

EL ENLACE QUÍMICO. Introducción:

Las sustancias en la naturaleza están constituidas por agrupaciones de átomos. La fuerza, vínculo o interacción que mantiene unidos a los átomos en las sustancias químicas es lo que se conoce como "enlace químico".

Pero, ¿por qué se juntan los átomos? Se trata esencialmente de una cuestión energética. La energía del agregado atómico es menor que la suma de las energías de los átomos por separado.

Un modo de visualizar las características energéticas de los enlaces químicos es a partir de las llamadas curvas de Morse. Estas curvas se pueden hallar experimentalmente, y representan la variación de energía de un sistema formado por dos átomos en función de la distancia que los separa.

Cuando dos átomos se encuentran muy alejados, no existe interacción entre ellos, pero según se aproximan aparecen fuerzas de atracción entre el núcleo atómico de uno y la nube electrónica del otro, y viceversa. Puesto que esto estabiliza al sistema, la energía del mismo disminuye hasta un valle de mínima energía. No obstante, a medida que los dos átomos siguen acercándose, empiezan a dejarse notar las fuerzas de repulsión entre los núcleos atómicos y entre las nubes electrónicas de los distintos átomos, lo cual desestabiliza al sistema, haciendo que la energía del mismo aumente.

Existe una distancia óptima, denominada distancia de enlace (d_0 en la imagen), para la cual las fuerzas atractivas son máximas y las repulsivas mínimas. A dicha distancia le corresponde un valor de energía mínimo que identificamos con la energía de enlace ($E_{\text{mín}}$ en la imagen), es decir, la energía que se desprende cuando se forma el enlace químico entre los dos átomos.

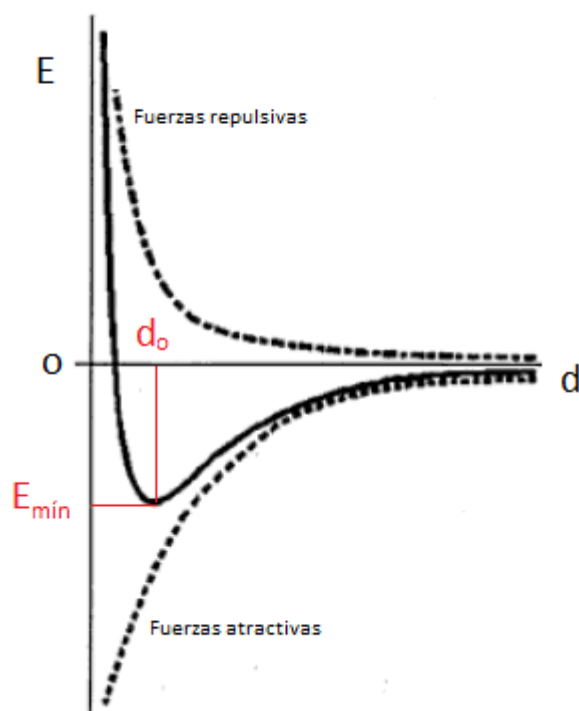
Desde un punto de vista energético, se considera que se ha formado un enlace químico entre dos átomos si la disminución energética observada en el sistema es superior a unas 10 Kcal/mol.

El octeto electrónico:

En la formación de un enlace químico siempre se produce un cambio en la configuración electrónica respecto a la de los átomos aislados. Esta modificación en la configuración electrónica dio lugar al establecimiento de una teoría electrónica de valencia para el enlace químico. Las bases de esta teoría fueron establecidas en 1916 por Kossel y Lewis de forma independiente. Kossel, para el enlace iónico; Lewis, para el covalente.

Ambos autores propusieron que los átomos se enlazan entre sí con el objetivo de alcanzar la configuración electrónica del gas noble más próximo, ya que esta es una situación especialmente estable, que consiste en tener completa su capa más externa o capa de valencia. Para conseguir esto tendrán lugar distintos tipos de procesos (transferencia, cesión o compartición de electrones) que darán lugar a los distintos tipos de enlace químico.

Esencialmente, existen tres tipos de enlace químico, el enlace iónico, el enlace covalente y el enlace metálico. Se podría hablar también del "enlace de hidrógeno", aunque se trata de un enlace tan débil que es preferiblemente considerado como un tipo de interacción entre las moléculas.



Ejercicios:

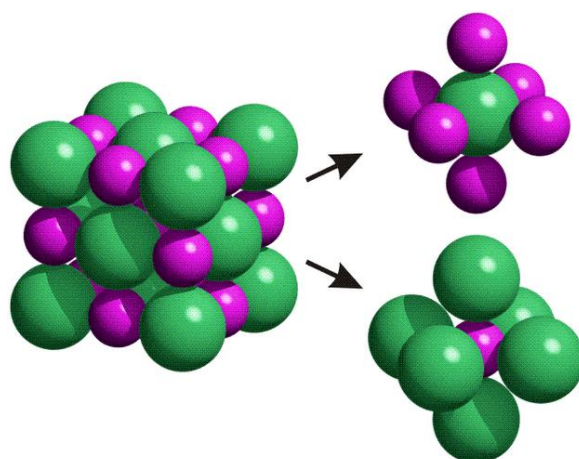
- ¿Qué tipo de enlace se establece entre el elemento con número atómico 17 y el elemento con número atómico 20?
- Sean los elementos con números atómicos 11 y 17. Indica razonadamente:
 - Los iones más probables que formará cada uno de ellos y si estos tendrán mayor o menor radio atómico que los correspondientes átomos neutros.
 - El tipo de enlace que tendrán los compuestos formados por cada uno de estos elementos con el azufre.
- Indica el tipo de enlace que se formará y la fórmula del compuesto formado al combinarse:
 - El hierro con el cloro.
 - El silicio con el carbono.
 - El silicio con el oxígeno.

