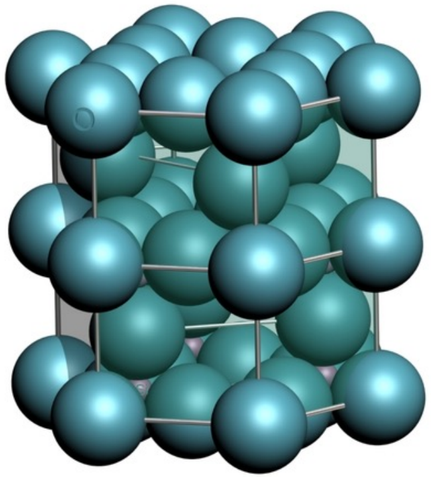
Unidad IV

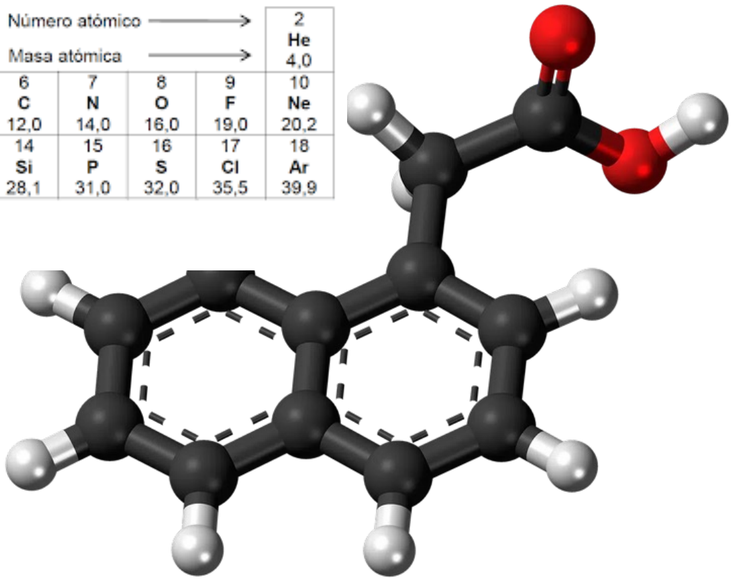
Enlace Químico



Contenidos a revisar:

- Estructura de Lewis
  -Formación de Enlace
  -Tipos de Enlaces

1 **H** 1,0	Número atómico → Masa atómica →						2 **He** 4,0
3 **Li** 6,9	4 **Be** 9,0	5 **B** 10,8	6 **C** 12,0	7 **N** 14,0	8 **O** 16,0	9 **F** 19,0	10 **Ne** 20,2
11 **Na** 23,0	12 **Mg** 24,3	13 **Al** 27,0	14 **Si** 28,1	15 **P** 31,0	16 **S** 32,0	17 **Cl** 35,5	18 **Ar** 39,9
19 **K** 39,1	20 **Ca** 40,0						



¿Qué es un Enlace Químico?

Características

-Corresponde a la **interacción entre átomos**, por medio de sus **electrones de valencia**.

-Esto es a través de ceder, aceptar o compartir electrones, entre los átomos participantes.

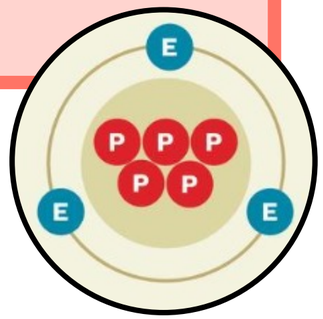
-En este proceso los átomos o moléculas **alteran sus propiedades físicas y químicas**.

-La finalidad es lograr la **estabilidad energética**.

¿Cómo se alcanza la estabilidad energética?

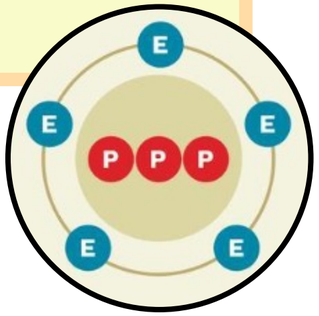
1.- Cediendo Electrones

Para convertirse en un **catión** electrónicamente estable (carga positiva).



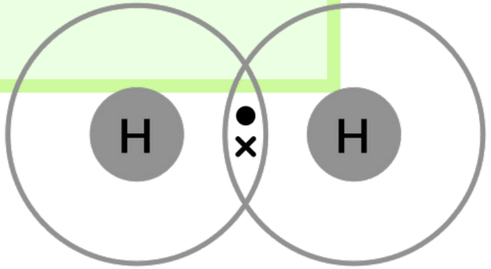
2.- Ganando Electrones

Transformándose en un **anión** electrónicamente estable (carga negativa).



3.- Compartiendo Electrones con otro átomo inestable

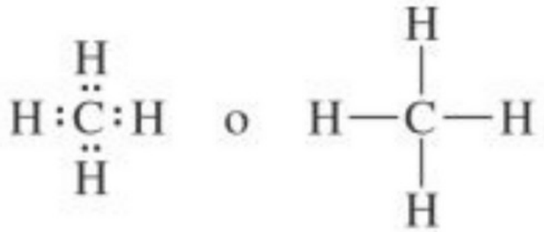
Los **electrones comunes los estabilizarán** energéticamente.



