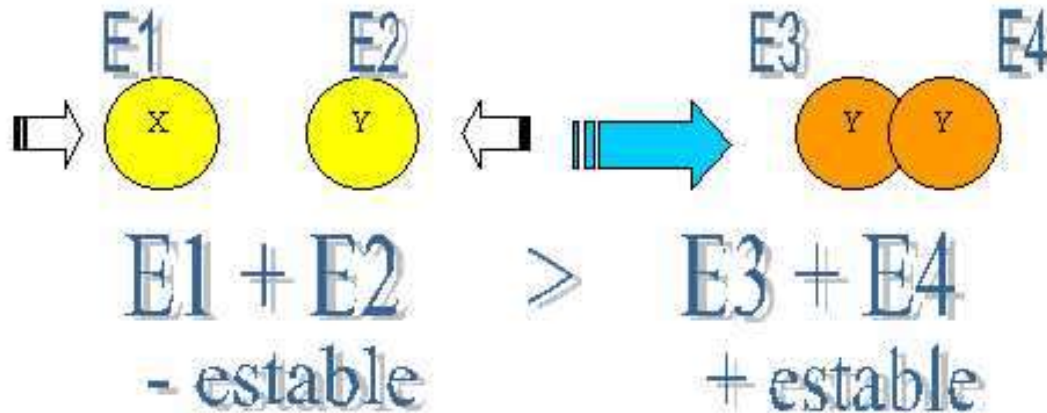


Enlace Químico

KIBO

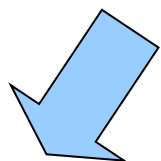
Enlace químico

- Fuerza de atracción que mantiene unidas a los átomos, moléculas, iones formando agrupaciones de mayor estabilidad (contienen menor energía).



¿Cómo se logra la estabilidad?

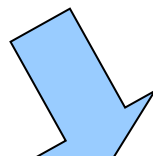
- Gracias a la tendencia de los átomos para alcanzar la configuración electrónica de los ***gases nobles*** (ns^2np^6)



He $1s^2$ (ns^2)

Completar 2 electrones

Regla del dueto



Demás gases nobles
(ns^2np^6)

Completar 8 electrones

Regla del octeto

¿Quiénes participan en la formación del Enlace Químico?

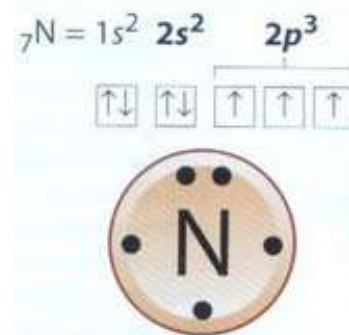
- Participan los electrones del último nivel de energía, los cuales reciben el nombre de **electrones de valencia**.
- Los electrones de valencia se representan por cruces o puntos alrededor del símbolo del elemento en los llamados **Símbolos de Lewis**.

I A								VIII	
1	3		4	5	6	7	8	9	10
H. Hidrógeno	Li. Litio		Be: Berilio	B: Boro	C: Carbono	N. Nitrógeno	O. Oxígeno	F. Flúor	Ne: Neón
11	12	13	14	15	16	17	18		
Na. Sodio	Mg: Magnesio	Al: Aluminio	Si: Silicio	P. Fósforo	S. Azufre	Cl. Cloro	Ar: Argón		

Símbolos de Lewis para algunos elementos.

Ejemplos

Elemento	Z	Configuración electrónica	e ⁻ de valencia
Hidrógeno (H)	1	$1s^1$	1
Nitrógeno (N)	7	$1s^2$ $2s^2 2p^3$	5
Sodio (Na)	11	$[_{10}\text{Ne}]$ $3s^1$	1
Argón (Ar)	18	$[_{10}\text{Ne}]$ $3s^2 3p^6$	8



ANTECEDENTES

Diferencia de electronegatividad: 0.1 0.2 0.3 0.4 0.5 0.6 0.7 0.8 2.5 2.6. 2.7 2.8.2.9 3.0 3.1 3.2

Carácter iónico porcentual %: 0.5 1 2 4 6 9 12 15 79 82 84 86 88 89 91 92

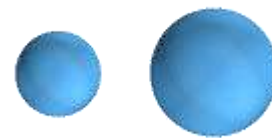
•**ENERGÍA DE IONIZACIÓN O POTENCIAL DE IONIZACIÓN:** Es la energía necesaria para desprender un electrón de su nivel de energía dando un ión, Se tienen diferentes tipos de energías para extraer electrones de un mismo átomo; el potencial de ionización depende de:

- a) La carga nuclear.
- b) El tamaño del átomo.