EL ENLACE IÓNICO:

El enlace iónico se forma por la transferencia de electrones de un metal a un no metal. El átomo que cede electrones se convierte en un catión y el que los gana en un anión.

Cada ion se rodea de un número determinado de iones de signo contrario (este número se denomina **índice o número de coordinación**). El resultado es la formación de una red cristalina compacta, tridimensional y neutra en la que se van alternando catión y anión, y que tiene una geometría diferente dependiendo de cuáles sean los átomos que forman la red.

En la imagen se puede observar la red cristalina del cloruro de sodio (NaCl). El número de coordinación es 6 para ambos iones, ya que cada ion se rodea de 6 iones de signo contrario.

La energía reticular o energía de red (U_R):

Es la energía que se libera en el proceso de formación del enlace iónico a partir de los iones en estado gaseoso.

Para calcular la energía de red se pueden utilizar dos procedimientos:

- Ciclo de Born-Haber.
- Ecuación de Born-Landé

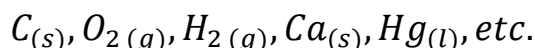
El ciclo de Born-Haber es un ciclo termodinámico a través del cual podemos calcular la energía liberada en el proceso de formación de la red.

Este ciclo se construye de forma semejante para todas las redes iónicas, con variaciones en el número y tipo de reacciones que intervienen en el proceso, porque estas reacciones dependen de la naturaleza de los elementos que se unen para formar la red iónica.

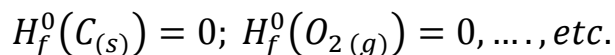
Para construir estos ciclos termodinámicos es importante el concepto de entalpía de formación (ΔH_f), que es la energía que se libera en el proceso de formación de un compuesto a partir de las especies elementales que lo componen, en su forma más estable.

Todos los valores de entalpías se suelen dar en condiciones estándar porque se encuentran fácilmente en las tablas. En termodinámica las condiciones estándar son temperatura de 25 °C y presión 10⁵ Pa.

Como ejemplo de sustancias simples en su estado termodinámico más estable tenemos:

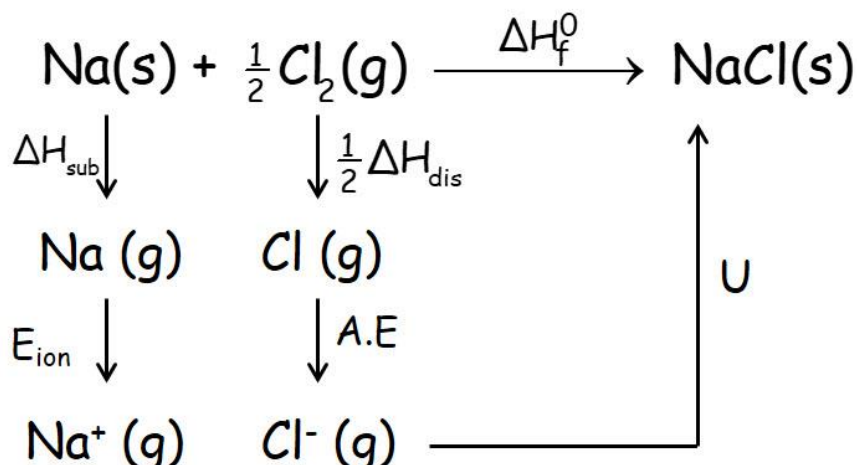


Por convenio, la entalpía de las sustancias simples en condiciones estándar y en su estado termodinámico más estable es cero.



Recuerda que sustancia simple es aquella formada por átomos o moléculas de un solo elemento químico. No confundir con sustancia pura, que es aquella que está formada por un solo tipo de elemento o compuesto (el agua, que es un compuesto, sería una sustancia pura, pero no una sustancia simple).

Veamos como ejemplo del ciclo de Born-Haber del cloruro de sodio (NaCl):



A mayor energía de red el compuesto formado será más estable y por tanto tendrá mayores puntos de fusión, menor solubilidad y mayor dureza.

Según el tamaño de los iones se formarán agrupaciones diferentes, dando lugar a diferentes redes cristalinas, unas más compactas (más densas) que otras.

Ejercicios:

1. Calcula la energía de red correspondiente al NaCl sabiendo que al formarse a partir de sus elementos se desprenden 411 kJ/mol. Sol. - 788,1 kJ/mol.

Datos (en kJ/mol): $\Delta H_{\text{sub}}(\text{Na}) = 107,3$; $EI_1(\text{Na}) = 495,8$; $\Delta H_{\text{dis}}(\text{Cl}_2) = 244$; $AE_1(\text{Cl}) = -348$.

2. Utilizando el ciclo de Born-Haber calcula la energía de red (U_R) del $\text{NaF}_{(s)}$ a partir de los siguientes datos (en kJ/mol): $\Delta H_f^0(\text{NaF}) = -573,6$; $\Delta H_{\text{sub}}(\text{Na}) = 107,3$; $\Delta H_{\text{dis}}(\text{F}_2) = 159$; $EI_1(\text{Na}) = 495,8$; $AE_1(\text{Cl}) = -328$. Sol. - 928 kJ/mol.

3. Utilizando el ciclo de Born-Haber para la formación del $\text{CaCl}_{2(s)}$ calcula la afinidad electrónica del cloro a partir de los siguientes datos (en kJ/mol): $\Delta H_f^0(\text{CaCl}_2) = -748$; $\Delta H_{\text{sub}}(\text{Ca}) = 178,2$; $EI_1(\text{Ca}) = 590$; $EI_2(\text{Ca}) = 1145$; $\Delta H_{\text{dis}}(\text{Cl}_2) = 243$; $U_R(\text{CaCl}_2) = -2258$.

