



"Considero a la Naturaleza como un amplio laboratorio químico en el que tienen lugar toda clase de síntesis y descomposiciones"

Antoine-Laurent de Lavoisier

1° Año – "Introducción a la Química" y "Química General e Inorgánica I"

Profesorado de Química

Profesora Susana Palomino

Contenido

Unidad I: Estados de agregación de la materia	5
Curva de calentamiento	8
Diagrama de fases	10
Unidad II: Sistemas materiales	11
Sistemas materiales	11
Sistemas dispersos	13
Separación de fases	15
Métodos de fraccionamiento	15
Soluciones, cuerpos puros y sustancias	16
Propiedades de las sustancias	17
Soluciones – Unidades básicas de concentración	18
Las transformaciones	19
Transformaciones químicas	20
El elemento químico	22
Los elementos en la naturaleza	23
Unidad III: Leyes de la química	25
1660 – Robert Boyle	25
1789 – 1801 Antoine Lavoisier, Louis Proust	27
1801 – 1809 Charles y Gay-Lussac	30
Unidad IV: Introducción a los modelos atómicos	34
Unidad V: Magnitudes atómico moleculares y Fórmulas químicas	38
Masa atómica absoluta	38
Masa Atómica Relativa	38
Masa molecular absoluta	38
Masa molecular relativa	38
Relación entre A y M	39
Cantidad de materia “el mol”	39
La fórmula química	40

Composición centesimal de un compuesto químico	40
Fórmula empírica	41
Fórmula molecular	42
Unidad VI: Tipos de compuestos químicos y nomenclatura	43
Compuestos binarios.....	43
Compuestos binarios derivados del oxígeno	44
Compuestos binarios derivados del hidrógeno	45
Sales binarias	45
Compuestos ternarios	46
Oxoácidos	46
Hidróxidos	46
Sales ternarias	46
Compuestos cuaternarios	47
Sales ácidas.....	47
Sales básicas	47
Sales mixtas	47
Nomenclatura.....	50
Nomenclatura clásica	50
Nomenclatura por atomicidad o sistemática	53
Nomenclatura por numeral de stock	53
Unidad VII: Estructura de la materia	55
Año 1879	55
Año 1896	56
Año 1897	56
Modelo Atómico de Thomson.....	57
Año 1910	57
Año 1911	58
Año 1913 a 1923	60
Partículas positivas: el Protón	60
Protones y Número Atómico (Z)	60
La detección y el estudio de los isótopos.....	62
Modelo Atómico de Bohr	63

Tabla Periódica de los Elementos.....	65
Unidad VIII: Uniones Químicas.....	69
Uniones químicas	69
Enlace iónico	70
Enlace covalente	70
Apéndice I: Leyes de la química – Trabajo Práctico Grupal	73
Apéndice II: Reacciones Químicas – Estequiometria	78
Apéndice III: Modelo Atómico Moderno	81
Números Cuánticos	82
Spin del electrón	82
Orbitales Atómicos.....	83
Orbitales s.....	83
Orbitales p	84
Orbitales d y f	84
Principio de Exclusión de Pauli.....	85
Principio de Construcción	85
Configuración Electrónica de los Iones	86
Serie I: Estados de agregación de la materia y sistemas materiales.....	87
Serie II: Leyes de la química, Dalton, Avogadro y Magnitudes atómico moleculares.....	92
Serie III: Compuestos Binarios, Ternarios y Cuaternarios	97
Serie IV: Estructura de la materia	103
Serie V: Uniones Químicas	107
Bibliografía	109

Unidad I: Estados de agregación de la materia

Los cuerpos¹ se presentan en la naturaleza en tres estados de agregación: **sólido, líquido y gaseoso**.

Los cuerpos en estado **sólido poseen forma propia**, la que dentro de ciertos límites subsiste, aun cuando existan fuerzas exteriores que tiendan a deformarlos. **Tienen volumen propio y son prácticamente incompresibles**.

Los cuerpos en estado **líquido no poseen forma propia**, adoptan la forma del recipiente que los contienen. Poseen **volumen propio y son muy poco compresibles**.

Los cuerpos en estado **gaseoso no tienen forma ni volumen propio**, adecuándose a la forma y al volumen del recipiente que los contiene, siendo así **fácilmente compresibles**.

Estado Sólido	Estado Líquido	Estado Gaseoso
Tienen forma propia y definida.	No tienen forma propia definida. Adoptan la forma del recipiente que los contiene.	No tienen forma propia definida. Adoptan la forma del recipiente que los contiene.
Tienen volumen propio.	Tienen volumen propio.	No tienen volumen propio definido. Adoptan el volumen del recipiente que los contiene.
Son muy poco compresibles y su volumen no cambia en forma apreciable al ser sometidos a cambio de temperatura.	Son muy poco compresibles.	Su volumen es sensible a la variación de la temperatura y de la presión.
Tienen una estructura en la cual las partículas que lo forman están ordenadas direcciones fijas en el espacio respecto de un sistema referencial adoptando una "estructura cristalina". Las partículas que lo constituyen carecen de energía cinética de traslación.	Generalmente tienen mayor densidad que los gases, pero bajo ciertas condiciones de presión y temperatura, adquieren valores semejantes.	Tienden a ocupar el mayor volumen posible.
	Carecen de estructura cristalina. Las partículas que los constituyen tienen movimiento, es decir, poseen energía cinética de traslación. Este movimiento es caótico y desordenado.	Carecen de estructura cristalina. Las partículas que los constituyen tienen movimiento, es decir, poseen energía cinética de traslación. Este movimiento es caótico y desordenado.

Tabla 1.1 Estados de la materia

¹ Porción limitada de materiales

En la **FIGURA. 1.1** Esquema de la forma, volumen y orden en el espacio de un sólido, un líquido y un gas. Observamos como varía el ordenamiento de las partículas en cada estado de agregación. Si definimos energía cinética de traslación como la energía con la que se mueven las partículas sobre el eje de coordenadas, podemos inferir que en la estructura ordenada del sólido las partículas están alineadas de forma tal, que el movimiento sea el mínimo. En cambio, en el líquido vemos como las partículas están levemente desordenadas, aumentando la posibilidad de movimiento, entre las partículas, mientras que en los gases el desorden es máximo, y la energía con la que se mueven las partículas es mayor. Tanto en el líquido como en el gas, los movimientos son desordenados ya que tienen posibilidad de moverse en cualquier dirección del eje de coordenadas, y caótico porque todas las partículas se mueven en direcciones distintas al mismo tiempo.

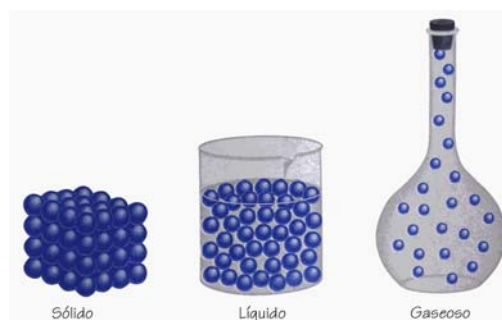


Figura. 1.1 Esquema de la forma, volumen y orden en el espacio de un sólido, un líquido y un gas.

Un mismo cuerpo, por efectos de la variación de la temperatura o de la presión, puede pasar de un estado de agregación a otro. A este proceso se lo denomina **cambio de estado**.

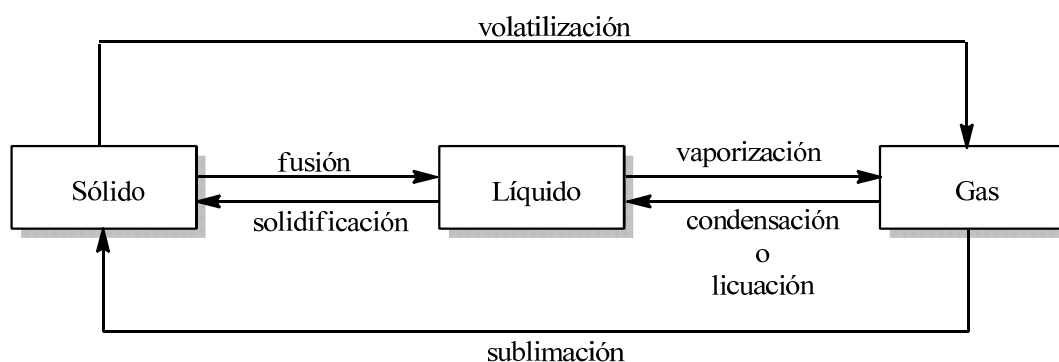


Figura. 1.2 Diagrama de cambio de estado

- **Fusión:** Es el pasaje del estado **sólido al líquido**. Se produce por acción del calor, en el cambio de estado existe un **equilibrio sólido – líquido en el cual la temperatura permanece constante**, esta temperatura se denomina **temperatura de fusión o punto de fusión (PF)**.
- **Solidificación:** Es el pasaje del **estado líquido al estado sólido**. Se produce por disminución de la temperatura. Cuando se alcanza el equilibrio líquido – sólido **durante el cambio de estado la temperatura permanece constante** y esta temperatura se denomina **temperatura de solidificación**.

Si se solidifica agua a hielo, la temperatura de solidificación coincide con el punto de fusión del hielo. Esto se cumple siempre que se analicen fusión y solidificación de un mismo material.

- **Vaporización:** Es el pasaje del *estado líquido al gaseoso*. Cuando se produce *en toda la masa del líquido se llama ebullición*, ocurre por aumento de la temperatura o disminución de la presión. La vaporización que solo tiene lugar *en la superficie del líquido*, y que se *produce a cualquier temperatura, se llama evaporación*.

Todo líquido, a cualquier temperatura se evapora. Si el líquido está contenido en un recipiente cerrado, como resultado de la evaporación parte del líquido se vaporiza teniendo en el recipiente, tanto líquido como gas. El vapor obtenido, a una cierta temperatura, ejerce sobre la superficie del líquido una determinada presión que se denomina *presión de vapor (Pv) del líquido*.

La Pv depende de la temperatura. Al aumentar la temperatura, aumenta la evaporación generando un aumento en la presión que el vapor ejerce sobre la superficie del líquido.

Si dicho recipiente se sigue calentando, aumenta la evaporación hasta que llega un momento en el que el cambio de estado se produce en toda la masa del líquido, es decir, se alcanza la ebullición. Experimentalmente se puede comprobar que durante la ebullición, *mientras existe el equilibrio líquido – gas*, a pesar de seguir calentando, *la temperatura permanece constante* hasta que todo el líquido se ha transformado en gas; a esta temperatura se la llama *temperatura de ebullición o punto de ebullición (PE)*.

