



Enlace químico: Enlace covalente

Teoría electrónica de Lewis

Las estructuras electrónicas de Lewis justifican la formación de enlaces covalentes, cumpliéndose en general la regla del octeto.

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
BeCl_2	$\text{:Cl}-\text{Be}-\text{Cl:}$	2	0	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	Lineal	
BF_3	$\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \text{:F}-\text{B}-\text{F:} \\ \text{:F:} \end{array}$	3	0	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \diagdown \\ \text{B} \\ \diagup \\ \text{F} \end{array}$ 120°	Triangular	
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ 109,5°	Tetraédrica	
NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	3	1	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <109,5°	Pirámide trigonal	
H_2O	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	2	2	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \end{array}$ <109,5°	Angular	

Imagen 2 Elaboración propia

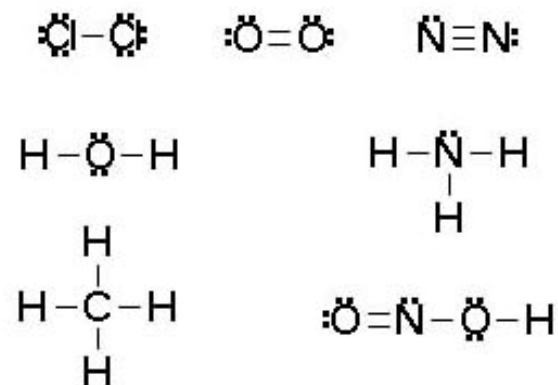


Imagen 1 Elaboración propia

Geometría molecular

Partiendo de las estructuras electrónicas de Lewis, se puede justificar la geometría de las moléculas utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV), que debe ser mínima, por lo que se colocan lo más alejados posible entre sí.

Teoría de enlace de valencia

El enlace entre dos átomos se forma por superposición de dos orbitales atómicos que tienen cada uno un electrón, dando lugar a un orbital molecular, con dos electrones.

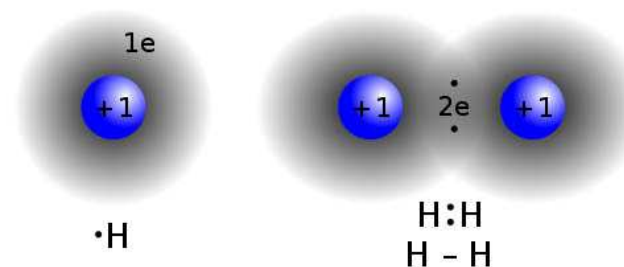


Imagen 3 [Jazek FH](#), Creative commons

Enlaces σ y π

Si la superposición de orbitales atómicos es frontal, el enlace se llama σ (sigma). Si es lateral, se llama π (pi) y es más débil.

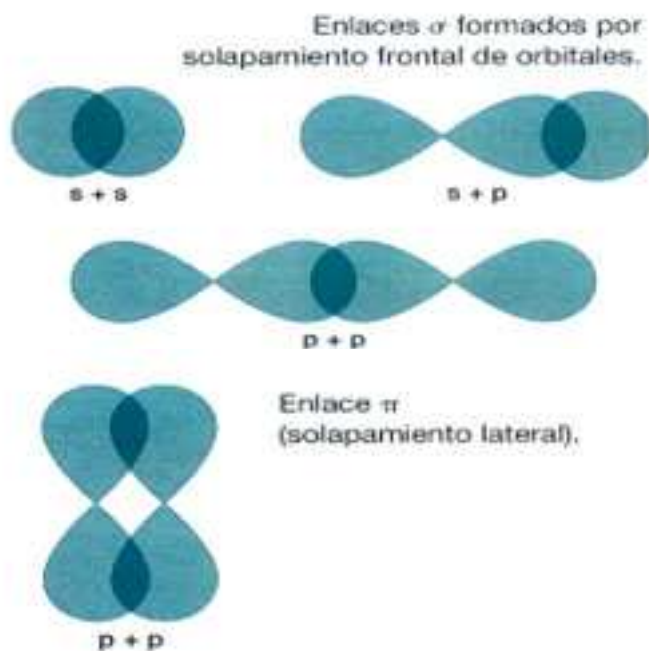


Imagen 4 [Carmen López](#), Uso educativo

La molécula de agua

Se forman dos enlaces σ entre un orbital p del O y el 1s de H. El ángulo de enlace es el mismo que el de los orbitales p, 90° .