Sol. - 323,1 kJ/mol.

4. Calcula la energía de red del $\text{KCl}_{(s)}$ utilizando los datos de las tablas que has de buscar en Internet. Sol. aproximadamente - 718 kJ/mol (dependerá de las tablas utilizadas).

Propiedades de los compuestos iónicos:

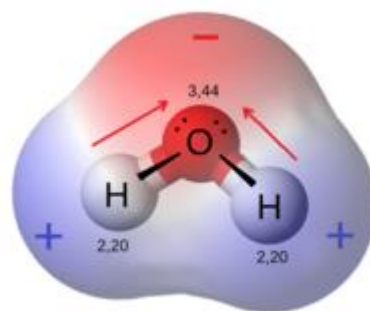
- Altos puntos de fusión y ebullición.
- Por lo general solubles en disolventes polares.
- No conducen en estado sólido, pero sí disueltos o fundidos.
- Duros pero frágiles.

EL ENLACE COVALENTE:

Lewis explicó que el enlace covalente consistía en compartir uno o más pares de electrones entre dos átomos, con el objetivo de alcanzar el octeto electrónico.

Por lo general el enlace covalente se da entre elementos con electronegatividades elevadas (no metales), y que además sean similares entre sí.

Para que un enlace sea 100% covalente los átomos que lo forman han de tener la misma electronegatividad. Si uno es más electronegativo que el otro, se puede seguir hablando de enlace covalente siempre y cuando esa diferencia de electronegatividad no sea superior a 1,7, pero en este caso ya no podremos hablar de enlace covalente puro, sino que tendrá un cierto carácter iónico. Habrá una densidad de carga electrónica que estará más desplazada hacia el átomo más electronegativo, mientras que el átomo menos electronegativo tendrá una deficiencia de carga electrónica. Esto es lo que se conoce como **polaridad del enlace**, y las moléculas que presentan esta característica recibirán el nombre de moléculas polares.



Para la representación del enlace covalente, Lewis sugirió unas estructuras denominadas electrón-punto, en las que alrededor de cada elemento químico se dibujan, mediante puntos, los electrones de valencia.

Dos electrones compartidos, uno procedente del átomo A y otro del átomo B por ejemplo, se pueden representar también mediante una línea, que corresponde a un enlace covalente sencillo.

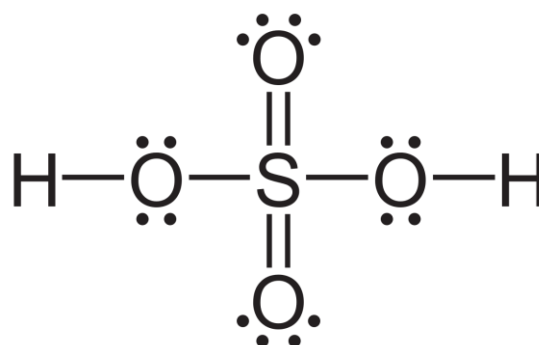
Si bien la regla del octeto es muy útil para la determinación de la estructura de Lewis de algunas moléculas sencillas, lo cierto es que existen excepciones a la misma. Estas excepciones pueden ser por exceso (PCl_5 , SF_6 , SiF_6) o por defecto (BF_3 , $AlCl_3$).

Puede darse el caso de que los dos átomos compartan más de un par de electrones, se dice entonces que forman un enlace múltiple. Si comparten dos pares se trata de un enlace doble, y si son tres pares, de un enlace triple. La formación de un enlace múltiple confiere a las moléculas una especial estabilidad. Por ejemplo, en el caso de la molécula de nitrógeno se forma un enlace triple que es muy fuerte, lo que hace que la molécula sea bastante inerte.

A medida que aumenta el orden de enlace (simple, doble y triple), también aumenta la energía de enlace y, por tanto, la estabilidad de la molécula. El grado en que aumenta la energía de enlace no es proporcional, es decir, la energía de un enlace doble ($O = O$) no es el doble de la energía de un enlace sencillo ($O - O$).

Para aprender a construir estructuras de Lewis complejas se recomienda visualizar los vídeos del bloque de Química de la Web de asturquímica. Estos vídeos se pueden encontrar en:

asturquímica.com > 2º BACHILLERATO > QUÍMICA > VÍDEOS > CLASES VIRTUALES



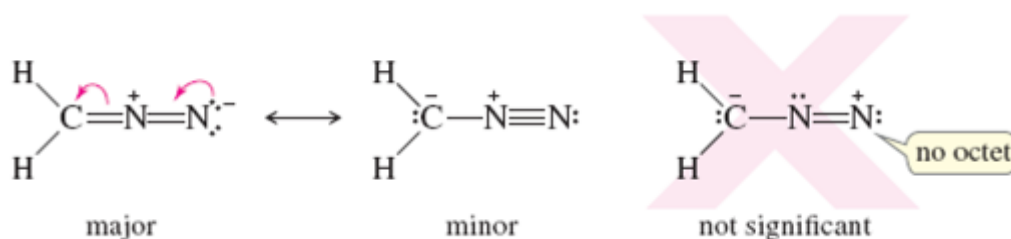
Ejercicios:

1. Elabora la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

- CO_2 , NH_3 , N_2 y H_2S .
- H_3O^+ y ClO^- (iones).

