

CB041 Química y Electroquímica

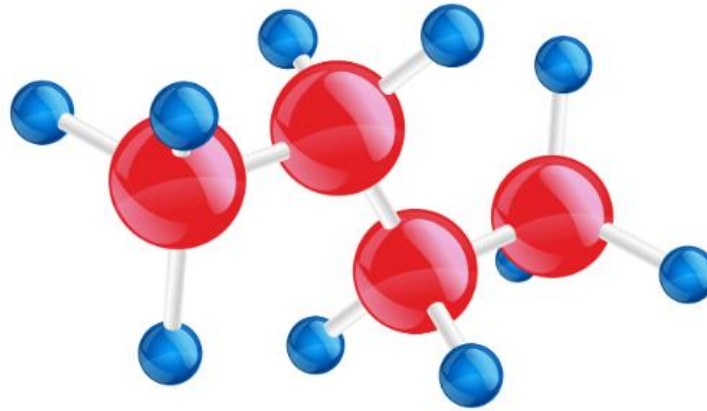
Departamento de Química

T3: Enlaces Químicos



Autora: Adriana Romero

Uniones químicas



- ¿Por qué se unen los átomos para formar sustancias?

Regla del octeto

Vos marchas y yo de respeto

- Los átomos de los elementos tienden a unirse entre sí compartiendo o transfiriendo electrones de manera que su nivel más externo se complete. Esto sucede generalmente con 8 electrones en el último nivel de energía (o con la configuración electrónica completa del gas noble más cercano en la Tabla periódica)
- Vemos en los ejemplos las representaciones de Lewis para la molécula de Cl_2 y el ión Br^-



Electronegatividad

La electronegatividad (E_N) es la capacidad relativa que tienen los átomos de atraer los electrones de una unión química

Varía a lo largo de la tabla periódica, de manera que los metales tienen un bajo valor de E_N y los no metales un valor alto, siendo los elementos más electronegativos el F ($E_N = 4$), el O, el N y el Cl.

Electronegatividad de los átomos

según Pauling

H																	He
2.1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.9	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.7	0.9		1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.9	1.9	2.0	2.2	
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds								
0.7	0.9																

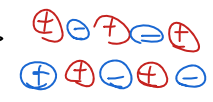
La electronegatividad define el tipo de enlace que se presentara entre dos átomos o especies.

- Tipo de unión: Depende de la **diferencia de electronegatividades ($\Delta\epsilon$)** entre los dos átomos que intervienen en la unión.
- 1) $\Delta\epsilon > 2 \rightarrow$ u. iónica
- 2) $\Delta\epsilon < 2$ y ϵ altas \rightarrow u. covalente. Puede ser polar ($\Delta\epsilon \neq 0$) o no polar ($\Delta\epsilon = 0$). *3 tipos básicos de enlaces*
- 3) $\Delta\epsilon < 2$ y ϵ bajas \rightarrow u. metálica
- Aclaración...

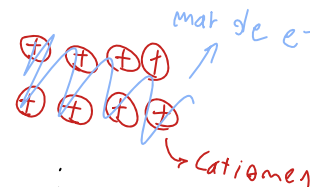
Existe una unión covalente pura, cuando los dos átomos son iguales y $\Delta\epsilon = 0$. Sin embargo, no existe unión iónica pura (debería ser $\Delta\epsilon = \text{infinito}$). Es decir, que en la mayoría de las uniones, **encontramos ambos caracteres en menor mayor medida.**

Enlace Iónico

Una molécula es un conjunto de átomos unidos entre si y separado de otros
Los sólidos iónicos no están separados