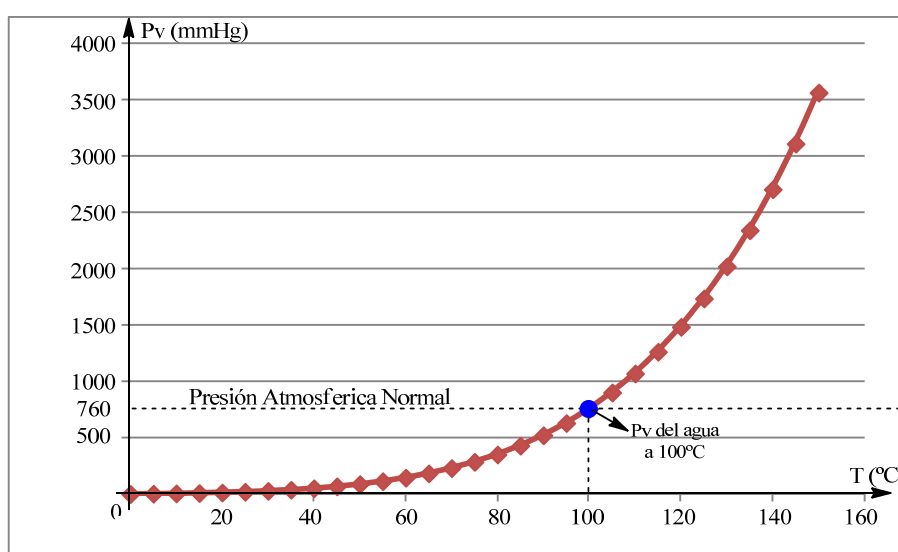


Figura. 0.3 Presión de vapor del agua en función de la temperatura

Al aumentar la temperatura, aumenta la Pv del líquido, llega un momento en que la Pv iguala a la presión externa (presión atmosférica); en ese instante se inicia la ebullición.

Se puede definir el **punto de ebullición de un líquido** como la **temperatura a la cual la P_v del líquido iguala a la presión externa**. Si la presión externa es la presión normal², la temperatura de ebullición se llama temperatura de ebullición normal.

- **Licuação o condensación:** Es el pasaje del estado gaseoso al líquido. Se produce por disminución de la temperatura o aumento de la presión o la modificación simultánea de ambos parámetros.

El aire se licúa cuando se lo somete a bajas temperaturas y altas presiones, obteniéndose así aire líquido. Todos los gases, por ejemplo oxígeno, nitrógeno, hidrógeno; se licúan.

- **Sublimación:** es un **proceso doble** que consiste en **el pasaje del estado sólido al gaseoso y del gaseoso al sólido, sin pasar por el estado líquido**. El pasaje del estado sólido al gas se lo llama volatilización, pero no ocurre generalmente sola, produciéndose el proceso doble al que denominamos sublimación.

Por acción del calor el yodo (sólido) se transforma en vapor, que al chocar contra una superficie fría se convierte nuevamente en sólido. El alcanfor, la naftalina, el hielo seco (dióxido de carbono sólido) también pueden sublimar.

Curva de calentamiento

Si analizamos un vaso de agua con hielo. Cuando los cubos de hielo se funden para formar agua, parte del agua entre los cubos de hielo se puede congelar para mantenerlos juntos. Éste no es un verdadero equilibrio dinámico, dado que el vaso no se mantiene a 0°C, por lo que llegará un momento en el que todos los cubos de hielo se derritan.

Como las partículas en la fase sólida están unidas con más fuerza que en la fase líquida, se necesita calor para producir la transición de fase sólido – líquido.

Al examinar la **FIGURA. 1.4** se puede observar que cuando un sólido se calienta, su temperatura aumenta linealmente hasta alcanzar el

punto A. En este punto, el sólido empieza a fundirse. Durante el periodo de fusión, el sistema absorbe calor aunque la temperatura permanece constante. El calor ayuda a las partículas a

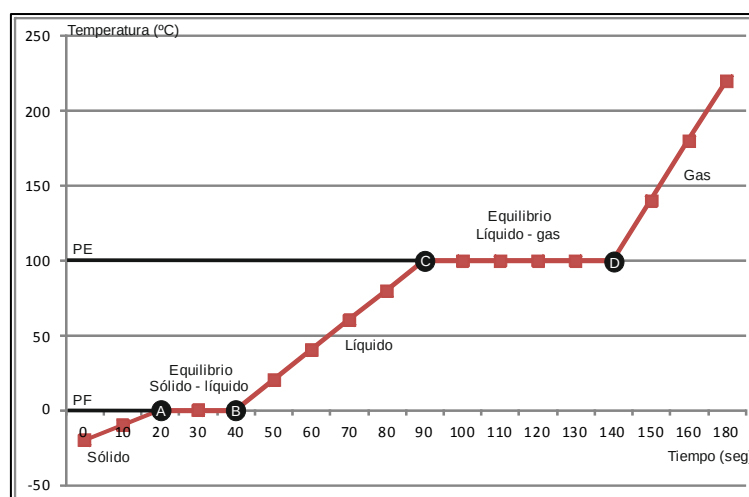


Figura. 1.4 Curva de calentamiento típica

² La presión normal equivale a 760 mm de mercurio, 1012 milibares o 1 atmósfera

vencer las fuerzas de atracción del sólido. Una vez que la muestra se ha fundido totalmente, el calor absorbido aumenta la energía cinética promedio de las partículas, produciendo un aumento en la temperatura. Durante la ebullición, se vencen las fuerzas de atracción del líquido para formar el gas. Cuando todo el sistema pasó a estado gaseoso la temperatura aumenta nuevamente.

El enfriamiento de un material tiene el efecto opuesto al calentamiento. Un líquido se puede enfriar temporalmente a una temperatura por debajo de su punto de congelación. A este proceso se lo llama sobreenfriamiento y se presenta cuando el calor del líquido se elimina tan rápido que no permite que el sistema se acomode en la estructura ordenada de un sólido. Siendo por este motivo un estado muy inestable.

Diagrama de fases

Las relaciones completas entre las fases sólida, líquida y gaseosa se representan mejor en una sola grafica denominada diagrama de fases. Este resume las condiciones en las cuales una sustancia existe en cada estado de agregación.

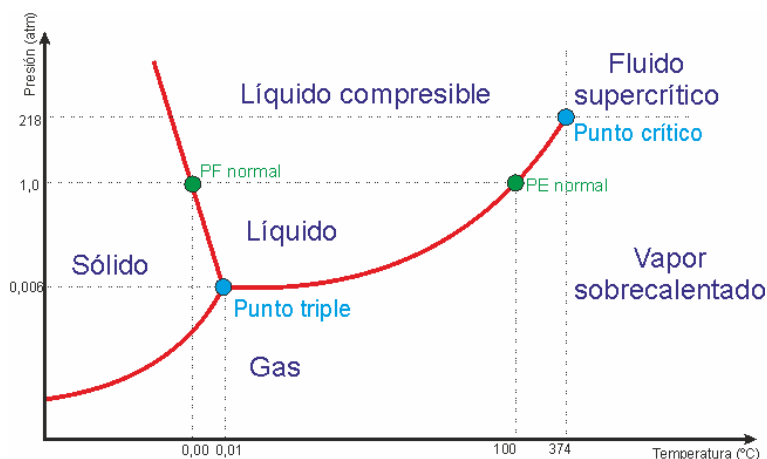


Figura. 1.5 Diagrama de fases del agua

El diagrama se divide en tres regiones donde cada una representa una fase pura. La línea que separa a cualquiera de las dos regiones indica las condiciones en las que estas dos fases pueden estar en equilibrio. El punto donde se unen las tres curvas se denomina punto triple, y corresponde a la única condición de presión y temperatura en la que las tres fases pueden convivir simultáneamente.

Los diagramas de fases permiten predecir los cambios en el punto de fusión y en el punto de ebullición de una sustancia debido a los cambios de la presión externa. También permite anticipar las direcciones de las transiciones de las fases producidas por los cambios de temperatura y presión.

Decimos que un proceso se realiza en **Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT)** cuando el mismo se desarrolla a una temperatura de 0°C y a una presión de 1 atmósfera (760mmHg) al nivel del mar. En cambio Decimos que un proceso se realiza en **Condiciones Estándar de Presión y Temperatura (CSPT)** cuando el mismo se realiza a una temperatura de 25°C y 1 atmósfera de presión a nivel del mar.

1.01 - ¿Qué pasaría si se fundiera o hirviera a una presión menor que la normal?

Toda sustancia tiene una temperatura crítica (T_c), por arriba de la cual **la fase gaseosa no se puede licuar**, independientemente de la magnitud de la presión que se aplique. Esta es también la temperatura más alta a la cual una sustancia puede existir en forma líquida, y la **presión crítica (P_c)** es la mínima presión que se debe aplicar para llevar a cabo la licuefacción a la temperatura crítica.

Por arriba de la T_c no hay una distinción fundamental entre un líquido y un gas, simplemente se tiene un fluido.

Unidad II: Sistemas materiales

Un **objeto**, tal como un ser humano, una mesa, una moneda, una planta; **puede estar compuesto de una o varias clases de material**. El químico se interesa no por los objetos en sí, sino por la clase de materiales por los que están compuestos. Estudia la aleación de latón, ya sea en una moneda de 10 centavos o en cualquier otro objeto de este material, y su interés se dirige sobre todo, a aquellas propiedades del material que son independientes de las características particulares de los objetos que la contienen.

Las propiedades de los materiales son de dos tipos extensivas e intensivas.

Las propiedades extensivas dependen de la cantidad de material que se considera. Si un recipiente contiene 1 L de alcohol y otro recipiente contiene 10 L, es posible comprobar que la cantidad de alcohol del segundo recipiente tiene mayor masa y volumen que la del primero. Esto significa que la masa y el volumen de una cierta cantidad de material dependen de la cantidad; por lo tanto son propiedades extensivas, como también lo son el peso y la capacidad calorífica, entre otras.



Figura. 2.1 Propiedades extensivas

En cambio, **las propiedades intensivas no dependen de la cantidad del material que se considera**. Dos trozos de hierro de

distinto tamaño tendrán distinta masa y distinto volumen, pero tendrán el mismo color, el mismo PF y PE. Estas propiedades son por lo tanto propiedades intensivas, pues no dependen de la cantidad de material considerado. También son propiedades intensivas, el brillo, la dureza, la forma cristalina, el índice de refracción, la densidad, el peso específico, la solubilidad y muchas otras.

En ciertos casos, **las propiedades intensivas pueden ser expresadas numéricamente**, como para el PF, PE, densidad, etc. Estos valores numéricos se denominan **constantes físicas del material**.

Las propiedades organolépticas, son propiedades intensivas que podemos describir con nuestros sentidos, como el color, el olor, la textura y el sabor. Cabe decir, que en nuestra materia el sabor nunca debe determinarse, salvo que se esté absolutamente seguro que el material en cuestión no es tóxico o corrosivo.

Sistemas materiales

Se llama **sistema material** a **toda porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio**.

Son ejemplos de sistemas materiales, un pedazo de mármol, agua y aceite contenidos en un vaso, gas en el interior de un neumático, una célula contenida en un portaobjetos de un microscopio, etc.

Los **sistemas materiales** se clasifican en dos grandes grupos, **homogéneos y heterogéneos**.

Si analizamos las **propiedades intensivas** de una muestra de agua veremos que ellas **permanecen constantes** para cualquier porción de agua que se considere. Lo mismo sucede, por ejemplo, con el cloruro de sodio (sal común).

Si ahora disolvemos cierta cantidad de sal en agua, obtenemos un sistema denominado **solución**; podemos comprobar que para el sistema material así obtenido, **las propiedades intensivas son las mismas en todos los puntos**. Decimos entonces que el agua, el cloruro de sodio y la solución de cloruro de sodio en agua, constituyen **sistemas homogéneos**.

Un sistema homogéneo es aquel que presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.

Todo **sistema homogéneo** se caracteriza por presentar **continuidad** cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio. Con ninguno de estos instrumentos es posible distinguir la sal del agua cuando se observa la solución, ya que el sistema se observa como un todo. Otros ejemplos de sistemas homogéneos son muestras de azufre, muestras de hierro, lodo, alcohol, el aire puro y seco, entre otras.



Figura. 2.2 Granito, sistema heterogéneo formado por diversos minerales.

