



# UNIDAD IV

## *EL ENLACE QUÍMICO*

# REGLA DEL OCTETO

Lewis hizo notar que los gases nobles son prácticamente inertes. Esto se debe a que tienen una configuración electrónica estable, la cual por lo general es de ocho electrones en su capa más externa o de valencia. Sin embargo, existe una excepción, que es el He, elemento que llena su capa de valencia con sólo dos electrones.

Esta ley establece que los elementos tienden siempre a adquirir su forma más estable y para ello siempre tratan de tener ocho electrones en su capa más externa (dos electrones en el caso de los elementos de número atómico menor, como el hidrógeno, el litio y el berilio, para adquirir la estructura del He), es decir se tiende a adquirir la configuración de un gas noble.

Para lograr y completar su octeto, los elementos, al combinarse con otros, algunas veces ceden electrones. La cual constituye una conducta típica de los metales; en cambio, otras aceptan o comparten electrones, que constituye el comportamiento clásico de los no metales.

La cesión o adquisición de electrones para combinarse con otros elementos y seguir la regla del octeto, recibe el nombre de enlace.

**ENLACE**: las fuerzas que mantienen unidos a los átomos entre sí y les permiten funcionar como unidad.

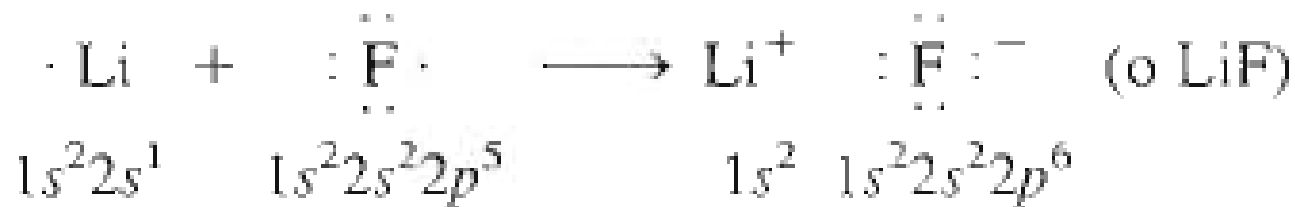
Existen varias formas de enlace entre los átomos:

**Enlace iónico.** En este tipo de enlace, los elementos participantes transfieren sus electrones. Si un átomo gana electrones para completar su octeto, adquirirá una carga negativa, convirtiéndose en un ion negativo o anión. Si por el contrario un átomo pierde electrones para completar su octeto, adquirirá carga positiva convirtiéndose en un ion positivo o catión. El enlace iónico resulta de la atracción entre iones de carga opuesta.

## ***ENLACE IONICO***

Es la fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico.

Generalmente son compuestos formados por metales del grupo 1A ó 2A y un halógeno.



<http://www.educaplus.org/play-77-Enlace-iónico.html>

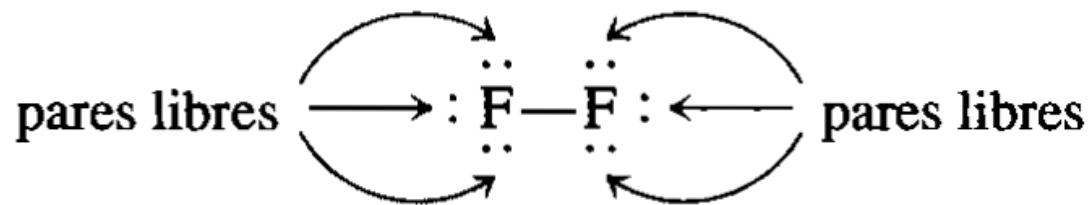
# ENLACE COVALENTE

Enlace en el que los dos electrones son compartidos por dos átomos.

Cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos.



Participan solo 2 electrones de valencia, los demás electrones no enlazantes se llaman pares libres.