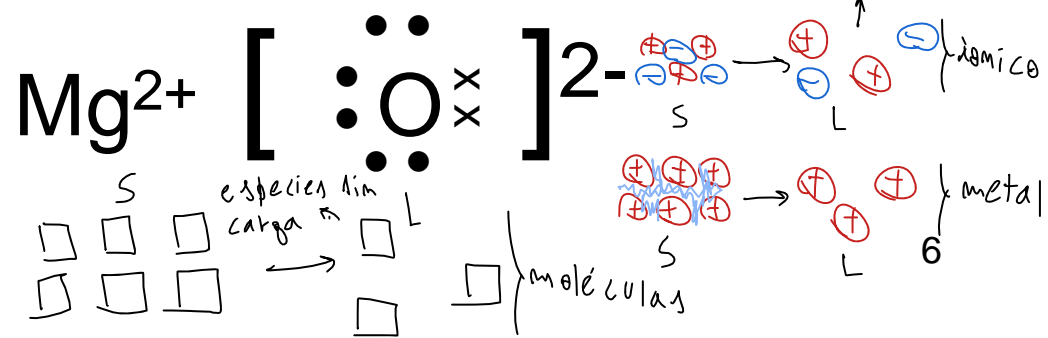
Sólido iónico →  Tampoco los metales forman moléculas

- Transferencia completa de e-, formando cationes y aniones.
- **NO SON MOLECULAS.** → buena mñ me qrites
- Ej: MgO
- Mg (grupo IIA, pierde 2 e-) → Mg^{2+} (muy electropositivo)
- O (grupo VIA, toma 2 e-) → O^{2-} (muy electronegativo)
- Estructura de Lewis:

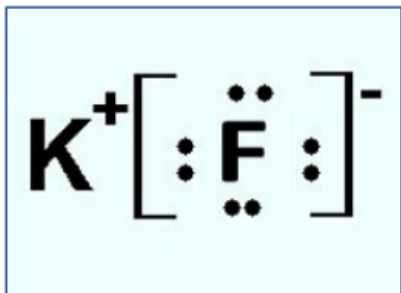
 mat de e-
Cationes
Por esto decimos q' los iones y metales no forman moléculas

El q' da e- se llama metal
y el q' recibe? → No metal

podemos ver que para si quindimos moléculas, iones o metales



Otro ejemplo:



Vemos en la fórmula un metal (K) y un no metal (F), sabemos que la diferencia de electronegatividad es alta (3,20) y por eso el compuesto es mayormente iónico.

Para representarlo, se escribe el símbolo del catión con su carga, al lado del anión, que se coloca entre corchetes con la carga negativa correspondiente afuera.

Ej: CaCl_2 , Li_2O , KBr

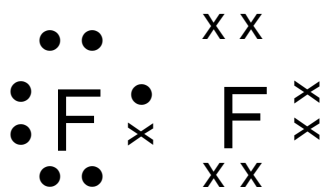
Enlace Metálico

- Los átomos tienen electronegatividades bajas y cercanas.
- Ninguno atrae con gran fuerza los e^- de la unión.
- Los e^- se hallan relativamente libres en una red de cationes.
- Los e^- no pertenecen a ningún catión en particular, sino al cristal como un todo. La estructura de cationes se mantiene unida por el "mar" de electrones libres.



Enlace Covalente

- Ambos átomos comparten pares de e- (porque ambos átomos atraen fuertemente los e-).
- Enlaces simple, doble, triple, dativo.
- Homonuclear (átomos iguales) o heteronuclear (átomos diferentes).
- Enlace simple (σ , se solapan de frente dos orbitales): F_2
- F (grupo VIIA, toma 1 e-)
- Cada uno aporta 1 e- y comparten el par.
- Estructura de Lewis:



Fórmula simplificada, el guión simboliza un par de e- compartidos

Enlace Covalente

Ejemplos: molécula de HCl

$\chi(\text{H}) = 2,2 \rightarrow$ el hidrogeno es bastante electronegativo, no hay apantallamiento



La estructura de Lewis muestra un solo par de electrones compartidos entre ambos átomos (enlace covalente simple). El Cl completa el octeto con 8 e- y el H queda completo con 2.

