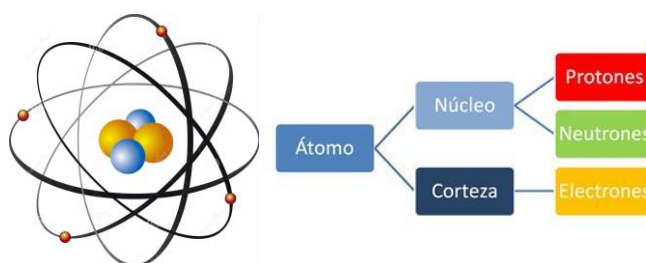


La materia

Toda la materia está formada por átomos, incluidos los seres vivos. Podemos pensar en los átomos como pequeñas bolitas muy muy pequeñas, que se unen para formar cuerpos grandes y visibles. En un principio se consideró al átomo como la porción más pequeña de la materia, una porción indivisible. Estudios posteriores descubrieron que existían partículas que tenían menos masa que el átomo, estas partículas formaban parte de todos los átomos por lo que debían ser constituyentes de este.

Así aparecieron las partículas subatómicas del átomo son:

- ✓ **Protón (p⁺):** Partícula de carga eléctrica positiva con una masa de 1 unidad de masa atómica (1u). Se encuentran en la parte central del átomo, llamada núcleo.
- ✓ **Neutrón (n):** Partícula sin carga eléctrica y de masa igual a la del protón (1u). Se encuentran también en el núcleo.
- ✓ **Electrón (e⁻):** Partícula de carga eléctrica negativa y de masa muy pequeña en comparación con la del protón (1.837 veces menor). Están en la corteza del átomo, girando alrededor del núcleo, y repartidos en varias capas.



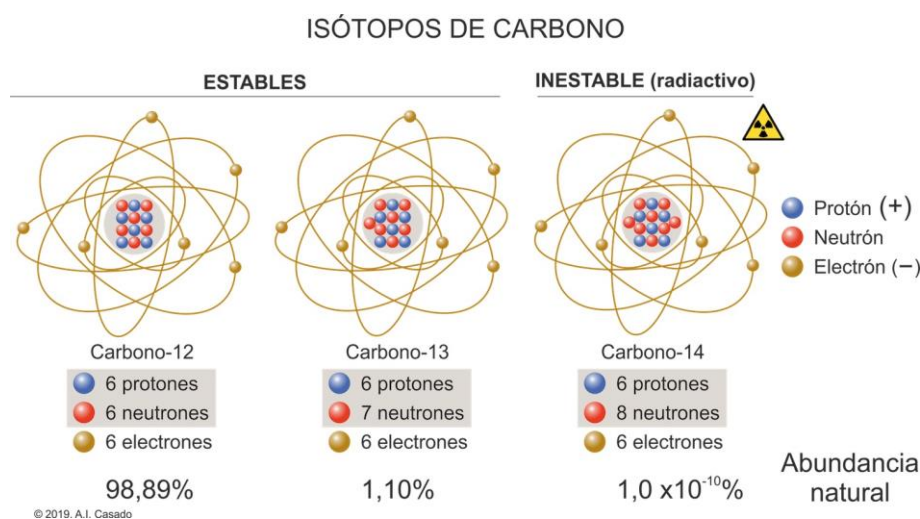
Los átomos que tienen características similares se dicen que son de un mismo elemento químico. Así, todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones, mientras que los átomos de elementos diferentes tienen distinto número de protones. En función de esto, a cada elemento se le da un nombre para identificarlos (por ejemplo, hidrógeno o carbono) y un símbolo (H en el caso del hidrógeno o C en el caso del carbono). Los **símbolos químicos** son los distintos signos abreviados que se utilizan para identificar los elementos en lugar de sus nombres completos.

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre latino del elemento. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula. Los símbolos de algunos elementos conocidos desde la antigüedad, proceden normalmente de sus nombres en latín. Por ejemplo, Cu de cuprum (cobre), Ag de argentum (plata), Au de aurum (oro) y Fe de ferrum (hierro). Este conjunto de símbolos que denomina a los elementos químicos es universal.

Hemos dicho que todos los átomos que tienen el mismo número de protones, se consideran átomos de un mismo elemento. Así, por ejemplo, todos los átomos que tienen 26 protones se dice que son átomos de hierro, todos los átomos que tienen 8 protones son átomos de oxígeno, y todos los átomos que tienen exactamente 6 protones son átomos de carbono.

Sin embargo, el número de neutrones de átomos del mismo elemento puede variar levemente, aunque en su mayor parte, suelen tener el mismo número de neutrones. A los átomos del mismo elemento con distinto número de neutrones se les llama isótopos. En la siguiente imagen puedes ver un ejemplo: se conocen tres isótopos de carbono; todos ellos tienen siempre 6 protones, pero puede haber átomos de carbono con 6 neutrones (el 98,89% de los que hay en la naturaleza son así), con 7 neutrones (1,10%) y con 8 neutrones (0'0000000001%).