Los **gases nobles** (grupo VIIIA) no necesitan la estabilidad energética ya que poseen su **capa de electrones de valencia completa**, haciéndolos electrónicamente estables.

Representación de enlaces

El enlace químico puede ser *simple, doble o triple* y se pueden representar con una **línea o con puntos representando los electrones** (estructura de Lewis), y donde **cada enlace representa 2 electrones**.



Por ejemplo, el Carbono pertenece al grupo IV, por lo que tiene 4 electrones de valencia, mientras que el Hidrógeno, del grupo I, tiene 1 electrón de valencia.

Por lo tanto **en cada enlace cada átomo se está compartiendo un electrón**.

Regla del Dueto y el Octeto

-Los átomos **quieren tener una configuración electrónica lo más estable posible**.

-Para ello deben **ganar o perder electrones** (lo que sea más fácil).

Regla del Dueto

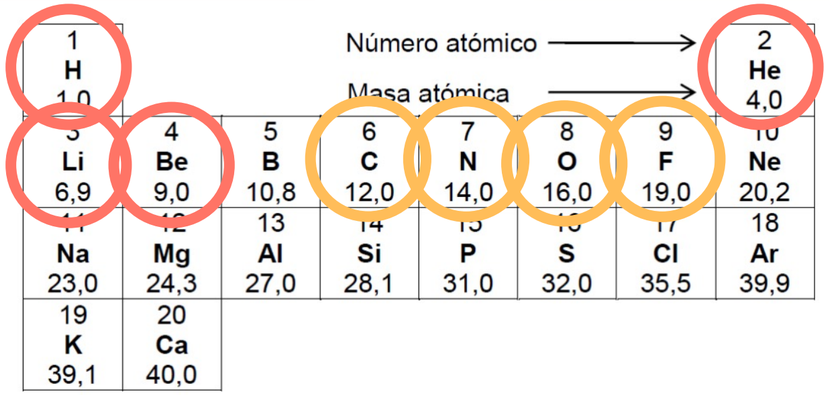
-Sólo aplica al hidrógeno, helio, litio, y berilio.

-**Buscan tener la configuración electrónica del Helio.**

Regla del Octeto

-Aplica para C, N, O, F.

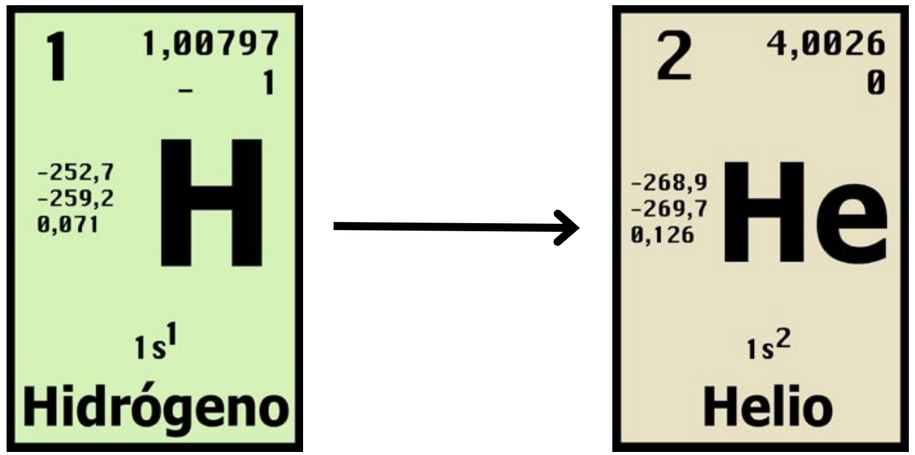
-**Quieren alcanzar la configuración electrónica del Neón**.

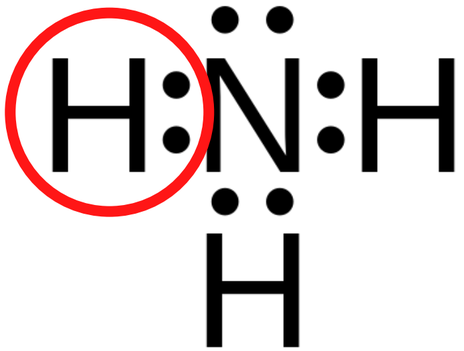


Regla del Dueto y el Octeto

Regla del Dueto

Indica que **completan su último nivel de energía con 2 electrones** adquiriendo la configuración electrónica del Helio.