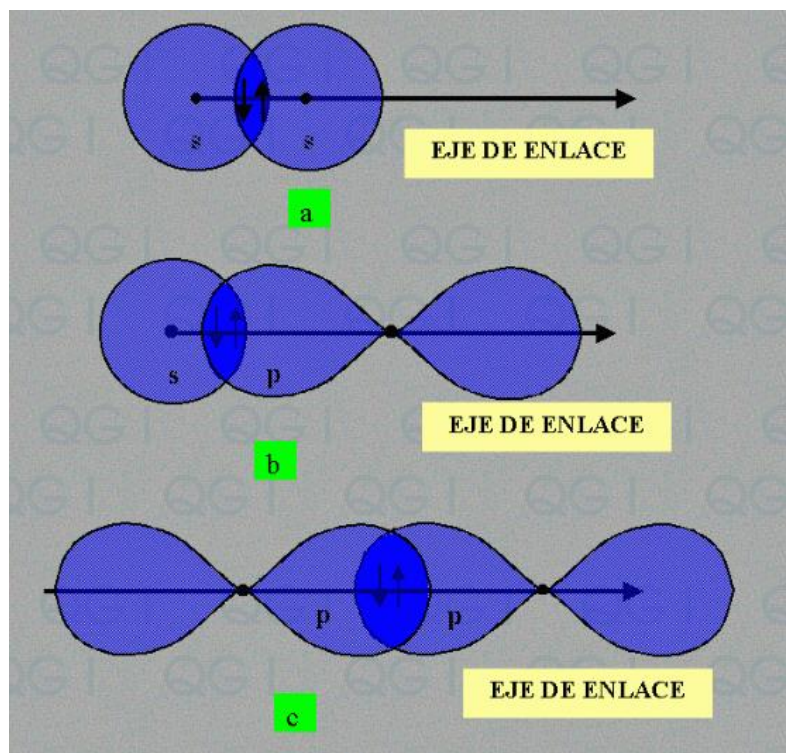


La estructura desarrollada representa el par de electrones compartidos con una línea entre ambos símbolos.

Ej: Cl_2 , H_2 , Br_2 , HCl , H_2O

Enlace Covalente

Enlace σ (sigma):
Solapamiento frontal de dos orbitales



Enlace π (pi):
Solapamiento lateral de dos orbitales

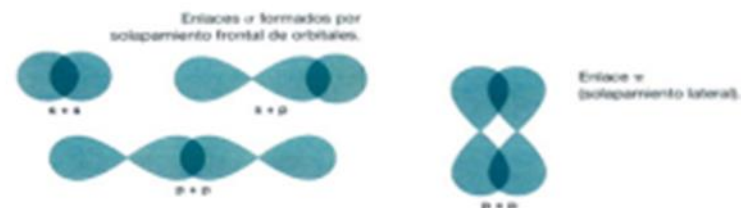
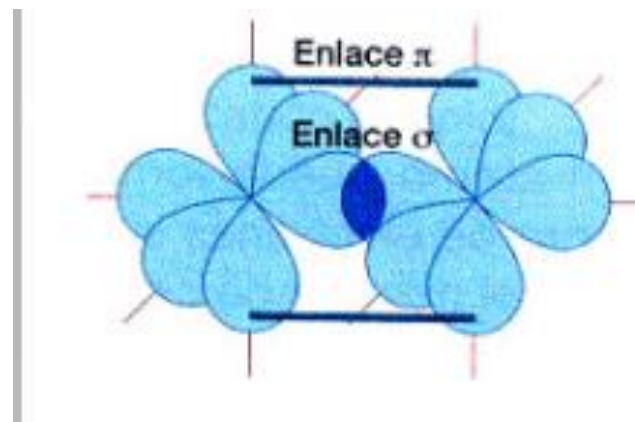
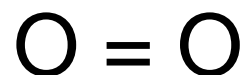
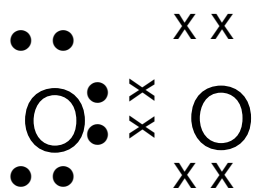