•**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** Desde el punto de vista de la energía, sabemos que los metales presentan menor energía y los no metales presentan mayor energía, porque ganan electrones para dar iones negativos LIBERANDO ENERGÍA a la que se le llama *AFINIDAD ELECTRÓNICA*.

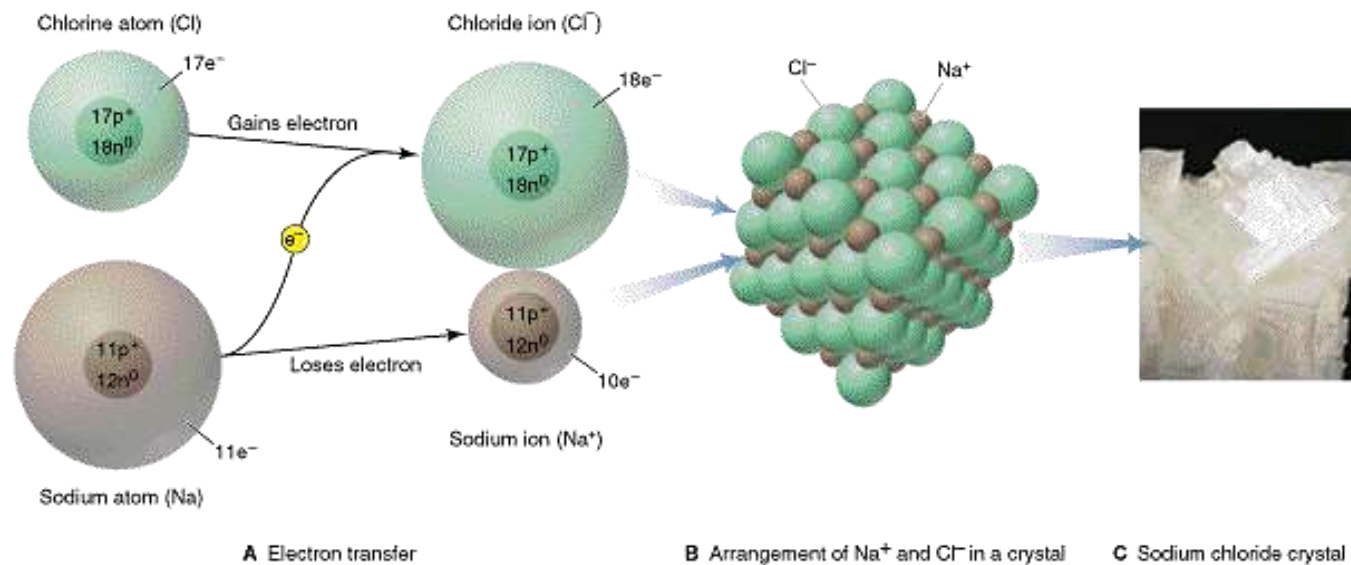
Tipos de enlace químico

1. Enlace iónico

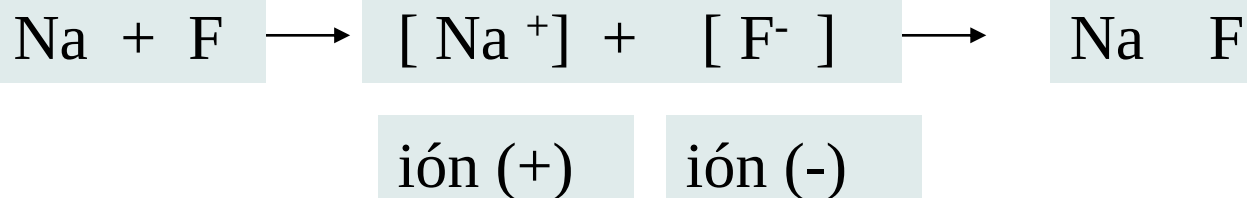
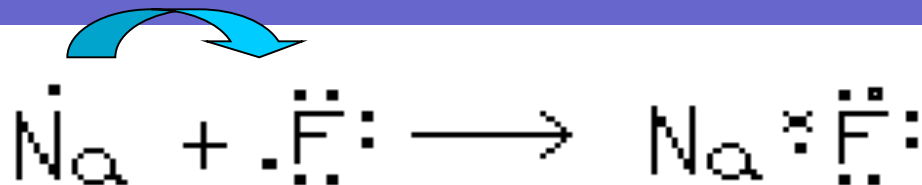