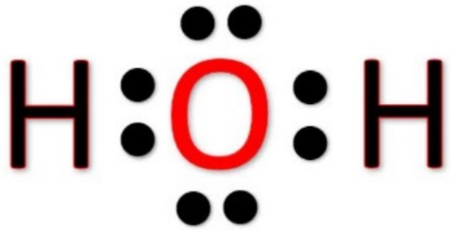


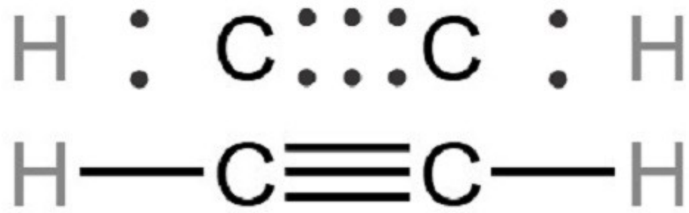


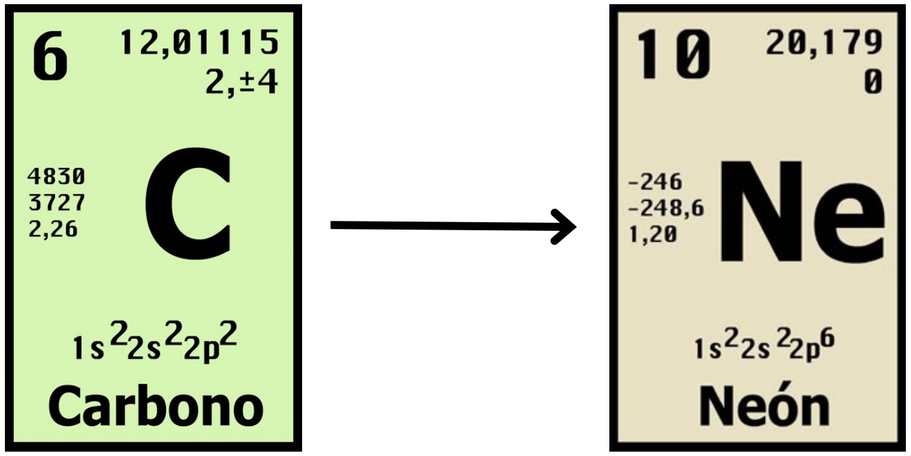
Regla del Dueto y el Octeto

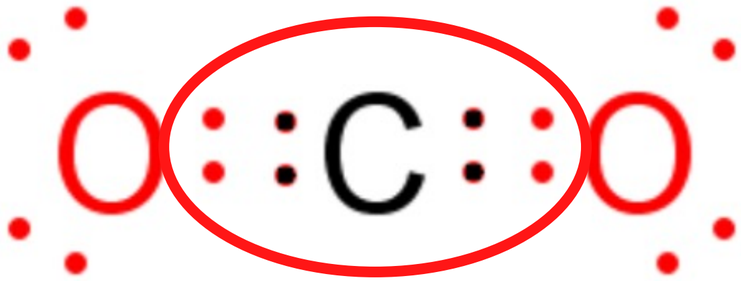
Regla del Octeto

Establece que la tendencia de los elementos es **completar sus últimos niveles de energía** con una cantidad de 8 electrones.









Enlaces Intramoleculares

Son aquellos que permiten la **formación de moléculas**, manteniendo unidos sus átomos con una determinada composición, se clasifican como:

-Enlace Iónico

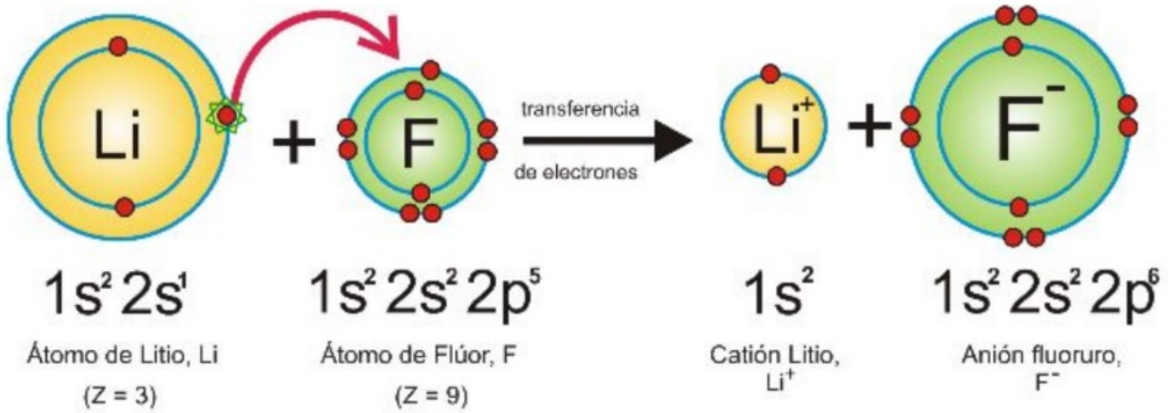
-Enlace Covalente

-Enlace Metálico

Enlace Iónico

-Existe **transferencia de uno o más electrones** de un átomo (o grupo de átomos) a otro.

-Se produce **cuando entran en contacto un elemento muy electronegativo** (no-metal) **y otro muy electropositivo** (metal) produciéndose una entrega de electrones desde el más electropositivo al más electronegativo (del metal al no-metal).



Metal + No metal

Por lo tanto se forman **iones**, quedando el **metal como catión** (carga positiva) y el **no-metal como anión** (carga negativa).

Enlace Iónico

Propiedades

-**Forman redes cristalinas** en estado sólido.

-Son **sólidos** con **puntos de fusión y ebullición altos**.

