

1.ENLACE COVALENTE

Cuando los átomos que se enlazan son de electronegatividad alta y muy similar, no vamos a poder hablar ya de que haya una transferencia electrónica entre ellos(como ocurre en el enlace iónico), sino que los átomos se van a enlazar por compartición de un par de electrones en un enlace covalente. Los átomos no se van a mantener unidos por fuerzas de atracción electrostática, sino por compartición de electrones entre los diferentes átomos que forman la molécula.

- El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones, adquiriendo ambos de esta forma la configuración de gas noble en la capa más externa.
- Es un enlace característico entre átomos de electronegatividad alta (no metales).
- Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades integradas por los átomos unidos: las moléculas. Las moléculas son las unidades básicas de los compuestos covalentes.

Teoría de Lewis del enlace covalente

Lewis propuso que los elementos forman enlaces compartiendo uno o varios electrones, de modo que su capa de valencia adquiriera la estructura de gas noble. Como los gases nobles (a excepción del He) tienen una configuración en su capa de valencia ns^2np^6 (8 electrones) , a tal teoría se la llamó “ **regla del octeto**”.

Cada átomo ha de tener en su entorno 8 electrones (excepto el H que deberá tener 2 pues la configuración del He es $1s^2$).

Para llegar a tener configuración de gas noble se pueden compartir:

- Un par** de electrones → Enlace covalente **sencillo**
- Dos pares** de electrones →Enlace covalente **doble**
- Tres pares** de electrones→Enlace covalente **triple**

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utilizan a menudo **los diagramas de Lewis** . En ellos se representan por puntos (o aspas) los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los átomos. De esta manera es fácil visualizar los electrones compartidos y cómo ambos átomos quedan con ocho electrones (estructura de gas noble). Para simplificar la escritura los electrones de enlace se representan por una raya que une ambos átomos. Los pares no enlazantes se representan por rayas situadas en el símbolo del elemento:

Veamos unos **ejemplos** sencillos:

Molécula de **Cl₂**:

${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Electrones de valencia: 7

El cloro , con 7 electrones en la capa de valencia, querrá compartir 1 electrón. Vamos a escribir su estructura de Lewis: entre los átomos se colocan los electrones que se comparten y rodeando los de la última capa:



Molécula de O_2 :

${}_8\text{O}1s^22s^22p^4$ electrones de valencia : 6

El oxígeno, con 6 electrones en su capa de valencia, querrá compartir 2 electrones



Molécula de N_2 :

${}_7\text{N} 1s^22s^22p^3$ electrones de valencia:5

El nitrógeno, con 5 electrones en la capa de valencia, compartirá 3 electrones.



Las estructuras de Lewis para muchas moléculas e iones se escriben con facilidad, sin embargo puede ser útil conocer un **procedimiento general** descrito a continuación:

1) Conteo de los electrones de valencia

Para una molécula se suman los electrones de valencia de los átomos que la forman.
Para un anión, se han de sumar los electrones correspondientes a su carga negativa.
Para un catión, se deben restar los electrones igual a su carga positiva.

2) Dibujar una estructura básica para la molécula o ión, uniendo los átomos por enlaces sencillos.

3) A los electrones obtenidos en el paso 1, se han de restar los electrones que se han usado para formar los enlaces. Los electrones que quedan se distribuyen entre los átomos en forma de pares no compartidos, de modo que cada átomo (excepción hecha del H) queda rodeado por 8 electrones.

4) Si una vez hecho esto, no se consigue que cada átomo cumpla la regla del octeto, se propone una nueva estructura donde los enlaces sencillos se convierten en múltiples (dobles o triples).

Ejemplos:

Molécula de H_2O .

${}_1\text{H}1s^1$

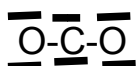
${}_8\text{O} 1s^22s^22p^4$ electrones totales=2+6=8 (2 provienen de los H y 6 del O)

Estructura más simple: H-O-H

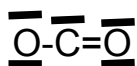
Electrones que quedan para repartir= 8-4 = 4 por tanto 2 pares de electrones :

Molécula de **CO₂** ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ ${}_8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ electrones totales= 4 + 12 = 16 (4 del C y 12 de los dos O)

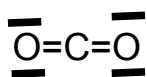
Estructura más simple: O-C-O electrones quedan= 16 - 4 = 12 → 6 pares



No cumple Lewis .Planteamos una estructura con un doble enlace:



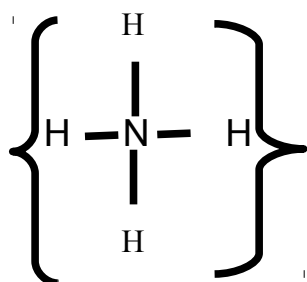
Electrones quedan= 16 - 6 = 10 → 5 pares No cumple Lewis



Electrones quedan=16-8=8 → 4 pares Cumple Lewis →Correcta

Catión amonio NH₄⁺ ${}_1\text{H } 1s^1$ ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ electrones totales=4+5-1=8 (4 de los 4 H, 5 del N y restamos uno por la carga positiva que indica que perdió un electrón).