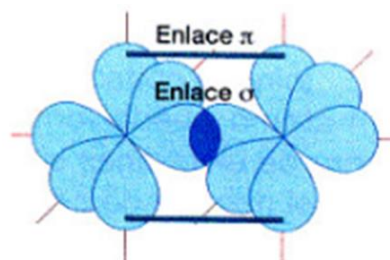
Imagen 12 [Carmen López](#). Uso educativo

Enlace Covalente

- Enlace doble (σ solapamiento frontal, π solapamiento lateral): O_2
- O (grupo VIA, toma 2 e-)
- Cada átomo aporta 2 e- y comparten 2 pares.
- Estructura de Lewis:

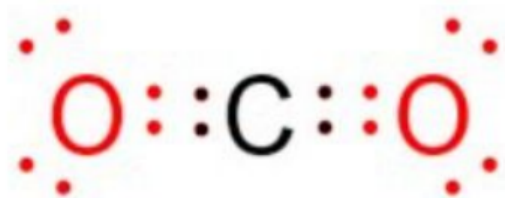


Ej: NO_2 , C_2H_4



Enlace Covalente

Ejemplos: molécula de CO₂



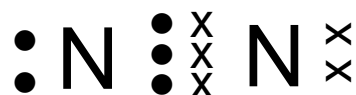
La estructura de Lewis muestra dos pares de electrones compartidos entre ambos átomos (enlace covalente doble). Cada O completa el octeto con 8 e⁻ y el C queda completo también.



La estructura desarrollada representa cada par de electrones compartidos con una línea entre ambos símbolos.

Enlace Covalente

- Enlace triple (σ , 2 π): N_2
- N (grupo VA, toma 3 e-)
- Cada átomo aporta 3 e- y comparten 3 pares.
- Estructura de Lewis:

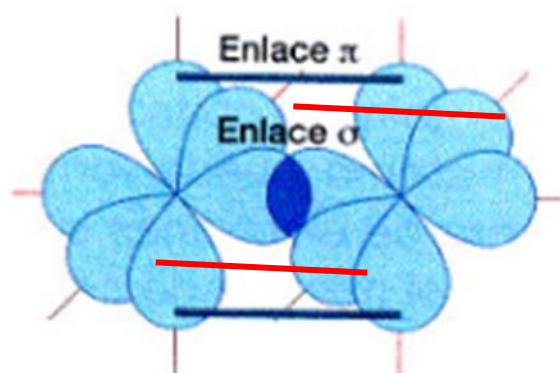


Ej: HCN, C_2H_2

DUDA: ¿Qué es lo q' distingue al enlace π del σ ?

No lo entendí XD

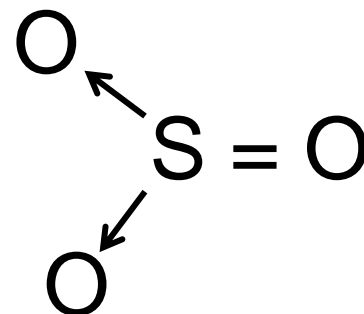
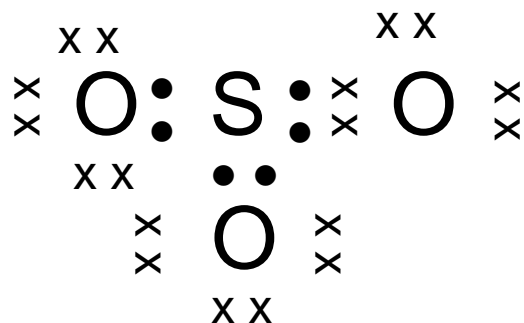
¿Yo tengo q' ver una molécula y saber si el enlace es σ o π ?



Las dos líneas azules simbolizan un enlace π , y las dos rojas el otro π .