Un átomo en estado fundamental (es decir, en su estado normal) tendrá el mismo número de electrones (cargas -) que de protones (cargas +), aunque pueden ganar o perder estas partículas. En el ejemplo anterior, se muestran isótopos de carbono en estado fundamental, y puedes ver que el número de electrones en todos ellos coincide con el de protones (6).

Metales, no metales, gases nobles

Hemos visto que los átomos tienen electrones repartidos en capas. En general, los átomos tienden a tener en su última capa **8** electrones. Pero sólo unos pocos tienen, en principio, su configuración electrónica de esa forma: los ***gases nobles o inertes***, llamados así porque no reaccionan con ningún otro elemento, es decir, son átomos que no se van a juntar con otros átomos, sino que permanecen aislados. Son gases nobles Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón.

La mayoría de los elementos (hierro, níquel, calcio, cobre, litio, etc) tienen en su última capa 1 o 2 electrones. Estos elementos tienen tendencia a perder esos electrones, quedando cargados positivamente (pues pasan a tener menos cargas negativas que positivas) y convirtiéndose en ***iones positivos o cationes***. A estos elementos se les llama ***metales***. Al perder esos electrones de la última capa, su última capa pasa a ser la que antes era la penúltima capa, que tendrá exactamente 8 electrones.

Como principales propiedades podemos destacar las siguientes:

- Casi todos son sólidos a temperatura ambiente
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.

Otros elementos, como el hidrógeno, el oxígeno, el cloro o el fósforo, tienen en su última capa casi **8** electrones. Estos elementos tienen tendencia a quitar electrones de otros átomos, hasta adquirir los **8** electrones en su última capa, por lo que adquieren carga negativa (el número de electrones o cargas negativas supera al de protones o cargas positivas) y se convierten en ***aniones o iones negativos***. Por ejemplo, un átomo con 6 electrones en la última capa tenderá a capturar 2 electrones, o uno con 7 tenderá a capturar 1 electrón.

Son propiedades comunes a los no metales:

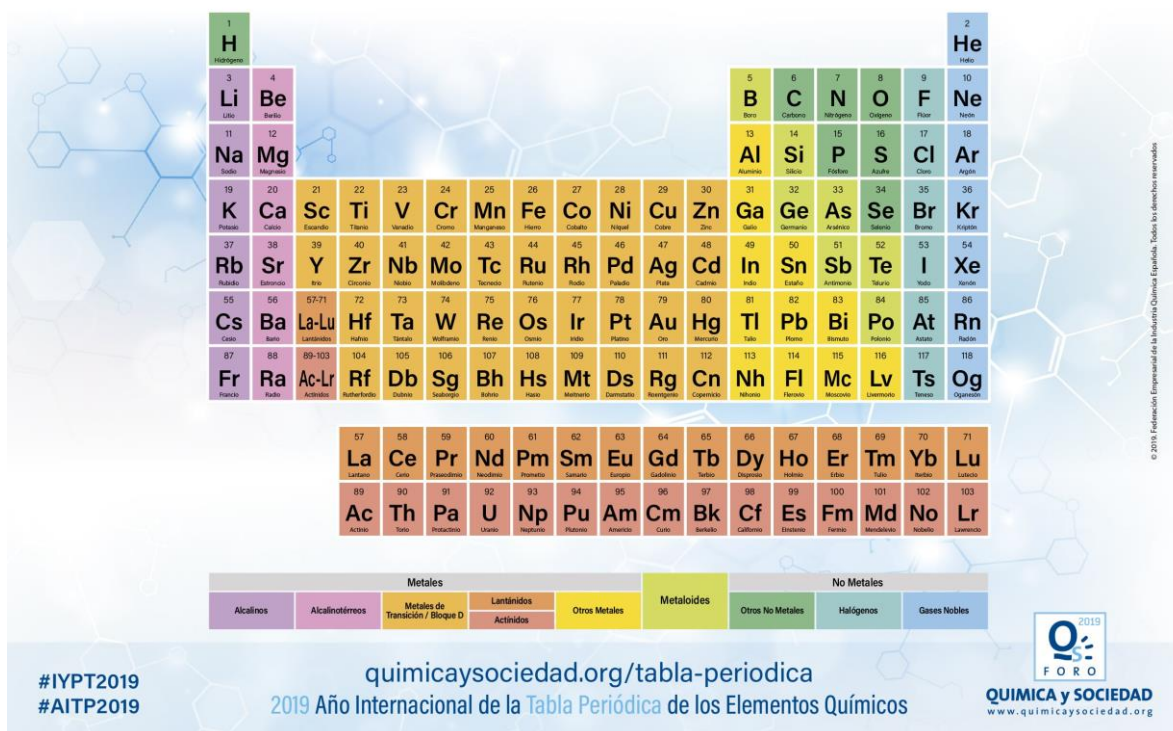
- La mayoría son líquidos o gases a temperatura ambiente.
- Son malos conductores del calor y de la electricidad.

