

TEMA 4.- Estructura de la materia

ÍNDICE GENERAL

1.- Concepto y tipos de sustancias puras.

2.- El átomo.

2.1.- Concepto de átomo.

2.2.- Estructura del átomo.

2.3.- Número atómico y número másico.

2.4.- Concepto y tipos de iones.

3.- Sistema periódico de los elementos químicos.

3.1.- Evolución histórica.

3.2.- Estructura e importancia de la tabla periódica.

4.- Uniones entre átomos: enlace químico.

4.1.- Concepto y formación. Moléculas y cristales. Fórmulas químicas.

4.2.- Masas atómicas y moleculares. Concepto de unidad de masa atómica.

4.3.- Tipos de enlace químico: iónico, covalente y metálico.

1.- CONCEPTO Y TIPOS DE SUSTANCIAS PURAS.

Cualquier sustancia material puede ser de 2 tipos: pura e impura (o mezcla). Si en el tema anterior estudiamos las sustancias impuras, en este tema estudiaremos el segundo tipo. Recordemos que una sustancia pura es aquella que está formada por un solo tipo de materia o de sustancia, y que puede ser de 2 tipos:

- **Elemento**: es aquella sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas. Todos los elementos químicos que se conocen aparecen en la tabla periódica (ver apartado 3).
- **Compuesto**: es aquella sustancia pura que puede descomponerse en otras sustancias más sencillas, es decir, un compuesto estará formado por 2 o más elementos químicos diferentes. Los compuestos se escriben abreviadamente utilizando fórmulas químicas (ver apartado 4.1). Ejemplos son el agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), amoníaco (NH_3), etc.

2.- EL ÁTOMO.

2.1.- CONCEPTO DE ÁTOMO.

Si consiguiéramos dividir una sustancia en partes cada vez más pequeñas, llegaríamos a una partícula muy pequeña que tendría las mismas propiedades que uno cualquiera de los elementos químicos que forman la sustancia:

Un átomo es la partícula más pequeña que existe en la Naturaleza y que tiene las propiedades de un determinado elemento químico.

Así, un átomo de oro es la partícula más pequeña que existe en la Naturaleza y que tiene las propiedades del elemento químico oro.

2.2.- ESTRUCTURA DEL ÁTOMO.

Aunque, como acabamos de decir, un átomo es la partícula más pequeña con las mismas propiedades de un cierto elemento químico, ello no significa que sea indivisible. De hecho, en este apartado estudiaremos la estructura interna de un átomo, es decir, cómo es un átomo por dentro.

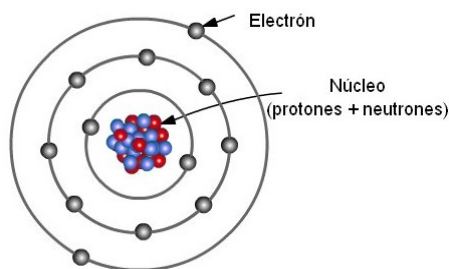
Los fenómenos de electrización de la materia se conocen desde la Antigüedad. Así, los griegos sabían que algunas sustancias, como el ámbar (*elektron*, en griego), atraían trocitos de papel al ser frotados. Sin embargo, no fue hasta mediados del siglo XIX y principios del siglo XX hasta cuando se logró comprender perfectamente por qué sucedían estos fenómenos.

Hoy en día sabemos que la carga eléctrica puede ser positiva o negativa, y que puede transferirse (o pasar) de un objeto a otro (por ejemplo, cuando los frotamos). Por tanto, si los objetos pueden tener carga eléctrica y están formados por átomos, deducimos que los átomos no son indivisibles, sino que contienen carga eléctrica en su interior.

El átomo está en realidad prácticamente hueco, de modo que tiene una estructura parecida a la del Sistema Solar en la que pueden diferenciarse 2 zonas:

- **Zona central o núcleo:** en ella se encuentran las partículas con carga positiva o **protones** y partículas sin carga eléctrica o **neutrones**, muy juntos entre sí.
- **Zona externa o corteza:** en ella se encuentran las partículas con carga negativa o **electrones**, girando alrededor del núcleo a una gran distancia de él.