Enlace Covalente

- Enlace dativo (σ): SO_3
- S, O (grupo VIA, toman 2 e-)
- El par de e- es aportado por uno de los átomos.
- Energéticamente igual al simple.
- Estructura de Lewis:



S presenta hibridación sp_2 (se verá en orgánica)

Excepciones a la regla del octeto

Algunos átomos forman compuestos estables cuya estructura no puede explicarse a partir de la regla del octeto porque no completan con ocho electrones su último nivel de energía

- Por ejemplo, el Hidrógeno sólo tiene un electrón en su capa de valencia y con dos electrones ya es estable, al igual que el gas noble que tiene más cerca: el Helio. Nunca alcanzan los 8 electrones que dicta la regla del octeto.
- Además, hay algunos elementos como el fósforo o el azufre, que pueden en algunos casos presentar más de 8 electrones en su capa de valencia. En esos casos hablamos de **“octetos expandidos”**. Ejemplos de esto son los compuestos PCl_5 y SF_6 .
- Otros elementos como el Berilio y el Boro presentan una excepción a la regla del octeto porque no llegan a los 8 electrones de valencia cuando forman uniones. Esto se da en en el BeCl_2 y BCl_3 , por ejemplo. Hablamos en este caso de **“octeto incompleto”**. También ocurre en algunas moléculas en las cuales el nº de e- externos del átomo central es impar, por ejemplo: NO y NO_2 .

Polaridad de enlace

Cuando se forma un enlace covalente, los electrones no siempre son atraídos por igual por los dos átomos y entonces la nube electrónica no está uniformemente distribuida en torno al enlace.

Esta distribución asimétrica de cargas se cuantifica con la magnitud momento dipolar (μ)

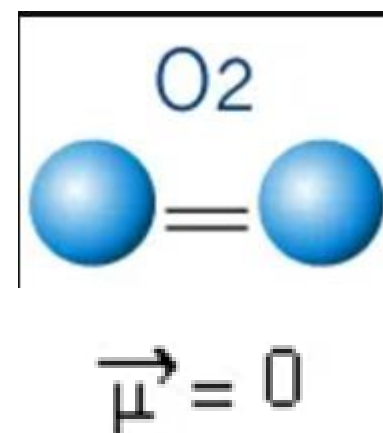
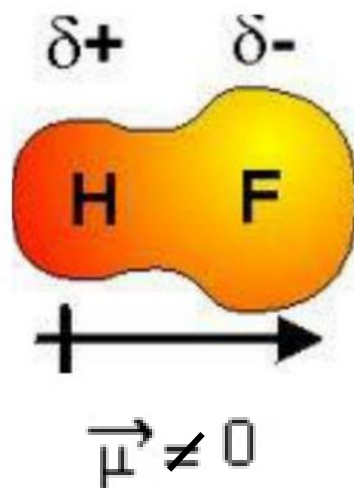


Momento Dipolar

Cuando los átomos de una molécula comparten sus electrones de forma desigual, el átomo es más electronegativo atrae con más fuerza del par de electrones compartido, es decir, la nube electrónica es más grande de su lado. También sucede cuando un átomo tiene un par solitario de electrones y la diferencia de electronegatividad apunta en la misma dirección.

El momento dipolar es un **vector medible** que apunta hacia la zona de mayor densidad de carga negativa de la molécula.

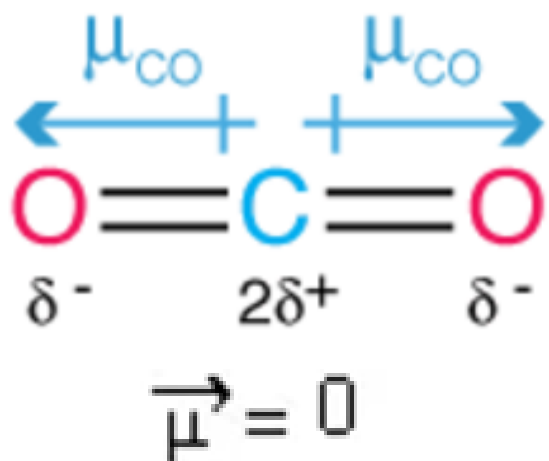
Ejemplos:



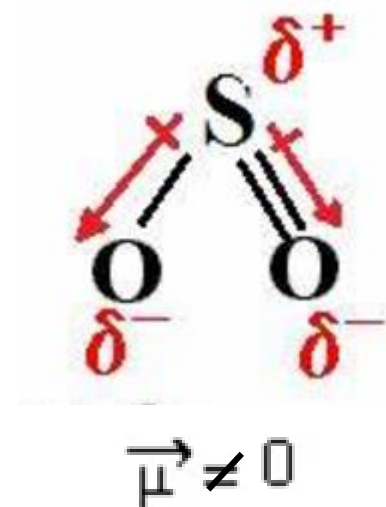
¿Qué pasa cuando hay más de un enlace?

En ese caso, se deben tomar en cuenta el momento dipolar de cada enlace y la geometría espacial de la molécula, sumando los momentos dipolares como vectores (pues eso son...).

Ejemplos: ¿Qué diferencia hay entre estas dos moléculas?



Geometría Lineal

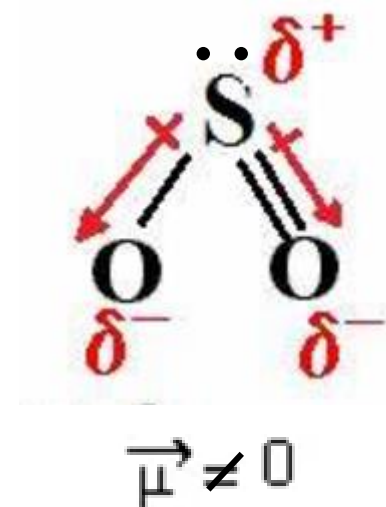
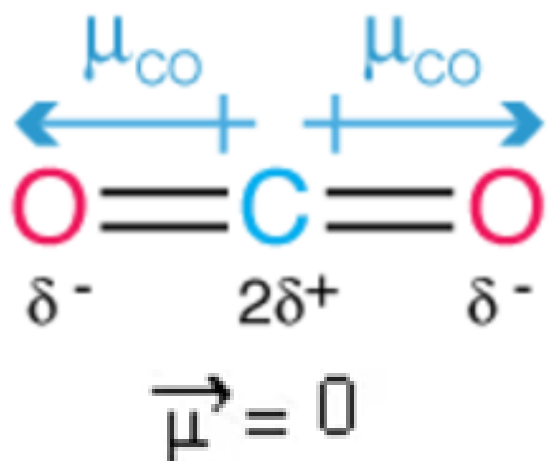


Geometría angular

¿Qué pasa cuando hay más de un enlace?

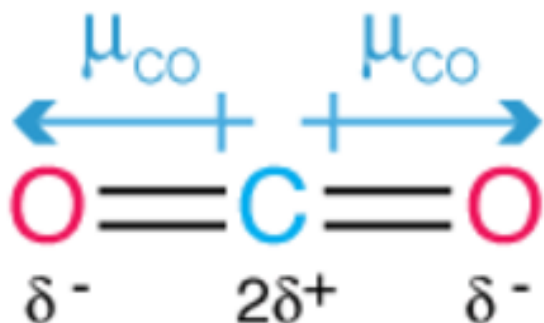
En ese caso, se deben tomar en cuenta el momento dipolar de cada enlace y la geometría espacial de la molécula, sumando los momentos dipolares como vectores (pues eso son...).

Ejemplos: ¿Qué diferencia hay entre estas dos moléculas?



