

TERCER
AÑO

QUÍMICA III

BACHILLERATO ORIENTADO EN CIENCIAS SOCIALES
ESPECIALIZADO EN CARTOGRAFIA

ESTRUCTURA MODULAR N° 1

Sistemas materiales – Transformaciones Químicas – El átomo – Uniones Químicas – Compuestos Inorgánicos – Estequiometría y energía de las reacciones químicas.

Objetivos específicos:

- Interpretar el concepto de materia y sus propiedades.
- Diferenciar los estados de agregación de la materia.
- Interpretar los cambios de estado.
- Clasificar los sistemas materiales y seleccionar métodos de separación de fases y fraccionamiento de fases.
- Reconocer fenómenos físicos y químicos.
- Diferenciar reacciones de descomposición y combinación química.
- Interpretar el concepto de elemento químico, como sus símbolos y diferenciar metales de no metales.
- Definir masa atómica, molecular, mol y volumen molar, resolver problemas relacionados con estos.
- Identificar las partículas atómicas, interpretar la tabla periódica de los elementos.
- Reconocer los distintos tipos de uniones químicas.
- Identificar compuestos químicos inorgánicos y realizar su obtención.
- Resolver problemas aplicando relaciones de masas, volúmenes y números de moles de moléculas y también con cálculo de rendimiento.

MÓDULO PRIMER CUATRIMESTRE

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES

La materia y sus cambios

En el mundo que nos rodea reconocemos objetos perceptibles como plantas, rocas, nubes, denominados *cuerpos*. Estos están sometidos a diversos cambios o *fenómenos* cuyo estudio corresponde a ciencias como la *física*, la *química* y la *biología*. Dichas ciencias pretenden explicar el comportamiento del mundo físico y deben ser verificables, es decir, sometidos a la observación y la experimentación, de allí que la *química* sea considerada como ciencia *experimental*.

Así, nosotros observamos objetos a los que denominamos *cuerpos*, que pueden ser diferentes pero tienen rasgos comunes, por ejemplo:

- tienen **masa**: en una balanza, la desequilibran.
- Son **impenetrables**: 2 cuerpos no pueden ocupar el mismo espacio.
- Tienen **volumen**: es decir ocupan lugar en el espacio.

Esto se debe a que los cuerpos tienen un componente común llamado MATERIA, de allí que los cuerpos sean objetos materiales.

Hay diferentes clases de materias que se distinguen por el color, la textura, el olor, el estado físico, etc. Cada una de las clases particulares de materia constituye una SUSTANCIA; las características especiales que muestran cada una, son propiedades de esa sustancia.

Masa y Peso

Masa y peso no son equivalentes. Mientras la masa es invariable, no depende del lugar donde se la mida, el peso es variable ya que depende de la atracción gravitatoria entre un cuerpo y la tierra.

Las unidades de peso y masa en el SI (sistema internacional) son:

Peso: N (Newton) y Masa: Kg (Kilogramo)

Moléculas y Átomos

En la actualidad se acepta que la materia es **discontinua**. De acuerdo con esto, los cuerpos están formados por pequeñas partículas denominadas **moléculas**, que a su vez constan de partículas menores llamadas **átomos**.

Materia y Energía

El universo está constituido no solamente por materia sino también por energía. La materia se caracteriza por poseer masa y ocupar un lugar en el espacio.

La energía adopta diversas formas y sufre continuas transformaciones: así, la energía cinética de un cuerpo lanzado verticalmente hacia arriba se convierte en forma gradual en Energía potencial y calor debido al rozamiento con el aire; otro ejemplo es la energía potencial de las moléculas de un cuerpo (E:Qca.) se transforma en calor y luz (E. Radiante) cuando el cuerpo se quema.

Al producir la transformación de una energía en otra siempre hay una fracción de la primera que se transforma en calor que se disipa en el ambiente y no realiza ningún trabajo. En estos casos, decimos que la energía “se degrada” y la E_i (energía inicial) es igual a la E_f (Energía final) más la $E_{disipada}$ (energía disipada).

$$E_i = E_f + E_{disipada}$$

En 1905, Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones distintas de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa, de acuerdo con:

$$E = m \cdot c^2$$

m : masa

c: velocidad de la luz en el vacío = 300000 km/h

Esto se comprobó cuando se realizaron las primeras experiencias sobre reacciones atómicas (Enrico Fermi).

Propiedades de la Materia

Una propiedad es simplemente una cualidad de una sustancia, por ejemplo: el color del oro es amarillo, también debemos decir que es brillante, más denso que el agua, que no se altera con el agua, etc.

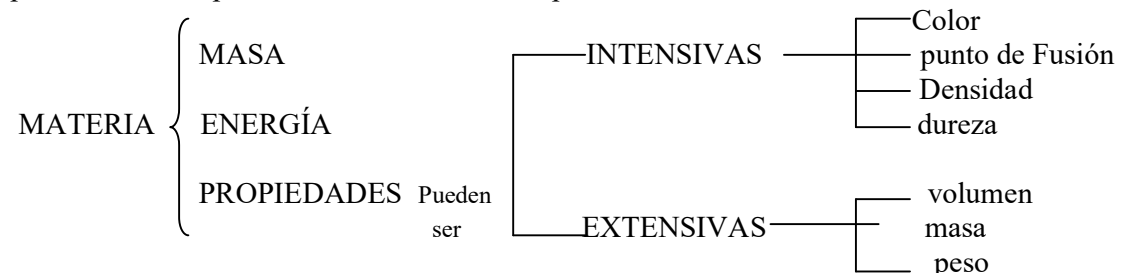
Las primeras propiedades que reconocimos son las percibidas por los sentidos, pero que no permiten diferenciar las sustancias, por ejemplo, la cal, el azúcar y la naftalina son sólidos blancos. Por eso es más confiable recurrir a otras propiedades, que deben ser establecidas por medición experimental: por ejemplo, el punto de fusión, el de ebullición, densidad, etc., que determinadas en las mismas condiciones tienen valores constantes. Son constantes físicas.

Puede ocurrir que dos sustancias distintas coincidan respecto de algunas de estas propiedades, pero para poder hacerlo se tiene en cuenta el conjunto de todas las que es posible precisar.

Las propiedades de las sustancias pueden clasificarse en extensivas e intensivas.

Extensivas: dependen de la cantidad de sustancia, por el ejemplo: peso, volumen, masa.

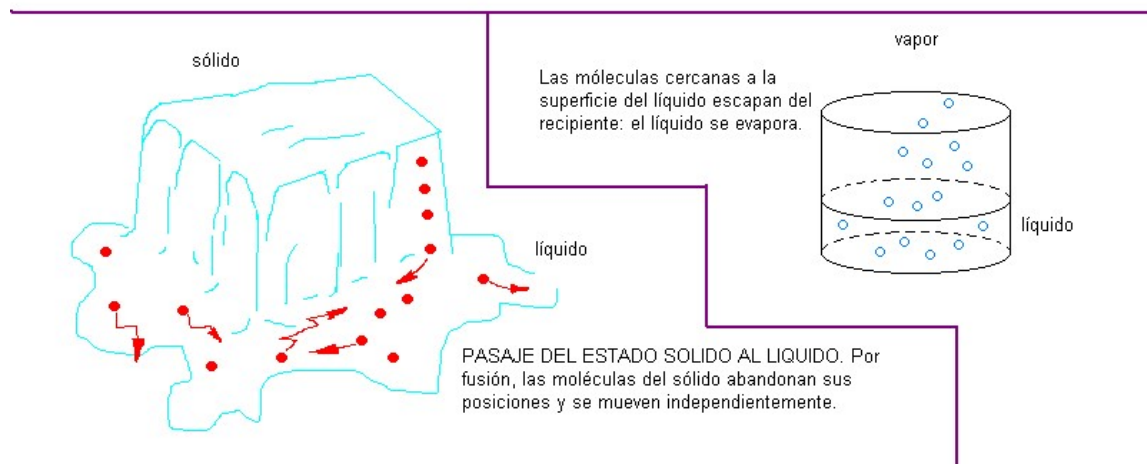
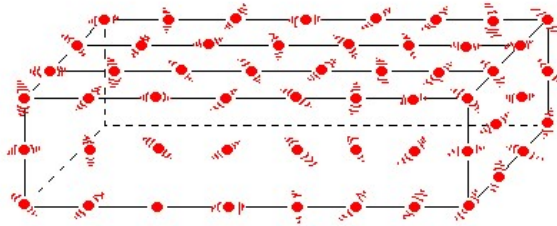
Intensivas: no dependen de la cantidad de materia sino de su calidad. Por ejemplo: densidad, punto de fusión, punto de ebullición, calor específico, etc.



Estados de la materia

La enorme variedad de sustancias diferentes pueden ser agrupadas en tres clases: gases, líquidos y sólidos. Se los llama **estados de la sustancia** o **estados de agregación de la sustancia**.

ESTRUCTURA DE UN SÓLIDO.
En un sólido las partículas vibran alrededor de posiciones fijas.



Para explicar los diferentes estados de la materia se ha elaborado una teoría (molecular) que tiene validez y está basada en estos supuestos:

- La materia está formada por partículas que se hallan en continuo movimiento.
- Estas partículas están separadas entre sí, pero entre ellas hay fuerzas de atracción que las acercan: las **fuerzas de cohesión**.
- Estas fuerzas son más intensas, cuanto más cercanas están, y cuanto más lento es el movimiento. Por eso la atracción es, pues débil cuanto más alejadas se encuentran y se mueven a mayor velocidad.

Así, en el **estado gaseoso** las moléculas se separan porque las fuerzas de cohesión son más débiles. Si el gas está contenido en un recipiente, en su movimiento incesante y desordenado, las moléculas chocan entre sí y contra las paredes, este continuo golpeteo contra las paredes es la causa de la presión ejercida por el gas.

En el **estado líquido** las moléculas están separadas por espacios relativamente menores y se atraen por lo que su movimiento es menor y que también fluyan, por lo tanto no tienen forma definida, pero si un volumen propio, ya que esa atracción no permite a sus moléculas escapar a la influencia de sus vecinos.

En el **estado sólido** la forma y el volumen son propios, las moléculas no tienen movimiento de traslación, están ordenadas en posiciones fijas y sólo realizan movimientos de vibración en sus sitios. Las fuerzas de atracción son muy intensas, lo que determina la rigidez de su forma y su volumen definido.

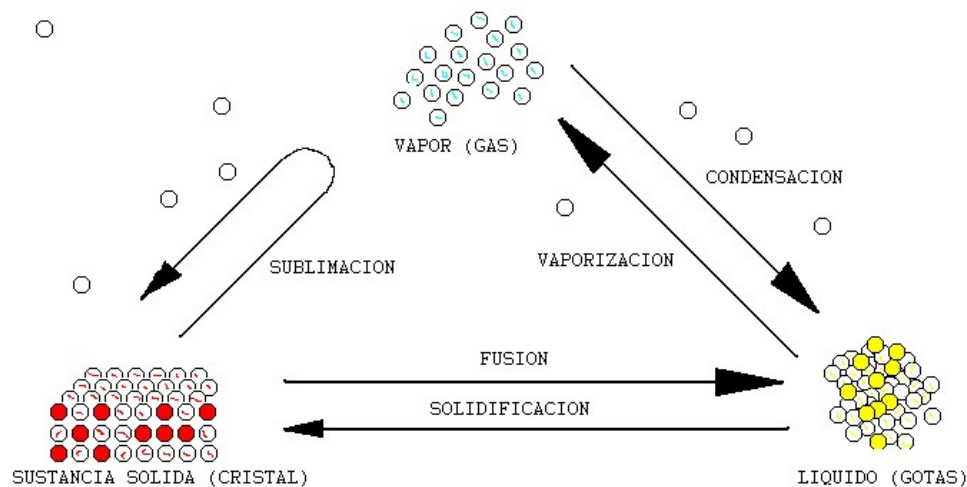
Estado amorfo Algunas sustancias como el cloruro de sodio presentan una organización interna ordenada que se conoce como Estructura Cristalina y se denomina cristal. Pero otras sustancias como el vidrio, caucho y plásticos al solidificarse nunca adquieren estado cristalino; sus moléculas son largas, entrelazadas, que al enfriarse encuentran una orientación apropiada y se las denomina amorfas.

En realidad los sólidos amorfos son sólidos sobreenfriados y de gran viscosidad que fluyen constantemente, aunque con demasiada lentitud como para poder observar el fenómeno a la temperatura ambiente.

Para distinguir un sólido cristalino de un amorfo, sólo basta golpearlos, si se rompe originando una superficie o cara plana es un cristal, en tanto que si es sólido amorfo se rompe en trozos de superficie irregular, generalmente redondeados.

Cambios de estado

Una misma sustancia puede existir en cualquiera de estos tres estados, uno, sólo debe darle o quitarle energía.



LOS ESTADOS DE LA MATERIA Y SUS CAMBIOS.

Clasificación de los sistemas materiales

Sistema material es toda porción del Universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Ejemplo: un vaso de agua, gas en un globo, etc.

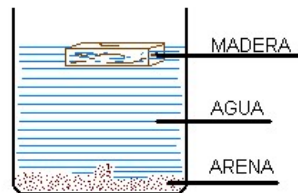
Hay dos tipos de sistemas: homogéneos y heterogéneos.

Sistemas homogéneos: son los que presentan las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. Se caracterizan por presentar continuidad cuando se los observa a simple vista, al microscopio y aun al ultra microscopio. Por ejemplo: agua pura o agua salada. Estos sistemas son siempre sustancias puras o soluciones.

Sistemas heterogéneos: son los que presentan propiedades intensivas en por los menos dos de sus puntos. En un sistema heterogéneo se denomina **fase** a cada uno de los sistemas homogéneos en los que pueden considerarlo dividido.

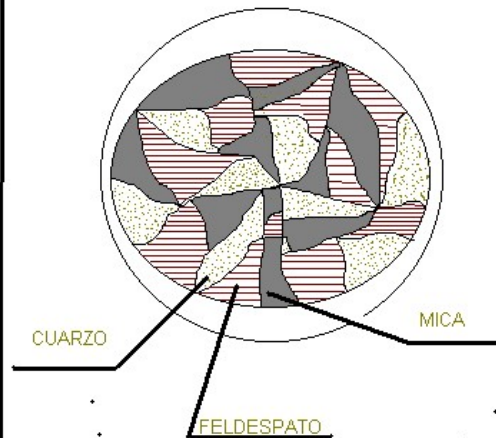
Ejemplo: arena y agua que consta de dos fases, o arena, agua y madera que presenta 3 fases.

SISTEMA HETEROGENEO DE DOS FASES.



SISTEMA HETEROGENEO DE TRES FASES.

TROZO DE GRANITO OBSERVADO CON LUPA; SISTEMA HETEROGENEO CONSTITUIDO POR CUARZO, FELDESPATO Y MICA (FACES).



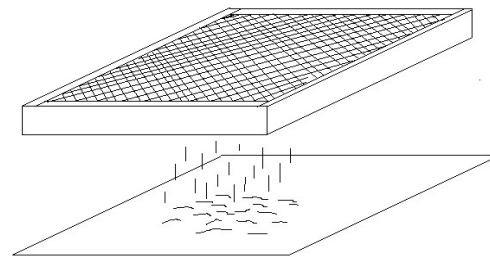
Las fases pueden presentar cualquiera de los tres estados y están separados entre sí por superficies netas y definidas.

SEPARACIÓN DE FASES

Los sistemas homogéneos suelen formar parte de sistemas heterogéneos, cuyas fases es necesario separar. Para ello se emplean diversos métodos cuyas características dependen del estado físico que presentan las fases.

Tamización

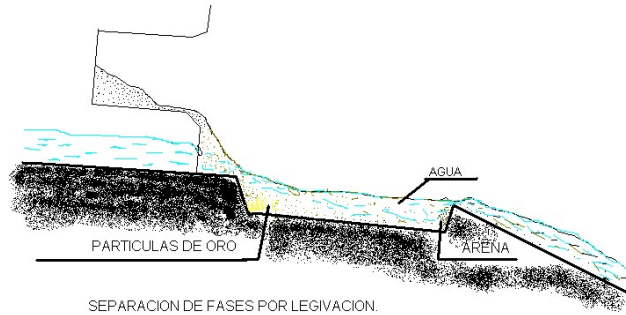
Este método se emplea cuando el sistema heterogéneo está formado por fases sólidas, cuyas partículas son de diferente tamaño. Por ejemplo: separar arena de canto rodado. En el tamiz queda el canto rodado y la arena lo atraviesa.



SEPARACION DE FASES POR TAMIZACION

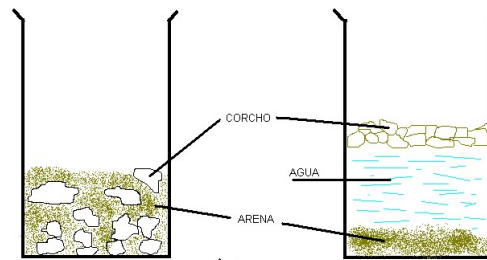
Levigación

Mediante la levigación se separan sistemas heterogéneos formados por fases sólidas de distinta densidad. Por ejemplo: para separar el oro de las arenas auríferas se hace pasar sobre el sistema una corriente de agua que arrastra el componente más liviano (arena) y deja el más pesado (oro).



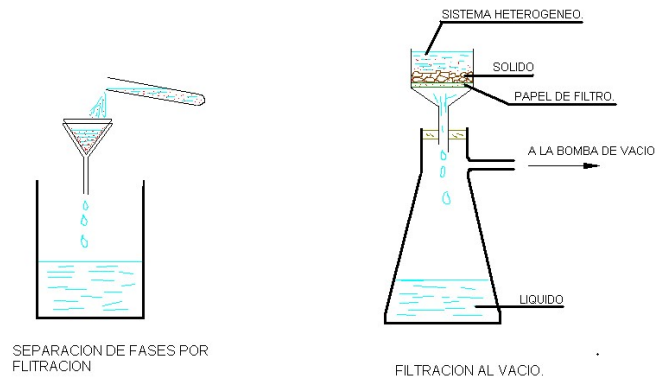
Flotación

Con este método se separan sistemas heterogéneos en reposo formados por sólidos de distinta densidad tales como arena y partículas de corcho. Si se sumerge el sistema en un líquido de densidad intermedia (agua por ejemplo) la fase más liviana (corcho) flota y la más pesada (arena) se deposita en el fondo del recipiente.



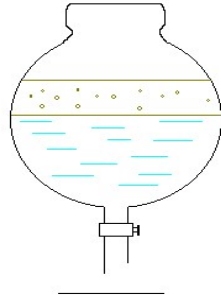
Filtración

Permite separar una fase sólida dispersa en un medio líquido, tal como talco en agua. Se usan filtros de papel, arena, carbón en polvo, amianto, algodón, porcelana, etc. Las partículas de talco quedan en el filtro y el agua pasa a través de él. Esto se puede acelerar, sometiendo el sistema a presiones o realizando la filtración al vacío.

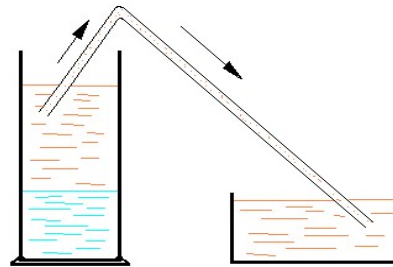


Decantación

Se emplea para separar las fases de un sistema heterogéneo formado por líquidos no miscibles (no solubles entre sí) de distinta densidad, por ejemplo: agua y nafta. Si se deja el sistema en reposo, por diferencia de densidad se separan ambas fases; la nafta (menos densa) sobrenada y el agua (más densa) se deposita en el fondo del recipiente. Se pueden usar ampollas de decantación, o por succión con pipeta o sifón.



AMPOLLA DE DECANTACION

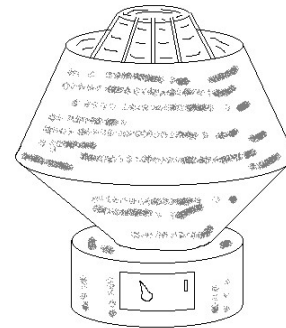


SEPARACION DE FASES POR DECANTACION

Centrifugación

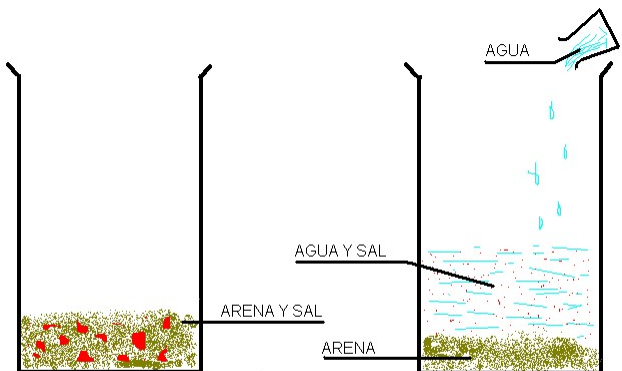
Se emplea para acelerar el proceso de decantación, sometiendo el sistema a una rotación. La fuerza centrífuga que actúa sobre las fases permite la separación de las mismas con mayor rapidez. Centrifugadoras especiales se utilizan por ejemplo, para separar la crema de la leche.

CENTRIFUGADORA ELECTRICA UTILIZADA EN BIOQUIMICA



Disolución

Se aplica cuando una de las fases es soluble en un determinado solvente, mientras que la otra no lo es. Un sistema formado por arena y sal puede ser separado introduciendo agua, luego de agitar y disolver la sal, se lo somete a filtración, separándose así la arena del agua salada. Luego por evaporación se separa el agua de la arena.



SEPARACION DE FASES POR DISOLUCION

Sublimación

Permite separar aquellas fases capaces de sublimar, eso ocurre en el caso de un sistema formado por yodo y arena. El yodo por efecto del calor se sublima (se convierte en vapor), adoptando nuevamente el estado sólido al tomar contacto con una superficie fría.

FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS HOMOGÉNEOS (Soluciones)

Si tenemos una solución para separar los componentes se deben aplicar métodos de fraccionamiento que son destilación simple o fraccionada, cristalización y cromatografía.

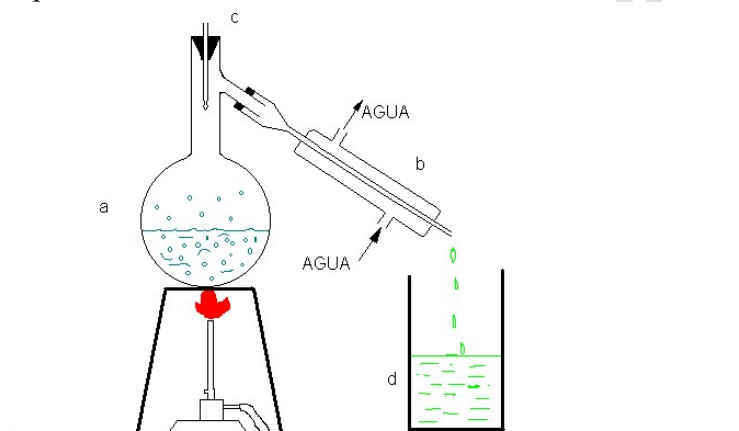
Destilación simple

Se emplea para separar un líquido de sales disueltas. El fundamento es sencillo, si la solución es llevada a una temperatura adecuada, el agua se vaporiza, separándose de la sal disuelta en ella; al condensar el vapor de agua obtenemos nuevamente agua en estado líquido.

