

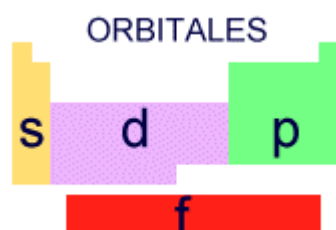
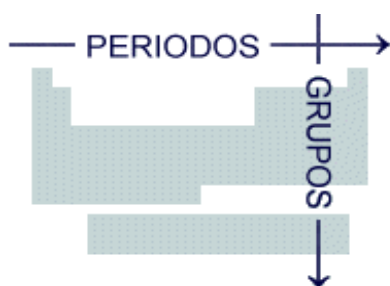
TABLA PERIÓDICA

La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes elementos, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto semejanzas en propiedades o comportamientos químicos parecidos. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos con el objeto de establecer un estudio sistemático y organizado de la Química. 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**.

En 1869, el químico ruso . **Mendeleiev** 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 , de tal modo que los elementos de una misma columna tenían propiedades análogas.

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 dando lugar a la tabla periódica actual o sistema periódico .En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas. Existen **7 filas horizontales** que se denominan **períodos** y **18 columnas verticales** que se denominan **grupos**.



La colocación de los elementos en la tabla periódica se hace teniendo en cuenta la **configuración electrónica**.

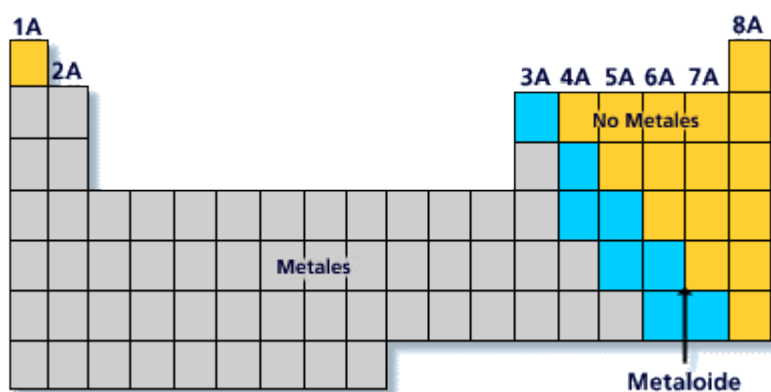
BLOQUES DE LA TABLA PERIÓDICA

Llamamos **electrón diferenciador** al último electrón que entra al hacer la configuración electrónica de un elemento.

1. **Elementos representativos**: si el electrón diferenciador se halla en un orbital s o p.
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.



Los elementos también se clasifican en: **metales, no metales y metaloides o semimetales** acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.



Grupos y periodos

En cada **período** aparecen los elementos cuyo **último nivel** de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico. Por ejemplo, el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3

Na(Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

En cada **grupo** aparecen los elementos que presentan el **mismo número de electrones en el último nivel** ocupado o **capa de valencia**. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p

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

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Períodos

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

Grupos

Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, el grupo 1 o alcalinos:

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	$1s^1$
Litio	Li	$2s^1$
Sodio	Na	$3s^1$
Potasio	K	$4s^1$
Rubidio	Rb	$5s^1$
Cesio	Cs	$6s^1$
Francio	Fr	$7s^1$

La configuración electrónica de su última capa es igual para los elementos que

están en el mismo grupo, variando únicamente el periodo del elemento.

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

Grupo	Nombre
1	Alcalinos
2	Alcalino-térreos
13	Térreos
14	Carbonoideos
15	Nitrogenoideos
16	Anfígenos
17	Halógenos
18	Gases nobles o grupo 0

ENLACE QUÍMICO.

Hasta ahora hemos fijado nuestra atención en la características individuales de los átomos de los elementos. Casi todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. 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.

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a **8**, estructura que coincide con la de los elementos del grupo 18 o gases nobles. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados.

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.

Los átomos se unen para formar enlaces porque así consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto**.

Las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan **enlaces químicos**.