Estructura más simple:



electrones quedan= 8-8 = 0

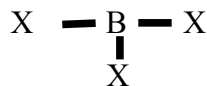
Cumple Lewis

Excepciones significativas a la regla del octeto

Aunque la mayoría de las moléculas e iones poliatómicos obedecen a la regla del octeto, hay algunas especies conocidas que no la cumplen. Son:

A) Compuestos de berilio **BeX₂**, el **berilio** está **rodeado de 2 pares** de electrones

B)Compuestos de boro BX_3 , el boro está rodeado sólo de **3 pares** de electrones:



2.POLARIDAD DEL ENLACE COVALENTE: MOMENTO DIPOLAR

Teóricamente en un enlace covalente los pares de electrones deberían compartirse por igual . Sin embargo esto solo es cierto cuando los elementos que se enlazan son exactamente iguales o de electronegatividad muy parecida. En caso contrario, el elemento más electronegativo “tira” más del par de enlace “quedándose con más electrones”. De esta manera éste átomo “capta electrones” adquiriendo cierta carga negativa y el menos electronegativo queda con cierta carga positiva. En los extremos del enlace aparecen cargas eléctricas de signo opuesto. Es lo que se llama un **dipolo**. **Se dice que el enlace está polarizado**. Los elementos más electronegativos son: F,O,N y Cl.

Imaginemos un enlace covalente entre dos **átomos iguales**(H_2 , O_2 , N_2 etc), de modo que su electronegatividad es la misma. En tal caso, ambos tirarán por igual de los pares de electrones compartidos en el enlace. La nube electrónica esta uniformemente repartida entre ambos. En tal caso el enlace es **covalente APOLAR** o covalente puro. El enlace covalente “puro” existe, por tanto, solo cuando los elementos enlazados son idénticos (moléculas homonucleares). Ejemplos: O_2 , H_2 , N_2 ...

Pero si los **átomos son diferentes**,el más electronegativo atraerá más hacia si los pares del enlace, de modo que la nube electrónica compartida podemos imaginarla más desplazada hacia el átomo más electronegativo, produciéndose un reparto asimétrico de carga. En tal caso el enlace es **POLAR**. El más electronegativo tiene más carga negativa, se dice que adquirió “una carga parcial” negativa y el menos electronegativo adquiere una carga parcial positiva, creándose polos de carga. En el resto de los casos (moléculas heteronucleares) el enlace covalente siempre estará más o menos polarizado.

Átomos iguales: enlace covalente **APOLAR o NO POLAR**

Átomos diferentes: enlace covalente **POLAR**.

El carácter **POLAR** de un enlace se representa gráficamente con **una flecha** cuya punta se dirige hacia el más electronegativo :

F-F Enlace APOLAR

$\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ Enlace **POLAR**

Una medida cuantitativa de la polaridad de un enlace es su **momento dipolar**, magnitud vectorial cuyo módulo se calcula:

momento dipolar $\mu = \delta \cdot d$ Donde δ es la carga parcial(Culombios)

d = distancia que separa las cargas(m)

En este nivel NO procederemos a realizar cálculos numéricos del momento dipolar.

3.GEOMETRÍA MOLECULAR : TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS DE LA CAPA DE VALENCIA(TRPECV).POLARIDAD MOLECULAR

A) Moléculas diatómicas.

Las moléculas diatómicas ,como H₂ o Cl₂ deben ser lineales, ya que dos puntos siempre forman una recta y, la polaridad dependerá exclusivamente ,de si su enlace es o no polar:

-Molécula **diatómica** cuyo **enlace** es **apolar**, la **molécula** será **NO POLAR**.

-Molécula **diatómica** cuyo **enlace** es **polar**, la **molécula** será **POLAR**.

B) Para el resto de las moléculas, su polaridad va a depender de su geometría.

La forma de las moléculas, esto es su disposición espacial, será tal que la energía sea mínima. De acuerdo con ello ,la disposición será tal que la repulsión entre los pares electrónicos del átomo central sea la menor posible. La existencia de pares no enlazantes sobre los átomos altera la geometría molecular, ya que su efecto repulsivo es mayor que el de los enlazantes

Cuando en una molécula hay **pares solitarios**(pares no compartidos), estos ejercen una mayor repulsión que los pares compartidos, de modo que **el ángulo se cierra**, tanto más cuantos más pares no compartidos haya en la molécula el ángulo de enlace se cierra más.

De acuerdo con esto,Gillespie, estableció una serie de reglas para conocer la geometría molecular, en función del número y tipo de pares que rodean al átomo central de una molécula que se resumen en la tabla:

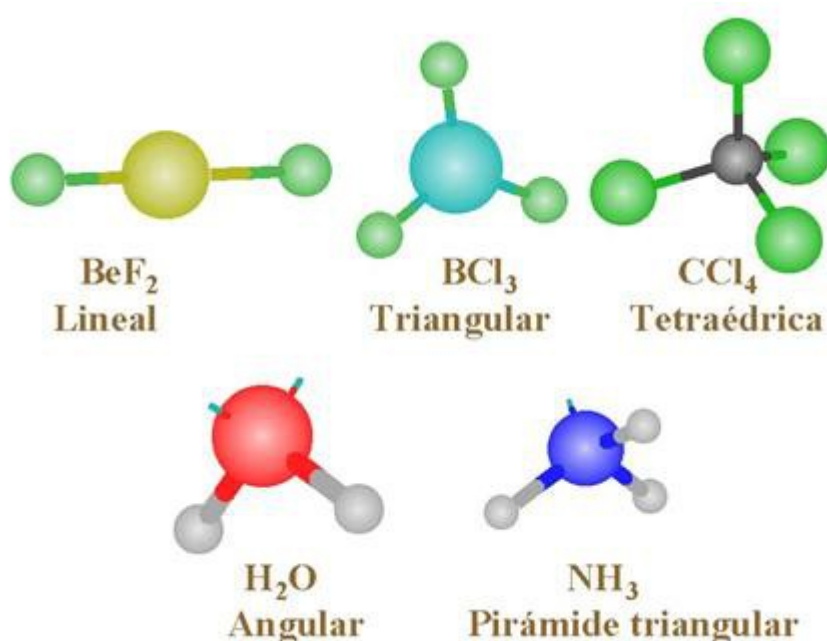
Nota 1: Los enlaces múltiples se tratan, a efectos repulsivos, como si fueran un enlace sencillo. Es preciso tener en cuenta que al hacer el recuento de número de pares que rodean al átomo central , los enlaces múltiples (dobles o triples) se contabilizan como un sólo par.

