

# QUÍMICA GENERAL

## CLASE 3

**FECHA: 19/05**

# UNIDAD 3 “ENLACES QUÍMICOS”

Uniones iónicas, uniones covalentes

**Enlace iónico.** Concepto. Condiciones. Formación de compuestos iónicos. Estructura de los compuestos iónicos. Fórmulas de Lewis. Propiedades de compuestos iónicos.

**Enlace covalente:** Concepto. Condiciones. Regla del octeto. Enlaces polares y no polares. Propiedades de compuestos covalentes. Estructura de Lewis.

**Enlace metálico:** concepto. Estructura molecular.

**Polaridad de las moléculas**

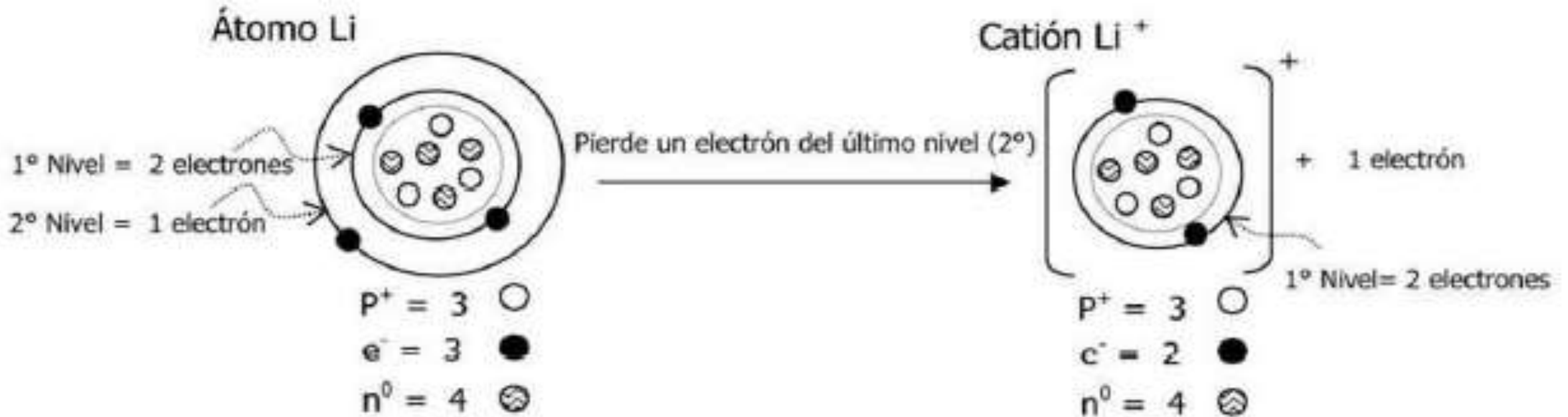
**Interacciones moleculares:** Interacciones dipolo-dipolo. Fuerzas de London. Puentes de Hidrógeno.

¿Qué es un ión?

El ión es una partícula cargada positivamente o negativamente

Ión

{ Cationes → Carga eléctrica positiva → Ocurre en los átomos del grupo de los metales  
Aniones → Carga eléctrica negativa → Ocurre en los átomos del grupo de los no metales



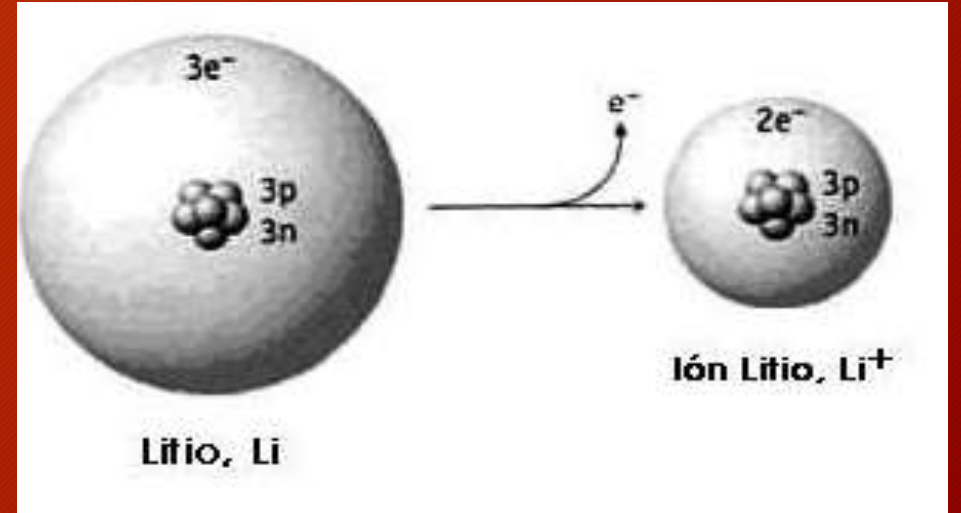


Para entender la formación de cationes tenemos que aprender la regla del octeto, que dice que siempre se pierden tantos  $e^-$  sean necesarios para:

**Dejar completo el nivel anterior:**

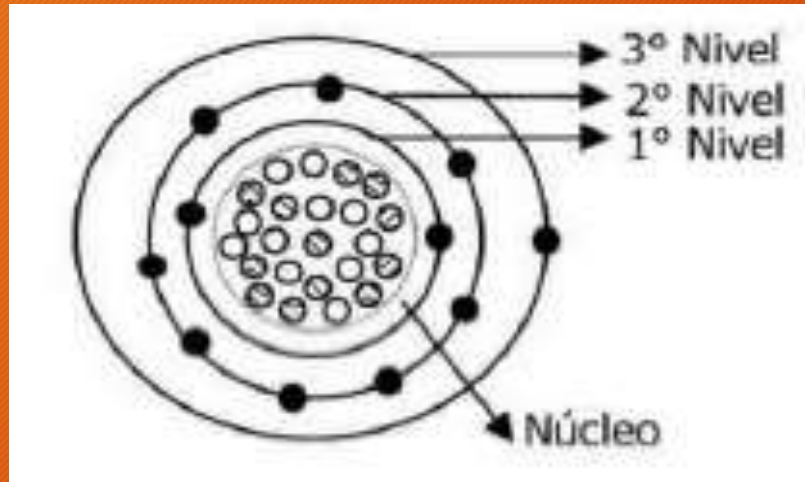
- Dejando 2  $e^-$  si es primer nivel ( $n=1$ )
- Dejando 8  $e^-$  si son los otros niveles ( $n=2, 3, 4, 5$  etc.)

Por eso el átomo de Litio pasa de tener 3 electrones a tener 2



# Iones y compuestos iónicos

Otro ejemplo: Na (Sodio)



