y tetracloruro de carbono CCl<sub>4</sub>. Las moléculas que poseen moléculas polarizadas tienen mayor solubilidad en agua.

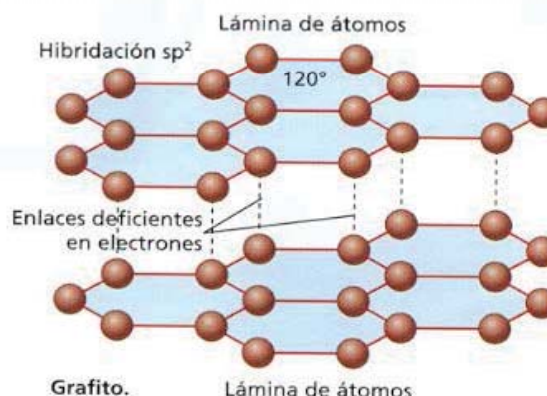
## 8.- Propiedades de las sustancias covalentes.

### • 8.2.- Sólidos covalentes o atómicos

• A este reducido grupo pertenecen, por ejemplo, los elementos carbono, en sus formas cristalinas diamante y grafito, boro, silicio, germanio y los compuestos SiO<sub>2</sub>, SiC y NB.



- Cristal perfecto e incoloro.
- Es el material más duro.
- Aislante eléctrico.



- A cada átomo le queda 1 electrón que no forma enlace covalente, lo que hace que pueda conducir electricidad.

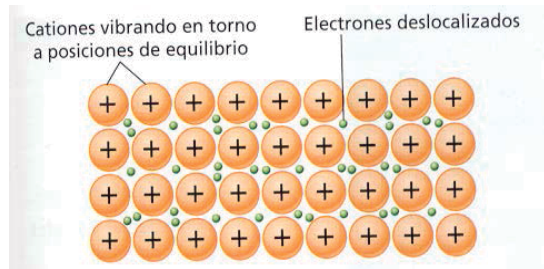
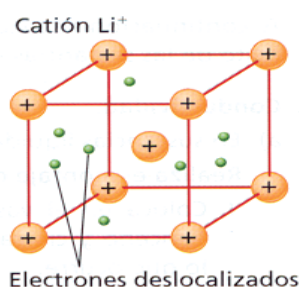
- **Puntos de fusión y ebullición muy elevados**, que suelen oscilar entre 1200 y 3600° C.
- **Muy baja conductividad eléctrica y térmica.**
- **Son insolubles en cualquier tipo de disolvente**, ya sea polar o apolar.
- **Gran resistencia a ser rayados**
- **En general, muy baja reactividad.**

## 9.- Enlace metálico.

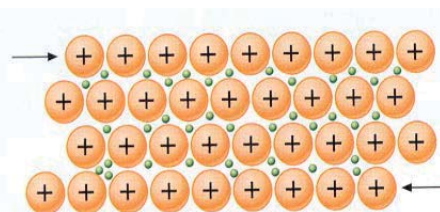
- **El enlace metálico:** fuerza de unión existente entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

- **Modelo de la nube electrónica**

- Se puede aplicar a cualquier metal. De acuerdo con él, un metal estaría formado por una red de iones positivos vibrando en torno a una posición de equilibrio, en cuyo interior habría una nube colectiva de electrones de valencia con gran libertad de movimiento, la cual actuaría como elemento de unión entre los iones positivos.
- Esta deslocalización de los electrones de valencia es precisamente una de las características fundamentales del enlace metálico



- El modelo de la nube electrónica explica sus propiedades:
- La gran movilidad de los electrones deslocalizados justifica que sean buenos conductores del calor y de la electricidad.
- El desplazamiento de los planos de la red metálica cuando se someten a una tensión, justifica su ductilidad y maleabilidad. La estructura sigue siendo la misma.



## 9.- Enlace metálico.

- **Propiedades del enlace metálico**

- Los sólidos metálicos poseen características que los diferencian de otros sólidos como los formados por enlaces iónicos. Algunas de las propiedades de los metales son brillo intenso, gran conductividad térmica y eléctrica, maleabilidad, ductilidad y resistencia a la tracción.

- **Estas propiedades tienen una explicación sencilla:**

- **Son sólidos a temperatura ambiente**, excepto el Hg.
- **Brillo intenso** debido a la capacidad que poseen los electrones de servir de enlace entre los cationes para captar y emitir energía electromagnética.
- **Conductividad eléctrica y térmica elevada** debido a la facilidad que tienen algunos electrones de valencia para moverse a través del sólido, y además, pueden adquirir gran energía cinética y ceder parte de esa energía para calentar la red cristalina.
- **Dúctiles y maleables**, se pueden estirar en hilos finos y en chapas. Se explican porque los cationes de la red, se desplazan fácilmente sin provocar repulsiones debido a la nube de electrones donde están inmersos.
- **Temperaturas de fusión y de ebullición son muy variadas.** Estas temperaturas están relacionadas con la fuerza del enlace metálico, que, a su vez, depende de la fuerza de atracción entre la nube electrónica y los iones positivos:
  - Cuanto menor es el volumen de los iones, mayor es dicha fuerza de atracción. La fuerza del enlace metálico disminuye al descender en un grupo del Sistema Periódico.
  - Cuantos más electrones de valencia tengan los átomos, mayor es el número de electrones de la nube electrónica. Por eso en los metales de transición la fuerza de enlace suele ser grande.

## 10.- Actividades.

---

A.8. ¿Qué tipo de enlace debe romperse para: disolver cloruro de calcio en agua; fundir aluminio; vaporizar bromo; fundir oro; disolver sal en agua; vaporizar agua?

A.9. Dadas las sustancias siguientes: cloro, sodio, diamante y bromuro de cesio, explica razonadamente: a) Estado físico de cada sustancia, en condiciones estándar; b) Enlace que presentan; c) Su conductividad eléctrica; d) Su solubilidad en agua.

A.10. Sabiendo que las energías de enlace de los halógenos cloro y bromo son, respectivamente, 239 y 190 en kJ/mol, ¿cómo explicas que la temperatura de fusión del bromo sea mayor?

A.11. El etanol ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ ) posee un punto de ebullición de  $78^\circ \text{C}$ , mientras que el del dimetiléter ( $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ ) es de  $-25^\circ \text{C}$ . Si ambos poseen la misma masa molar, ya que corresponden a la misma fórmula molecular,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ , ¿a qué se debe esa diferencia?