- Se da entre elementos de ***distinta electronegatividad***.
- Generalmente entre un elemento ***metálico*** (G IA y IIA) y un elemento ***no metálico*** (G VIA y VIIA).
- Se caracteriza por la ***transferencia de electrones*** desde el metal (pierde e^-) al no metal (gana e^-).
- Ejemplo: NaCl , CaCl_2 , AlF_3 , Li_2O , K_2S

Ejemplo: NaCl



El enlace iónico se presenta cuando la diferencia de electronegatividades de los átomos es mayor de 2.0 y el porcentaje de ionización es mayor del 50%.



$$\text{Na} = 0.9$$

$$\text{F} = 4.0$$

$$\text{su diferencia de electronegatividad} = 3.1$$

$$\text{su \% de ionización} = 91$$

Es un **Enlace iónico**

Ejercicios:

Calcule el tipo de enlace que presentan las siguientes moléculas



Características

- La atracción se realiza en todas direcciones de tal manera que no existen moléculas si no inmensos cristales con determinadas formas geométricas.
- Los compuestos iónicos son sólidos y cristalinos, lo que implica que para romper este enlace se requiere una gran cantidad de energía ($T > 400^{\circ}\text{C}$)
- En estado sólido son malos conductores del calor y la electricidad, pero al fundirlos o disolverlos en agua, conducirán la corriente eléctrica.

Características

- Existen reglas empíricas que indican que si: $\Delta E.N > 1,7$ es un enlace iónico.
- Se disuelven en disolventes polares como el agua.
- Son frágiles, es decir, se rompen con facilidad.

Ejercicio propuesto:

¿Qué tipo de enlace presenta el compuesto KI?



KI



$$\text{K} = 0.8$$

$$\text{I} = 2.5$$

$$| 0.8 - 2.5 | = 1.7$$

51%

No es enlace iónico

Tiende a un enlace iónico

Determine el tipo de enlace que presenta el siguiente compuesto e indique 3 propiedades.



Electronegatividades:

$$\text{O} = 3.5$$

$$\text{Ca} = 1.0$$

Diferencia de electronegatividad:

$$|3.5 - 1.0| = 2.5$$

El porcentaje de ionización que corresponde a una diferencia de electronegatividad de 2.5 es de **79 %**

Una diferencia de electronegatividad de 2.5 y un porcentaje de ionización de 79 presenta un:

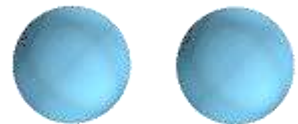
ENLACE IÓNICO

Tres de las propiedades que corresponden a este enlace son:

- 1.- Buen conductor de la corriente.**
- 2.- Es Sólido.**
- 3.- Es soluble en agua.**

2. Enlace covalente

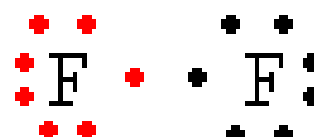
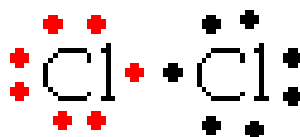
- Se origina entre elementos no metálicos con electronegatividades semejantes.
- Se caracteriza por la compartición de electrones de valencia.
- Se forma un compuesto covalente cuando $\Delta E.N < 1,7$.
- Existen distintos tipos de enlaces covalentes:



2.1 Enlace Covalente Apolar

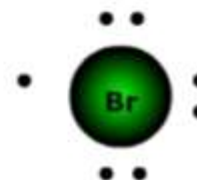
- Este enlace se origina entre 2 no metales de un mismo elemento y los electrones compartidos se encuentran en forma simétrica a ambos átomos, y se cumple que $\Delta E.N = 0$.
- Ejemplo: H_2 , Cl_2 , Br_2 , F_2 , O_2 , N_2

