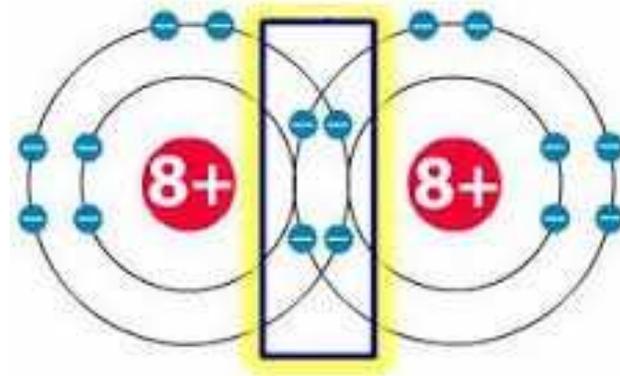
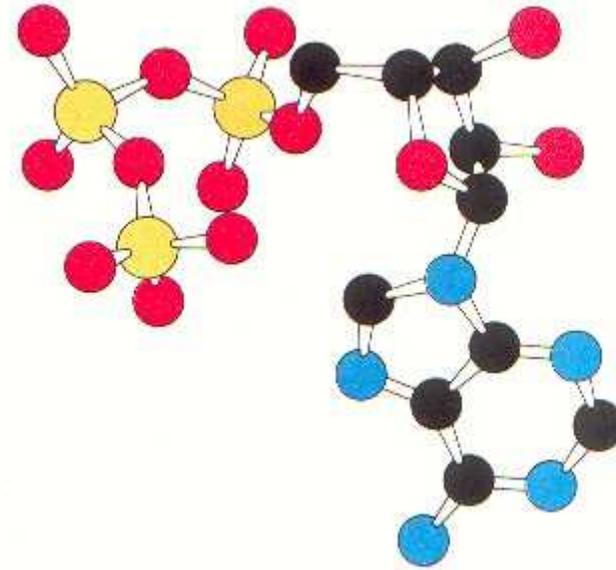
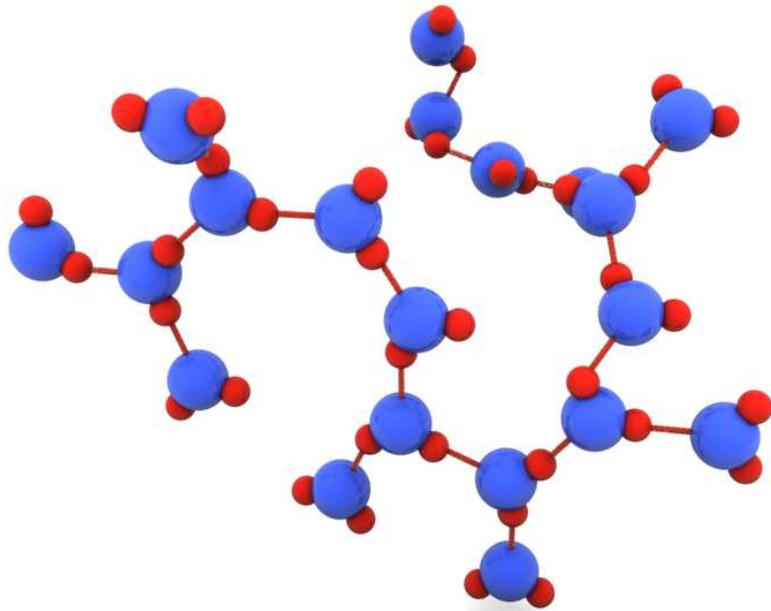


UNIONES QUÍMICAS



La mayoría de los elementos no se encuentra libre en la naturaleza

Forman MOLÉCULAS

Existe relación estrecha entre el número de e- externos (e- de valencia) y el comportamiento químico

Elementos de un mismo grupo tienen la misma cantidad de e- en la capa de valencia  Propiedades químicas similares

Configuración electrónica externa (CEE)

