3. Iones, tipos de enlace y estructuras de Lewis

IONES

Un **ión** es un átomo o grupo de átomos que tiene una **carga positiva o negativa**.

En general, el número de protones y electrones es igual en un átomo, no obstante los protones en el núcleo del átomo permanecen igual durante una reacción química pero se pueden ganar o perder electrones.

3.1 Cationes y aniones

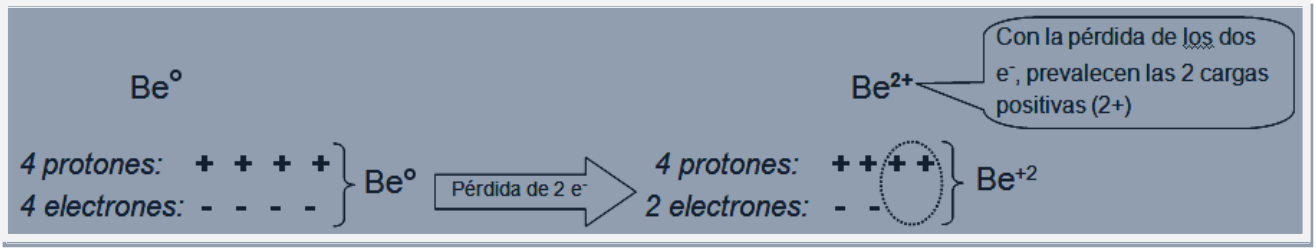
Catión

Un ión con carga positiva; los metales, son los elementos que pierden electrones y formarán iones monoatómicos, dado que el átomo pierde cargas negativas (**e^-**), el átomo conservará su carga positiva

Referencia de la imagen: Bibliografía General número 53

Por ejemplo un átomo de berilio, pierde 2 electrones para formar el catión Be^{2+}

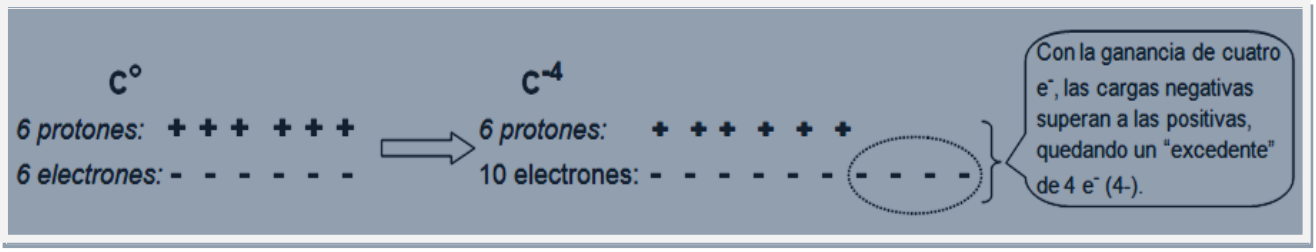
Átomo de Berilio:



Anión

Un ión con carga negativa; los no metales tienden, por su elevada electronegatividad a atraer electrones quedando cargados negativamente. A estos aniones se le da la terminación “URO”

Por ejemplo un átomo de carbono que al tener 4 electrones de de valencia, acepta 4 electrones para alcanzar la estabilidad teniendo 8 electrones en total en su última órbita: C^{-4} Ion carburo.



Nota
Es posible combinar dos o más átomos y formar un ión que contenga una carga neta positiva o negativa, como es el caso del ión NH^{4+} (amonio) OH^- (hidróxido) y NO^- (Nitrato).

Éste fenómeno se puede explicar con los siguientes ejemplos:

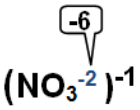
Ejemplo 3.1 Ion nitrato:

$(N\ O_3)^-$

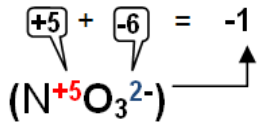
Nota
El número de oxidación del **oxígeno** siempre es **2-**

$(\ NO_3^{2-})^{1-}$

Ya que hay 3 **Oxígenos,** entonces 3 (-2) = -6



En este caso el Nitrógeno trabaja con un número de oxidación de **+5 (su máximo valor de valencia)** y la diferencia entre las 6 cargas negativas y las 5 positivas resultan en (-1)



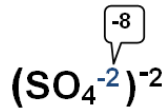
Ejemplo 3.2 *Ion sulfato:*

$(\ SO_4)^{2-}$

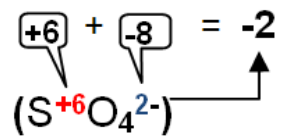
El número de oxidación del **oxígeno** es **2-**

$(\ SO_4^{2-})^{2-}$

Ya que hay 4 **Oxígenos,** entonces 4 (-2) = -8



En este caso el azufre trabaja con el número de oxidación **+6 (que es su máximo valor de valencia)** y la diferencia entre las 8 cargas negativas y las 6 positivas resultan en (-2)



Ejemplo 3.3 *Ion Sulfito*

$(SO_3)^{2-}$

Nota
Se agrega la terminación "ITO" cuando el valor de la valencia no es el mayor si no el inmediato menor