El aparato de destilación consta de:

- un balón de destilación
- un tubo refrigerante
- un termómetro
- un recipiente colector

En el balón se coloca la solución y se la somete al calor, cuando se produce la ebullición, los vapores pasan al tubo refrigerante; allí se condensan. Para ello el conducto por donde circulan dichos vapores debe ser enfriados, lo cual se logra por medio de una corriente de agua que fluye continuamente por fuera de el mismo. El agua pura condensada se recoge en el recipiente colector.



APARATO DE DESTILACION SIMPLE.

Destilación fraccionada

Se emplea para separar líquidos volátiles que tengan puntos de ebullición diferentes. El vapor que penetra en el refrigerante y destila (a temperatura indicada por el termómetro) es el más volátil y prácticamente carece de otros vapores, obteniéndose así en el colector uno de los líquidos. Los restantes descienden hacia el balón.

De este modo es posible separar, por ejemplo, agua y acetona, cuyos puntos de ebullición son respectivamente 100°C y 56°C .

Cristalización

Se emplea para obtener un sólido disuelto en un líquido siempre que tenga la propiedad de cristalizar. Por evaporación del disolvente se separa el sólido cristalino.

Cromatografía en papel

Se basa en el principio por el cual varios sólidos en contacto con dos solventes no miscibles entre sí se reparten entre ellos. Esta distribución se realizará de acuerdo con la solubilidad de cada uno de los sólidos en cada disolvente.

Se toma una tira de papel poroso (cromatográfico o de filtro) que se coloca en un recipiente alto (cámara cromatográfica) que cierre herméticamente. Sobre una línea trazada a 2 cm del extremo del papel se colocan pequeñas gotas de la muestra de componentes a separar. El fondo del recipiente contiene 20 más solventes no miscibles o parcialmente miscibles como agua, alcohol butílico y ácido acético. La tira preparada se coloca en la cámara con el extremo “sembrado” con la muestra de modo que ese extremo toque los disolventes sin tocar la “siembra”, se cierra la cámara y se espera varias horas.

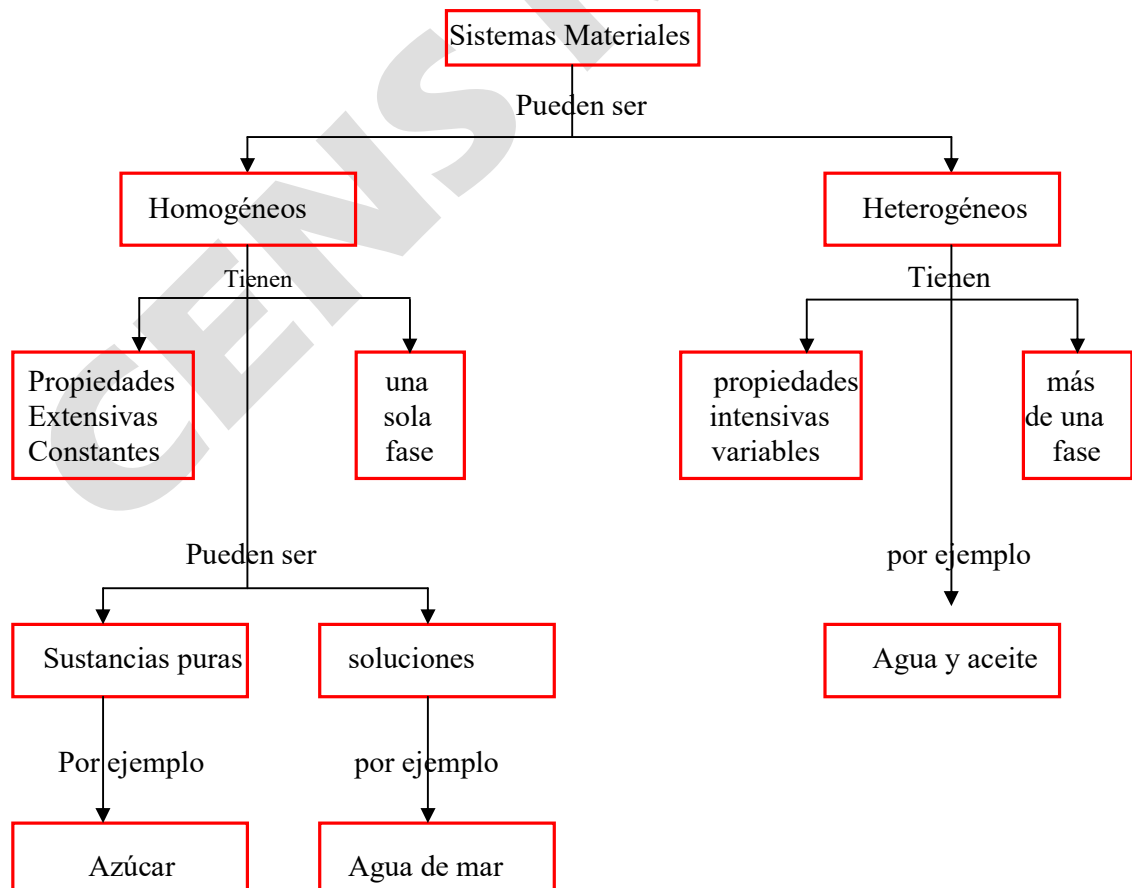
El agua impregnará el papel y constituye la fase fija, el otro ascenderá por capilaridad, arrastrando los solventes, es la fase móvil. El solvente más soluble en el disolvente orgánico ascenderá más lejos y el de menor solubilidad será retenido por el agua y ascenderá poco.

Después de transcurrido el tiempo necesario, el papel se retira, se seca y tendremos el cromatograma, si los compuestos son coloreados se verán manchas a distintas alturas, sino deberá usarse un *reactivo revelador* para poder visualizarlos.

Soluciones y sustancias puras

A pesar de que ambos son sistemas homogéneos, de los primeros se pueden obtener dos o más sustancias puras, en cambio de los segundos no se obtienen otras sustancias al aplicar métodos de fraccionamiento.

Esta observación nos permite entender la siguiente red conceptual:



Sistemas dispersos

Si agitamos una sistema heterogéneo formado por agua y arcilla, podemos observar las partículas de arcilla finamente divididas, dispersas en el agua. En el caso de una solución de sal en agua, sistema homogéneo, el grado de división del sólido es mucho mayor que en el caso anterior y las partículas de sal no son visibles. Ambos sistemas se denominan dispersos o dispersiones.

Las dispersiones comprenden sistemas homogéneos y heterogéneos en los que una fase contiene a otra distribuida en ella en forma de partículas muy pequeñas.

En los sistemas heterogéneos la fase dividida se llama fase dispersa y la otra fase dispersante. Esta nomenclatura no se usa en el caso de las soluciones porque constan de una sola fase.

Las partículas dispersas pueden presentar cualquiera de los 3 estados físicos, lo mismo sucede con el medio en que dichas partículas se hallan distribuidas por lo que existen nueve casos posibles como muestra el siguiente cuadro:

Dispersión De Partículas	Gas en	Gas (aire) líquido (soda) Sólido (esponja)
	Líquido en	gas (niebla) líquido (mayonesa) sólido (gelatina)
	Sólido en	Gas (humo) líquido (agua y sal) Sólido (talco y arena)

Las dispersiones más comunes son aquellas en que el medio donde se dispersan las partículas es un líquido.

La propiedad de los sistemas dispersos y su estabilidad dependen del tamaño de las partículas dispersas.

Si son muy grandes, los sistemas dispersos son inestables y en poco tiempo se produce la separación de fases.

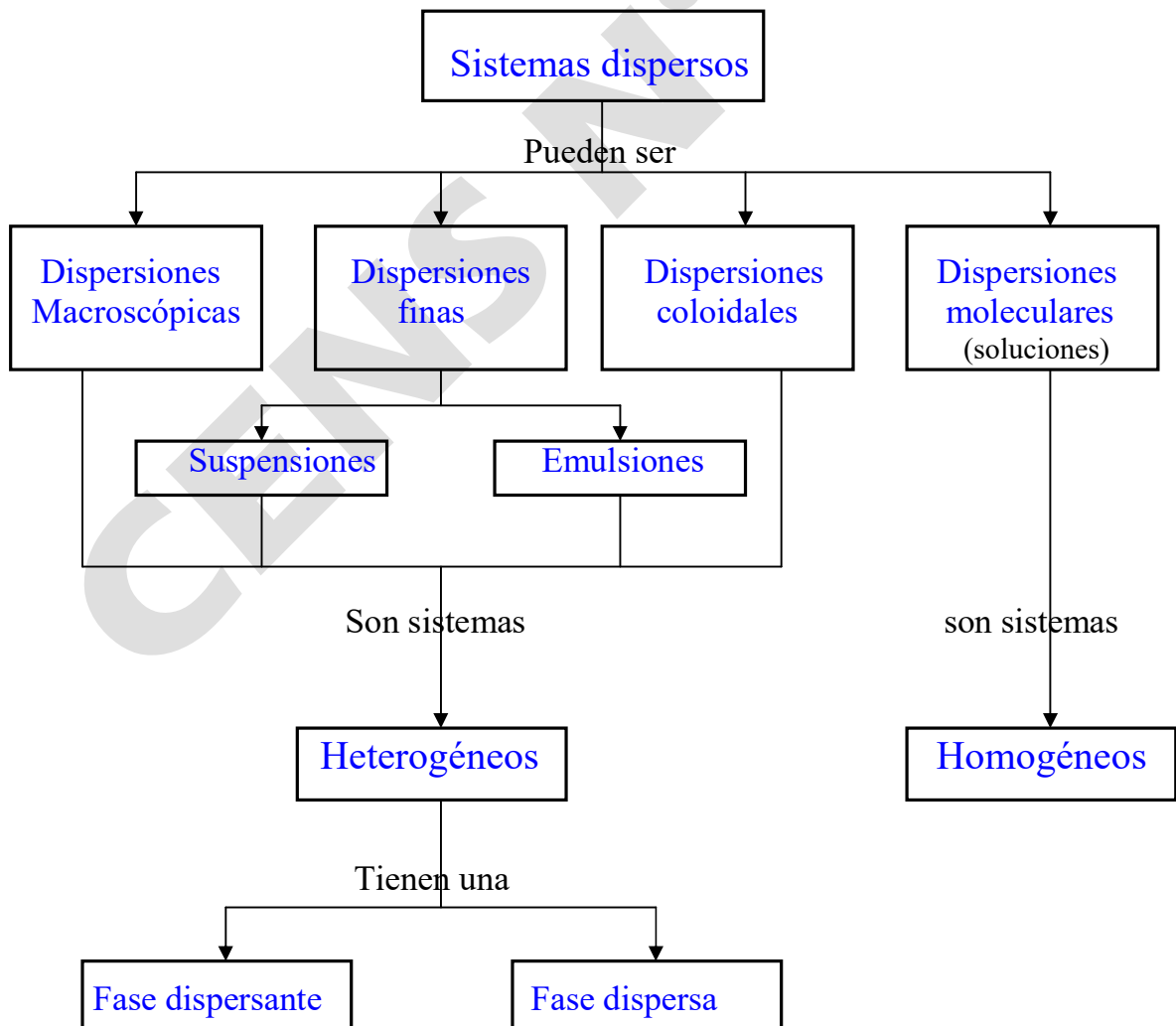
Por ejemplo, en una dispersión de agua y arena, la fase sólida se deposita con rapidez, si la dispersión es de partículas de aceite y agua, la fase dispersa acaba por sobrenadar por encima del agua.

Para expresar las dimensiones de las partículas dispersas es frecuente utilizar la unidad llamada micrón (μ) equivalente a la milésima del milímetro.

Según la división de las partículas dispersas, las dispersiones se clasifican en:

	Tamaño De partículas	Se observan	Ejemplo
a) dispersiones groseras o macroscópicas	Mayores de 50 μ	A simple vista con lupa.	- talco y agua - agua y gas - azufre y limaduras de hierro.
b) dispersiones finas	Entre 50 μ y 0,1 μ	Con microscopio	- leche (agua y grasa) (emulsión) - tinta china (agua y carbón)(suspensión)
c) Dispersión colidales o soles	0,1 μ a 0,001 μ	Con ultramicroscopio	- polvo atmosférico en suspensión - efecto tyndall
d) soluciones verdaderas o moleculares	Menores que 1 m μ (milimicrón)	No son visibles no con el ultramicroscopio	- sal disuelta en agua (soluciones)

Red conceptual



UNIDAD II:

Transformaciones Químicas

Fenómenos físicos y químicos

Si observamos la caída de un cuerpo, la combustión de una madera, la ebullición del agua, la oxidación de un trozo de hierro dejado a la intemperie, decimos que estamos frente a un fenómeno y qué significa esto?

Significa un cambio en las propiedades de los cuerpos.

Si el cambio es *permanente* y el fenómeno *no se puede volver a repetir* como la combustión de la madera y la oxidación (herrumbre) del hierro, estamos frente a un fenómeno químico.

Si el cambio es *temporario* y *puede volver a repetirse* con la misma materia inicial como la caída de un cuerpo o la ebullición del agua, estamos frente a un fenómeno físico.

En síntesis:

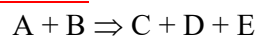
<i>Fenómeno físico</i>	<i>Fenómeno químico</i>
- se puede volver a repetir con la misma materia inicial. - el cambio que sufre la materia <i>no es permanente</i> . Ejemplos: - fusión de un metal - destilación - calentamiento o enfriamiento de un cuerpo.	- no se puede repetir con la misma materia inicial. - el cambio que sufre la materia <i>es permanente</i> . Ejemplos: - combustión del gas. - corrosión del metal con ácido. - digestión de los alimentos por efecto del jugo gástrico.

Muchas veces se presentan ambos fenómenos y no se puede separar como en el caso de la hematosis (intercambio gaseoso a nivel alveolar) o todo el proceso digestivo de los alimentos.

Reacciones químicas

Se denominan así a los fenómenos químicos durante los cuales ciertas sustancias químicas se convierten en otras.

Si las sustancias A y B se transforman al reaccionar entre sí y producen las sustancias C, D y E se ha producido una reacción química y el fenómeno producido se expresa por medio de una ecuación química.



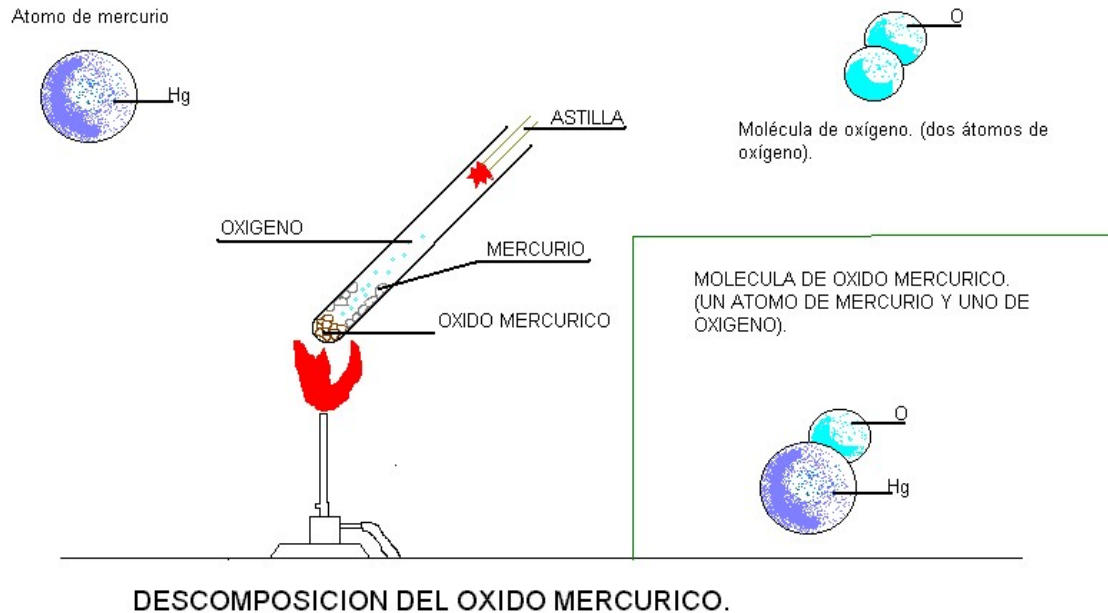
Donde la flecha indica el sentido en que ocurre la transformación; el signo + no debe interpretarse como una suma matemática sino como indicación de la presencia simultánea de las sustancias A y B (antes de la reacción) o bien C, D y E (después de la reacción).

La flecha que indica el sentido de la reacción separa, a la izquierda, el primer miembro, donde figuran las sustancias reaccionantes o reactivas (A y B) y a la derecha, el segundo miembro, donde se colocan los productos de la reacción. (C, D y E)

Descomposición Química

Es la reacción química por la cual se obtienen dos o más sustancias diferentes a partir de una sustancia dada.

Si en un tubo de ensayo se coloca óxido mercuríco (sólido) y se lo calienta, el óxido se *descompone*, obteniéndose mercurio (líquido) y oxígeno (gas).



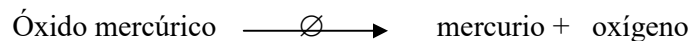
El mercurio se condensa en forma de pequeñas gotitas en la parte superior del tubo; la presencia del oxígeno que se desprende pone en evidencia al colocar en la boca del tubo una astilla de ignición: la combustión se intensifica.

Se trata de un fenómeno químico porque la estructura del óxido mercuríco están constituidas por un átomo de mercurio y un átomo de oxígeno, mientras que el mercurio sólo contiene un átomo de mercurio y las de oxígeno dos átomos de oxígeno.

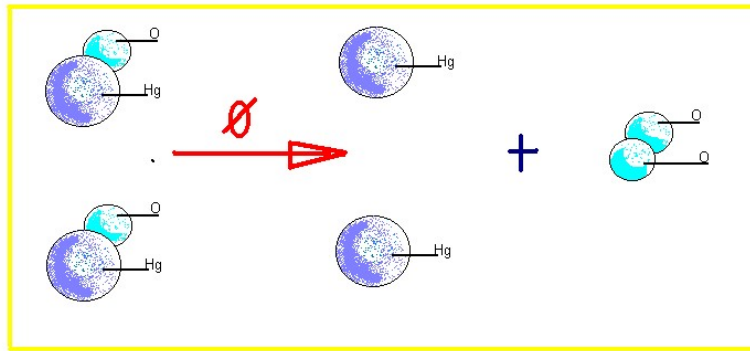
Interpretación molecular de las descomposiciones

Los átomos de una molécula permanecen unidos entre sí debido a la existencia de fuerzas atractivas llamadas *uniones químicas*. Cuando una sustancia se descompone, las uniones químicas de sus moléculas se modifican, y los átomos se reagrupan por medio de nuevas uniones que originan los productos de la descomposición.

Consideremos el caso ya visto:



Esquemáticamente podemos visualizar la reacción así:

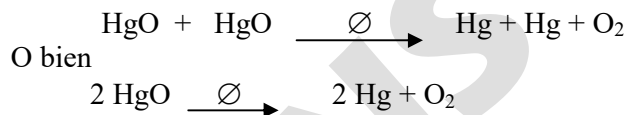


dos moléculas de óxido mercúrico producen dos átomos de mercurio y una molécula de oxígeno.

El símbolo Ø significa calor.

La representación anterior visualiza a nivel molecular la descomposición del óxido mercúrico. Como cada molécula de oxígeno posee dos átomos de oxígeno, la simbolizaremos O_2 ; del mismo modo indicaremos con el símbolo Hg al átomo de mercurio. El óxido mercúrico consta de un átomo de mercurio y uno de oxígeno, de manera que lo representaremos HgO. Para obtener una molécula de oxígeno (dos átomos) debemos considerar dos moléculas de óxido mercúrico (cada una de las cuales aporta un átomo de oxígeno): los restantes átomos de mercurio, provenientes del óxido, quedan libres y constituyen la sustancia mercurio.

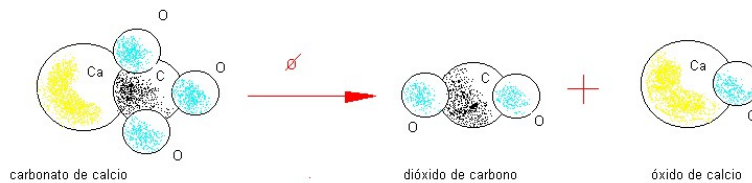
La descomposición estudiada quedará simbolizada:



donde los coeficientes indican el número de moléculas que participan en la reacción.

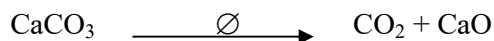
El conjunto de átomos que constituye la molécula de la sustancia reaccionante es idéntico al conjunto de átomos que constituye las moléculas de los productos de la reacción; se modificó la composición de las moléculas, pero no la clase ni el número de átomos de cada clase.

Un segundo ejemplo de descomposición es la conversión, por acción del calor, del carbonato de calcio en dióxido de carbono y óxido de calcio:

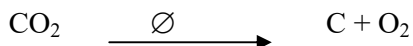


El carbonato de calcio consta de un átomo de carbono (C), tres átomos de oxígeno (O) y un átomo de calcio (Ca). Se la representa por medio de la notación CaCO_3 . La molécula de dióxido de carbono tiene un átomo de carbono y dos de oxígeno (CO_2) mientras que el óxido de calcio presenta un átomo de oxígeno y uno de calcio. (CaO).

Por lo tanto la ecuación química será:



Obsérvese que el carbonato de calcio (sustancia compuesta) se descompone en otras dos sustancias compuestas: dióxido de carbono y óxido de calcio. A su vez, el dióxido de carbono puede descomponerse en carbono y oxígeno.



El diagrama molecular muestra que el carbono y el oxígeno son sustancias simples. Por otra parte, también es posible descomponer el óxido del calcio en dos sustancias simples: oxígeno y calcio.

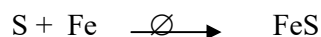
Combinación química

Combinación química es la reacción por la cual dos o más sustancias reaccionan para formar nuevas sustancias.

Se trata del fenómeno inverso de la descomposición. Si en un tubo de ensayo se colocan azufre en polvo y limaduras de hierro y se calienta, se observa la formación de un compuesto (sulfuro de hierro) cuyas propiedades son muy distintas de las del hierro y el azufre. La estructura del sulfuro de hierro difiere de las sustancias hierro y azufre, como se ve en el esquema siguiente:



Simbólicamente:



Dos sustancias (azufre y hierro) han producido, en este caso, una sustancia compuesta (sulfuro de hierro).

Clasificación de las sustancias

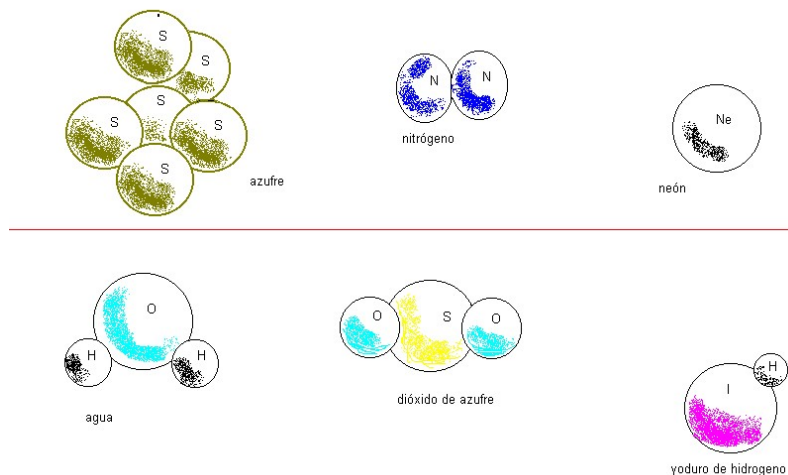
Hemos visto que las sustancias son sistemas homogéneos no fraccionables que presentan propiedades intensivas constantes, que permiten identificarlas. Se las puede clasificar de acuerdo con la descomposición que presentan en *elementos, sustancias compuestas y mezclas de sustancias*.