En cambio, si analizamos un sistema constituido por agua y nafta, comprobaremos que no constituye un sistema homogéneo, a simple vista la nafta se presenta como una capa definida por encima del agua, también podemos comprobar que otras propiedades intensivas, además del color, como por ejemplo la densidad, no se mantienen constante cuando pasamos de una posición ocupada por el agua a otra ocupada por la nafta.

La madera, con anillos alternativos blandos y duros, es evidentemente un material no homogéneo, así como el granito, en el que pueden verse granos de tres especies que difieren de color correspondiente a los minerales de cuarzo, mica y feldespato. Todos estos sistemas constituyen **sistemas heterogéneos**.

Un sistema heterogéneo es aquel que presenta por lo menos una propiedad intensiva diferente en al menos dos de sus puntos.

Un **sistema material heterogéneo** puede describirse en función de las **fases**³ que lo constituyen. La zona que separa las fases de un sistema heterogéneo se denomina **superficie de discontinuidad** ya que en ella varían bruscamente las propiedades intensivas.

2.01 Si un recipiente se llena parcialmente con agua en la que flota hielo. ¿Cuántas fases posee el sistema?

³ Parte homogénea de un sistema, separada de las otras partes por sus límites físicos.

Una fase en un sistema abarca todas las partes que tienen las mismas propiedades intensivas. De este modo, si hubiera varios trozos de hielo en el sistema descrito, no se constituirían fases diferentes, sino solo una, la fase hielo.

Se denomina **constituyente** de un sistema heterogéneo a las **distintas fases** que lo integran o constituyen.

Sistemas dispersos

Si agitamos un **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 azúcar en agua (sistema homogéneo) el **grado de división del sólido es mucho mayor** que en el caso anterior y las **partículas** de azúcar **no son visibles**. Estos sistemas se denominan **sistemas dispersos o dispersiones**.

Las dispersiones **comprenden** las **soluciones** (dispersiones homogéneas) y los **sistemas heterogéneos** en los que **una fase contiene a la otra** distribuida en ella en forma de partículas pequeñas. En el segundo caso (dispersiones heterogéneas) la fase que se encuentra dividida se llama **fase dispersa o interna**; y la otra es la **fase dispersante o externa**. Esta nomenclatura no se usa en el caso de las soluciones, ya que por tratarse de sistemas homogéneos solo constan de una fase.

Las partículas dispersas pueden presentar cualquiera de los estados de agregación; lo mismo sucede con el medio en el que dichas partículas se hallan distribuidas. Por lo tanto, existen nueve casos de dispersiones posibles, como se observa en la **TABLA 0.1**.

Dispersión de partículas de	En	Ejemplo	Tipo de dispersión del ejemplo dado
Gas	Gas	Aire	Homogénea
	Líquido	Soda en un vaso	Heterogénea
	Sólido	Esponja	Heterogénea
Líquido	Gas	Niebla	Heterogénea
	Líquido	Mayonesa	Heterogénea
	Sólido	Gelatina	Heterogénea
Sólido	Gas	Humo	Heterogénea
	Líquido	Solución sal – agua	Homogénea
	Sólido	Amalgama	Homogénea

Tabla 0.1 Tipos de dispersiones

Las dispersiones más comunes son aquellas en las que el medio dispersante de las partículas es líquido.

Las propiedades de los sistemas dispersos y su estabilidad dependen del tamaño de las partículas dispersas. Si éstas son muy grandes, los sistemas dispersos son poco estables, y en poco tiempo se produce la separación de las fases.

Para expresar las dimensiones de las partículas dispersas, se utiliza la unidad denominada micrón (μ) 1 μ equivale a 1×10^{-6} m o a 1×10^{-3} mm.

Según el grado de división de las partículas dispersas, las dispersiones se clasifican en: groseras o macroscópicas, finas, coloidales o soles y soluciones.

- **Groseras o macroscópicas:** Son *sistemas heterogéneos* que se caracterizan porque la *fase dispersa* puede ser *observada a simple vista* o con una *lupa*. Las dimensiones de las partículas dispersas son *mayores que 50 μ* .
- **Finas:** Son *sistemas heterogéneos* en los cuales la *fase dispersa no es visible a simple vista*, pero sí lo es al microscopio. Las dimensiones de las *partículas* dispersas oscilan entre *50 μ y 0,1 μ* . Cuando hablamos de una dispersión fina, si *ambas fases* son *líquidas*, la dispersión se llama *emulsión*; si la *fase dispersa* es *sólida* y la *dispersante* es *líquida* se denomina *suspensión*.

Las suspensiones son frecuentes en la naturaleza, las aguas de los ríos contienen partículas en suspensión que, al depositarse en los lugares donde la corriente es más lenta, forman sedimentaciones de arena, arenilla, materiales calcáreos y otros.

- **Coloidales o soles:** Son *sistemas heterogéneos* cuya fase dispersa posee un *alto grado de división* y *solamente es visible al ultramicroscopio*. Este instrumento se diferencia fundamentalmente del microscopio óptico común en que la luz no incide directamente sobre las partículas sino en forma lateral. Así observadas las partículas dispersas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que difunden. Este fenómeno de difusión de la luz se llama Efecto Tyndall, y es observable cuando un rayo de luz penetra en una habitación a oscuras o en penumbra: las partículas del polvo atmosférico son visibles como puntos luminosos.

Las partículas de la *fase dispersa* reciben en este caso el nombre de *micelas*, sus dimensiones oscilan entre *0,1 μ y 0,001 μ* . Las micelas se mueven en el seno de la fase dispersante en forma desordenada, con gran rapidez y pueden atravesar los filtros comunes.

Las dispersiones coloidales más comunes son los *hidrosoles*, en los que la *fase dispersante* es el *agua*.

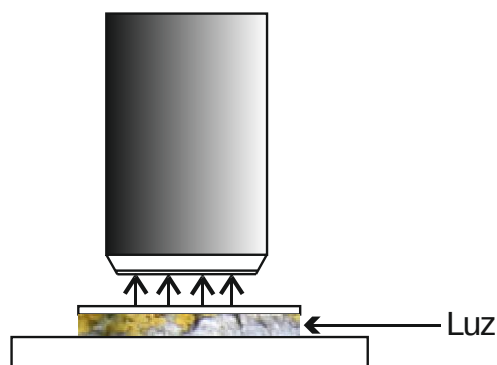


Figura. 2.3 Observación de una dispersión coloidal con un ultramicroscopio.

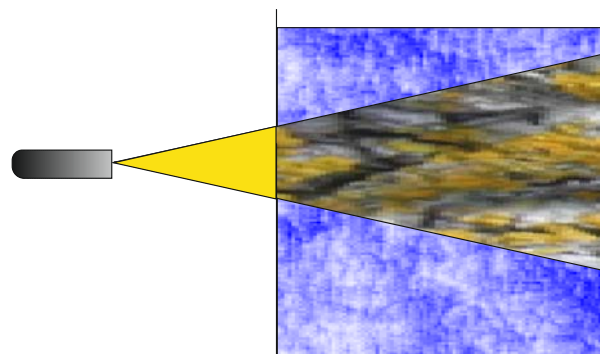


Figura. 2.4 Esquema de una dispersión coloidal visualizada por efecto Tyndall.

- **Soluciones:** son *dispersiones homogéneas* donde las partículas dispersas se encuentran en un *grado de división máximo*, el tamaño de las partículas son *menores a $1 \times 10^{-3} \mu$* , por lo que *no pueden ser observadas* ni aun con el *ultramicroscopio*.

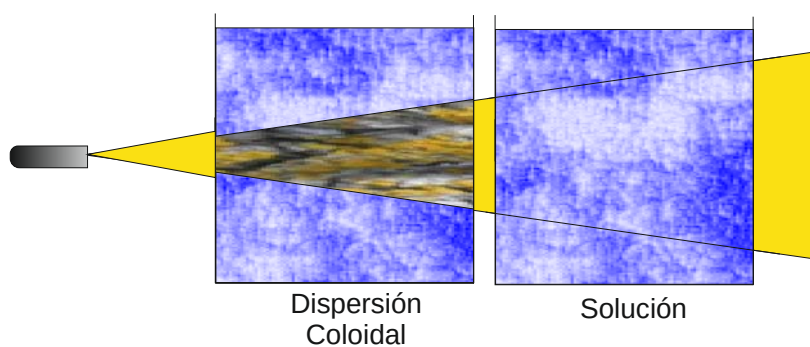


Figura. 2.3 Esquema comparativo entre una dispersión coloidal frente a una solución ante el efecto Tyndall

2.02 Identifique a qué tipo de dispersión corresponden los siguientes sistemas.

- Talco y agua.
- Leche.
- Tinta china.
- Gelatina.
- Sal disuelta en agua.

Separación de fases

En la naturaleza los sistemas homogéneos suelen formar parte de sistemas heterogéneos, cuyas fases es necesario *separar*. Para ello se utilizan diversos *métodos físicos*, cuyas características dependen del estado físico y de las propiedades intensivas que presentan las diversas fases.

Es importante señalar que los *métodos de separación se aplican a sistemas heterogéneos* para *separar las fases* constituyentes del mismo.

Métodos de fraccionamiento

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación *un sistema heterogéneo queda dividido en tantos sistemas homogéneos como fases tenía*.

Es posible ahora intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si un sistema homogéneo puede, a su vez, dividirse en partes más sencillas.

Es importante señalar que *los métodos de fraccionamiento se aplican a sistemas homogéneos* y que constituyen métodos físicos.

2.03 A partir de una solución de sal en agua ¿optaría por un método de separación o de fraccionamiento para obtener agua y sal por separado?

Trabajo Práctico Nº1: Métodos de separación y fraccionamiento

Mediante investigación BIBLIOGRÁFICA, infórmese acerca de los siguientes métodos de separación, realizando un apunte que contengan los resultados de su investigación. En clase se pondrán en común los resultados obtenidos.

Tamización – levigación – flotación – filtración – filtración al vacío – decantación – centrifugación – disolución – sublimación – imantación – destilación simple – destilación fraccionada y cristalización.

Soluciones, cuerpos puros y sustancias

Si se fracciona una solución de sal en agua por medio de la destilación simple, se obtiene sal en el balón de destilación y agua en el recipiente colector. Esto demuestra que la destilación simple fracciona una solución, que como ya sabemos constituye un sistema homogéneo. Si se miden las propiedades intensivas, el agua obtenida en el recipiente colector y dicha agua es sometida nuevamente a una destilación simple, midiendo nuevamente las propiedades intensivas del líquido obtenido en el recipiente colector, comprobaremos que coinciden con las determinadas para el agua. Es decir, que *el agua no puede fraccionarse por destilación simple, ni por otro método de fraccionamiento*.

La solución de sal en agua, como los sistemas formados por agua y sal, son sistemas homogéneos, pero mientras *la solución puede fraccionarse, la sal y el agua no pueden hacerlo por aplicación de ningún método de fraccionamiento*. Esta diferencia de comportamiento que ilustramos mediante un ejemplo, permite clasificar a los sistemas homogéneos en:

- **Soluciones:** *sistemas homogéneos fraccionables* por la aplicación de algún método de fraccionamiento.
- **Cuerpos puros:** *sistemas homogéneos no fraccionables* por la aplicación de los métodos de fraccionamiento conocidos.

La aplicación sucesiva de métodos de separación y fraccionamiento de fases permite obtener un conjunto de cuerpos puros a partir de un sistema heterogéneo.