Estructuras resonantes:

Existen algunas moléculas que presentan lo que llamamos “*resonancia*”, lo cual implica que para ser descritas correctamente se requieren varias estructuras de Lewis. A la suma de todas las estructuras de Lewis posibles para la molécula se le denomina “*híbrido de resonancia*”.



Ejercicios:

1. Elabora la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

- SO_2 y SO_3
- NO_3^-

Excepciones a la regla del Octeto:

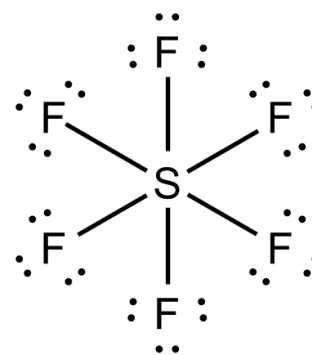
La posibilidad de formar más enlaces de los que permite la regla del Octeto se da en elementos del tercer período y posteriores. Ello es debido a la disponibilidad de orbitales “*d*” vacíos.

¡OJO! El método que utilizamos para elaborar estructuras de Lewis no funciona con las excepciones a la regla del Octeto. Éstas deberán elaborarse “*a bulto*”.

Ejercicios:

1. Elabora la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

- BF_3 y PCl_5



GEOMETRÍA MOLECULAR:

Las estructuras de Lewis nos son útiles para determinar cómo se enlazan los átomos en una molécula, pero nada nos dicen acerca de su distribución en el espacio, es decir, su geometría molecular.

Para predecir la geometría molecular existen varias teorías:

- Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).
- Teoría del enlace de valencia (TEV).

Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia:

La TRPECV se basa en que las moléculas estables adquieren la orientación que provoca menor repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia. Esto tiene su lógica ya que los electrones se repelen entre sí, por lo que cuanto más alejados estén unos de otros, más estable será la molécula.

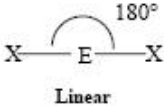
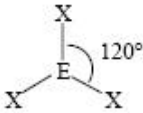
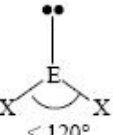
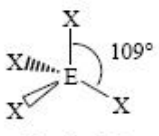
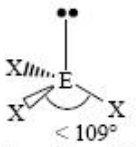
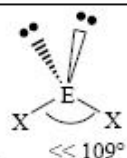
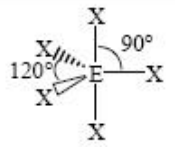
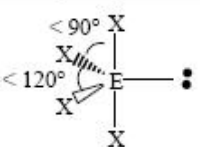
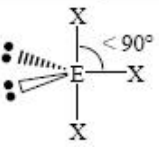
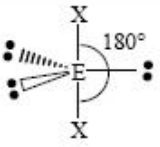
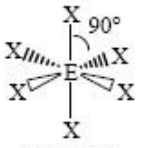
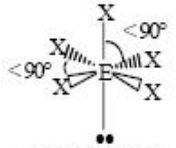
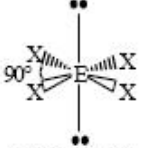
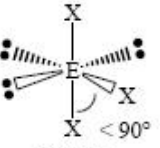
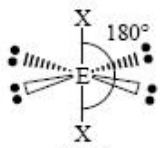
Esta teoría diferencia los pares de electrones en dos tipos:

- Pares no enlazantes o libres, que son los pares de electrones que no forman enlace pero que ocupan un lugar en el espacio.
- Pares enlazantes, que son los pares de electrones que constituyen los enlaces.

Cabe destacar que los pares no enlazantes causan mayores repulsiones a los pares vecinos que los pares enlazantes, motivo por el cual algunas moléculas con pares libres en torno al átomo central, como el amoníaco o el agua, presentan ligeras variaciones en el ángulo de enlace esperado.

Los enlaces múltiples se tratan, a efectos repulsivos, como si fueran un enlace sencillo.

Según sea el número de pares de electrones alrededor del átomo central, las geometrías posibles serán:

VSEPR Geometries					
Steric No.	Basic Geometry 0 lone pair	1 lone pair	2 lone pairs	3 lone pairs	4 lone pairs
2	 Linear				
3	 Trigonal Planar	 Bent or Angular			
4	 Tetrahedral	 Trigonal Pyramid	 Bent or Angular		
5	 Trigonal Bipyramid	 Sawhorse or Seesaw	 T-shape	 Linear	
6	 Octahedral	 Square Pyramid	 Square Planar	 T-shape	 Linear

Ejercicios:

- Indica razonadamente la geometría y el ángulo de enlace de las siguientes moléculas:
 - $BeCl_2$, BF_3 , CH_4 , PCl_3 , IF_5 y SF_6
 - H_3O^+ , NH_2^- y NH_4^+
 - SF_4 (excepción a la regla del Octeto).

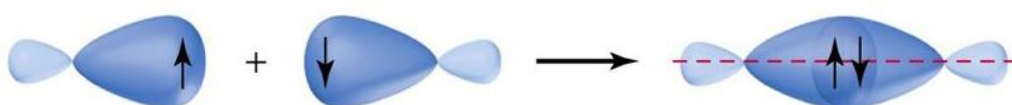
Teoría del enlace de valencia

Un orbital atómico es una región del espacio en la que la probabilidad de encontrar al electrón es máxima, por lo tanto, un átomo que va a enlazarse covalentemente con otro átomo tendrá el electrón que va a compartir en uno de sus orbitales atómicos. Según la teoría del enlace de valencia, el enlace covalente se da cuando al aproximarse los dos átomos sus orbitales atómicos se superponen, creándose una región que se conoce como zona de "solapamiento orbital", que pertenece a ambos átomos por igual, y en la que se localizan los electrones compartidos.