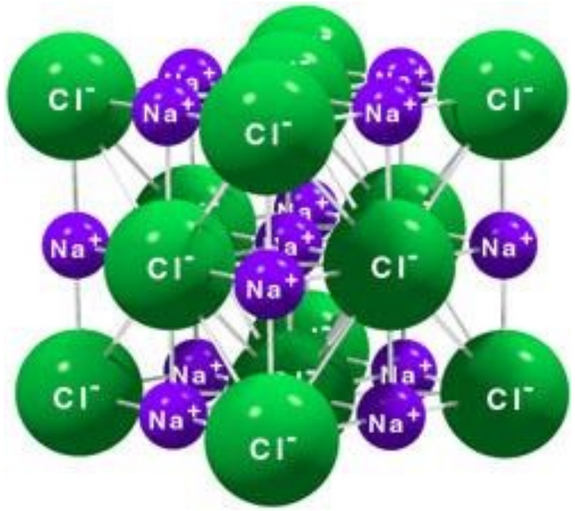
-Son **solubles en disolventes polares**.

-**Conducen la corriente eléctrica** en disolución **acuosa**.

-No conducen la corriente en estado sólido.

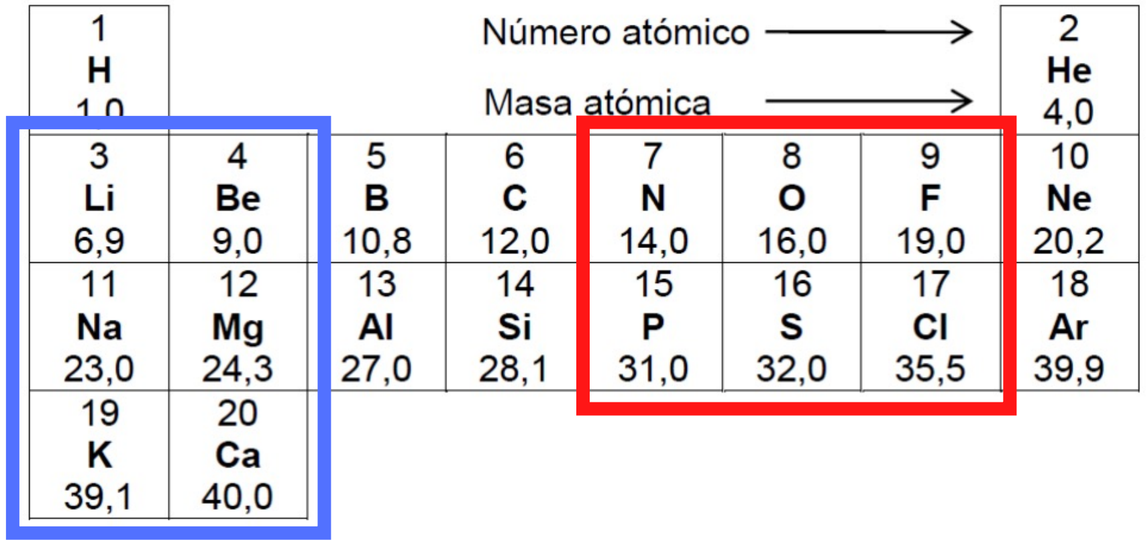
-Son **malos conductores térmicos**.

Metal + No metal



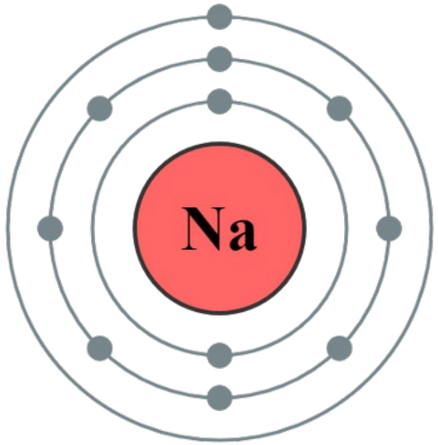
Enlace Iónico

Por lo tanto este tipo de enlace se produce cuando un **metal** del grupo I o II se combina con un **no-metal** (principalmente de los grupos V, VI y VII)

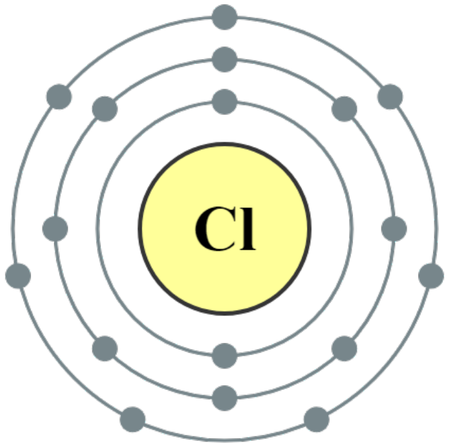


Enlace Iónico

Ejemplo:



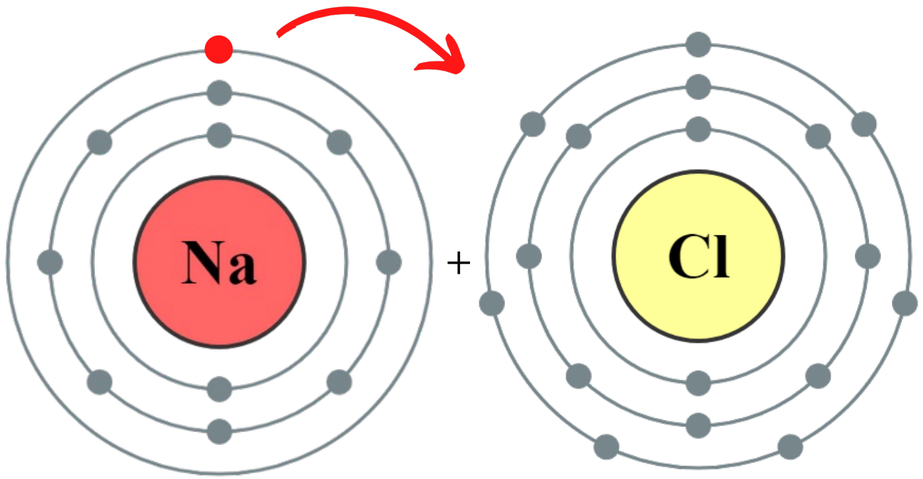
El Sodio tiene **un electrón de valencia**, si lo **cede** quedaría rodeado por 8 electrones de la capa inferior, por lo que cumpliría la **regla del octeto**.



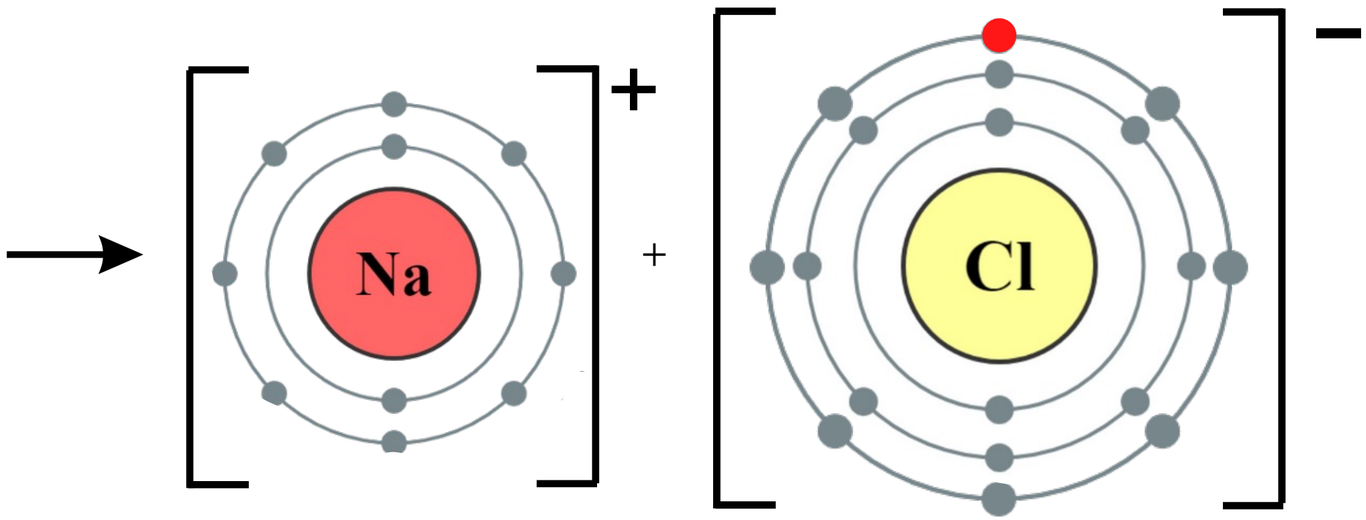
El Cloro tiene **siete electrones de valencia**, por lo que si **gana** uno estaría rodeado por 8 electrones, cumpliendo la **regla del octeto**.

Enlace Iónico

Ejemplo:



El Sodio (metal) le **cede un electrón** al Cloro (no-metal).



El **Sodio** tiene un electrón menos, por lo que queda con **carga positiva**, mientras que el **Cloro**, al ganar un electrón, queda con **carga negativa** y se forma el **enlace iónico**.

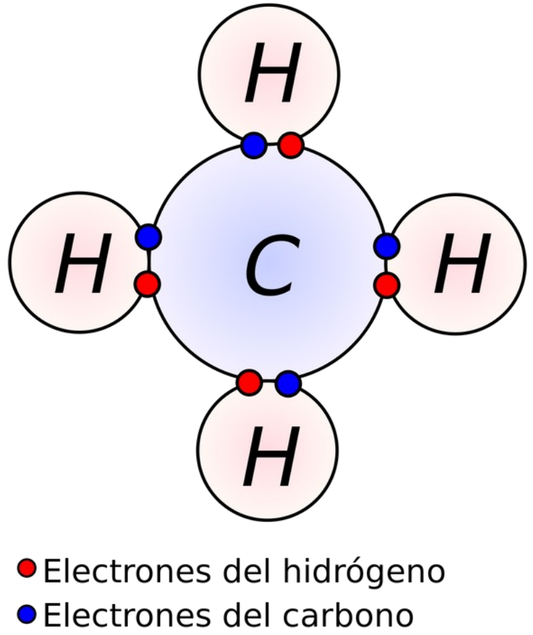
Enlace Covalente

-Los átomos que participan **comparten electrones**.

-Se forma entre elementos **no metálicos**.

-Existen enlaces covalentes **polares**, **apolares** y **dativos/coordinados**.

No metal + No metal



Propiedades

-Presentan **temperaturas de ebullición y fusión bajas**.