✓ Configuración electrónica de los niveles más externos

✓ e- de valencia

✓ Involucrados en enlaces químicos

✓ Se puede escribir como los e- diferenciales con respecto al gas noble anterior

Elementos del bloque s

✓ Metales

✓ Baja energía de ionización

→ Pierden e- fácilmente

↗ Grupo 1: forman cationes monovalentes

↘ Grupo 2: forman cationes divalentes

Halógenos

✓ Alta Afinidad Electrónica → Les falta 1 e- para CE de gas noble posterior

✓ Forman aniones (-1, -3, -5, -7)

REGLA DEL OCTETO

Los átomos de los elementos se unen entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera de adquirir la CE del gas noble más próximo en la Tabla Periódica. De esta forma se logra una mayor estabilidad.

Al participar en una unión, cada átomo adquiere la misma cantidad de electrones que tiene el gas noble (grupo 18) que tenga más cercano en la Tabla Periódica.

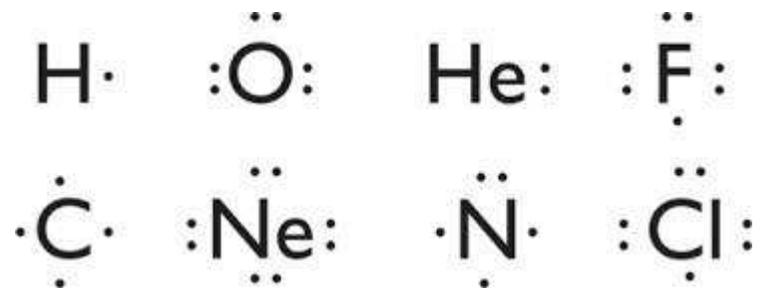
Los gases nobles tienen 8 e⁻ en su órbita externa, son estables e inertes químicamente. Sus átomos permanecen libres (no se combinan).

ESTRUCTURA DE LEWIS

Es una forma común de representar las uniones entre átomos.

Se escribe el símbolo del átomo rodeado por los electrones de valencia representados por círculos o cruces.

Ejemplos de estructuras de Lewis de distintos átomos: (la cantidad de círculos alrededor de cada átomo corresponde a la cantidad de e- que tiene cada uno en la capa de valencia).



NÚMERO DE OXIDACIÓN

Es el número que representa la cantidad de electrones de un átomo que participan en el enlace.

Por ejemplo, el sodio (Na) forma un catión monovalente (Na^+), su número de oxidación es 1.

TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

Existen 3 tipos de uniones químicas:

✓ Enlace iónico

✓ Enlace covalente

✓ Enlace metálico

1) ENLACE IÓNICO

Implica la transferencia completa de 1 o más electrones de un átomo a otro.

Hay iones involucrados (un catión y un anión).

El compuesto permanece unido por atracción de cargas opuestas (positiva y negativa de cada ion).

Se da entre un metal (baja energía de ionización, tiende a formar cationes) y un no metal (alta afinidad electrónica, tiende a formar aniones).

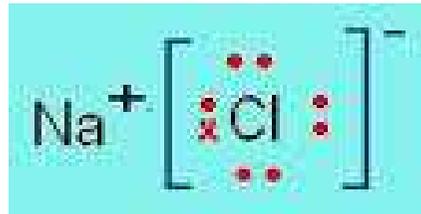
Ejemplos: NaCl, CaO, CaCl₂, Al₂O₃

Ejemplo para escribir la estructura de Lewis de NaCl

1. Buscar en la tabla periódica al sodio (Na, grupo 1, metal). $Z=11$, por lo tanto sus e- tienen la siguiente configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. En el último nivel tiene 1 e- (comparar con gas noble anterior). El sodio va a ceder su único electrón del último nivel para cumplir la regla del octeto, de esta forma queda con la misma cantidad de electrones que el gas noble más próximo y esto es muy estable.
2. Buscar al cloro (Cl, grupo 17, no metal). $Z=17$ por lo tanto su CE es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Tiene 7 e- en la capa de valencia. El cloro necesita, por regla del octeto, un electrón para que pueda completar su último nivel de energía con 8 electrones.