Vamos a estudiar dos tipos de enlace:

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 IÓNICO

El enlace iónico se produce cuando se combinan un metal y un no metal. El metal alcanza la configuración electrónica de gas noble perdiendo electrones (convirtiéndose en catión). El no metal gana electrones (convirtiéndose en un anión). Es decir:

El **enlace iónico** se da entre iones de distinto signo, ya que las cargas de distinto signo se atraen.

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. 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.

Veamos un ejemplo:

Unamos cloro y sodio:

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, tiende a perder un electrón

Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, tiende a ganar un electrón

ya que así ambas cortezas adquieren la configuración electrónica de gas noble.

Na (Z = 11) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ® **Na⁺** : $1s^2 2s^2 2p^6$

Cl (Z = 17) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ® **Cl⁻** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ **Na⁺ Cl⁻ → NaCl**

Unamos ahora calcio y flúor:

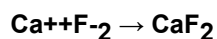
F (Z = 9) : $1s^2 2s^2 2p^5$ tiende a ganar un electrón

F⁻ : $1s^2 2s^2 2p^6$.

Ca (Z = 20) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ tiende a perder dos electrones

Ca⁺⁺ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Ca⁺⁺F⁻ para que el compuesto sea neutro necesitamos dos aniones, lo que explica que la fórmula sea:



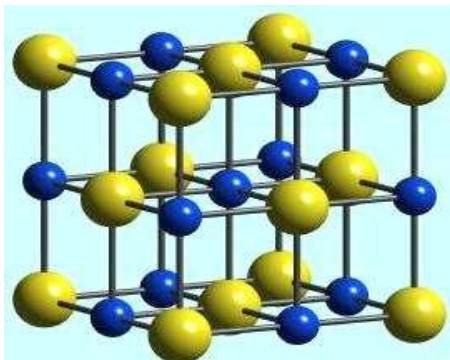
En un compuesto iónico, la fórmula sólo nos indica la proporción en la que se encuentran los átomos. En el enlace iónico no se forman moléculas aisladas. Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

1. Se presentan, a temperatura ambiente, en forma de **redes cristalinas**. Dicha estructura está perfectamente ordenada. Son **sólidos** a esta temperatura, ya que poseen altos

puntos de fusión y ebullición porque las fuerzas electrostáticas de atracción entre los iones son muy fuertes y esto hace que la red cristalina sea muy estable.

Por ejemplo, el NaCl funde a 800 °C y el KI a 723 °C.



Ejemplo de red del **NaCl**

2. Son duros, es decir, presentan una gran resistencia a ser rayados, ya que para ello tendrían que romperse muchos enlaces.

3. Son frágiles o 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.

4. En estado sólido, no conducen la corriente eléctrica ya que sus electrones no se pueden mover, pero sí cuando se encuentran fundidos o disueltos porque quedan libres los iones.

5. La mayoría son solubles en agua ya que moléculas de este disolvente tiene polos de carga 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 red cristalina. De este modo se se va destruyendo la red cristalina. Los iones son rodeados por moléculas de agua, disolviéndose finalmente el compuesto.

ENLACE COVALENTE.

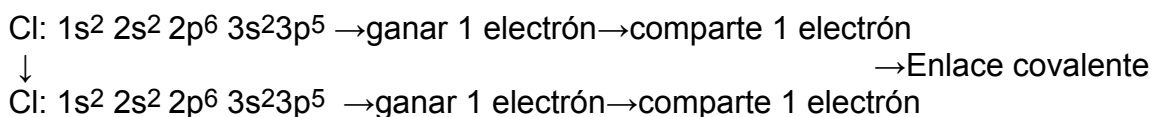
El enlace covalente se forma al unirse **elementos no metálicos** entre si (o con el hidrógeno). Dos átomos forman un enlace covalente cuando **comparten** uno o más pares de **electrones** de la capa de valencia. Según el número de pares compartidos tenemos diferentes tipos de emnlace:

- Comparto **UN PAR** de electrones → enlace **sencillo**
- Comparto **DOS PARES** de electrones → enlace **doble**
- Comparto **TRES PARES** de electrones → enlace **triple**

Esta situación conduce a que los átomos enlazados poseen mayor estabilidad que la que tenían antes de unirse, ya que ,salvo excepciones, **estarán rodeados de ocho electrones**, lo que les da la estabilidad que tienen los gases nobles.