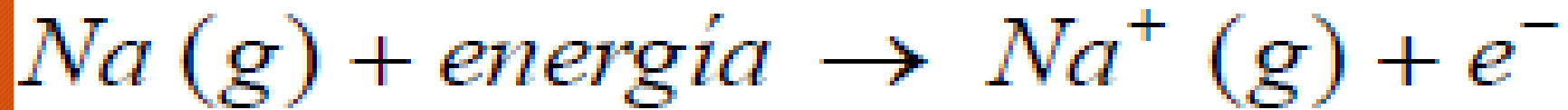
$$P^+ = 11 \text{ O}$$

$$e^- = 11 \text{ ●}$$

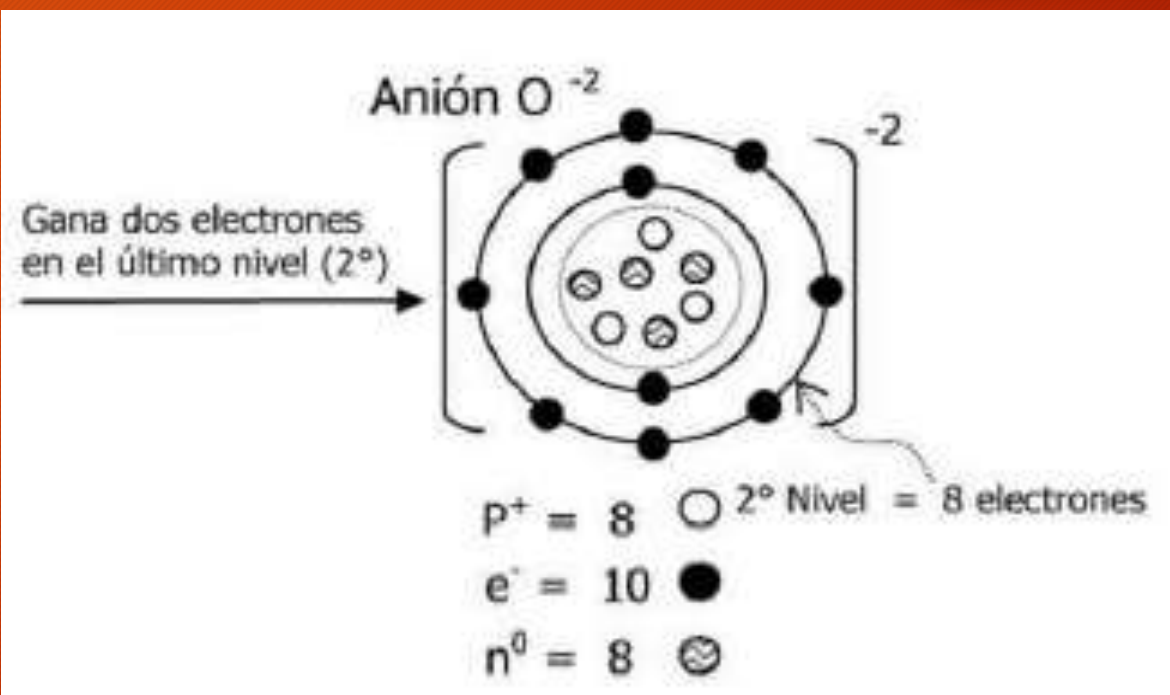
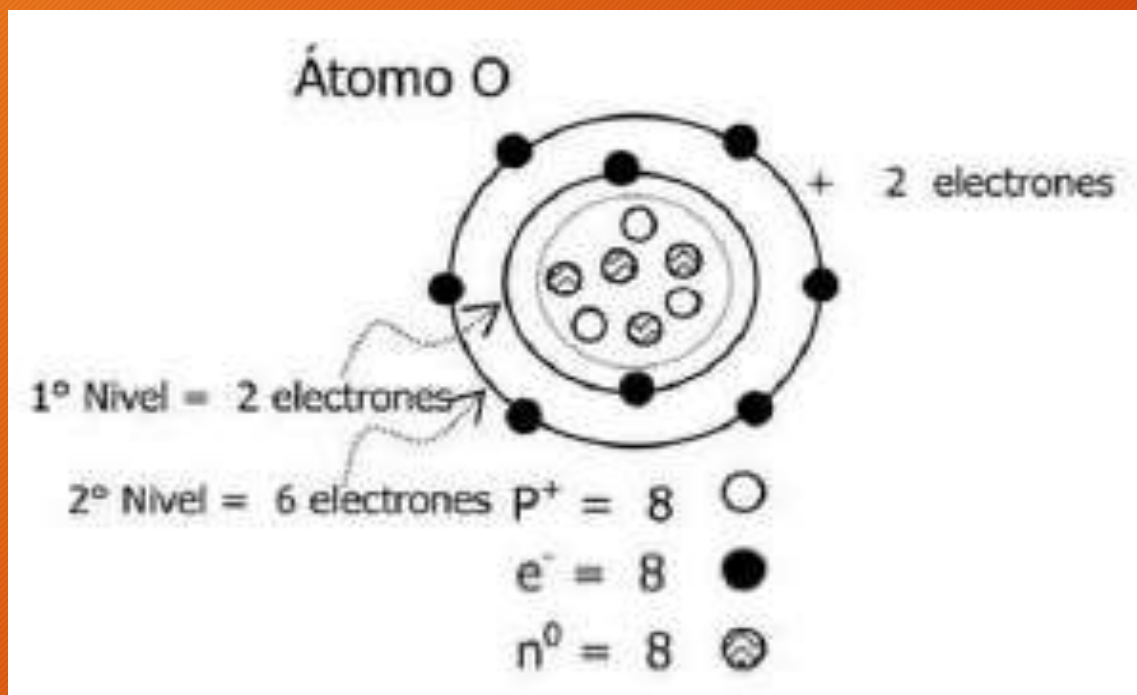
$$n^0 = 12 \text{ ☉}$$



Eléctricamente **neutro** porque las cargas positivas igualan las cargas negativas



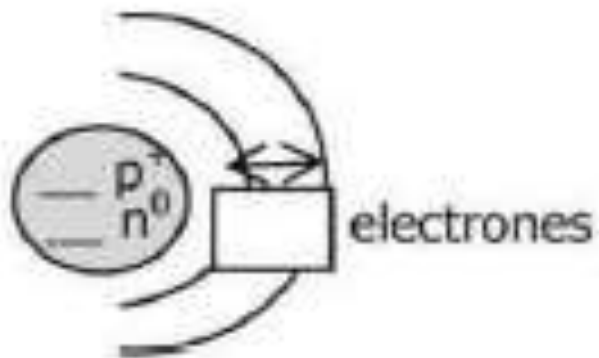
# Formación de aniones





Para resolver...

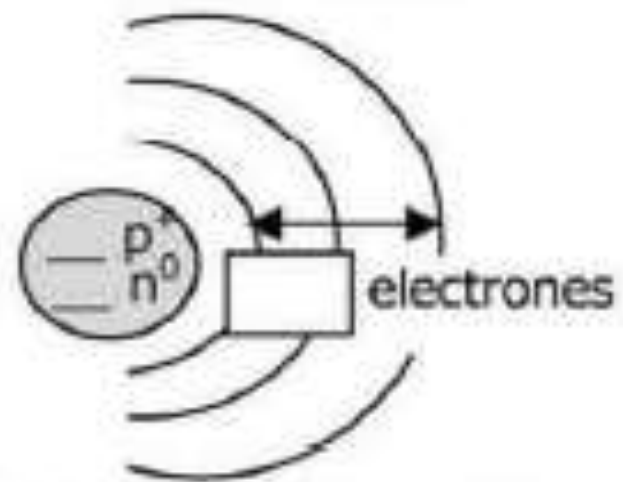
19   
9



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

23   
11



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

El comportamiento químico de un ELEMENTO está dado por el **número y el orden** de los electrones alrededor del núcleo. Los electrones de los niveles externos dan las características químicas y permiten la formación de **enlaces químicos**. A esos electrones externos se los llama **electrones de valencia**. La Unión Química es una interacción entre electrones de valencia de dos o más átomos.



## Regla del Octeto

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los **compuestos** resultan de la formación de enlaces químicos entre dos o más elementos y estos enlaces son las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas. Los tipos de enlaces presentes en una sustancia son responsables en gran medida de sus propiedades físicas y químicas. En muchos compuestos, tanto iónicos como covalentes, los átomos tienden a completar su último nivel con 8 electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica (aunque hay excepciones). Esto se conoce como **regla del octeto de Lewis**, porque los átomos forman compuestos al perder, ganar o compartir electrones para adquirir un octeto de 8 electrones de valencia.

En el caso del Hidrógeno, completa su último nivel con dos electrones tomando la configuración electrónica del gas noble Helio.

## Tabla de Electronegatividades de Pauling

|   |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |            |
|---|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------|
| 1 | <u>H</u><br>2.1  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | <u>He</u>        |            |
| 2 | <u>Li</u><br>1.0 | <u>Be</u><br>1.5 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | <u>B</u><br>2.0  | <u>C</u><br>2.5  | <u>N</u><br>3.0  | <u>O</u><br>3.5  | <u>F</u><br>4.0  | <u>Ne</u>        |            |
| 3 | <u>Na</u><br>0.9 | <u>Mg</u><br>1.2 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | <u>Al</u><br>1.5 | <u>Si</u><br>1.8 | <u>P</u><br>2.1  | <u>S</u><br>2.5  | <u>Cl</u><br>3.0 | <u>Ar</u>        |            |
| 4 | <u>K</u><br>0.8  | <u>Ca</u><br>1.0 | <u>Sc</u><br>1.3 | <u>Ti</u><br>1.5 | <u>V</u><br>1.6  | <u>Cr</u><br>1.6 | <u>Mn</u><br>1.5 | <u>Fe</u><br>1.8 | <u>Co</u><br>1.9 | <u>Ni</u><br>1.8 | <u>Cu</u><br>1.9 | <u>Zn</u><br>1.6 | <u>Ga</u><br>1.6 | <u>Ge</u><br>1.8 | <u>As</u><br>2.0 | <u>Se</u><br>2.4 | <u>Br</u><br>2.8 | <u>Kr</u>  |
| 5 | <u>Rb</u><br>0.8 | <u>Sr</u><br>1.0 | <u>Y</u><br>1.2  | <u>Zr</u><br>1.4 | <u>Nb</u><br>1.6 | <u>Mo</u><br>1.8 | <u>Tc</u><br>1.9 | <u>Ru</u><br>2.2 | <u>Rh</u><br>2.2 | <u>Pd</u><br>2.2 | <u>Ag</u><br>1.9 | <u>Cd</u><br>1.7 | <u>In</u><br>1.7 | <u>Sn</u><br>1.8 | <u>Sb</u><br>1.9 | <u>Te</u><br>2.1 | <u>I</u><br>2.5  | <u>Xe</u>  |
| 6 | <u>Cs</u><br>0.7 | <u>Ba</u><br>0.9 | <u>Lu</u>        | <u>Hf</u><br>1.3 | <u>Ta</u><br>1.5 | <u>W</u><br>1.7  | <u>Re</u><br>1.9 | <u>Os</u><br>2.2 | <u>Ir</u><br>2.2 | <u>Pt</u><br>2.2 | <u>Au</u><br>2.4 | <u>Hg</u><br>1.9 | <u>Tl</u><br>1.8 | <u>Pb</u><br>1.9 | <u>Bi</u><br>1.9 | <u>Po</u><br>2.0 | <u>At</u><br>2.2 | <u>Rn</u>  |
| 7 | <u>Fr</u><br>0.7 | <u>Ra</u><br>0.9 | <u>Lr</u>        | <u>Rf</u>        | <u>Db</u>        | <u>Sg</u>        | <u>Bh</u>        | <u>Hs</u>        | <u>Mt</u>        | <u>Ds</u>        | <u>Uuu</u>       | <u>Uub</u>       | <u>Uut</u>       | <u>Uuq</u>       | <u>Uup</u>       | <u>Uuh</u>       | <u>Uus</u>       | <u>Uuo</u> |