-A **CNPT**, pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

-Son **aislantes** de corriente eléctrica y térmicos.

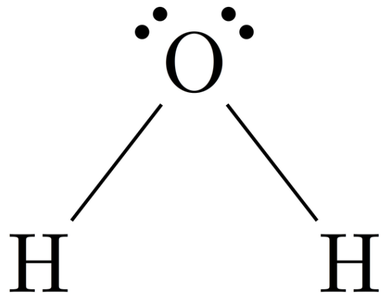
-Son **solubles en disolventes apolares**.

Enlace Covalente Polar

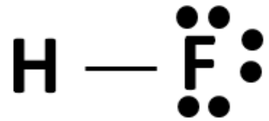
-Formado por **dos átomos diferentes** (Moléculas heteronucleares).

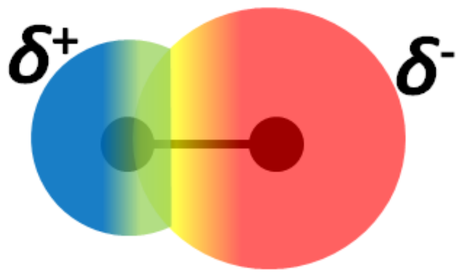
-Un núcleo tiene más fuerza que otro para atraer electrones de enlace.

-**Se forman dipolos** debido a la asimetría de su densidad electrónica y **diferencia de electronegatividad**.



No metal + No metal





Ejemplos:

-H_2O

-HCl

-SO_2

-CH_3Cl

-NH_3

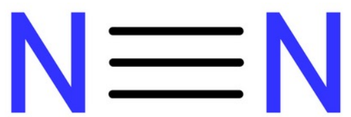
Enlace Covalente Apolar

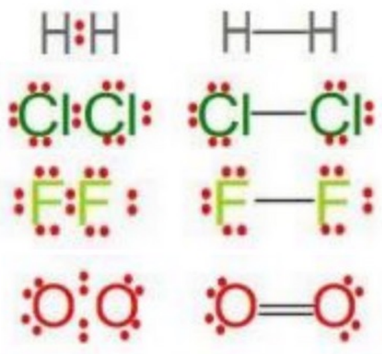
-Formado por **dos átomos iguales** (homonucleares).

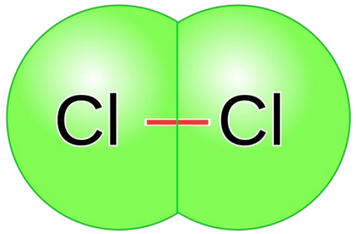
-Núcleos ejercen **fuerza de atracción equivalente** (igual electronegatividad).

-Se presentan en moléculas mono elementales diatómicas.

No metal + No metal







Ejemplos:

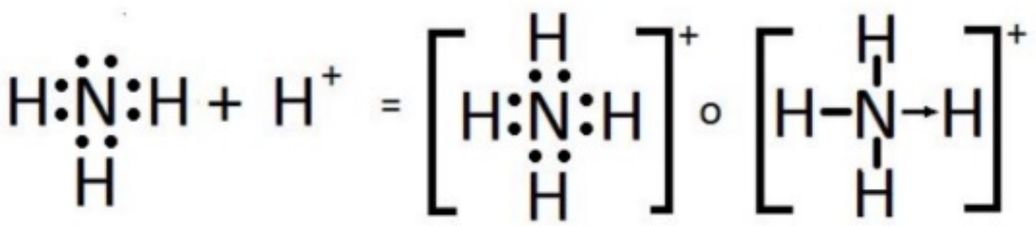
- H_2
- O_2
- F_2
- N_2
- Cl_2

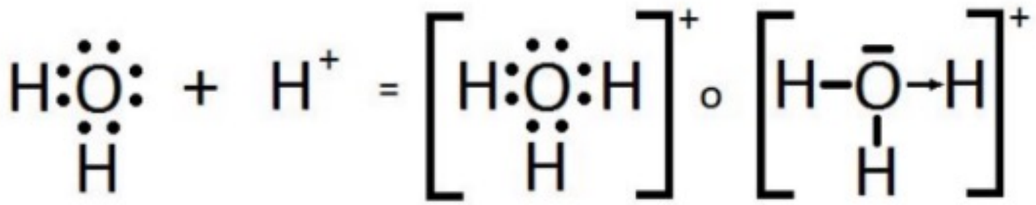
Enlace Covalente Dativo/Coordinado

-Es un enlace covalente polar con la peculiaridad de que es **uno de los dos átomos aporta el par electrónico** para compartir y **el otro aporta orbitales vacíos**.

No metal + No metal

-Se representan con una flecha, indicando cuál es el átomo que aporta el par electrónico.