Nota 2: En todos los casos de moléculas no polares, se debe cumplir que todos los átomos que rodeen al átomo central sean iguales.Si uno de ellos es diferente a los demás, la molécula ya será ligeramente polar .

Para obtener el momento dipolar total de la molécula y así saber si la molécula es polar, sumamos (como vectores) los momentos dipolares de cada enlace. De esta manera, dependiendo de la geometría de la molécula, una molécula puede tener un momento dipolar nulo , esto es ser no polar,a pesar de tener enlaces polares.

Pares rodean al átomo central	Pares compartidos	Pares no compartidos	Geometría	Angulo de enlace	Polaridad molecular	Ejemplo
2	2	0	Lineal	180°	No polar	BeF ₂ ,CO ₂
3	3	0	Triangular	120°	No polar	BF ₃
	2	1	Angular	Menor de 120°	Polar	SO ₂

4	4	0	Tetraédrica	109,5°	No polar	CH ₄
	3	1	Piramidal	Menor de 109,5°	Polar	NH ₃
	2	2	Angular	Menor de 109,5°	Polar	H ₂ O



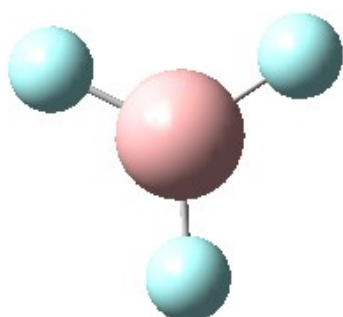
4.GEOMETRÍA Y POLARIDAD

a) **Geometría lineal:** DOS pares compartidos alrededor del átomo central



La suma de los dos vectores de la misma dirección y sentido contrario es nula por lo tanto las molécula, aunque sus enlaces son polares, resultan moléculas **NO POLARES**.

b) **Geometría triangular:** Tres pares compartidos alrededor del átomo central



Trifluoruro de boro

Geometría: trigonal plana

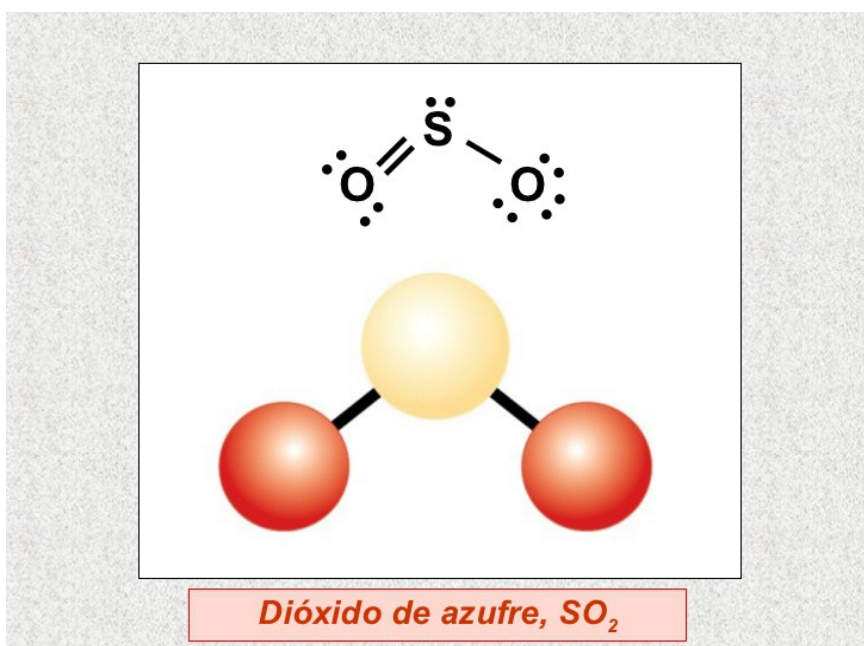
Enlaces B-F POLARES

Molécula globalmente APOLAR

La suma de los tres vectores sería cero, por lo que resulta una molécula **NO POLAR**

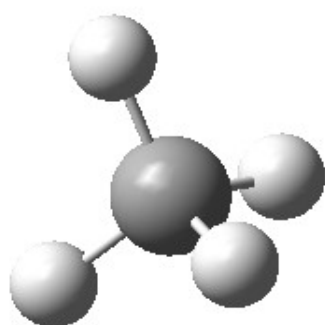
*si uno de los átomos unidos al átomo central fuese diferente, por ejemplo, BF_2Cl , la molécula resulta ligeramente polar.