Ejemplos



ENLACE COVALENTE

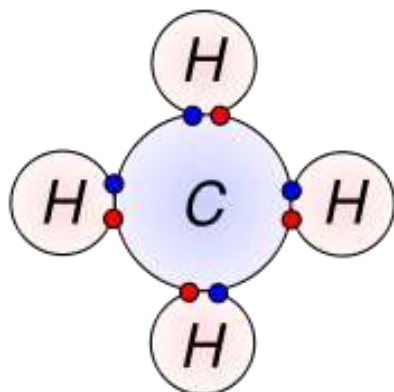
RCS



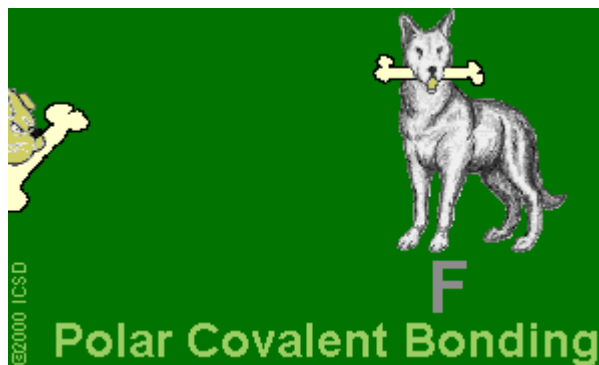
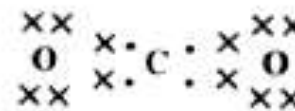
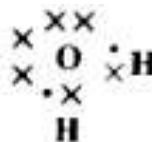
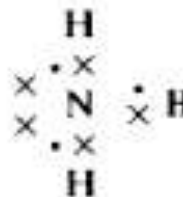
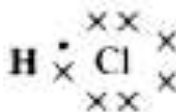
2.2 Enlace Covalente Polar

- Se origina entre no metales de distintos elementos, se caracteriza por existir una compartición aparente de cargas debido a una diferencia de electronegatividad ($0 < \Delta E.N < 1,7$)
- Ejemplos: H_2O , NH_3 , HCl , CH_4 , HF

Ejemplos:



● Electrón do hidróxeno
● Electrón do carbono

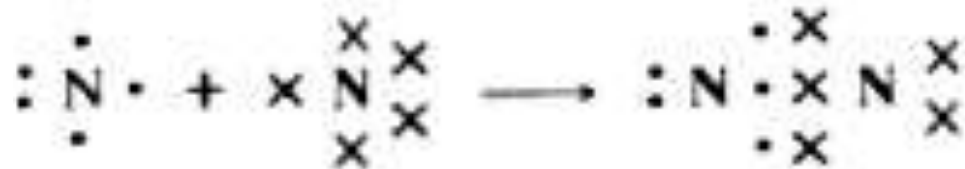
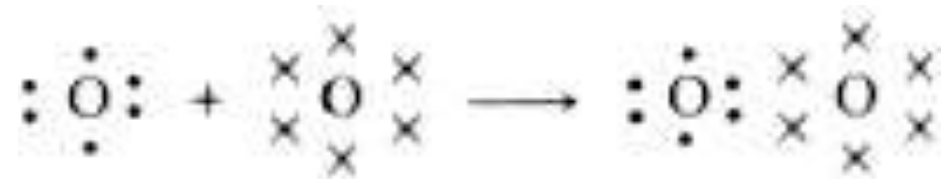