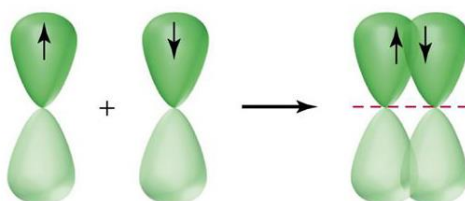
Esta teoría dice que para que esto suceda los orbitales atómicos han de tener electrones desapareados, es decir, serán orbitales atómicos semiocupados, o lo que es lo mismo, ocupados por un único electrón. Al producirse el solapamiento, los electrones se colocarán con los espines antiparalelos.

El solapamiento se puede dar de dos formas:

- Solapamiento frontal: se da cuando los dos orbitales se hallan situados sobre el mismo eje del enlace. En este caso se formarán enlaces de tipo sigma. Es el que da lugar a los enlaces sencillos.



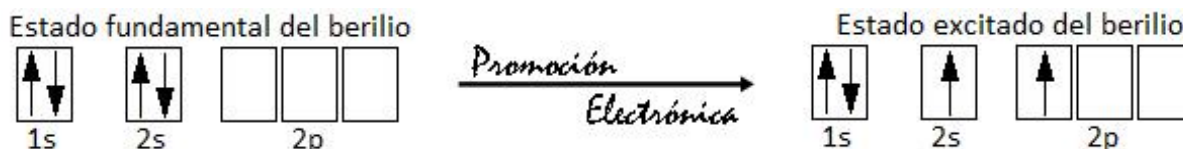
- Solapamiento lateral: se da cuando los dos orbitales se hallan en ejes paralelos entre sí y perpendiculares al eje del enlace. En este caso se formarán enlaces de tipo pi (π). Es el que produce los enlaces múltiples.



Al haber más interpenetración o superposición de orbitales en el enlace sigma, éste es más fuerte que el enlace π , por lo que libera más energía al formarse y costará más energía romperlo.

Correcciones a la teoría del enlace de valencia:

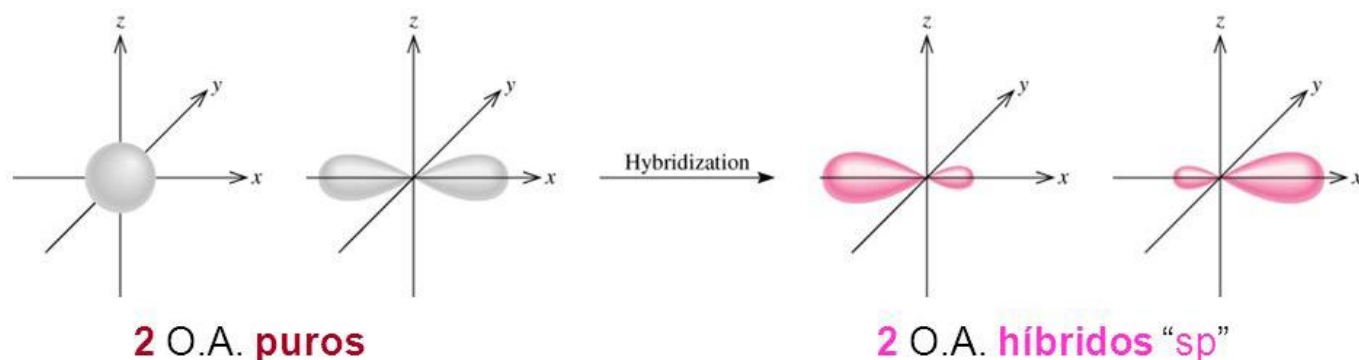
Esta explicación del enlace fue plenamente satisfactoria para muchas moléculas, pero ¿cómo podemos explicar el enlace en la molécula de $BeCl_2$ si los dos electrones de valencia del berilio se encuentran apareados? Para justificar esto se acepta que un electrón del orbital 2s promocioe a un orbital 2p vacío, que es relativamente accesible. Esto requiere un costo de energía, pero que se compensa con la formación posterior de dos enlaces covalentes.



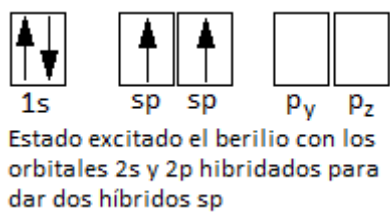
Esta "promoción electrónica" explicaría que se formen dos enlaces covalentes, pero no que sean idénticos. Si los orbitales atómicos que se enlazan ahora son el 2s y el 2p del berilio con los orbitales p del cloro, estos enlaces deberían ser distintos, pero experimentalmente se ha observado que los enlaces son idénticos, por lo que ha de ocurrir algo más que explique los datos experimentales obtenidos.

Por ello, Linus Pauling propuso el concepto de "hibridación de orbitales atómicos". La hibridación consiste en hacer una combinación de los orbitales del átomo central para formar unos orbitales híbridos (semejantes) que cumplan con los datos experimentales del enlace.

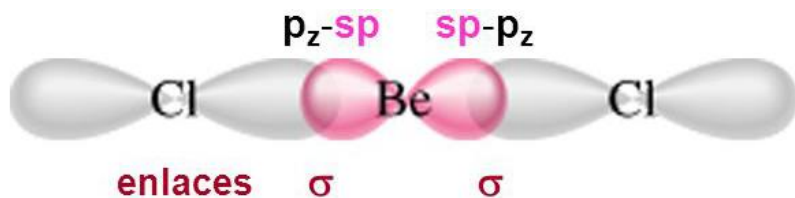
Así por ejemplo, para el caso del $BeCl_2$ el orbital 2s y el orbital 2p del berilio se hibridan (se mezclan) para dar dos orbitales iguales que llamamos híbridos sp.