# Tipos de uniones químicas:

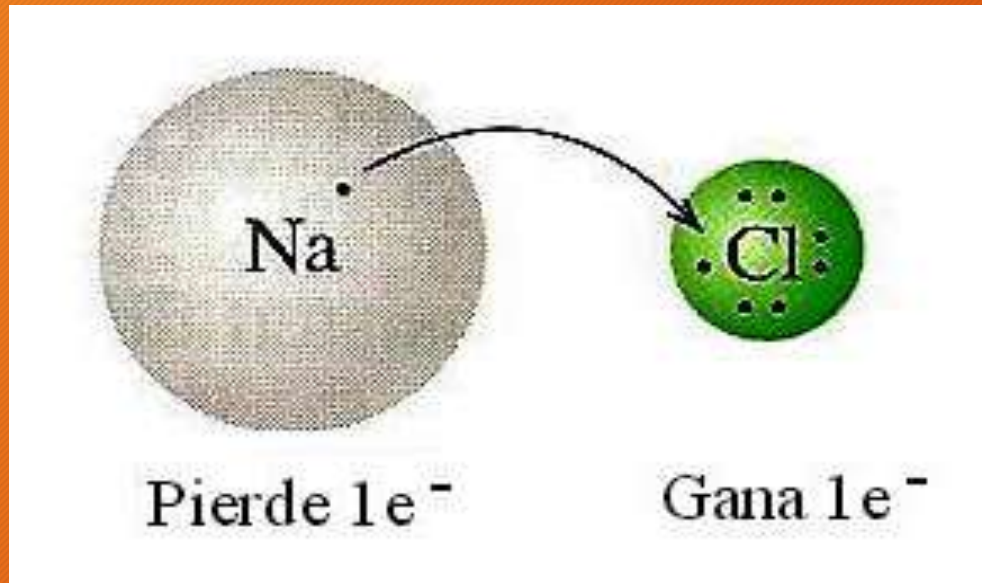
- **Iónica**
- **Covalente**
- **Metálica**



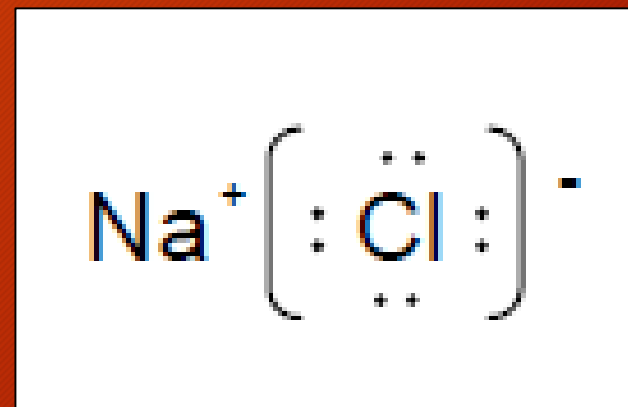
# Uniones lónicas

# Unión iónica

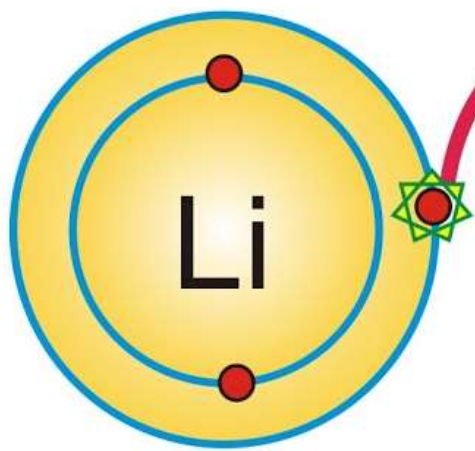
Es la que se establece entre átomos de **metales** y **no metales**, que tienen una electronegatividad muy diferente. El no metal (el más electronegativo) formará iones negativos al captar uno o más **e<sup>-</sup>** del elemento menos electronegativo (el metal), que quedará cargado positivamente al cederlos. La unión implica una **transferencia** completa de **e<sup>-</sup>** de un átomo al otro



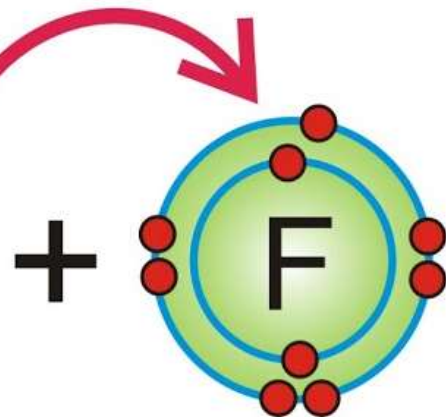
Estructura de Lewis que  
corresponde a este  
compuesto iónico







Átomo de Litio, Li  
(Z = 3)

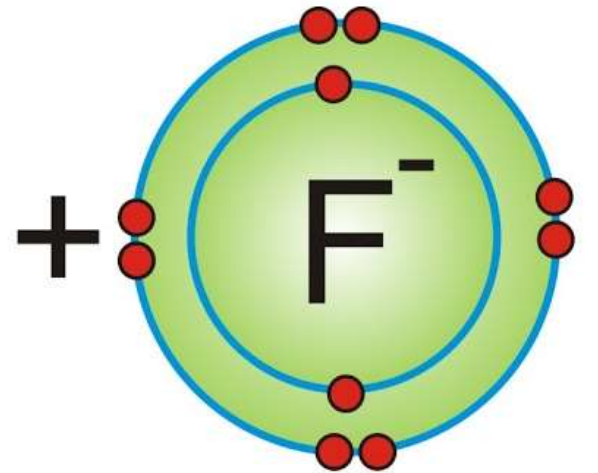


Átomo de Flúor, F  
(Z = 9)

transfere  
ncia  
de electrones

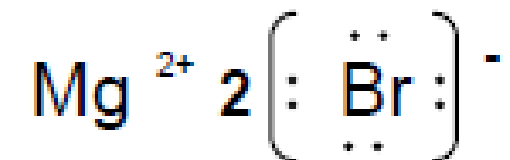
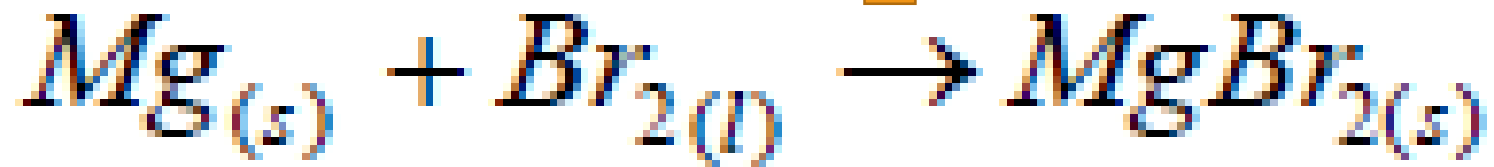
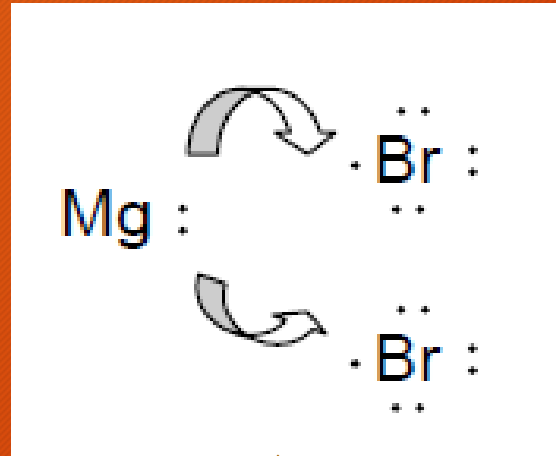


Catión Litio,  
 $\text{Li}^+$



Anión fluoruro,  
 $\text{F}^-$

# Otro ejemplo de compuesto iónico: $\text{MgBr}_2$



# Propiedades de los compuestos iónicos

- Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman.
- A temperatura ambiente son sólidos, cristalinos, solubles en agua, conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua.
- Elevados puntos de fusión/ebullición
- No forman moléculas, forman estructuras iónicas cristalinas

## Generalizaciones:

- Los metales de los grupos IA, IIA y IIIA ceden fácilmente sus electrones de valencia y forman cationes.
- Los átomos de los no metales (V, VI y VII A) ganan electrones y se convierten en iones con carga negativa o aniones.
- Cuando se produce la transferencia de electrones, los iones que se forman son estables con el octeto completo