Elementos: son aquellos que no pueden descomponerse químicamente en otras. Sus moléculas están formadas por átomos idénticos, pudiendo incluso contener un solo átomo, como en los gases inertes.

El subíndice colocado debajo del símbolo (llamado *atomicidad*) indica el número de átomos que posee la molécula. Por convención, no se coloca si su valor es igual a uno.

Sustancias compuestas: son aquellas que pueden descomponerse químicamente, dando lugar a otras. Sus moléculas están formadas por átomos no todos idénticos.

A las sustancias compuestas se las llama también *compuestos*.



Combinaciones y mezclas de sustancias

No siempre ocurre que, puestas dos o más sustancias en contacto se origine la formación de otra, con propiedades diferentes. Puede suceder que aquéllas mantengan sus características y, por lo tanto, al no haber perdido sus propiedades, se las puede identificar en el conjunto y también separarlas entre sí.

Por ejemplo, si examinamos una porción de pólvora, a simple vista puede parecernos que se trata de una sustancia pura, pero si la colocamos en agua y agitamos, podremos ver que en una parte de ella, un polvo de color amarillo, queda flotando en la superficie; además hay otra porción, que es un polvo negro, y finalmente, si filtramos y luego evaporizamos el líquido que pasa, podremos ver que queda como residuo un polvo blanco que había pasado inadvertido en el conjunto.

Si después de haber hecho esta separación, volviéramos a reunir estos tres componentes, obtendríamos nuevamente la muestra de pólvora original.

Es evidente entonces que estos componentes de la pólvora: el polvo amarillo, azufre; el polvo negro, carbón; y el residuo blanco, llamado nitrato de potasio, no estaban combinados. Estos sistemas formados por dos o más sustancias que no están combinadas químicamente se llaman *mezclas*.

Mientras que en una porción de sustancia pura tenemos un conjunto de partículas de la misma clase, en una mezcla habrá tantas clases de partículas como componentes haya.

En el primer caso, siendo todas las partículas iguales, la sustancia pura (combinación) presentará también un conjunto de propiedades características de ella e invariables. Siempre serán iguales en su color, densidad, sabor, etc.. En cambio, en las mezclas, sus propiedades dependen de la proporción en que se hallen sus componentes.

Una mezcla de hierro y azufre podrá ser más gris o más amarillenta según que predomine la cantidad del primero o la del segundo, de los componentes respectivamente. La densidad de una mezcla de alcohol y agua es intermedia entre las de ambos separadamente.

Ya se vio que las sustancias presentan valores constantes en propiedades tales como punto de ebullición, de fusión, densidad y otros, que son llamadas *constantes físicas* y que pueden servir para identificarlas. En las mezclas estas propiedades son variables, dependiendo siempre de la proporción en que se hallen sus componentes.

Pero la característica más importante que distingue las sustancias de las mezclas es que en las primeras su composición es siempre constante, mientras que en las otras su composición puede variar, a veces arbitrariamente.

Otra característica que podemos mencionar para diferenciar los compuestos de las mezclas es que tanto la formación como la descomposición de los primeros se hace con absorción o liberación de alguna forma de energía: luz, calor, corriente eléctrica; mientras que en la formación o separación de una mezcla, las variaciones de energía no existen o alcanzan valores muy pequeños.

Podemos resumir en un cuadro las principales características diferenciales expuestas:

Combinaciones (compuestos)	Mezclas
1) Presentan propiedades nuevas, diferentes de las de sus componentes.	1) sus propiedades son las de sus componentes.
2) Sus componentes entran en porciones fijas (composición constante).	2) La porción de sus componentes puede variarse.
3) Sus componentes no se pueden separar sin destruir la sustancia.	3) Se pueden separar en sus componentes por medios que no los alteren químicamente.
4) Presentan una sola clase de moléculas.	4) Hay varias clases de moléculas.
5) Su formación o descomposición se acompaña de variaciones de energía.	5) Su formación o separación no va acompañada de sensibles variaciones de energía.
6) Tienen propiedades físicas constantes.	6) Sus propiedades físicas son variables.

Elemento químico

Los átomos que constituyen las moléculas de oxígeno son idénticos, pero los que constituyen una molécula de nitrógeno aunque son iguales entre sí, son diferentes de los de oxígeno.

Luego cada clase de partícula de átomo, define un *elemento*. Al elemento se lo designa generalmente con el mismo nombre que la sustancia simple correspondiente: el término *oxígeno* sirve para designar al *elemento oxígeno* (caracterizado por sus átomos) o también a la *sustancia simple oxígeno* (caracterizada por sus moléculas, cada una de las cuales consta de dos átomos, del elemento oxígeno).

Alotropía

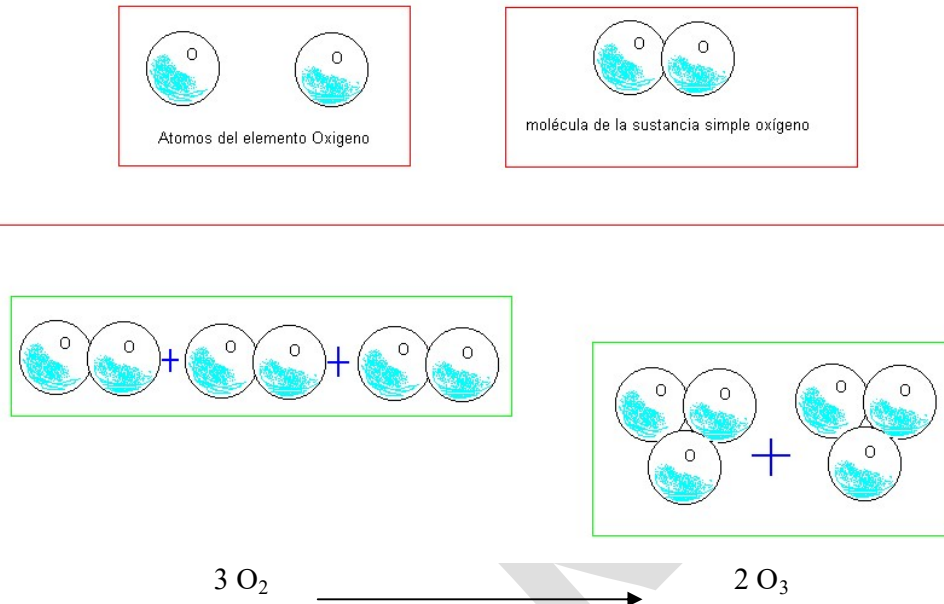
El diamante y el grafito están formados por átomos del elemento *carbono*, sin embargo, el diamante es transparente, refleja la luz y es tan duro que puede rayar y cortar el vidrio, en tanto el grafito es negro, opaco, blando y con el pueden hacerse trazos en el papel.

La diferencia en sus propiedades se debe a un ordenamiento de sus átomos. En el diamante los átomos de *carbono* tienen una ordenación tetraédrica, lo que logra una estructura muy

fuerte, en cambio en el grafito los átomos de C están dispuestos en capas lo que la hace blando y untuoso.

El carbono determina así la formación de distintas sustancias al unirse en diferente ordenación. Esta propiedad recibe el nombre de *alotropía* (de allos= otro y trapes = mutación, cambios).

Otro ejemplo de alotropía se presenta en el oxígeno que puede convertirse en *ozono*, de acuerdo al siguiente esquema:



Elemento químico

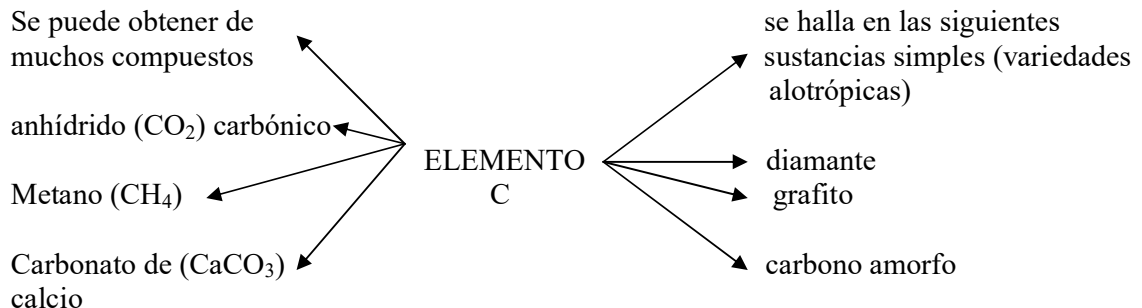
Según ya vimos el carbono microcristalizado, el diamante y el grafito, sustancias simples, son variedades alotrópicas del elemento carbono.

Los elementos son sustancias simples, pero no toda sustancia simple es un elemento, pues el diamante y el grafito que son sustancias simples, no son elementos sino que están constituidos por el elemento carbono.

Además al elemento carbono, por descomposición, lo podemos obtener de varios compuestos como ser: dióxido de carbono, (CO_2); metano (CH_4), carbonato de calcio ($CaCO_3$), etc.

De acuerdo con esto podemos decir:

Elemento: es el componente común a una sustancia simple, a las variedades alotrópicas de esa sustancia simple y a todos los compuestos de los cuales, por descomposición, se puede obtener esa misma sustancia simple.



Los elementos en la naturaleza

Los elementos conocidos son alrededor de 106. Cada uno de ellos tiene propiedades diferentes. En la combinación de elementos se originan las sustancias simples y compuestas que forman todas las sustancias de origen inorgánico y orgánico que existen en el universo. Por lo tanto, la materia está formada por la combinación de elementos químicos.

En el siguiente gráfico se especifica la abundancia de los elementos en la corteza terrestre, expresada en porcentajes de masas. Un 50% corresponde al oxígeno y un 25% al silicio. En otras palabras, las tres cuartas partes de la corteza terrestre están constituidas por oxígeno y silicio, y solamente un cuarto de ella por el resto de los elementos.

El lenguaje universal: *Los símbolos*

Cada elemento tiene su nombre, en muchos casos derivado de una característica importante que posee. Por ejemplo: hidrógeno (generador de agua), oxígeno (generador de óxido), bario (pesado), cloro (verde claro), radio (emite radiaciones). Otras veces recuerdan el nombre de un científico: curió (por Curie), o de un lugar: californio (por california).

Pero como los nombres cambian en las distintas lenguas, resultó ser más fácil reemplazar los nombres completos por una o dos letras, y así se establecieron los *símbolos* de los elementos.

Para simbolizar los elementos, el químico sueco Jacobo Berzelius, en 1835 propuso utilizar la primera letra del nombre latino o griego del elemento, sola o seguida de otra en caso de existir varios nombres que comenzarán con la misma letra. Dicho criterio prevaleció, y hoy es usado al escribir temas de química en cualquier idioma.

Como el nombre castellano de muchos elementos conserva la misma raíz del nombre latino, el símbolo adoptado en tal caso es también la primera letra de la palabra que los designa en nuestro idioma. Esta letra es en mayúscula, si hay una segunda letra, se emplea minúscula. Por ejemplo: Ca es el símbolo del calcio, Si el del silicio. Pero hay otros símbolos que derivan directamente del nombre latino o griego y, en algunos casos, tienen su origen en otras lenguas.

La tabla siguiente resume los nombres y los símbolos de algunos elementos importantes, con la mención del origen de esta nomenclatura:

Elemento	Símbolo	Origen del nombre
Aluminio	Al	Latín alumen (gusto agrio)
Argón	Ar	Griego argon (inactivo)
Azufre	S	Lat. Sulphurium (azufre)
Bromo	Br	Gr. Bromos (olor desagradable)
Carbono	C	Lat. Carbo (carbón)
Calcio	Ca	Lat. Calx (cal)
Cinc	Zn	Alemán zinc
Cloro	Cl	Gr. Chloros (verde claro)
Cobre	Cu	Lat. Cuprum (de la isla de Cyprus = chipre)
Estaño	Sn	Lat. Stannum (estaño)
Flúor	F	Lat. Fluere (fluir)
Fósforo	P	Gr. Phosphoros (lleva luz)
Helio	He	Gr. Helios (sol)
Hidrógeno	H	Gr. Hydro genes (forma agua)
Hierro	Fe	Lat. Ferrum (hierro)
Litio	Li	Gr. Lithos (piedra)
Magnesio	Mg	Lat. Magnesia (región de Asia menor)

Mercurio	Hg	Gr. Hydrargyrum (plata líquida)
Neón	Ne	Gr. Neos (nuevo)
Nitrógeno	N	Lat. Nitro genes (forma nitro, mineral)
Oro	Au	Lat. Aurum (amanecer resplandeciente)
Oxígeno	O	Gr.oxys genes (forma óxidos)
Plata	Ag	Lat. Argentum (plata)
Platino	Pt	Español platina (plata)
Plomo	Pb	Lat. Plumbum (plomo)
Potasio	K	Lat. Kalium (potasa)
Radio	Ra	Lat. Radius (rayo)
Silicio	Si	Lat. Silex (pedernal)
Sodio	Na	Lat. Nitrium (soda)
Tungsteno o wolframio	W	Sueco tungsten (piedra pesada)
Uranio	U	Lat. Uranus (nombre del planeta)
Yodo	L	Gr. Iodes (violeta)

Clasificación de los elementos

Al estudiar los diferentes elementos, se ha encontrado que algunos de ellos tienen muchas propiedades comunes. Por esta razón, los químicos han dividido en dos grupos principales: los *metales* y los *no metales*.

Muchos metales tienen superficies brillantes (o pueden tenerlas cuando son pulidos), como es el caso del oro, plata, el cobre y el aluminio. La mayor parte conduce bien el calor y permite el paso de la electricidad; por eso los cables conductores, en una instalación eléctrica, se construyen con cobre (muy buen conductor), y a la vajilla de la cocina como el aluminio o el acero inoxidable.

Golpeándolos con un martillo o forzándolos a pasar a través de rodillos, los metales pueden ser transformados en planchas o láminas, como ocurre con el hierro, la plata y el oro. Por poseer esta propiedad, decimos que son *malleables*. También se puede hacer con ellos hilos o alambres, como sucede con el oro y el hierro; esta propiedad es la *ductibilidad*.

A la temperatura ordinaria, los metales son sólidos, salvo el mercurio que es líquido. Su color predominante es el gris, aunque hay algunas excepciones: el oro es amarillo y el cobre es rojizo.

Los no metales sólidos son frágiles; algunos se presentan en forma de polvo. Son ejemplos: el azufre, el carbono, el yodo. Otros gases, como el oxígeno, el nitrógeno, el flúor y el cloro. El bromo es un no metal líquido.

En general no tienen brillo: son opacos. A diferencia de los metales, no transmiten calor ni la electricidad. Una excepción la constituye el grafito (forma alotrópica del carbono), que conduce la electricidad.

UNIDAD III: EL ÁTOMO

Fundamentos de la Teoría Atómica (Teoría de Dalton)

La teoría atómica de la materia

Los físicos y químicos de todos los tiempos dedicaron parte de sus esfuerzos a la investigación de esta cuestión fundamental. ¿de qué están echas las cosas?

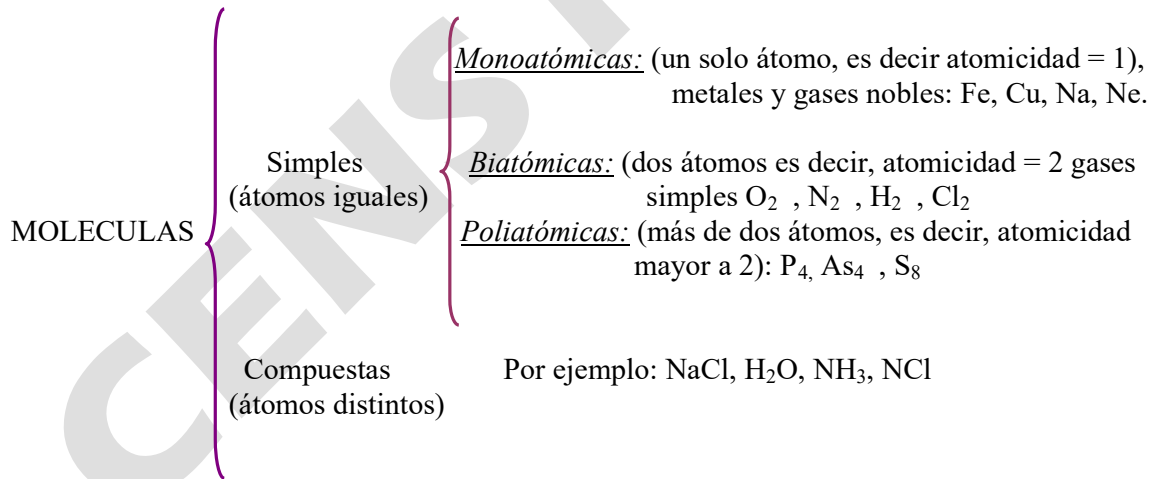
Las primeras ideas acerca de este tema surgen alrededor del año 459 a. C., cuando los griegos Leucipo y Demócrito supusieron que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles y separadas entre sí, a la que llamaron *átomos*.

Leyéndola en revistas y diarios, oyéndola en radio y televisión, no hemos familiarizado con esta palabra. Sabemos que los átomos son partículas extraordinariamente pequeñas que componen toda la materia de nuestro mundo, imposibles de ver ni aún con los más potentes microscopios.

Así en aire, las piedras, el agua o el cuerpo humano están formados por átomos. Son tan pequeños que en la punta de un alfiler caben millones y millones de ellos.

Los Átomos se combinan para formar **Moléculas** de sustancias simples o elementales y sustancias compuestas o compuestos.

Clasificación de moléculas



MASAS DE LOS ÁTOMOS Y LAS MOLÉCULAS

Masa Atómica (A)

Quando se trata de medir longitudes, utilizamos como unidad el metro, si queremos comparar masas, empleamos como unidad el *kilogramo* o el *gramo*. Como las masas reales de los átomos expresadas en gramos son valores extremadamente pequeños, los químicos han elegido otra unidad para comparar las masas atómicas.

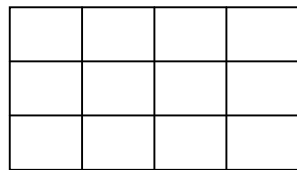
La unidad de masa atómica (que se simboliza u.m.a y ha sido adoptada internacionalmente) equivale a la doceava parte de la masa del átomo de carbono.

Si dividiésemos un átomo de carbono en 12 partes, cada parte tendría una masa igual a una u.m.a.

$$\text{u.m.m.} = \frac{\text{masa del átomo de carbono}}{12}$$

La masa atómica del oxígeno es 16, pues éste es el número que indica cuántas veces es mayor la masa de dicho átomo que la unidad atómica.

Para comprender mejor este concepto, propondremos un modelo:



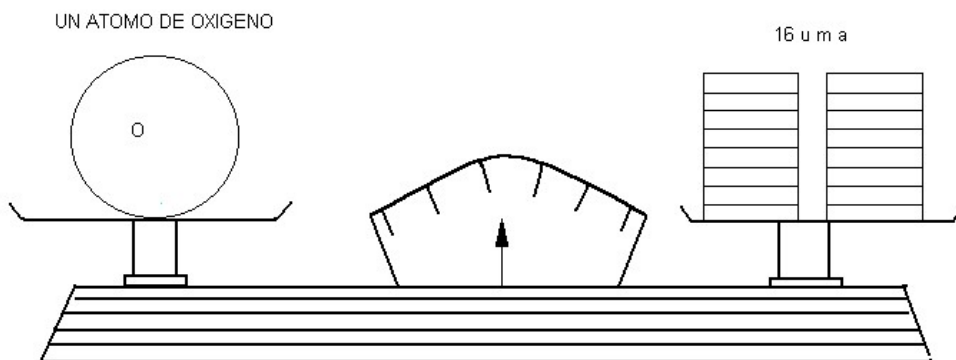
Un átomo de carbono
Masa del átomo C = 12 partes



1/12 de la masa de C
1 unidad de masa atómica u.m.a.
 $\text{u.m.a.} = \frac{C}{12}$

Si las masas de los distintos átomos se comparan con la unidad de masa atómica, se obtienen las masas atómicas (A) de dichos átomos.

Imaginemos tener una balanza tan sensible que nos permita comparar masas sumamente pequeñas. Si quisiéramos con ella conocer la masa atómica A del oxígeno, pondríamos en un platillo de la balanza el átomo de oxígeno, y en el otro la cantidad de u.m.a. necesaria para equilibrarlo. Veríamos entonces que se necesitan 16 u.m.a.:



Generalizando:

La masa atómica de un elemento es un número abstracto que expresa cuántas veces es mayor su masa que la unidad de masa atómica.

Masas atómicas aproximadas de algunos elementos:

H	C	N	O	F	Na	Al	P	S	Cl	K	Ca	Fe	Ni	Cu	Mg
1	12	14	16	19	23	27	31	32	35.5	39	40	56	59	63.5	24.3

Masa molecular (M)

El razonamiento que hemos efectuado con respecto a los átomos puede ser aplicado ahora a las moléculas:

La masa molecular de una sustancia es un número abstracto que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula que la unidad de masa atómica.

Conviene elegir como unidad la 12 ava parte de la masa de la molécula de carbono, puesto que dicha molécula es monoatómica, resulta la unidad de la masa para la medición de las masas moleculares es también u.m.a.

La masa molecular de una sustancia compuesta (o de un elemento) puede determinarse sumando las masas atómicas de los elementos cuyos átomos constituyen la molécula de la misma, como se observa en los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1:

Hallar la masa molecular del sodio.

El sodio (Na) es monoatómico. Por lo tanto, su masa molecular es igual a su masa atómica:
 $M = A = 23$

Ejemplo 2:

Hallar la M para el nitrógeno (N₂)

Como el Nitrógeno es biatómico $M = 2$, por lo tanto $M = 2 \cdot 14 = 28$

Ejemplo 3:

Hallar las masas moleculares del agua (H₂O) y del amoníaco (NH₃)

Para el agua $M = 2 \cdot A(\text{H}) + A(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

Para el amoníaco: $M = A(\text{N}) + 3 \cdot A(\text{H}) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$

¿Cómo se cuentan los átomos y las moléculas?

Cuando nos referimos a docenas, estamos pensando en 12 unidades, del mismo modo, una centena representa 100 unidades. Es decir que la docena, la centena o el millar son unidades que nos permiten contar cantidades de diferentes clases de materia. Por ejemplo: una docena de naranjas, una centena de litros, un millar de estrellas.

Pero cuando se trata de contar cantidades muy grandes de partículas, como son los átomos y las moléculas que hay en una muestra de una sustancia, los químicos establecieron una unidad adecuada, que llamaron *mol*.

Mol es la cantidad de materia de un sistema que contiene exactamente $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales.

Este número $6,02 \times 10^{23}$, se llama número de Avogadro y se representa por \mathcal{N}_A .

Al emplear esta unidad, se debe especificar el tipo de partículas de que se trata, por ejemplo un mol de moléculas, un mol de átomos.