Veamos un ejemplo:

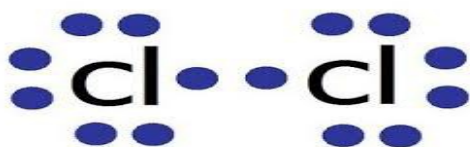
La unión de dos átomos de cloro se podría describir del siguiente modo:



La molécula la representaremos con la **estructura de Lewis**:

Los electrones de la capa de valencia los representamos por puntos(•) o cruces(x) del siguiente modo:

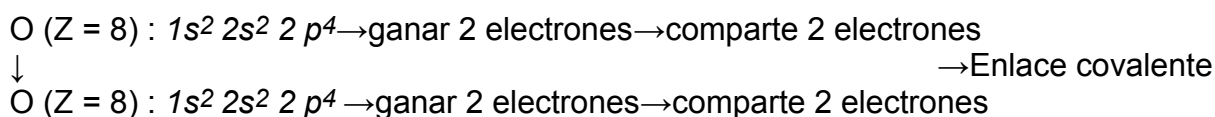
Los electrones que se comparten se sitúan entre los átomos y , rodeando al átomo, los que faltan hasta representar los de la capa de valencia. En el caso de la molécula de cloro, cada cloro comparte uno, que dibujamos entre los átomos. Como en la capa de valencia tiene 7 y ya he representado uno, dibujamos seis rodeando al átomo. Los electrones que se comparten se rodean de dos en dos en forma de pares.:



Los átomos de cloro se unen mediante un **enlace covalente sencillo**

Lo mismo ocurriría con las moléculas de **F₂, Br₂ y I₂**.

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 pares de electrones.

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

H (Z = 1) : 1s1. →ganar 1 electrón →comparte 1 electrón
 ↓ →Enlace covalente
 O (Z = 8) : 1s2 2s2 2 p4 →ganar 2 electrones →comparte 2 electrones



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

Enlaces polares

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. . 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 .

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 tendencia a ganar electrones, que recordemos son los colocados a la derecha de la tabla oeriódica. H-F.

FUERZAS INTERMOLECULARES.

Hemos visto como los átomos no metálicos se enlazan mediante enlaces covalentes para formar, en muchos casos, moléculas . 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 . Estas uniones son de naturaleza electrostática y se denominan **fuerzas intermoleculares** y son mucho más débiles que los enlaces covalentes.

Estas fuerzas intermoleculares son más fuertes entre sustancias covalentes que tengan enlaces polares porque se establecen atracciones entre los polos de carga de las moléculas, cosa que no ocurre en las no polares ,por ello en ellas las fuerzas son muy débiles lo que explica que sean gases a T ambiente,mientras que las polares tendrán puntos de fusión más altos y son sólidas o líquidas a T ambiente:

Moléculas covalentes	Tipos de enlace	Fuerzas intermoleculares	Estado físico
H ₂ ,Cl ₂ ,F ₂	No polares	Débiles	gases
H ₂ O	Polares	Fuertes	líquidos

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES.

1. Como las fuerzas que unen las moléculas covalentes son débiles, hacen que estas sustancias sean **blandas**.

2. Los **puntos de fusión y ebullición** son **bajos** por ello son gases y líquidos a T ambiente.

Las moléculas polares de todos modos los tendrán más altos dado que los polos de las moléculas se atraen entre si.

3. a) Si las moléculas son **polares** (HCl) son **solubles en agua**

b) Si las moléculas son **apolares** (H₂, Cl₂, O₂, etc.) son **insolubles en agua**, pero suelen disolverse en disolventes orgánicos (apolares).

4. Debido a que no tienen electrones libres ni forman iones, son **malos conductores de la electricidad**.