c) Geometría angular (ángulo cercano a 120°) (3 pares alrededor del átomo central, dos compartidos y uno no compartido)



La molécula es siempre **POLAR**

d) Tetraédrica (4 pares, los 4 compartidos)



CH_4

Metano

Geometría: tetraédrica

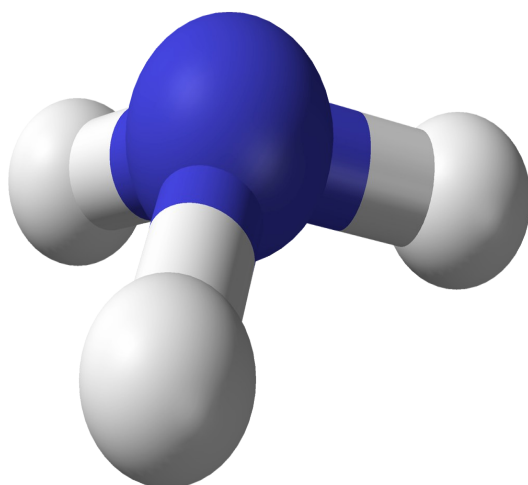
Enlaces C-H POLARES

Molécula globalmente APOLAR

Molécula **NO POLAR**

*si uno de los átomos unidos al átomo central fuese diferente, la molécula sería ligeramente polar.

e) **Piramidal** (3 compartidos y uno no compartido) . Ángulo próximo al tetraédrico ($109,5^\circ$)

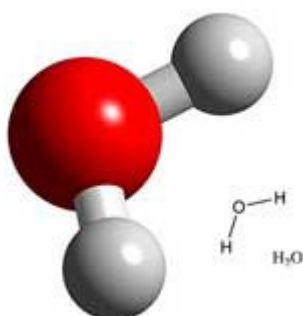


NH₃
Amoníaco

Molécula POLAR

f) **Angular** (dos pares compartidos y uno sin compartir). Ángulo próximo al tetraédrico ($109,5^\circ$)

H₂O



Molécula POLAR

5. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA

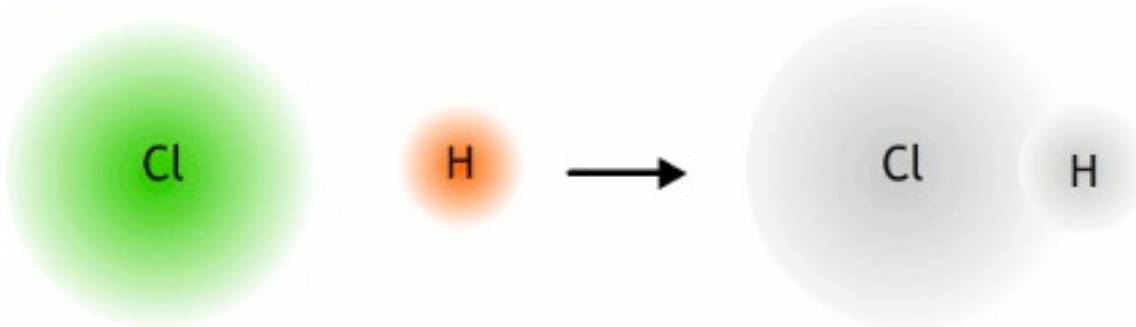
Fue desarrollada por Heitler y London en la década de los años treinta del siglo pasado. La representación de un enlace covalente mediante un diagrama de puntos es sencilla pero poco actual, pues parece indicar que los electrones del enlace se encuentran en posiciones fijas entre los núcleos de los átomos. En realidad están en constante movimiento en torno a ellos y las posiciones donde la probabilidad de encontrarlos es máxima, es precisamente entre los núcleos ya que así los mantiene atraídos venciendo la repulsión eléctrica.

Representación cuántica de un enlace:

Los átomos se acercan hasta que los orbitales **se solapan**.

Los electrones de ambos átomos se mueven ahora en una "zona común": comparten

electrones.



Dado que la teoría de Lewis era demasiado simplista, se desarrolló la teoría del enlace de valencia. El método del enlace valencia (EV) parte de los átomos separados a una distancia infinita (no hay ninguna interacción), y se van acercando poco a poco. Como consecuencia del acercamiento se produce una superposición o **solapamiento** de los **orbitales atómicos** y se forman regiones (donde los orbitales atómicos se superponen) en las que existe una probabilidad máxima de encontrar los electrones de ambos átomos (compartición de electrones), produciéndose una disminución de energía que favorece la formación de la molécula. Para que esto suceda los orbitales atómicos:

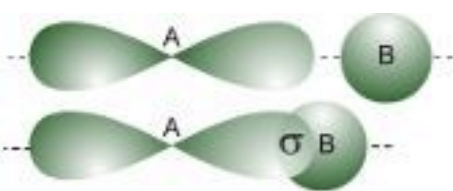
- a) Deben solaparse en considerable extensión.
- b) Deben tener electrones desapareados.

La formación de un enlace covalente consiste en el apareamiento de electrones por solapamiento de sus orbitales atómicos con electrones desapareados.