# Uniones Covalentes

# Unión covalente

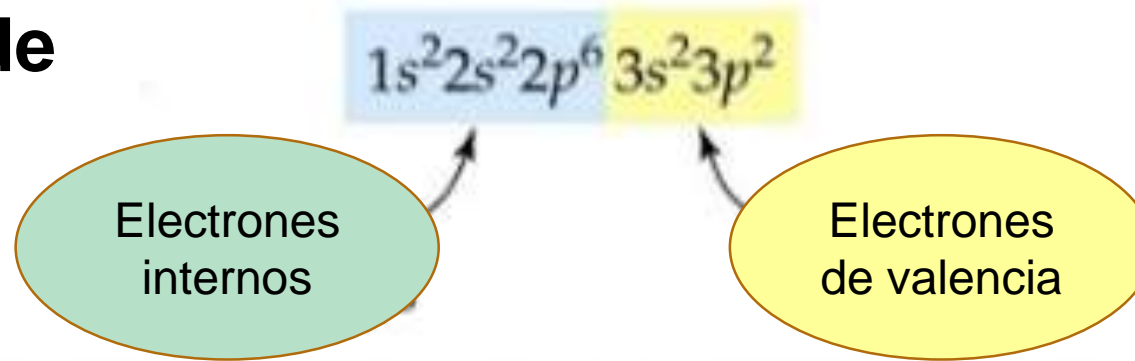
Se da entre dos átomos NO-Metálicos por compartición de electrones de valencia

## Teoría de Lewis

Se basa en la siguiente hipótesis:

- Los átomos para conseguir 8 e- en su última capa comparten tantos e- como le falten para completar el octeto
- Cada pareja de e- compartidos forma un enlace
- Se pueden formar enlaces simples, dobles, triples

# Electrones de valencia



CAPA DE VALENCIA DE LOS 18 PRIMEROS ELEMENTOS

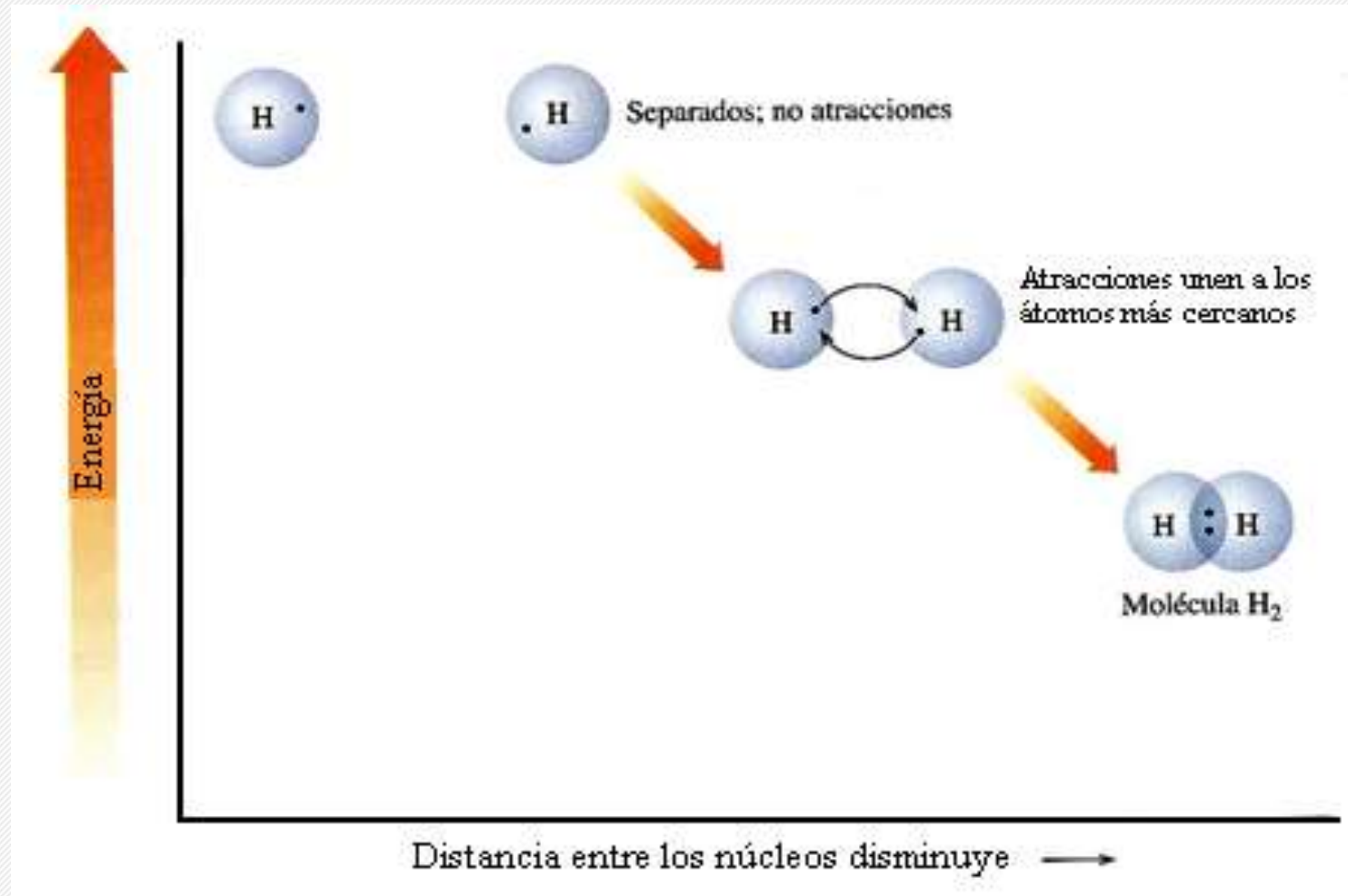
| 1A                        |                           |                                |                                |                               |                               |                                | 8A                             |
|---------------------------|---------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| 1<br><b>H</b><br>$1s^1$   | 2A                        | 3A                             | 4A                             | 5A                            | 6A                            | 7A                             | 2<br><b>He</b><br>$1s^2$       |
| 3<br><b>Li</b><br>$2s^1$  | 4<br><b>Be</b><br>$2s^2$  | 5<br><b>B</b><br>$2s^2 2p^1$   | 6<br><b>C</b><br>$2s^2 2p^2$   | 7<br><b>N</b><br>$2s^2 2p^3$  | 8<br><b>O</b><br>$2s^2 2p^4$  | 9<br><b>F</b><br>$2s^2 2p^5$   | 10<br><b>Ne</b><br>$2s^2 2p^6$ |
| 11<br><b>Na</b><br>$3s^1$ | 12<br><b>Mg</b><br>$3s^2$ | 13<br><b>Al</b><br>$3s^2 3p^1$ | 14<br><b>Si</b><br>$3s^2 3p^2$ | 15<br><b>P</b><br>$3s^2 3p^3$ | 16<br><b>S</b><br>$3s^2 3p^4$ | 17<br><b>Cl</b><br>$3s^2 3p^5$ | 18<br><b>Ar</b><br>$3s^2 3p^6$ |