De acuerdo con todo lo dicho, la estructura del átomo queda como se indica en la figura siguiente:

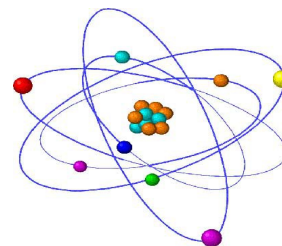


A los protones, neutrones y electrones se les llama **partículas subatómicas fundamentales**; sus propiedades más importantes aparecen en la siguiente tabla:

PARTÍCULA	MASA	CARGA
Protón	$1'672 \cdot 10^{-27}$ kg	1
Neutrón	$1'675 \cdot 10^{-27}$ kg	0
Electrón	$9'11 \cdot 10^{-31}$ kg	-1

De la tabla anterior extraemos las siguientes conclusiones:

- Las masas del protón y del neutrón (también llamados *nucleones*) son casi iguales, y su valor es casi 1800 veces superior a la masa del electrón. Por tanto, **la mayor parte de la masa de un átomo se encontrará en su núcleo.**
- La materia suele ser eléctricamente neutra, y como sabemos que está formada por átomos deducimos que **si un átomo es neutro, deberá tener el mismo número de protones en su núcleo que de electrones en su corteza.**
- **El átomo es divisible**, es decir, está formado por partículas más pequeñas que él.



2.3.- NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSIICO.

Para saber cuántas partículas fundamentales forman un átomo de un elemento se suele escribir lo siguiente:



donde X es el símbolo del correspondiente elemento. A los números Z y A se les llama números atómico y másico, respectivamente:

- **Número atómico (Z):** es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.
- **Número másico (A):** es el número de nucleones (o suma de protones y de neutrones) que hay en el núcleo de un átomo.

2.4.- CONCEPTO Y TIPOS DE IONES.

Lo más habitual es que los átomos sean neutros; sin embargo, en algunas ocasiones pueden adquirir carga eléctrica. A un átomo con carga eléctrica se le llama **ión**. Existen 2 tipos de iones:

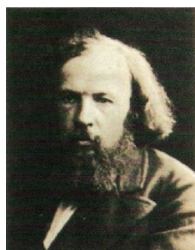
- **Catión:** es un átomo que tiene carga eléctrica positiva, lo cual significa que ha perdido uno o varios electrones de su capa más externa.
- **Anión:** es un átomo que tiene carga eléctrica negativa, lo cual significa que ha ganado uno o varios electrones procedentes de otro átomo y los ha incorporado a su capa más externa.

La carga eléctrica de un átomo se indica mediante un superíndice (número seguido de un signo + ó -) en la parte superior derecha del símbolo del elemento químico. Ejemplos:

- ${}_{11}^{23}\text{Na}^+$ → se trata de un átomo de sodio con una carga eléctrica positiva (catión); contiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones.
- ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$ → se trata de un átomo de azufre con dos cargas negativas (anión); contiene 16 protones, 16 neutrones y 18 electrones.

3.- SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

3.1.- EVOLUCIÓN HISTÓRICA.



A mediados del siglo XVII se conocían 13 elementos químicos. En el año 1800 se conocían solamente 26, y en el año 1830 ya se conocían 55. Es por ello por lo que los científicos de la época comenzaron a preocuparse por buscar una manera lógica de ordenar todos los elementos que se iban descubriendo. Tras algunos intentos fallidos, los primeros científicos que con acierto comenzaron a ordenar los elementos químicos conoci-

dos fueron el químico alemán **Lothar Meyer** y el ruso **Dimitri Mendeleiev** (en la figura). Ambos, simultánea pero independientemente, ordenaron en 1869 los 63 elementos químicos que se conocían de menor a mayor masa atómica. De esta manera, observaron que los elementos químicos con propiedades parecidas aparecían en la misma columna, es decir, las propiedades químicas de los elementos se repetían de manera periódica. Esta manera de clasificar los elementos tuvo mucho éxito, pues Mendeleiev dejó algunos huecos en su tabla en los que deberían situarse elementos químicos aún no descubiertos, lo cual se comprobó más tarde.

Sin embargo, la tabla periódica de Mendeleiev también tenía algunos errores, pues algunos elementos estaban colocados donde no debían. Por ello, el científico inglés **Henry Moseley** propuso en el año 1913 ordenar los elementos químicos de menor a mayor número atómico. De esta manera, obtuvo una tabla periódica muy parecida a la de Mendeleiev, y que además no contenía los errores que había en ella, en la que las propiedades de los elementos se repetían cada vez que se bajaba de fila (*ley periódica*). De hecho, la tabla periódica, tal y como la conocemos en la actualidad, se ordena de la misma manera que propuso Moseley.



3.2.- ESTRUCTURA E IMPORTANCIA DE LA TABLA PERIÓDICA.

La tabla periódica (o sistema periódico) actual contiene los 114 elementos químicos conocidos y ordenados en orden creciente (de menor a mayor) de número atómico. De estos 114 elementos, 89 son naturales (existen en la Naturaleza) y el resto son artificiales (se han obtenido en los laboratorios).