Ejemplo para escribir la estructura de Lewis de NaCl

3. Entonces, al chocarse un átomo de sodio con uno de cloro, Na cede un e⁻ que es captado por Cl. De esta manera el sodio queda cargado positivamente (forma un catión monovalente) y el cloro queda cargado negativamente (forma un anión monovalente). El catión sodio se mantiene unido al anión cloro debido a que las cargas opuestas se atraen. Esto se expresa así: (La x en el Cl corresponde al electrón cedido por el Na).



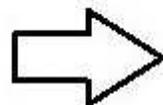
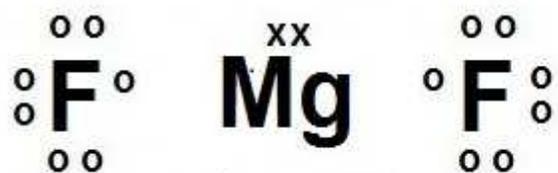
IMPORTANTE!!!

Siempre se debe cumplir que la molécula sea NEUTRA. La resultante de la suma de las cargas debe ser CERO.

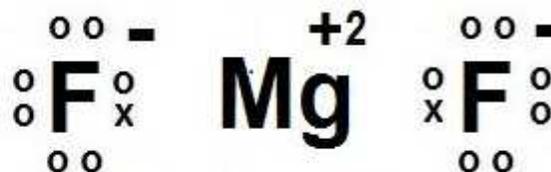
Más ejemplos



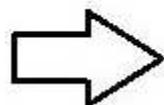
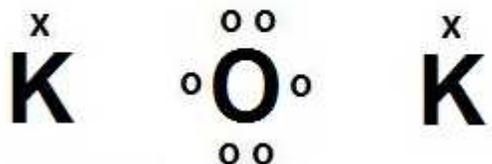
Símbolos de Lewis



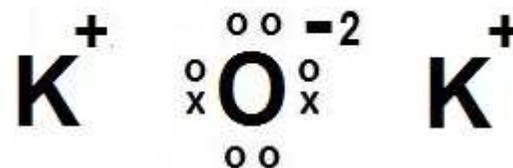
Estructura de Lewis



Símbolos de Lewis



Estructura de Lewis



PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

- ✓ Altos puntos de ebullición y fusión, son sólidos a temperatura ambiente.
- ✓ Solubles en agua.
- ✓ Cuando se encuentran en solución conducen la corriente eléctrica. En estado sólido **NO** son conductores.
- ✓ Son duros y frágiles.

2) ENLACE COVALENTE

Se da cuando se unen átomos de no metales.

Los átomos que intervienen en la unión comparten uno o más pares de electrones, adquiriendo cada uno la configuración electrónica más estable. **NO** intervienen iones.

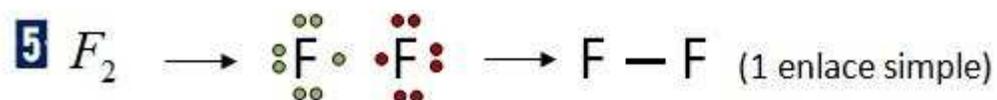
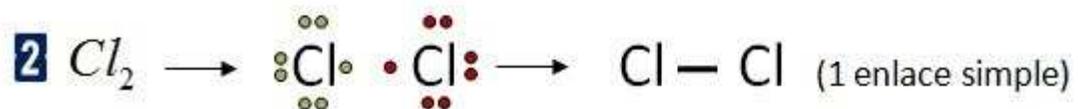
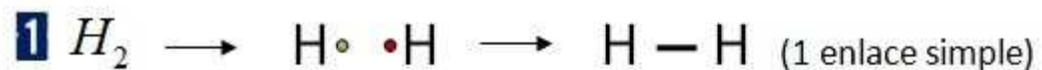
Los electrones compartidos se representan con una línea.

Cada uno de los átomos que forman la unión aportan electrones.

Puede ser simple, doble, triple (1, 2 o 3 pares de e- compartidos, respectivamente).

Ejemplos: Cl_2 , H_2 , O_2 (doble), N_2 (triple), CO_2 , HCN , H_2O , NH_3

Algunos ejemplos:



IMPORTANTE!!!