Polar Covalent Bonding

2.3 Enlace múltiple

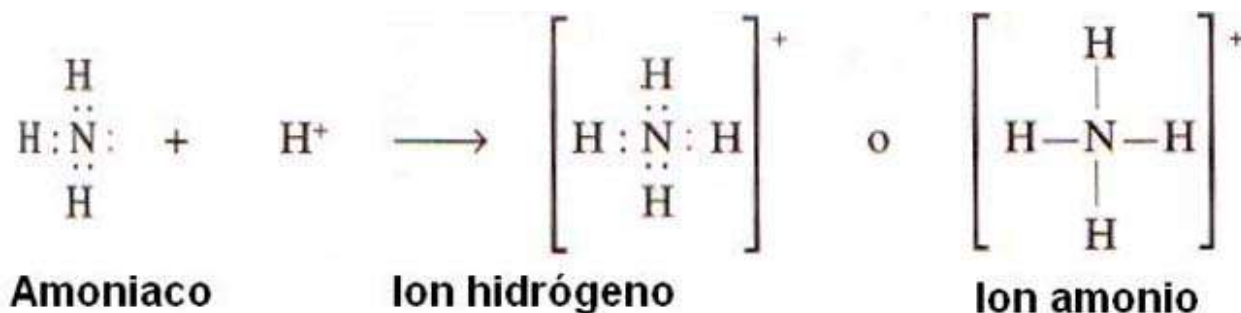
- Se produce cuando se comparten más de un par electrónico para obtener la configuración del gas noble. Si se comparte 2 pares de electrones se denomina **enlace doble**, y si se comparten 3 pares de electrones se llama **enlace triple**.
- Ejemplo: O_2 , N_2

Ejemplo:



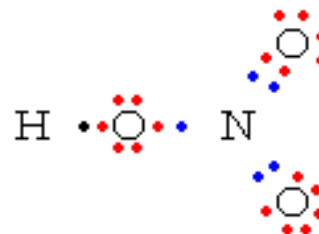
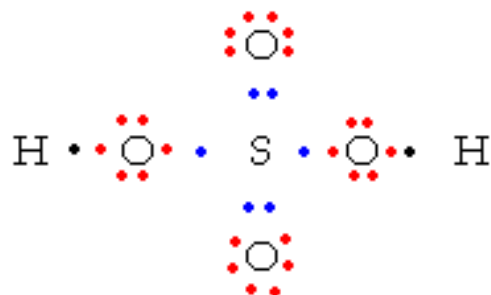
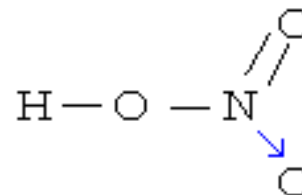
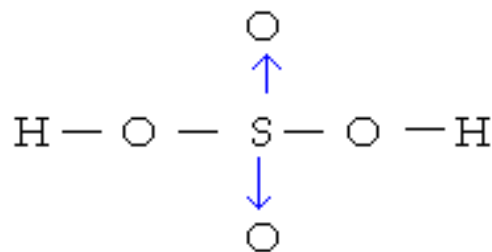
2.4 Enlace covalente coordinado o Dativo

- Es un enlace en el cual uno de los átomos brinda el par de electrones para completar el octeto.
- Ejemplo: NH_4^+ , SO_2 , SO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3



Ejemplo:

ENLACE COVALENTE COORDINADO



Características

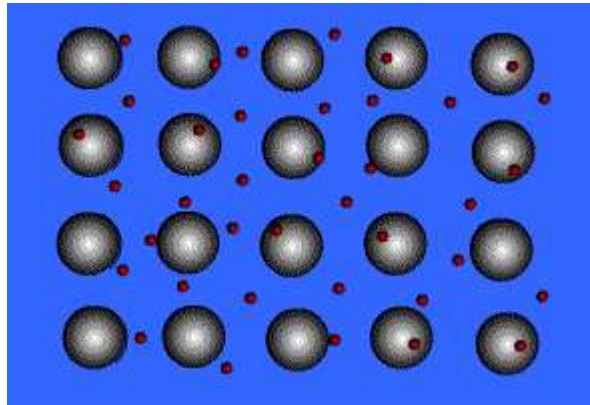
- Los compuestos covalentes polares son solubles en solventes polares.
- Los compuestos covalentes no polares son solubles en solventes no polares o apolares.
- Las temperaturas de ebullición y de fusión, son relativamente bajas ($T < 400\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Características...

- Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica y son malos conductores del calor.
- Son blandos y no presentan resistencia mecánica.

Enlace metálico

- Es un enlace propio de los elementos metálicos que les permite actuar como molécula monoatómica. Los electrones cedidos se encuentran trasladándose continuamente de un átomo a otro formando una densa nube electrónica. A la movilidad de los electrones se le debe la elevada conductividad eléctrica de los metales.