Los dos orbitales híbridos sp son equivalentes en forma y energía, y tienen propiedades intermedias entre un orbital s y un orbital p. Una vez producida la hibridación, podemos escribir la configuración del berilio como:



Quedan dos orbitales p vacíos y los dos híbridos sp, que se colocarán lo más separados posible para minimizar la repulsión entre ellos, es decir, a 180° (disposición lineal). El solapamiento es ahora entre los orbitales híbridos sp del berilio y los orbitales atómicos 2p del flúor.



Se explica así la formación de enlaces con distancias idénticas y la geometría lineal de la molécula.

Los híbridos más importantes son:

Hibridación sp		Hibridación sp ²		Hibridación sp ³	
1 s + 1 p = 2 sp	$\theta = 180^\circ$	1 s + 2 p = 3 sp ²	$\theta = 120^\circ$	1 s + 3 p = 4 sp ³	$\theta = 90^\circ$

En el caso de hibridaciones sp y sp², al disponer de orbitales p que pueden estar semiocupados, se podrán formar enlaces múltiples.

Ejercicios:

1. Indica la hibridación del átomo central en las siguientes moléculas:
 - a. BF_3 , CH_4 , PF_3 y H_2S .
2. Indica la hibridación de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:
 - a. CO_2 , HCN , $H_2C = NH$, ácido but-3-en-1-oico y clorobenceno.

ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES:

Hay dos maneras de organización del enlace covalente:

Si la entidad mínima que compone la sustancia es una molécula, entonces se llaman moléculas covalentes. La mayoría de las sustancias covalentes son moléculas aisladas, agrupadas entre sí mediante fuerzas intermoleculares (enlace de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals, etc.).

Si la entidad mínima que compone la sustancia es un átomo, entonces se llaman redes cristalinas covalentes. Las redes covalentes están formadas por un número muy elevado de átomos iguales o distintos que se extienden en las tres direcciones del espacio. Son ejemplos de sustancias cristalinas covalentes la sílice (SiO_2) y el carbono diamante.

Propiedades de las sustancias moleculares:

- Bajos puntos de fusión y ebullición, ya que para fundirlos o vaporizarlos hay que romper sólo las fuerzas intermoleculares y nunca el enlace covalente.

Algunas sustancias covalentes moleculares presentan enlaces de hidrógeno intermoleculares. En este caso las sustancias tendrán mayores puntos de fusión y ebullición que sustancias de polaridad análoga, y además tendrán gran capacidad de solvatación (buenos disolventes).

- En general no conducen la corriente eléctrica, ya que los electrones se encuentran compartidos formando enlaces covalentes intramoleculares (los electrones no tienen movilidad). Únicamente la conducen compuestos covalentes muy polares en disolución acuosa que se puedan disociar como electrolitos, como por ejemplo el HCl.
- Su solubilidad depende de su polaridad, así los compuestos moleculares polares (ác. Acético) se disolverán en disolventes polares (agua, etanol), mientras que los compuestos covalentes apolares (gasolina) se disolverán en disolventes apolares (benceno, hexano o tolueno).

“igual disuelve a igual”.

Propiedades de las redes cristalinas covalentes:

- Altísimos puntos de fusión y ebullición, ya que para fundirlos o vaporizarlos es necesario romper los enlaces covalentes.
- A excepción del carbono grafito, los cristales covalentes son muy duros y no conducen la corriente eléctrica.

El carbono grafito se ordena en capas que se apilan unas encima de las otras. Se trata de capas planas de átomos de carbono con hibridación sp^2 , formando hexágonos, quedando libre un orbital p deslocalizado que interacciona levemente con otro orbital p de un carbono de otra capa de grafito. Los electrones presentes en estos orbitales p deslocalizados presentan movilidad y son los responsables de la conductividad.

El diamante es el compuesto más duro que se conoce, con una dureza 10 en la escala de Mohs.

- Son insolubles en prácticamente cualquier disolvente, y ello es debido a su ausencia de polaridad y a la fortaleza del enlace covalente.

POLARIDAD DE ENLACE:

Los enlaces no son todos puramente iónicos o puramente covalentes. Siempre hay casos intermedios en los que hay que tener en cuenta la electronegatividad de cada átomo, así para una molécula del tipo AB nos podemos encontrar con los siguientes casos:

$\chi_A \approx \chi_B$	\Rightarrow	Enlace covalente puro	\Rightarrow	(molécula APOLAR)
$\chi_A \neq \chi_B$	\Rightarrow	$\Delta\chi_{AB} > 1,7$	\Rightarrow	Enlace predominantemente iónico (compuesto iónico)
		$\Delta\chi_{AB} < 1,7$	\Rightarrow	Enlace predominantemente covalente (molécula POLAR)