La tabla periódica

La **tabla periódica** o **sistema periódico** de los elementos es un modo de clasificar todos los elementos químicos según sus propiedades y también según su configuración electrónica, ya que ambas están muy relacionadas.

El orden de los elementos en la tabla viene dado por su número atómico, Z , que es su número de protones.

Tabla Periódica de los Elementos Químicos



The periodic table is displayed with elements color-coded by groups. The background features various chemical structures, including benzene rings and molecular models.

Metals: Alkalinos, Alcalinotérreos, Metales de Transición / Bloque D, Lantánidos, Actínidos, Otros Metales.

Non-Metals: Metaloides, Otros No Metales, Halógenos, Gases Nobles.

Footer:

- #IYPT2019
- #AITP2019
- quimicaysociedad.org/tabla-periodica
- 2019 Año Internacional de la **Tabla Periódica** de los Elementos Químicos
- QUIMICA y SOCIEDAD
www.quimicaysociedad.org

El enlace químico

Salvo en el caso de los gases nobles, cuyos átomos permanecen normalmente aislados, los átomos de los elementos tienden a unirse unos a otros para formar **moléculas**. Los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en su capa o nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad. Los átomos de los elementos por tanto tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar los ocho electrones en su última capa (o sólo dos si su nivel más externo es el primero).

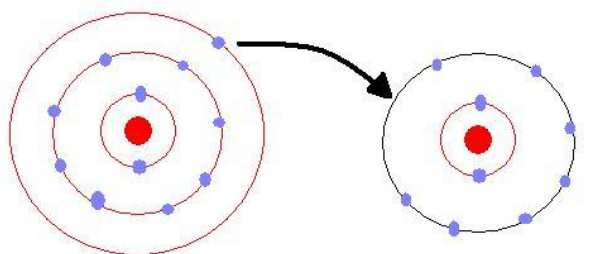
Enlace iónico

El enlace iónico tiene lugar entre metales y no metales.

Los metales tienen tendencia a perder electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, y los no metales tienen tendencia a capturarlos.

Cuando un átomo de un metal y el de un no metal se acercan, el átomo del metal cederá al átomo no metálico uno o varios electrones. El **no metal** quedará con **carga negativa**, se ha convertido en un **anión**, mientras que el átomo de **metal**, como ha perdido electrones, quedará con **carga positiva**, ahora es un **catión**.

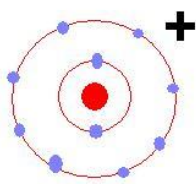
Por ejemplo, si se enfrentan un átomo de flúor (2-7), que tiene 7 electrones en su última capa (le falta sólo uno para “completarla”) y un átomo de sodio (2-8-1), que en su última capa tiene sólo un electrón, el sodio cede al cloro electrón que tiene en su capa de valencia, con lo ambos quedan con 8 electrones en la última capa.



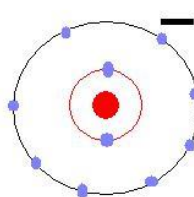
Sodio Na
11 protones (+)
11 electrones (-)
12 neutrones

Flúor F
9 protones (+)
9 electrones (-)
10 neutrones

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

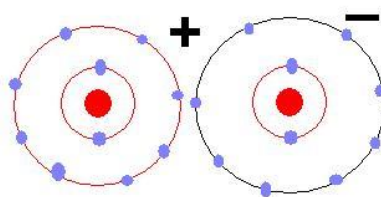


Catión de Sodio Na^+
11 protones (+)
10 electrones (-)
12 neutrones



Anión de Flúor F^-
9 protones (+)
10 electrones (-)
10 neutrones

El flúor ahora queda cargado negativamente porque tiene más electrones que protones (F^-) y el sodio, positivamente porque tiene más protones que electrones (Na^+). Como las cargas de distinto signo se atraen, los cationes y aniones formados se unirán atraídos por sus cargas: se ha formado un **enlace iónico**, ya que se mantiene unido son iones de distinta carga.