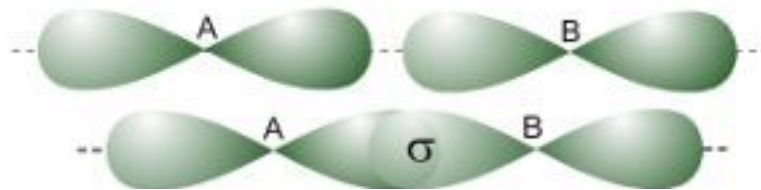
Un átomo podrá formar tantos enlaces covalentes como electrones desapareados tenga. A esto ya le habíamos llamado **covalencia**.

Tipos de solapamiento:

a) Enlaces δ (sigma). Se forman cuando los orbitales atómicos se solapan de modo frontal.



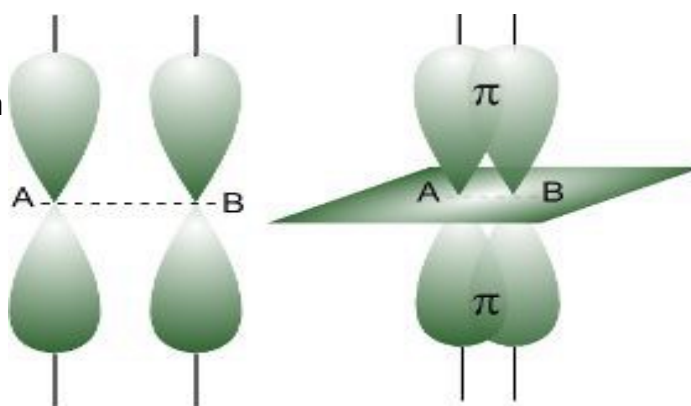
Enlace δ formado por la superposición de un orbital atómico s y uno p.



Enlace δ formado por la superposición de dos orbitales atómicos p.

b) Enlaces π (pi). Se forman cuando los orbitales atómicos tipo p se solapan lateralmente, produciéndose la superposición por encima y por debajo del plano molecular.

Enlace π formado por la superposición lateral de dos



orbitales atómicos p.

-Los enlaces sigma son más estables (más fuertes) que los pi.

-Los enlaces pi pueden romperse si se trata de girar la molécula alrededor del eje molecular A-B, mientras que los enlaces sigma admiten este tipo de giro.

-Un átomo podrá formar un máximo de dos enlaces π entre dos átomos. Si entre dos átomos hay únicamente un enlace este será sigma.

Método del enlace valencia (EV). Descripción de algunas moléculas sencillas

Molécula de H₂

En la molécula de H₂ se enlazan dos átomos de H con estructura 1s¹. Cada átomo tiene, por tanto, un electrón desapareado en un orbital s. La molécula se formará por el solapamiento frontal de ambos orbitales formando un enlace δ H-H:



Molécula de Cl₂ (halógenos)

Átomos a enlazar: 2 átomos de Cl

Estructura electrónica: Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

Electrones desapareados: un electrón en cada átomo de Cl (situados en un orbital 3p)

La molécula se formará por el solapamiento de ambos orbitales p formando un enlace δ Cl-Cl:



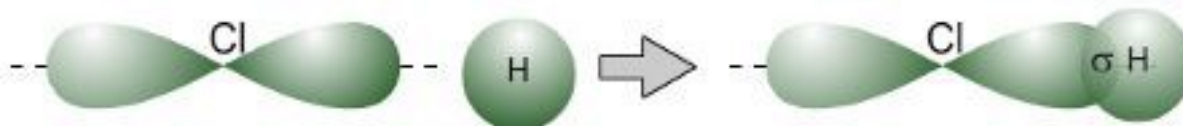
Molécula de HCl (ácidos hidrácidos)

Átomos a enlazar: 1 átomos de Cl, 1 átomo de H

Estructura electrónica: Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵; H: 1s¹

Electrones desapareados: un electrón en el átomo de Cl (orbital 3p), un electrón en el átomo de H (orbital s)

La molécula se formará por el solapamiento frontal de ambos orbitales formando un enlace δ H-Cl:



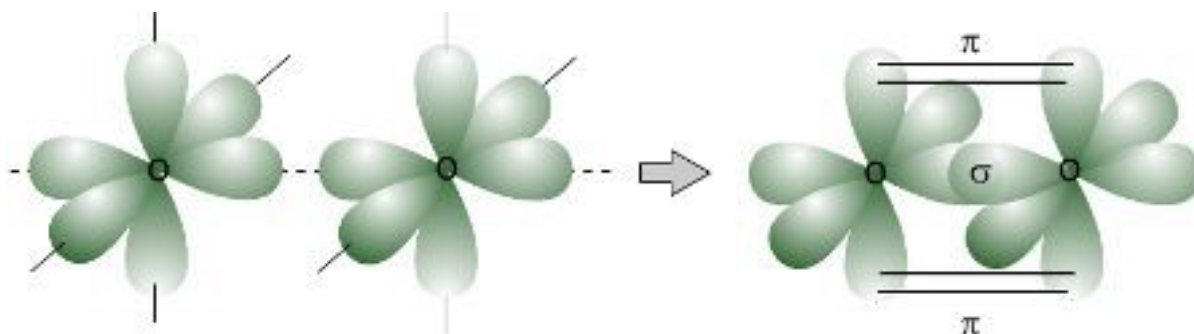
Molécula de O₂. Enlaces dobles.

Átomos a enlazar: 2 átomos de O.