Ejemplo:

Una muestra de gas contiene $3,01 \times 10^{25}$ moléculas. ¿cuál es su cantidad de materia expresada en moles de moléculas?

$$\begin{array}{l} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 3,01 \times 10^{25} \text{ moléculas} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol de moléculas} \\ x = \frac{3,01 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 50 \text{ moles de moléculas} \end{array}$$

La masa de un mol de moléculas

La masa de un mol de moléculas, que designamos por \mathcal{M} . Coincide numéricamente con la masa molecular M de una sustancia, y se expresa en gramos.

Ejemplo:

¿Cuál es la masa de 1 mol de moléculas de nitrógeno?

Buscamos su masa atómica y encontramos que es 14. Como la molécula es biatómica, la masa molecular es 28. Entonces, 1 mol de moléculas de nitrógeno ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2), tiene una masa igual a 28 grs. $M = 28$, por lo tanto $\mathcal{M} = 28$ grs.

La masa de un mol de átomos

Un mol de átomos contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, pero cada elemento tiene una masa diferente. La masa de un mol de átomos, que indicamos por \mathcal{A} tiene el mismo valor numérico que indica su masa atómica. A, pero esta expresada en gramos.

Ejemplo:

¿Qué masa tiene 1 mol de átomos de oxígeno?

Como su masa atómica es 16, mol de átomos, es decir $6,02 \cdot 10^{23}$, tiene una masa de 16 gramos $A = 16$, por lo tanto $\mathcal{A} = 16$ grs.

Volumen molar \mathcal{V}

Se denominan condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) a las correspondientes a una presión de 760 mm de Hg (1 atmósfera) y una temperatura de 0°C . En dichas condiciones, un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa ocupa el mismo volumen, que ha sido llamado volumen molar o molecular. Su valor es igual a 22,4 litros.

Este resultado es experimental. En CNPT, la masa de 1 litro de oxígeno es 1,429 grs y la de 1 litro de hidrógeno es 0,089 grs. Entonces, siendo 32 grs. y 2 grs las masas de los moles de moléculas de esos gases, respectivamente, resulta:

- Para O_2

$$\begin{array}{l} 1,429 \text{ grs} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ litro} \\ 32 \text{ grs} \quad \text{_____} \end{array} \quad x = \frac{32 \text{ grs} \times 1 \text{ litro}}{1,429 \text{ grs}} = 22,4 \text{ litros (volumen ocupado por 1 mol de moléculas de oxígeno)}$$

- Para H_2

$$\begin{array}{l} 0,089 \text{ grs} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ litro} \\ 2 \text{ grs} \quad \text{_____} \end{array} \quad x = \frac{2 \text{ grs} \times 1 \text{ litro}}{0,089 \text{ grs}} = 22,4 \text{ litros (volumen ocupado por 1 mol de moléculas de hidrógeno)}$$

Esta verificación puede ser realizada para cualquier otro gas.

Ejemplo:

Calcular el volumen ocupado en CNPT:

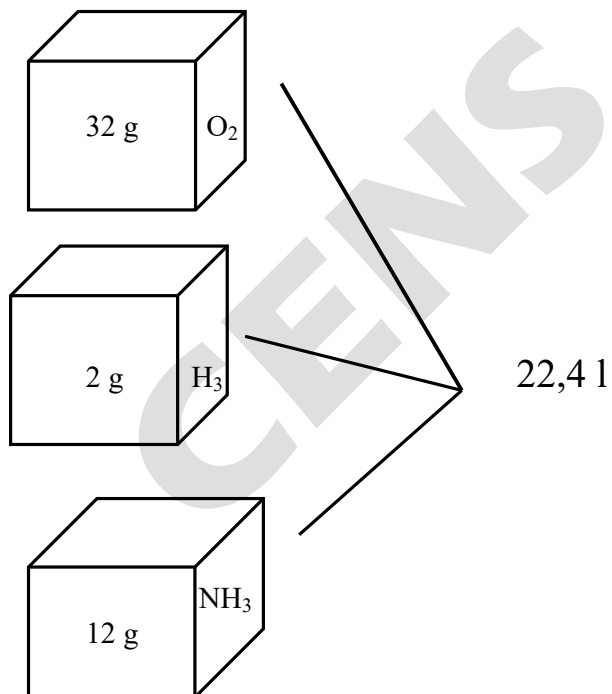
- a) 2,5 moles de moléculas de nitrógeno (N_2)
- b) 6 moles de moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl)
- c) 20 grs de amoníaco
- d) 4,3 grs de dióxido de carbono (CO_2)

a) 1 mol de moléculas de N_2 _____ 22,4 litros
2,5 moles de moléculas de N_2 _____ x = 56 litros

b) 1 mol de moléculas de HCl _____ 22,4 litros
6 moles de moléculas de HCl _____ x = 134,4 litros

c) 1 mol de moléculas de NH_3 _____ 22,4 litros
20 grs de NH_3 _____ x = 26,35 litros

d) 1 mol de moléculas de CO_2 , tiene una masa igual a 44 grs y ocupa en CNPT 22,4 litros.
Por lo tanto:
44 grs de CO_2 _____ 22,4 litros
4,3 grs de CO_2 _____ x = 2,19 litros



Aplicaciones del número de Avogadro

Hemos visto que el número de Avogadro es igual a $\mathcal{N} = 6,02 \times 10^{23} = 602.000.000.000.000.000.000$. En la práctica se toma con suficiente aproximación $\mathcal{N} = 6,02 \times 10^{23}$

Para visualizar la magnitud de este número, digamos que el total de habitantes de la tierra es 5×10^9 , o sea, 5.000.000.000

Veremos a continuación algunas aplicaciones del número de Avogadro.

Ejemplo 1:

Una masa de gas desconocido ocupa 22,4 litros en CNPT ¿cuánta moléculas constituyen esa masa gaseosa?

La masa del gas es la de 1 mol de moléculas del mismo, ya que en CNPT 1 mol de moléculas de todo gas ocupa 22,4 litros. Hay por lo tanto: $6,02 \times 10^{23}$ moléculas. Este ejemplo muestra que 22,4 litros de cualquier gas, medidos en CNPT contienen $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

Ejemplo 2:

Hallar el número de moléculas presentes en:

- a) 5 moles de moléculas de H_2
- b) 30 grs de SO_2
- c) 6,5 litros de HCl medidos en CNPT

a) 1 mol de moléculas H_2 _____ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
 5 moles de moléculas H_2 _____ $x = 3 \times 10^{24}$ moléculas

b) $SO_2 = 32 + 2 \times 16 = 64$, por lo tanto $M = 64$ grs. En 64 grs hay 6×10^{23} moléculas, por lo tanto:
 64 grs SO_2 _____ 6×10^{23} moléculas
 30 grs SO_2 _____ $x = 2,81 \times 10^{23}$ moléculas

c) En CNPT 22,4 litros de HCl contienen $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, por lo tanto:
 22,4 litros HCl _____ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
 6,5 litros HCl _____ $x = 1,74 \times 10^{23}$ moléculas

Para sintetizar, en una tabla indicaremos las diversas cantidades que derivan de la hipótesis atómico – molecular y la hipótesis de Avogadro, aplicada al caso del cloro, al amoníaco, el magnesio y el helio.

	Cloro	Amoníaco	Magnesio	Helio
Masa Atómica	35,5	-	24	4
Masa de un mol de átomos \mathcal{N}	25,2	-	24 g	3g
Nº de átomos en un mol de átomos \mathcal{N}	6×10^{23}	-	6×10^{23}	6×10^{23}
Masa molecular M	71	17	24	4
Masa de un mol de moléculas \mathcal{M}	71g	17g	24g	4g
Nº de moléculas de un mol \mathcal{N}	6×10^{23}	6×10^{23}	6×10^{23}	6×10^{23}
Volumen molar \mathcal{V}	22,41	22,41	-	22,41

Estructura atómica y tabla periódica de los elementos

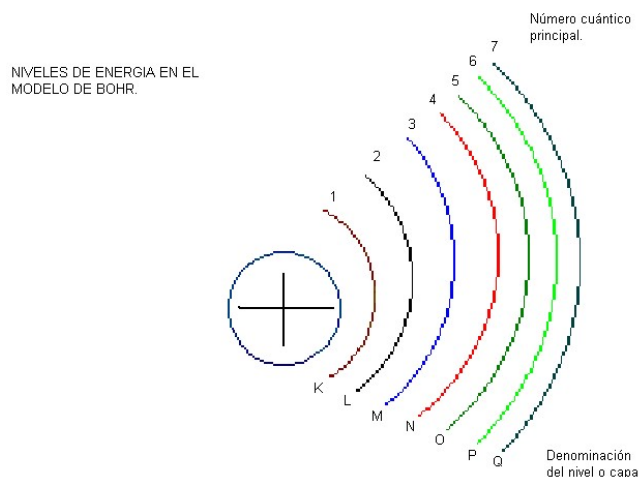
A fines del siglo pasado no parecía haber dudas de que la materia tendría naturaleza eléctrica. Ciertos hechos físicos, como los hechos producidos por el paso de una descarga eléctrica en gases encerrados a bajas presiones, que originaban radiaciones con cargas positivas y negativas y el conocimiento de ciertas sustancias, tales como compuestos de uranio, radio, polonio, etc., que espontáneamente emitían partículas cargadas y radiaciones, fenómeno llamado hoy radioactividad, aportaron datos que permitieron intuir la estructura compleja del átomo.

Después de numerosas investigaciones, el científico Ernest Rutherford propuso en 1911 un modelo de átomo, más tarde, con el aporte de nuevos conocimientos, fue modificado por Niels Bohr.

Su modelo atómico considera el átomo formado por un núcleo central que es muy pequeño en relación con el tamaño total del átomo, pero que concentra casi toda su masa. En esa zona central o núcleo se encuentran *protones*, que son partículas cargadas positivamente y cuya masa, muy pequeña, es considerada una unidad de masa atómica. El núcleo también contiene *neutrones*, partículas sin carga eléctrica cuya masa es aproximadamente igual al protón.

A gran distancia del núcleo, giran en órbitas circulares o elípticas los *electrones*, de carga positiva, cuyo número es el necesario para compensar las cargas positivas del núcleo. El electrón tiene una masa tan pequeña, que a los fines prácticos se puede despreciar. Se ha demostrado que su masa es aproximadamente 1/1840 la del protón. Por tener el átomo el mismo número de protones (positivos) que de electrones (negativos) es, en conjunto, eléctricamente neutro.

Según Bohr, los electrones ocupan, alrededor del núcleo, ciertas capas u órbitas, y a los electrones de cada órbita les corresponde determinada energía, por esa razón, las órbitas son llamadas también niveles de energía, que se designan por **n**. La capa de electrones más cercana al núcleo se representa por $n = 1$ y en orden sucesivo las restantes (de 1 a 7).



También se puede representar por la letras K, L, M, N, O, P, Q.

El número máximo de electrones que puede ocupar cada órbita queda expresado por $2n^2$, donde n representa el nivel de energía.

$$\begin{array}{l} n = 1 \\ n = 2 \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \times 1^2 = 2 \text{ electrones} \\ 2 \times 2^2 = 8 \text{ electrones} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} n = 3 \\ n = 4 \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \times 3^2 = 18 \text{ electrones} \\ 2 \times 4^2 = 32 \text{ electrones} \end{array}$$

Los átomos más complejos, esto es, los que tienen un gran número de electrones, tienen hasta 7 órbitas o niveles, pero cualquiera que sea el nivel, siendo éste el último, no estará ocupado por más de ocho electrones. (consultar una tabla periódica de los elementos).

LOS NÚMEROS QUE CARACTERIZAN A UN ÁTOMO

Número atómico

Indica la cantidad de protones de un átomo y se representa con la letra Z. Como todo átomo es neutro desde el punto de vista eléctrico, Z indica también el número de electrones. Por ejemplo: Cloro: $Z = 17$ Sodio: $Z = 11$

Esto significa que el átomo de cloro tiene 17 cargas positivas (protones) en el núcleo y 17 cargas negativas (electrones) extranucleares.

De igual manera, el átomo de sodio está constituido por 11 protones y 11 electrones.

$$Z = n^{\circ} \text{ de protones} = n^{\circ} \text{ de electrones}$$

Número Másico

Siendo que la masa del electrón es depreciable, podemos considerar que toda la masa de un átomo está en su núcleo, que, como vimos, reúne protones y neutrones de aproximadamente la misma masa unidad.

Se llama número másico o también número de masa, representada por A, al suma del número de protones y de neutrones.

$$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Por ejemplo, si un átomo tiene 8 protones y 8 neutrones, su número másico es 16.

Si A representa el número de partículas totales del núcleo, de las cuales Z, indica el de protones, la diferencia entre A y Z es el número de neutrones N.

$$N = A - Z$$

Ejemplo:

Graficar la estructura electrónica del átomo de cloro, y la de su núcleo, sabiendo que $A = 35$ y $Z = 17$.

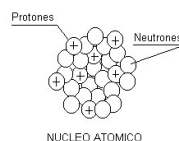
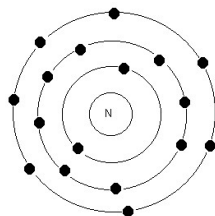
$Z = 17$ significa que el átomo posee 17 electrones. Se distribuirán del siguiente modo: 2 en la primera capa, 8 en la segunda y 7 en la tercera (ya que ésta admite hasta 18 electrones).

Para el núcleo $A = 35$ (protones más neutrones)

$$-Z = 17 \text{ (protones o electrones)}$$

$$N = 18 \text{ (números de neutrones)}$$

A continuación, se indica la estructura del átomo de cloro:



Suelen escribirse A y Z como supraíndice y subíndice, respectivamente, del símbolo que representa al elemento. Por ejemplo, para el cloro:

A \Rightarrow 35 Cl

Z \Rightarrow 17

Para el sodio, A = 23, Z = 11 Se indica ${}_{11}^{23}\text{Na}$

Dimensiones del átomo

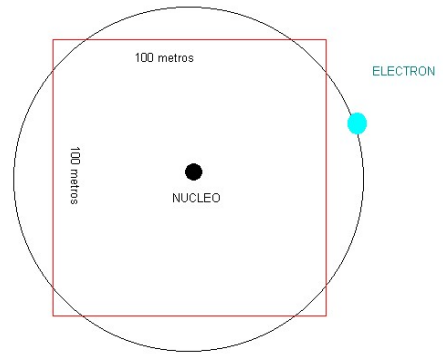
Aunque el tamaño de los diferentes no es el mismo, se ha calculado que el diámetro promedio es de 10^{-8} cm, mientras que el del núcleo es solamente 10^{-12} cm

Entonces: ¿cuántas veces es mayor el diámetro del átomo que el de su núcleo?

Para saberlo hagamos el cociente:

$$\frac{10^{-8}}{10^{-12}} = 10^4 = 10000$$

Ello significa que el tamaño de un átomo es diez mil veces mayor que el del núcleo. La relación 1 : 10000 es la que hay entre 1 cm y 100 m (o sea, 10000 cm), por lo que podemos hacer esta comparación: si representamos al átomo con las dimensiones de un estadio deportivo de 100 m de lado, el núcleo sería como una bolita de 1 cm de diámetro colocada en su centro. Y hoy que en esa pequeña porción se concentra prácticamente toda la masa del átomo.



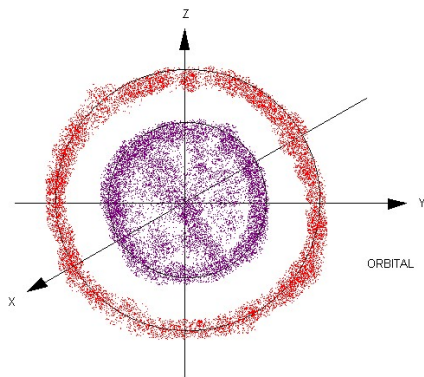
Si el átomo de hidrógeno tuviese las dimensiones de un estadio de 100 m de lado, su núcleo sería equivalente a una esferita de 1 cm de 1 cm de diámetro.

Posición del electrón

Según el modelo propuesto por Bohr, los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas precisas cuyo radio se puede determinar por cálculo. Pero como el electrón es una partícula muy pequeña que se mueve a una gran velocidad (aproximadamente la velocidad de la luz: 300000 km/seg) se ha visto que es imposible determinar al mismo tiempo el lugar en que se encuentra y su velocidad.

Por lo tanto, hoy se considera que los electrones no giran en órbitas bien definidas: sólo podemos asegurar que se encuentran en espacios que rodean al núcleo, donde, por ser movimiento tan rápido, forman como una nube que envuelve y aísla dicho núcleo.

La zona donde la probabilidad se encontrar al electrón es mayor se llama “orbital”.



Recapitulación

Partículas fundamentales de la materia

Partícula	Carga	Masa	Localización	Indica su número
Protón	Positiva	1	Núcleo	Z
Electrón	Negativa	1/1840	Fuera del núcleo	Z
Neutrón	Nula	1	Núcleo	A - ZX

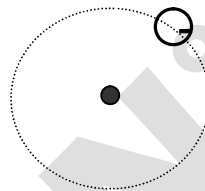
Átomos diferentes de un mismo elemento: los isótopos

Durante mucho tiempo se pensó que los átomos de un mismo elemento eran iguales en todas sus propiedades y también en su masa. En los últimos años, utilizando técnicas de investigación más finas, se pudo descubrir que esto no siempre es así.

Por ejemplo, en 1931 se descubrió que el átomo de hidrógeno, el elemento más simple, existía en un 99,98% formado por un protón en su núcleo y un electrón extranuclear no tenía neutrones (el único átomo con esta característica). Como la masa la dan las partículas del núcleo, su masa es entonces igual a 1.

su notación es ${}^1_1\text{H}$

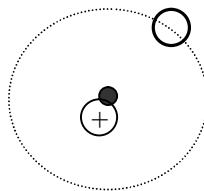
Z = 1 A = 1



Pero en una proporción de 0,016% se encontró otro átomo de hidrógeno de masa = 2 pero cuyas propiedades químicas eran similares a las del hidrógeno más abundante. Como se sabía que las propiedades químicas dependían del número de electrones, se pensó que este nuevo átomo, de masa distinta debería tener igualmente 1 electrón y que su masa doble se debía en su núcleo existía un neutrón.

Su notación ${}^2_1\text{H}$

Z = 1 A = 2

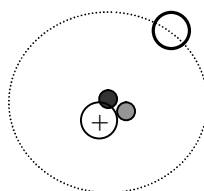


Se lo llamó "deuterio" y también se lo indica por ${}^2_1\text{D}$

Más tarde, se descubrió otra clase de átomos de H, de masa igual a 3 pero similares propiedades químicas. Por los razonamientos anteriores, se lo considera formado por 1 protón y 2 neutrones en su núcleo y 1 electrón exterior.

Su notación ${}^3_1\text{H}$

Z = 1 A = 3



Fue llamado “tritio” La diferencia de los otros átomos de hidrógeno, este último no es estable, se va desintegrando y por eso existe en la naturaleza sólo en una porción de 0,000000001%.

Los átomos que tienen el mismo número de protones (Z) pero masa diferente, se han llamado isótopos.

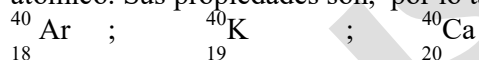
Se sabe hoy que casi todos los elementos son mezclas de los isótopos, los del hidrógeno son los únicos que reciben nombres especiales. En general, para distinguirlos se les da el nombre al que pertenecen y número de masa, ejemplo, carbono catorce ^{14}C , oxígeno diecisiete ^{17}O , etc.

Ejemplo de algunos isótopos:

Elemento	Nº de masa	% de abundancia
Carbono	12	98,89
	13	1,11
	24	trazas
Oxígeno	16	99,76
	17	0,04
	18	0,20
Cloro	35	75,4
	37	24,6
Uranio	234	0,008
	235	0,7
	238	99,3

Isóbaros

Son átomos de distintos elementos que tienen igual número másico pero distinto número atómico. Sus propiedades son, por lo tanto, distintas:



UNIDAD IV: Uniones Químicas

Tabla periódica de los elementos

Desde hace mucho tiempo, los químicos han tratado de ordenar los elementos conocidos y clasificarlos, es decir, agruparlos por la semejanza de sus propiedades.

La clasificación de Mendeleiev

Se hicieron muchos intentos, pero el trabajo más importante y completo fue realizado en 1869 por el genial químico ruso Dimitri Mendeleiev, quien pudo clasificar todos los elementos conocidos en su época. Para lograr su propósito, los ordenó en orden creciente de sus masas atómicas, estableciendo una relación entre ellas y sus propiedades químicas.

En su clasificación, Mendeleiev no consideró el hidrógeno porque sus propiedades no coincidían con las de otros tiempos. Tampoco figuraban en ella los gases nobles, porque no habían sido descubiertos aún.

La ley periódica de Mendeleiev puede ser enunciada del siguiente modo: las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus masas atómicas.

Los elementos están reunidos en grupos y períodos.

Grupos: los elementos están encolumnados en grupos. Aquellos que pertenecen a un mismo grupo (a excepción de los del grupo 8) presentan propiedades químicas similares. Por ejemplo los elementos del grupo 1 A: Li (litio), Na (sodio), K (potasio), Rb (rubidio) y Cs (Cesio), constituyen la familia de los metales alcalinos, con propiedades análogas: son blandos y livianos, tienen carácter fuertemente metálico, son muy electropositivos; son buenos conductores del calor y de la electricidad; se oxidan con facilidad, reaccionan al agua formando hidróxidos o álcalis fuertes.

Períodos: cada una de las filas horizontales constituye un período. Los elementos que pertenecen a un mismo período se caracterizan porque sus propiedades físicas y químicas varían gradualmente: el primer elemento presenta carácter metálico, pero a medida que se avanza horizontalmente el carácter metálico disminuye y aparece el no metálico, siendo el último elemento netamente no metálico.

Relación entre la estructura atómica y la tabla periódica

Conocida la estructura atómica, se puso en evidencia que el número atómico (y no el peso atómico) es una constante para los átomos de un mismo elemento. Por esta razón, en la clasificación periódica moderna, los elementos están ordenados en orden creciente con respecto a sus números atómicos (modificándose así el criterio de Mendeleiev).

En 1913, el físico inglés Moseley determinó los valores correctos de los números atómicos de muchos elementos por métodos espectroscópicos. Enunció su ley periódica diciendo que “las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos”.

La clasificación periódica agrupa a todos los elementos químicos conocidos. Algunos que no fueron hallados en la naturaleza han sido obtenidos por medio de reacciones nucleares; por ejemplo: el tecnecio, es astato, el francio y los elementos transuránicos.

La clasificación periódica moderna está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. Los elementos están clasificados en 18 columnas y se subdividen en:

- a) **elementos representativos:** son aquellos que presentan la órbita externa incompleta. Comprenden los elementos ubicados en los grupos llamados 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A y 7A, según se observa en la tabla. Algunos son metales y otros no metales.
- b) **Elementos de transición:** son los que presentan las dos últimas órbitas electrónicas incompletas. Corresponden a los elementos ubicados entre los grupos 2A y 3 A. comprenden los grupos llamados 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8, 1B y 2B. (Ver tabla periódica).
- c) **Elementos de transición interna:** presentan las tres últimas incompletas. También se las conoce con el nombre de lantánidos y actínidos y están colocados fuera de la clasificación.

Los elementos representativos ubicados en un mismo grupo se caracterizan por tener igual número de electrones en la última órbita. Esos electrones son llamados electrones de valencia (Ver tabla periódica).

Los elementos ubicados en un mismo período se caracterizan por tener igual número de órbitas electrónicas.

En los períodos 1, 2 y 3, el electrón que se incorpora al pasar de un elemento a otro, lo hace en la capa exterior. Lo mismo ocurre con los elementos representativos de los otros períodos.