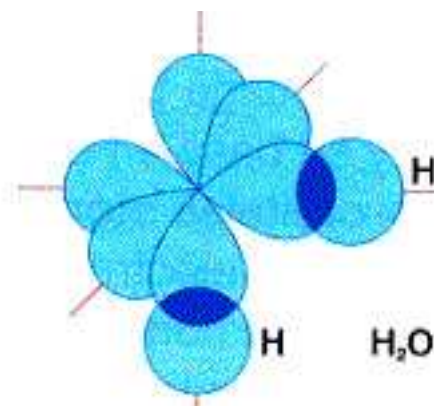


Imagen 5 [Carmen López](#), Uso educativo



Hibridación de orbitales

Hay casos como el del C en el que no se explican los cuatro enlaces que forma. Para hacerlo, se recurre a la **promoción de electrones** a niveles de mayor energía (más electrones desapareados y más enlaces).

Y para justificar que los enlaces formados son iguales, se utilizan orbitales atómicos híbridos, que provienen de la mezcla de orbitales atómicos.

En cada caso se utilizan los orbitales híbridos que permitan explicar las características de la molécula formada (como el metano es tetraédrico, se explica mediante orbitales híbridos sp^3 , que tienen una distribución tetraédrica).

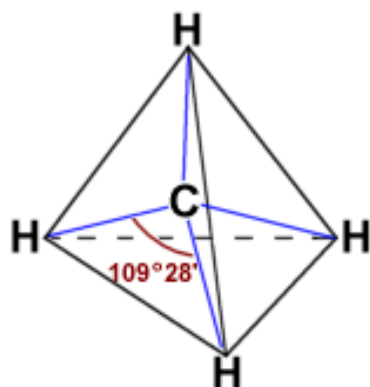


Imagen 6 Elaboración propia

Imagen 7 Elaboración propia

Orbitales s mezclados	Orbitales p mezclados	Tipo de orbitales híbridos	Número de orbitales híbridos	Geometría de los orbitales híbridos	Modelo de los orbitales híbridos formados
1	3	sp^3	4	109,5° tetraédrica	
1	2	sp^2	3	120° triangular plana	
1	1	sp	2	180° lineal	

Enlace covalente



Polaridad de los enlaces y de las moléculas

Cuando los dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen electronegatividad diferente, la nube electrónica está más cerca del más electronegativo. El enlace se llama polar, y es un tipo particular de enlace covalente. La magnitud se mide por el momento dipolar de enlace, vector orientado hacia el átomo más electronegativo.

Para que una molécula sea polar debe tener enlaces polares y que los momentos dipolares de enlace no se anulen.

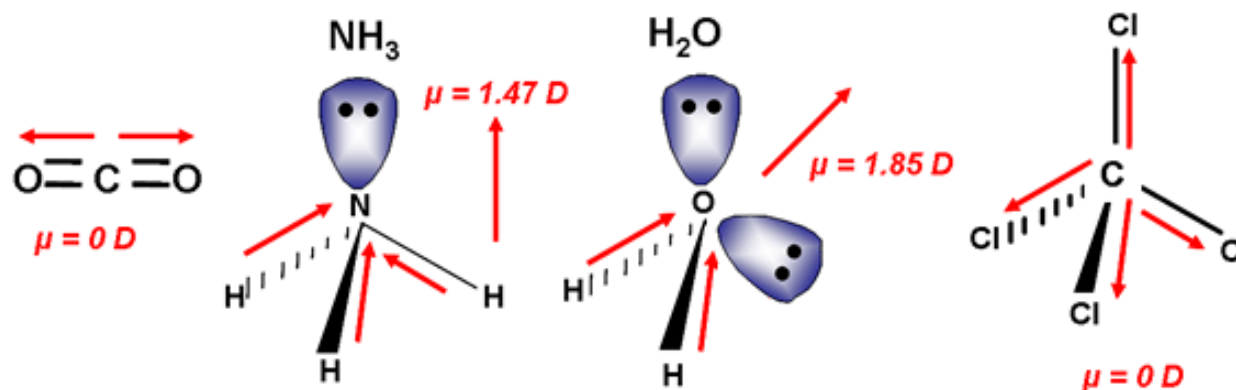


Imagen 8 Elaboración propia

Enlaces polares	Ángulo	Geometría	Polaridad molecular	Molécula
2	180	Lineal	Apolar	CO_2
2	<180	Angular	Polar	H_2O
3	120	Triangular	Apolar	BF_3
3	<120	Pirámide trigonal	Polar	NH_3
4	109,5	Tetraédrica	Apolar	CCl_4