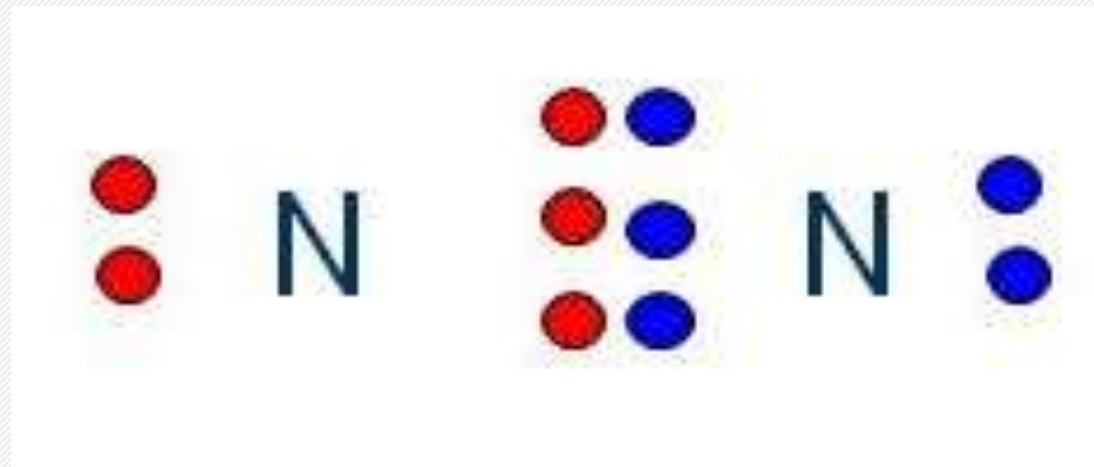
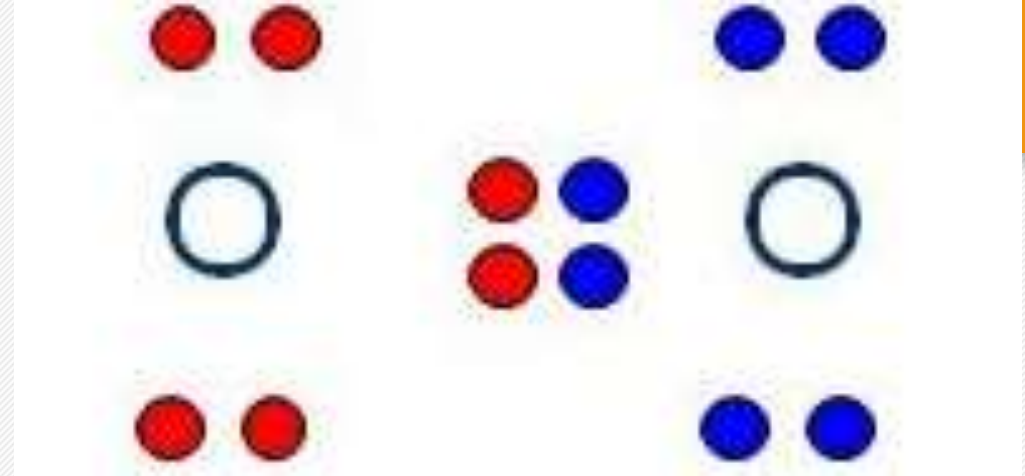
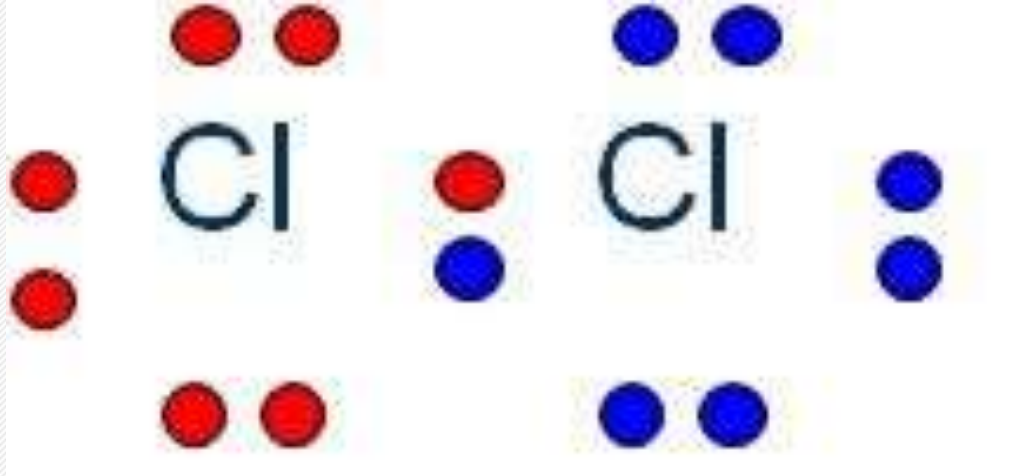
# Tipos de enlace covalente

- **Enlace covalente puro:** se da entre átomos iguales. Ej:  $H_2$
- **Enlace covalente polar:** se da entre átomos diferentes. Ej.: HCl
  - El enlace será tanto más polar cuanto mayor sea la diferencia de Electronegatividad ( $\Delta E$ ) entre los átomos enlazados
  - Es un híbrido entre el enlace covalente puro y el enlace iónico

# El ejemplo más simple de enlace covalente puro es el del gas **Hidrógeno** (molécula de Hidrógeno)

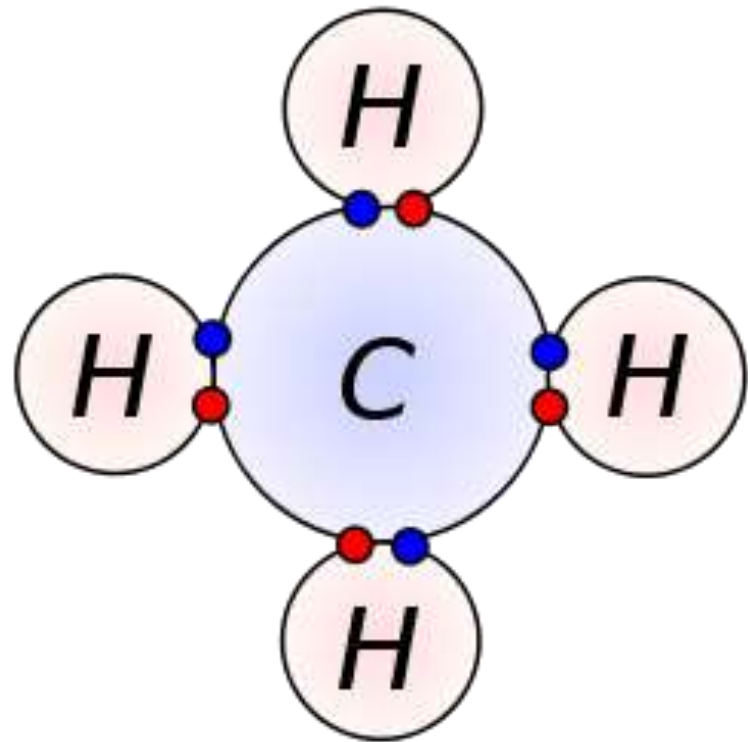


# Más ejemplos de enlaces covalentes puros





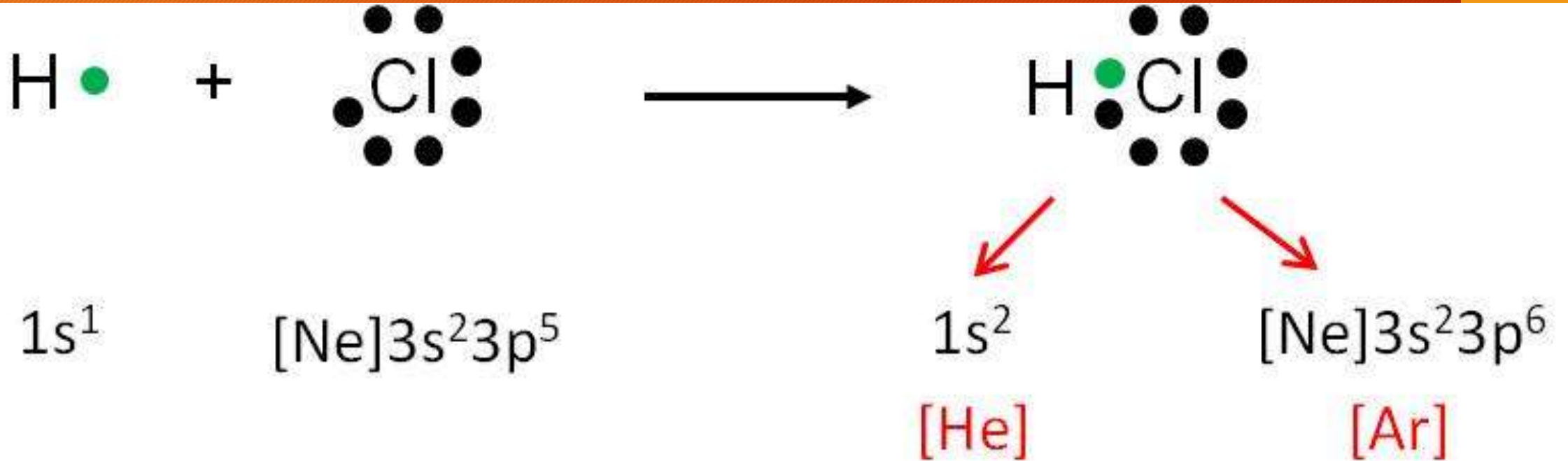
# Ejemplos de enlaces **covalentes polares**

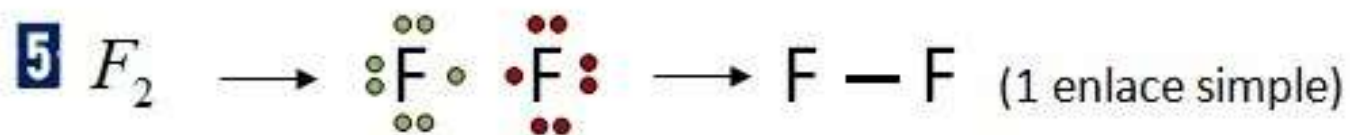
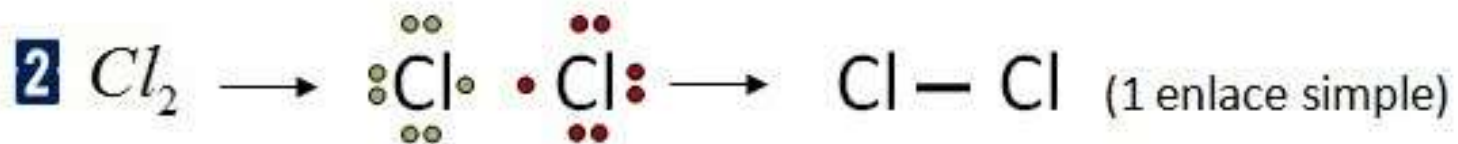


- Electrones del hidrógeno
- Electrones del carbono

| Fórmula Molecular       | Fórmula Electrónica | Fórmula Desarrollada | Fórmula Semidesarrollada   |
|-------------------------|---------------------|----------------------|--|
| $\text{Cl}_2\text{O}$   |                     |                      | $\text{Cl}-\text{O}-\text{Cl}$   |
| $\text{CO}_2$           |                     |                      | $\text{O}=\text{C}=\text{O}$   |
| $\text{Cl}_2\text{O}_5$ |                     |                      | $\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{Cl}}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{Cl}}}-\text{O}$ |