En los elementos de transición que aparecen a partir del cuarto período en adelante, el electrón que se incorpora la hace con preferencia en la anteúltima órbita. En cambio, en los elementos de transición interna, el electrón se incorpora, preferentemente, en la antepenúltima órbita (ver tabla periódica).

El carácter metálico de los elementos en la tabla aumenta hacia la izquierda y hacia abajo. Por lo tanto, los elementos más metálicos se hallan situados en el ángulo izquierdo inferior de la tabla y los más no metálicos en el ángulo superior derecho.

Como los elementos de transición son todos metálicos, se puede trazar una diagonal que separe los elementos metálicos de los no metálicos. Esta línea pasa entre el boro y el aluminio y desciende entre el polonio y el astato. No puede ser considerada en forma absoluta como límite entre metales y no metales.

En la clasificación periódica moderna, los gases raros o inertes están ubicados al final, en un grupo especial llamado grupo 0. Los elementos de transición están ubicados en el medio de la tabla.

No hay una ubicación satisfactoria para el hidrógeno, y los lantánidos y actínidos están colocados fuera de la clasificación.

Gases inertes

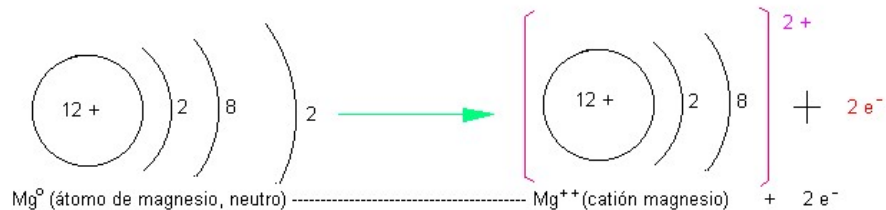
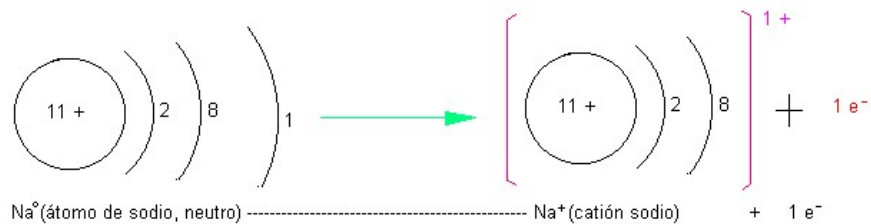
Ocupan el grupo 0 de la clasificación periódica. Comprenden los siguientes elementos: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón. Se caracterizan por su relativa inactividad química, que se debe a la estabilidad de su estructura electrónica. Presentan su órbita externa completa, con dos electrones y los restantes gases inertes con ocho.

La estructura electrónica de los gases inertes se indica en la siguiente tabla:

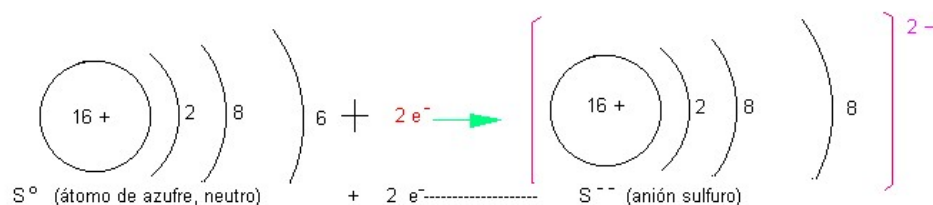
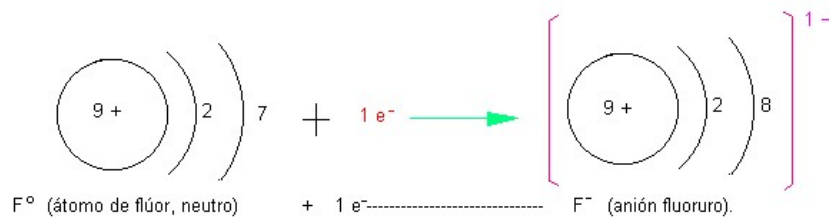
Elemento	Órbitas electrónicas					
	K	L	M	N	O	P
He	2					
Ne	2	8				
Ar	2	8	8			
Kr	2	8	18	8		
Xe	2	8	18	18	8	
Rn	2	8	18	32	18	8

Concepto de ion

De acuerdo con la estructura electrónica, los átomos que manifiestan actividad química son aquellos que presentan su órbita externa incompleta. Hay átomos que tienen tendencia a ceder electrones y otros a recibirlos. Se llama **ion** a toda partícula cargada electrónicamente por cesión o ganancia de electrones. Los átomos que tienen uno, dos o tres electrones en su última órbita tienden a cederlos, quedando con una órbita externa de ocho electrones y formando iones positivos con tantas cargas positivas como electrones ceden. Los Iones cargados positivamente se llaman **cationes**. Los metales son electropositivos y forman cationes.



Los átomos que en su última órbita poseen cinco, seis o siete electrones tienden a recibirlos, para completar su última órbita.



Es así que se forman iones negativos con tantas cargas negativas como electrones reciben.

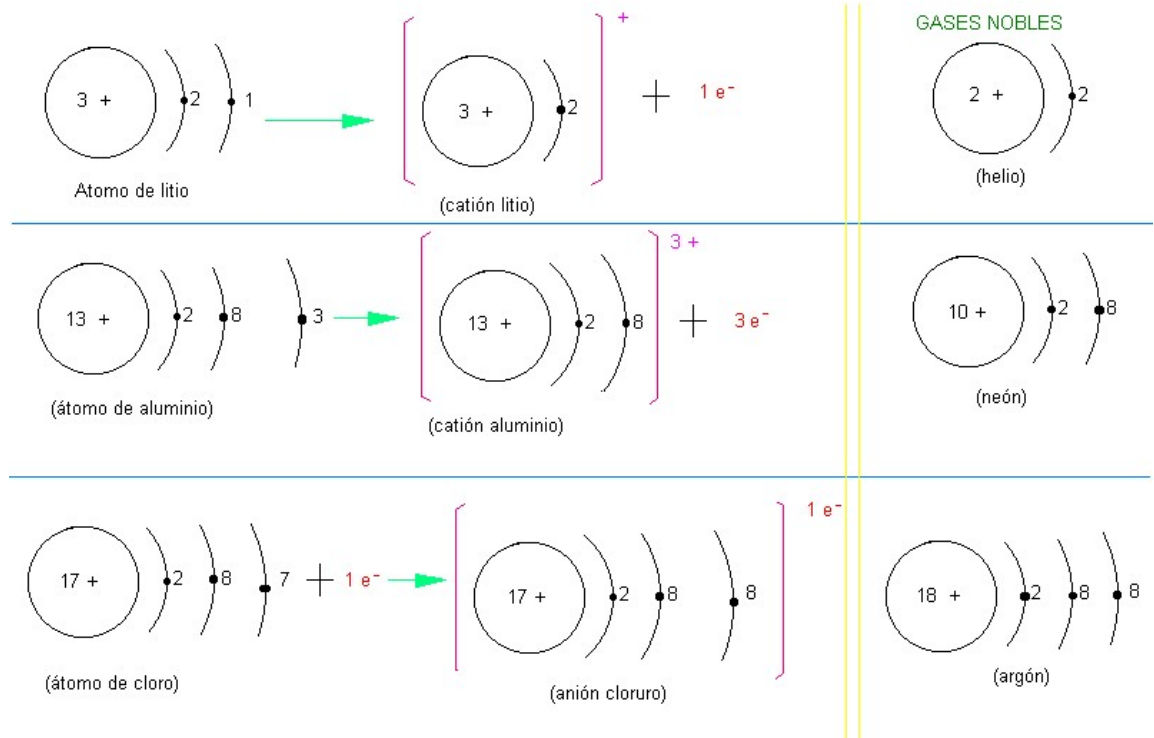
Los iones cargados negativamente se llaman **aniones**. Los no metales son electronegativos y forman aniones.

Los átomos que presentan cuatro electrones en su última órbita no manifiestan, en general, tendencia a ceder ni a recibir electrones.

Teoría del octeto electrónico de Lewis

En 1916, Lewis interpretó el comportamiento químico de los átomos, enunciando su teoría del octeto electrónico.

Los átomos, al reaccionar, tienden a adquirir una estructura estable, es decir, toman la configuración externa del gas noble más próximo en la tabla periódica (quedando con una órbita externa de ocho electrones, con excepción de algunos átomos que toman la configuración externa del helio y completan su órbita con dos electrones).



UNIONES QUÍMICAS. VALENCIA DE LOS ELEMENTOS

Son muy pocos los elementos que existen libremente al estado de átomos. En circunstancias ordinarias, los átomos tienden a unirse entre sí, formando moléculas estables. Debemos considerar qué fuerzas determinan la unión entre ellos y cuál es la razón por la que se unen en diferentes proporciones, como podemos notar si examinamos las fórmulas moleculares de las sustancias.

Una fórmula no es más que la representación de la composición de la molécula donde, por medio de los símbolos, se indica la clase de átomos que la forman y el número de ellos, por medio de subíndices. Ejemplos: H_2O ; CO_2

Concepto clásico de valencia

El examen de las fórmulas nos dice que los átomos tienen diferente capacidad de combinarse con otros. Esta capacidad fue llamada **valencia** del elemento a que pertenecen. Existe un concepto clásico de valencia que podemos ilustrar con estos ejemplos:

NCl fórmula molecular del cloruro de hidrógeno.

H_2O fórmula molecular del agua

NH_3 fórmula molecular del amoníaco

El hidrógeno fue elegido como unidad de número de valencia (valencia = 1), porque en todos los compuestos vistos demuestra tener la más baja capacidad de combinación ya que el otro elemento puede hacerlo con 1, 2 o 3 átomos de hidrógeno. Con esta base, podemos deducir la valencia que tienen los diferentes átomos. En el cloruro de hidrógeno (HCl), la capacidad de combinación o valencia del cloro es 1 porque se combina en relación de 1 a 1 con el hidrógeno.

En el agua, el oxígeno tiene valencia 2 porque un átomo se combina con 2 de hidrógeno. En el amoníaco, el nitrógeno tiene valencia 3 por un razonamiento similar.

Pero el conocimiento de la estructura atómica hizo modificar el concepto de valencia, como veremos en el desarrollo del siguiente tema.

Uniones químicas

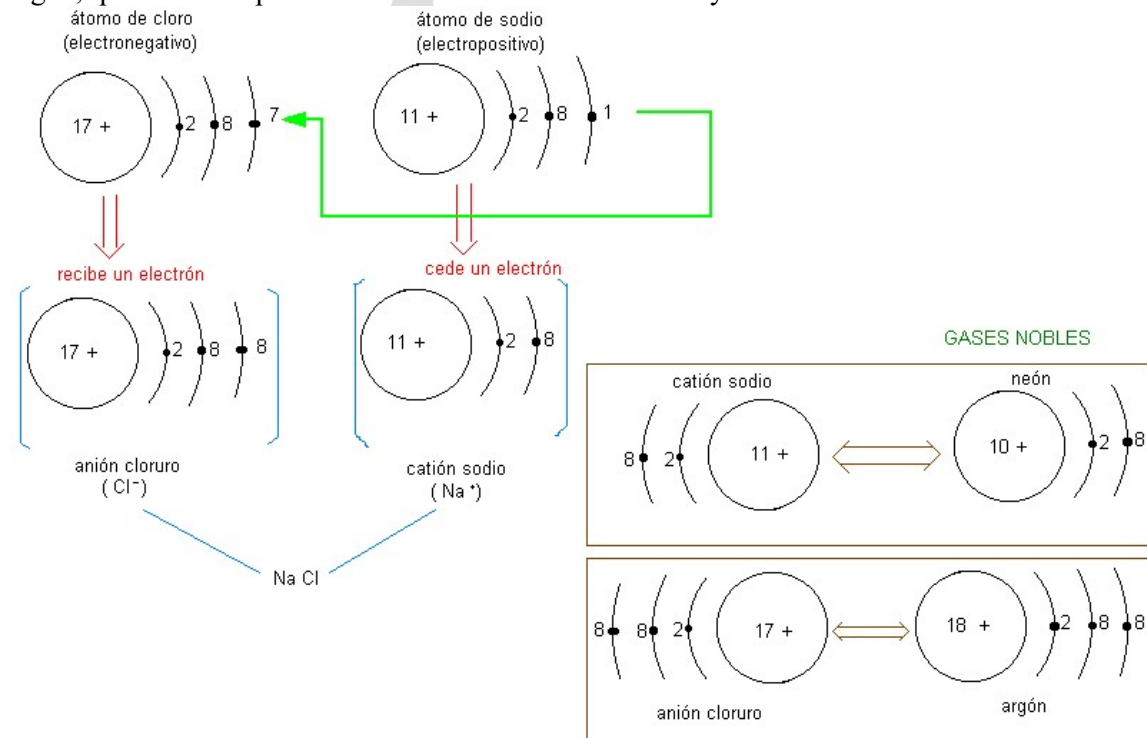
Se llama **unión química** a la atracción entre los átomos que originan la formación de una molécula, y a la atracción que ejercen las moléculas entre sí.

Estudiaremos a continuación los distintos tipos de uniones químicas entre átomos.

- 1) unión iónica o electrovalente
- 2) unión covalente
- 3) unión metálica

Unión iónica o electrovalente

Se produce entre un elemento muy electropositivo y otro muy electronegativo; el primero tiene tendencia a ceder electrones y el segundo a recibirlos. Esta transferencia de electrones origina los iones negativos (aniones) y positivos (cationes), con cargas eléctricas de distinto signo, que se atraen por acción de fuerzas electrostáticas y mantienen unidos a los iones.



Como ejemplo, estudiaremos la formación del cloruro de sodio. (Na Cl)

El sodio, elemento electropositivo, tiende a ceder un electrón y quedar con una órbita externa saturada, semejante a la del gas noble más próximo a él, el neón. Esto reafirma la teoría del octeto electrónico de Lewis, que hemos enunciado. El sodio (Na) se transforma en catión sodio Na^+ . Por su parte el cloro, elemento electronegativo, recibe el electrón que cede el sodio, completa su octeto electrónico y toma la estructura externa del argón, transformándose en anión cloruro Cl^- .

Aunque todos los electrones son idénticos, para diferenciar los de uno y los de otro átomo, los indicaremos de distinta forma:

- electrón del cloro
- electrón del sodio

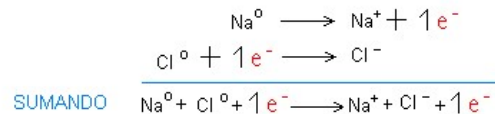
En resumen para el cloruro de sodio:

- electrón del cloro
- electrón del sodio

En resumen para el cloruro de sodio:



Sintéticamente el proceso puede describirse así:



Con la notación Na^0 y Cl^0 indicamos que los átomos de sodio y cloro son neutros. El número de electrones que un átomo cede o recibe determina el valor de su **valencia iónica** o **electrovalencia**. Por ejemplo, en el caso del cloruro de sodio:

El Cl tiende a recibir un electrón.

El Na tiende a ceder un electrón.

De lo anterior se deduce que es conveniente considerar valencias positivas y negativas. Los metales, por su tendencia a ceder electrones, tienen número de valencia positivo y los no metales, por su tendencia a recibirlos, tienen un número de valencia negativo. En el caso del cloro y sodio, en el cloruro de sodio, se asigna a ambos elementos de valencia uno (en valor absoluto) porque intercambian un electrón. Los signos serán: - para el cloro (recibe el electrón) y + para el sodio (lo cede).

En resumen, en el cloruro de sodio:

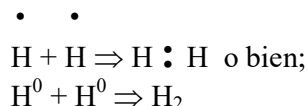
Valencia del Cl: - 1 o bien 1-;

Valencia del Na: +1 o bien 1+.

Unión covalente

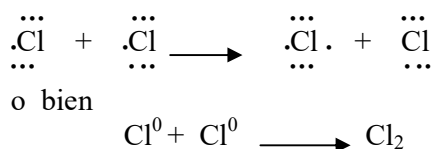
No siempre los átomos se unen entre sí por transferencia de electrones. También se pueden unir **compartiendo** pares de electrones para saturar su última órbita. Tal es el caso de la molécula de hidrógeno, H_2 . Por tratarse de una molécula formada por átomos iguales, no es posible pensar que un átomo transfiera un electrón a otro, en este caso, los átomos comparten un par de electrones formados por el aporte de un electrón de cada uno de los átomos. Adquieren de tal manera la estructura del gas noble más próximo al hidrógeno: el helio.

Simbólicamente:



Este tipo de unión se denomina **covalente**.

Del mismo modo dos átomos de cloro forman una unión covalente. Cada átomo comparte un par de electrones para completar el octeto electrónico:



Los electrones compartidos se presentan siempre de a pares, pudiendo los átomos compartir uno o más pares de electrones.

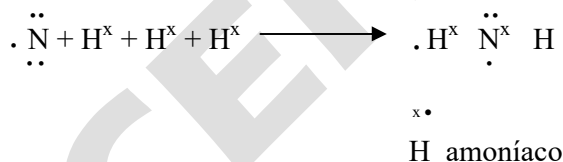
Los átomos de la molécula de oxígeno comparten dos pares, mientras que los de la molécula de nitrógeno comparten tres pares. De acuerdo con el número de pares de electrones compartidos, la unión se denomina covalente simple, doble o triple.

La unión covalente se representa gráficamente por medio de un guión por cada par de electrones, colocado entre los símbolos de los elementos:

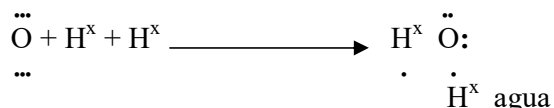


La unión covalente también ocurre entre átomos distintos para formar las sustancias compuestas.

Por ejemplo, el nitrógeno y el hidrógeno se combinan para formar amoníaco. Desde el punto de vista electrónico ocurre que el N con cinco electrones exteriores, debe compartir tres, para llegar al octeto. Como el hidrógeno H^x puede aportar solamente uno, el nitrógeno se combina con tres átomos de hidrógeno y así:



Otro caso importante es la formación de la molécula de agua: el oxígeno O debe compartir dos electrones con dos átomos de hidrógeno y entonces:



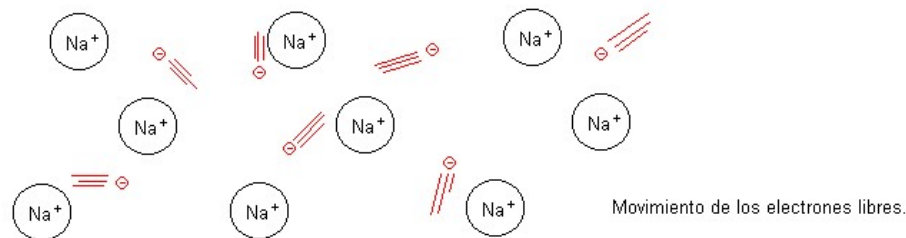
Hay que tener en cuenta que el par de electrones compartido pertenece a ambos átomos.

Unión covalente coordinada o dativa

Es una variedad de la unión covalente en la cual el par de electrones que se comparte es aportado por uno de los átomos. Si consideramos la molécula de dióxido de azufre (SO_2),

observamos que el azufre y el oxígeno tienen 6 electrones en la última órbita y comparten dos pares de electrones (covalente doble). De tal modo saturan su última órbita electrónica, pero como el azufre queda con dos pares de electrones no compartidos, utiliza uno de ellos para unirse a otro átomo de oxígeno. El átomo que aporta ese par de electrones (azufre) se llama **dador**, y el que los recibe (oxígeno), **ceptor**. A diferencia de las uniones covalentes, que se indican con guiones, las dativas se indican con flechas.

En las uniones covalentes, el número de electrones que el átomo utiliza para unirse a otros determina el valor de su **covalencia**. Así, en el dióxido de azufre, el azufre utiliza 4 de sus 6 electrones, por lo tanto, su covalencia es 4.



Unión metálica

Los metales, especialmente los del grupo 1 y 2, tienden a ceder fácilmente electrones, es decir, a formar iones positivos. Estos electrones se mueven con bastante libertad (electrones deslocalizados o libres), y originan la corriente eléctrica.

Los iones quedan unidos por electrones libres que circulan entre ellos.

Podemos imaginar la unión metálica como una red de iones positivos entre los cuales circulan electrones. Al moverse, las cargas negativas actúan como un material ligante, manteniéndose así la estructura.

La libertad de movimiento de los electrones permite explicar las propiedades de los metales, por ejemplo su brillo, conductibilidad eléctrica, maleabilidad, ductilidad.

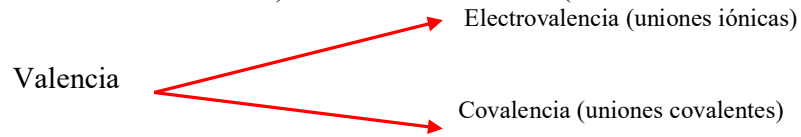
Uniones químicas y valencia

Hemos llamado valencia iónica o electrovalencia al número de electrones que un átomo cede o recibe en una unión iónica. Análogamente, la covalencia es el número de electrones que un átomo utiliza para unirse con otros en una unión covalente. Vemos que estas nociones corresponden al concepto clásico de valencia, que hemos mencionado anteriormente, y que admite ahora una interpretación moderna en términos de uniones químicas.

Por lo tanto, diremos que:

Valencia es el número de electrones que un átomo cede, recibe o comparte.

El término valencia se utiliza indistintamente para designar a la electrovalencia (en el caso de las uniones iónicas) o bien a la covalencia (en caso de las uniones covalentes).



