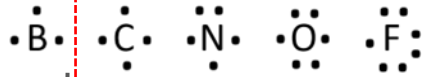


**Estructuras de Lewis.** (Léase luis). Es una representación de los enlaces entre los átomos que constituyen una molécula o red covalente. Para ello tenemos que utilizar los electrones (de valencia) característicos de cada grupo.

G1 G2.....G13 G14 G15 G16 G17

H • Be •



Átomos del segundo período

**Moléculas hipovalentes.**

Átomo central con menos de 4 pares de e-

Moléculas cuyos átomos alcanzan el **OCTETO** (4 pares e- alrededor)  $ns^2 np^{1-6}$  dispone de un orbital s y tres orbitales p para utilizarlos y tener a su alrededor 8 electrones cuando se combina con otro átomo.



Bloque d

Al	Si	P	S	Cl
Ga	Ge	As	Se	Br
In	Sn	Sb	Te	I

**Átomos del tercer período en adelante.** Al tener una configuración tipo  $ns^2 d^x np^{1-6}$  pueden participar con sus orbitales d y superar el octeto.

**Moléculas hipervalentes.** Átomo central con más de 4 pares de e-

**Pasos generales.** Moléculas del tipo AX<sub>n</sub>.

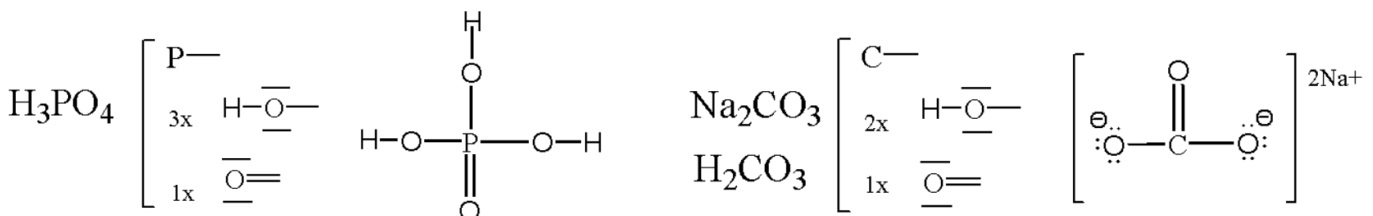
- 1- Conectividad. Se conectan con una línea (un enlace con dos electrones) los átomos A-X, donde cada átomo del enlace pone un electrón (enlace covalente; los electrones del enlace atraen los núcleos de los átomos unidos).
- 2- Añadir el resto de electrones de valencia (según el grupo del átomo). Ej.: Grupo 14, 4 electrones de valencia.
- 3- Comprobar que se alcanza el OCTETO para los elementos C, N, O y F.
- 4- Si alguno de esos átomos no lo cumple, se mueven pares de e- no compartidos al enlace.
- 5- Si la molécula tiene carga positiva (catión) se quitará un electrón por cada unidad de carga.
- 6- Comprobar cargas formales. Recuento de e- más cercano al átomo, antes y después de conectarlos.  
La suma de las cargas de los átomos de la molécula da lugar a la carga final de esta (neutra, catión o anión).

**Ejemplos.**

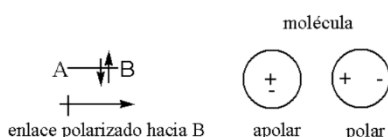
- a) Moléculas simples (Octeto): CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF, SnCl<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>
- b) Moléculas con carga (aniónicas y catiónicas): H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, AlCl<sub>4</sub><sup>-</sup>, NaBH<sub>4</sub> (borohidruro de sodio)
- c) Moléculas "hipovalentes": BeCl<sub>2</sub>, BeH<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub>, BH<sub>3</sub>, BCl<sub>3</sub> (estas moléculas suelen formar dímeros de coordinación)
- d) Moléculas "hipervalentes": AsCl<sub>5</sub>, PBr<sub>5</sub>, SF<sub>6</sub>, ClF<sub>3</sub>
- e) Moléculas con enlaces múltiples: CO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, O<sub>3</sub> (ozono)
- f) Moléculas diatómicas: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> ...
- g) Moléculas de hidrocarburos: CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>, HC≡CH; otras: CH<sub>3</sub>OH (metanol), CH<sub>3</sub>COOH (ácido acético)
- h) Estructuras de Lewis para sustancias iónicas: NaCl, K<sub>2</sub>S, CaF<sub>2</sub>

**Otras.** Moléculas de ácidos ternarios y sus sales: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>... Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaHCO<sub>3</sub>...

Pasos directos para la construcción del ácido: a) identificamos el átomo central; b) por cada hidrógeno se forma un grupo OH. El resto son oxígenos que se unen al át. central. Para las sales, partimos del ácido y se eliminan los hidrógenos.



**Polaridad del enlace.** El momento dipolar del enlace  $\mu_{A-B}$  para un enlace heteronuclear A-B establece una separación de cargas en el enlace, donde el átomo más electronegativo atrae más cerca los electrones del enlace y se carga parcialmente en negativo  $\delta^-$ , y el menos electronegativo con  $\delta^+$ . Se representa (convenio BTO) con una flecha apuntando hacia la parte negativa. La suma del momento dipolar de los enlaces dará lugar al momento dipolar total (de la molécula). Si  $\mu_{\text{total}}$  es cero la molécula es apolar. Si  $\mu_{\text{total}} \neq 0$ , la molécula es polar.



**Saber B < H < C < N < O < F**  
(orden de electronegatividad de Pauling)