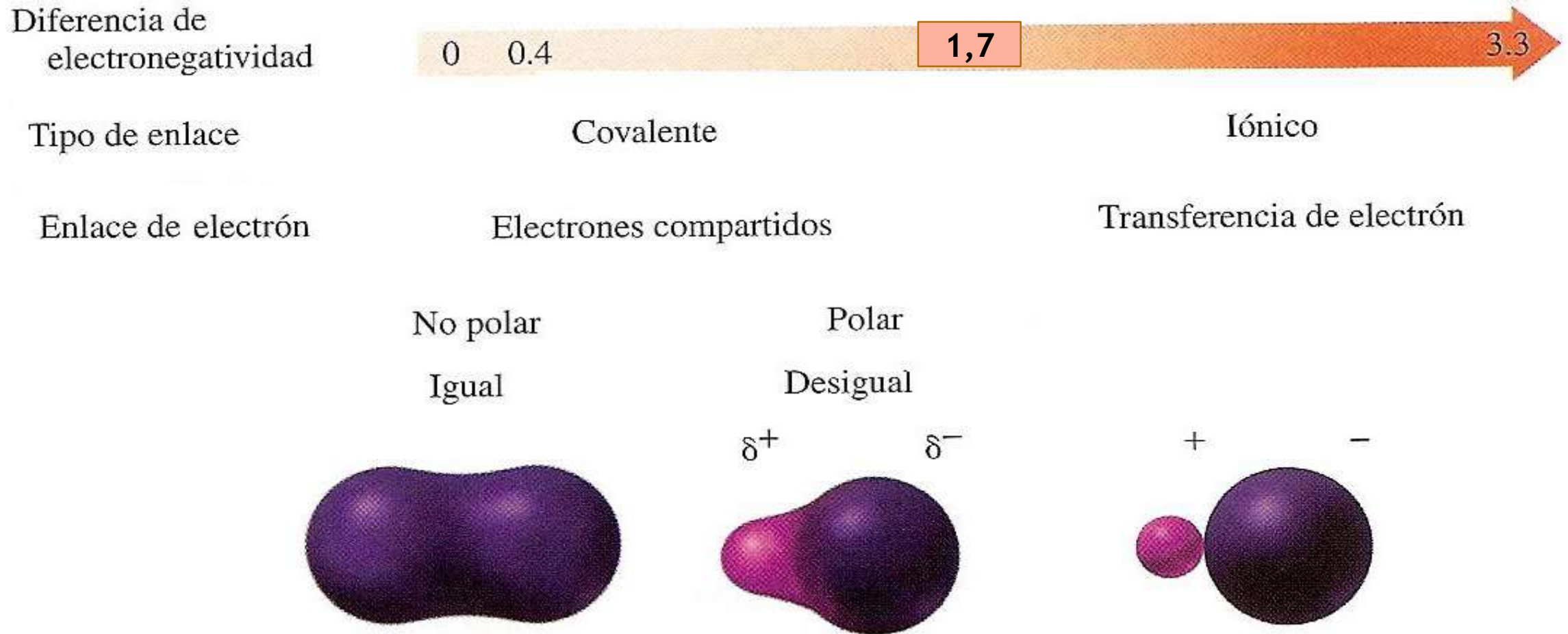
# Enlace covalente polar







# ¿Cuándo un enlace es iónico, covalente polar o covalente no polar?



## Tipo de enlace

Si existe una diferencia de 1.7 o mayor, el enlace es iónico.

Si es 0, tenemos un enlace covalente no polar

Si la diferencia es menor a 1.7, el enlace es covalente polar

# Polaridad del Enlace covalente:

- ✓ Cuando se forma entre átomos distintos. El par de electrones no está distribuido equitativamente entre los átomos. Las moléculas están formadas por átomos que tienen diferente electronegatividad y que se hallan dispuestos de manera que en la molécula existan zonas con mayor densidad de electrones que otras (polo negativo y polo positivo)



**Polaridad de la Molécula:** Dentro del enlace covalente se presentan dos tipos de moléculas:

- Moléculas polares
- Moléculas no polares

**Molécula POLAR:** son aquellas en las que la carga positiva y negativa no coinciden en el centro de la molécula. Su geometría molecular presenta ASIMETRÍA

**Molécula NO POLAR:** son aquellas en las que la carga positiva y negativa coinciden en el centro de la molécula. Su geometría molecular presenta SIMETRÍA

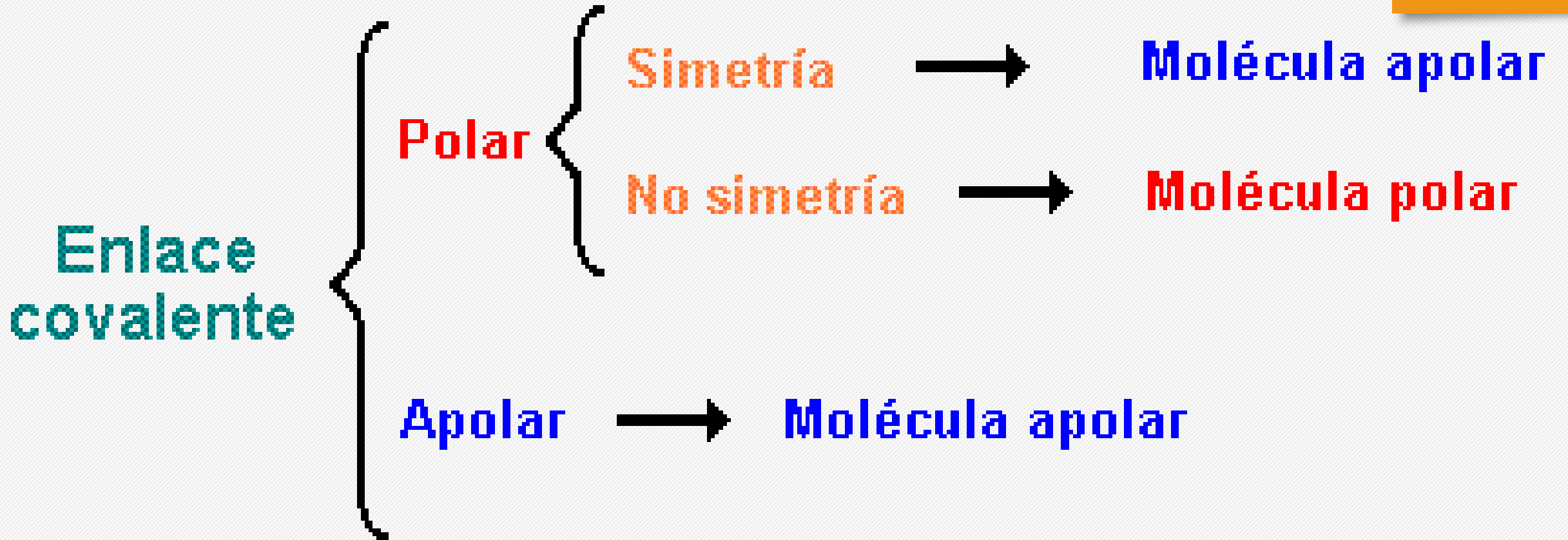
La polaridad de una molécula está directamente relacionada a otras propiedades como la solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, fuerzas intermoleculares.