El número de oxidación del **oxígeno** es **2-**

$(SO_3^{2-})^{2-}$

Ya que hay 3 **Oxígenos,** entonces 3 (2-) = 6-

$(SO_3^{-2})^{-2}$ (-6)

En este caso el azufre trabaja con el número de oxidación **4+ (que NO es su máximo valor de valencia, sino el inmediato menor)** y la diferencia entre las 6 cargas negativas y las 4 positivas resultan en (-2)

$(S^{+4}O_3^{2-})$ (+4) + (-6) = -2

Lista de algunos Aniones comunes:

-ATO	-ITO
CO_3^{-2}	
HCO_3^{-1}	
NO_3^-	NO_2^-
PO_4^{-3}	PO_3^{-3}
SO_4^{-2}	SO_3^{-2}
ClO_4^-	ClO_2^-
ClO_3^-	ClO^-
CrO_4^{-2}	
MnO_4^-	

En éste caso, debido a la presencia del hidrógeno, se le agrega el prefijo "Bi": Bicarbonato

A éste se le agrega el prefijo "PER" (contracción de *hiper* = muchos) debido a que de las 4 fórmulas, ésta tiene la mayor cantidad de oxígenos: Perclorato

A éste se le agrega el prefijo "PER": Permanganato

A éste se le agrega el prefijo "HIPO" debido a que de las 4 fórmulas, ésta tiene la menor cantidad de oxígenos: Hipoclorito

3.2 Tipos de Enlace

Enlace:

Fuerza entre dos o más **átomos** que mantiene unidas a las moléculas. Al producirse un acercamiento entre átomos, puede darse una fuerza de atracción entre los electrones de éstos y el núcleo de uno u otro para lograr la estructura más estable.

La diferencia entre los valores de electronegatividad de los átomos que se unen determina el tipo de enlace que se formará en la molécula. Así, según la diferencia de electronegatividad entre éstos se puede determinar (convencionalmente) si el enlace será:

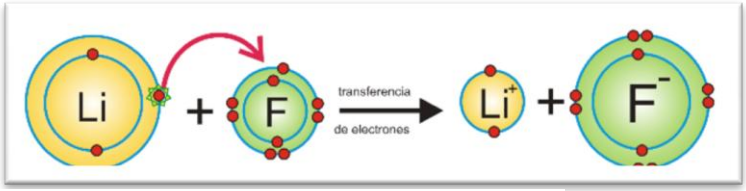
- Iónico (diferencia superior o igual a 1.7)
- Covalente polar (diferencia entre 0.4 y 1.7)
- Covalente no polar (diferencia inferior a 0.4)

I. Enlace Iónico

Se establece entre un **metal** y un **no metal.**
En este caso los átomos del metal **ceden electrones** a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente.

Al formarse **iones** de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico.

Ejemplo: Fluoruro de Litio

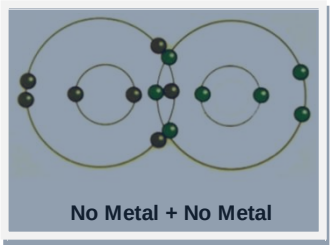


Referencia de la imagen: Bibliografía General número 51

II. Enlace Covalente Polar y No Polar

Enlace Covalente:

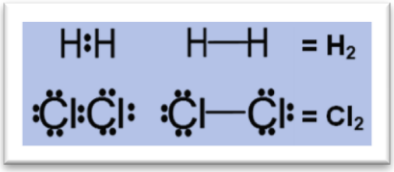
Son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos **no metálicos**.
En este caso el enlace se forma al **compartir un par de electrones** entre los dos átomos para adquirir la estabilidad.

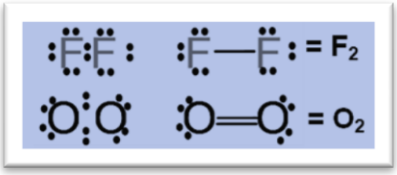


I. Covalente No Polar:

Si los valores de electronegatividad son iguales **(diferencia de electronegatividad igual a cero)**

Por ejemplo las moléculas diatómicas:

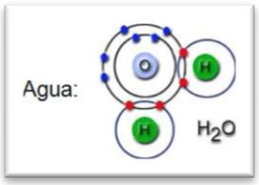


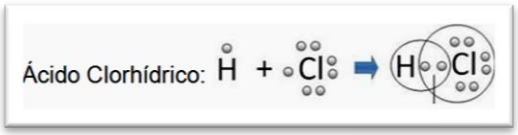


II. Covalente polar:

Se establece si la diferencia de electronegatividades de los átomos unidos esta entre 0.4 y 1.7 unidades.