El sistema periódico se estructura en columnas y en filas; esta manera de ordenar los elementos es la que le confiere una gran importancia:

- Contiene **18 columnas, grupos o familias**, en los cuales se sitúan los elementos que tienen propiedades químicas parecidas, esto es, forman compuestos químicos parecidos y participan en procesos químicos parecidos.
- Contiene también **7 filas o períodos**, a lo largo de las cuales las propiedades químicas de los elementos varían de forma regular (aumentando o disminuyendo). Es por ello por lo que se les llama *propiedades periódicas*. Así, por ejemplo, cuando avanzamos hacia la izquierda en un período aumenta el carácter metálico de los elementos. Además, **todos los elementos químicos situados en la misma fila o período tienen el mismo número de capas de electrones en su corteza**.

Podemos extraer más información de la tabla periódica:

- Los metales se encuentran en las zonas izquierda y central de la tabla periódica; los no metales se sitúan en la parte derecha. Las propiedades más importantes de ambos tipos de elementos son las siguientes:
 - Metales:** se caracterizan porque poseen **1, 2 ó 3 electrones de valencia**. La mayoría de los elementos químicos conocidos son metales. Sus propiedades más importantes son:
 - Tienen brillo metálico.
 - Suelen ser duros.
 - Conducen la electricidad y el calor.
 - Tienen densidades altas.
 - Suelen tener altos puntos de fusión y de ebullición.
 - No metales:** se caracterizan porque poseen **4, 5, 6 ó 7 electrones de valencia**. Algunas de sus propiedades más importantes son:
 - Suelen ser aislantes caloríficos y eléctricos.

- Suelen ser blandos o frágiles.
 - Tienen densidades bajas.
 - Suelen tener bajos puntos de fusión y de ebullición.
- Los distintos grupos tienen nombres tradicionales que siguen empleándose; estos nombres son los siguientes:

GRUPO O FAMILIA	NOMBRE
1	alcalinos
2	alcalinotérreos
3 a 12	metales de transición
13	térreos o boroides
14	carbonoides
15	nitrogenoides
16	anfígenos
17	halógenos
18	gases nobles

Mostramos a continuación la estructura de la tabla periódica actual:

El diagrama muestra la tabla periódica con los siguientes bloques y elementos:

- Elementos tipo s:** Grupo 1 (Alcalinos) y Grupo 2 (Alcalinotérreos).
- Elementos tipo d:** Metales de transición (Grupos 3-10).
- Elementos tipo p:** Grupos 13-18 (Térreos, Carbonoides, Nitrogenoides, Anfígenos, Halógenos, Gases nobles).
- Elementos tipo f:** Elementos de transición interna (tierras raras) en la parte inferior.

4.- UNIONES ENTRE ÁTOMOS: ENLACE QUÍMICO.

4.1.- CONCEPTO Y FORMACIÓN. MOLÉCULAS Y CRISTALES. FÓRMULAS QUÍMICAS.

En la naturaleza son muy pocos los átomos que se encuentran libres o aislados; de hecho, la mayoría de los átomos aparecen unidos a otros átomos, formando moléculas o cristales. Ello se debe a que cuando los átomos están unidos tienen menor energía que cuando se encuentran libres, por lo que alcanzan mayor estabilidad.

Llamamos enlace químico a la unión existente entre dos átomos

Los átomos pueden formar moléculas o cristales cuando se unen entre ellos:

- Una **molécula** es la unión de un número relativamente pequeño de átomos.
- Un **cristal** es la unión de un elevado número de átomos, estando éstos perfectamente ordenados en el espacio.

Podemos representar abreviadamente las moléculas y los cristales mediante **fórmulas químicas**; una fórmula química contiene letras y números:

- Las letras nos indican los símbolos de los elementos químicos que forman la molécula o el cristal.
- Los números nos indican el número de átomos de cada elemento químico que forman la sustancia. Se escriben abajo y a la derecha de cada símbolo. En caso de tratarse de una molécula, dichos números nos indican el nº real de átomos que contiene; en caso de tratarse de un cristal, nos indica la relación más sencilla entre el nº de átomos que existe en la sustancia.

Ejemplos:

- ✓ El agua es una molécula de fórmula H₂O. Esta fórmula nos indica que una molécula de agua contiene 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
- ✓ La sal es una sustancia cristalina cuya fórmula es NaCl. Esta fórmula nos indica que en un trozo de sal hay un átomo de sodio por cada átomo de cloro, es decir, hay el mismo nº de átomos de ambos elementos.

4.2.- MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES. CONCEPTO DE UNIDAD DE MASA ATÓMICA.