Covalente no polar  $\Delta EN < 0.4$

Covalente Polar  $0.4 \leq \Delta EN \leq 1.7$

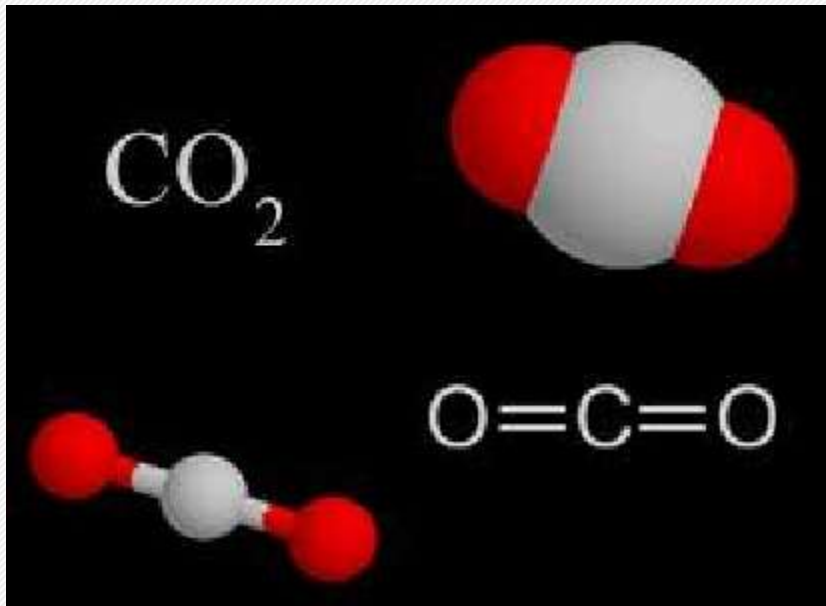
Iónico  $\Delta EN \geq 1.7$

# Resumiendo...

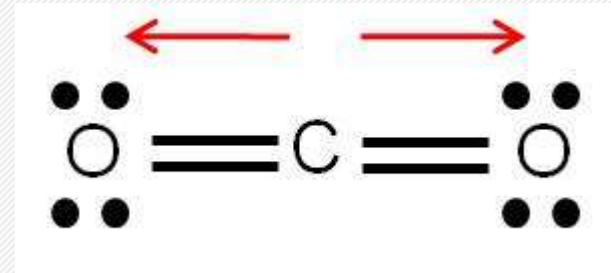




# Ejemplo de molécula **NO POLAR** formada por átomos distintos

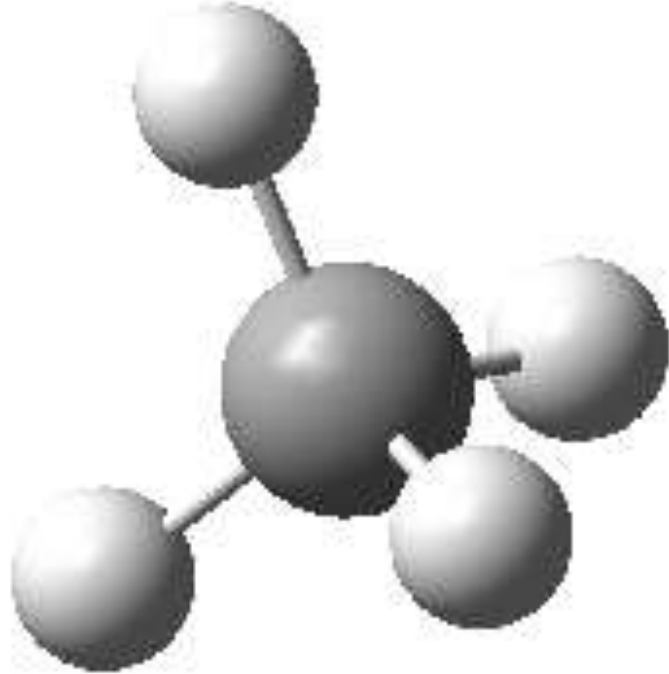


El dióxido de carbono es una molécula lineal, donde el oxígeno es más electronegativo que el carbono. Por tanto, existirá un vector dipolo orientado hacia cada uno de los oxígenos:



Sin embargo, ambos dipolos tienen igual magnitud pero sentido opuesto. Si sumamos tales vectores dipolo, se eliminarán, dando un **momento dipolar total de cero**. Por tanto, la molécula de  $\text{CO}_2$  es **apolar**

# Ejemplo de molécula **NO POLAR** formada por átomos distintos



CH<sub>4</sub>

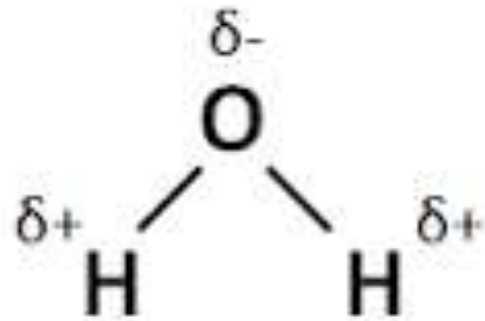
Metano

Geometría: tetraédrica

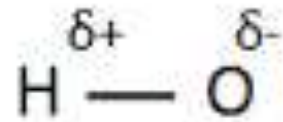
Enlaces C-H POLARES

Molécula globalmente APOLAR

# Ejemplo de molécula **POLAR** formada por átomos distintos

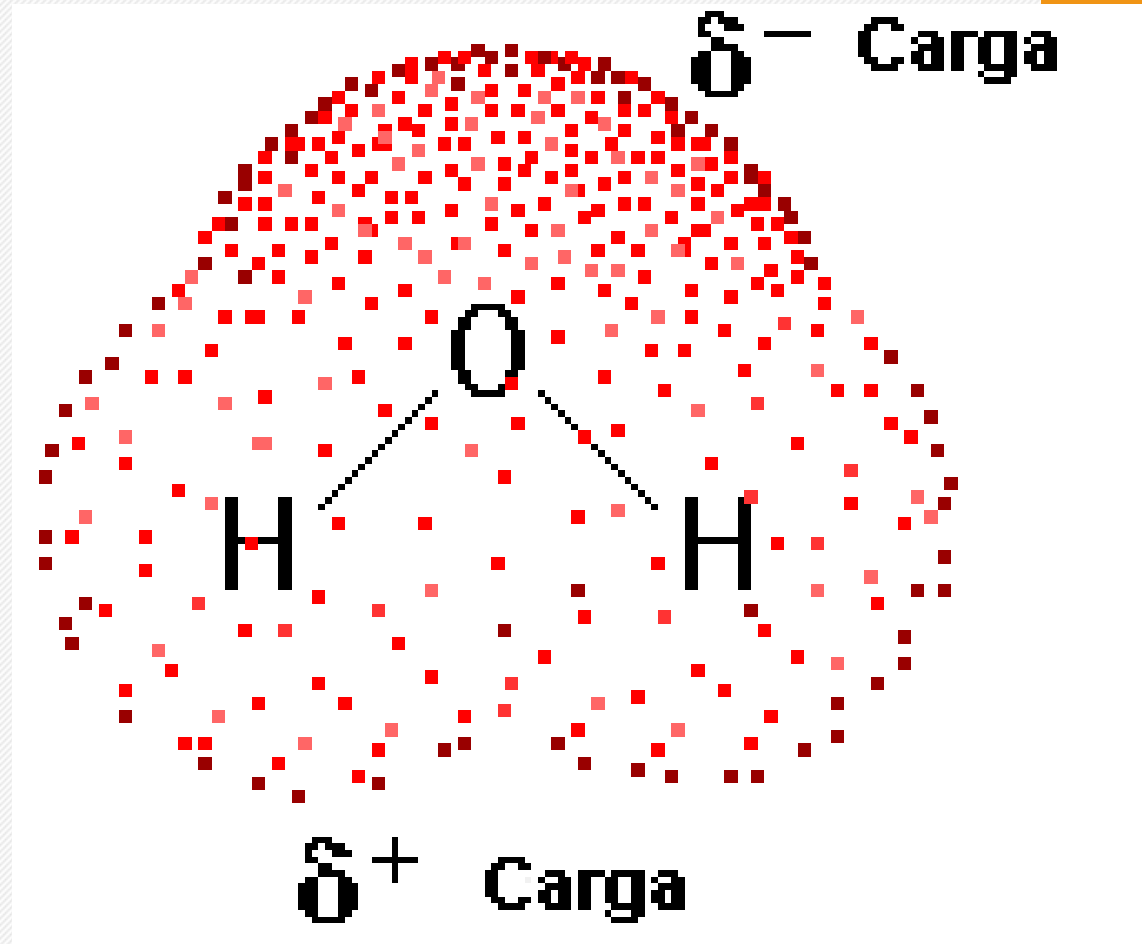


En el enlace:



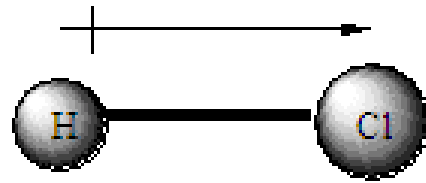
$$\text{EN} = (2.1) \quad (3.5)$$

$$\Delta\text{EN} = 1.4$$

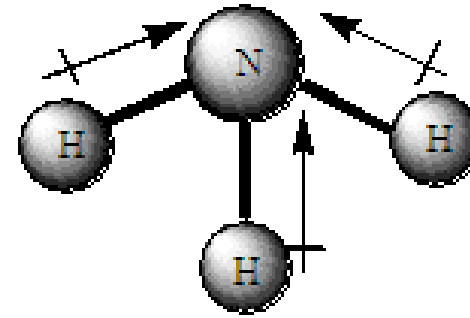




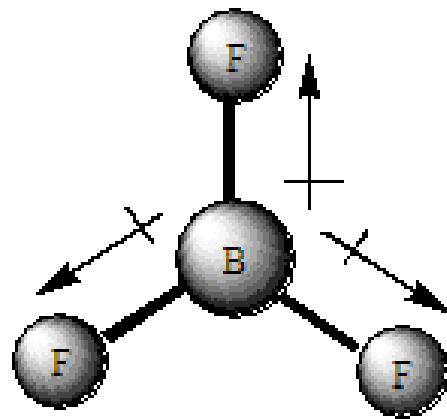
## EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES



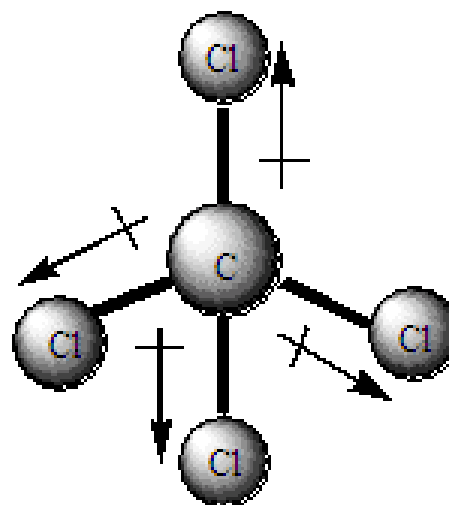
Molécula polar  
 $\mu \neq 0$   
Ácido Clorhídrico