Ejemplos:

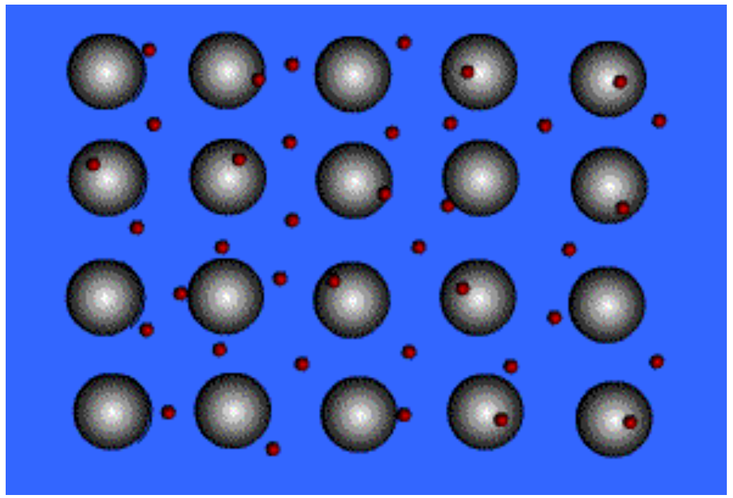
- H_3O^+
- NH_4^+
- H_2SO_4

Enlace Metálico

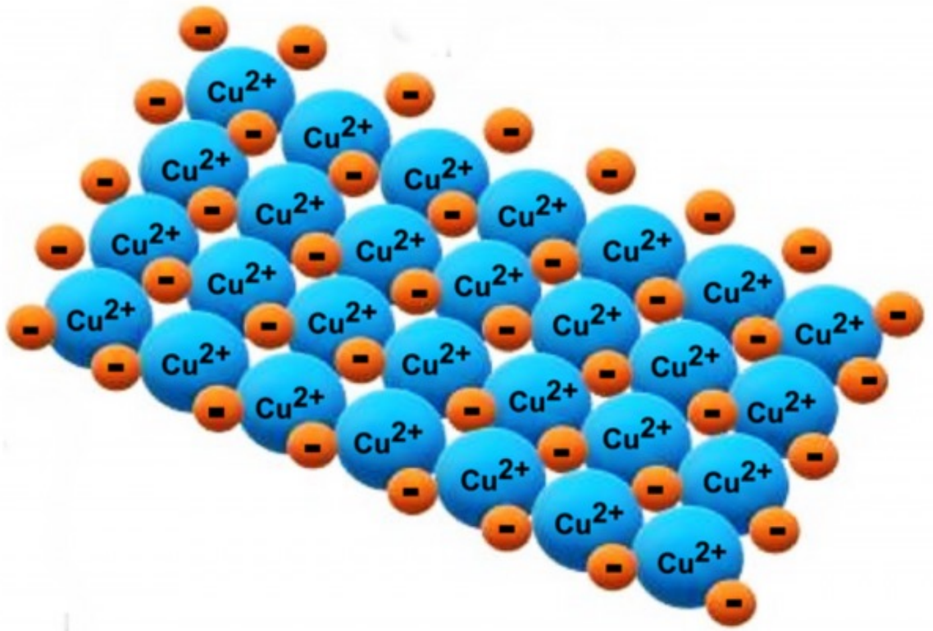
-Característico de los **metales**.

-Es un enlace fuerte que se forma entre elementos de la misma especie, de **electronegatividades bajas** y que se diferencian poco.

-Se forma una **nube electrónica con los electrones deslocalizados**.



Metal + Metal



Enlace Metálico

Propiedades

-Son **dúctiles y maleables**.

-Son buenos **conductores de la electricidad**.

-**Conducen el calor**.

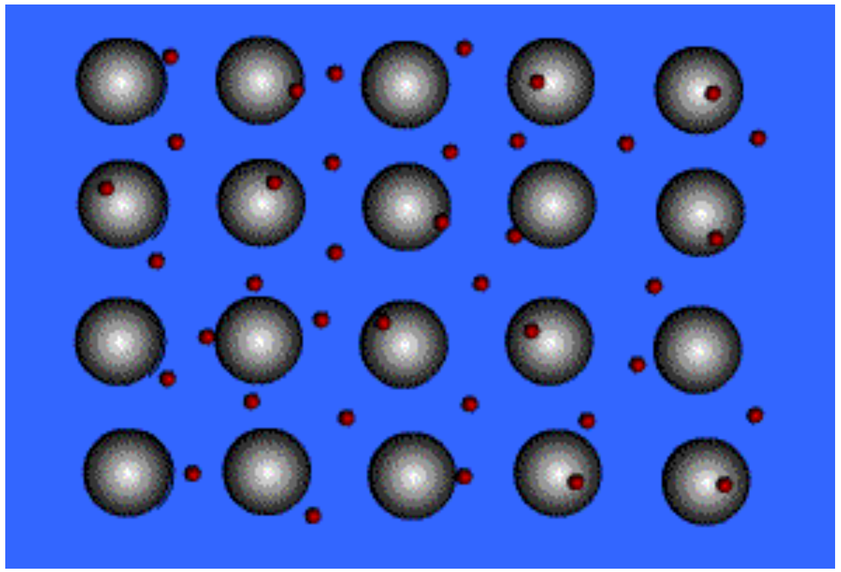
-Tienen puntos de ebullición y fusión variables.