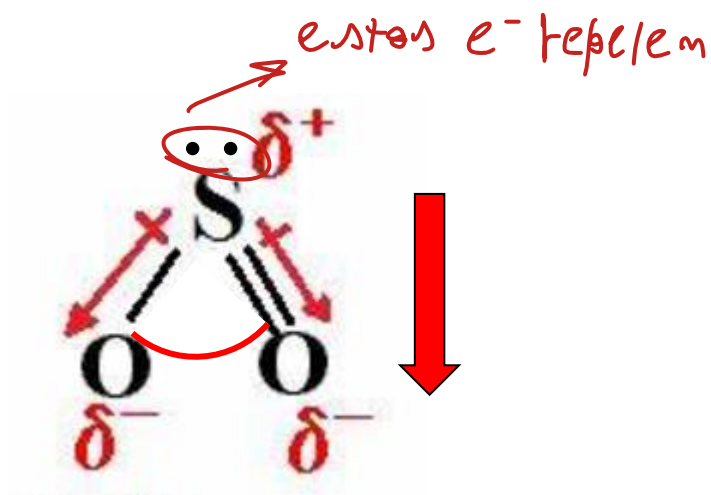
Para conocer/estimar la estructura espacial de la molécula, debemos tomar en cuenta también los pares electrónicos libres

Geometría electrónica vs molecular



No hay pares electrónicos libres en el C.
 G electrónica = G molecular = Lineal
 Ang = 180°

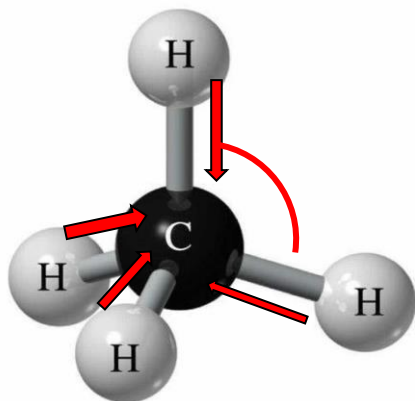
$$\vec{\mu} = 0$$



Hay un par electrónico libre.
 G electrónica = trigonal plana
 G molecular = angular
 Ang menor a 120°

$$\vec{\mu} \neq 0$$

Geometría electrónica vs molecular



Metano

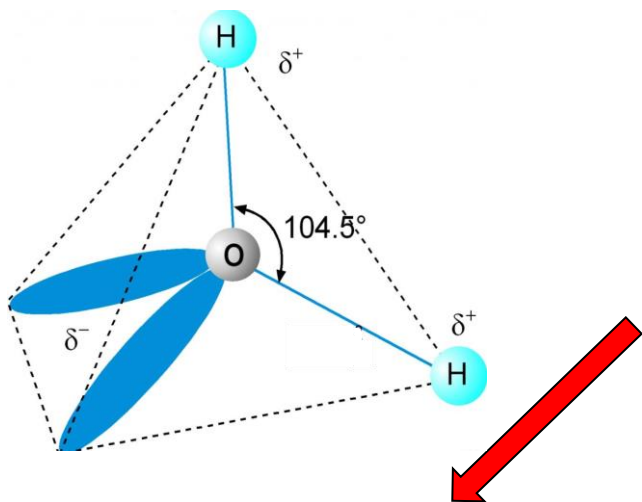
No hay pares electrónicos libres.

G electrónica = G molecular

=Tetraédrica

Ang= 109,5°

$$\vec{\mu} = 0$$



Agua

Hay 2 pares electrónicos libres.

