



Estructura atómica de la materia

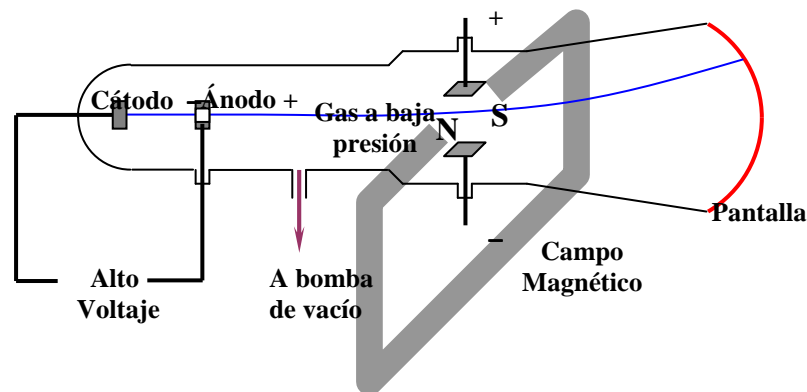


1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA SOBRE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

Fueron los griegos los primeros en profundizar en el conocimiento de la estructura íntima de la materia. **Leucipo de Mileto** y **Demócrito de Abdera** postularon que *la materia no es indefinidamente divisible, es decir, tiene que haber una partícula última e indivisible y constituyente básico de la materia. A esta partícula la llamaron átomo.* La palabra **átomo** significa *indivisible*. Estas ideas, al ser rechazadas por **Platón** y **Aristóteles**, permanecieron en el olvido durante casi veinte siglos.

Pero, a principio del siglo XIX, la idea de átomo es retomada con fuerza gracias al químico inglés **John Dalton** quién *actualiza la vieja teoría atómica griega, pero dándole un carácter científico.* Dalton afirma que *cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos*, siendo la mínima cantidad de materia que puede intervenir en una reacción química. También añade que *un elemento químico tiene todos sus átomos iguales en masa y propiedades, en tanto que elementos diferentes poseen también átomos diferentes en masa y propiedades.* Por ejemplo, todos los átomos de *aluminio* son iguales entre sí pero son distintos de los de *estaño* o de los de *litio*.¹

Dalton consideraba al *átomo como la partícula material más elemental.* Esta idea se mantuvo hasta que, a finales del siglo XIX, experimentos demostraron que dentro del átomo existían más partículas, es decir, el átomo es divisible. El eminente físico británico **J.J. Thomson** observó que cuando se produce una descarga eléctrica en un tubo de vidrio que contiene un gas a muy baja presión, se produce una radiación denominada *rayos catódicos*, constituida por partículas *de muy poca masa, muy inferior a la del menor de los átomos: el de hidrógeno y con una pequeña carga eléctrica (la menor que se había observado nunca).* A estas partículas se las llamó **electrones**. Al observarse que se desviaban hacia placas eléctricamente positivas se dedujo que eran partículas *negativas*. Por ser el electrón de menor masa que la de cualquier átomo, se llegó a la conclusión de que *dentro del átomo había electrones*, es decir, **el átomo es divisible, echando por tierra la indivisibilidad atómica de Dalton.**

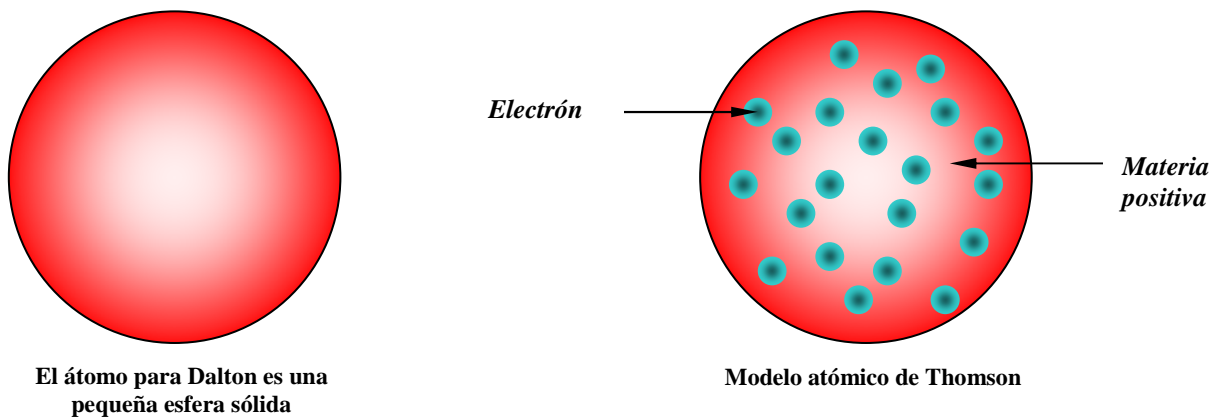


¹ Este postulado se considera actualmente falso, pues existen átomos de un mismo elemento distintos entre sí, son los llamados isótopos que veremos posteriormente.

En 1899, **Thomson** propone su modelo atómico, que se fundamenta en las siguientes consideraciones:

1. La materia es eléctricamente neutra; en consecuencia, junto a los electrones, debe existir alguna sustancia cargada positivamente.
2. Los electrones pueden ser separados del átomo, lo que no ocurre con la carga positiva.

Basándose en estas ideas **Thomson** imaginó el átomo como una esfera sólida compuesta de materia positiva, en cuyo interior se enclavaban el suficiente número de electrones capaces de mantener la neutralidad eléctrica del átomo.



Este modelo atómico estático tuvo que ser abandonado al poco tiempo, ya que no explicó satisfactoriamente observaciones posteriores, como fue la experiencia de **Rutherford**.

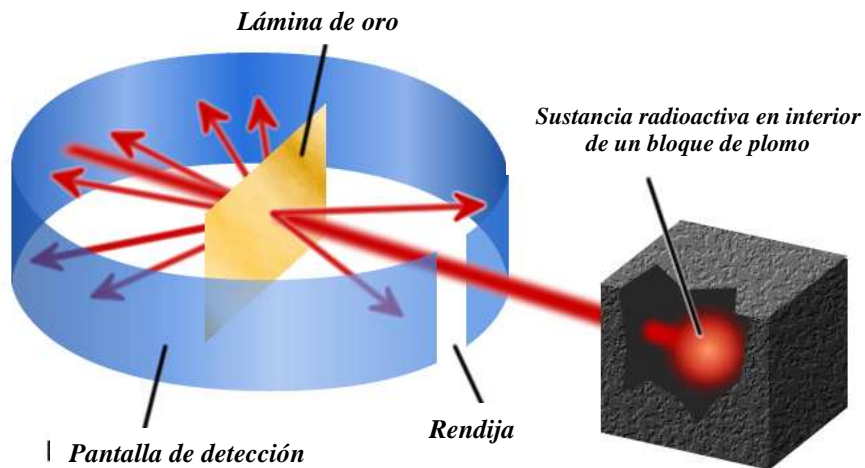
El hallazgo de la partícula fundamental de carga negativa, el electrón, estimuló a los físicos de la época a la búsqueda de la partícula con carga elemental positiva, encontrándose poco después en un experimento muy parecido al utilizado para descubrir al electrón. A esta pequeña partícula positiva se le denominó **protón**, tenía la misma carga del electrón (aunque de signo positivo), pero con mucha mayor masa (1840 veces mayor).

Por lo tanto, a principios del siglo XX ya se conocía la existencia de los electrones y protones dentro del átomo. No obstante, quedaba por resolver importantes cuestiones como: ¿qué papel desempeñan estas partículas en los átomos?, ¿cómo están situadas en su interior?

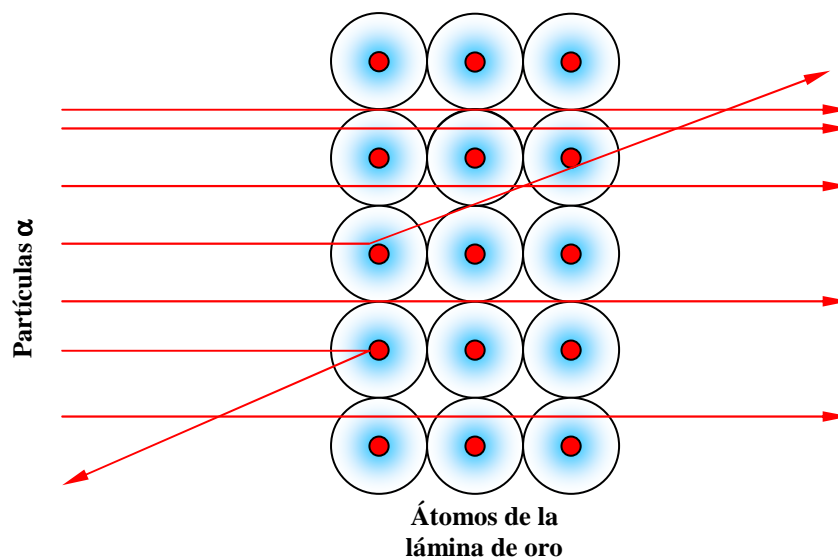
En 1911, **Ernest Rutherford** inició la respuesta a tales preguntas con el descubrimiento del núcleo atómico. Ciertos elementos radiactivos emiten un tipo de radiación denominada **rayos α** , que son haces de pequeñas partículas positivas. **Rutherford** llevó a cabo un experimento consistente en bombardear una lámina muy fina de oro mediante estas partículas α emitidas a gran velocidad (200000 km/s) por un elemento radiactivo, colocado en un bloque de plomo al cual se le había practicado un orificio con el fin de que saliese un fino haz de partículas α .

Observando el impacto que producían dichas partículas sobre una pantalla luminiscente colocada detrás de la lámina de oro, se llegó a los siguientes resultados:

1. La mayoría de las partículas α atravesaba la lámina sin sufrir desviación. Como si dicha lámina estuviese vacía de materia y no existieran en ella obstáculos que impidieran la propagación de dichas partículas.
2. Algunas (una de cada 10000) partículas α eran desviadas en un ángulo superior a 10° .
3. Muy pocas rebotaban al chocar contra la lámina de oro, es decir, el ángulo desviación era superior a 90° .



Los resultados parecían indicar que la lamina de oro es como si estuviese hueca. **Rutherford** dio a estos hechos la explicación que se muestra en la figura. Imaginó que el átomo está hueco en su mayor parte y que la carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo está en una zona central diminuta a la cuál llamó **núcleo**.



Concretamente, *las partículas α se habrían comportado de este modo al atravesar la lámina metálica :*

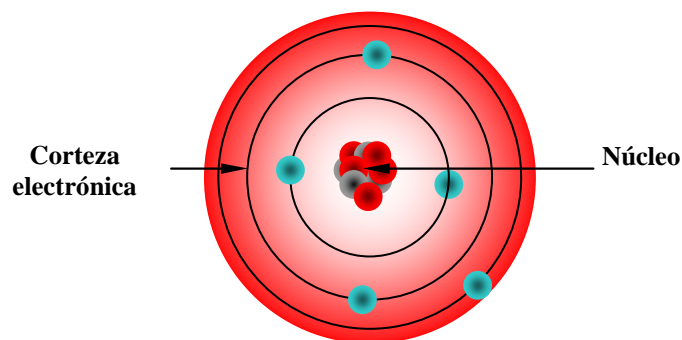
1. *La mayoría de ellas no se desviaban por tener su trayectoria suficientemente alejada de cualquier núcleo.*
2. *Algunas partículas α eran desviadas cierto ángulo por haber pasado cerca de algún núcleo, ya que aquellas están cargadas positivamente igual que éste.*
3. *Muy pocas rebotaban por choque directo con algún núcleo.*

*Si el átomo fuese tal como lo había descrito **Thomson**, no se observarían estas desviaciones pues la carga positiva estaría repartida uniformemente sobre el átomo. **Rutherford** también supuso que dentro del núcleo, junto a los protones, había otra clase de partículas denominadas **neutrones**, sin carga eléctrica, aunque de masa igual a la de los protones. Se imponía pues la necesidad de desarrollar un nuevo modelo que se ajustase a los nuevos resultados experimentales.*

Fue **Rutherford** quién describió este nuevo modelo cuyos aspectos fundamentales son los siguientes:

1. *La mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva se encuentran confinadas en una zona central y muy pequeña llamada **núcleo**. En esta región se hallan los **protones** y **neutrones**.*
2. *Fuera del núcleo están los **electrones**, en igual número de protones que tenga el núcleo, girando estos electrones en órbitas circulares alrededor del núcleo. A esa región se le denomina **corteza electrónica**.*

El físico danés **Niels Böhr** supuso que los electrones sólo podían girar en determinadas órbitas alrededor del núcleo.



Rutherford afirmó que *el núcleo tiene un diámetro cien mil veces más pequeño que el átomo entero. Conviene darse cuenta de la gran cantidad de vacío que ello supone. Para hacerse una idea, si el tamaño del núcleo fuese de un garbanzo, si lo pusiésemos en el centro del estadio Santiago Bernabeu, el tamaño del átomo envolvería a este estadio.*

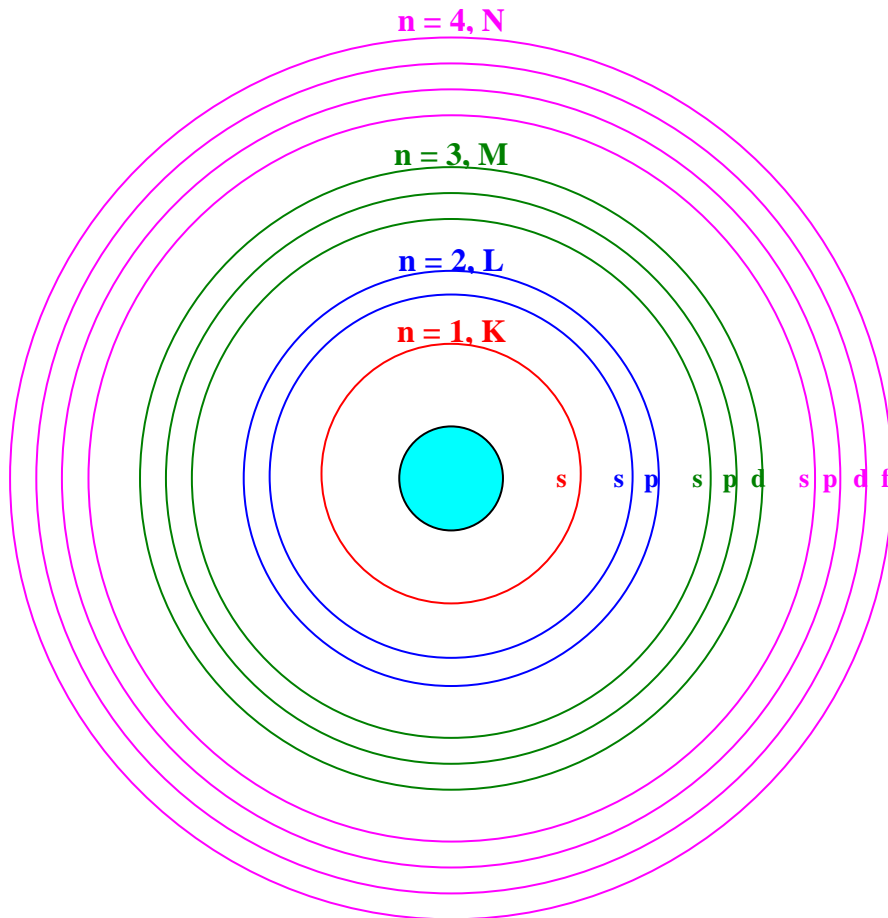
El *oxígeno* está formado por la mezcla de los isótopos: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ y $^{18}_8\text{O}$, sin embargo el *sodio* está formado por átomos iguales, es decir, no está formado por mezcla de isótopos. Todos sus átomos son del tipo $^{23}_{11}\text{Na}$.

3. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

En la corteza electrónica los electrones se alojan ordenadamente en distintas *capas o niveles*, cada uno de las cuales poseen unas subcapas denominadas *orbitales*.

Capa o nivel	Orbitales que alberga
1, K	s
2, L	s, p
3, M	s, p, d
4, N	s, p, d, f
5, O	s, p, d, f (y otros) ²
6, P	s, p, d (y otros)
7, Q	s, p (y otros)

En la figura se muestran las *cuatro primeras capas de la corteza un átomo con sus respectivos orbitales*:

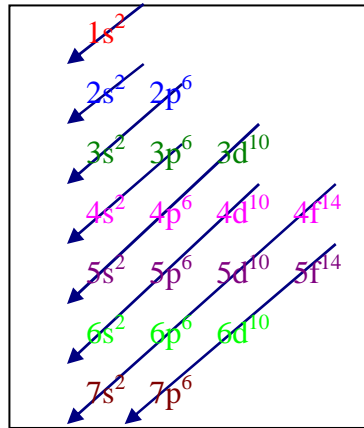


² Son orbitales con los que nos se va a trabajar en la práctica.

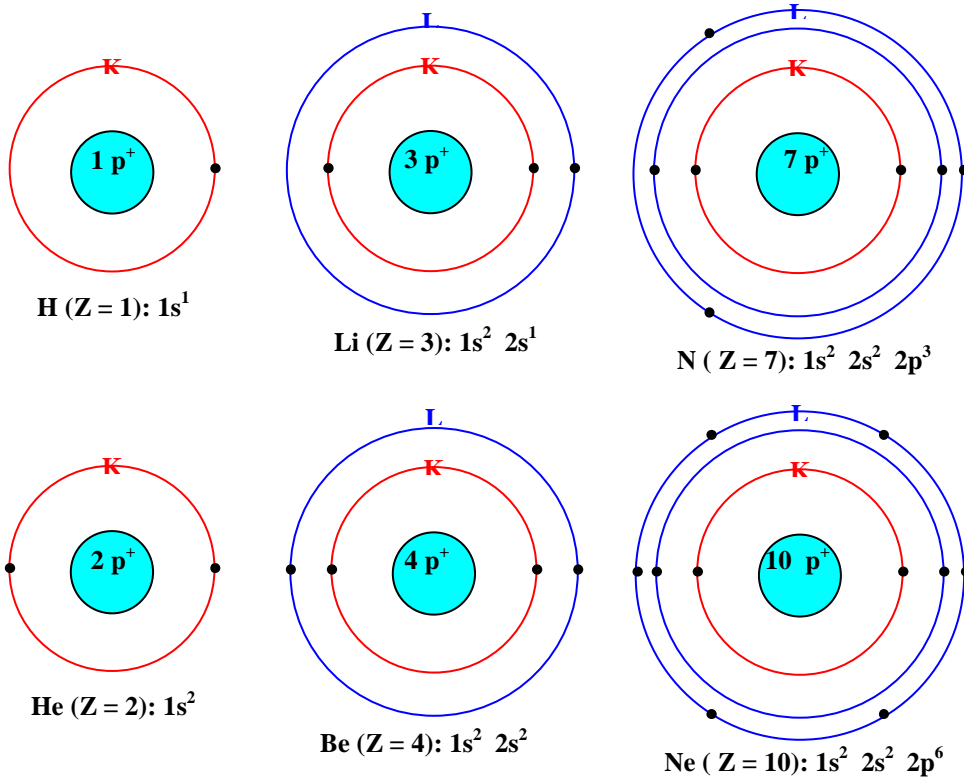
Cada orbital puede alojar un número máximo determinado de electrones. En la siguiente tabla se indica el número máximo de electrones que pueden albergar las distintas clases de orbitales:

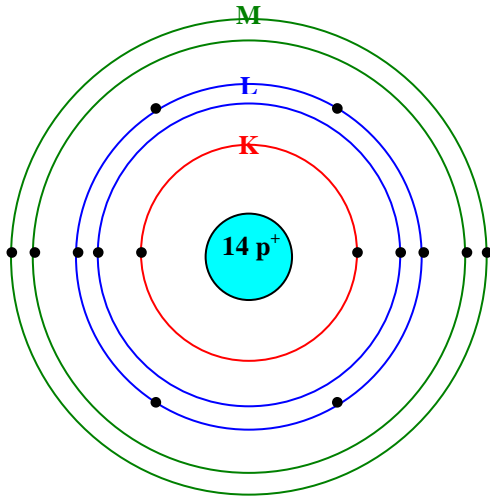
Orbital	Número máximo de electrones que contiene
s	2
p	6
d	10
f	14

El orden de llenado de los electrones en los distintos orbitales es el indicado por el **diagrama de Moeller**.

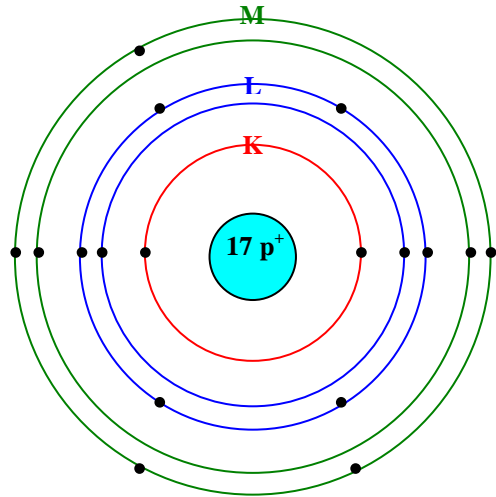


La **configuración electrónica** es una expresión que nos indica como se distribuyen los electrones de un átomo en las diferentes capas y orbitales.

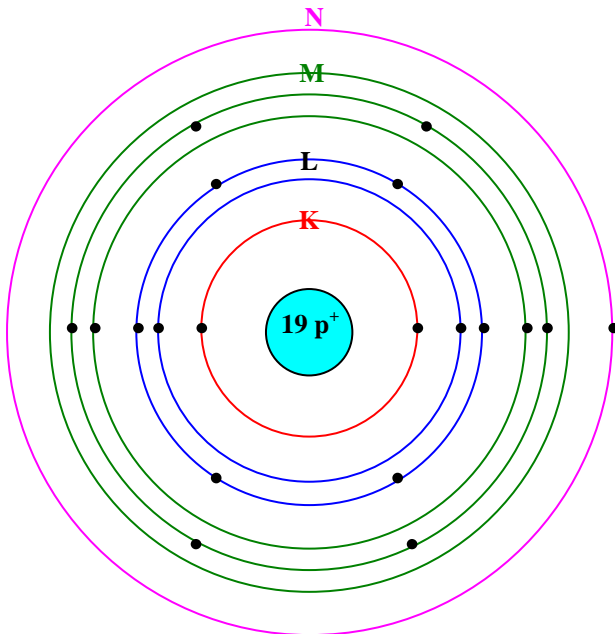




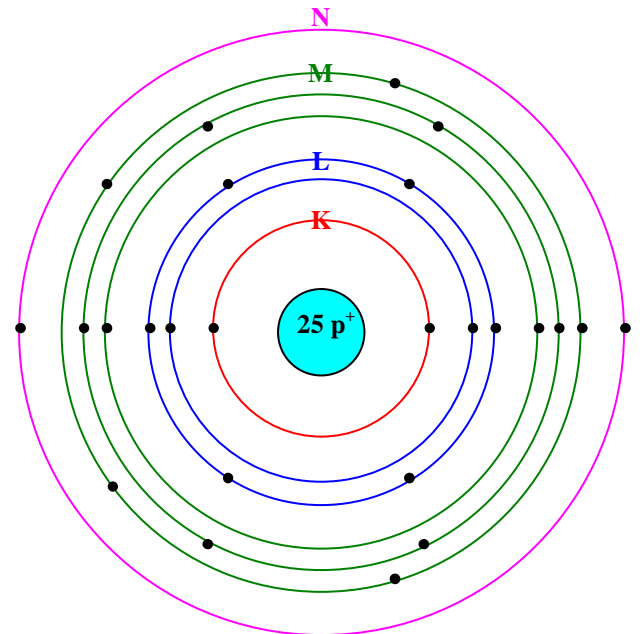
Si (Z = 14): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$



Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



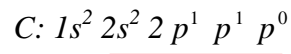
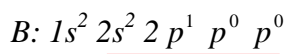
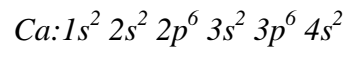
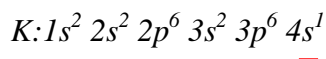
K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

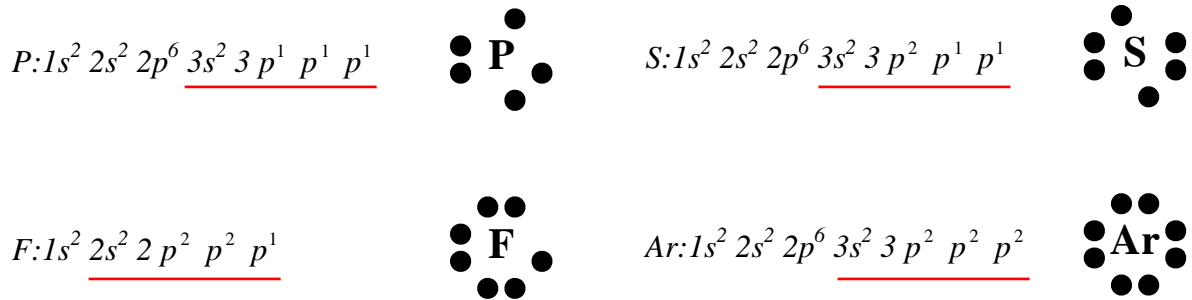


Mn (Z = 25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

4. 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.

5. CONCEPTO DE ION.

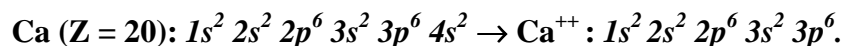
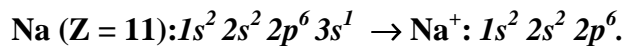
La máxima estabilidad de un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración electrónica de un gas noble (su configuración electrónica termina en p^6 , excepto para el He, $1s^2$). Por ello, cuando tiene la oportunidad de hacerlo, el átomo capta o expulsa electrones a fin de conseguir dicha estabilidad.

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 tipos de iones:

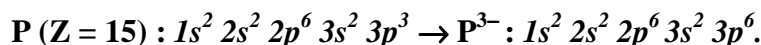
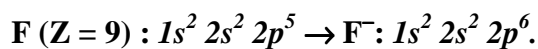
5.1. CATIONES

Son iones cargados positivamente. Ejemplos:



5.2. 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-} .

6. TABLA PERIÓDICA.

6.1. ORIGEN.

De los 112 elementos que se conocen en la actualidad, algunos como el oro, la plata, el hierro o el cobre eran ya conocidos por el hombre desde la más remota antigüedad; otros, la mayor parte, fueron descubiertos entre los siglos XVIII y XIX; y finalmente, algunos lo han sido durante el presente siglo. Sirva como referencia el siguiente cuadro en el que se indica el *número de elementos químicos conocidos por el hombre en las fechas que se especifican*:

Año	Nº de elementos conocidos
1	9
1700	12
1800	34
1900	84
2000	112

En el siglo pasado se observó que había grupos de elementos que tenían *propiedades físicas y químicas similares entre si, por lo que se imponía la necesidad de clasificar los elementos químicos en familias*, con el objeto de establecer un estudio sistemático y organizado de la Química.

En 1869, el químico ruso **D. I. Mendelejev** ordenó los elementos en filas y columnas en orden creciente de sus masas atómicas, de tal modo que, cuando las propiedades químicas de un elemento coincidían con las de algún elemento anterior lo situaba en su misma columna en la fila siguiente, de tal modo que *los elementos de una misma columna tenían propiedades análogas. Cuando algún elemento no respondía a las propiedades correspondientes a su posición, dejaba un hueco libre y pasaba a la siguiente columna, en previsión de que dicho hueco fuese ocupado por un elemento aún por descubrir*. Así, por ejemplo, la existencia del elemento que queda debajo del silicio y que hoy se conoce con el nombre de *germanio*, fue predicha por **Mendelejev** quién incluso auguró muchas de las propiedades que tendría.

Cuando se estudió la naturaleza del átomo se decidió ordenar los elementos según el *orden creciente de su número atómico (Z), en lugar de su masa atómica*, con lo que *desaparecían algunas anomalías surgidas en la tabla de Mendelejev*.

6.2. BLOQUES DE LA TABLA PERIÓDICA.

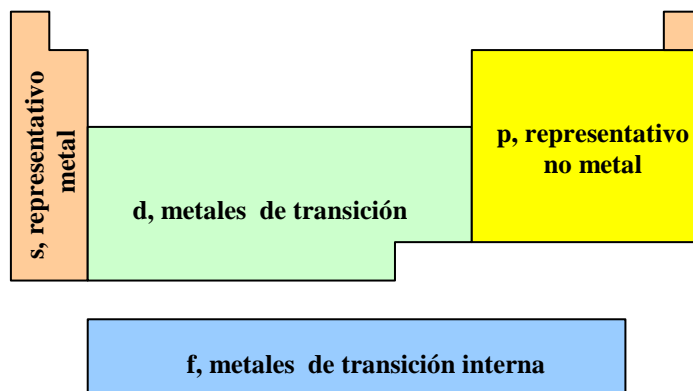
Llamamos *electrón diferenciador* al último electrón que agregamos cuando hacemos una configuración electrónica de un elemento. Según el tipo de orbital en el que se encuentre el electrón diferenciador podemos distinguir varios bloques en la tabla periódica:

1. **Elementos representativos**: si el electrón diferenciador se halla en un orbital *s* o *p*. Si se encuentra en un orbital s será un **metal**, si se encuentra en un orbital p será un **no metal**.

2. **Metales de transición:** si el electrón diferenciador se encuentra situado en un orbital d.

3. **Metales de transición interna o tierras raras:** si el electrón diferenciador se halla en un orbital f.

En la siguiente figura se exponen los diferentes *bloques de la tabla periódica*:



6.3. DESCRIPCIÓN DE LOS PERÍODOS.

Todos los periodos excepto el primero y el último (aun por completar) comienzan con la ocupación de un orbital *s* y terminan con el llenado de orbitales *p*.

En el primer periodo se llena el orbital *1s*; contiene 2 elementos.

En el segundo periodo se van ocupando los orbitales *2s* y *2p*; contiene 8 elementos.

Igualmente, en el tercer periodo se van llenando los orbitales *3s* y *3p*; contiene 8 elementos.

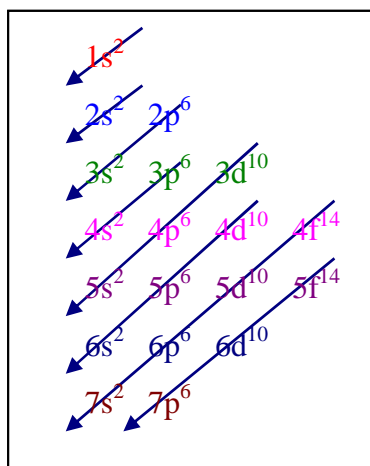
En el cuarto periodo se ocupan los orbitales *4s*, *3d* (apareciendo la 1ª serie de los metales de transición) y *4p*; contiene 18 elementos.

Análogamente en el quinto periodo se van llenando los orbitales *5s*, *4d* y *5p*, contiene también 18 elementos.

En el sexto periodo se ocupan los orbitales *6s*, *4f* (apareciendo la 1ª serie de los metales de transición interna o lantánidos), *5d* y *6p*; contiene 32 elementos.

El séptimo periodo está incompleto, se irían ocupando los orbitales *7s*, *5f* (apareciendo la 2ª serie de metales de transición interna o actínidos), *6d* y *7p*. En la actualidad se conoce hasta el elemento $Z = 112$, pero es de suponer que este período al igual que el anterior, tenga la capacidad para contener a 32 elementos.

En la siguiente figura se describe como van surgiendo los distintos periodos a partir del diagrama de Moeller.



1^{er} periodo: $1s^2 \Rightarrow 2$ elementos

2^o periodo: $2s^2, 2p^6 \Rightarrow 8$ elementos

3^{er} periodo: $3s^2, 3p^6 \Rightarrow 8$ elementos

4^o periodo: $4s^2, 3d^{10}, 4p^6 \Rightarrow 18$ elementos

5^o periodo: $5s^2, 4d^{10}, 5p^6 \Rightarrow 18$ elementos

6^o periodo: $6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6 \Rightarrow 32$ elementos

7^o periodo: $7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6 \Rightarrow 32$ elementos

Todos los elementos de un mismo periodo tienen el mismo número de niveles electrónicos (estén completos o no). Este número coincide precisamente con el número del periodo. Sean, por ejemplo, tres elementos del 2^o periodo: Li, N y Ne, sus configuraciones electrónicas son:

Li ($Z = 3$): $1s^2 2s^1$.

N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$.

Ne ($Z = 10$): $1s^2 2s^2 2p^6$.

Todos ellos tienen dos niveles electrónicos: $n = 1$ (K) y $n = 2$ (L). El periodo del elemento lo dará el máximo nivel que aparezca, en este caso $n = 2$.

6.4. DESCRIPCIÓN DE LOS GRUPOS.

Todos los elementos que forman un grupo tienen, la misma distribución electrónica en su capa más externa (**capa de valencia**). Sean, por ejemplo, los elementos F, Cl y Br, sus configuraciones electrónicas son:

F ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$.

Cl ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Br ($Z = 53$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

Todos los elementos de una misma columna se caracterizan por tener propiedades análogas. Actualmente, los grupos se enumeran de izquierda a derecha con números que van del 1 al 18. No obstante, aun se sigue usando por su gran utilidad otra notación que de izquierda a derecha generarían los siguientes grupos: IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB (éste constituido por tres columnas), IB, IIB, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA o grupo cero.

También, algunos grupos de elementos reciben nombres específicos cómo ocurre con los siguientes:

IA									VIII A
	II A			III A	IV A	VA	VIA	VII A	s ²
ALCALINOS, s ¹	ALCALINO-TÉRREOS, s ²			TÉRREOS, p ¹	CARBONOIDEOS, p ²	NITROGENOIDEOS, p ³	ANFÍGENOS, p ⁴	HALÓGENOS, p ⁵	GASES NOBLES, p ⁶

7. ENLACE QUÍMICO.

7.1. CONCEPTO.

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.

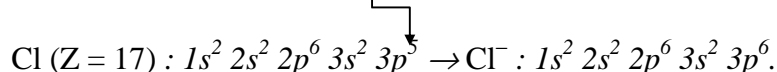
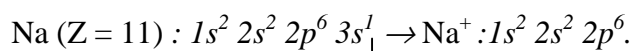
Enlace metálico: Formado por metales

7.2. CLASES DE ENLACE QUÍMICO.

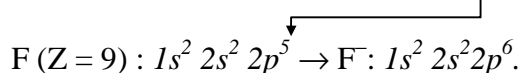
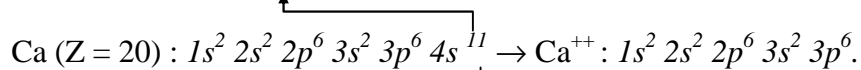
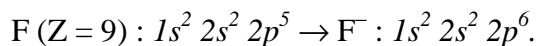
7.2.1. ENLACE IÓNICO.

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 $\text{Na} (Z = 11): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, cede el único electrón de su capa de valencia al cloro, $\text{Cl} (Z = 17): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, con lo que *ambas cortezas adquieren la configuración electrónica de gas noble*. Al surgir *iones con cargas distintas se unen electrostáticamente*.

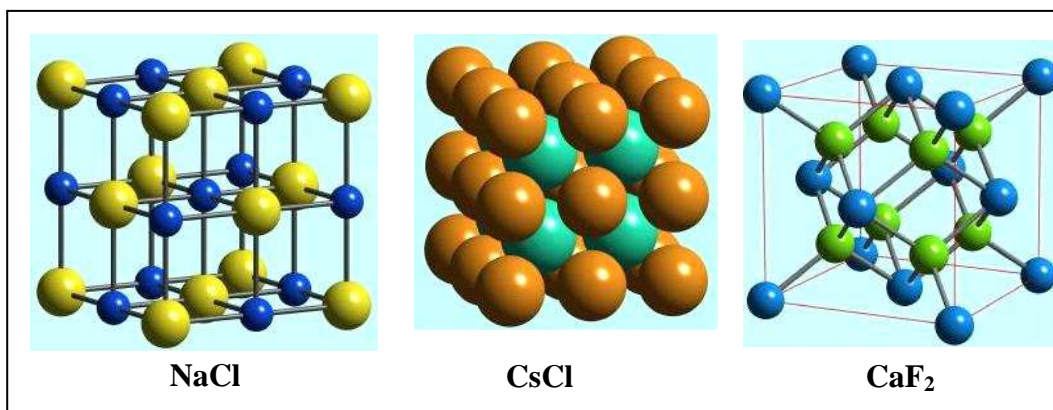


El enlace entre el *calcio* y el *flúor* puede describirse mediante el siguiente esquema:

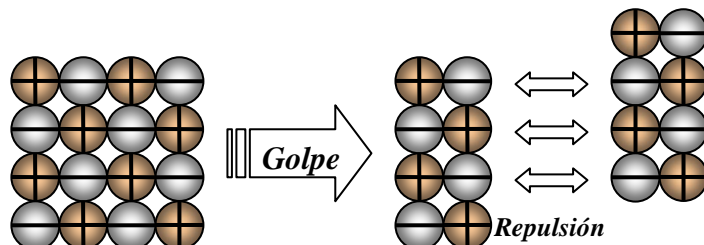


PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

1. Se presentan, a temperatura ambiente, en forma de *redes cristalinas tridimensionales de iones (cristales iónicos)*. Dicha estructura, perfectamente ordenada, puede apreciarse a simple vista o, a veces, al microscopio. Son *sólidos a esta temperatura*, ya que poseen altos puntos de fusión. Por ejemplo, el NaCl funde a 800°C y el KI a 723°C . La estabilidad de la red es alta frente a temperaturas por debajo de estos valores.



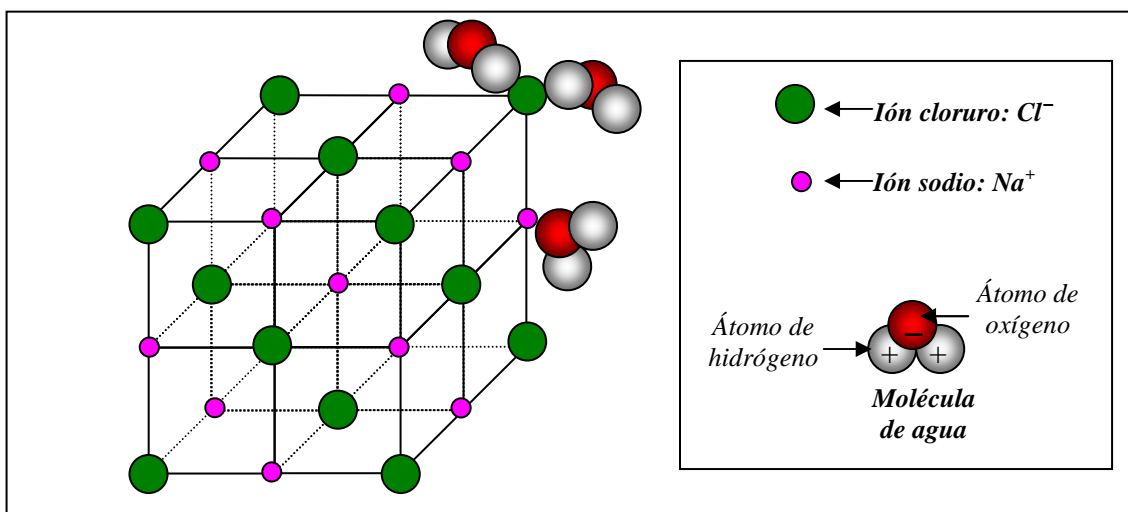
2. Son **duros**, es decir, presentan una gran resistencia a ser rayados, pero son **quebradizos** lo que significa que rompen con facilidad. Esto último se debe a que un ligero golpe puede **enfrentar a iones de la misma carga** produciendo una repulsión que provocará la rotura de la red.



3. En estado sólido, no conducen la **corriente eléctrica**, pero sí cuando se encuentran fundidos o disueltos.

4. a) Son solubles en agua.

Las moléculas de este disolvente están formadas por una zona positiva (en los átomos de hidrógeno) y por otra negativa (en el átomo de oxígeno). Estas zonas cargadas se van a unir a iones de la superficie de la red cristalina de tal modo que la parte positiva del agua se acerca a los iones negativos y viceversa. Este tipo de atracciones debilita las uniones entre iones en la red tridimensional. De este modo se van liberando a los iones superficiales y se va destruyendo la red cristalina. Los iones son rodeados por moléculas de agua, disolviéndose finalmente el compuesto. En la figura se indica el proceso de **disolución del NaCl en agua**.



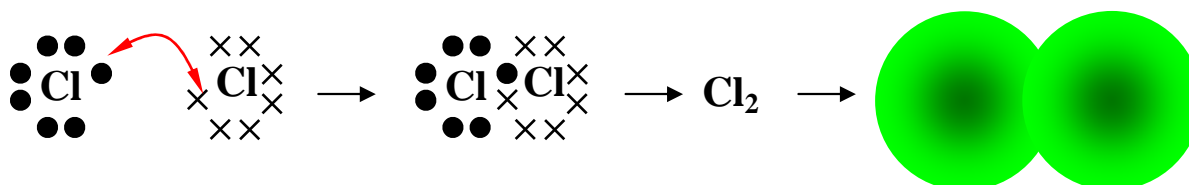
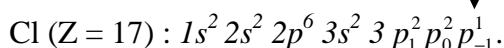
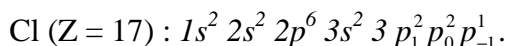
b) Por consiguiente **no se disuelven en disolventes orgánicos polares** tales como **benceno, acetona**, etc, ya que que las moléculas de estos disolventes, al no tener zonas de distinta carga, no pueden realizar el proceso descrito anteriormente.

7.2.2. ENLACE COVALENTE.

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

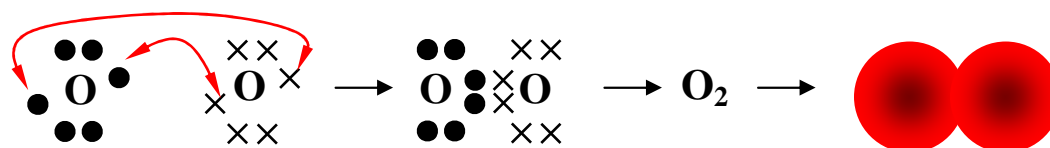
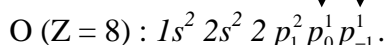
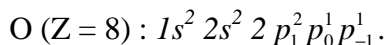
En lugar de la transferencia de electrones que existía en el enlace iónico, en este enlace se comparten los electrones, es decir, los átomos implicados aportan electrones para ser poseídos en común. Esta situación conduce a que los átomos enlazados poseen mayor estabilidad que la que tenían antes de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



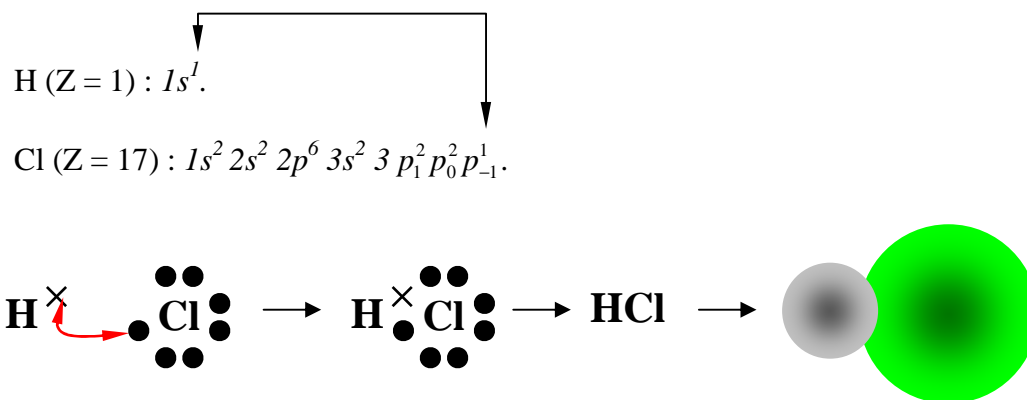
Los átomos de cloro se enlazan entre sí mediante un *enlace covalente sencillo*. Por esta razón *el cloro no se presenta en la naturaleza átomos de cloro aislados, sino en forma de Cl_2 . Idéntico análisis tienen las moléculas de F_2 , Br_2 y I_2* .

Veamos el caso de la formación de la **molécula de oxígeno, O_2** .

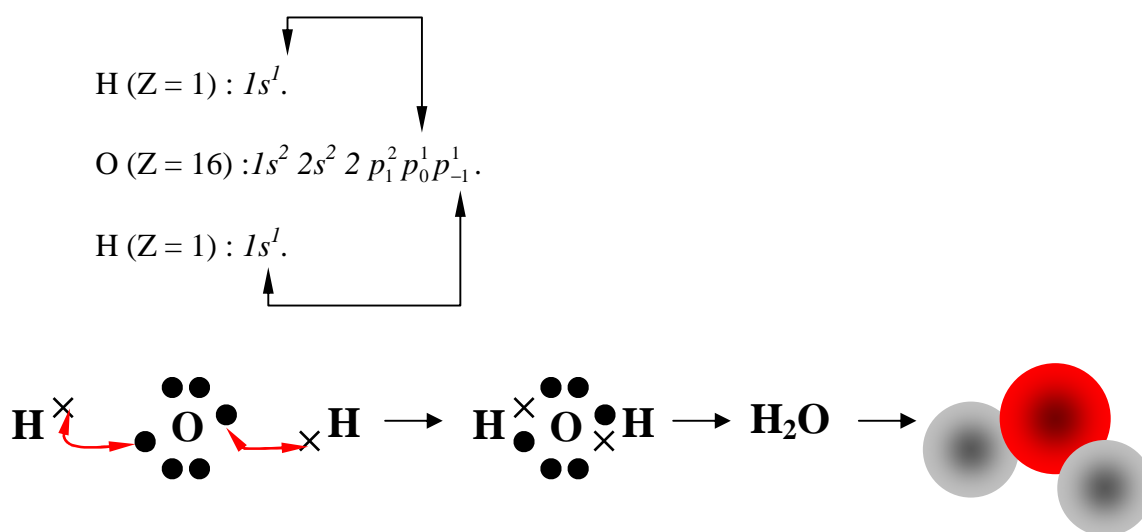


Los átomos de oxígeno se enlazan entre sí mediante un enlace covalente doble, compartiendo dos parejas de electrones. Por esta razón, el oxígeno no se presenta en la en átomos de oxígeno aislados, sino en forma de O_2 .

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

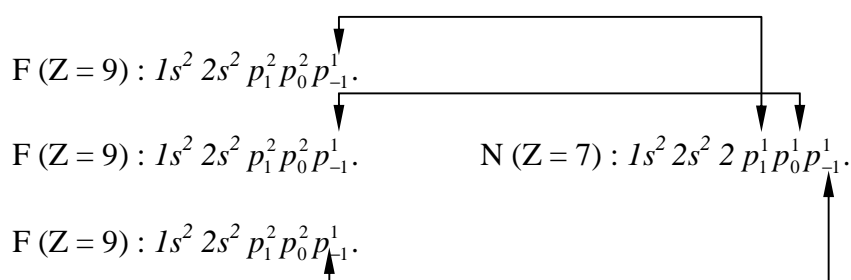


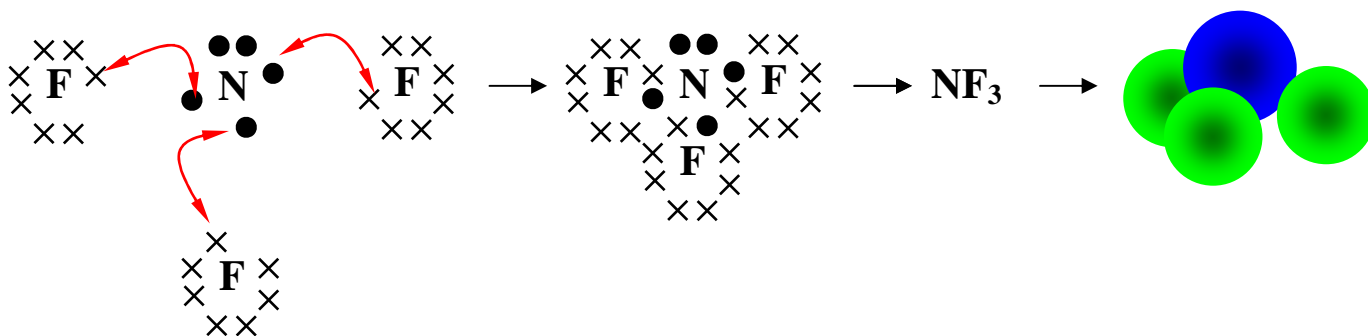
Veamos el caso de la formación de la **molécula de agua, H_2O** :



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** :

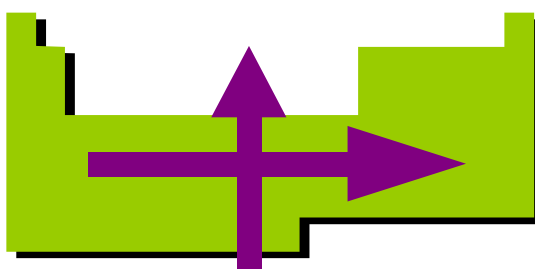




Cada molécula de trifluoruro de nitrógeno está integrada por *tres enlaces covalentes sencillos N–F*.

7.2.2.1. ELECTRONEGATIVIDAD. POLARIDAD DE ENLACE. POLARIDAD DE LA MOLÉCULA.

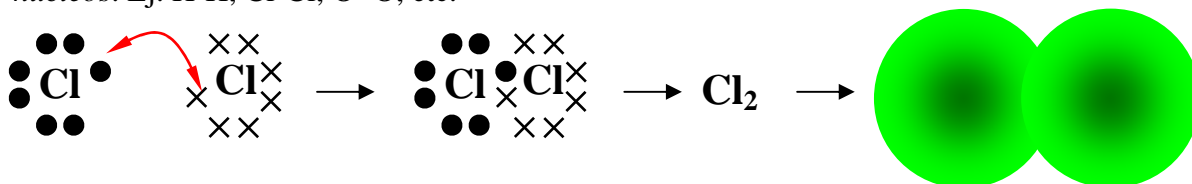
La *electronegatividad* es una medida de la atracción de un átomo sobre un par de electrones mediante los cuales está enlazado a otro átomo.



Aumento de la electronegatividad

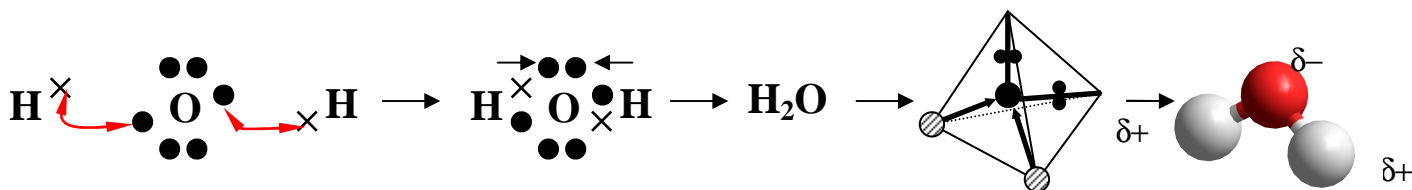
La predicción de la polaridad del enlace covalente, entre dos átomos no metálicos, es posible realizarla en función de la electronegatividad

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 negativa*.

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. Ej, PF₅, SF₆, CH₄.

7.2.2.2. FUERZAS INTERMOLECULARES. FUERZAS DE VAN DER WAALS.

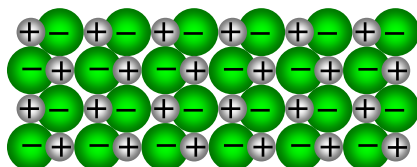
Hemos visto como *los átomos no metálicos se enlazan mediante enlaces covalentes* para formar, en muchos casos, *moléculas* (enlace intramolecular). No obstante, existen *fuerzas que mantienen unidas a las moléculas con sus moléculas vecinas*, puesto que de no ser así, todas las sustancias moleculares 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:

A. FUERZAS ENTRE DIPOLOS PERMANENTES.

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 ENTRE DIPOLOS INSTANTANEOS. FUERZAS DE DISPERSIÓN. (FUERZAS DE LONDON).

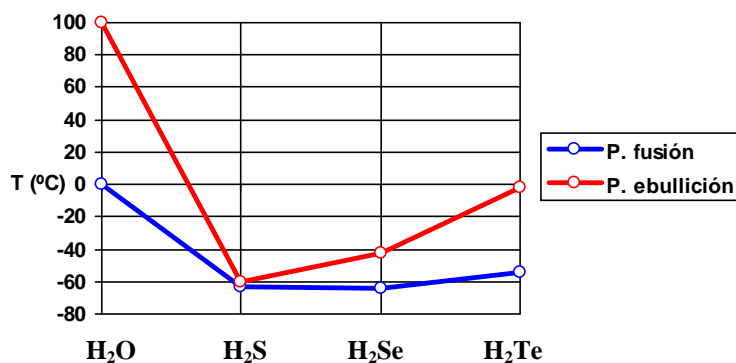
Con lo dicho anteriormente, podría pensarse que moléculas apolares como las de H_2 , O_2 , Cl_2 , CH_4 , etc., sólo existen en estado gaseoso, no obstante todos sabemos que estas sustancias se pueden licuar e incluso solidificar.

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.

ENLACES POR PUENTES DE HIDRÓGENO: UN CASO ESPECIAL DE FUERZAS ENTRE DIPOLOS PERMANENTES.

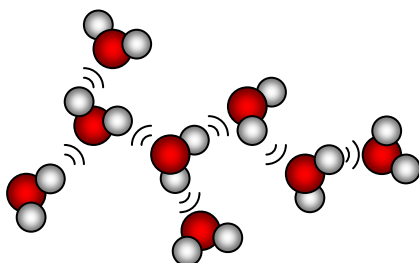
Si analizamos en la siguiente gráfica los puntos de fusión y ebullición de los hidruros de la familia de los anfígenos, se observa que *al agua le corresponden unos puntos de fusión y ebullición anormalmente altos*.

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, en esencia es 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 entre dipolos inducidos ordinarios :

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 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.

7.2.2.3. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS 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: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 , 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 , NH_3 , H_2O , 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 si. (Véase fuerzas intermoleculares entre dipolos permanentes).

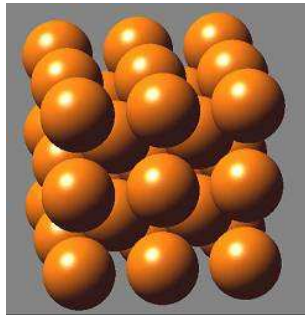
b) Si las moléculas son apolares (H_2 , Cl_2 , O_2 , etc.) son insolubles en agua y otros disolventes polares, pero suelen disolverse en disolventes orgánicos (apolares). Como las fuerzas entre moléculas son extremadamente débiles presentan unos puntos de fusión y ebullición muy bajos, por lo que suelen ser gases a temperatura ambiente. (Véase fuerzas intermoleculares entre dipolos inducidos).

7.2.3. ENLACE METÁLICO.

7.2.3.1. 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*.



Red Metálica: Fe

7.2.3.2. 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.