Estructura electrónica: O: 1s² 2s² 2p⁴

Electrones desapareados: dos electrones en cada átomo de O (situados en orbitales 2p)

Uno de los orbitales 2p se solapa frontalmente formando un enlace δ y otro orbital 2p forma un enlace π solapándose lateralmente por encima y por debajo del plano molecular.



A pesar de lo expuesto el método del EV no da buenos resultados a la hora de explicar otras moléculas: agua, metano, amoníaco lo cual hizo buscar una variación a esta teoría, que es la teoría de "hibridación de orbitales".

6. ORBITALES HÍBRIDOS

En ciertas moléculas el uso de los orbitales atómicos puros de los átomos no explicaba la geometría encontrada experimentalmente así como la naturaleza de los enlaces.

Entonces se recurrió a pensar que el átomo no usaba sus OA (orbitales atómicos) puros para formar los enlaces, sino que usaba unos orbitales nuevos formados por combinación de los OA puros que se llamaron orbitales híbridos .

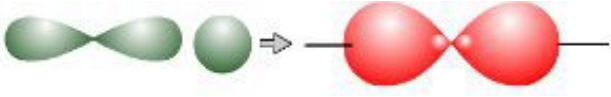
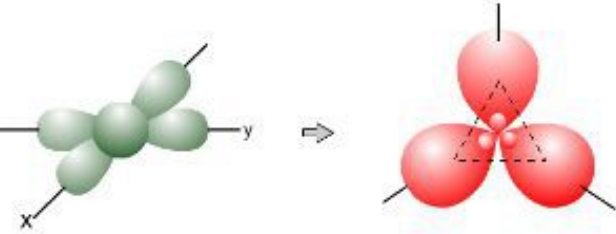
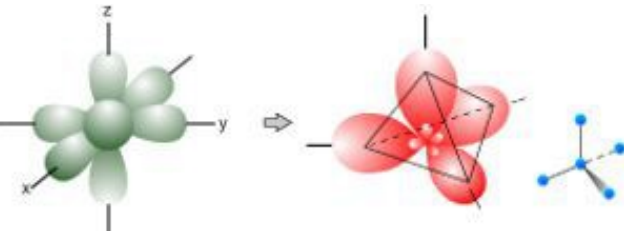
Si tenemos dos o más **orbitales atómicos** , que no olvidemos son funciones matemáticas, podemos hacer una **combinación** lineal de ellos obteniendo unas nuevas funciones matemáticas que serán unos nuevos orbitales atómicos que se les llama **orbitales híbridos**.

Los nuevos orbitales obtenidos (número de híbridos= número de orbitales atómicos que se mezclan) tendrán características de los orbitales atómicos mezclados y se dice que son **un híbrido** de ellos.

Características de los orbitales híbridos

- Se obtienen tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos se combinan(si combino 2 orbitales atómicos se obtienen dos híbridos, si combino tres obtendré tres híbridos).
- Se van a orientar en el espacio de modo que la repulsión entre ellos es la menos posible.

En la siguiente tabla se detallan los híbridos más importantes:

Híbridos sp	Características
	<p>Los híbridos sp resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y uno p. El conjunto resultante tiene dos lóbulos dispuestos linealmente (ángulo 180°).</p>
	<p>Los híbridos sp2 resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y dos p. El conjunto resultante tiene tres lóbulos con disposición triangular (ángulo 120°).</p>
	<p>Los híbridos sp3 resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y tres p. El conjunto resultante tiene cuatro lóbulos con una disposición tetraédrica (ángulo 109,5°).</p>

Orbitales híbridos. Descripción de algunas moléculas sencillas

Híbridos sp

Molécula de BeCl₂

La molécula de BeCl₂, es una molécula lineal y los dos enlaces Be-Cl son idénticos.

Átomos a enlazar: 2 átomos de Cl, 1 átomo de Be.

Estructura electrónica: Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵; Be: 1s² 2s²

Para justificar la posibilidad de dos enlaces covalentes Cl-Be deberemos de pensar en la promoción de un electrón 2s del Be a un orbital 2p para dar un berilio excitado:

Be*: 1s² **2s¹ 2p¹** y así el berilio tener dos electrones desapareados para formar los dos enlaces.

El Be hibrida los orbitales s y p para dar lugar a dos híbridos sp

Be*hibridado: 1s² sp¹ sp¹

los dos orbitales híbridos **sp** se solapan con el orbital p semilleno del Cl para dar dos enlaces δ lineales:



Enlaces triples. Molécula de etino C_2H_2

En el triple enlace de los carbonos, un enlace es sigma y dos son pi, por lo que el carbono debe dejar dos orbitales p sin hibridar para poder formar los dos enlaces π .

