

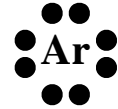
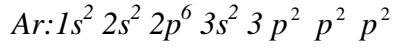
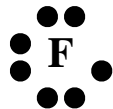
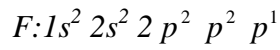
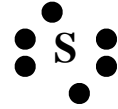
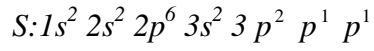
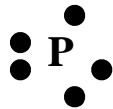
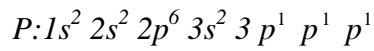
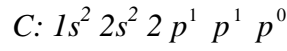
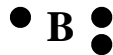
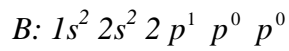
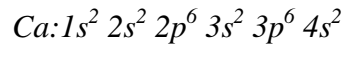
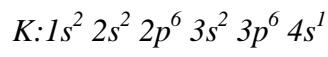


Enlace químico



1. ELECTRONES DE VALENCIA. ESTRUCTURA DE LEWIS.

Los *electrones de valencia* de un átomo son aquellos que ocupan la capa más externa. La *notación de Lewis* es un sistema de representación que se usa para simbolizar a los electrones de valencia de un átomo de un elemento representativo, mediante una serie de puntos o de cruces. Ejemplos:



Nota: La capa de valencia aparece subrayada.

2. CONCEPTO DE ION.

La máxima estabilidad de un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración electrónica de un gas noble (su configuración electrónica termina en p^6 , excepto para el He, $1s^2$). Por ello, cuando tiene la oportunidad de hacerlo, el átomo capta o expulsa electrones a fin de conseguir dicha estabilidad.

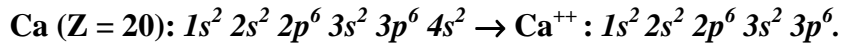
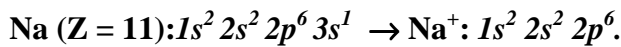
Ion es la partícula que resulta cuando un átomo (o conjunto de átomos) capta o expulsa electrones con objeto de adquirir la configuración de gas noble (8 electrones en la última capa, salvo algunas excepciones).

Los iones, por tanto, no son eléctricamente neutros. Si un átomo *capta* electrones queda cargado *negativamente*; por el contrario si los *cede* queda cargado *positivamente*.

Existen dos clases de iones (atendiendo a su carga):

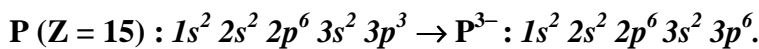
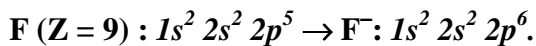
2.1. CATIONES.

Son iones cargados positivamente. Ejemplos:



2.2. ANIONES.

Son iones cargados negativamente. Ejemplos:



Nótese que tanto el Na^+ como el F^- tienen la estructura electrónica del Ne, no obstante, son especies diferentes pues tienen distinto número de protones y neutrones en el núcleo. Lo mismo se podría decir del Ca^{++} y el del P^{3-} .

3. ENLACE QUÍMICO: INTRODUCCIÓN.

Hasta ahora hemos fijado nuestra atención en la características individuales de los átomos de los elementos. Los átomos de los elementos normalmente no se encuentran aislados, ya que, la tendencia normal de éstos es la de unirse a otros átomos, del mismo elemento o de otros elementos, para formar compuestos.

Todos los átomos tienden a conseguir la estructura de gas noble, adquiriendo así su máxima estabilidad y, por ello, se unen entre sí, con objeto de que todos ellos tengan la capa de valencia completa, es decir, con ocho electrones (excepto el H, Li, Be y B, que se rodearán de dos electrones, además, esta teoría tiene otras excepciones). Esto lo consiguen cediendo, captando o compartiendo electrones de la capa de valencia. Los gases nobles no tienen tendencia a formar enlace ya que tienen la capa de valencia completa.

Llamamos **enlace químico** a las fuerzas que mantienen establemente unidos a los átomos de las sustancias químicas.

Existen varias clases de enlaces químicos. Los más característicos son:

Enlace iónico: Formado por un metal y un no metal

Enlace covalente: Formado por dos no metales o un no metal y el hidrógeno.

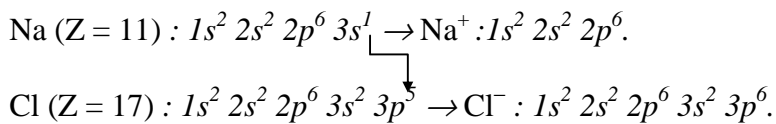
Enlace metálico: Formado por metales

4. ENLACE IÓNICO.

4.1. DESCRIPCIÓN.

Habíamos dicho que era un *tipo de enlace suele darse entre metales y no metales*. En este enlace, *uno de los átomos (metal) pierde uno o varios electrones de su nivel más externo o capa de valencia en favor de otro átomo (no metal) que los capta*. El átomo que pierde electrones se convierte en un *catión* y el que los gana en *anión*. *Es evidente que al surgir iones de distinto signo la fuerza del enlace será de tipo electrostático, ya que se genera una fuerza de atracción entre iones de carga opuesta*.

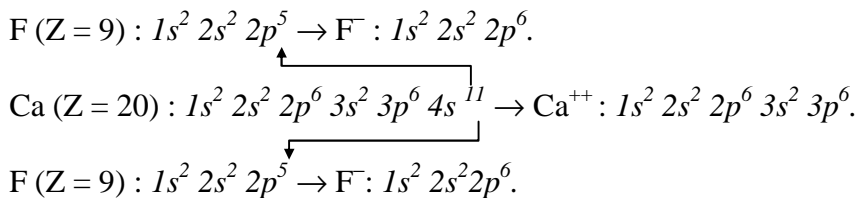
Así, el proceso de unión entre el *cloro* y el *sodio* se podría describir del siguiente modo: el sodio, cuya configuración electrónica es *Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$* , cede el único electrón de su capa de valencia al cloro, *Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$* , con lo que *ambas cortezas adquieren la configuración electrónica de gas noble*. Al surgir *iones con cargas distintas se unen electrostáticamente*.



La fórmula del compuesto, cloruro de sodio, será:



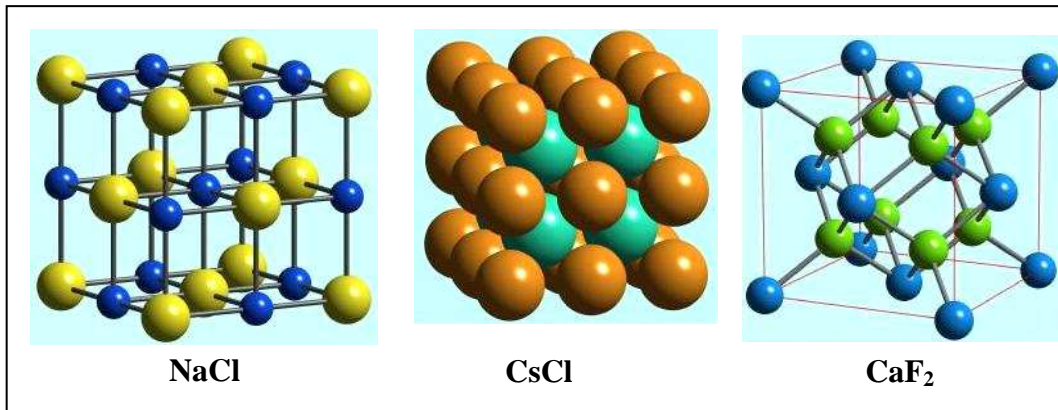
El enlace entre el *calcio* y el *flúor* puede describirse mediante el siguiente esquema:



La formula del compuesto iónico, fluoruro de calcio, será:



*En un compuesto iónico la atracción entre cargas de distinto signo hace que los iones se coloquen de manera ordenada formando **redes tridimensionales***.



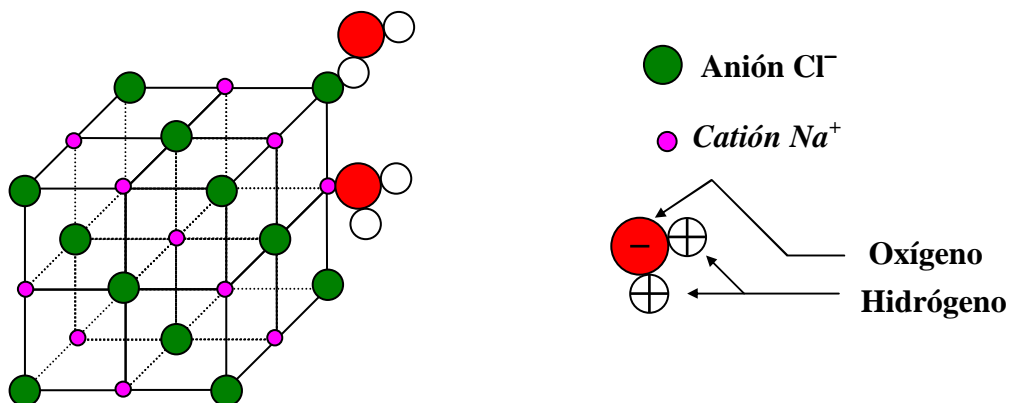
4.2. PROPIEDADES.

1. *No están formados por moléculas* propiamente dichas, sino por *agregados de iones* (en las proporciones indicadas por su fórmula) constituyendo una *red cristalina* en la que los *iones de distinto signo están unidos por fuerzas electrostáticas*. *Cómo la red posee menor energía que los átomos por separado se forma este tipo de enlace.*

2. Son sólidos a temperatura ambiente ya que poseen altos puntos de fusión. Ello es debido a que para deshacer la red cristalina, que está formada por intensas fuerzas electrostáticas, *se exige una gran cantidad de energía calorífica capaz de superar a dichas fuerzas. Suelen fundir por encima de los 350 °C*, por ejemplo el NaCl funde a 800 °C y el KI a 723 °C

3. Son duros, es decir, presentan una *gran resistencia a ser rayados*, pero son quebradizos, es decir, *rompen con facilidad*.

4. Son solubles en agua y en otros disolventes polares (véase enlace covalente polar). Las moléculas de agua están formadas por una zona positiva y por otra negativa, de tal modo que *se unen a los iones de la superficie de la red cristalina debilitando la atracción entre los iones de la red*. Se van liberando poco a poco a los iones superficiales con lo que se va destruyendo la red cristalina, *siendo estos iones rodeados por moléculas de agua*, disolviéndose finalmente el compuesto. En la figura se representa el proceso de disolución del NaCl.



Sin embargo no se disuelven en disolventes orgánicos apolares tales como benceno, tetracloruro de carbono, etc. Ya que es las moléculas de estos disolventes, al no tener zonas de distinta carga no pueden realizar el proceso descrito anteriormente.

5. En estado sólido, no conducen la corriente eléctrica, pero si cuando se encuentran fundidos o disueltos. La corriente eléctrica implica un transporte de cargas eléctricas. En estado sólido, los iones ocupan posiciones fijas en la red, no pueden desplazarse y por tanto no pueden transportar electricidad, pero cuando los compuestos iónicos funden o están disueltos, al estar libres sus iones, éstos, pueden transportar electricidad.

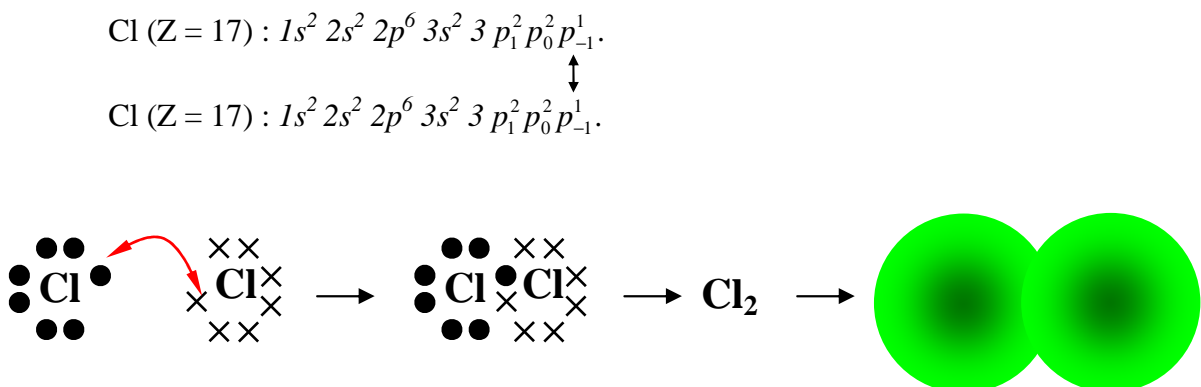
5. ENLACE COVALENTE.

5.1. DESCRIPCIÓN.

El enlace covalente *se forma al unirse elementos no metálicos entre si (o con el hidrógeno)*. Dos átomos forman un enlace covalente cuando *comparten uno o más pares de electrones de la capa de valencia*.

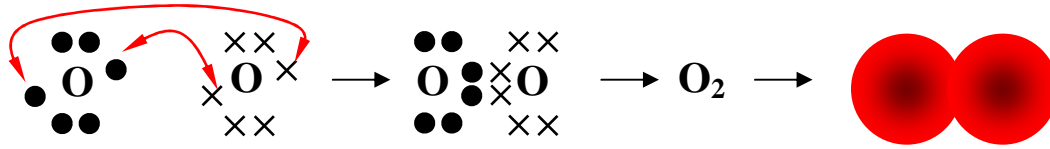
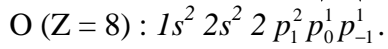
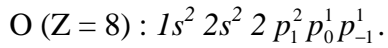
En lugar de la transferencia de electrones que existía en el enlace iónico, en este enlace se comparten los electrones, es decir, los átomos implicados aportan electrones para ser poseídos en común. Esta situación conduce a que los átomos enlazados poseen mayor estabilidad que la que tenían antes de unirse, ya que *adquieren la configuración electrónica de un gas noble*.

Así, el proceso de unión entre dos átomos de cloro se podría describir del siguiente modo: *el cloro, cuya configuración electrónica es Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, no puede ceder un electrón de su capa de valencia al otro átomo de cloro, pues mientras es segundo cloro llega a la configuración de gas noble, al primero le faltarían dos electrones para llegar, por haber cedido uno. La única solución es compartir dos electrones para ser poseídos en común.* De este modo los átomos de cloro se unen para formar la **molécula de cloro, Cl_2** .



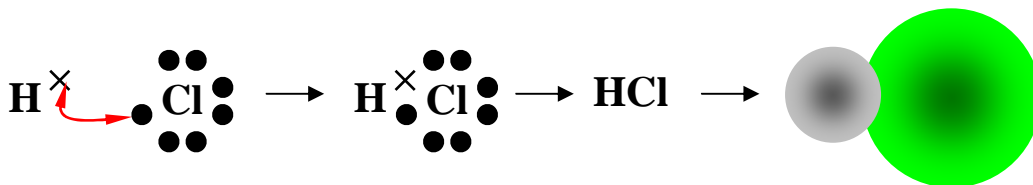
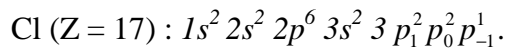
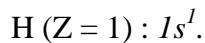
Los átomos de cloro se enlazan entre sí mediante un *enlace covalente sencillo*. Por esta razón *el cloro no se presenta en la naturaleza átomos de cloro aislados, sino en forma de Cl_2* . *Idéntico análisis tienen las moléculas de F_2 , Br_2 y I_2* .

Veamos el caso de la formación de la *molécula de oxígeno, O₂*.

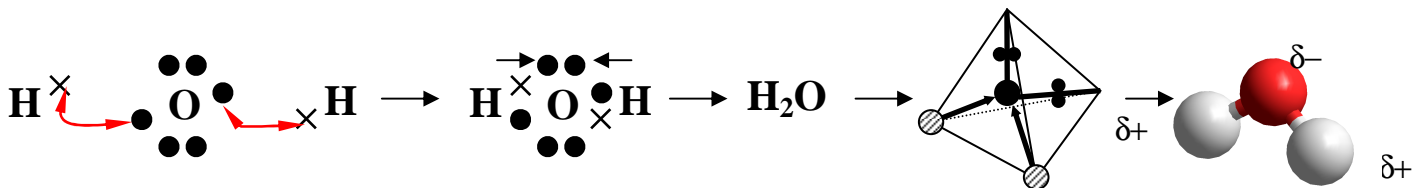
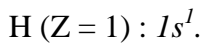
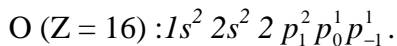
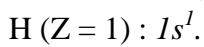


Los átomos de oxígeno se enlazan entre sí mediante un *enlace covalente doble*, compartiendo *dos parejas de electrones*. Por esta razón, el oxígeno no se presenta en la en átomos de oxígeno aislados, sino en forma de O₂.

Un átomo de cloro se enlaza con un átomo de hidrógeno, mediante un *enlace covalente sencillo*, formando la *molécula de cloruro de hidrógeno, HCl*:

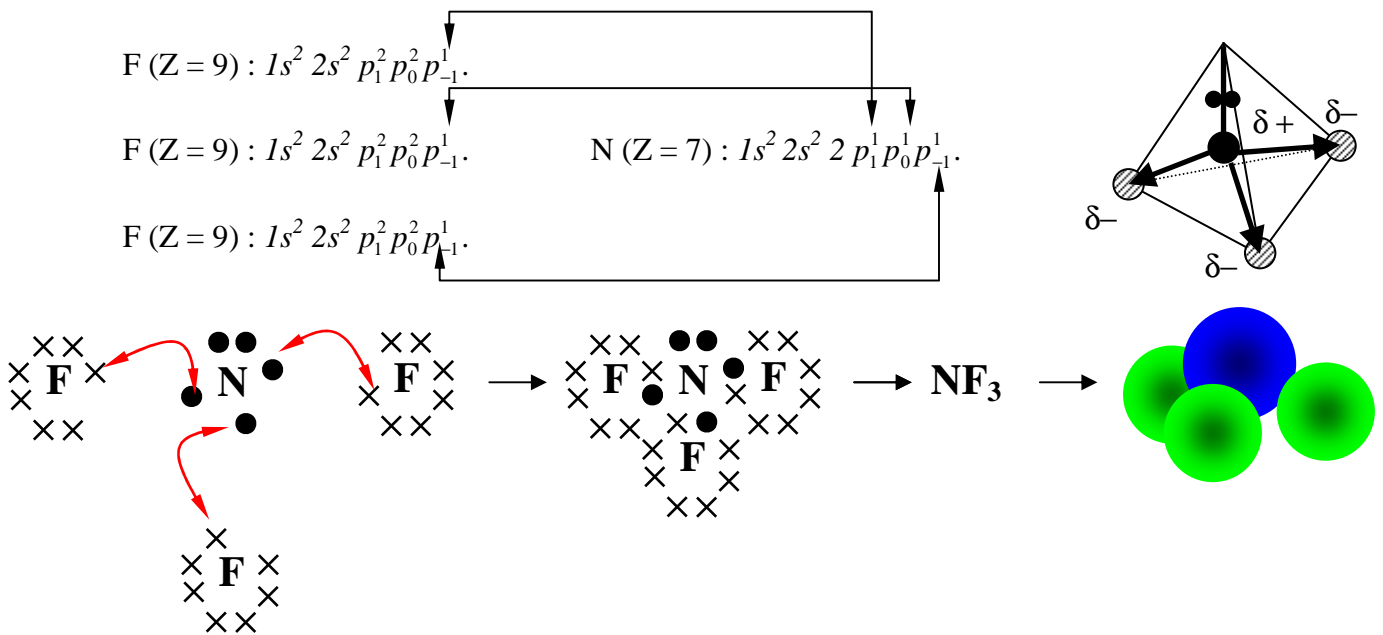


Veamos el caso de la formación de la *molécula de agua, H₂O*:



La molécula de agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, mediante *dos enlaces covalentes sencillos*.

Analicemos, por último, la **molécula de trifluoruro de nitrógeno, NF_3** :

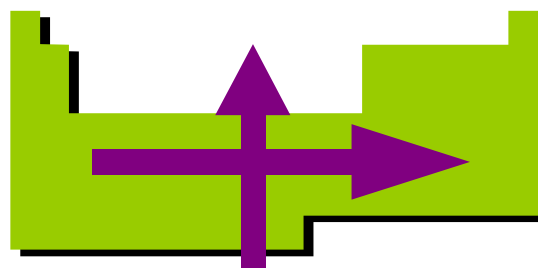


Cada molécula de trifluoruro de nitrógeno está integrada por *tres enlaces covalentes sencillos N-F*.

La mayoría de los compuestos que tienen enlaces covalentes, no están formados por redes (como en los compuestos iónicos) sino que están integrados por moléculas independientes. Por ejemplo, en un vaso se agua existen aproximadamente $8 \cdot 10^{23}$ (un ocho seguido de 23 ceros) moléculas de agua.

5.2. POLARIDAD DE ENLACE. POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS.

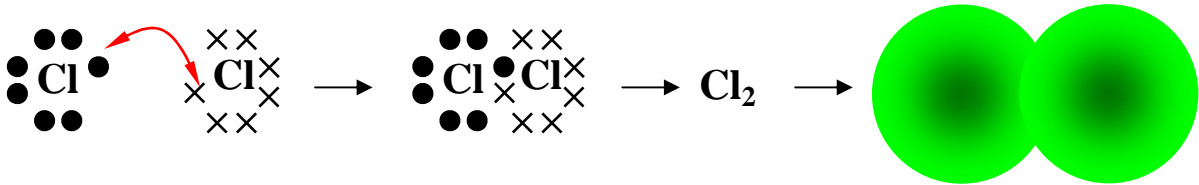
La **electronegatividad** es una medida de la atracción de un átomo sobre un par de electrones mediante los cuales está enlazado a otro átomo.



Aumento de la electronegatividad

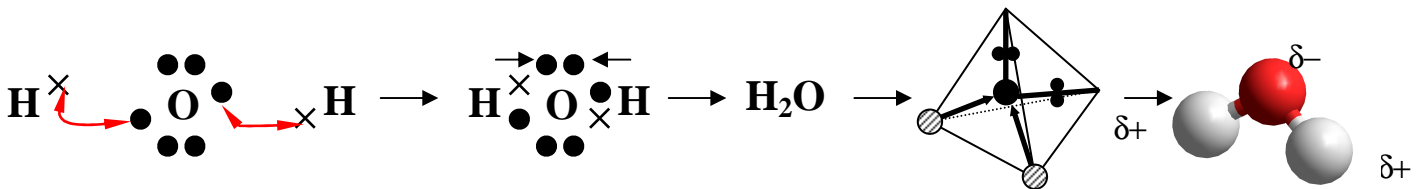
La predicción de la polaridad del enlace covalente, entre dos átomos no metálicos, es posible realizarla en función de la electronegatividad

a) Si los átomos son iguales el enlace covalente es apolar, es decir, los electrones compartidos en el enlace se encuentran igualmente atraídos por los dos núcleos. Ej. H-H, Cl-Cl, O=O, etc.



Nótese como los electrones compartidos en el enlace covalente por los dos átomos de cloro *son igualmente atraídos por los núcleos de ambos átomos*, por consiguiente el enlace es covalente apolar y la molécula es apolar.

b) Si los átomos son distintos el enlace covalente es polar, es decir, los electrones compartidos están más atraídos por aquel átomo que tenga más electronegatividad, quedando parcialmente cargado negativamente, mientras que el otro átomo quedará con una deficiencia electrónica y por lo tanto parcialmente cargado positivamente. Ej. H-Cl, N-Cl, C-Cl, etc.



Nótese como *los electrones compartidos en el enlace covalente*, por el átomo de H y el átomo de O, son *atraídos mas fuertemente por el O*, de manera que éste último queda con *carga parcial negativa* y el H con *carga parcial positiva*.

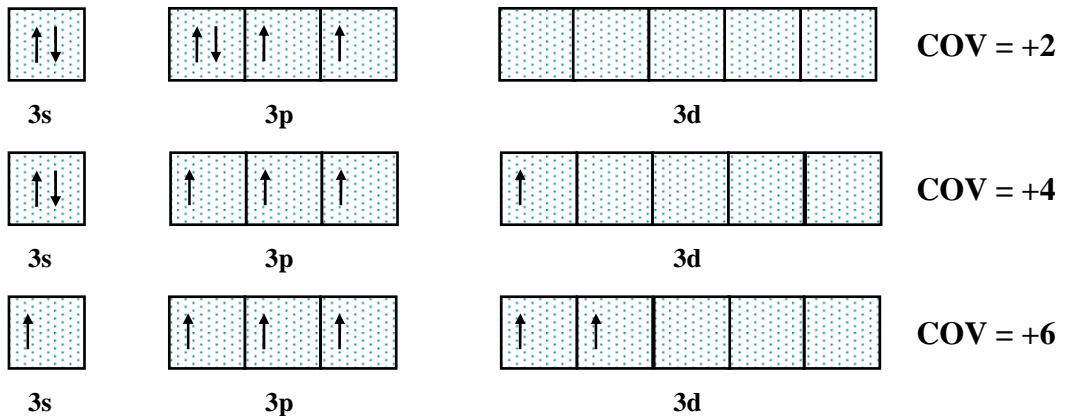
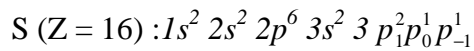
Por consiguiente el enlace H-O es covalente polar. Y dado que la suma vectorial de ambos enlaces es distinta de cero *la molécula de agua es polar*.

Es necesario advertir que los enlaces de una molécula pueden ser polares y sin embargo la molécula (por geometría) ser apolar. Es el caso de cuando los enlaces polares se anulan entre sí. Véase el caso del PF_5 (más adelante).

5.3. COVALENCIA. GEOMETRÍA DE MOLÉCULAS.

Vamos a definir **covalencia o valencia covalente** como *el número de enlaces covalentes que puede formar un átomo, que con el número de electrones desapareados que posee*. ¿Por qué el *azufre* puede presentar las *covalencias* +2, +4 y +6, mientras que el *oxígeno*, que pertenece al mismo grupo y tiene la misma configuración electrónica externa, sólo tiene la *covalencia* +2 ?. La razón estriba en que en el caso del azufre *la energía de los orbitales 3d vacíos no es muy diferente de la de los orbitales 3s y 3p*, pudiéndose, con un mínimo aporte de energía, *promocionarse electrones a dichos orbitales vacíos*, con lo que, al aumentar el número de electrones desapareados¹, aumenta el número de enlaces que puede formar. *Esto es inalcanzable para el oxígeno ya que el orbital que sigue a los orbitales 2s y 2p es el 3s que está muy alejado energéticamente de los orbitales anteriores*.

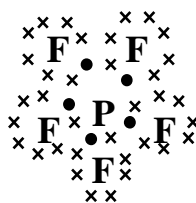
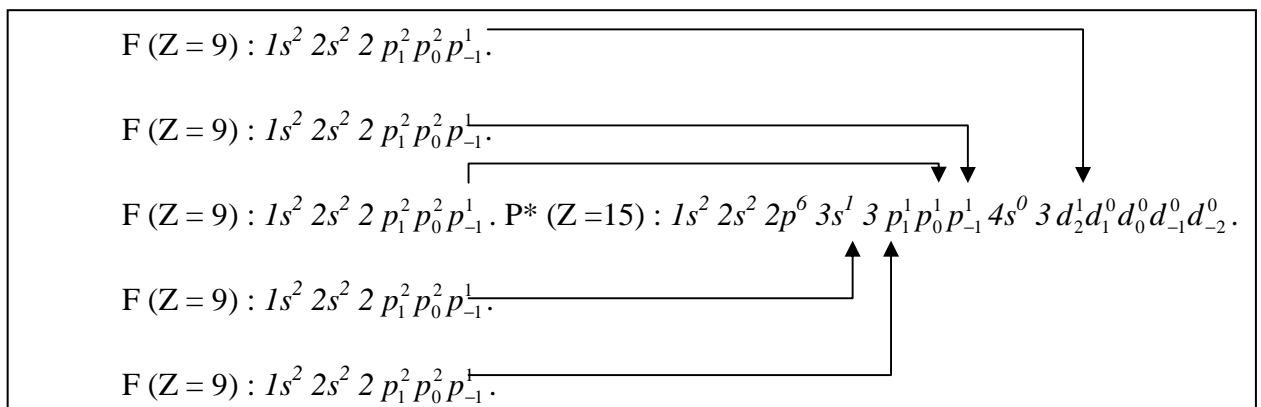
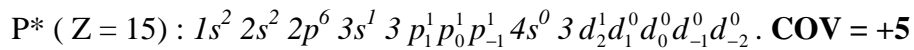
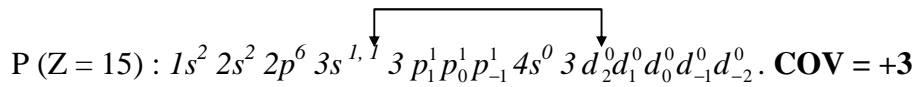
¹ A pesar de que la energía del orbital 4s es menor que la de los orbitales 3d, los electrones prefieren promocionar a los orbitales 3d, ya que se originan unos enlaces muy uniformes.



Veamos como ejemplo de lo anteriormente expuesto *el estudio del Pentafluoruro de fósforo (PF₅)*.

A. Configuraciones electrónicas.

El fósforo promociona un electrón desde el orbital 3s a un orbital 3d, adquiriendo de este modo la covalencia +5 :

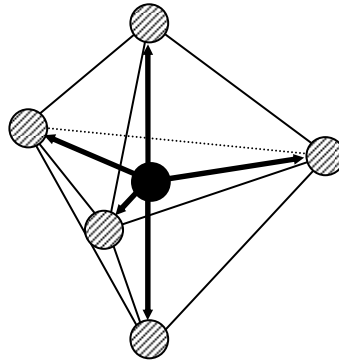


B. Tipo de enlace covalente.

Cinco enlaces polares P-F, pues se da entre elementos de electronegatividad

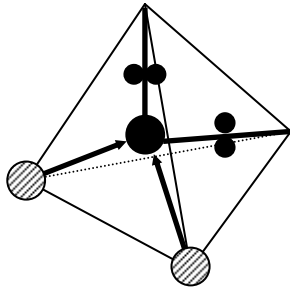
C. Geometría de la molécula.

Bipirámide trigonal. Ya que los enlaces P-F se alejan al máximo para evitar repulsiones y ésta es la geometría que más la favorece *tres de los enlaces P-F forman entre sí 120° y los otros dos enlaces P-F se sitúan perpendicularmente al plano que contiene a los otros tres enlaces*

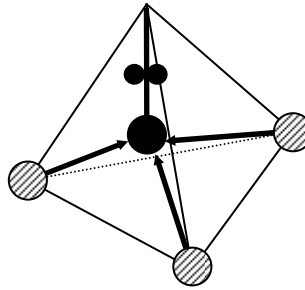
**D. Polaridad de la molécula.**

Apolar. Los enlaces P-F se disponen en forma de *bipirámide trigonal* de tal modo que la polaridad de todos los enlaces se anulan entre sí.

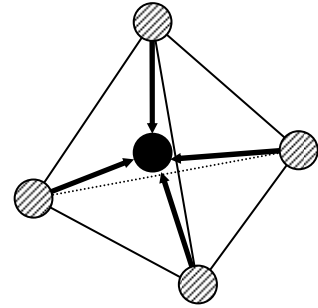
GEOMETRÍA DE LAS MOLÉCULAS



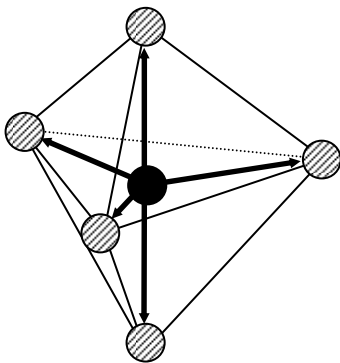
H_2O (Angular)



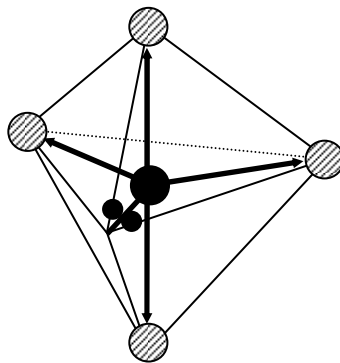
NH_3 (Pirámide trigonal)



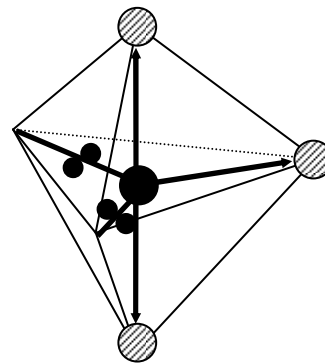
CH_4 (Tetraédrica)



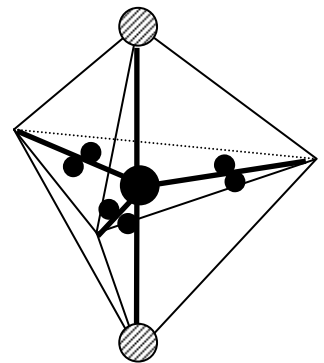
PF_5 (Bipirámide Trigonal)



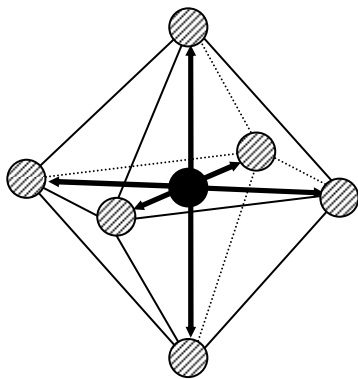
SF_4 (Pirám cuadrada distorsionada)



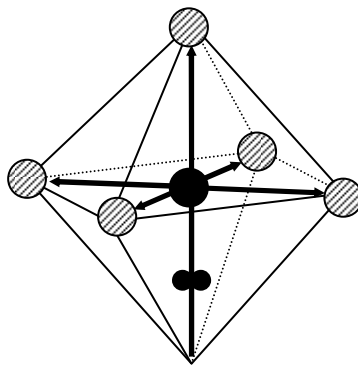
ClF_3 ("T" distorsionada)



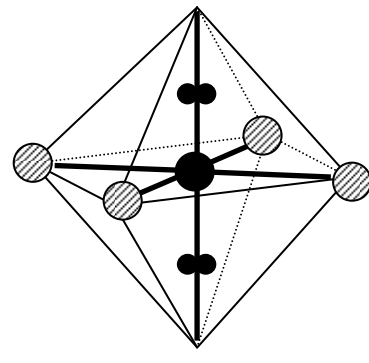
XeF_2 (lineal)



SF_6 (Octaédrica)



BrF_5 (Bipirámide cuadrangular)



XeF_4 (cuadrada)

5.4. PROPIEDADES.

Podemos distinguir dos clases de sustancias covalentes:

a) Sólidos atómicos. (Los analizarás en el siguiente curso)

b) Sustancias moleculares.

1. *Están formadas por moléculas independientes entre cuyos átomos hay enlaces covalentes, por ejemplo: H₂, Cl₂, O₂, N₂, H₂O, CH₄, etc. Entre moléculas hay otras fuerzas que no tienen nada que ver con el enlace covalente que se denominan **fuerzas intermoleculares**, éstas son tan débiles que hacen que estas sustancias sean blandas.*

2. a) *Si las moléculas son polares (HCl, NH₃, H₂O, etc.) son solubles en agua y en otros disolventes polares no siéndolo en disolventes orgánicos (apolares). Los puntos de fusión y ebullición, aunque bajos, son ligeramente más altos de los que cabría esperar dado que los polos de las moléculas se atraen entre sí.*

3. b) *Si las moléculas son apolares (H₂, Cl₂, O₂, etc.) son insolubles en agua y otros disolventes polares, pero suelen disolverse en disolventes orgánicos (apolares). Como las fuerzas entre moléculas son extremadamente débiles presentan unos puntos de fusión y ebullición muy bajos, por lo que suelen ser gases a temperatura ambiente.*

5.5. FUERZAS INTERMOLECULARES.

Hemos visto como *los átomos no metálicos se enlazan mediante enlaces covalentes para formar, en muchos casos, moléculas* (enlace intramolecular). No obstante, existen *fuerzas que mantienen unidas a las moléculas con sus moléculas vecinas*, puesto que de no ser así, todas las sustancias moleculares se encontrarían en estado gaseoso (y, por ejemplo, el N₂ se puede licuar). *Estas uniones son de naturaleza electrostática y se denominan **fuerzas intermoleculares** y son mucho más débiles que el enlace covalente, pero lo suficientemente apreciables para explicar el estado de agregación de muchas sustancias moleculares.* Las podemos clasificar en:

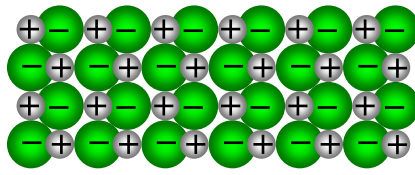
5.5.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS.

A. FUERZAS ENTRE DIPOLO PERMANENTE - DIPOLO PERMANENTE.

Que las moléculas sean eléctricamente neutras no impide que un átomo esté parcialmente cargado positivamente y otro negativamente, debido a la diferencia de electronegatividad entre ambos (véase moléculas polares). Cuando esto ocurre se dice que la molécula presenta un **dipolo permanente**, esto sucede con las *moléculas polares*.

Por ejemplo, el **H-Br**, debido a que el bromo es más electronegativo que el hidrógeno atrae con más intensidad el par de electrones compartido en el enlace, por lo que queda con una ligera carga negativa, mientras que el hidrógeno queda con una ligera carga positiva. De manera que la molécula de H^+-Br^- *es un dipolo que en se unirá por su parte positiva con la parte negativa otros dipolos H^+-Br^- , y viceversa, con lo que las moléculas se mantendrán unidas entre sí.*

Por esta razón, las sustancias covalentes polares se pueden encontrar en estado líquido y sólido.



Fuerzas intermoleculares dipolo permanente- dipolo permanente entre moléculas polares de HBr

B. FUERZAS DE DISPERSIÓN. (FUERZAS DE LONDON).

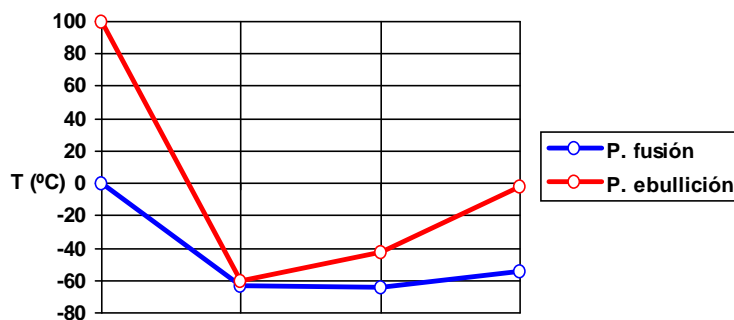
Con lo dicho anteriormente, podría pensarse que moléculas apolares como las de H_2 , O_2 , Cl_2 , CH_4 , etc., sólo existen en estado gaseoso, no obstante todos sabemos que estas sustancias se pueden licuar e incluso solidificar.

La explicación reside en que *es posible que, por un instante, las nubes de electrones de estas moléculas, que están en continuo movimiento, quede desplazada con respecto a los núcleos positivos, por lo que se produce un **dipolo instantáneo***. Si, durante el momento en el que existe este dipolo, se encuentra otra molécula apolar cercana, podrá inducir en ésta un dipolo con lo que se produce una fuerza de atracción entre ambas. Este proceso se puede propagar en cadena por lo que las sustancias moleculares apolares se pueden unir entre sí. Las fuerzas de London son más débiles que las fuerzas entre dipolo permanente - dipolo permanente.

5.5.2. ENLACES POR PUENTES DE HIDRÓGENO.

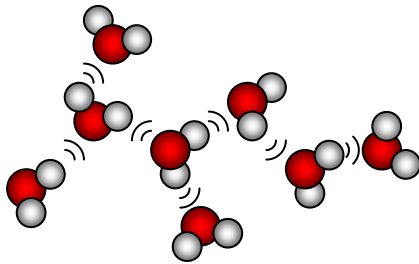
Si analizamos en la siguiente gráfica los puntos de fusión y ebullición de los hidruros de la familia de los anfígenos, se observa que *al agua le corresponden unos puntos de fusión y ebullición anormalmente altos*.

Hidruros	P. fusión (°C)	P. ebullición (°C)
H_2O	0	100
H_2S	- 62,9	- 60,1
H_2Se	- 64	- 42
H_2Te	- 54	-1,8



Para explicar esta anomalía hemos de suponer que las moléculas de agua son atraídas entre sí por fuerzas más intensas que los demás hidruros de su grupo.

Al estar unido el átomo de hidrógeno con un átomo muy electronegativo como el oxígeno, el par de electrones del enlace estará muy atraído por éste último. El átomo de hidrógeno quedará casi descubierto de carga negativa constituyendo un polo positivo muy intenso y forma entonces una unión electrostática con el átomo de oxígeno (polo negativo) de una molécula vecina. Como se advierte, es, en esencia la unión entre dipolos extraordinariamente intensos.



Enlaces intermoleculares por puentes de hidrógeno entre moléculas de agua

Dos son los motivos por los cuales este enlace es más fuerte que las fuerzas dipolares ordinarias :

1. La gran diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno.
2. El pequeño tamaño del átomo de hidrógeno, que permite al átomo de oxígeno de una molécula contigua acercarse mucho, aumentando así la atracción electrostática.

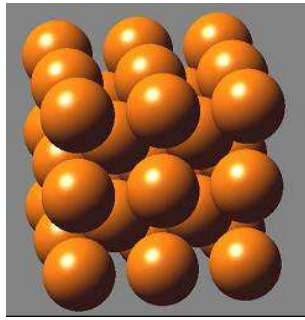
Debido a estas razones, sólo se dan enlaces por puentes de hidrógeno con el flúor, oxígeno y nitrógeno (los de más electronegatividad y volumen más pequeño). Las más fuertes, por supuesto, corresponden a las formadas con el flúor, así, en el fluoruro de hidrógeno, las anomalías de los puntos de fusión y ebullición son más acusadas que en el agua.

6. ENLACE METÁLICO.

6.1. DESCRIPCIÓN.

Los metales presentan una forma particular de enlace denominado enlace metálico. Un metal está formado por una *red compacta en cuyos nudos se encuentran cationes de dicho metal. Cada átomo de metal pierde uno o varios de sus electrones más externos.* Estos electrones no van a estar sujetos a un par de átomos concretos, sino que *se mueven libremente por toda la red metálica formando lo que se denomina el gas electrónico.* La red mantiene su estabilidad merced a las acciones mutuas entre los cationes y el gas electrónico.

Sea por ejemplo el **metal sodio** (Na (Z = 11) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$). Cada átomo de sodio que conforma el metal tiende a desprenderse de su electrón más externo, transformándose en un **cation** muy estable ($\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$). En un trozo de metal sodio, los cationes Na^+ se agrupan en forma de *red cristalina que se mantiene unida gracias a la atracción entre dichos cationes y la nube de electrones que los rodea.*



Rede Metálica: Fe

6.2. PROPIEDADES.

1. Tienen *altos puntos de fusión y ebullición* dada la gran estabilidad que tiene la red metálica. Por ello, a excepción del mercurio, son sólidos a temperatura ambiente.

2. Son *excelentes conductores de la corriente eléctrica* pues los *electrones externos gozan de gran movilidad*.

3. Son *buenos conductores del calor*, ya que *la agitación térmica que sufren sus partículas se transmite en toda la red*.

4. Son *dúctiles*, es decir, *pueden formar hilos*. Son *maleables*, es decir, *se deforman con facilidad*. Ello es debido a que *la deformación de la sustancia no implica rotura de enlaces*.

5. Son *muy densos*, ya que *la separación entre cationes es muy pequeña*, por lo que la red resulta muy compacta.