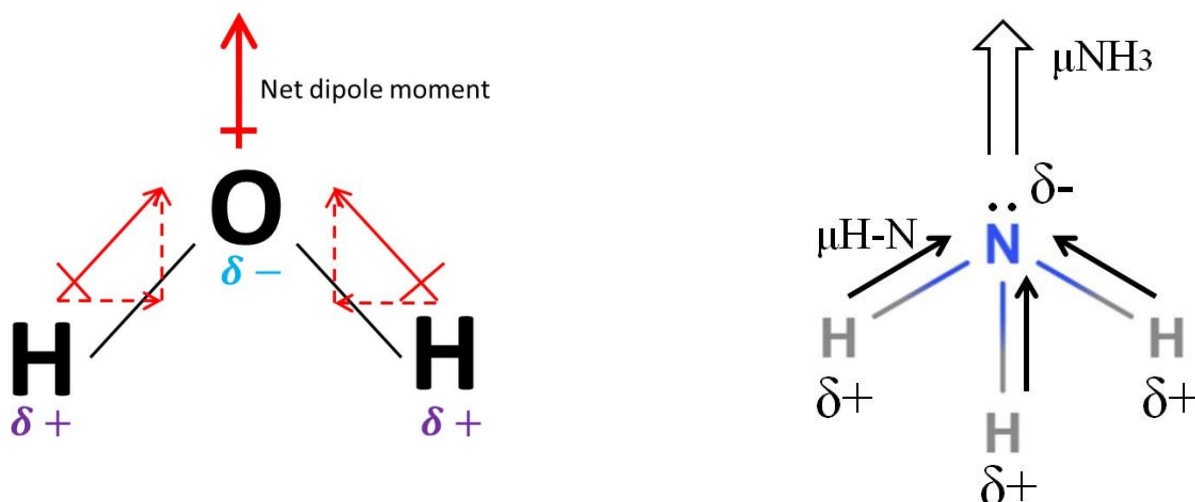
<i>Non-Polar Covalent Bond</i>	<i>Polar Covalent Bond</i>	<i>Ionic Bond</i>
Bonding electrons <i>shared equally</i> between two atoms. <i>No charges on atoms.</i>	Bonding electrons <i>shared unequally</i> between two atoms. <i>Partial charges on atoms.</i>	Complete <i>transfer</i> of one or more valence electrons. <i>Full charges on resulting ions.</i>

En el enlace covalente polar el par de electrones se encuentra desplazado hacia el átomo más electronegativo. La densidad electrónica es asimétrica.

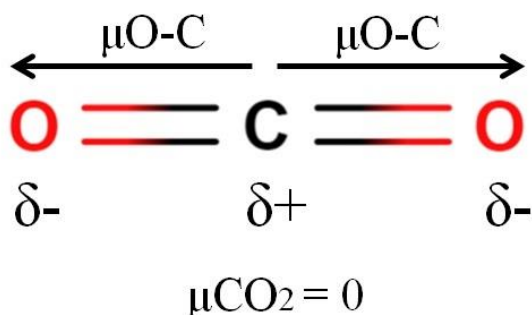
- El elemento más electronegativo tiene mayor densidad de electrones y queda con carga parcial negativa, δ^-
- El elemento menos electronegativo tiene menor densidad de electrones y queda con carga parcial positiva, δ^+

La separación de carga en una molécula crea un **momento dipolar**, μ , que se representa con una flecha que apunta en la dirección del elemento más electronegativo. El momento dipolar se mide en Debyes, D .

Veamos dos ejemplos de obtención del momento dipolar total de una molécula:



Cuando una molécula está formada con enlaces de igual polaridad y además es simétrica, sus momentos dipolares de enlace se anulan y la molécula es apolar. Veamos un ejemplo:



Moléculas como el CCl_4 (geometría tetraédrica), BCl_3 (triangular plana), PCl_5 (bipirámide trigonal) o SF_6 (octaédrica) son moléculas apolares a pesar de tener enlaces polares. Esto es debido a su geometría.

Ejercicios:

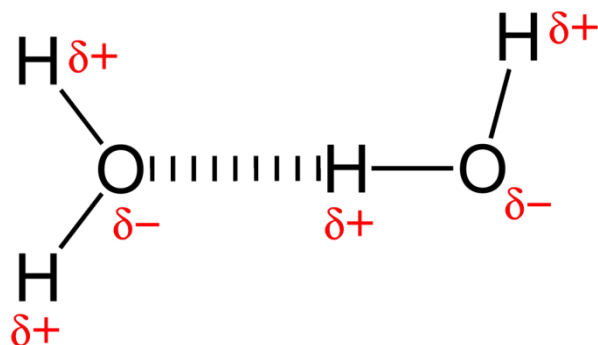
- Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :
 - Razona si son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor.
 - Haz una predicción de la geometría a partir de la TRPECV.
 - Justifica la polaridad de las moléculas.
- Para el compuesto orgánico 3-buten-2-ol:
 - Escribe su fórmula química.
 - Indica la hibridación que presentan cada uno de los átomos de carbono.
 - Señala un enlace pi (π).
 - Señala un enlace polarizado indicando la carga parcial de cada átomo (δ^+ y δ^-).
- Indica la polaridad de las siguientes especies químicas: Agua, amoníaco, tetracloruro de carbono, dihidruro de berilio, ácido clorhídrico, metanol, dióxido de azufre, tetracloruro de silicio, monóxido de dinitrógeno y difluoruro de oxígeno.

ENLACE ENTRE MOLÉCULAS (FUERZAS INTERMOLECULARES):

En el interior de una molécula, los átomos se mantienen unidos por enlaces químicos (enlaces covalentes). Estos enlaces son **fuerzas intramoleculares** que van de 150 a 1000 kJ/mol. Son estas fuerzas, por tanto, las que determinan las propiedades químicas de las sustancias.

Sin embargo, entre dos o más moléculas también pueden producirse interacciones. Estas interacciones son fuerzas atractivas más débiles, de carácter electrostático, que reciben el nombre de **fuerzas intermoleculares**. Estas fuerzas son las que determinan las propiedades físicas de las sustancias, como por ejemplo el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, etc.

Por lo general son fuerzas débiles, cuya energía de enlace nunca supera los 42 kJ/mol, pero al ser muy numerosas su contribución es importante.