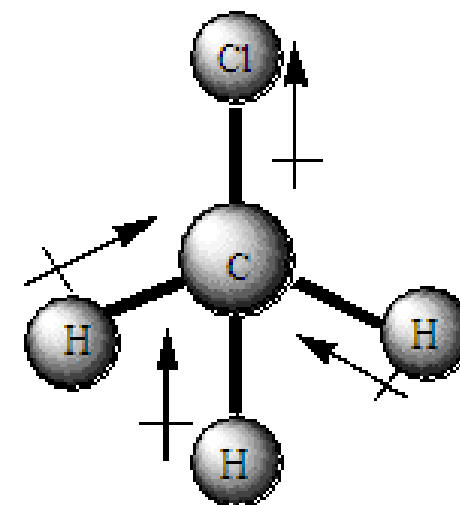
Molécula polar  
 $\mu \neq 0$   
Amoniaco



Molécula No polar  
Trifloruro de boro

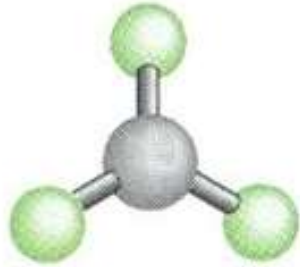


Molécula No polar  
Tetracloruro de carbono



Molécula Polar  
Cloroformo

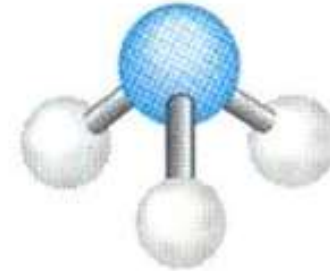
# Geometría molecular y Polaridad de las Moléculas



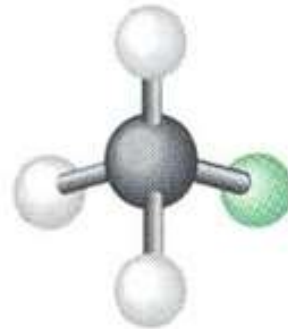
**Trigonal Planar  
(Apolar)**



**Linear  
(Apolar)**



**Piramidal  
(Polar)**



**Tetraédrica  
(Polar)**

# Enlace Metálico



**Estos son los enlaces de los átomos en un cristal metálico sólido.** Este tipo de enlace es distinto a los iónicos o covalentes. El enlace se da entre átomos de parecidas electronegatividades (bajas) propio de metales y aleaciones y caracterizado por la movilidad de los electrones. Por esta razón, **los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.**

Ejemplos

| Metal    | PF (°C) | PE (°C) |
|----------|---------|---------|
| Litio    | 179     | 1317    |
| Sodio    | 98      | 892     |
| Potasio  | 63      | 770     |
| Calcio   | 838     | 1484    |
| Magnesio | 650     | 1107    |
| Mercurio | -39     | 357     |



¿Y por qué es importante la polaridad? Pues porque en química se dice que “lo semejante se mezcla con lo semejante”. Aquellas sustancias polares tienden a mezclarse entre sí, mientras que las apolares prefieren mezclarse con sustancias apolares. El aceite es una sustancia apolar, y podemos verificar esto al mezclar aceite con agua (sustancia polar): se generan dos fases. No existe la misma polaridad y, por tanto, no se mezclan.

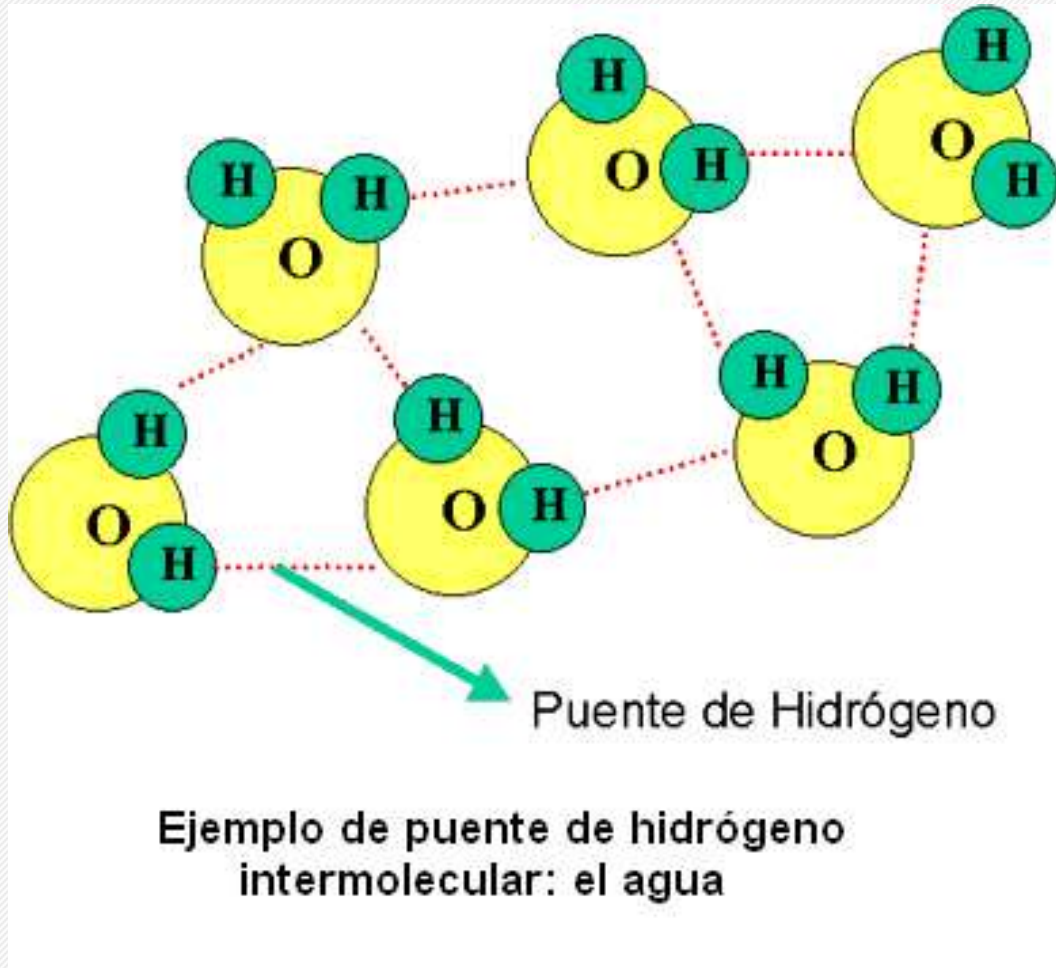
# PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS SEGÚN EL ENLACE

| Enlace | Diferencia de electronegatividades entre los elementos | Propiedades y ejemplos  |
|--------|--|---|
| Iónico | Mayor que 1,7  | <p>Formado generalmente por un metal y un no metal. poseen estructura cristalina, son sólidos, duros, quebradizos, y malos conductores de la electricidad y el calor. Tienen alto punto de fusión (PF) y de ebullición (PE). Fundidos o en solución, conducen la corriente eléctrica. Los compuestos iónicos muestran altos puntos de ebullición y fusión. Se presentan en estructuras ordenadas. Cuando se funden o se disuelven en disolventes polares son buenos conductores de la electricidad. Ejemplo: LiF , NaCl , Cs<sub>2</sub>O</p> |



| Enlace    | Diferencia de electronegatividades entre los elementos | Propiedades y ejemplos  |
|-----------|--|---|
| Covalente | Menor que 1,7  | <p>Formado generalmente entre elementos no metálicos. Los compuestos covalentes muestran una gran variedad de puntos de ebullición y fusión; son aislantes eléctricos térmicos. Están formados por moléculas con geometrías definidas. Ejemplos: CH<sub>4</sub> , NH<sub>3</sub> , C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> . F<sub>2</sub></p> <p>Los compuestos covalentes no polares son gases, no conducen la corriente eléctrica Por ej: O<sub>2</sub>; Cl<sub>2</sub>; N<sub>2</sub>. Los compuestos covalentes polares son gases, líquidos o sólidos de bajo PF, no conducen la corriente eléctrica.</p> |
| Metálico  | Menor que 1,7  | <p>Formados por elementos metálicos. Los metales generalmente son sólidos con puntos de ebullición y fusión altos. Son densos, brillantes, maleables y excelentes conductores del calor y la electricidad, ya que sus electrones no están localizados. Ejemplos: Fe , Na , aleaciones (bronce), Au.</p>   |

# ***Interacciones moleculares:*** Puentes de Hidrógeno en el AGUA.



El enlace de hidrógeno intermolecular es el responsable de muchas de las cualidades del agua. Una sola molécula de agua puede unirse a otras 4 moléculas de agua a través de 4 puentes de hidrógeno. Esta multitud de enlaces por puente de hidrógeno es lo que brinda cualidades especiales al agua (puntos de ebullición, fusión y viscosidad elevados) La razón para estos atributos es la dificultad, para romper estos enlaces.