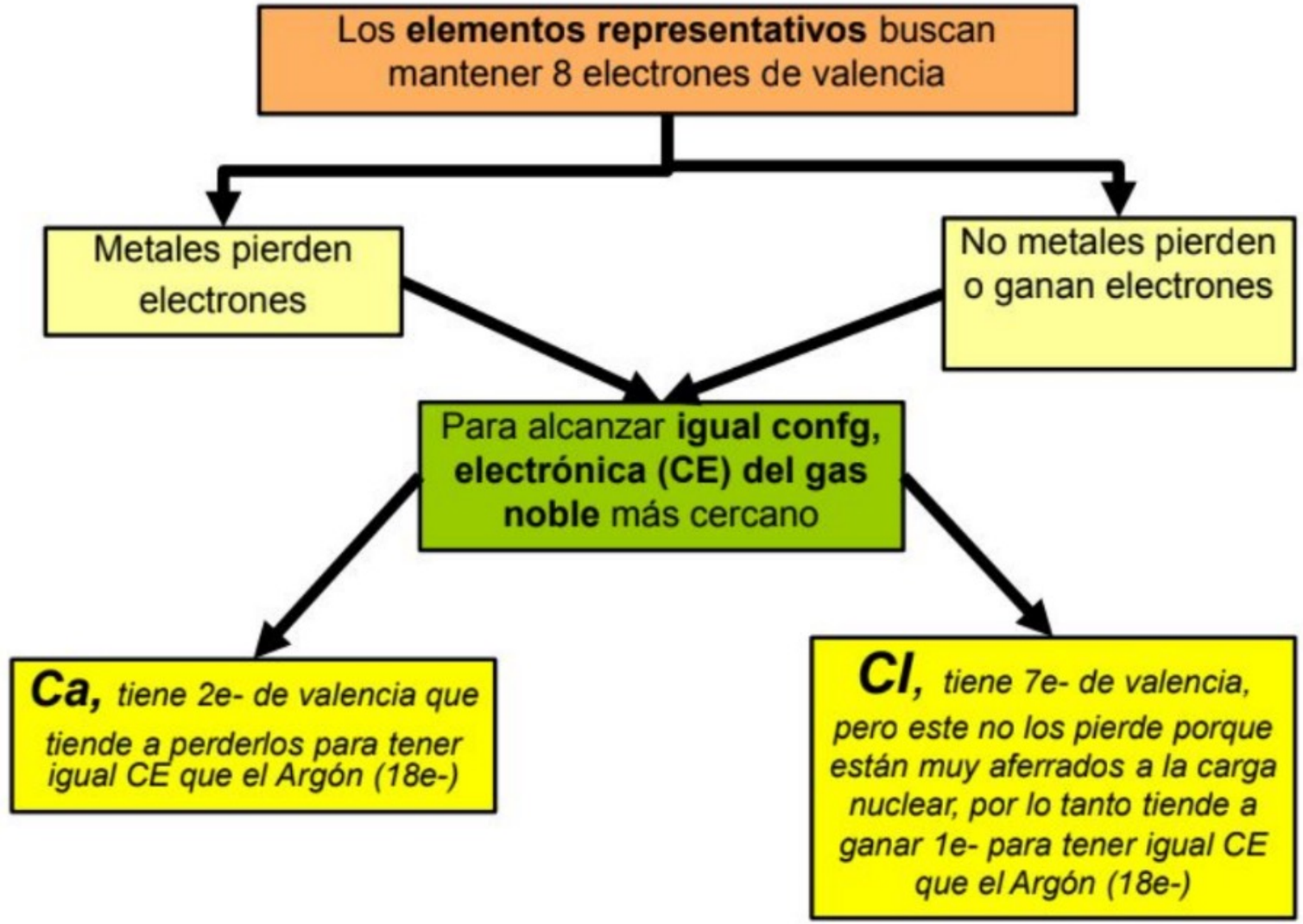
-La mayoría son **sólidos a T° ambiente** (excepto el mercurio).

-Son, generalmente, insolubles en cualquier tipo de solvente.

-Tienen un brillo característico debido a que absorben energía de cualquier longitud de onda.

Metal + Metal




Los **elementos representativos** buscan mantener 8 electrones de valencia
Metales pierden electrones
No metales pierden o ganan electrones
Para alcanzar **igual confg, electrónica (CE) del gas noble** más cercano
Ca, *tiene 2e- de valencia que tiende a perderlos para tener igual CE que el Argón (18e-)*
Cl, *tiene 7e- de valencia, pero este no los pierde porque están muy aferrados a la carga nuclear, por lo tanto tiende a ganar 1e- para tener igual CE que el Argón (18e-)*

Estructura de Lewis

1 **H** 1,0			Número atómico → Masa atómica →				2 **He** 4,0
3 **Li** 6,9	4 **Be** 9,0	5 **B** 10,8	6 **C** 12,0	7 **N** 14,0	8 **O** 16,0	9 **F** 19,0	10 **Ne** 20,2
11 **Na** 23,0	12 **Mg** 24,3	13 **Al** 27,0	14 **Si** 28,1	15 **P** 31,0	16 **S** 32,0	17 **Cl** 35,5	18 **Ar** 39,9
19 **K** 39,1	20 **Ca** 40,0						

Estructura de Lewis

1. Contabilizar los e- de Valencia de cada átomo

2. Ubicar el átomo central:

- En general C actúa como central
- H actúa como terminal
- O en general actúa como terminal
- Halógenos en general son terminals
- En general los más EN van terminal

3. Formar enlaces.

4. Revisar que se cumpla regla del octeto