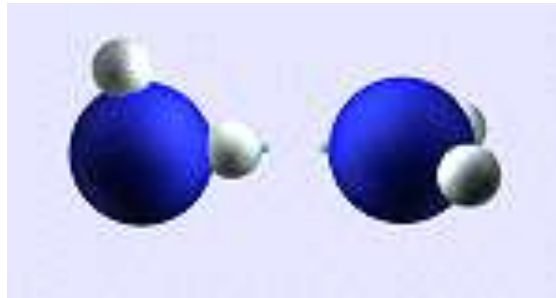
Características

- En estado sólido son excelentes conductores del calor y la electricidad.
- La mayoría son dúctiles (hacer hilos) y maleables (moldeables).
- Presentan temperaturas de fusión moderadamente altas.
- Son prácticamente insolubles en cualquier disolvente.
- Presentan brillo metálico, elevada tenacidad y son muy deformables.

Fuerzas intermoleculares

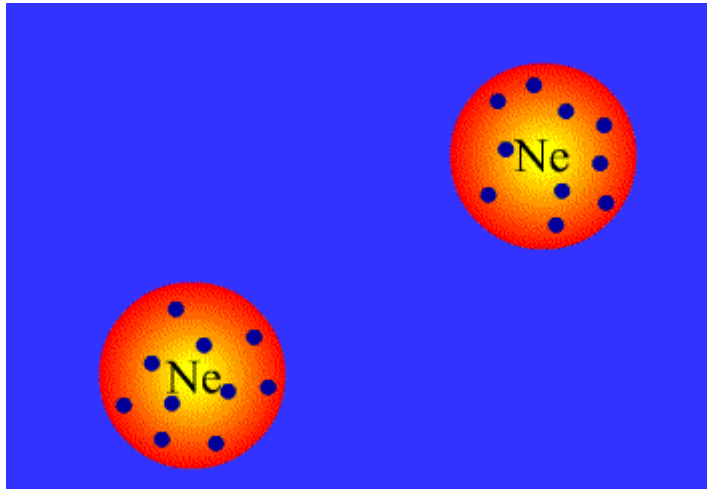
1. Enlace puente de hidrógeno

- Es un enlace intermolecular (entre moléculas) que se origina entre un átomo de hidrógeno y átomos de alta electronegatividad con pequeño volumen atómico como el fluor, oxígeno o nitrógeno.



2. Fuerzas de Vander Waals

- Son fuerzas intermoleculares muy débiles que se efectúan entre moléculas apolares. Debido a estas fuerzas débiles los gases se pueden licuar, es decir pasar al estado líquido. Ejemplos: O_2 y CH_4



3. Atracción dipolo - dipolo

- Las fuerzas de atracción dipolar operan entre 2 o más moléculas polares. Así, la asociación se establece entre el extremo positivo (polo δ^+) de una molécula y el extremo negativo (polo δ^-) de otra.

4. Atracción Ion - dipolo

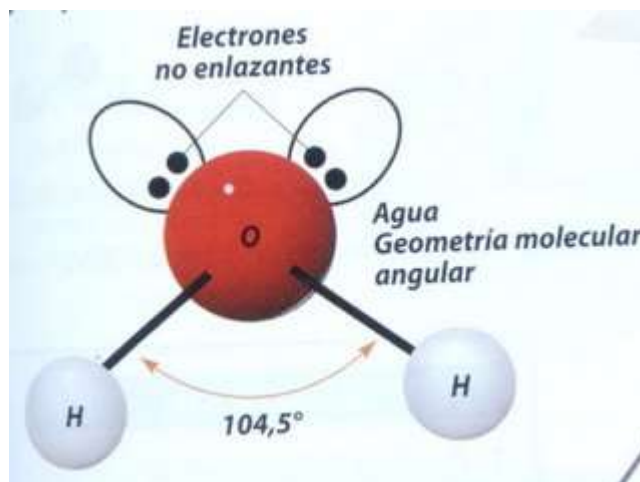
- Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas covalentes polares. Así, el polo negativo de una molécula atrae al ion positivo y el polo positivo interactúa con el ion negativo: las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de cargas opuestas.