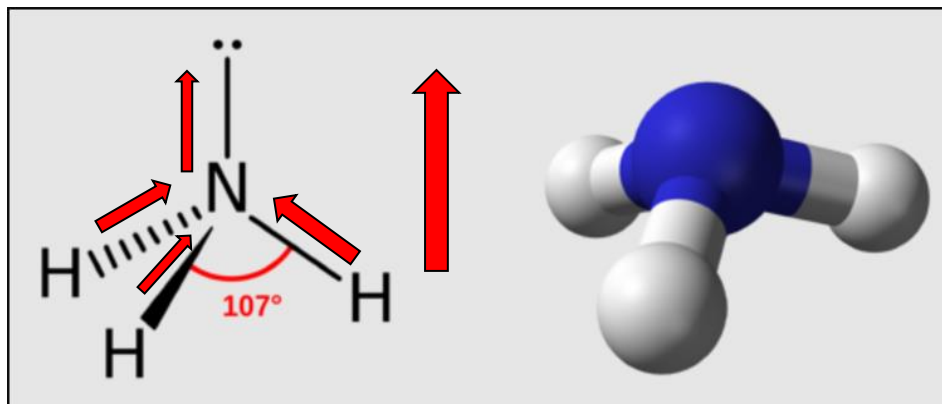
G electrónica = tetraédrica

G molecular = angular

Ang= 104,5° (menor 109,5°)

$$\vec{\mu} \neq 0$$

Geometría electrónica vs molecular



Amoníaco

Hay un par electrónico libre.

G electrónica = tetraédrica

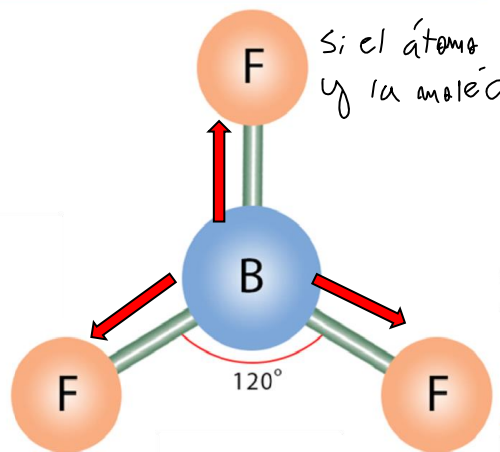
G molecular = piramidal

Ang menor a $109,5^\circ$

$$\vec{\mu} \neq 0$$

Primero hay q' ver la geometría electrónica y después la molecular

Si el átomo central no tiene pares de e⁻ libres, estas coinciden y la molécula es apolar



Trifluoruro de boro

No hay pares electrónicos libres.

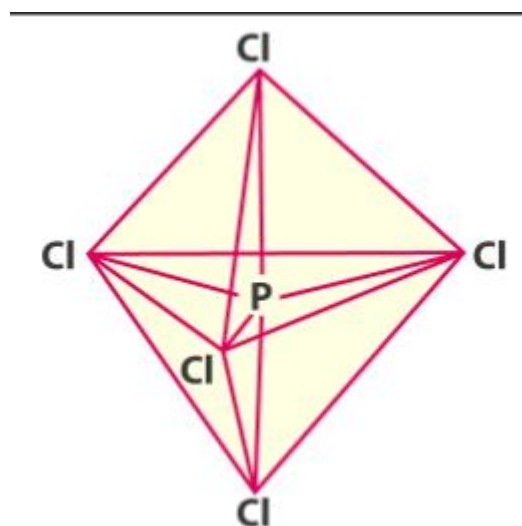
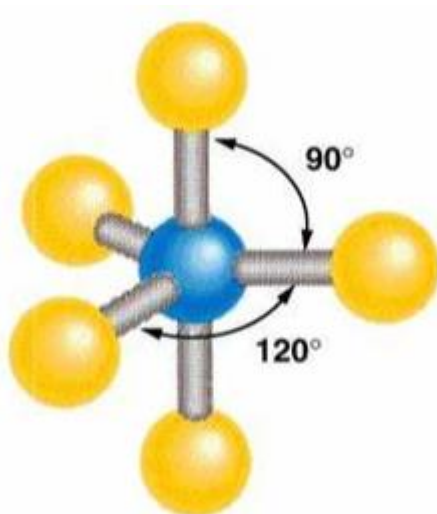
G electrónica = G molecular =

Trigonal plana

Ang = 120°

$$\vec{\mu} = 0$$

Otras excepciones al octeto



$$\vec{\mu} = 0$$