El tipo de fuerza intermolecular existente en los compuestos químicos depende de la naturaleza de la molécula. De esta manera, debemos hablar de desplazamiento de cargas dentro de las moléculas de forma instantánea o permanente, y son las fuerzas que atraen estas cargas las que generan este tipo de uniones intermoleculares.

Cuando el desplazamiento de cargas dentro de las moléculas es permanente (en el caso de las moléculas polares), se forma un **dipolo**. En este caso hay dos tipos de fuerzas intermoleculares:

- Enlace de hidrógeno.
- Fuerzas de Van der Waals.

Si el desplazamiento de cargas dentro de las moléculas es instantáneo (en el caso de las moléculas apolares), se podrá formar un **dipolo instantáneo** debido a que los electrones de un átomo o molécula se pueden concentrar en un momento determinado en una región concreta.

El dipolo instantáneo creará desplazamientos de cargas en las moléculas vecinas dando lugar a lo que se conoce como **dipolo inducido**. En este caso aparecen un tipo de fuerzas intermoleculares que reciben el nombre de:

- Fuerzas de London.

Veamos una a una las características de las fuerzas intermoleculares que nos podemos encontrar:

Enlace de hidrógeno:

Se da entre un átomo muy electronegativo (O, N, F) que tiene un par de electrones sin compartir (densidad de carga negativa o δ^-) y un átomo de hidrógeno que presenta densidad de carga positiva o δ^+ , porque está enlazado covalentemente a su vez a otro átomo muy electronegativo (otro átomo de O, N o F diferente).

El hidrógeno es el único elemento químico capaz de formar este tipo de enlace, y ello es debido a lo pequeño que es, y a que no tiene más electrones que el que comparte para formar el enlace covalente. Concentra con ello una densidad de carga positiva tan elevada que es capaz de atraer fuertemente a cualquier par de electrones solitarios no compartidos de otro átomo que se encuentre en sus proximidades.

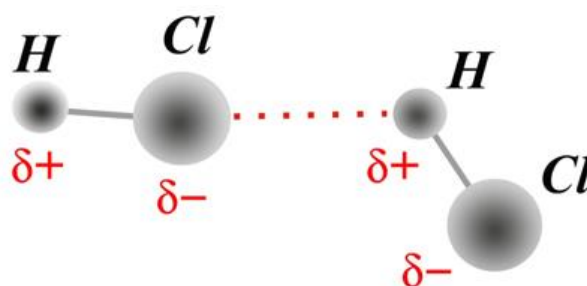
Las moléculas que interactúan entre sí por medio de enlaces de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición mayores que las moléculas de polaridad análoga.

SUSTANCIA	PUNTO FUSIÓN (°C)	PUNTO EBULLICIÓN (°C)
(H_2O) AGUA	0	100
C_6H_{14}	- 98	69
C_4H_{10}	- 135	- 0,5
H_2S	- 86	- 61
HCl	- 114	- 85
(C_6H_6) BENCENO	6	80

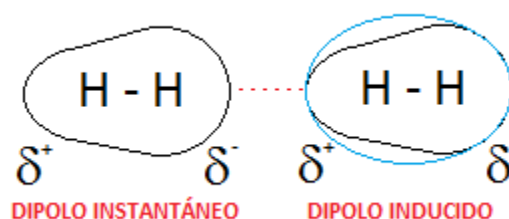
Fuerzas de Van der Waals:

Cuando tenemos una molécula polar que no puede formar enlaces de hidrógeno porque no tiene en su composición hidrógeno y oxígeno, nitrógeno o flúor, existe una interacción dipolo-dipolo que recibe el nombre de fuerza de Van der Waals.

Esta interacción no es tan fuerte como el enlace de hidrógeno, pero sí que es lo suficientemente fuerte (sobre todo en el caso de moléculas muy polares) como para alterar las propiedades físicas de la molécula de forma significativa (aumentan los puntos de fusión y ebullición, etc.).

Fuerzas de London:

Se establece entre moléculas apolares o átomos que forman dipolos instantáneos. Estas fuerzas aumentan con el tamaño de la molécula. Esto es debido a que cuanto más grande es la molécula, más lejos se encuentran los electrones del núcleo. Esto hace más fácil la formación de dipolos inducidos, aun así estas fuerzas son muy débiles y generalmente no alteran significativamente las propiedades físicas de la molécula.



Un ejemplo es el caso de los halógenos; el cloro es gaseoso, el bromo es líquido y el yodo es sólido a temperatura ambiente. El yodo al ser el más grande es el más polarizable y también el que presenta mayores puntos de fusión y ebullición.

En los gases nobles existen exclusivamente interacciones de London.

Ejercicios:

- El agua tiene una masa molecular de 18 unidades y el butano de 55 unidades, masas aproximadas. ¿Por qué, a temperatura ambiente y presión de 1 atmósfera, el agua es líquida y el butano es gas?
- Explica por qué:
 - El agua disuelve a la sal común (NaCl) y el tetracloruro de carbono no.
 - El dihidruro de berilio no es polar y sí lo es el agua.
 - El etano es menos soluble en agua que el etanol.
 - El sulfuro de hidrógeno tiene un punto de ebullición menor que el seleniuro de hidrógeno.
- Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerza de atracción debe vencerse para:
 - Fundir cloruro de calcio.
 - Evaporar nitrógeno líquido.
 - Hervir agua.
 - Fundir hierro.
- Dados los compuestos SiO_2 , $MgCl_2$ y CCl_4 , responde razonadamente a las siguientes preguntas:
 - ¿Qué compuesto es soluble en benceno?
 - ¿Qué compuesto es el más duro de los tres?
 - ¿Qué fuerzas hay que romper para disolver $MgCl_2(s)$?, ¿y para evaporar $CCl_4(l)$?