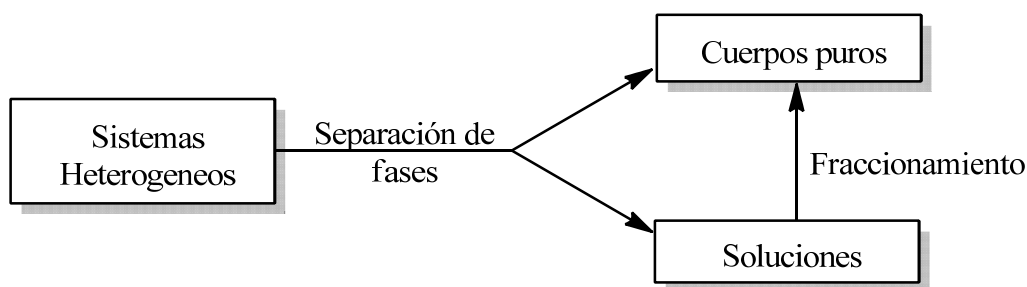


Figura. 2.4 Obtención de cuerpos puros.

Si tenemos dos sistemas que son cuerpos puros y medimos en las mismas condiciones de presión y temperatura las propiedades intensivas de ambos sistemas homogéneos; si las propiedades intensivas coinciden podemos decir que ambos cuerpos puros están compuestos por la misma sustancia. La sustancia es lo que compone a un cuerpo puro.

Si dos cuerpos puros presentan las mismas propiedades intensivas en las mismas condiciones de presión y temperatura, significan que están compuestos por la misma sustancia, basta que una sola propiedad intensiva varíe, para que se considere que están compuestos por sustancias diferentes.

Los sistemas materiales agua y hielo son dos sistemas homogéneos no fraccionables, son cuerpos puros. Estos cuerpos puros son diferentes, ya que presentan diferentes propiedades intensivas, por ejemplo la densidad, además de distintos estados de agregación. Sin embargo ambos están compuestos por las mismas sustancias: esto se comprueba porque si se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura las propiedades intensivas de ambos sistemas coinciden.

La palabra **componente** de un sistema material significa o **expresa las sustancias que componen** dicho sistema, que puede ser homogéneo o heterogéneo.

No deben confundirse los términos **constituyente**, que **expresa las fases que constituyen** un sistema heterogéneo, con componente, que expresa las sustancias que componen un sistema homogéneo o heterogéneo.

Propiedades de las sustancias

Cuando la sustancia agua es llevada a la temperatura de 100°C a presión normal se convierte totalmente en vapor de agua: un cuerpo puro líquido se ha convertido en otro, gaseoso. Lo mismo sucede si el agua se congela, convirtiéndose en un cuerpo puro sólido. En ninguno de los casos hubo fraccionamiento. El agua líquida, el hielo y el vapor de agua presentan propiedades intensivas diferentes, son por lo tanto, cuerpos diferentes. Pero **están compuestos por la misma sustancia**: son tres estados de agregación de la sustancia agua.

Una solución de sal en agua, está constituida por una única fase ya que se trata de una solución, sin embargo está formada por dos componentes la sal y el agua. Mientras que un sistema formado por cubos de hielo en equilibrio con agua líquida, está formado por dos fases, pero por un mismo componente en distintos estados de agregación.

Las leyes que rigen los cambios de estado se aplican exclusivamente a las sustancias. Así, por ejemplo, cuando un cuerpo puro compuesto por una determinada sustancia funde gradualmente hasta convertirse gradualmente en líquido. Mientras dura el proceso la temperatura del sistema permanece constante.

Un cuerpo puro presenta un conjunto de propiedades intensivas que permiten identificar la sustancia que lo compone.

El cuerpo puro compuesto por la sustancia agua a 4°C se presenta como un líquido incoloro, inodoro, cuya densidad es 1,0g/cm³. A presión normal hierve a 100°C y solidifica a 0°C.

El **punto de ebullición** de una sustancia depende de la **presión exterior**, el estado físico del cuerpo puro que compone depende de la presión y de la temperatura; su densidad de la temperatura. Si se comparan dos cuerpos puros en igual estado físico, y en las mismas condiciones de presión y temperatura, puede ocurrir que **todas** sus propiedades intensivas coincidan; en tal caso podemos afirmar, que ambos cuerpos puros están compuestos por la misma sustancia. Pero **basta que difieran en una propiedad intensiva para poder afirmar que están compuestos por sustancias diferentes.**

2.04 Un trozo de hielo a 0°C flota en el agua líquida en un vaso, que se halla a igual temperatura. La presión es normal. Las propiedades intensivas del hielo y del agua son diferentes. ¿Por qué podemos afirmar, sin embargo, que se trata de una misma sustancia la que compone a ambos cuerpos puros?

2.05 Dos muestras de agua presentan distinta densidad. ¿Basta ello para afirmar que ambas muestras están compuestas por diferentes sustancias?

Soluciones – Unidades básicas de concentración

Como vimos anteriormente, una solución es un sistema homogéneo, la cerveza es una solución formada mayoritariamente por agua, que también contiene alcohol, extractos de plantas y varios aditivos. El agua de mar es una solución de sal y otras muchas sustancias en agua. El componente de la solución presente en mayor cantidad, **únicamente en estos ejemplos**, se denomina disolvente o solvente y las sustancias disueltas se denominan soluto.

El SOLVENTE (S_v) es el medio en el que se realiza una disolución, este puede ser en cualquier estado de agregación, GENERALMENTE está en mayor cantidad.
El SOLUTO (S_T) es el que le da las propiedades a una solución, este puede ser en cualquier estado de agregación, GENERALMENTE está en menor cantidad.

A la **cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de solvente** se le conoce como **concentración de la solución**. Existen diversas formas de expresar la concentración de una solución. Todas ellas se refieren a la cantidad de soluto que hay en una cierta cantidad de solvente.

En esta unidad no somos capaces de analizar todas las unidades de concentración, pero sí las unidades básicas de concentración.

- **Porcentaje en masa (%m/m):** se define como, masa de soluto que contiene 100 unidades de masa iguales de solución. Por ejemplo, gramos de soluto contenidos en 100 gramos de solución.
- **Porcentaje en volumen (%V/V):** se define como, volumen de soluto contenido en 100 unidades de volumen iguales de solución. Por ejemplo, cm³ de soluto contenidos en 100cm³ de solución.
- **Porcentaje masa en volumen (%m/V):** se define como, masa de soluto que contiene 100 unidades de volumen equivalentes de solución. Por ejemplo, gramos de soluto contenidos en 100cm³ de solución.

La masa de una solución está relacionada con las masas de soluto y solvente con las que se arman la solución, es decir, que si preparamos una solución que contenga 20,0g de soluto y 30,0g de solvente. La solución tendrá una masa total de 50,0g ya que las masas son aditivas, no así los volúmenes.

$$m_{ST} + m_{SV} = m_{SC}$$

En próximas unidades retomaremos este tema en mayor profundidad.

Las transformaciones

Los cuerpos que nos rodean y las sustancias que los componen sufren continuamente cambios o transformaciones. Son transformaciones el movimiento de una piedra lanzada hacia arriba, la evaporación del alcohol, la combustión del papel, el crecimiento de un árbol, la reproducción celular, etc.

La gran variedad de transformaciones que podemos registrar origina la división de las ciencias naturales de las demás. La química es una de ellas.

Hasta hace algunos años, era usual presentar a los diversos tipos de transformaciones agrupados en dos categorías, las **transformaciones físicas** y las **transformaciones químicas**. Las primeras, son aquellas donde no se altera la estructura íntima del material, es decir, las sustancias que lo componen; por lo contrario, las transformaciones químicas son aquellas que provocan modificaciones sustanciales en las sustancias que componen a los cuerpos que intervienen.

En la actualidad, esta clasificación perdió vigencia, al menos en parte, debido a que ciertas áreas de investigación científica en el dominio atómico y nuclear, por ejemplo, son compartidas por la física y la química. El problema de delimitar con precisión las diferencias entre las transformaciones físicas y químicas es puramente formal y no esencial.

En una primera aproximación podemos decir que **la química se ocupa de aquellas transformaciones que involucran modificaciones de las sustancias que componen los cuerpos involucrados**, mientras que la física se ocupa de aquellos en los que esto no sucede. **Esto no es válido para reacciones atómicas y nucleares**. Por otra parte, ambas ciencias en la actualidad

prestan atención especial no sólo en las modificaciones de las sustancias, sino también a las modificaciones cualitativas y cuantitativas de la energía asociada a dichas transformaciones.

En una generalización, podemos aceptar que la química es la rama de la ciencia natural que estudia las sustancias, sus propiedades, su estructura, las reacciones que modifican la estructura de las sustancias y las convierte en otras sustancias y las transformaciones de energía asociada a dichas reacciones.

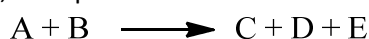
Consideremos algunos ejemplos, si **pulverizamos un trozo de hierro**, cada una de las partículas obtenidas presenta la misma composición que la del trozo original. Aquí **estamos en presencia de una transformación física**. Si sometemos el trozo de hierro a la acción del calor, se funde, sin embargo, pese a que ciertas propiedades del cuerpo puro cambiaron, como consecuencia de la modificación del estado de agregación, el análisis detallado de la estructura es la misma para el sólido y para el líquido, puesto ambos están compuestos por la misma sustancia. **Nuevamente aquí tenemos una transformación física**. Pero si durante un cierto tiempo dejamos el cuerpo en contacto con el aire que contiene oxígeno, en la superficie del trozo, parte de la sustancia se transforma en otra llamada óxido de hierro. Esta es, entonces, una transformación química.

Transformaciones químicas

Las **transformaciones químicas** durante las cuales **ciertas sustancias se transforman en otras** se denominan **reacciones químicas**.

Si tenemos un **sistema inicial**, compuesto por las **sustancias A y B** y un **sistema final** formado por las sustancias **C, D y E**. Teniendo en cuenta que las sustancias del **sistema final** son **diferentes** de las del **sistema inicial**, podemos afirmar que se ha producido una **reacción química**.

El hecho concreto experimental, se expresa simbólicamente mediante una **ecuación química**:



donde la flecha indica el sentido en que ocurre el proceso. **El signo “+” no debe ser interpretado de forma matemática** sino como indicación de la presencia simultánea de varias sustancias, A y B antes de la reacción, o bien, C, D y E después de la reacción. **Tampoco debe considerarse a la flecha como una igualdad sino simplemente como un símbolo que separa reactivos⁴ de los productos⁵ de la reacción.**

En este momento, todavía no estamos en condiciones de escribir correctamente una ecuación química; lo podremos hacer luego de estudiar algunos de los temas correspondientes a la unidad siguiente. Es por este motivo, que en la ecuación química indicaremos el nombre de las sustancias reaccionantes y de los productos de reacción.

⁴ Sustancias que reaccionan

⁵ Sustancias que se obtienen luego de una reacción

Reacción de descomposición química

Por ejemplo, si en un tubo de ensayos se coloca óxido de mercurio, sustancia que se presenta en estado sólido y dicho tubo se somete a calentamiento, puede observarse luego de un cierto tiempo de calentamiento pequeñas gotas grises con brillo metálico, condensadas en la parte superior del tubo (dichas gotas son de mercurio líquido). Si además se coloca en la boca del tubo una astilla con un punto de ignición, la combustión se intensifica, lo que pone en evidencia la presencia de oxígeno gaseoso generado durante el calentamiento. Por lo tanto estamos en presencia de una descomposición química, el óxido de mercurio por acción del calor se descompuso en mercurio y oxígeno.

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

La ecuación química correspondiente es: $\text{óxido de mercurio} \xrightarrow{\phi} \text{mercurio} + \text{oxígeno}$

donde el símbolo ϕ significa calor. **Las reacciones de descomposición se producen siempre mediante el aporte de energía.** De acuerdo a esto las reacciones de descomposición se pueden clasificar en:

- **Reacción de descomposición térmica:** Es aquella en la que por acción del calentamiento una sustancia se transforma en dos o más sustancias diferentes.
- **Electrólisis:** Es aquella reacción de descomposición en la cual una sustancia se transforma en dos o más sustancias distintas por acción o el pasaje de una corriente eléctrica. En este caso el aporte de energía es dado en forma de energía eléctrica.

De acuerdo con el comportamiento térmico de las reacciones, éstas se pueden clasificar en:

- **Endotérmicas:** Aquellas en las que la reacción está acompañada por la liberación de energía en forma de calor.
- **Exotérmicas:** aquellas en las que la reacción está acompañada por la absorción de energía en forma de calor.

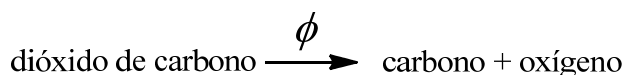
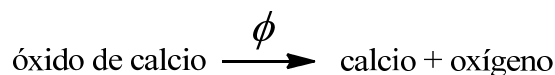
Existen sustancias que no pueden descomponerse químicamente y otras que sí, esto nos permite establecer un criterio operacional para clasificar a las sustancias:

- **Sustancias simples:** Son aquellas que **no pueden descomponerse químicamente** transformándose **en otras sustancias**.
- **Sustancias compuestas:** Son aquellas que **pueden descomponerse químicamente en dos o más sustancias** que pueden ser simples o compuestas.

Otro ejemplo de descomposición térmica es la descomposición del carbonato de calcio:



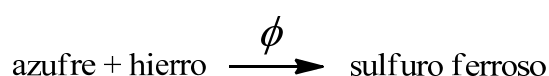
A su vez, el óxido de calcio y el dióxido de carbono se descomponen térmicamente en oxígeno y calcio; y en carbono y oxígeno respectivamente.



El carbono, el calcio y el oxígeno no pueden descomponerse químicamente. Por lo expuesto, en la unidad III, podemos afirmar que el carbonato de calcio, el óxido de calcio y el dióxido de carbono son sustancias compuestas, mientras que el carbono, el calcio y el oxígeno son sustancias simples.

Reacciones de combinación química

Si en un tubo de ensayos se coloca azufre en polvo y limaduras de hierro y se somete el sistema a calentamiento, se observa la formación de un sistema cuyas propiedades son muy diferentes a las del sistema inicial. Se ha producido una transformación química, que difiere de las reacciones de descomposición, ya que a partir de dos sustancias, se obtiene una sustancia nueva (sulfuro ferroso).



Una combinación química es una reacción por la cual dos o más sustancias (simples o compuestas) reaccionan para formar una nueva sustancia que siempre es compuesta.

Si las sustancias reaccionantes son simples y se encuentran en su estado natural, la reacción de combinación se denomina reacción de formación o reacción de síntesis.

El elemento químico

Las sustancias simples diamante y grafito están compuestas por carbono. Las propiedades físicas y químicas de estos sólidos difieren notablemente de modo que deben ser **consideradas sustancias simples diferentes, con la misma composición**. Estas dos sustancias simples diferentes compuestas por carbono y que se presentan en el mismo estado de agregación se denominan **variedades alotrópicas**.

Las sustancias simples compuestas por el mismo elemento pero que presentan propiedades físicas y químicas distintas se denominan variedades alotrópicas.

A diferencia del agua y del hielo, una misma sustancia con distinto estado de agregación, el grafito y el diamante son sustancias simples diferentes en igual estado físico, sólido, constituidas por el mismo elemento, carbono.

La diferencia en la estructura cristalina que presenta el diamante y el grafito explican la particular dureza y densidad del diamante y la blandura, poder lubricante y alta conductividad eléctrica del grafito. En otros casos, como el oxígeno y el ozono, que también son variedades alotrópicas del oxígeno en el mismo estado de agregación, gaseoso, difieren en el número de átomos que forman la molécula.



Figura. 2.5 Diferencia en apariencia entre el grafito y el diamante.

En condiciones especiales el diamante se puede convertir en grafito y viceversa, lo mismo ocurre con el oxígeno y el ozono. Esta es otra **característica de las variedades alotrópicas**, que **en determinadas condiciones de presión temperatura pueden interconvertirse entre sí**.

Si consideramos las siguientes sustancias simples: diamante y grafito; y a las sustancias compuestas: óxido carbónico y carbonato de calcio; podemos comprobar que todas tienen algo en común en su composición, el elemento carbono.

Se llama elemento químico a lo común a las sustancias simples, a las variedades alotrópicas que pueden obtenerse a partir de ellas y a las sustancias compuestas que por descomposición total originan aquellas sustancias simples.

Los elementos en la naturaleza

Los elementos conocidos en la actualidad son alrededor de 112. Nueve de ellos fueron obtenidos sintéticamente en el laboratorio, los demás se encuentran en la naturaleza. Cada uno de ellos, forma sustancias simples que presentan como criterio de clasificación las propiedades de las sustancias simples que forma cada elemento. **Debe tenerse en cuenta que las propiedades son de la sustancia simple**, estado de agregación, color, conductividad, brillo, etc. y **no las del elemento que forma dicha sustancia** simple.

De acuerdo con este criterio, los elementos se clasifican en:

- **Metales:** Se presentan en **estado sólido a temperatura ambiente**, con **excepción del mercurio** que es líquido. El cesio y el galio se presentan en estado sólido por debajo de 28,5°C y 29,8°C; sus respectivos puntos de fusión. **Poseen un brillo característico** (metálico), **son buenos conductores del calor y la electricidad**. Se combinan con



Figura. 2.6 Sodio metálico

el oxígeno para formar óxidos básicos y con el hidrógeno para formar hidruros metálicos.

Son metales el hierro (Fe), el sodio (Na), el litio (Li), el magnesio (Mg), el cobre (Cu), el mercurio (Hg), entre otros.

- **No metales:** Pueden presentarse en *estado sólido* (el azufre "S"), *líquido* (el bromo "Br") y *gaseoso* (Cloro "Cl"). *No poseen brillo metálico*. Son (una excepción es el elemento carbono que forma el grafito, que si es conductor). Se combina con el oxígeno para formar óxidos ácidos y con el hidrógeno para producir hidruros no metálicos. Son ejemplos de no metales el nitrógeno (N), el cloro (Cl), el fósforo (P), entre otros elementos.



Figura. 2.7 Bromo líquido

- **Inértidos:** Los elementos inértidos se conocen con el nombre de gases inertes, o gases nobles o gases raros. Son malos conductores el calor y la electricidad. Característica esencial de estos gases es su casi total inactividad química.



Figura. 2.8 Neón

Los elementos inértidos son: el helio (He), el neón (Ne), el xenón (Xe), el argón (Ar), el kriptón (Kr) y el radón (Rd).

Esta clasificación de los elementos se basa en las propiedades de las sustancias simples que los elementos forman, ya que los mismos en la naturaleza no se encuentran libres, sino combinados formando sustancias simples y compuestas.

Trabajo Práctico N°2: Composiciones centesimales

Investigue por consulta bibliográfica el significado de composición centesimal de un sistema material heterogéneo, homogéneo y de una sustancia simple y de una compuesta.

Realice un cuadro sinóptico donde resuma la clasificación de los sistemas materiales. Dicho cuadro debe tener las características de una estructura.

Unidad III: Leyes de la química



Figura. 3.1 Robert Boyle

El **primer estado de agregación** de los materiales en ser **estudiado científicamente** fueron los **gases**. El científico anglo-irlandés **Robert Boyle**, en el siglo XVII, realizó las primeras mediciones cuantitativas trabajando con gases.

Durante el siglo XVIII, en la época en que las personas empezaron a viajar en globo, por razones tecnológicas, se estudiaron con mayor profundidad a los gases. Como resultado se realizaron más descubrimientos.

1660 – Robert Boyle

Los siguientes sistemas materiales gaseoso, a 0°C de temperatura y 1atm de presión están compuestos por:

- Sistema I: 2,0g de hidrógeno
- Sistema II: 10g de oxígeno
- Sistema III: 5,0g de nitrógeno
- Sistema IV: 20g de cloro
- Sistema V: 30g de dióxido de carbono
- Sistema VI: 64g de dióxido de azufre

Se someten a estos sistemas a una compresión, es decir, a un proceso a través del cual se aumenta la presión del sistema, a **temperatura constante** de 25°C.

Los procesos que se realizan a temperatura constante se denominan isotérmicos.

Se obtienen los resultados experimentales que pueden resumirse en la tabla 3.1, en la que se tienen que completar las dos últimas columnas:

Sistema	Presión inicial (P_0)	Volumen inicial (V_0)	Presión final (P_F)	Volumen final (V_F)	Producto $P_0 \cdot V_0$	Producto $P_F \cdot V_F$
I	1atm	22,4dm ³	2atm	11,2 dm ³		
II	1atm	7,00 dm ³	2atm	3,50 dm ³		
III	1atm	4,00 dm ³	2atm	2,00 dm ³		
IV	1atm	6,30 dm ³	2atm	3,15 dm ³		
V	1atm	15,3 dm ³	2atm	7,65 dm ³		
VI	1atm	22,4 dm ³	2atm	11,2 dm ³		

Tabla 3.1

A partir del análisis de los datos experimentales y los resultados consignados en la [TABLA 3.1](#), ahora completa, es posible responder algunas preguntas, en un intento para elaborar, a partir de estos hechos empíricos, algunas conclusiones acerca del comportamiento de los gases, cuando se varían las condiciones de presión a temperatura constante.

1. Cuando se **aumenta** la presión de una cierta masa de gas a temperatura constante, el volumen que ocupa la misma **disminuye**.
2. La relación establecida entre la presión y el volumen a temperatura constante dada en I, no varía la misma al modificar la sustancia y la masa que compone el sistema gaseoso.
3. Por lo tanto, es posible afirmar que **a temperatura constante, al aumentar la presión que soporta una cierta masa de gas, el volumen de la misma disminuye, INDEPENDIENTE de la sustancia que compone el sistema gaseoso y de la masa del mismo.**
4. Es posible establecer entonces que **a temperatura constante los volúmenes que ocupa una cierta masa de gas, independientemente de la composición del mismo, son directamente proporcionales a la inversa de la presión $\frac{1}{P}$ que soporta el sistema.**
5. El producto $P_0 \cdot V_0$ es **igual** que el producto $P_F \cdot V_F$

Finalmente, podemos resumir estas conclusiones de la siguiente manera:

A temperatura constante los volúmenes que ocupa una cierta masa de gas ideal, independientemente de la composición del mismo, son INVERSAMENTE proporcionales a la presión que soporta el sistema.