CENS N.º 453

UNIDAD V: Compuestos inorgánicos

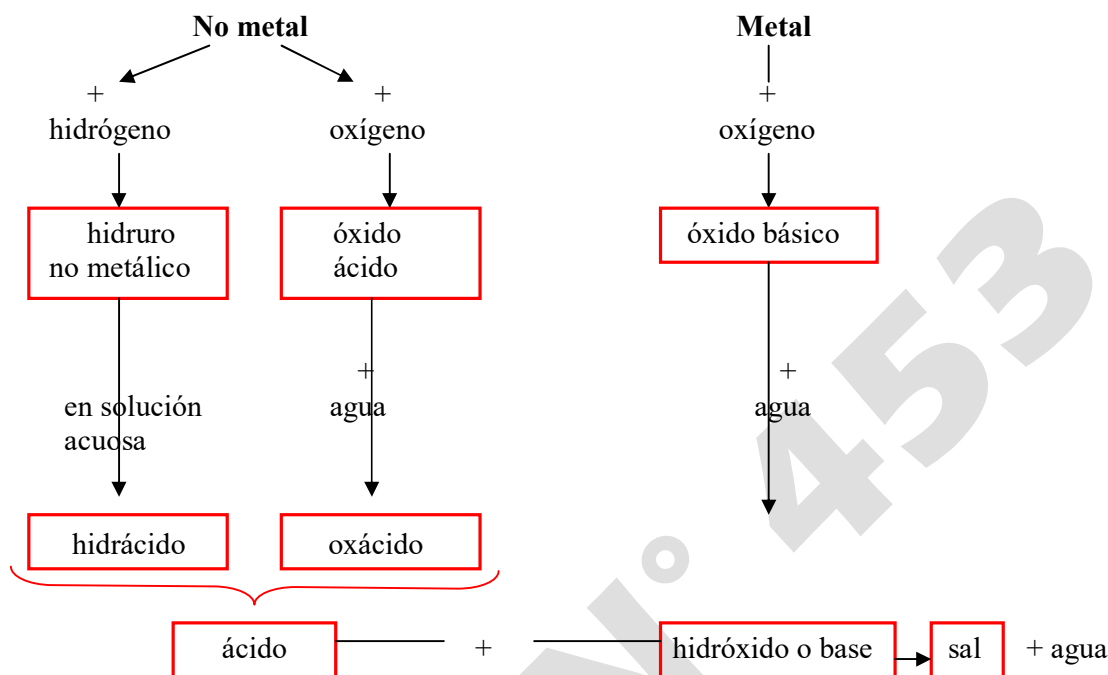
FORMACIÓN DE COMPUESTOS BINARIOS

Las nociones sobre uniones químicas que hemos estudiado en la unidad anterior nos permitirán interpretar la formación de diversos compuestos químicos. Para ello es necesario conocer las valencias de los elementos más usuales, que se indican a continuación:

Elemento	Símbolo	Numero de valencia (Valor absoluto)
Aluminio	Al	3
Antimonio	Sb	3 y 5
Arsénico	As	3 y 5
Azufre	S	2, 4 y 6
Bario	Ba	2
Bismuto	Bi	3 y 5
Boro	B	3
Bromo	Br	1 y 5
Cadmio	Cd	2
Calcio	Ca	2
Carbono	C	4
Cinc	Zn	2
Cloro	Cl	1,3, 5 y 7
Cobalto	Co	2 y 3
Cobre	Cu	1 y 2
Cromo	Cr	2,3 y 6
Estaño	Sn	2 y 4
Flúor	F	1
Fósforo	P	3 y 5
Hidrógeno	H	1
Hierro	Fe	2 y 3
Litio	Li	1
Magnesio	Mg	2
Manganeso	Mn	2,3, 4, 6 y 7
Mercurio	Hg	1 y 2
Níquel	Ni	2 y 3
Nitrógeno	N	3 y 5
Oro	Au	1 y 3
Oxígeno	O	2
Plata	Ag	1
Platino	Pt	2 y 4
Plomo	Pb	2 y 4
Potasio	K	1
Silicio	Si	4
Sodio	Na	1
Yodo	I	1, 5 y 7

Principales combinaciones químicas

Son las siguientes.



Se llaman **compuestos binarios** a aquellos que están formados por dos elementos. Comprenden :

- óxidos básicos: metal + oxígeno
- óxidos ácidos: no metal + oxígeno
- hidruros no metálicos: no metal + hidrógeno

Analizaremos a continuación cada uno de ellos.

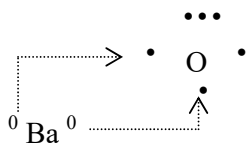
Óxidos básicos

Están formados por la combinación de un metal con el oxígeno. Son compuestos abundantes en la naturaleza. Por ejemplo, el llamado óxido de calcio es conocido con el nombre de “cal viva”, producto importante usado como material de construcción. Las piedras preciosas rubí y zafiro están formados por óxido de aluminio, cuyas impurezas les suministran sus colores característicos. El óxido de cinc es un pigmento usado para fabricar pinturas.

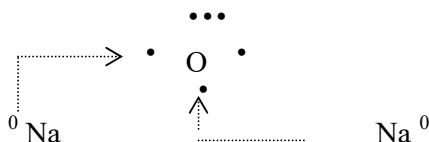
Para escribir la fórmula molecular de un óxido, buscaremos en el cuadro de la página anterior la valencia que tiene el metal y la del oxígeno. Debemos tener especialmente en cuenta que el número total de valencias de los átomos que se unen debe ser el mismo.

Empezaremos por escribir la fórmula del óxido de bario. En la tabla vemos que ambos tienen la misma valencia: 2, por lo tanto, al combinarse, bastará un átomo de cada clase para que sus números de valencia queden igualados. Además, se ha convenido, en que el símbolo del metal se debe escribir primero. De esta manera, la fórmula es: BaO.

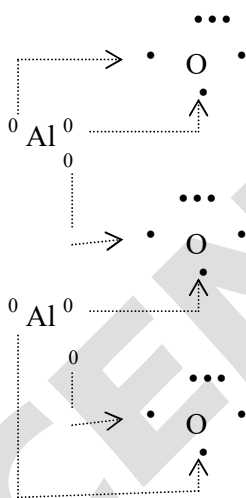
Pero, como sabemos, el número de valencia es el número de electrones que cada elemento intercambia. Entonces podemos esquematizar la formación del óxido así:



¿cómo podemos escribir la fórmula molecular del óxido de sodio? El número de valencia del sodio es 1 y la del oxígeno es 2. Para lograr la igualdad se necesitan dos átomos de sodio y uno de oxígeno. Por lo tanto, la fórmula es Na_2O (Valencia totales de $\text{Na} = 2 \times 1 = 2$, valencia del $\text{O} = 2$)



Representaremos ahora la fórmula del óxido de aluminio. Los datos necesarios son la valencia del aluminio (3) y la del oxígeno (2). ¿cuántos átomos de cada elemento se necesitan para tener en conjunto el mismo número de valencias?. Después de algunos tanteos nos damos cuenta de que dos átomos de aluminio tienen el mismo número de valencias que tres de oxígeno. Por lo tanto, escribimos: Al_2O_3 (Valencias totales del $\text{Al} = 2 \times 3 = 6$, valencias totales del $\text{O} = 3 \times 2 = 6$).



Denominación de los óxidos básicos

- 1) Si el metal que forma el óxido tiene un solo número de valencia (valencia fija), se antepone la palabra **óxido**, al nombre del metal. Ejemplos: óxido de sodio, óxido de aluminio.
- 2) Si el metal que forma es óxido que tiene valencias variables, se agrega al nombre del metal el sufijo **oso** para la menor valencia e **ico** para la mayor valencia.

Oso: menor valencia

ico: mayor valencia

Ejemplos: óxido ferroso, óxido férrico.

De acuerdo con la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, se recomienda la nomenclatura de los óxidos según los llamados numerales de Stock. Consiste en denominar al óxido con el número de valencia del metal correspondiente. Por ejemplo:

FeO: óxido ferroso o bien óxido de hierro II
 Fe₂O₃: óxido férrico o bien óxido de hierro III

Ejemplos:

Denominación	Fórmula empírica o condensada
Óxido cúprico (óxido de cobre II)	CuO
Óxido de plata (óxido de plata I)	Ag ₂ O
Óxido níquelico (óxido de níquel)	Ni ₂ O ₃
Óxido mercurioso (óxido de mercurio I)	Hg ₂ O
Óxido plúmbico (óxido de plomo IV)	PbO ₂
Óxido de magnesio (óxido de magnesio II)	MgO

Analizaremos a continuación algunos casos especiales.
 El cromo posee valencias 2, 3 y 6 y forma los siguientes óxidos.

CrO Cr₂O₃ CrO₃ (surge de Cr₂₁O₆₃)

Para denominar a estos compuestos se usan los siguientes prefijos, mono, di y tri.

O sea: monóxido de cromo trióxido de dicromo trióxido de cromo

Con respecto al manganeso, que tiene números de valencia 2, 3, 4, 6 y 7, se emplea la misma denominación:

MnO: monóxido de manganeso
 Mn₂O₃: trióxido de dimanganeso
 MnO₂: dióxido de manganeso (surge de Mn₂₁O₄₂)
 MnO₃: trióxido de manganeso (surge de Mn₂₁O₆₃)
 Mn₂O₇: heptóxido de dimanganeso.

Peróxidos

Son óxidos que contienen en su molécula dos átomos de oxígeno unidos entre sí, formado por un puente oxigenado. Se los denomina anteponiendo la palabra peróxido al nombre del metal.

Ejemplos:

denominación	Fórmula empírica
Peróxido de sodio	Na ₂ O ₂
Peróxido de bario	BaO ₂
Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)	H ₂ O ₂

Óxidos ácidos o anhídridos

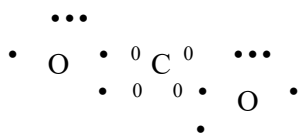
Durante mucho tiempo se los llamó anhídridos, nombre que todavía persiste. Están formados por un no metal combinado con el oxígeno.

Uno de estos compuestos, el dióxido de carbono (anhídrido carbónico), es un gas conocido por todos nosotros, por tratarse de un producto de las combustiones y de la respiración de animales y vegetales.

Cuando quemamos azufre se forman vapores blancos, de olor sofocante, originados por la combinación del azufre con el oxígeno del aire. El compuesto que resulta es un gas llamado dióxido de azufre.

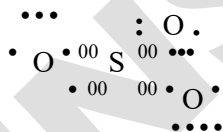
Aplicando el mismo criterio que hemos utilizado con los óxidos básicos, podemos deducir la estructura electrónica e inferir la fórmula molecular de los óxidos ácidos. En estos casos no hay transferencia de electrones de un átomo a otro, sino coparticipación (los pares de electrones se comparten).

Consideremos la estructura electrónica de dióxido de carbono.



Cada átomo de oxígeno comparte dos pares de electrones con el átomo de carbono, completándose el octeto. En otras palabras, si el número de valencia del carbono es 4 y del oxígeno es 2, se necesitan dos átomos de oxígeno para igualar el número de valencia del carbono. Entonces, la fórmula molecular resulta: CO_2 (anhídrido carbónico o dióxido de carbono).

Para el trióxido de azufre tenemos:

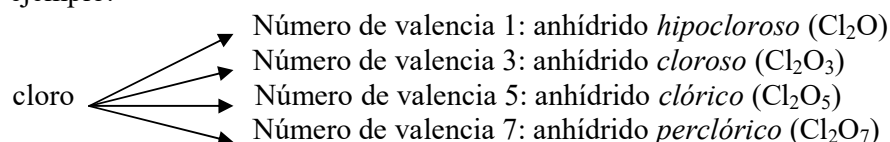


El azufre comparte dos pares de electrones con un átomo de oxígeno, uniéndose a los otros dos por una unión coordinada o dativa para completar el octeto electrónico. En otras palabras, sabiendo que uno de los números de valencia del azufre es 6, se necesitan tres átomos de oxígeno para igualar el número de valencia del azufre. Entonces, la fórmula molecular resulta: SO_3 (anhídrido sulfúrico o trióxido de azufre).

Denominación de óxidos ácidos o anhídridos

Se denominan anteponiendo la palabra anhídrido al nombre del no metal. Ejemplo: anhídrido carbónico. Cuando el no metal que forma el anhídrido tiene valencia variable, se usan los siguientes prefijos: hipo, para la menor valencia, per, para la mayor valencia y los sufijos oso e ico, para las valencias intermedias.

Por ejemplo:



También se los puede denominar con la palabra óxido, indicando el número de átomos de oxígeno y del no metal que lo forman.



Son ejemplos de óxido ácidos:

Denominación	Fórmula empírica o condensada
Anhídrido nítrico o pentóxido de dinitrógeno.	N_2O_5
Anhídrido sulfúrico o trióxido de azufre	SO_3
Anhídrido silícico o dióxido de silicio	SiO_2

Ecuaciones ajustadas de formación de óxidos básicos

Toda ecuación química debe cumplir con sus leyes de conservación de la masa y de los elementos, es decir que las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción deben constar de igual número de átomos para cada elemento presente en la reacción.

La ecuación $\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}$ no cumple con las condiciones anteriores, porque en el primer miembro tenemos un átomo de sodio, mientras que el segundo tenemos dos átomos de sodio.

Lo mismo sucede con el oxígeno: hay dos átomos en el primer miembro y solo uno en el segundo.

Para ajustar (o balancear) las ecuaciones nos valemos de coeficientes, que son números que expresan la cantidad de moléculas de cada sustancia.

Por ejemplo:

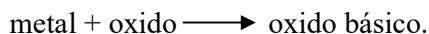
Na_2O : una molécula de óxido de sodio (se sobreentiende que delante de la fórmula del compuesto se tiene el coeficiente 1).

$2 \text{Na}_2\text{O}$: dos moléculas de óxido de sodio.

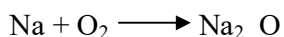
$5 \text{Na}_2\text{O}$: cinco moléculas de óxido de sodio.

Esto significa que cada subíndice representa el número de átomos del elemento presente en la molécula, y cada coeficiente el número de moléculas de la sustancia.

Recordemos que:



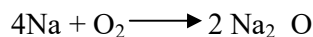
Sea, por ejemplo la ecuación de formación del óxido de sodio:



Para ajustar la ecuación se requiere dos moléculas de óxido de sodio, ya que en dos moléculas de óxido existen dos átomos de oxígeno que son equivalentes a una molécula de oxígeno.

Para completar la ecuación nos falta ajustar el termino correspondiente al sodio. Como en dos moléculas de oxido de sodio hay cuatro átomos de sodio, y siendo los metales monoatómicos, cuatro átomos son equivalentes a cuatro moléculas de sodio.

Es decir:



que se lee:

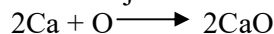
“Cuatro moléculas de sodio mas una molécula de oxigeno forman dos moléculas de oxido de sodio”.

Ejemplo 1:

Ajustar la siguiente ecuación:

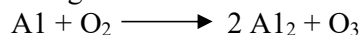


El oxigeno es biatómico (O_2). Se requiere dos moléculas de Ca O , por lo tanto dos moléculas de Ca . La ecuación ajustada es:



Ejemplo 2:

Ajustar la siguiente ecuación:



El oxigeno es biatómico. En la molécula de oxigeno de aluminio se tienen tres átomos de oxigeno, de modo que no podemos considerar una molécula de $\text{Al}_2 + \text{O}_3$. si consideramos dos de ellas disponemos de seis átomos de oxigeno, que en el primer miembro de la ecuación equivalen a tres moléculas de oxigeno, además, tenemos en el segundo miembro cuatro átomos de aluminio, que equivalen a cuatro moléculas de aluminio en el primer miembro.

La ecuación ajustada es:



Como control de las ecuaciones ajustadas, es conveniente verificar que existan, para cada elemento, el mismo numero de átomos en ambos miembros de la ecuación.

En el segundo ejemplo dado, resulta:
para el aluminio:

Primer miembro: $4 \cdot 1 = 4$, segundo miembro: $2 \cdot 2 = 4$

coeficiente subíndice

y para el oxigeno:

Primer miembro: $3 \cdot 2 = 6$, segundo miembro: $2 \cdot 3 = 6$

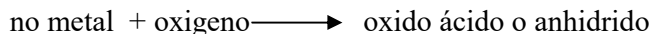
Se indican a continuación algunos ejemplos de ecuaciones ajustadas de formación de óxidos básicos.

<i>Denominación</i>	<i>Ecuación</i>
oxido de potasio	$4\text{K} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{K}_2 \text{O}$
oxido cúprico	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cu O}$
oxido de aluminio	$4 \text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Al}_2 \text{O}_3$
oxido plumico	$\text{Pb} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Pb O}_2$
oxido férrico	$4\text{Fe} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}_2 \text{O}_3$

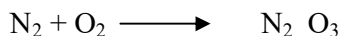
Ecuaciones ajustadas de formación de óxidos ácidos

El procedimiento es análogo al caso de la formación de óxidos básicos. Debemos tener en cuenta, en este caso, la atomicidad de los no metales.

Recordemos que:

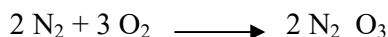


Por ejemplo, para el anhídrido nitroso:



Como la molécula de oxígeno contiene dos átomos de oxígeno (O_2) y una molécula de anhídrido nitroso contiene tres átomos de oxígeno, se las debe multiplicar por coeficientes 3 y 2, respectivamente. Pero como en dos moléculas de anhídrido nitroso hay cuatro átomos de nitrógeno y la molécula de nitrógeno es biatómica, corresponde computar en el primer miembro dos moléculas de nitrógeno.

La ecuación ajustada resulta:



Ejemplos de ecuaciones ajustadas de formación de óxidos ácidos son:

Denominación	Ecuación
anhídrido sulfúrico	$2\text{S} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{S O}_3$
anhídrido nitroso	$2\text{N}_2 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{N}_2\text{O}_3$
anhídrido perclórico	$2\text{Cl}_2 + 7\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}_2 \text{O}_7$
anhídrido fosfórico	$\text{P}_4 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{P}_2 \text{O}_5$
anhídrido de dicloro	$2\text{Cl}_2 + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_3$
anhídrido de dinitrógeno	$2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{N}_2 \text{O}_5$

HIDRUROS NO METÁLICOS

Son Compuestos binarios por la combinación de un no metal con hidrógeno.

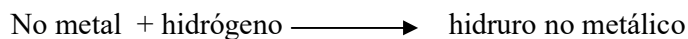
En estos hidruros, el no metal actúa siempre con la menor valencia, es decir que cada no metal forma un solo hidruro. Se los denomina agregando el sufijo uro al nombre del no metal, por ejemplo: cloruro de hidrógeno.

Algunos tienen nombres especiales, como el amoníaco (nitruro de hidrógeno). Los hidruros no metálicos presentan uniones covalentes.

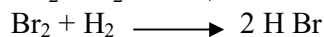
Otros ejemplos de hidruros no metálicos:

Denominación	Fórmula empírica o condensada
cloruro de hidrógeno	H Cl
bromuro de hidrógeno	H Br
sulfuro de hidrógeno	H ₂ S
nitruro de hidrógeno	NH ₃

Recordemos que:



Las siguientes son ecuaciones ajustadas de formación de estos compuestos:



ACIDOS, HIDROXIDOS Y SALES

Ácidos

La palabra ácido nos resulta conocida porque designa una serie de sustancias comunes y de mucha importancia en los laboratorios, en la industria y en la vida diaria.

Existen ácidos que son corrosivos, y por eso tienen que ser manejados con mucho cuidado. Pero no siempre ocurre así: muchos de ellos son de uso diario. Los jugos de las frutas cítricas, como el limón, la naranja, etc., contienen disuelto ácido cítrico; el vinagre que se usa como condimento es una solución de ácido acético; la leche contiene ácido láctico; los frutos verdes deben su sabor a diferentes ácidos.

Un ácido muy corrosivo es el llamado "ácido muriático", que se emplea en la industria para limpiar superficies metálicas, en química se lo llama ácido clorhídrico.

El ácido sulfúrico tiene muchas aplicaciones industriales; disuelto en agua, se usa en las baterías o acumuladores de los automóviles.

Otro ácido importante es el nítrico, capaz de disolver la mayor parte de los metales.

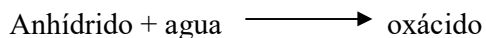
Los ácidos son compuestos que se originan generalmente de dos maneras:

- combinando un anhídrido y óxido ácido con agua;
- disolviendo en agua ciertos hidruros no metálicos.

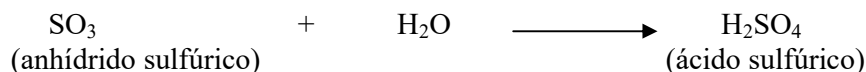
En el primer caso, se llaman oxácidos u oxoácidos; en el segundo, hidroácidos.

OXACIDOS

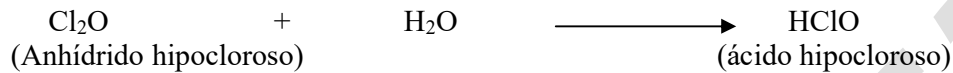
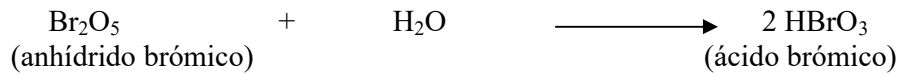
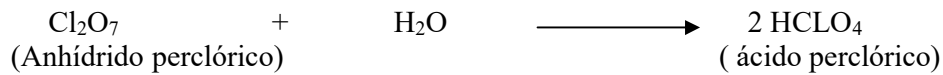
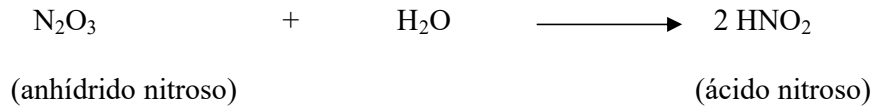
La ecuación general que presenta su formación es:



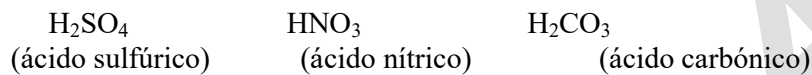
Para denominarlos, se sustituye la palabra anhídrido por ácido; así el anhídrido sulfúrico origina el ácido sulfúrico:



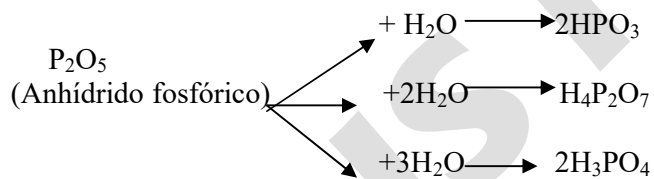
Análogamente:



Se observa que los oxácidos son compuestos ternarios, es decir, están constituidos por tres elementos.

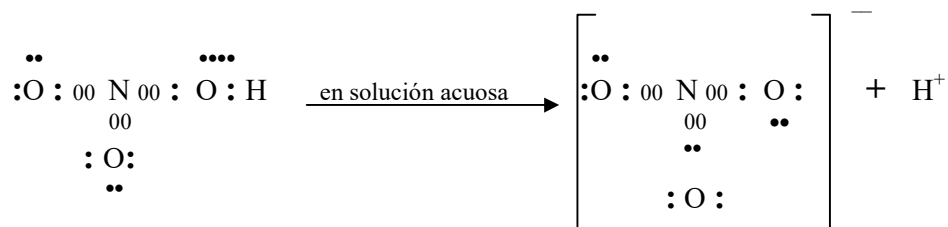


Ciertos anhídrido, tales como el fósforo al reaccionar con el agua pueden Dar lugar a la formación de tres oxácidos distintos, ya que el anhídrido puede reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, respectivamente.

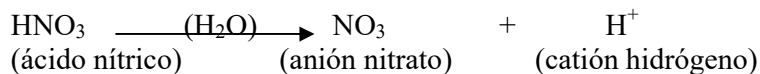


Los oxácidos son compuestos que presentan uniones covalentes pero no todas son igualmente fuertes. A causa de la electronegatividad del oxígeno, la unión con el hidrógeno esté débilmente unido al resto.