Átomos a enlazar: 2 átomos de H, 2 átomos de C

Estructura electrónica: C: $1s^2 2s^2 2p^2$; H: $1s^1$

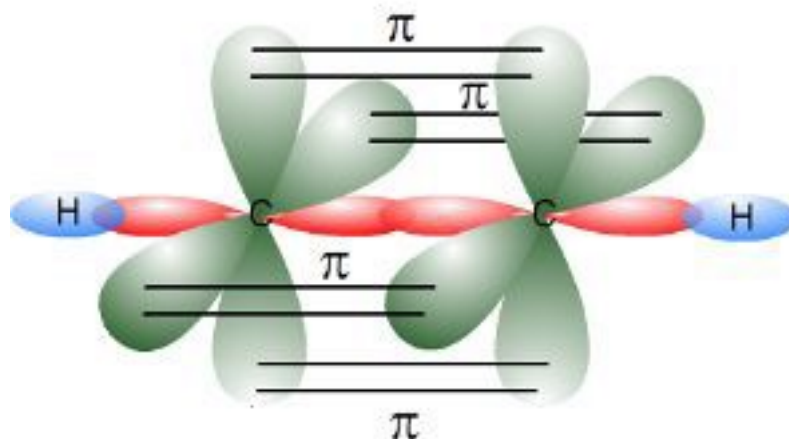
Para justificar la posibilidad de formación de cuatro enlaces covalentes del carbono deberemos de pensar en la promoción de un electrón 2s del C a un orbital 2p para dar un carbono excitado y así tener cuatro electrones desapareados:

$C^*1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

El C hibrida el orbital 2s con el orbital $2p_x$, obteniendo dos híbridos sp y deja sin hibridar los otros dos orbitales p que formarán los enlaces π :

C*hibridado : $1s^2 (sp)^1 (sp)^1 2p_y^1 2p_z^1$

Un orbital híbrido de cada carbono se solapan entre sí formando un enlace δ y el otro híbrido se solapa con los orbitales s del H formando un enlace δ . Los orbitales $2p_y$ y $2p_z$, que no forman parte de los híbridos, se solapan lateralmente formando dos enlaces π .



Híbridos sp^2

Molécula de BCl_3

La molécula de BCl_3 , es triangular plana, con un ángulo de enlace de 120° y los tres enlaces B-Cl idénticos..

Átomos a enlazar: 3 átomos de Cl, 1 átomo de B.

Estructura electrónica: Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; B: $1s^2 2s^2 2p^1$

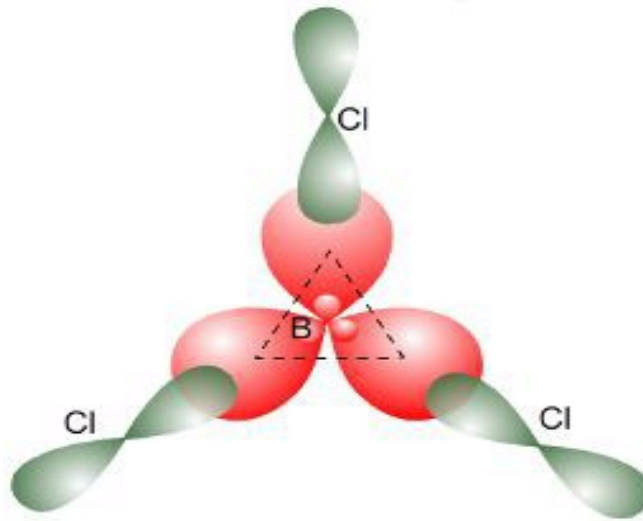
Para justificar la posibilidad de tres enlaces covalentes Cl-B deberemos de pensar en la promoción de un electrón 2s del B a un orbital 2p para dar un boro excitado:

B*: $1s^2 2s^1 2p^2$

El B hibrida el orbital 2s y los dos orbitales 2p formando tres híbridos sp^2 :

B*hibridado: $1s^2 (sp^2)^1 (sp^2)^1 (sp^2)^1$

Cada uno de estos orbitales híbridos solapará frontalmente con los orbitales p de los átomos de Cl, formando tres enlaces δ .



Enlaces dobles. Molécula de $CH_2=CH_2$

El doble enlace $C=C$, está formado por un enlace δ y un enlace π , por lo que el C debe tener un orbital p puro sin hibridar para formar este enlace π .

Átomos a enlazar: 4 átomos de H, 2 átomos de C.

Estructura electrónica del carbono excitado para formar los cuatro enlaces

C*: $C^*1s^2 2s^1 2px^1 2py^1 2pz^1$.

H: $1s^1$

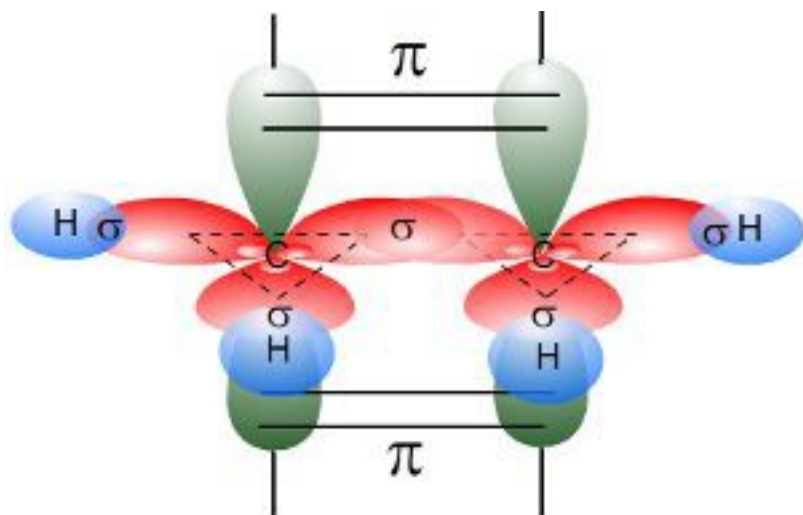
El C hibrida el orbital 2s con los dos orbitales 2px y 2py, obteniendo tres híbridos sp^2 y deja sin hibridar un orbitales p que formará el enlace π :

C*hibridado : $1s^2 (sp^2)^1 (sp^2)^1 (sp^2)^1 2pz^1$

Cada C usa un híbrido para formar el enlace δ entre los dos carbonos y los otros dos híbridos los usa para formar los dos enlaces δ solapando con los orbitales s de los H.