Geometría molecular

- Es el ordenamiento tridimensional de los átomos en una molécula.
- En una molécula con enlaces covalentes hay pares de electrones que participan en los enlaces o ***electrones enlazantes***, y electrones desapareados, que no intervienen en los enlaces o ***electrones no enlazantes***. La interacción eléctrica que se da entre estos pares de electrones, determina la disposición de los átomos en la molécula.

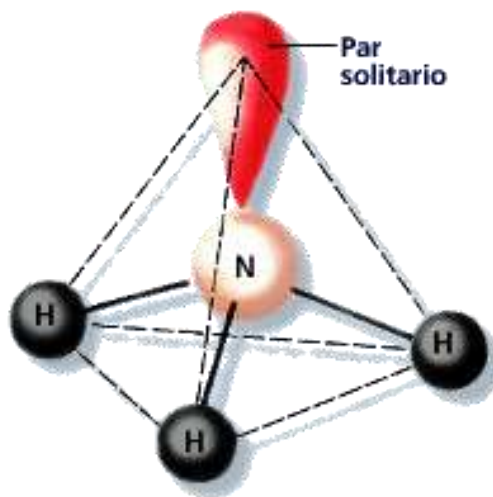
La molécula de H₂O

- Posee dos enlaces simples O - H y tiene dos pares de electrones no enlazantes en el átomo de oxígeno. Su ***geometría molecular es angular***.



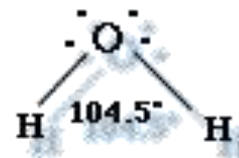
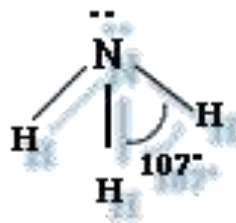
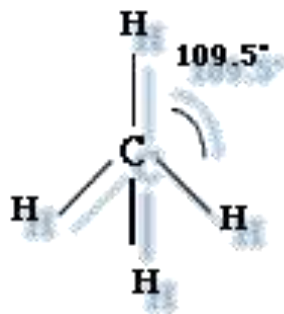
La molécula de amoníaco NH_3

- Presenta 3 enlaces simples N - H y posee un par de electrones no enlazantes en el nitrógeno. La ***geometría molecular es piramidal.***



La molécula de metano CH_4

- Tiene cuatro enlaces simples C - H y ningún par de electrones enlazantes. Su ***geometría molecular es tetraédrica***.



¿Cómo se puede saber la geometría de una molécula?

- Uno de los métodos para predecir la geometría molecular aproximada, está basada en la **repulsión electrónica** de la órbita atómica más externa, es decir, los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo central se separan a la mayor distancia posible para minimizar las fuerzas de repulsión. Estas repulsiones determinan el arreglo de los orbitales, y estos, a su vez, determinan la geometría molecular, que puede ser ***lineal, trigonal, tetraédrica, angular y pirámide trigonal.***

Tipos de geometría molecular

- **Geometría lineal:** Dos pares de electrones alrededor de un átomo central, localizados en lados opuestos y separados por un ángulo de 180° .
- **Geometría planar trigonal:** Tres pares de electrones en torno a un átomo central, separados por un ángulo de 120° .
- **Geometría tetraédrica:** Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, ubicados con una separación máxima equivalente a un ángulo de $109,5^\circ$.

Tipos de geometría molecular

- ***Geometría pirámide trigonal:*** Cuatro pares de electrones en torno a un átomo centra, uno de ellos no compartido, que se encuentran separados por un ángulo de 107° .
- ***Geometría angular:*** Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, con dos de ellos no compartidos, que se distancian en un ángulo de $104,5^\circ$.

Geometría molecular (Ángulo)	N° de pares electrones	N° de pares enlace	Ejemplo	Estructura de Lewis	Modelo de esferas
Lineal (180°)	2	2	BeF ₂ F—Be—F	$\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:Be:}\ddot{\text{F}}\text{:}$	
Planar trigonal (triangular) (120°)	3	3	BH ₃ H—B—H	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{B} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	
Tetraédrica (109,5°)	4	4	CH ₄ H—C—H	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{C} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	
Pirámide trigonal (107°)	4	3	NH ₃ H—N—H	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{N} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	
Angular (104,5°)	4	2	H ₂ O H—O—H	$\text{H:}\ddot{\text{O}}\text{:H}$	

Enlace químico

Es una fuerza que une