Por otra parte, si: $P_0 \cdot V_0 = P_F \cdot V_F$, es posible generalizar esta expresión matemática de la siguiente manera:

$$P \cdot V = \text{constante a temperatura constante (3.1)}$$

También establecimos que a temperatura constante, el volumen que ocupa una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a la inversa de la presión que soporta la misma, independientemente del gas que se trate. Matemáticamente, este concepto puede expresarse de la siguiente manera:

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ a temperatura constante (3.2)}$$

Hemos enunciado, de esta manera, la **Ley de Boyle-Mariotte**, que se traduce en las expresiones matemáticas (3.1) y (3.2) que permiten establecer relaciones cuantitativas para estudiar la evolución del volumen de una masa de gas cuando se modifica la presión que soporta a temperatura constante.

Como hemos visto, entre las partículas que forman un gas, hay un gran espacio disponible, ya que están muy alejadas. Por este motivo los gases responden con rapidez a los efectos de la presión: si ésta se aumenta, es fácil llevarlos a ocupar un volumen más pequeño como consecuencia del espacio disponible.

Las propiedades del estado gaseoso de los materiales están determinadas por los parámetros, presión, volumen y temperatura y no depende de la naturaleza de las sustancias que los componen.

1789 – 1801 Antoine Lavoisier, Louis Proust

Trabajo Práctico Nº 3: Ley de Lavoisier y Ley de Proust

Realizar en grupos armados por el docente a cargo de la materia el Trabajo propuesto en el Apéndice I: Leyes de la química – Trabajo Práctico Grupal, antes de continuar.

En el siguiente cuadro se resumen los resultados experimentales cuantitativos obtenidos para la reacción de combinación del azufre con el hierro para formar sulfuro ferroso, trabajando en cada experimento con diferente masa de reactivo.

Datos experimentales	Masa del sistema inicial (g)	Masa de azufre (g)	Masa de hierro (g)	Masa del sistema final (g)	Masa de sulfuro ferroso (g)	Masa de hierro final (g)
	Sistema inicial			Sistema final		
Experimento 1		2,0	3,5		5,5	—
Experimento 2		4,0	7,0		11	—
Experimento 3		2,0	4,0		5,5	0,5

Tabla 3.2

Analizando los datos experimentales referidos a la masa de hierro y de azufre que se combinan en los experimentos 1 y 2 de la TABLA 3.2 ya completa, se puede observar que en ambos casos **la masa del sistema inicial es exactamente igual a la masa del sistema final**. Por otra parte, analizando los datos experimentales referidos a la masa de hierro y de azufre que se combinan para formar sulfuro ferroso en el experimento 3 de la misma tabla, se puede observar que **la masa de ambos sistemas es igual**, pero que, al contrario del experimento 1 y 2; sobran 0,5g de hierro, por lo que el mismo está en exceso.

Complete el siguiente cuadro a partir de los datos experimentales dados:

Datos experimentales	Masa de Fe	Masa de S	Masa del sistema	Masa de sulfuro	Masa de hierro	Masa del sistema	Composición centesimal
----------------------	------------	-----------	------------------	-----------------	----------------	------------------	------------------------

	inicial (g)	inicial (g)	inicial (g)	ferroso (g)	final (g)	final (g)	del sulfuro ferroso
	Sistema inicial				Sistema final		
Experimento 1	7,0	4,0	11	11	_____	11	63,6% Hierro 36,4% Azufre
Experimento 2	14	8,0		22	_____		
Experimento 3	10	4,0		11	3		
Experimento 4	56	32		88	_____		
Experimento 5	4,2	2,4		6,6	_____		

Tabla 3.3

Teniendo en cuenta los datos consignados en la [TABLA 3.3](#), ahora completa, se puede ver que al igual que en todos los casos de la [TABLA 3.2 en ambos sistemas la masa no varía](#). Por otra parte, se puede observar que **la composición centesimal del sulfuro ferroso en todos los casos es constante**, de 63,6% de hierro y un 36,4% de azufre. Además si calculamos la relación $\frac{m_{\text{hierro}}}{m_{\text{azufre}}}$ que se combina obtenemos para todos los casos un valor constante de $1,75 \left(\frac{7}{4} \right)$; y ésta **concuere con la relación porcentaje de hierro que se combina con porcentaje de azufre**.

Complete los siguientes cuadros a partir de los datos experimentales dados:

Datos experimentales	Masa de H ₂ (g)	Masa de O ₂ (g)	Masa del sistema inicial (g)	Masa de agua formada (g)	Masa del sistema final (g)	$\frac{\text{masa H}_2}{\text{masa O}_2}$
	Sistema inicial				Sistema final	
Experimento 1	2,0	16		18		
Experimento 2	4,0	32		36		
Experimento 3	1,0	8,0		9,0		
Experimento 4	0,50	4,0		4,5		
Experimento 5	3,0	24		27		

Tabla 3.4

Datos experimentales	Masa del sistema inicial	Masa del sistema final	Tipo de transformación producida	Nombre de la transformación
Experimento 1	5,0g de agua sólida	5,0g de agua líquida		
Experimento 2	0,5g de sal disueltos en 10g de agua	0,5g de sal y 10g de agua		
Experimento 3	3g de hierro sólido	3g de hierro líquido		

Tabla 3.5

Teniendo en cuenta los datos consignados en las [TABLAS 3.4 y 3.5](#), observamos que al igual que en todas las tablas analizadas anteriormente, **la masa de ambos sistemas permanece constante**. Sea tanto una **transformación química** como se observan en las primeras 4 tablas o **transformaciones físicas** como se puede ver en la [TABLA 3.5](#).

En un sistema cerrado, sin intercambio con el exterior, la masa contenida en él permanece constante aunque se produzcan reacciones químicas en su interior. Esta ley fue enunciada por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier en 1789. Y su expresión matemática se puede escribir de la siguiente forma: $m_{\text{inicial}} = m_{\text{final}}$

Cuando se combinan las sustancias simples hidrógeno y oxígeno para formar la sustancia compuesta agua de la [TABLA 3.4](#) se observa que para todos los experimentos **la relación es constante** y vale $0,125 \left(\frac{1}{8} \right)$ esto mismo se observó anteriormente en la [TABLA 3.3](#).

Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones de masa constante. Esta ley fue enunciada por el químico francés Joseph Louis Proust en 1801. Y se puede expresar matemáticamente de la siguiente manera: si A se combina con B entonces $\frac{m_A}{m_B} = cte$

La constante determinada a partir de la ley de Proust se llama **constante de Proust** para una sustancia determinada, esta **es una constante adimensionada** y es una **propiedad intensiva** de cada sustancia ya que no varía con la cantidad.

De la [TABLA 3.3](#), se observa que 1,75g de hierro se combina con 1g de azufre para formar sulfuro ferroso. Y de la [TABLA 3.4](#), que 0,125g de hidrógeno se combina con 1g de oxígeno para formar agua.

La constante de Proust es una constante adimensionada que resulta numéricamente igual a la masa de una sustancia simple que se combina con 1g de otra sustancia simple para formar una sustancia compuesta.

7.01 Considere los siguientes datos experimentales correspondientes a la combinación de hidrógeno y nitrógeno para formar las muestras I y II.

	Masa de Hidrógeno (g)	Masa de Nitrógeno (g)
Muestra I	6,0	28
Muestra II	12	56

- Determine el valor de la constante de Proust para ambas muestras.
- Considerando el valor de la constante de Proust para cada muestra y que los valores de los puntos de fusión y ebullición para ambos son $-77,7^{\circ}\text{C}$ y $-33,3^{\circ}\text{C}$ respectivamente. ¿Puede afirmar que las muestras I y II corresponden al mismo compuesto? Justificar.
- Determine la masa de hidrógeno y la masa de nitrógeno necesarias para obtener 18g de la muestra II. Justificar.
- Determine la masa de nitrógeno que se combina con 25g de hidrógeno en la

muestra I y en la muestra II. Compare los resultados y saque conclusiones.

1801 – 1809 Charles y Gay-Lussac

La variación del volumen de un gas con la temperatura, a presión constante, se expresa por la generalización denominada frecuentemente Ley de Gay-Lussac que fue enunciada en el año 1802. Se llama a veces Ley de Charles, porque Jack Charles obtuvo en el año 1787 resultados similares, aunque no fueron publicados en esa época.

A presión constante, el VOLUMEN de una MASA DETERMINADA de CUALQUIER GAS AUMENTA al aumentar la TEMPERATURA que el gas soporta.

Por lo tanto, podemos expresar la ley matemática del siguiente modo:

$$\text{a } P = \text{constante} \Rightarrow V \propto T \Rightarrow V = k \cdot T \text{ donde } k = \text{constante de proporcionalidad} \quad (3.3)$$

Al duplicar la temperatura se duplica el volumen de una cierta masa de cualquier gas, independientemente de su naturaleza química, cuando el proceso se lleva a cabo a presión constante. Al igual que para la Ley de Boyle – Mariotte, esta ley es válida para presiones de aproximadamente 1 atm o inferiores, pero a presiones mayores o temperaturas bajas, el gas se desvía de este comportamiento.

Como se evidencia en el [GRÁFICO 3.1](#), la Ley de Charles – Gay-Lussac, responde a la ecuación de una recta, como podemos comprobar en la analogía siguiente, con la expresión matemática con la que se caracteriza a las funciones lineales:

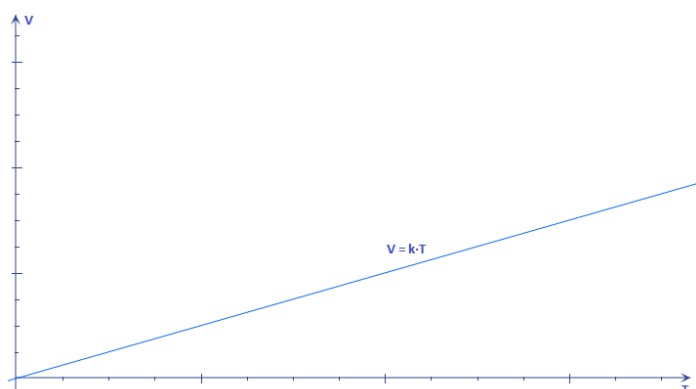


Gráfico 3.1 Representación de la Presión en función de la Temperatura

$$y = b + m \cdot x$$

$$V = 0 + k \cdot T$$

A partir del enunciado de esta ley se identificó por primera vez el 0 absoluto de temperatura y se definió una nueva escala de temperaturas, la escala Kelvin o Escala Absoluta de Temperaturas. La relación entre la Escala Celsius y la escala Kelvin es la siguiente:

$$T = t + 273 \text{ donde } \begin{cases} T \text{ es la temperatura absoluta} \\ t \text{ es la temperatura Celsius} \end{cases}$$

A partir de que, a presión constante $\frac{V}{T} = \text{constante}$, se puede ver que a presión constante vale qué $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Las dos expresiones matemáticas anteriores son las correspondientes a la primera Ley de Charles – Gay-Lussac.

El volumen de una dada masa de gas a una presión definida es directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta.

Debe tenerse en cuenta que, de acuerdo con esta ley, el volumen de cualquier gas, independientemente de su composición química debe ser cero a la temperatura del cero absoluto, es decir, a -273°C . Sin embargo, en estas condiciones, además de que el gas ya habría licuado y solidificado antes de 0K , esta ley no se cumple a bajas temperaturas.

Las rectas obtenidas al graficar volumen en función de la temperatura absoluta [GRAFICO 3.1](#) se denominan isobaras⁶ que dan por extrapolación volumen cero a 0K . Como el volumen no puede ser negativo, estas representaciones gráficas sugieren, claramente que -273°C es la temperatura más baja que puede alcanzar cualquier sustancia.

La variación de la presión de un gas con la temperatura, a volumen constante, se expresa por la generalización denominada Ley de Gay-Lussac.

A volumen constante, la PRESIÓN de una MASA DETERMINADA de CUALQUIER GAS AUMENTA al aumentar la TEMPERATURA que el gas soporta.

Por lo tanto, podemos expresar la ley matemática del siguiente modo:

$$\text{a } V = \text{constante} \Rightarrow P \propto T \Rightarrow P = k \cdot T \text{ donde } k = \text{constante de proporcionalidad (3.4)}$$

Al duplicar la temperatura se duplica la presión de una cierta masa de cualquier gas, independientemente de su naturaleza química, cuando el proceso se lleva a volumen constante. Al igual que para la Ley de Boyle – Mariotte, esta ley es válida para presiones de aproximadamente 1atm o inferiores, pero para presiones mayores o temperaturas bajas, el gas se desvía de este comportamiento que consideramos ideal.

Como se evidencia en la expresión matemática 3.4, responde a la ecuación de una recta:

$$y = b + m \cdot x$$

$$P = 0 + k \cdot T$$

⁶ del griego, que significa presión constante.

A partir de que, a volumen constante $\frac{P}{T} = \text{constante}$, se puede ver que a volumen constante vale qué $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

Las dos expresiones matemáticas anteriores son las que corresponden a la Ley de Gay-Lussac.

La presión de una dada masa de gas, que ocupa un volumen definido y constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta.

"Sólo tardaron un instante en cortarle la cabeza, pero puede que Francia no produzca otra como la suya en todo un siglo" (*)

Algunos lo llamaron "el Newton de la Química", aunque Antoine Lavoisier (1743-1794) expandió su curiosidad por diversos campos, desde el derecho hasta la geología, pasando por la política y la economía.

Pero fue escuchando al astrónomo Nicolas Louis de Lacaille cuando comenzó a volcarse por las ciencias. A los 23 años recibió la Medalla de Oro de la Academia Francesa de Ciencias por su ensayo sobre la mejor forma de iluminar las calles de una gran ciudad. Unos años después se casó con Marie-Anne Pierrette Paulze, que por entonces tenía trece años y se transformó en su activa colaboradora.

Durante el siglo XVIII, el estudio químico de los gases adquirió un notable empuje en Gran Bretaña. El fisiólogo Stephen Hales desarrolló la cuba neumática para recoger y medir el volumen de los gases liberados en un sistema cerrado y desencadenó una serie de descubrimientos. El escocés Joseph Black publicó en 1756 sus estudios sobre las reacciones de los carbonatos de magnesio y de calcio que le permitió descubrir el dióxido de carbono, que Black denominaba aire fijo.

En la década siguiente, el físico británico Henry Cavendish aisló el 'aire inflamable' (hidrógeno). También introdujo el uso del mercurio en lugar del agua como el líquido sobre el que se recogían los gases, posibilitando la recogida de los gases solubles en agua. Esta variante fue utilizada con frecuencia por el multifacético británico Joseph Priestley, quien recogió y estudió casi una docena de gases nuevos.

Mientras estudiaba las propiedades del CO₂ producido en una fábrica de cerveza, Priestley descubrió que cuando el gas se disolvía en agua producía una bebida agradable que llamó soda. No explotó comercialmente la idea pero sirvió para aumentar su prestigio social, prestigio que no alcanzaba para compensar los odios que desataba la libertad de su pensamiento. Sus conciudadanos no toleraban el espíritu crítico del clérigo Priestley ni mucho menos su adhesión a la causa revolucionaria republicana que estalló en América (1776) y luego en Francia (1789)

Mientras tanto, la vida de los Lavoisier transcurría gratamente. Con ingresos provenientes de la Ferme-Générale, una corporación encargada de cobrar impuestos, los Lavoisier se dedicaban buena parte de su tiempo a la ciencia y a organizar veladas con políticos e intelectuales. Cuentan que fue en una de esas cenas donde los Lavoisier conocieron a Priestley.

El inglés entusiasmó a todos con sus descubrimientos y del salón marcharon todos al laboratorio. Priestley le abrió la puerta y Lavoisier trazó el sendero que lo inmortalizaría en el mundo de la química, aunque con el tiempo nacieran rencores entre los dos.

Los últimos años del siglo XVIII fueron malos para nuestros protagonistas. Los flemáticos británicos perdieron la calma con Priestley y le quemaron su casa. El inglés republicano tuvo que huir a Estados Unidos y terminar sus días bajo la protección de Thomas Jefferson.

Peor les fue a los Lavoisier. En 1794, Antoine fue acusado de traición y condenado, junto al padre de Marie-Anne, a la guillotina. Eran tiempos jacobinos y ellos eran del ala girondina, moderada, de la revolución. La posición de ambos en la Ferme-Générale jugó en contra, aunque el propio acusador, Antoine Dupin, también había sido miembro de la Ferme.

El 8 de mayo de 1794, Marie-Anne perdía a su padre y a su esposo y comenzaba un largo calvario. Le fueron confiscadas todas sus propiedades, el laboratorio y todos los papeles de su esposo, no obstante se las ingenió para reunir y editar Memorias de Química, una recopilación los trabajos que realizaron juntos donde aparecen ordenados los principios de la nueva química. Muchos años después, Marie-Anne se volvió a casar, esta vez con el famoso físico Benjamín Thomson, el Conde Rumford, pero nunca dejó de usar el apellido Lavoisier.

Fabián Blanco
Carlos Borches

(*) "Cela leur a pris seulement un instant pour lui couper la tête, mais la France pourrait ne pas en produire une autre pareille en un siècle." Escribió el matemático Lagrange lamentando la suerte final de Lavoisier

Unidad IV: Introducción a los modelos atómicos

El concepto de que los materiales están constituidos por diminutas partículas discretas tuvo su origen en los filósofos griegos. En el siglo IV a.C. **Leucipo y Demócrito** expresaron la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos "sin división" basando su esquema en las siguientes premisas:

1. Todo el Universo está hecho de tan sólo átomos y vacío.
2. Los átomos son partículas de materia increíblemente pequeñas, y por lo tanto invisibles.
3. Los átomos son indivisibles, indestructibles, eternos e intercambiables.
4. Hay una inmensa cantidad de tipos de átomos distintos.
5. Los átomos pueden combinarse y desgregarse para formar todo lo que percibimos a nuestro alrededor.

Sin embargo, el propósito de esta teoría **no consistía en explicar fenómenos particulares o cierto conjunto de observaciones**, sino de dar una visión general del funcionamiento del universo que permitiera entender el cambio y la permanencia como tales.

Hasta los años 1802 – 1803 las ideas de estos pensadores, no recibieron la interpretación, más cuantitativa, que era necesaria para el desarrollo de la **Teoría Atómica Moderna**. En los años referidos, John Dalton, padre de la moderna teoría atómica, enunció los postulados en los que se resumía la conocida **Teoría Atómica de Dalton**.

1. Los materiales están formados por partículas extremadamente pequeñas denominadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, particularmente tienen la misma masa.
3. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos, particularmente difieren en la masa.
4. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
5. En cualquier reacción química, los átomos se combinan en proporciones numéricas simples.

Si A y B son dos elementos distintos ellos pueden combinarse entre sí según relaciones simples. Un átomo de A se combina con un átomo de B o dos átomos de A se combinan con tres átomos de B, etc.

La importancia fundamental de los pensamientos aportados por Dalton es indiscutible, más allá que muchos de ellos no son ciertos en su esencia, en la actualidad. La hipótesis⁷ de Dalton

⁷ Explicación tentativa para un conjunto de observaciones.

no podía someterse a verificación directa, pero respondían a los hechos experimentales vigentes en su época, *las Leyes fundamentales de Lavoisier y Proust fundamentalmente*, y tuvieron influencia sobre el pensamiento químico durante más de un siglo.

En 1808 *Gay-Lussac* descubre, que cuando se forma cloruro de hidrógeno, antiguamente conocido como ácido muriático, a partir de hidrógeno y cloro, todos ellos en estado gaseoso, se encuentra con que:

1 Volumen de cloro + 1 Volumen de hidrógeno = 2 Volúmenes de cloruro de hidrógeno

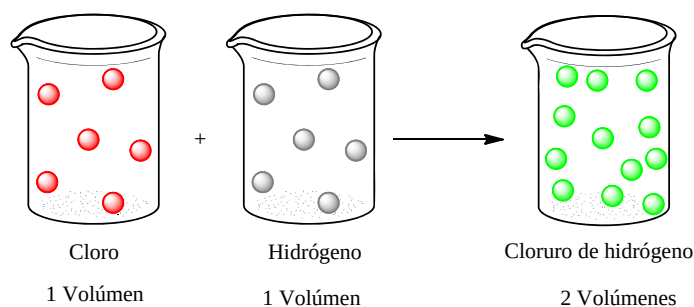


Figura 4.01 Representación de la combinación de volúmenes según Gay-Lussac

Los volúmenes de los dos gases que reaccionan y los del producto de la reacción se encuentran en la razón más simple de 1 a 1 a 2. Análogamente, cuando el hidrógeno y el oxígeno reaccionan para formar vapor de agua:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno = 2 volúmenes de vapor de agua

Aquí también las razones de los volúmenes son números enteros simples.

La *Ley de Gay-Lussac de la combinación por volumen* es estrictamente válida cuando se aplica a compuestos relativamente simples, si se realiza con sustancias más complejas se observan excepciones solo aparentes.

Si se realizara la combustión completa del gas butano con oxígeno, en observaría que 2 volúmenes de butano requerirían 13 volúmenes de oxígeno para dar 18 volúmenes de producto en estado gaseoso en iguales condiciones de presión y temperatura. Difícilmente puede aceptarse que 2:13:18 son razones simples.

La Ley que únicamente se aplica a reacciones en medio gaseoso, establece que *cuando dos gases se combinan químicamente lo hacen en proporciones simples de volumen; además, el volumen de los productos gaseoso guarda también una razón simple con el de los gases reaccionantes*.

Para resolver las discrepancias entre la Teoría Atómica de Dalton y los resultados experimentales de Gay Lussac, en 1811 el físico italiano *Amadeo Avogadro* supuso que la mínima partícula posible de un gas simple, en su estado libre, *no es el átomo sino la molécula*.

Cada molécula de dichos gases está compuesta por dos átomos del elemento, **moléculas diatómicas**, y no por átomos sencillos como imaginaba Dalton.

De acuerdo con la **Teoría Molecular de Avogadro**, los gases simples poseen **moléculas diatómicas**, esta teoría puede resumirse en los siguientes postulados:

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas y en continuo movimiento, formadas por uno o más átomos que pueden ser iguales o diferentes entre sí, llamadas moléculas.
2. Una sustancia simple tiene todas sus moléculas iguales, formadas a su vez por átomos del mismo elemento.
3. Las sustancias compuestas están formadas por moléculas iguales entre sí. Las moléculas de las sustancias compuestas están formadas por átomos de diferentes elementos.
4. Las transformaciones físicas no afectan a las moléculas, por lo tanto éstas durante un cambio físico no varían ni en número ni en clase.
5. Las transformaciones químicas afectan a las moléculas, por lo tanto éstas durante un cambio químico varían en número y clase. Sin embargo no varía el número y clase de los átomos durante la transformación.
6. Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de moléculas.