Los orbitales 2pz, que no forman parte de los híbridos, se solapan lateralmente formando un enlace π .

La distribución de enlaces será triangular (120°)



Híbridos sp^3 **Molécula de CH_4**

La molécula de CH_4 , es tetraédrica, con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$ y los cuatro enlaces C-H son idénticos.

Átomos a enlazar: 4 átomos de H, 1 átomo de C.

Estructura electrónica:

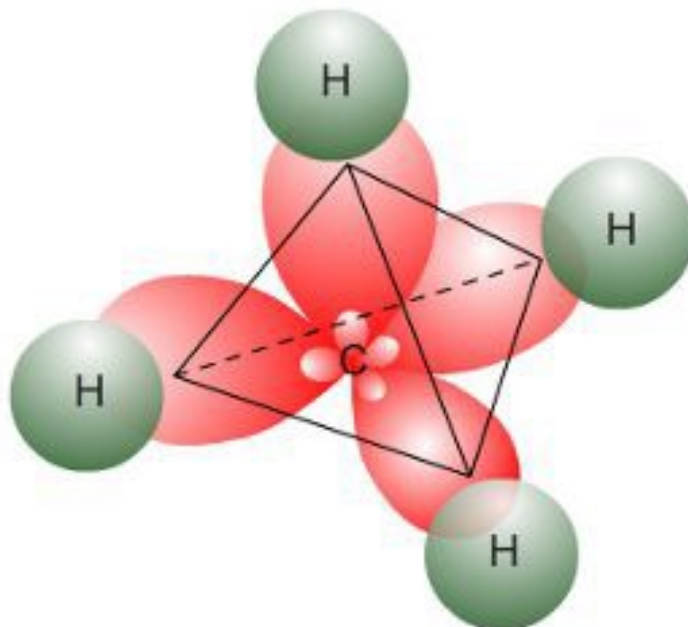
C* $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

H: $1s^1$

El C forma cuatro enlaces δ por lo que no necesita orbitales p puros sin hibridar, por lo tanto va a hibridar los cuatro orbitales: un orbital s y tres orbitales p formándose cuatro híbridos sp^3

C*hibridado : $1s^2 (sp^3)^1(sp^3)^1(sp^3)^1 (sp^3)^1$

Estos cuatro orbitales híbridos van a solapar frontalmente con los cuatro orbitales s de los H para dar cuatro enlaces δ formando un tetraedro.

**Molécula de NH_3**

Átomos a enlazar: 3 átomos de H, 1 átomo de N.

Estructura electrónica: N: $1s^2 2s^2 2p^3$; H: $1s^1$

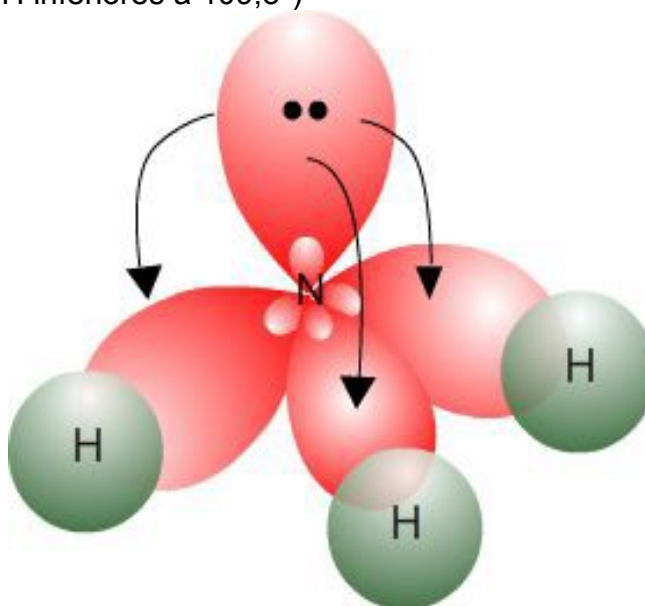
Si el N usase los orbitales p sin hibridar para formar los tres enlaces con los H, los ángulos de enlace serían de 90° , cuando sabemos que la molécula es piramidal.

El nitrógeno hibrida el orbital 2s con los tres orbitales 2p, formando cuatro híbridos sp^3 con cuatro lóbulos, tres de los cuales forman sendos enlaces δ con los orbitales s de los átomos de H, y en el cuarto híbrido aloja el par electrónico no compartido (no enlazante).

Nhibridado: $1s^2 (sp^3)^2 (sp^3)^1 (sp^3)^1$

Debido a la fuerte repulsión entre este par y los pares de enlace N-H, la molécula se cierra, se distorsiona pasando de una configuración tetraédrica a una pirámide triangular

(ángulos de enlace N-H inferiores a $109,5^\circ$)



Lo mismo pasaría con la **molécula de agua**, pero en lugar de tener un par no compartido en un orbital sp^3 , tendrá dos pares no compartidos en dos híbridos.