**LONGITUD DE ENLACE:** la distancia entre el núcleo de dos átomos unidos por un enlace covalente en una molécula.

Longitudes de enlace promedio de algunos enlaces sencillos, dobles y triples más comunes

<b>Tipo de enlace</b>	<b>Longitud de enlace (pm)</b>
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96

# Propiedades de compuestos iónicos y covalentes

**Tabla** Comparación de algunas propiedades comunes de un compuesto iónico y un compuesto covalente

Propiedad	NaCl	CCl <sub>4</sub>
Aspecto	Sólido blanco	Líquido incoloro
Punto de fusión (°C)	801	-23
Calor molar de fusión* (kJ/mol)	30.2	2.5
Punto de ebullición (°C)	1 413	76.5
Calor molar de vaporización* (kJ/mol)	600	30
Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	2.17	1.59
Solubilidad en agua	Alta	Muy baja
Conductividad eléctrica		
Sólido	Pobre	Pobre
Líquido	Buena	Pobre

## ELECTRONEGATIVIDAD:

La capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

Aumento de electronegatividad

1A												8A					
<b>H</b> 2.1	2A											3A	4A	5A	6A	7A	
<b>Li</b> 1.0	<b>Be</b> 1.5											<b>B</b> 2.0	<b>C</b> 2.5	<b>N</b> 3.0	<b>O</b> 3.5	<b>F</b> 4.0	
<b>Na</b> 0.9	<b>Mg</b> 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	<b>Al</b> 1.5	<b>Si</b> 1.8	<b>P</b> 2.1	<b>S</b> 2.5	<b>Cl</b> 3.0	
<b>K</b> 0.8	<b>Ca</b> 1.0	<b>Sc</b> 1.3	<b>Ti</b> 1.5	<b>V</b> 1.6	<b>Cr</b> 1.6	<b>Mn</b> 1.5	<b>Fe</b> 1.8	<b>Co</b> 1.9	<b>Ni</b> 1.9	<b>Cu</b> 1.9	<b>Zn</b> 1.6	<b>Ga</b> 1.6	<b>Ge</b> 1.8	<b>As</b> 2.0	<b>Se</b> 2.4	<b>Br</b> 2.8	
<b>Rb</b> 0.8	<b>Sr</b> 1.0	<b>Y</b> 1.2	<b>Zr</b> 1.4	<b>Nb</b> 1.6	<b>Mo</b> 1.8	<b>Tc</b> 1.9	<b>Ru</b> 2.2	<b>Rh</b> 2.2	<b>Pd</b> 2.2	<b>Ag</b> 1.9	<b>Cd</b> 1.7	<b>In</b> 1.7	<b>Sn</b> 1.8	<b>Sb</b> 1.9	<b>Te</b> 2.1	<b>I</b> 2.5	
<b>Cs</b> 0.7	<b>Ba</b> 0.9	<b>La-Lu</b> 1.0-1.2	<b>Hf</b> 1.3	<b>Ta</b> 1.5	<b>W</b> 1.7	<b>Re</b> 1.9	<b>Os</b> 2.2	<b>Ir</b> 2.2	<b>Pt</b> 2.2	<b>Au</b> 2.4	<b>Hg</b> 1.9	<b>Tl</b> 1.8	<b>Pb</b> 1.9	<b>Bi</b> 1.9	<b>Po</b> 2.0	<b>At</b> 2.2	
<b>Fr</b> 0.7	<b>Ra</b> 0.9																

El enlace iónico se forma cuando la diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados es de 2.0 ó más.



**Ejemplo** Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes puros: *a)* el enlace en HCl, *b)* el enlace en KF y *c)* el enlace CC en H<sub>3</sub>CCH<sub>3</sub>.

**Ejemplo 9.2** Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes puros: a) el enlace en HCl, b) el enlace en KF y c) el enlace CC en  $\text{H}_3\text{CCH}_3$ .

**Razonamiento y solución** a) Al examinar la figura 9.5 se encuentra que la diferencia de electronegatividad entre H y Cl es 0.9, la cual es apreciable pero no suficiente (por la regla de la diferencia igual a 2.0) para clasificar al HCl como un compuesto iónico. Por consiguiente, el enlace entre H y Cl es covalente polar.

b) La diferencia de electronegatividad entre K y F es 3.2, muy superior a 2.0, el valor de referencia, por tanto, el enlace entre K y F es iónico.

c) Los dos átomos de C son idénticos en todos aspectos: están enlazados entre sí y cada uno se halla unido a tres átomos de H. En consecuencia el enlace que los une es covalente puro.