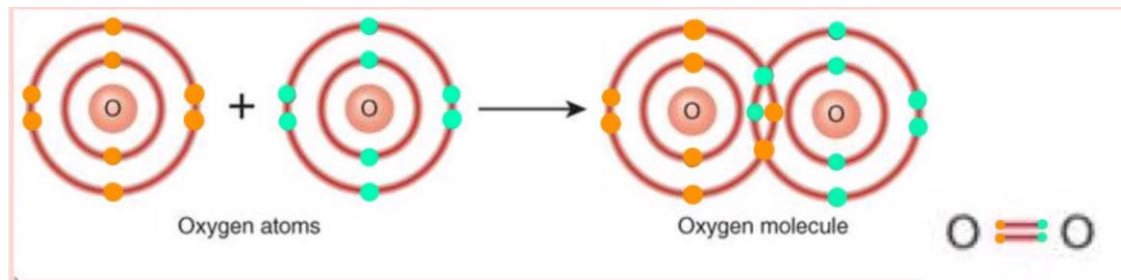


Enlace covalente

Si los átomos que se enfrentan son ambos no metales, ninguno de los dos cederá electrones, pero pueden **compartir electrones**. Se forma así un **enlace covalente**.

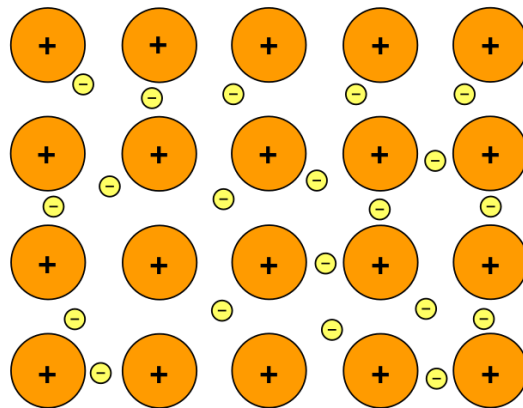
En el enlace covalente los átomos se unen dos a dos, compartiendo dos, cuatro o seis electrones y recibiendo el nombre de enlace simple, enlace doble o enlace triple. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace. En la siguiente imagen puedes ver como dos átomos de oxígeno, cada uno con 6 electrones en la última capa, comparten cada uno de ellos 2 con el otro átomo. Esos electrones que comparten girarán unas veces alrededor de uno de los átomos, y otras veces alrededor del otro, de forma que así se consigue que esos átomos permanezcan unidos

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA



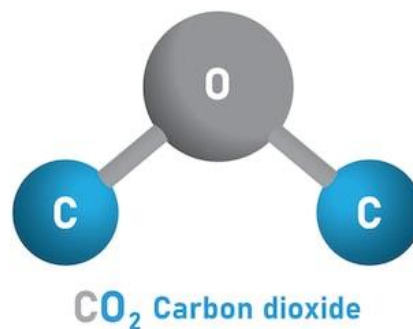
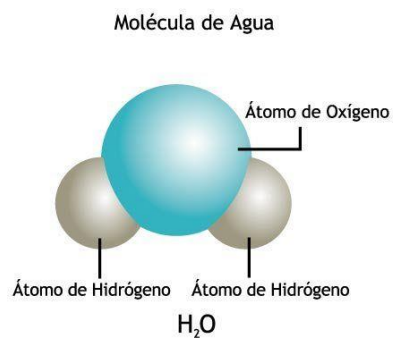
Enlace metálico

Los metales, con pocos electrones en su última capa, tienen tendencia a liberar esos electrones. Si no hay átomos no metálicos alrededor, los metales **liberan sus electrones y forman una estructura de cationes (carga +)**, rodeados por una **nube de electrones (carga -)** que mantienen unidos los cationes; es decir, los electrones son compartidos por todos los núcleos



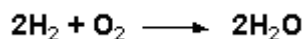
Las moléculas

Cuando los átomos se unen mediante enlaces se forman unas nuevas entidades formadas por los átomos unidos. Son las **moléculas**. Las moléculas (y las sustancias que estas forman) se representan habitualmente mediante **fórmulas químicas**. En una fórmula química, se escriben los símbolos de los elementos que forman la molécula, añadiendo números que indican el número de átomos de cada elemento que intervienen. Las moléculas también pueden unirse entre sí, mediante enlaces moleculares (puentes de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals), que son más débiles y fáciles de romper que los enlaces atómicos. A continuación puedes ver algunos ejemplos:



Las reacciones químicas

Una **Reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) se transforman y se forman una o más sustancias nuevas. Las **ecuaciones químicas** son el modo de representar a las reacciones químicas. Por ejemplo, el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con". La flecha significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas **reactivos**. A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**. Los números al lado de las fórmulas son los **coeficientes** (el coeficiente 1 se omite).

Interpretación de las ecuaciones químicas:

- ✓ La materia de la que se parte en la reacción son los reactivos y lo que se obtienen los productos.
- ✓ Debemos conocer el tipo de reacción que vamos a llevar a cabo.