Los e- de valencia de cada elemento que NO forman parte de la unión deben escribirse en la estructura de Lewis de la molécula.

Corregir las estructuras de las moléculas que figuran en la diapositiva anterior, teniendo esto en cuenta.

UNIÓN COVALENTE DATIVA

Es una unión covalente especial en la que sólo uno de los átomos aporta el par de electrones que es compartido.

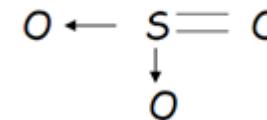
Los electrones compartidos se representan con una flecha, con origen en el símbolo del átomo que aporta los electrones.

Ejemplos: SO_2 (1 doble y 1 dativa), SO_3 (1 doble y 2 dativas)

Enlace covalente coordinado o dativo: el par de electrones compartido es aportado por el azufre



Enlace covalente común doble: el azufre y el oxígeno comparten dos pares de electrones (aportados por ambos átomos).



ELECTRONEGATIVIDAD

Es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones del enlace.

Se pone de manifiesto sólo cuando un átomo participa en un enlace con otro.

Átomos con mayor electronegatividad: F, Cl, O, S.

Los metales tienen electronegatividades menores a 2,1.

Los valores son arbitrarios. El valor para cada átomo está en la tabla periódica.

Los gases nobles no se incluyen.

POLARIDAD DE LOS ENLACES

Depende de cómo se reparten los electrones compartidos entre los átomos que constituyen el enlace.

Está relacionado con la electronegatividad de los átomos que componen la molécula.

Enlaces polares: la carga eléctrica está distribuida en forma desigual entre las moléculas. Uno de los átomos ejerce mayor atracción sobre el par de electrones compartidos que el otro, con lo cual los electrones están más tiempo cerca de este átomo. Sobre el átomo que atrae más a los electrones se genera una densidad de carga negativa y sobre el otro una densidad de carga positiva.

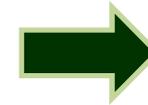
El enlace tiene entonces dos polos, uno positivo y uno negativo.

Enlaces no polares: la distribución de cargas es eléctricas es uniforme. Los electrones compartidos se atraen con igual intensidad a cada átomo. No hay zonas o polos con cargas eléctricas.

¿CÓMO PUEDE PREDECIRSE EL TIPO DE UNIÓN?

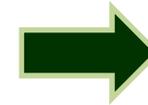
Con los valores de electronegatividad.

Diferencia de electronegatividad mayor a 1,7



UNIÓN
IÓNICA

Diferencia de electronegatividad entre 1,7 y 0,4



UNIÓN
COVALENTE
POLAR

Diferencia de electronegatividad menor a 0,4



UNIÓN
COVALENTE
NO POLAR

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

- ✓ Bajos puntos de ebullición y fusión.
- ✓ Solubles en solventes orgánicos. La solubilidad en agua depende de la polaridad de la molécula (mayor polaridad, mayor solubilidad en agua).
- ✓ No conducen la corriente eléctrica.

3) ENLACE METÁLICO

Se da entre los átomos de los metales, que forman cationes fácilmente.

La unión se establece entre los cationes metálicos y la nube electrónica que los rodea.

Los metales pueden considerarse como una red de iones positivos sumergida en una nube de electrones.

Los metales pueden conducir la corriente eléctrica.

RESUMEN DE PASOS PARA ESCRIBIR LA ESTRUCTURA DE LEWIS DE UN COMPUESTO

1. Ubicar cada elemento en la tabla y calcular la diferencia de electronegatividad. Determinar si el tipo de unión es iónica o covalente.
2. Según la regla del octeto, evaluar con cuantos electrones va a participar cada átomo en la unión (si es unión iónica si forma catión o anión monovalente o divalente; si es unión covalente, cuantos electrones tiene que compartir para cumplir la regla del octeto).
3. Calcular la cantidad de electrones en la capa de valencia (electrones diferenciales con respecto al gas noble anterior) de cada elemento. Dibujar la estructura de Lewis de cada elemento por separado, y luego la del compuesto (átomos ya unidos).