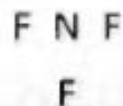
1. Escriba la estructura fundamental del compuesto mediante símbolos químicos para mostrar qué átomos están unidos entre sí. Para compuestos sencillos, esto es relativamente fácil. Para compuestos complejos, es preciso tener más información o hacer predicciones razonables. En general, el átomo menos electronegativo ocupa la posición central. El hidrógeno y el flúor suelen ocupar las posiciones terminales en las estructuras de Lewis.
2. Cuente el número total de electrones de valencia presentes y, si fuera necesario, consulte la figura 9.1. En los aniones poliatómicos, sume el número total de cargas negativas. (Por ejemplo, en el ion  $\text{CO}_3^{2-}$  se añaden dos electrones porque la carga 2- indica que hay dos electrones adicionales, además de los que aportan los átomos neutros.) En los cationes poliatómicos se resta el número de cargas positivas del total. (Así, para el  $\text{NH}_4^+$  se resta un electrón porque la carga +1 indica la pérdida de un electrón del grupo de los átomos neutros.)
3. Dibuje un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Complete los octetos de los átomos enlazados al átomo central. (Tenga presente que la capa de valencia del átomo de hidrógeno se completa con sólo dos electrones.) Los electrones pertenecientes al átomo central o a los átomos que lo rodean deben quedar representados como pares libres si no participan en el enlace. El número total de electrones empleados es el que se determinó en el paso 2.

4. Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central, agregue dobles o triples enlaces entre este átomo y los que lo rodean usando los pares libres de estos últimos.

### EJEMPLO:

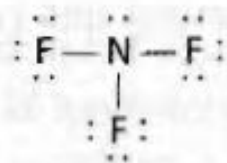
Escriba la estructura de Lewis para el trifluoruro de nitrógeno ( $\text{NF}_3$ )

*Paso 1:* El átomo de N es menos electronegativo que el F, así que la estructura básica del  $\text{NF}_3$  es:



*Paso 2.* Las configuraciones electrónicas de las capas externas del N y F son  $2s^2 2p^3$  y  $2s^2 2p^5$ , respectivamente. Así es que hay  $5 + (3 \times 7) = 26$  electrones de valencia para el  $\text{NF}_3$ .

*Paso 3:* Se dibuja un enlace covalente sencillo entre el N y cada F y se completan los octetos para los átomos de F. Los dos electrones que restan se colocan en el N:



Escriba la estructura de Lewis para el disulfuro de Carbono (CS<sub>2</sub>)

# Carga formal

La diferencia entre los electrones de valencia de un átomo aislado y el número de electrones asignados a ese átomo en una estructura de Lewis.

$$Q_F = N_A - N_{PL} - \frac{1}{2} N_{PE}$$

$N_A$ : Es el número de electrones en la capa de valencia del átomo libre

$N_{PL}$ : Es el número de electrones en pares libres

$N_{PE}$ : Es el número de electrones en pares de enlace

Ejemplo: la molécula de ozono.

- **Átomo de O central.** En la estructura de Lewis previa, el átomo central tiene seis electrones de valencia, un par libre (o dos electrones no enlazantes) y tres enlaces (o seis electrones de enlace). Al sustituir en la ecuación (9.3) se escribe:

$$\text{carga formal} = 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$$

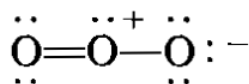
- **Átomo de oxígeno terminal en O=O.** Este átomo tiene seis electrones de valencia, dos pares libres (o cuatro electrones no enlazantes) y dos enlaces (o cuatro electrones enlazantes). Entonces, se calcula la carga formal

$$\text{carga formal} = 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

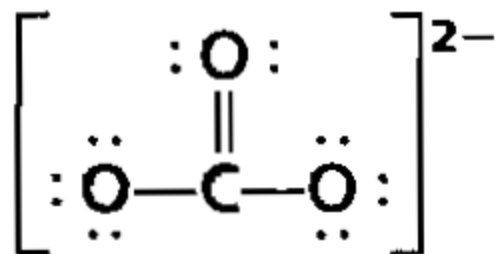
- **Átomo de O terminal del enlace O—O.** Este átomo tiene seis electrones de valencia, tres pares libres (o seis electrones no enlazantes) y un enlace (o dos electrones de enlace). Por tanto, su carga formal es

$$\text{carga formal} = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

A continuación se escribe la estructura de Lewis para el ozono con sus cargas formales:



Escriba las cargas formales para el ión carbonato





Cuando se tiene más de una posible estructura de Lewis hay que tomar en consideración lo siguiente:

- Para moléculas neutras, es preferible la estructura de Lewis que no tenga cargas formales en vez de aquella en la que haya cargas formales.
- Las estructuras de Lewis con cargas formales grandes (+2, +3 y/o -2, -3 o más) son menos probables que las que tienen cargas formales pequeñas.
- Cuando existen varias estructuras de Lewis con la misma distribución de cargas formales, la estructura más razonable es la que lleve las cargas formales negativas en los átomos más electronegativos.

Ejemplo: el formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ )