

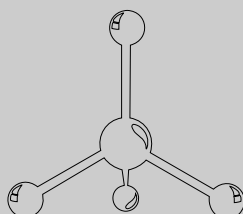
Física y Química

1º Bachillerato

TEMA 2

Enlace químico

2

ENLACE QUÍMICO**INDICE**

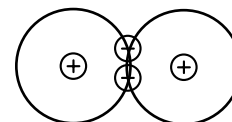
1.- INTRODUCCIÓN	2
ENLACE IÓNICO.	3
2.1.-FORMACIÓN.....	3
2.2.-PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS ..	5
3.- ENLACE COVALENTE.	7
3.1.-FORMACIÓN.....	7
3.2.-.-PROPIEDADES DE LOS COMP. COVALENTES ...	11
4.- ENLACE METÁLICO	11
4.1.-FORMACIÓN.....	11
4.2.-PROPIEDADES DE LOS METALES	12

1.- Introducción.

Una de las formas de explicar la formación del enlace es considerar que algunos de los electrones más externos de los átomos A y B se colocan en la zona entre los dos átomos, siendo atraídos por ambos núcleos, evitando así la repulsión directa entre los dos núcleos.

Denominaremos **electrones enlazantes** a los que se sitúan entre los núcleos para lograr el enlace, y se pueden encontrar en una de estas tres situaciones:

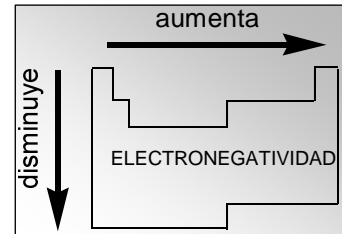
1. Situados exactamente entre ambos átomos
2. Más cerca de uno de los núcleos que del otro
3. Deslocalizados y distribuidos uniformemente en un conjunto de más de dos núcleos.



A : B

El factor que va a determinar cuál de las tres situaciones se dará en un caso concreto es la afinidad que tienen los átomos por los electrones enlazantes: la **electronegatividad**

H																										
2,1																	B	C	N	O	F					
Li	Be															2,0	2,5	3,0	3,5	4,0						
1,0	1,5															Al	Si	P	S	Cl						
Na	Mg															1,5	1,8	2,1	2,5	3,0						
0,9	1,2																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br										
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	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										
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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At										
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2										



Valores de electronegatividad de Pauling

Tipo de enlace	Diferencia de electronegatividad	Propiedades y ejemplos
IÓNICO	> 1,9	Formado por un metal y un no metal. Tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, quebradizos y malos conductores del calor y la electricidad. Forman redes tridimensionales. En disolución o fundidos sí conducen la electricidad
COVALENTE	< 1,9	Formado entre dos elementos no metálicos. Generalmente son líquidos o gases, pero cuando son sólidos tienen altos puntos de fusión. No conducen la electricidad ni el calor. Forman moléculas con geometrías definidas.
METÁLICO	< 1,9	Formado por elementos metálicos. Tienen puntos de fusión y ebullición elevados, son densos, brillantes, maleables y conducen el calor y la electricidad

La diferencia de electronegatividad de dos átomos permite predecir el tipo de enlace que se formará cuando se unan.

Otro factor muy importante en la creación de un determinado tipo de enlace es la configuración electrónica de los átomos que van a unirse. Por lo general, cuando se unen dos átomos tienden a adquirir una configuración con ocho electrones en la última capa o nivel energético.

Regla del Octeto

2.- ENLACE IÓNICO.

2.1.-Formación

El enlace iónico es el resultado de la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro.

Este tipo de enlace se formará entre los metales del lado izquierdo del sistema periódico, con baja energía de ionización, y los no metales del lado derecho, con alta electronegatividad. Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los dos elementos que se unen, más

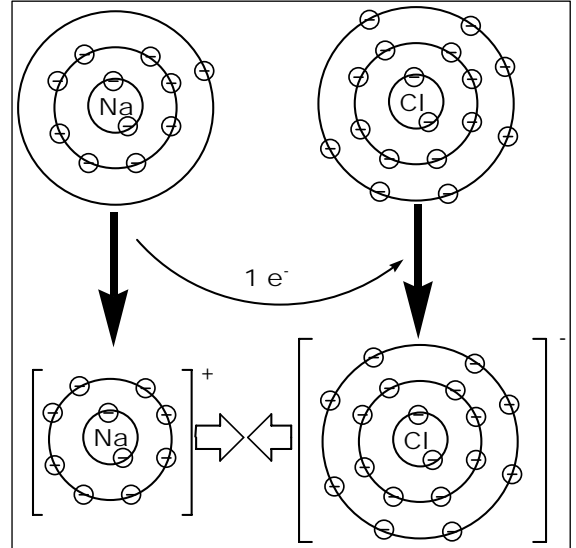
iónico será el enlace, ya que el carácter iónico de un enlace es tanto mayor cuanto más se alejen de la situación equidistante los electrones enlazantes.

El ejemplo típico del cloruro de sodio nos ayudará a comprenderlo mejor:

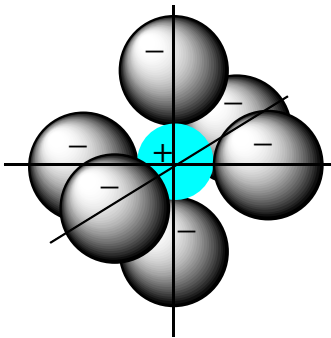
La configuración electrónica del Na es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Con un solo electrón en la última capa, el requerimiento energético para sustraérselo será bastante pequeño.

Por la otra parte, al Cl, con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble, de manera que la captación de un electrón será un proceso en el que se liberará bastante energía.

El resultado global es que el sodio ha cedido un electrón al cloro, así pues, el par de electrones enlazantes pertenece en exclusiva al cloro, formándose un anión cloruro Cl^- que al encontrarse en las proximidades de un catión Na^+ da lugar a la aparición de atracción eléctrica entre ambos.



La fórmula química del cloruro de sodio, NaCl , indica que el compuesto está formado por átomos de sodio y de cloro en la proporción 1:1. Esta es la fórmula que se cabría esperar basándonos en que cada átomo de sodio tiene un solo electrón en su nivel de energía superior y que cada átomo de cloro necesita un electrón para llenar completamente sus orbitales p más externos. Pero no existe la “molécula” NaCl formada por un átomo de Na y otro de Cl.

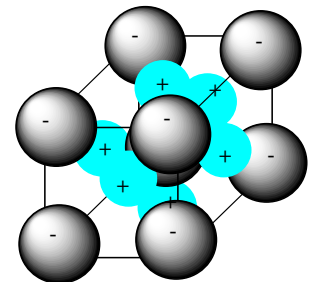


La atracción electrostática que un anión ejerce sobre un catión no se “satura” con un solo catión, sino que atraerá hacia sí a todos los que quepan a su alrededor, dependiendo de los tamaños relativos de los iones el número de unos que se disponen en alrededor de los otros.

Análogamente, y por la misma razón, alrededor de cada uno de los cationes se disponen tantos aniones como sea posible.

El resultado final es una red tridimensional infinita en la que los iones ocupan posiciones fijas: lo que se conoce como cristal. Las caras de un cristal formando planos que se cortan en ángulos determinados no es más que un reflejo de la estructura interna de los compuestos iónicos.

Estructura cristalina de NaCl en la que cada anión Cl^- se encuentra rodeado por seis cationes Na^+ y cada uno de estos está rodeado por seis aniones cloruro.



2.2.-Propiedades de los compuestos iónicos

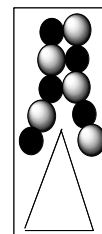
a) Puntos de fusión y ebullición

Tanto la ebullición como la fusión son procesos que implican separación de átomos, moléculas o iones, aumentando así la libertad de éstos al vencer las fuerzas que los mantienen unidos.

Cada ion se encuentra en la red cristalina unido a más de un ion de signo contrario, siendo muy intensas las fuerzas que los mantienen unidos, por lo que será muy grande la energía necesaria para separarlos y pasar así al estado líquido o gaseoso.

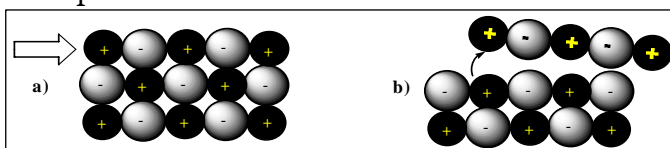
b) Dureza

Son sólidos duros. Esta es una propiedad ligada a la fuerza de la unión entre átomos, moléculas o iones, ya que mide la resistencia de un sólido a ser rayado, lo que supone una separación de éstos por medios mecánicos.



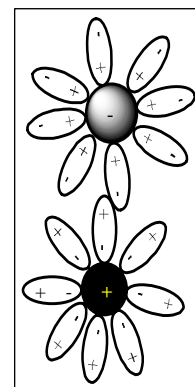
c) Fragilidad

Son frágiles, ya que al golpear un sólido iónico se desplazan las capas de iones de la red, de tal forma que se ponen en contacto iones del mismo signo, separándose violentamente. La fractura de un cristal proporciona superficies planas debido a la separación de capas.



d) Solubilidad

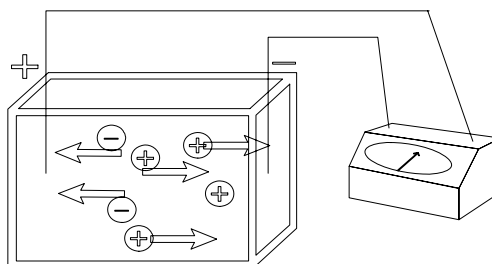
En disolventes polares como el agua, los sólidos iónicos se disuelven fácilmente, ya que los iones son rodeados por las moléculas del disolvente, mediante un proceso llamado **solvatación**, creándose alrededor de ellos una capa que aísla a un ion de los demás, quedando así anuladas las fuerzas de atracción interiónicas.



e) Conductividad eléctrica

Los compuestos iónicos no conducen la electricidad, ya que para que esto ocurra es necesario el movimiento de cargas eléctricas, y, en un sólido iónico los iones ocupan posiciones fijas en la red y los electrones están localizados alrededor de sus respectivos núcleos atómicos, sin posibilidad de transmisión de la electricidad.

En cambio, cuando un compuesto iónico se encuentra en estado líquido o en disolución, sus iones se vuelven móviles y sí pueden conducir la corriente eléctrica. Esto es debido a que, tanto en estado líquido como en disolución, los iones, al fin y al cabo, partículas con carga eléctrica, pueden moverse con cierta libertad en el seno del líquido o de la disolución.



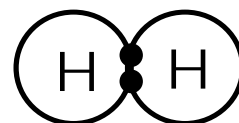
3.- Enlace Covalente.

3.1.-Formación

El enlace covalente es el resultado de la compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos.

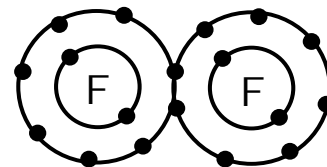
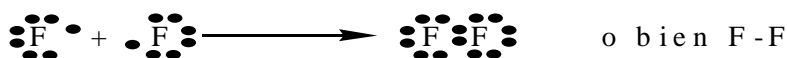
Este tipo de enlace se formará entre los elementos no metálicos del lado derecho del sistema periódico, con alta electronegatividad. (incluimos en este grupo al H)

Veamos el caso de la formación del enlace entre dos átomos de H para dar lugar a la molécula diatómica H₂. La configuración electrónica del H es 1s¹, de manera que la adición de otro electrón le permitiría alcanzar la configuración del gas noble He; pero ¿cuál de los dos átomos de H que forman el enlace va a ceder su electrón al otro?: Ninguno. No es necesario que ninguno de los pierda su electrón, si cada uno aporta su electrón, es más rentable compartir los dos electrones. De esta forma ambos alcanzan la deseada configuración de gas noble.

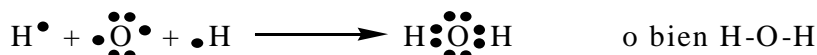


Para estudiar el enlace covalente en átomos polielectrónicos sólo es necesario considerar los electrones de valencia, ya que son éstos los implicados en el enlace químico.

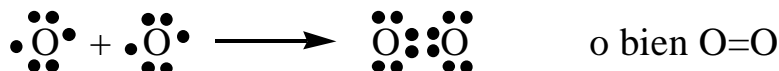
El flúor, con una configuración electrónica 1s² 2s² 2p⁵, tiene 7 electrones en su capa de valencia, que representaremos mediante parejas de puntos a su alrededor



El enlace covalente también se da entre átomos distintos, así, el agua:



Es bastante habitual que, para alcanzar el octeto, los átomos necesiten compartir más de un par de electrones. Se forman así enlaces covalentes **dobles** y **triples**:

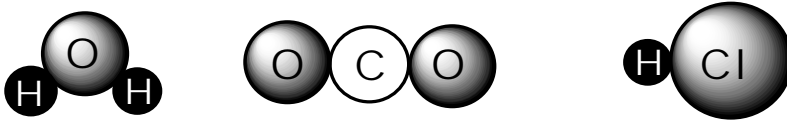


NOTA: No deben confundirse estas fórmulas de Lewis con la representación real de las moléculas, o considerar que los electrones ocupan posiciones fijas. Las fórmulas indican que los electrones compartidos ocupan huecos en los grupos electrónicos incompletos de ambos átomos.

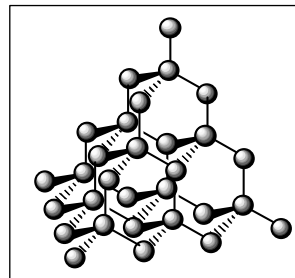
Más adelante veremos la manera de representar los enlaces mediante estructuras de Lewis, basta ahora con saber que alrededor del símbolo del átomo ponemos tantos electrones como haya en su capa de valencia.

El par de electrones puede estar formado por un electrón de cada átomo, o bien proceder ambos de uno sólo de los átomos, llamándose entonces enlace covalente coordinado

Existen dos tipos de compuestos covalentes: uno de ellos contiene unidades moleculares discretas y los denominaremos "compuestos moleculares covalentes", como el agua, el CO₂, el HCl.



El otro tipo tiene estructuras tridimensionales extensas y no contiene moléculas discretas. Tales sustancias se denominan "compuestos covalentes reticulares", y tienen su mayor exponente en el diamante (también forman estas redes el BeCl₂ y el SiO₂ entre otros)

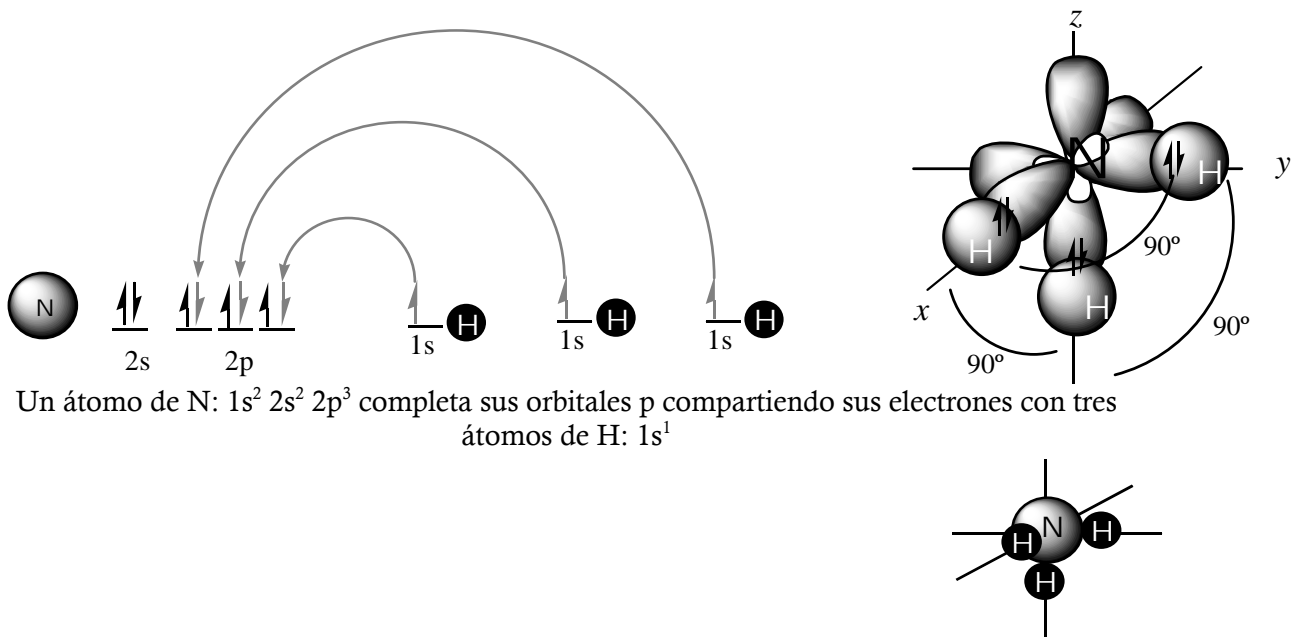


Estructura cristalina del diamante (Carbono puro)

Orbitales híbridos

Según Slater y Pauling, la formación del enlace covalente tiene lugar por el apareamiento de los spines de signo contrario de los electrones compartidos y por la superposición de los orbitales atómicos que contienen a estos electrones. El par compartido puede proceder de ambos átomos (uno de cada) o de uno solo de ellos, dando lugar a lo que se conoce como *enlace covalente coordinado*.

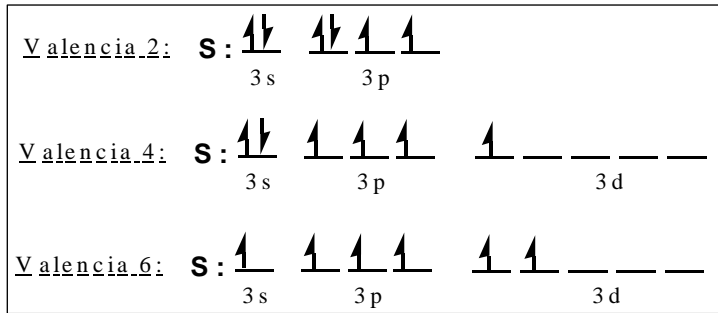
Los electrones 1s de tres hidrógenos se aparean con los tres electrones desapareados 2p del nitrógeno para formar la molécula de amoníaco NH₃. La estructura de esta molécula según este modelo sería una pirámide trigonal con ángulos de enlace H-N-H de 90°.



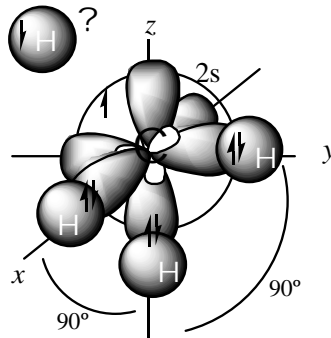
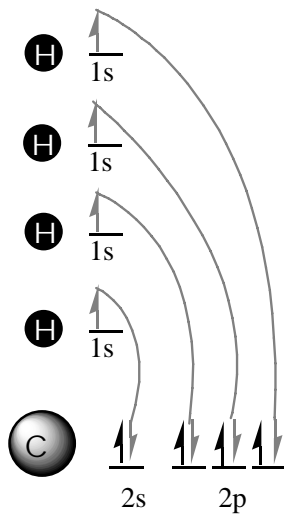
Un átomo de N: 1s² 2s² 2p³ completa sus orbitales p compartiendo sus electrones con tres átomos de H: 1s¹

NOTA:

La valencia de un átomo es el número de enlaces que puede formar, es decir, el número de electrones desapareados que tiene o que puede tener en su capa de valencia. Veamos como ejemplo el azufre, que puede actuar con valencia 2, 4 y 6:



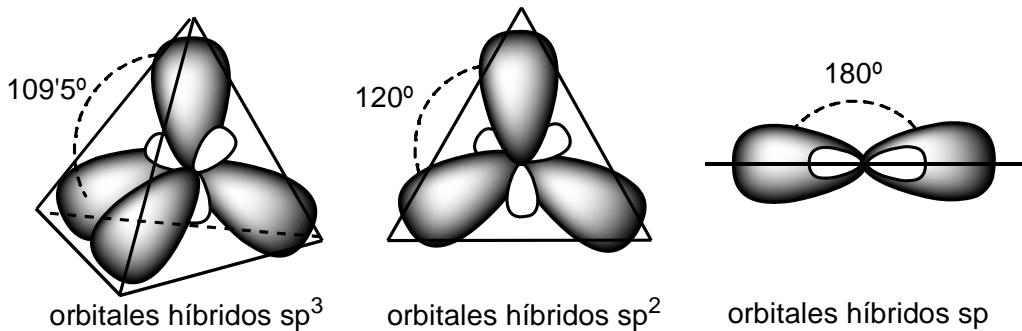
El problema surge con esta teoría o modelo cuando tratamos de explicar las estructuras reales de moléculas como la de metano CH₄, en la que se ha comprobado que los cuatro enlaces C-H son idénticos



Un átomo de C: $1s^2 2s^2 2p^2$ promociona uno de los dos electrones 2s hasta el 2p, con lo que tenemos 4 electrones desapareados, pudiendo así compartirlos con cuatro átomos de H: $1s^1$

Según la Teoría del Enlace de Valencia, la molécula de metano tendría tres ángulos de enlace H-C-H de 90° y con el cuarto hidrógeno sería de 135°. Estas discrepancias se pueden explicar mediante un artificio, hoy en desuso, llamado orbitales híbridos, así como mediante las estructuras de Lewis, aunque el mejor modelo que tenemos actualmente es el de los orbitales moleculares, cuyo estudio excede los límites del presente tema.

Los orbitales híbridos se pueden considerar como aquellos que resultan de la combinación de dos o más orbitales atómicos puros. Así, si se hibridan 3 orbitales p con un orbital s, todos pertenecientes al mismo átomo, se obtienen 4 orbitales híbridos sp^3 dirigidos a los vértices de un tetraedro. Si la hibridación tien lugar entre 2 orbitales p y uno s se obtienen 3 orbitales híbridos sp^2 dirigidos a los vértices de un triángulo equilátero. Un p con un s dan dos orbitales híbrido sp que forman ángulo de 180°



Polaridad del enlace covalente y momento bipolar. Fuerzas intermoleculares

En una molécula como el H₂, en la que dos átomos idénticos están unidos por enlace covalente, es de esperar que los electrones compartidos lo estén por igual, o lo que es lo mismo, pasan el mismo tiempo en las proximidades de cada uno de los átomos. Pero la situación es distinta en una molécula como la de HF, donde la compartición de los electrones de enlace no será equitativa, ya que los átomos implicados en esta ocasión no tienen la misma electronegatividad (*habilidad para atraer hacia sí los electrones del enlace*). El átomo de F, mucho más electronegativo que el de H, tendrá el par de electrones del enlace más tiempo a su alrededor. Decimos que un enlace de éstas características es un **enlace covalente polar**.

Esta compartición no equitativa se manifiesta por una densidad electrónica mayor cerca del átomo de F, y por consiguiente, una densidad electrónica menor en las proximidades del H.

Un enlace polar puede considerarse como un intermedio entre el enlace covalente puro (no polar) y el enlace iónico, donde uno de los átomos se ha quedado con los electrones del enlace. Por ello es normal hablar del carácter iónico del enlace covalente, que aumenta cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad de los átomos.



Distribución electrónica simétrica en una molécula de H₂ y asimétrica en una molécula de HF

La separación de cargas en el enlace covalente polar crea un dipolo eléctrico, tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad.

Dipolo	$\leftarrow + \rightarrow$	$+ \rightarrow$	$+ \rightarrow$	$+ \rightarrow$
Molécula	H -- F	H -- Cl	H -- Br	H -- I
Electronegatividad	2'1 4'0	2'1 3'0	2'1 2'8	2'1 2'5
Dif. de electronegativ.	1'9	0'9	0'7	0'4

Como en otras ocasiones, se trata de fuerzas de tipo eléctrico entre cargas de signos opuestos las que explican la unión entre moléculas en la formación de los estados sólido y líquido.

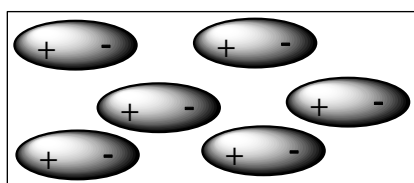
Las denominamos **fuerzas intermoleculares o de Van der Waals**, y son las responsables de propiedades macroscópicas como los puntos de fusión y ebullición, la dureza, la viscosidad, la tensión superficial, etc.

Son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares, ya que podemos vencerlas con un aporte energético relativamente bajo, y así pasar del estado líquido al gaseoso o del sólido al

líquido. Son suficientes apenas 41 kJ para evaporar un mol de agua a 100°C, mientras que la disociación (ruptura de todos los enlaces O—H) de un mol de moléculas de agua requiere 930 kJ.

El punto de fusión de una sustancia covalente es consecuencia directa de las fuerzas intermoleculares, de tal forma que cuanto más alto es el punto de fusión de una sustancia, tanto más intensas son las fuerzas intermoleculares que mantienen la cohesión del sólido.

No es tan evidente que tenga que existir atracción eléctrica entre moléculas neutras. Debemos recordar aquí que la distribución de la nube electrónica en el enlace covalente no es simétrica

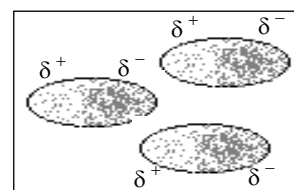
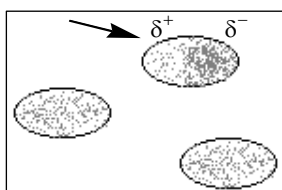
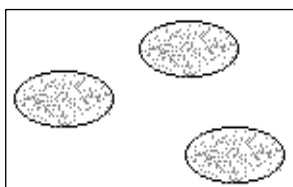


más que en el caso de moléculas diatómicas con ambos átomos idénticos, por lo que los demás enlaces son polares (hay un átomo alrededor del cual está más tiempo el par o pares de electrones del enlace). Los dipolos así formados sí se atraen, dando como resultado la formación de los estados condensados.

Fuerzas de dispersión de London

Son las responsables de la unión entre átomos o moléculas no polares. Partículas tan apolares como H₂, O₂, N₂ y hasta el mismísimo He pueden ser licuadas, lo que supone la existencia de alguna clase de atracción entre ellas. En 1930, London reconoció que el movimiento de los electrones en un orbital atómico o molecular puede crear un *momento dipolar instantáneo* al encontrarse asimétricamente distribuida la densidad electrónica en un instante determinado.

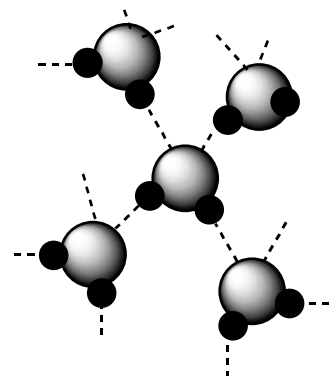
Si en ese instante los electrones del enlace covalente se encuentran en la parte derecha de la molécula, la repulsión que estos ejercen sobre los electrones de las moléculas vecinas inducirá a estos a desplazarse, alejándose de la carga parcial negativa, dando lugar a la formación de *dipolos inducidos*, que se atraen.



1) Moléculas neutras independientes 2) Formación de un dipolo instantáneo 3) Formación de dipolos inducidos. Aparecen las fuerzas de atracción

Puente de hidrógeno

Al formarse un enlace covalente entre el H y el O (o el N o el F), el par de electrones del enlace pasará más tiempo cerca del átomo de O (N o F). Es un enlace polar, pero al tener el átomo de H un solo electrón, cuando se le retira este queda al descubierto el núcleo con su protón. Esta carga positiva es atraída hacia la carga negativa que posee el átomo O de una molécula vecina. El hidrógeno así “pelado” es tan pequeño que puede acercarse mucho al átomo de O vecino y ser atraído por él con fuerza. Estas fuerzas se manifiestan tanto en estado sólido como en estado líquido.



Moléculas de agua unidas por puente de hidrógeno

3.2.-PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Aunque las propiedades dependen del tipo de unión entre los átomos, los compuestos covalentes tienen propiedades muy distintas dependiendo de si se trata de compuestos moleculares o reticulares.

COMPUESTOS MOLECULARES

a) Puntos de fusión y ebullición

Son compuestos de bajos puntos de fusión y de ebullición, ya que, aunque las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de la molécula son muy intensas, la unión entre moléculas es bastante débil, siendo nula en las moléculas diatómicas homooatómicas (N_2 , O_2 , etc.), y es debida exclusivamente a la atracción entre dipolos, de tal forma que cuanto más polar sea una molécula, a igualdad de masa molecular, tanto más altos serán sus puntos de fusión y ebullición.

b) Conductividad eléctrica

No conducen la electricidad ya que no hay ni electrones libres (los electrones del enlace covalente están localizados en regiones específicas) ni iones (las moléculas en sí no poseen carga eléctrica neta) que puedan moverse y con ellos transmitir la electricidad.

c) Solubilidad

Depende de la polaridad de la molécula. Cuanto más polar sea la molécula más fácilmente se disolverá en disolventes polares como el agua. Las sustancias apolares se disuelven bien en disolventes apolares como el tolueno o el tetracloruro de carbono.

COMPUESTOS RETICULARES

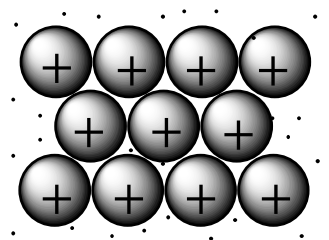
Debido a la especial estructura tridimensional infinita, donde todos los átomos están unidos mediante fuerzas intensas, es fácil prever que este tipo de sustancias tendrán

- Altísimos puntos de fusión y de ebullición
- Dureza elevada (diamante =10 en la escala de Mohs)
- Nula solubilidad

4.- ENLACE METÁLICO.

4.1.-Formación

El modelo de la nube electrónica supone que en los metales no hay enlace entre átomos neutros, sino más bien entre cationes metálicos y los que fueron sus electrones. Cada átomo cede sus electrones más externos a una nube electrónica común, que se encuentra moviéndose entre los cationes.



En los metales, los iones metálicos se organizan en estructuras ordenadas llamadas empaquetamientos o “arreglos”. Si cada capa de cationes la representamos por un plano de esferas idénticas que se tocan, cada una de ellas estará rodeada de otras seis, creándose huecos triangulares.

4.2.-Propiedades de los metales

a) Puntos de fusión

Los metales tienen puntos de fusión desde los $-38,4^\circ$ para el Hg hasta los 3410° del W. Podemos afirmar que los puntos de fusión de los metales dependen de la intensidad de la unión entre los cationes y de la masa atómica, por lo que los elementos con un solo electrón de valencia tendrán puntos de fusión más bajo que los de valencias más altas.

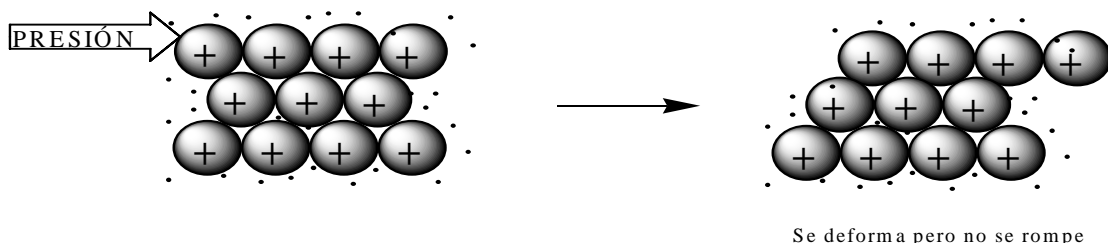
b) Dureza

Por la misma razón, los metales alcalinos son bastante blandos, así como el oro o la plata, mientras que el hierro o el níquel son muy duros.

c) Ductilidad y maleabilidad

Cuando un trozo de metal es sometido a presión externa, los cationes metálicos pueden “resbalar” unos sobre otros sin que la situación sea estructuralmente distinta de la inicial.

El desplazamiento de una capa no produce ningún cambio en el equilibrio de fuerzas electrostáticas, ya que el conjunto de electrones deslocalizados evita en todo momento que las fuerzas repulsivas catión-catión puedan actuar.



d) Conductividad eléctrica

Los metales son buenos conductores de la electricidad debido a la movilidad de los electrones de valencia. Al aplicar una diferencia de potencial los electrones se mueven fácilmente.

e) Conductividad térmica

Son buenos conductores del calor. Una agitación térmica de los iones se transmite rápidamente a los adyacentes debido a la proximidad y a la carga del mismo signo, cualquier acercamiento más allá de la distancia de equilibrio provoca una repulsión intensa que hace que vibre inmediatamente.

f) Brillo metálico

Los electrones libres, con poca aportación de energía (luz visible) son capaces de saltar a niveles energéticos superiores. El descenso de éstos hasta los niveles fundamentales provoca la emisión de energía en forma luminosa (brillo). Incluso pueden ser arrancados mediante luz o calor (efecto fotoeléctrico y termoiónico)