Por ejemplo cuando se disuelve el ácido nítrico en agua, las moléculas de ésta se interponen y facilitan que el hidrógeno se separe y abandone su electrón, es decir, se convierta en catión hidrógeno (H). El resto de la moléculas formada por fuertes uniones covalentes, permanece unida y se comporta como una partícula invisible, la cual, al retener el electrón dejado por el hidrógeno, tiene carga negativa, es un anión. Se lo llama anión nitrato (NO₃). Podemos resumir el proceso en forma de ecuación de ionización:

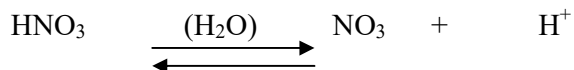


o simplemente así:

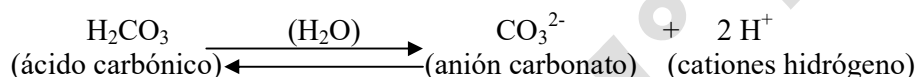
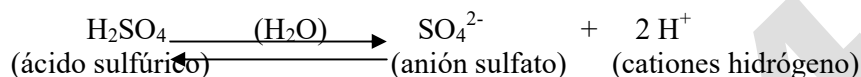


La ionización de un oxácido al disolverse en agua es un ejemplo del proceso que se cumple en ambos sentidos, es decir que, al mismo tiempo que se forman iones a partir del ácido, éste se regenera constantemente por la unión de aniones y cationes. Los procesos de esta naturaleza se denominan reversibles, y se los indica por medio del símbolo \rightleftharpoons

Es decir:



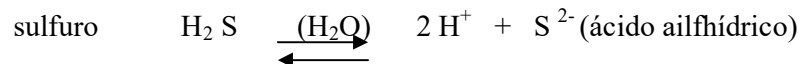
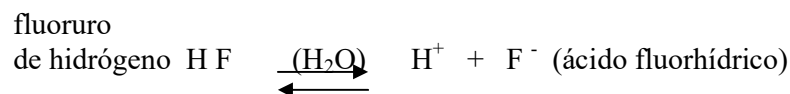
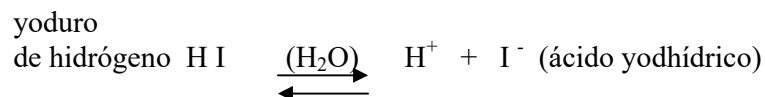
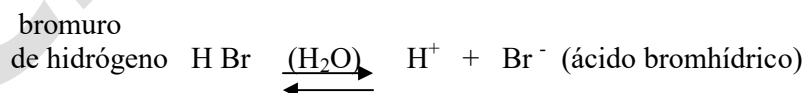
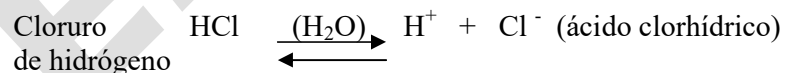
Análogamente podemos escribir las ecuaciones de ionización de otros ácidos:



Hidrácidos

Los hidrácidos provienen de disolver en agua ciertos hidruros no metálicos. Solamente originan hidrácidos los elementos flúor, cloro, bromo, yodo y azufre. Se los denomina agregando al nombre del no metal el sufijo hídrico. Así al disolver en agua cloruro de hidrógeno, se obtiene el ácido clorhídrico.

Ejemplos:



Se observa que el hidruro no metálico, al disolverse en agua, cede iones hidrógeno.

Los aniones de los hidrácidos están formados por un solo elemento y su nombre termina en uro, por ejemplo_

Cl⁻ (cloruro)
Br⁻ (bromuro)
I⁻ (ioduro)
F⁻ (fluoruro)
S²⁻ (sulfuro)

Noción general del ácido

Ácido es toda sustancia que en solución acuosa se ioniza, liberando iones hidrógeno (protones).

Estos protones confieren a los ácidos propiedades que los identifican, y que en conjunto constituyen el carácter ácido.

Se dice que el ion H⁺ constituye el grupo funcional de los ácidos, entendiéndose por tal al ion, átomo o conjunto de átomos, que confiere propiedades específicas a la molécula de una sustancia.

Los ácidos se caracterizan por:

- Poseer sabor agrio (“ácido”) como el vinagre.
- Conducir, en solución acuosa, la corriente eléctrica.
- Liberar gas hidrógeno cuando reaccionan con ciertos metales.
- Cambiar el color de ciertas sustancias llamadas indicadores. Por ejemplo, el tornasol azul en presencia de los ácidos se vuelve rojo.

Cuando la molécula de un ácido en solución acuosa se disocia y pierde los iones H⁺, se convierte en un anión ácido, tal como el NO₃ (anión nitrato). Los átomos que lo constituyen están vinculados por fuertes uniones covalentes, por lo que se comportan como una unidad indivisible en las reacciones químicas.

La valencia de un anión ácido está dada por el número de electrones que posee en exceso, y que coincide con el número de átomos de hidrógeno que contiene la molécula del ácido .

Ejemplos:

Nombre y fórmula del ácido	Anión ácido	Número de valencia del anión	Denominación del anión
Ácido nítrico (H N O ₃)	NO ₃	1	Nitrato
Ácido carbónico (H ₂ C O ₃)	CO ₃ ²⁻	2	Carbono
Ácido bromhídrico (H Br)	Br ⁻	1	Bromuro
Ácido perclórico (H Cl O ₄)	ClO ₄ ⁻	1	Perclorato
Ácido sulfhídrico (H ₂ S)	S ²⁻	2	Sulfuro
Ácido ortofosfórico (H ₃ P O ₄)	PO ₄ ³⁻	3	Ortofosfato
Ácido clorhídrico (H Cl)	Cl ⁻	1	Cloruro

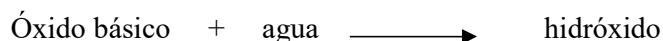
Hidróxidos o bases

Algunas de las sustancias de este grupo son conocidas y usadas en la industria y en la vida diaria. Por ejemplo, el hidróxido de sodio se conoce comercialmente como “soda cáustica”, y se usa como desengrasante. Es un producto industrial muy importante: interviene en la fabricación del papel, el jabón, los colorantes, etc. Debe manejárselo con mucha precaución porque produce grietas muy dolorosas en la piel.

Otro hidróxido conocido es el hidróxido de calcio, llamado “cal apagada”. Se lo emplea en la industria de la construcción, mezclado con arena y agua para obtener la pasta que une los ladrillos. Si se le agrega agua, se tiene una solución llamada “agua de cal”, muy usada en los laboratorios.

La leche de magnesia que se emplea en medicina es hidróxido de magnesio.

Los hidróxidos se originan por la combinación de agua y un óxido básico:



Para denominarlos se sustituye la palabra **óxido** por **hidróxido**, así, del óxido de sodio se obtiene el hidróxido de sodio.

En todo hidróxido existen un par de átomos, uno de oxígeno y otro de hidrógeno (OH), que caracterizan a estos compuestos.

Se lo denomina radical **oxhidrilo o hidroxilo**, comportándose como monovalente por presentar un electrón desapareado. Su estructura electrónica es la siguiente:

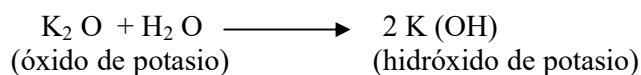
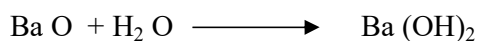
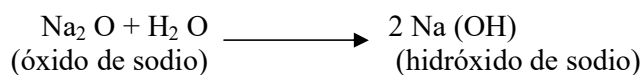


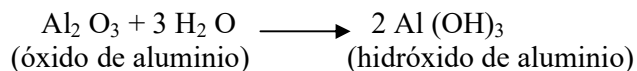
Para escribir la fórmula molecular de los hidróxidos se coloca el símbolo del metal y tantos oxhidrilos como valencias tenga el mismo.

Ejemplos:

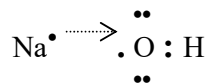
Denominación	Fórmula molecular
Hidróxido de potasio	K (OH)
Hidróxido ferroso (hidróxido de hierro II)	Fe (OH) ₂
Hidróxido férrico (hidróxido de hierro III)	Fe (OH) ₃

A continuación se indican algunas ecuaciones ajustadas de formación de hidróxidos:

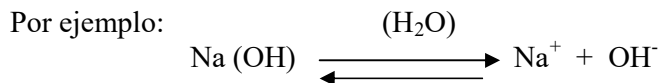




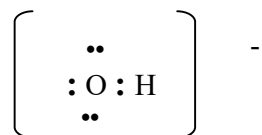
Si consideramos la estructura electrónica del hidróxido de sodio:



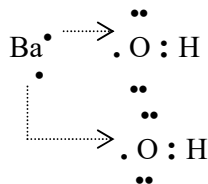
observamos que el sodio transfiere un electrón al radical oxhidrilo. Cuando los hidróxidos se disuelven en agua o se hallan en estado de fusión, se ionizan.



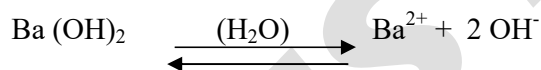
El ion OH^- se denomina anión oxhidrilo y su estructura electrónica es:



la estructura electrónica del hidróxido de bario es:

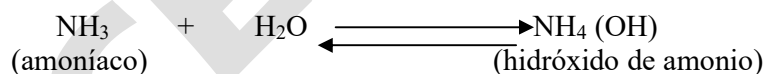


y se utiliza de acuerdo con la ecuación:

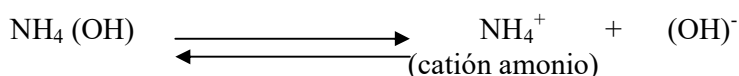


formándose dos aniones oxhidrilos.

Un caso especial constituye el hidróxido de amonio. El amoníaco (NH_3) es un gas muy soluble al agua. Al disolverse reacciona con el agua formando un compuesto llamado hidróxido de amonio.



el hidróxido de amonio se ioniza de acuerdo con la ecuación:



Noción general de hidróxido o base

Hidróxido o base es todo compuesto que en solución acuosa libera aniones oxhidrilos.

Estos aniones confieren a los hidróxidos propiedades específicas que los identifican, y que en conjunto constituyen el carácter básico. Por lo tanto, el anión oxhidrilo constituye el grupo funcional de las bases o hidróxidos.

Los hidróxidos se caracterizan por:

- poseer un sabor amargo, como el jabón cuando se disuelven en agua.
- conducir, en solución acuosa, la corriente eléctrica.
- cambiar el color de los indicadores. Por ejemplo, el tornasol rojo en presencia de los hidróxidos se vuelve azul.

El sabor característico de los hidróxidos se denomina alcalino., derivado de alcali, nombre que recibirían antiguamente dichos compuestos. Esta nomenclatura ha caído en desuso.

Indicadores

Son sustancias que cambian de color en presencia de un ácido o un hidróxido. Pueden ser de origen natural, como el tornasol (que se extrae de algunas flores y de ciertos líquenes), o artificial, como la heliantina y la fenolftaleína.

Los tres indicadores mencionados son sólidos, pero se utilizan en solución alcohólica. En el caso del tornasol, dicha solución se denomina tintura de tornasol. Si se impregnan con ella tiras de papel de filtro se obtiene el papel tornasol, ampliamente utilizado en el laboratorio.

Indicador	Tornasol	Heliantina	Fenolftaleína
Color	Violeta	Anaranjado	Incoloro
Color en presencia de ácido.	Rojo	Rojo	Rojo
Color en presencia de hidróxido	Azul	Amarillo	violeta

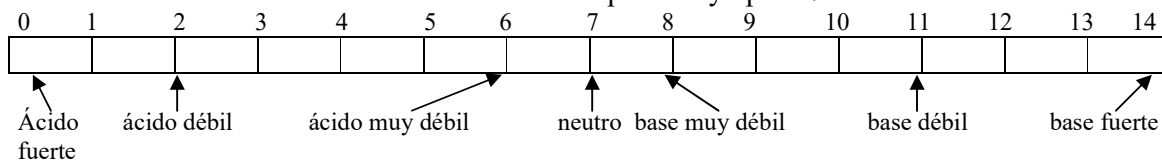
Escala de Ph

Si bien todos los ácidos tienen propiedades comunes y se comportan de la misma manera frente a un indicador, algunos tienen estas propiedades más acentuadas que otros. Es decir, hay ácidos **fuertes** y ácidos **débiles**.

Otro tanto podemos decir de las bases. Para expresar esta característica se usa una escala numérica, llamada escala de PH. Los valores de esta escala varían entre 0 y 14. A las soluciones neutras se le asigna ph igual a 7, para las básicas, el ph varía entre 7 y 14 y las soluciones ácidas tienen valores de ph comprendidos entre 0 y 7. El agua pura, por ser una sustancia neutra, tiene $ph = 7$.

En resumen:

- solución ácida es aquella cuyo ph es menor que 7.
- Solución básica es aquella cuyo ph es mayor a 7.
- Solución neutra es aquella cuyo $ph = 7$.



Si, por ejemplo, dos soluciones tienen ph igual a 3,2 y 5,9, respectivamente, ambas son ácidas, pero la acidez de la primera es mayor que la de la segunda.

Importancia del ph

Desde el punto de vista biológico, el ph tiene suma importancia. Los valores de ph de la materia viva permanecen aproximadamente constantes gracias a mecanismos de regulación que ejercen sustancias elaboradas por los propios organismos. En el hombre, estas sustancias se encuentran en la sangre, en el aparato renal y en el respiratorio. El ph de la sangre es 7,4, es decir, corresponde a un medio ligeramente básico, y aun pequeñas variaciones del mismo pueden provocar graves consecuencias.

El ph del suelo oscila entre 5 y 7 (medio ácido), pero cada especie vegetal requiere un determinado ph para desarrollarse normalmente. De allí que su determinación interese en estudios agrícolas.

Ph de algunas sustancias o soluciones

Jugo gástrico	2
Limón	2,3
Vinagre	2,8
Manzana	3,1
Naranja	3,5
Tomate	4,2
Leche de vaca	6,6
Agua pura	7
Huevos	7,8
Agua de mar	8,5
Leche de	
Magnesia	10,5
Agua de cal	12,3

Escala de ph:

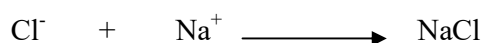
Ph = 0	ácido fuerte
Ph = 2	ácido débil
Ph = 6	ácido muy débil
Ph = 7	neutro
Ph = 8	base muy débil
Ph = 11	base débil
Ph = 14	base fuerte

Sales

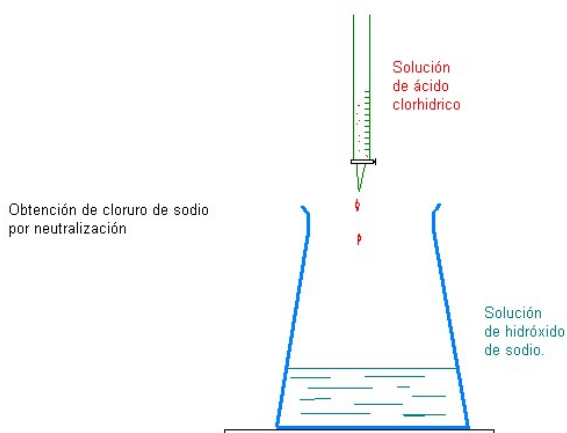
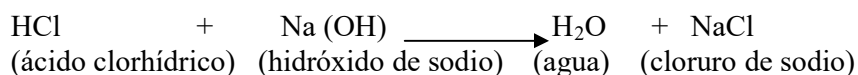
De la reacción de un ácido con un hidróxido se obtiene agua y un nuevo compuesto denominado **sal**. Podemos realizar la experiencia dejando caer gota a gota ácido clorhídrico (HCl) en una solución de hidróxido de sodio [Na (OH)]. Los cationes H⁺ del ácido con los aniones oxhidrilos OH⁻ del hidróxido y producen agua.



Mientras que los iones Cl⁻ y Na⁺, a su vez, se combinan y originan una sal, el cloruro de sodio (NaCl, sal común):



La ecuación de formación del cloruro de sodio es:



Si antes de verter el ácido clorhídrico colocamos unas gotas de fenolftaleína en una solución de hidróxido de sodio, observamos que el líquido toma coloración violeta (medio alcalino). A medida que se agrega el ácido, el color de la solución se modifica, y en determinado momento se vuelve incolora, lo cual indica un medio neutro. En este caso particular, la sal obtenida se denomina por ello **sal neutra**.

Se admite que durante la formación de una sal neutra, **todos** los cationes H^+ se combinan con aniones OH^- (y viceversa). El proceso recibe el nombre de **neutralización**.

Neutralización es la combinación de todos los cationes H^+ de un ácido con todos los aniones OH^- de un hidróxido, de la que se obtiene agua y una sal neutra.

Como veremos luego, existen sales que no presentan carácter neutro.

En general:



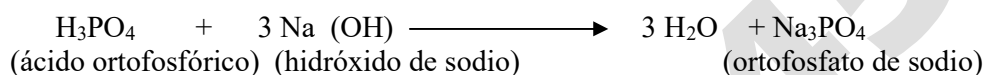
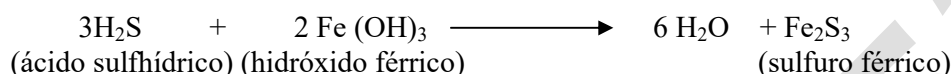
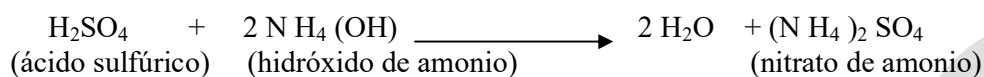
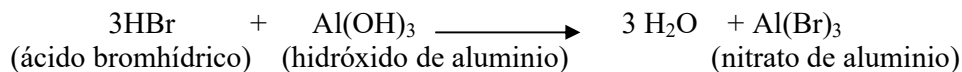
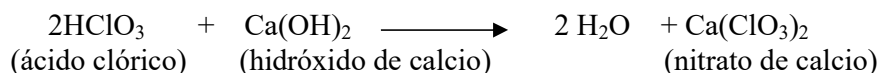
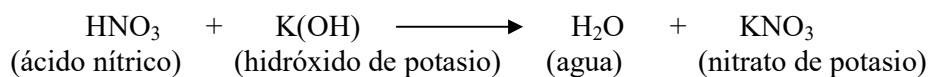
La denominación que reciben las sales proviene del nombre del ácido que las origina. Para nombrar una sal que deriva de un ácido cuyo nombre termina en **oso**, se reemplaza dicha terminación por **ito**: el ácido nitroso origina una sal llamada **nitrito**.

Análogamente, las terminaciones **ico** e **hídrico** de los ácido corresponden, para las sales, **ato** y **uro** respectivamente (**nítrico**, **nitrato** clorhídrico, **cloruro**)

A continuación del nombre genérico de la sal se agrega el del metal que corresponde al hidróxido: cloruro **de** sodio, nitrato **de** plata.

Ácido que termina en	Sal que termina en	Ejemplos
Oso	Ito	Hipocloroso Hipoclorito
Ico	Ato	Sulfúrico Sulfato
Hídrico	Uro	Sulfhídrico sulfuro

Algunas ecuaciones ajustadas de formación de sales son las siguientes:



Las sales en solución o fundidas se ionizan, separándose el catión metálico del anión ácido.

Ejemplos:



Escritura de las fórmulas de las sales

Las fórmulas de todas las sales contiene un metal como catión y un anión de un ácido. Por ejemplo:

SAL	ANIÓN	CATIÓN
Sulfato de potasio	Sulfato: SO_4^{2-}	Potasio: K^+
Nitrato de hierro (II) O nitrato ferroso	Nitrato: NO_3^-	Ferroso: Fe^{2+}
Carbonato de calcio	Carbonato: CO_3^{2-}	Calcio: Ca^{2+}
Cloruro de magnesio	Cloruro: Cl^-	Magnesio: Mg^{2+}

Para escribir correctamente la fórmula de una sal, debemos incluir el número de cationes y aniones necesarios para igualar sus números de valencia, o sea, sus cargas. En el caso del cloruro de sodio, ambos iones tienen valencia uno (Cloruro: Cl^- y sodio Na^+), por lo tanto es suficiente considerar uno de cada tipo. Se ha convenido en representar en primer lugar el metal y luego el anión.

Para facilitar la escritura de sales, escribiremos a continuación los principales cationes y aniones con sus cargas respectivas (valencias).

CATIONES	
Cobre (I) o cuproso	Cu^+
Cobre (II) o cúprico	Cu^{2+}
Potasio	K^+
Sodio	Na^+
Plata	Ag^+
Bario	Ba^{2+}
Calcio	Ca^{2+}
Amonio	NH_4^+
Plomo (II) o plumboso	Pb^{2+}
Magnesio	Mg^{2+}
Zinc	Zn^{2+}
Aluminio	Al^{3+}
Hierro (II) o ferroso	Fe^{2+}
Hierro (III) o férrico	Fe^{3+}

ANIONES	
Cloruro	Cl^-
Fluoruro	F^-
Bromuro	Br^-
Yoduro	I^-
Nitrato	NO_3^-
Nitrito	NO_2^-
Sulfito	SO_3^{2-}
Sulfato	SO_4^{2-}
Sulfuro	S^{2-}
Ortofosfato	PO_4^{3-}
Hipoclorito	ClO^-
Clorato	ClO_3^-
Perclorato	ClO_4^-

Con el auxilio de estas tablas, podemos escribir una gran cantidad de sales uniendo un determinado catión con un anión, según la regla dada de igualar sus números de valencia, o sea, sus cargas.

Ejemplo 1:

Consideremos la escritura de la sal cloruro de magnesio. Buscamos en las tablas y encontramos que el ion es Cl^- y el ion magnesio es Mg^{2+} . Como se necesitan dos iones cloruro para cada ion magnesio, la fórmula será MgCl_2 . El subíndice indica el número de iones. Conviene hacer esta verificación.

$$\begin{array}{r}
 \text{Carga del magnesio} = 2(+1) = +2 \\
 \text{Carga del cloruro} \quad \quad \quad = -2 \\
 \hline
 \text{Carga total} \quad \quad \quad \quad \quad = 0
 \end{array}$$

Ejemplo 2:

Sea la sal sulfato de potasio, formada por el catión K^+ y el anión SO_4^{2-} . Se necesitan dos iones K^+ para un SO_4^{2-} , por lo tanto la fórmula es $K_2 SO_4$.

$$\begin{array}{rcl} \text{Carga del potasio} & = & 2 (+1) = +2 \\ \text{Carga del sulfato} & = & \underline{\hspace{1cm}} = -2 \\ \text{Carga total} & = & 0 \end{array}$$

Ejemplo 3:

El nitrato férrico está formado por el catión férrico Fe^{3+} y el anión nitrato NO_3^- . En este caso son necesarios tres iones de nitrato para un ion férrico. Lo escribimos de esta manera: $Fe(NO_3)_3$. El paréntesis indica que todo el anión nitrato está representado tres veces, como lo expresa el subíndice exterior. Verificación:

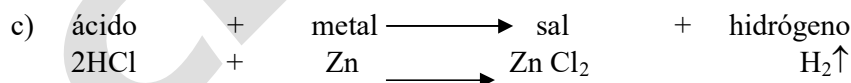
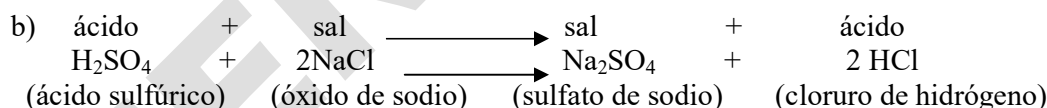
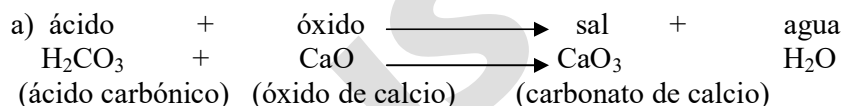
$$\begin{array}{rcl} \text{Carga del hierro} & = & +3 \\ \text{Carga del nitrato} & = & \underline{3(-1)} = -3 \\ \text{Carga total} & = & 0 \end{array}$$

Ejemplo 4:

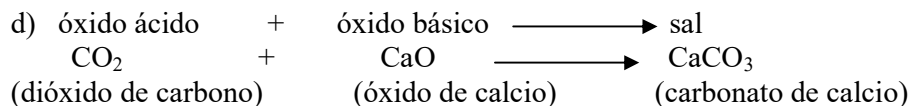
El sulfuro de aluminio está formado por el catión Al^{3+} y el anión S^{2-} . Siguiendo los razonamientos anteriores, la fórmula es Al_2S_3 . Verificación

$$\begin{array}{rcl} \text{Carga del aluminio} & = & 2 (+3) = +6 \\ \text{Carga del sulfuro} & = & \underline{3 (-2)} = -6 \\ \text{Carga total} & = & 0 \end{array}$$

Otros métodos de obtención de sales



El símbolo \uparrow indica desprendimiento del gas hidrógeno.