Por ejemplo moléculas con dos o más elementos no metálicos **diferentes**, como lo son el Agua y el Ácido Clorhídrico

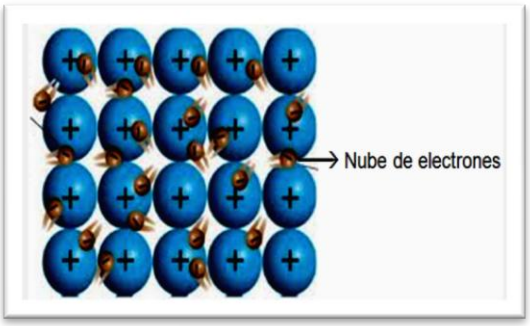




III. Enlace Metálico

Se genera entre átomos metálicos de la misma especie

Cierta cantidad de átomos iguales se conglomeran y son rodeados por sus electrones de valencia que se deslocalizan y migran de un átomo a otro, así distribuidos por todo el material, generan una "nube de electrones" lo cual le confiere a los metales su carácter conductor de electricidad.

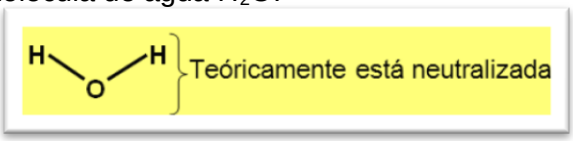


IV. Puentes de Hidrógeno

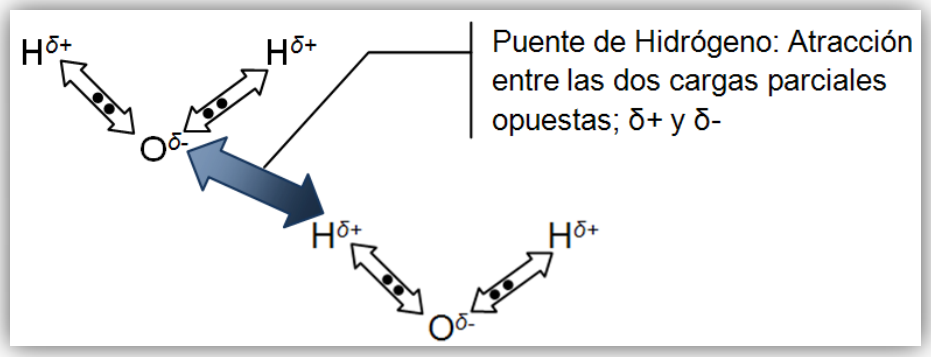
Es una interacción dipolo – dipolo entre moléculas que contienen hidrógeno unido en forma directa a un átomo pequeño muy electronegativo como el N, O o F.

El ejemplo más claro es la molécula de agua H_2O:

Valencia del Hidrógeno: +1
Valencia del Oxígeno: +2



Dado que, entre el oxígeno y el hidrógeno hay un enlace covalente, implica que se están compartiendo electrones, sin embargo, el oxígeno al ser altamente electronegativo, tiene más cercanía con los electrones compartidos, al contrario del hidrógeno que los tiene lejos, lo cual les confiere una ligera carga parcial que se simboliza con la letra *δ*

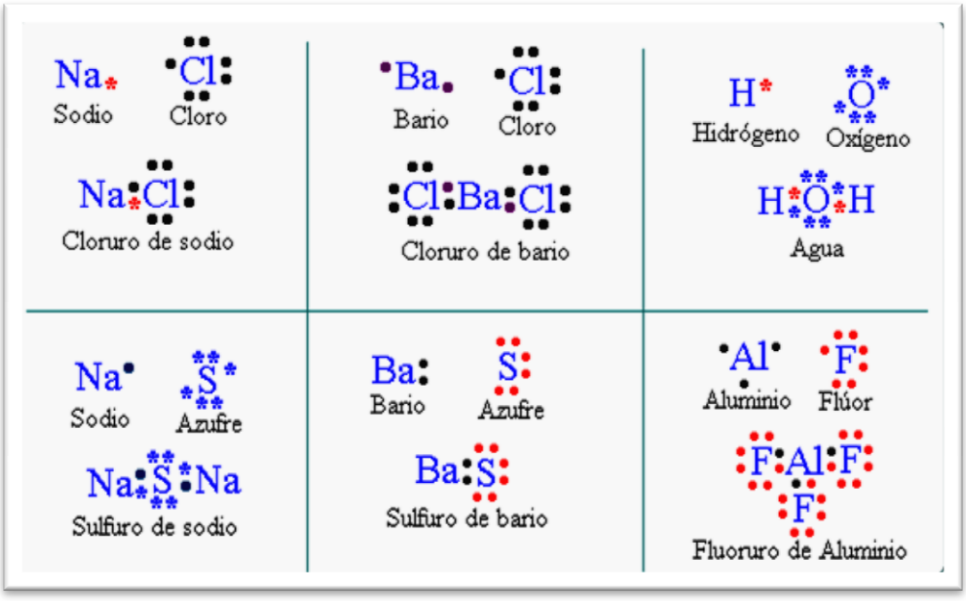


3.3 Estructuras de Lewis y regla del octeto

Cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que **la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones**, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico (más estable).

Estructuras de Lewis

Los electrones de valencia de la órbita más externa de un átomo son representados mediante puntos alrededor del símbolo

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H•						
Li•	Be:					
Na•	Mg:	:B	:C•	:N•	•O:	:F:
K•	Ca:	:Al	:Si•	:P•	•S:	:Cl:

La siguiente ilustración corresponde a una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.