Hemos visto antes que las masas de las partículas subatómicas fundamentales son muy pequeñas si las expresamos en gramos o en kilogramos. Es por ello por lo que cuando tenemos que expresar la masa de un átomo o de una molécula debemos utilizar una unidad de masa más adecuada, es decir, más pequeña. A esta unidad se le llama **unidad de masa atómica** (abreviadamente, uma ó u), cuyo valor es el siguiente:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Así, decimos que la masa atómica es la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (uma ó u); la masa molecular será la masa de una molécula (o del cristal más sencillo de una cierta sustancia) expresada en unidades de masa atómica (uma ó u). **Para hallar la masa molecular de una sustancia, sumamos las masas atómicas de los átomos que la forman.**

Ejemplo: La masa atómica del H vale 1 u; la del oxígeno es de 16 u. Así, la masa molecular del agua será:

$$\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ u}$$

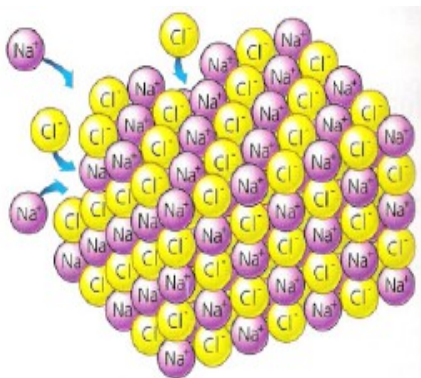
puesto que una molécula de agua contiene 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno.

4.3.- TIPOS DE ENLACE QUÍMICO: IÓNICO, COVALENTE Y METÁLICO.

Dependiendo de cómo sean los átomos que se unan, el enlace químico puede ser de 3 tipos:

-ENLACE IÓNICO-

Se da entre un átomo metálico y otro no metálico.



Las sustancias iónicas aparecen en la naturaleza formando **cristales**, en los que los cationes y los aniones se colocan de manera perfectamente ordenada. Así, la estructura de la sal común resulta ser la que aparece en la figura de la izquierda. Observar que el **empaquetamiento** entre los átomos de sodio y de cloro es máximo.

Las **propiedades de las sustancias iónicas** son las siguientes:

- Son sólidas y duras a temperatura ambiente.
 - Son frágiles.
 - Tienen altos puntos de fusión y de ebullición.
 - Suelen ser solubles en agua.
- Suelen ser malos conductores del calor y de la electricidad; sin embargo, conducen la corriente eléctrica disueltas en agua o fundidas.

-ENLACE COVALENTE-

Se da entre 2 átomos no metálicos, ya sean iguales o diferentes.

Las sustancias covalentes aparecen en la Naturaleza formando **moléculas o cristales**. Cada una de estas sustancias tendrá sus **propiedades** características:

Propiedades de las moléculas covalentes (O_2 , N_2 , Cl_2 , H_2O , CO_2 ,...):

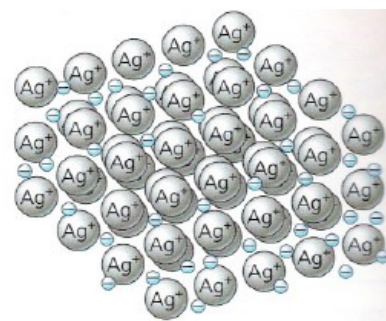
- Pueden aparecer en cualquiera de los 3 estados de agregación. Si son sólidas, suelen ser blandas a temperatura ambiente.
- Tienen bajos puntos de fusión y de ebullición.
- Suelen ser poco solubles en agua.
- Suelen ser malos conductores del calor y de la electricidad.

Propiedades de los cristales covalentes (diamante, grafito, cuarzo, piedras preciosas,...):

- Suelen ser muy duros a temperatura ambiente.
- Tienen altos puntos de fusión y de ebullición.
- Suelen ser poco solubles en agua.
- Suelen ser malos conductores del calor y de la electricidad.

-ENLACE METÁLICO-

Se da entre 2 átomos metálicos iguales. **Tiene propiedades intermedias entre el enlace iónico y el covalente**. Se forma debido a que los núcleos de los átomos metálicos se colocan ordenadamente en el espacio formando una red cristalina. En la figura de la derecha se muestra el ejemplo de la plata.



Las **propiedades de las sustancias metálicas** son las siguientes:

- Casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio.
- Se deforman con facilidad formando hilos (ductilidad) o láminas (maleabilidad).
- Suelen ser buenos conductores del calor y de la electricidad, ya que los electrones se mueven casi con total libertad.
- Suelen oxidarse con facilidad.
- Tienen un brillo característico llamado brillo metálico.
- Suelen ser insolubles en agua.