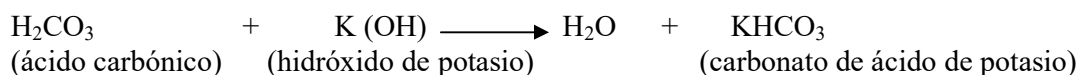
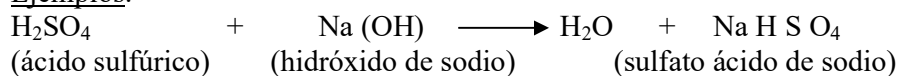


Distintos tipos de sales

Las sales se clasifican en **neutras**, **ácidas**, **básicas** y **mixtas**. Hemos visto ejemplos de formación de sales neutras. A continuación nos referiremos a los tres tipos restantes.

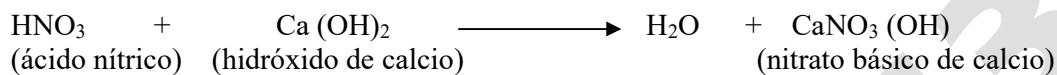
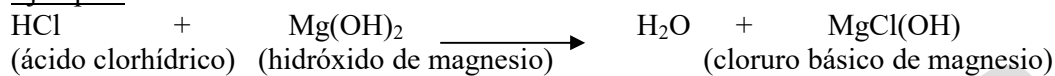
Las sales ácidas resultan del reemplazo parcial de los hidrógenos de un ácido por átomos metálicos. Se forman con ácidos que presentan dos o más hidrógenos en su molécula.

Ejemplos:



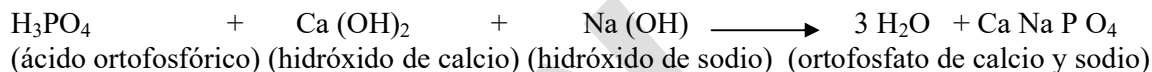
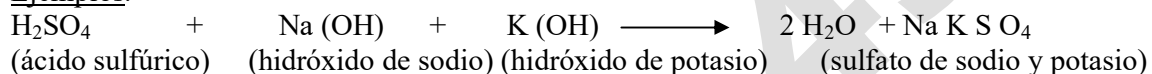
Las sales básicas resultan de reemplazar parcialmente los oxhidrilos de un hidróxido por los aniones de un ácido.

Ejemplos:



Las sales mixtas resultan de sustituir los hidrógenos de un ácido por los átomos metálicos distintos.

Ejemplos.



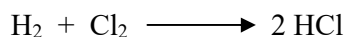
UNIDAD VI: Estequiometría

Estequiometría

La estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas entre las masas, los volúmenes y el número de moles de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción.

Para su correcta comprensión debemos recordar los concepto de masa molecular, mol y número de Avogadro ya vistos.

Consideremos la ecuación ajustada de formación de cloruro de hidrógeno:



De acuerdo con ella, podemos establecer las siguientes relaciones:

- Entre moléculas: 1 molécula de H_2 + 1 molécula de Cl_2 \longrightarrow 2 moléculas de HCl
- Entre moles de moléculas un mol de H_2 + 1 mol de Cl_2 \longrightarrow dos moles de HCl
- Entre masas: 2 g de H_2 + 71 g Cl_2 \longrightarrow 73 g de HCl
- Entre volúmenes: 22,4 l de H_2 + 22,4 l de Cl_2 \longrightarrow 44,8 l de HCl (en CNPT)

Este ejemplo expone algunos de los problemas característicos que resuelve la estequiometría. A continuación analizamos algunos de ellos.

Problemas que se resuelven aplicando relaciones entre masas

Sea, por ejemplo, calcular la masa de óxido de calcio que se obtiene a partir de 200 g de calcio.

Procedimiento:



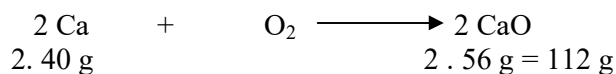
b) A partir del enunciado del problema, se identifica el dato conocido y la incógnita:

dato: masa de $\text{Ca} = 200 \text{ g}$

incógnita: mas de $\text{CaO} = x \text{ g}$

c) Se establecen las relaciones entre el dato conocido y la incógnita. La ecuación ajustada indica que a partir de dos moles de moléculas de calcio se obtienen dos moles de moléculas de óxido de calcio.

Como la masa de un mol de calcio es igual a 40 g y la de un mol de óxido de calcio es igual a 56 g, concluimos que 80 g de calcio se combinan con oxígeno para producir 112 g de óxido de calcio:



A (Ca)	= 40
M (Ca)	= 40
1 mol (Ca)	= 40 g
A (Ca)	= 40
A (O)	= 16
M (CaO)	= 56
1 mol (CaO)	= 56 g

Con esta información, será posible calcular cuántos gramos de óxido de calcio se obtienen a partir de 200 g de calcio.

d) Se establece entonces una regla de tres simple:

$$\begin{array}{l} 80 \text{ g de Ca} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 112 \text{ g de CaO} \\ 200 \text{ g de Ca} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = \frac{200 \text{ g de Ca} \times 112 \text{ g CaO}}{80 \text{ g de Ca}} \end{array}$$

$$x = 280 \text{ g de Ca O}$$

respuesta: con 200 g de Ca se obtienen 280 g de Ca O.

Problemas que se resuelven aplicando relaciones entre volúmenes

Sea calcular el volumen de trióxido de azufre que se obtiene a partir de 5 l de oxígeno, en CNPT:

a) Se escribe la ecuación ajustada:

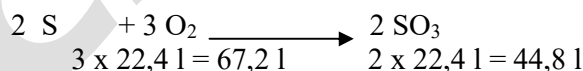


b) Se identifica el dato conocido y la incógnita:

Dato: volumen $\text{O}_2 = 5 \text{ l}$

Incógnita: volumen de $\text{SO}_3 = x$

Se establecen las relaciones estequiométricas entre el dato conocido y la incógnita. Según la ecuación ajustada, con tres moles de moléculas de oxígeno se obtienen dos moles de moléculas de trióxido de azufre. Como el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier gas en CNPT es igual a 22,4 l, concluimos que 67,2 l de oxígeno se combinan con azufre para producir 44,8 l de SO_3



1 mol (O_2)	=	22,4 l
3 moles (O_2)	=	67,2 l
1 mol (SO_3)	=	22,4 l
2 moles (SO_3)	=	44,8 l

e) Se establece entonces una regla de tres simple:

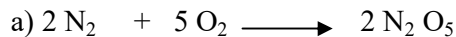
$$\frac{67,2 \text{ l (O}_2\text{)}}{5 \text{ l (O}_2\text{)}} = \frac{44,8 \text{ l (SO}_3\text{)}}{x} = \frac{5 \text{ l (O}_2\text{)}}{67,2 \text{ l (O}_2\text{)}} \times 44,8 \text{ l (SO}_3\text{)}$$

$$x = 3,33 \text{ l (SO}_3\text{)}$$

respuesta: a partir de 5 litros de oxígeno se obtienen 3,33 l de trióxido de azufre

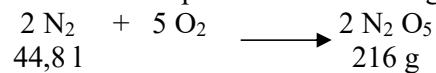
Problemas que se resuelven aplicando relaciones entre masa y volúmenes

Sea calcular cuántos litros de nitrógeno se necesitan para obtener 120 g de pentóxido de dinitrógeno en CNPT.



b) dato: masa de $\text{N}_2 \text{ O}_5 = 120$
incógnita: volumen de $\text{N}_2 = x$

c) según la ecuación ajustada a partir de dos moles de moléculas de nitrógeno (44,8l) se forman 216 l de pentóxido de dinitrógeno.



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol (N}_2\text{)} = 22,4 \text{ l} \\ 2 \text{ moles (N}_2\text{)} = 44,8 \text{ l} \\ A (\text{N}) = 14 \\ A (\text{O}) = 16 \\ M (\text{N}_2 \text{ O}_5) = 2 \times 14 + 5 \times 16 = 28 + 80 = 108 \\ 1 \text{ mol (N}_2 \text{ O}_5) = 108 \text{ g} \\ 2 \text{ moles (N}_2 \text{ O}_5) = 216 \text{ g} \end{array}$$

d) $\frac{216 \text{ g (N}_2 \text{ O}_5\text{)}}{120 \text{ g (N}_2 \text{ O}_5\text{)}} = \frac{44,8 \text{ l (N}_2\text{)}}{120 \text{ g (N}_2 \text{ O}_5\text{)}} \times 44,8 \text{ l (N}_2\text{)}$

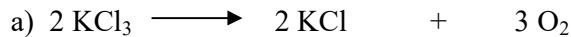
$$x = 24,89 \text{ l (N}_2\text{)}$$

respuesta: para obtener 120 g de pentóxido de dinitrógeno se necesitan 24,89 l de nitrógeno.

Problemas que se resuelven aplicando relaciones entre masas, volúmenes y número de moles de moléculas

Sea el siguiente problema:

Por la acción de calor, el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Suponiendo que se calientan 420 g de clorato de potasio, ¿cuántos moles de moléculas de cloruro de potasio se forman? ¿qué volumen de oxígeno se desprende, sabiendo que se trabaja en CNPT?



- b) dato : masa del $\text{KCl}_3 = 420 \text{ g}$
 incógnita: moles de $\text{KCl} = x$
 volumen de $\text{O}_2 = y$

- c) la ecuación simple muestra que 245 g de clorato de potasio producen dos moles de moléculas de cloruro de potasio y 67,2 l de oxígeno.



A (K) = 39
 A (Cl) = 35,5
 A (O) = 16
 $M(\text{KClO}_3) = 39 + 35,5 + 3 \times 16 = 122,5$
 1 mol (KClO_3) = 122,5 g

$$\text{d) } \frac{245 \text{ g (KClO}_3)}{420 \text{ g (KClO}_3)} = \frac{2 \text{ moles (KCl)}}{x} = \frac{420 \text{ g (KClO}_3) \times 2 \text{ moles (KCl)}}{245 \text{ g (KClO}_3)}$$

$$x = 3,42 \text{ moles (KCl)}$$

$$\frac{245 \text{ g (KClO}_3)}{420 \text{ g (KClO}_3)} = \frac{67,2 \text{ l O}_2}{x} = \frac{420 \text{ g (KClO}_3) \times 67,2 \text{ l O}_2}{245 \text{ g (KClO}_3)}$$

$$x = 115,20 \text{ l (O}_2)$$

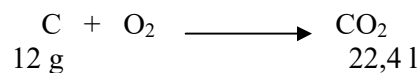
Respuesta: 420 g de clorato de potasio se descomponen produciendo 3,42 moles de moléculas de cloruro de potasio y 115,2 l de oxígeno.

Nota: en el punto c) se ha utilizado la información acerca de las condiciones de presión y temperatura en que se produce la reacción, al asignar a los tres moles de moléculas de oxígeno un volumen de 67,2 l por hallarse el gas en CNPT.

Problemas de cálculo de rendimiento

Calcular el volumen de CO_2 medido en CNPT que se produce cuando se queman 200 g de coque, que contiene un 80% de carbono.

La ecuación es:



$$\frac{12 \text{ g de coque}}{200 \text{ g de coque}} = \frac{22,4 \text{ l de CO}_2}{x} = \frac{200 \text{ g} \times 22,4 \text{ l}}{12 \text{ g}} = 373,33 \text{ l de CO}_2$$

El resultado obtenido corresponde a un rendimiento del 100%, para el caso del problema, en que el rendimiento es sólo del 80%, se tiene:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ rendimiento} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 373,33 \text{ l de CO}_2 \\ 80\% \text{ de rendimiento} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = \frac{80\% \times 373,33 \text{ l}}{100\%} = 298,66 \text{ l de CO}_2 \end{array}$$

respuesta: el volumen de CO₂ pedido es de 298,66 litros.

ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se producen con absorción o desprendimiento de calor, en el primer caso se denominan *endotérmicas* y en el segundo, *exotérmicas*. El 75% de las reacciones son exotérmicas.

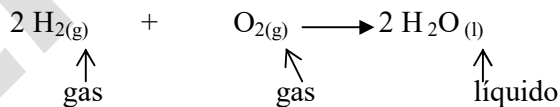
Del estudio de estos intercambios de calor y de su medición, así como también de las leyes que los rigen, se ocupa la *termoquímica*.

La unidad de cantidad de calor empleada tradicionalmente es la *kilocaloría (Kcal)*, es decir, la cantidad de calor necesaria para elevar un grado centígrado la temperatura de un kilogramo de agua. Sin embargo, puesto que el calor es una forma particular de energía, el Sistema Internacional de Unidades ha adoptado el *joule (J)* como unidad calorimétrica. En este libro emplearemos indistintamente ambas, en razón de que la kilocaloría es una unidad todavía empleada con mucha frecuencia.

Calor de reacción

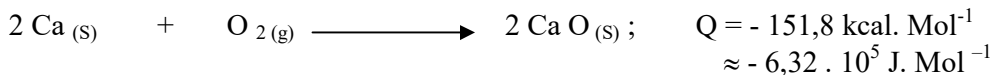
La cantidad de calor absorbida o desprendida durante una reacción química se mide a 25°C y a presión atmosférica normal. Convencionalmente se acepta que dicho calor es positivo si la reacción es exotérmica y negativo si es endotérmica. En las ecuaciones termoquímicas se indican los estados físicos de las sustancias que intervienen, ya que el intercambio calórico depende de dichos estados.

Si consideramos la ecuación:



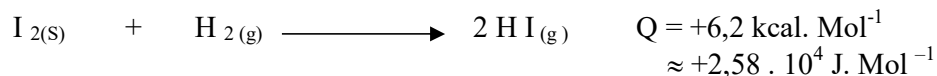
se comprueba experimentalmente que al combinarse dos moles de moléculas de hidrógeno con un mol de moléculas de oxígeno se obtienen dos moles de agua, desprendiéndose 136,6 kcal (reacción exotérmica). Si se hace reaccionar un mol de molécula de hidrógeno con medio mol de molécula de oxígeno se obtendrá un mol de agua y 68,3 kcal, de modo que se desprenderán 68,3 kcal por cada mol de agua.

En las ecuaciones de formación o descomposición de calor de reacción (Q) nos referimos siempre a un mol de la sustancia que se forma o se descompone, y se lo expresa en (Kcal. Mol⁻¹) o kcal/mol. Por ejemplo:



Indica que al formarse un mol de CaO se desprende 151,8 kcal. Si se combinan, como indica la ecuación, dos moles de Ca y un mol de molécula de O₂ se obtendrán dos moles de CaO, liberándose 303,6 kcal. **La reacción es exotérmica (Q < 0)**

En este caso de la formación de HI se tiene:



Por ser $Q > 0$, **la reacción es endotérmica**: el sistema absorbe calor del medio que lo rodea.

Ejemplo:

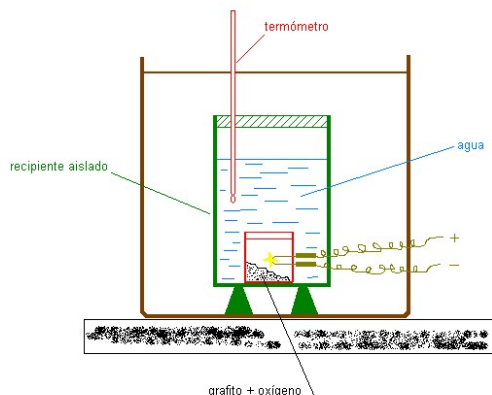
Al combinarse ciertas masas de hidrógeno y oxígeno para formar agua se liberan $1,423 \times 10^6 \text{ J}$ ¿cuántos moles de agua se han formado?

El calor liberado durante la formación del agua es de $68,3 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}$. Por lo tanto, se han formado:

$$\frac{1,423 \cdot 10^6 \text{ J}}{68,3 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}} = \frac{1,433 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot 0,24 \cdot 10^{-3} \text{ kcal}}{68,3 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}} = \frac{341,5 \text{ kcal}}{68,3 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}} = 5 \text{ moles de agua}$$

Medición de calores de reacción

Los calores de reacción se miden con aparatos llamados calorímetros. Los hay de diferentes tipos, adaptados a distintas reacciones. Para medir la cantidad de calor en reacciones en las que interviene el oxígeno se utiliza un recipiente llamado bomba calorimétrica. Si se desea determinar, por ejemplo, el calor liberado durante la combustión del grafito, se coloca en la bomba calorimétrica grafito y un exceso de oxígeno. Luego se inicia la combustión por medio de una chispa eléctrica. Se comprueba que por cada gramo de grafito quemado a 25°C y una atmósfera, se desprenden $7,84 \text{ kcal}$. Para expresar el calor de reacción en $\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ debe tenerse en cuenta que la masa de 1 mol de carbono es igual a 12 g , por lo tanto, la cantidad de calor desprendida por mol es $94,1 \text{ kcal}$. El calor de reacción para la combustión del grafito resulta así $94,1 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

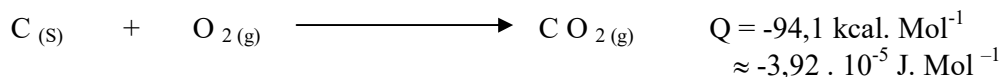


BOMBA CALORIMETRICA. La cantidad de calor desprendida se mide a partir de la elevación de la temperatura del agua.

$$7,84 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1} \times 12 \text{ g} \cdot \text{Mol}^{-1} = 94,1 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}$$

Entalpía

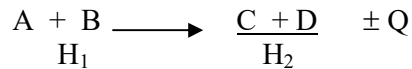
Si consideramos la siguiente ecuación termoquímica:



Observamos que por cada mol de carbono que se quema se necesita un mol de oxígeno y se forma un mol dióxido de carbono. **Se desprenden 94 kcal.**

Este calor proviene de la energía potencial almacenada en un mol de carbono y un mol de oxígeno. La energía potencial interna que tiene almacenada un sistema, a presión constante, se denomina *entalpía* y se representa con la letra H:

En una ecuación cualquiera:



Podemos asignar al sistema formado por los reactivos una entalpía H_1 y al formado por los productos de la reacción una entalpía H_2 . Aplicando el principio de conservación de la energía se obtiene:

$$H_1 = H_2 + Q \text{ es decir } H_2 - H_1 = Q$$

La diferencia $H_2 - H_1$ se denomina *variación entálpica* o *cambio entálpico* ΔH

Por lo tanto $\Delta H = Q$

De acuerdo con esta fórmula: **si la reacción es exotérmica resulta $Q < 0$ y $\Delta H < 0$, si es endotérmica $Q > 0$ y $\Delta H > 0$.**

*Las reacciones exotérmicas se producen con disminución de entalpía
Las endotérmicas con aumento de entalpía*

Para la ecuación de formación del CO_2 tendremos:



Consideremos ahora nuevamente la reacción:



Esta reacción por ser Q negativa, es endotérmica, el sistema absorbe calor y por lo tanto gana entalpía, es decir, que la entalpía final del sistema es mayor que la entalpía inicial. El cambio entálpico de esta reacción resulta $\Delta H = +6,2 \text{ kcal} \cdot \text{Mol}^{-1}$

O sea



GLOSARIO

Materia: componente común a todos los cuerpos dotados de masa.

Cuerpo: toda porción limitada de materia.

Sustancia: cada una de las clases de la materia.

Propiedades intensivas: aquellas que no dependen de la cantidad de materia.

Propiedades extensivas: aquellas que dependen de la cantidad de materia.

Sistema homogéneo: aquel que presenta las mismas propiedades intensivas en, por lo menos dos de sus puntos.

Sistema heterogéneo: aquel que presenta distintas propiedades intensivas en, por lo menos, dos de sus puntos.

Fase: cada uno de los sistemas homogéneos en que puede considerarse dividido un sistema heterogéneo.

Separación de fases: proceso por el cual de un sistema homogéneo (solución) se obtienen dos o más fracciones.

Sustancia pura: sistema homogéneo con propiedades intensivas constantes, no fraccionables por medios físicos.

Solución: sistema homogéneo constituido por dos o más sustancias puras, fraccionables por medios físicos.

Sistemas dispersos: todo sistema heterogéneo u homogéneo de composición no definida, formado por más de una sustancia.

Fenómenos físicos: aquellos que se desarrollan sin transformación íntima y permanente de la materia.

Fenómenos químicos: aquellos que se desarrollan con transformación íntima y permanente de la materia.

Reacciones químicas: fenómenos químicos durante los cuales ciertas sustancias se convierten en otras.

Descomposición química: reacción química por la cual se obtienen dos o más sustancias diferentes a partir de una sustancia dada.

Sustancias compuestas o compuestos: sustancias que se pueden descomponer en otras. Está formada por átomos diferentes.

Sustancias simples: sustancias que no se pueden descomponer en otras. Está formada por átomos iguales.

Combinación química. Reacción química por la cual dos o más sustancias se unen para formar una nueva sustancia.

Alotropía: propiedad que posee un elemento de dar distintas sustancias simples.

Elemento: componente común a las sustancias simples, a las variedades alotrópicas de esas sustancias simples y a las sustancias compuestas que por descomposición originan aquellas sustancias simples.

Átomo: la menor porción de materia capaz de combinarse.

Molécula: conjunto neutro de átomos que se comporta como una unidad.

Unidad de masa atómica (u.m.a): equivale a la doceava (1/12) parte de la masa del átomo de C de masa 12.

Masa molecular (de un elemento): número abstracto que expresa cuántas veces es mayor su masa que la u.m.a.

Masa molecular (de una sustancia): número abstracto que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula que la u.m.a.

Mol: cantidad de materia de un sistema que contiene exactamente $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales.

Masa molar: masa de un mol de moléculas o un mol de átomos. Generalmente se expresa en gramos/mol de moléculas.

Número de Avogadro: número de moléculas o átomos contenidos en un mol de materia ($6,02 \times 10^{23}$)

Volumen molar: volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0° C). Su valor es igual a 22,4 litros.

Núcleo atómico: centro del átomo. Contiene prácticamente toda la masa de éste.

Protón: partícula de carga positiva, de masa = 1 u.m.a, localizada en el núcleo.

Electrón: partícula de carga negativa, de masa 1/1840 de la masa del protón, localizada fuera del núcleo.

Neutrón: partícula de carga nula, de masa = 1 u.m.a, localizada en el núcleo.

Número atómico: número que representa la carga positiva del núcleo, o sea, la cantidad de protones. Se lo representa con la letra Z.

Número másico: número que indica la cantidad total de partículas del núcleo, o sea la Cantidad de protones + el número de neutrones. Se lo representa con la letra A.

Isótopos: Átomos que tienen igual número atómico pero diferente número másico. Pertenecen al mismo elemento.

Isóbaros. Átomos que tienen igual número másico pero diferente número atómico. Pertenecen a elementos distintos.

Ion: átomo o grupo de átomos que posee una cierta carga eléctrica.

Anión: ion negativo

Catión: ion positivo

Unión iónica: unión formada sobre la base de fuerzas electrostáticas, que existen entre las especies de cargas opuestas. Los iones están formados de átomos por transferencia de uno o más electrones.

Unión covalente: tipo de unión química en la cual los átomos comparten pares de electrones.

Valencia: es el número de electrones que un átomo cede, recibe o comparte.

CENS N.º 4533