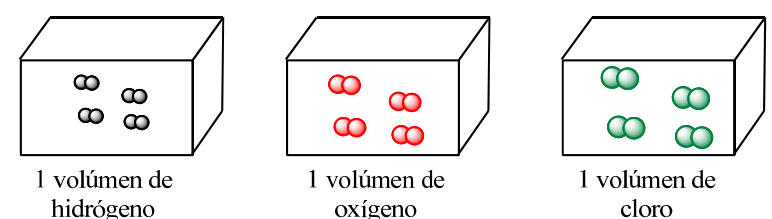


Figura 4.02 Comparación de volúmenes de cualquier gas con la cantidad de partículas en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura

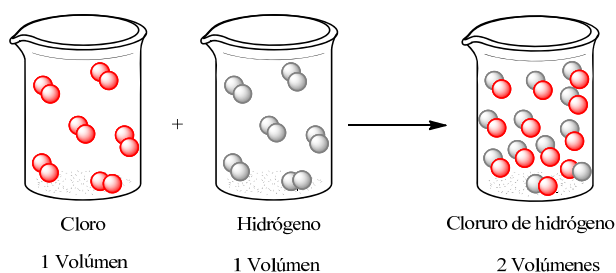


Figura 4.03 Representación de la combinación de volúmenes según la Teoría Molecular de Avogadro

A medida que fue transcurriendo el siglo XIX, esta idea vinculada a la existencia de partículas elementales más simples que el átomo, fue afirmándose, particularmente después de los trabajos de Michael Faraday, en el año 1833, que demostraron que los materiales presentan una naturaleza eléctrica y una relación directa entre la energía eléctrica y las transformaciones químicas.

Realizaremos un viaje en el tiempo, en un intento de adentrarnos en la estructura íntima de la partícula que constituye a todos los materiales que existen en el Universo: el átomo.

En este viaje nos encontraremos con los físicos y los químicos que, a través de sus estudios y descubrimientos, llevaron a la concepción actual de la estructura interna del átomo.

Unidad V: Magnitudes atómico moleculares y Fórmulas químicas

Masa atómica absoluta

Se designa con la letra alfa " α " y es igual a la masa de un átomo del elemento. La unidad más común para expresarla es el gramo "g" y sus valores son del orden de 1×10^{-23} g. Por supuesto, la masa atómica absoluta de un elemento no puede determinarse por métodos directos, como por ejemplo pesada.

Masa Atómica Relativa

La masa atómica relativa de un elemento "A" es un número adimensionado que expresa cuántas veces es mayor la masa de un átomo de un elemento que la unidad de masa atómica "uma".

La unidad de masa atómica empleada en la actualidad es la un doceava parte de la masa de un átomo de carbono, es decir $1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m_{12\text{C}}$, aunque a lo largo de la historia se han usado como referencia el hidrógeno y el oxígeno.

Por lo tanto, podemos definir matemáticamente la masa atómica relativa de un elemento X genérico de la siguiente manera $A_r = \frac{m_X}{\frac{1}{12} m_{12\text{C}}} = 12 \frac{m_X}{m_{12\text{C}}}$

La unidad con que se expresa a la masa atómica relativa de un elemento es el uma.

Masa molecular absoluta

Se designa con la letra " μ " y es igual a la masa de una molécula de la sustancia. La unidad más común para expresarla es el gramo "g" y sus valores son del orden de 1×10^{-23} g, como es de esperar, teniendo en cuenta el orden de los valores de la masa de un átomo.

Masa molecular relativa

La masa molecular relativa de una sustancia "M" que puede ser simple o compuesta es un número adimensionado que representa cuántas veces es mayor la masa de una molécula de la sustancia que la unidad de masa atómica "uma".

Se usa la misma unidad que para masas atómicas relativas debido a que la molécula de carbono es monoatómica. Por lo tanto, podemos definir matemáticamente la masa molecular relativa de una sustancia A genérica de la siguiente manera: $M_r = \frac{m_A}{\frac{1}{12} m_{12\text{C}}} = 12 \frac{m_A}{m_{12\text{C}}}$

Por supuesto, la unidad con que se expresa la masa molecular relativa de una sustancia es el uma, es decir la unidad de masa atómica.

Relación entre A y M

Supongamos una sustancia genérica cuya composición sea 2 átomos de A, 1 átomo de B y 3 átomos de C, cada molécula está formada por dos átomos del elemento A, un átomo del elemento B y tres átomos del elemento C. Por definición de masa molecular relativa:

$$M_{A_2BC_3} = \frac{N_{A_2BC_3} \mu_{A_2BC_3}}{N_A} \quad (5.1)$$

Pero la masa molecular absoluta de la sustancia es:

$$\mu_{A_2BC_3} = 2\alpha_A + \alpha_B + 3\alpha_C \quad (5.2)$$

Reemplazando (7.2) en (7.1)

$$M_{A_2BC_3} = \frac{2\alpha_A + \alpha_B + 3\alpha_C}{\frac{1}{N_A}} = 2 \frac{\alpha_A}{\frac{1}{N_A}} + \frac{\alpha_B}{\frac{1}{N_A}} + 3 \frac{\alpha_C}{\frac{1}{N_A}} = 2A_A + A_B + 3A_C \quad (5.3)$$

Por lo tanto la masa molecular relativa de una sustancia puede determinarse teniendo como datos la fórmula molecular de la sustancia y las masas atómicas relativas de los elementos que la componen.

Cantidad de materia "el mol"

En la vida diaria, el término "cantidad" tiene significados muy diversos. Cuando hablamos, de una cierta cantidad de agua, podemos referirnos a cierta masa de agua o bien a su volumen. La "cantidad de manzanas" que hay en un cesto designa, sin dudas, al número de manzanas y no a su masa o su volumen. ¿Qué significado debemos dar a la expresión cantidad de materia?

Durante mucho tiempo se la identificó con la masa de una cierta porción de materia, pero en la actualidad ya no es así. En la física y en la química moderna es usual considerar muestras de materiales constituidas por gran cantidad de partículas elementales, tales como átomos, moléculas, etc. Llamándose **cantidad de materia** al **número de partículas presentes en la muestra**.

La unidad de cantidad de materia es el "mol" que puede definirse como la cantidad de materia de un sistema que contiene tantas partículas elementales como átomos hay en 12g de carbono, es decir, $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Éste número de partículas se denomina **número de Avogadro "N_A"**. Al emplear esta unidad debe especificarse el tipo de partículas del que se trata, es decir, átomos o moléculas. Se hablará de 1 mol de moléculas o de 1 mol de átomos que contienen respectivamente el N_A de moléculas o átomos.

Puede sorprender la elección de ese número para medir con relación a él la cantidad de materia. En primer lugar, se trata de un número muy grande, lo cual es conveniente, porque los químicos deben tratar con muestras de material que contienen partículas elementales en cantidades de ese orden.

La fórmula química

Una **fórmula química** es una representación mediante símbolos de la composición de una sustancia. En una fórmula aparecen los **símbolos de los elementos** que componen la sustancia y la **proporción** en la que se combinan.

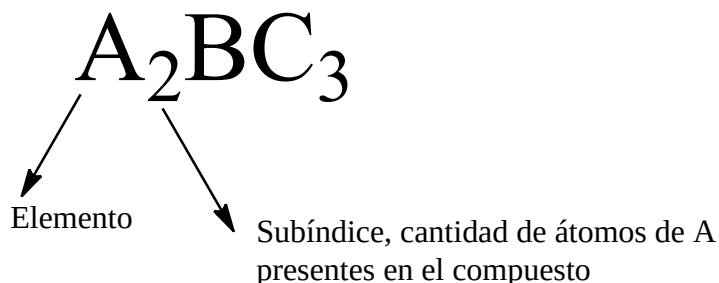


Figura 5.01 Representación de una fórmula química genérica

Existen dos tipos de fórmulas químicas, las empíricas y las moleculares.

La fórmula empírica indica los elementos que están presentes en el compuesto y la relación mínima que hay que hay entre los átomos. Sin embargo, no indica la cantidad de átomos real en el compuesto.

La fórmula molecular, indica el número exacto de átomos presentes en la sustancia.

Las moléculas son están formadas por un número definido de átomos iguales o diferentes, unidos entre sí, y son la menor porción de materia que puede presentarse en estado libre y estable.

Según la cantidad de átomos que intervengan, las moléculas pueden ser, diatómicas o poliatómicas.

Las moléculas diatómicas, están formadas únicamente por dos átomos, mientras que las moléculas poliatómicas están formadas por más de dos átomos

Composición centesimal de un compuesto químico

Para determinar la **fórmula empírica** de un compuesto, debe empezarse midiendo la **masa de cada elemento presente** en la muestra. Esta composición recibe normalmente el nombre de **composición centesimal o composición porcentual**, es decir, la masa de cada elemento expresada como un porcentaje de la masa total.

5.01 – Se analizan 8,00g de una muestra de una vitamina para averiguar qué elementos contenía y que cantidad había en ellos. Se recogieron los siguientes datos:

- 3,27g Carbono
- 0,366g Hidrógeno
- 4,36g Oxígeno

Se puede calcular el porcentaje en masas de carbono presente en esta vitamina. Sabemos que cada 8,00g de vitamina hay presentes 3,27g de Carbono, por lo tanto, como las proporciones son definidas y constantes y se comporta linealmente, podemos extrapolar la composición a 100g de vitaminas.

$\frac{8,00g_{VITAMINA}}{3,27g_{CARBONO}} = \frac{100g_{VITAMINA}}{xg_{CARBONO}}$ si despejamos x, obtenemos cuanto carbono hay en 100g de vitaminas y ese valor es equivalente al porcentaje.

$$xg_{CARBONO} = \frac{100g_{VITAMINA} \cdot 3,27g_{CARBONO}}{8,00g_{VITAMINA}} = 40,9g_{CARBONO} \equiv 40,9\%$$

Repitiendo el procedimiento para cada elemento obtenemos que:

- 3,27g Carbono – 40,9%
- 0,366g Hidrógeno – 4,58%
- 4,36g Oxígeno – 54,5%

Por lo tanto sabemos que esta vitamina tiene 40,9% de Carbono, 4,58% de Hidrógeno y un 54,5% de Oxígeno en su composición.

Fórmula empírica

Para determinar la fórmula empírica de un compuesto, se necesita conocer el número relativo de átomos de cada elemento presentes en el mismo. Esta información se puede obtener calculando el número de moles de cada tipo de átomos presentes, a partir de la composición centesimal.

Se usan las masas atómicas relativas de los elementos para convertir estas masas en moles.

5.02 – La vitamina del problema 5.01 contiene; 40,9% de Carbono, 4,58% de Hidrógeno y un 54,5% de Oxígeno en su composición. Como la masa atómica relativa concuerda en número con la cantidad de gramos por mol de átomos que hay en un elemento, se puede con ella convertir la cantidad de masa presente de un elemento en un compuesto, en la cantidad de moles del elemento presentes en el compuesto.

$$\frac{12,0g_{CARBONO}}{1mol_{CARBONO}} = \frac{40,9g_{CARBONO}}{xmol_{CARBONO}}$$

despejando nuevamente x, tenemos la cantidad de moles de carbono presentes en 100g del compuesto, y repitiendo lo mismo con cada elemento y sus respectivas masas atómicas relativas.

Así obtenemos, entonces la composición en moles:

- 3,41mol Carbono
- 4,54mol Hidrógeno
- 3,41mol Oxígeno

Por lo tanto podríamos decir que el elemento tiene la siguiente fórmula química $C_{3,41}H_{4,5}O_{3,41}$.

Pero en realidad un compuesto no puede contener fracciones de átomos, INVESTIGAR QUE SUCEDERÍA SI SE PARTE UN ÁTOMO, para obtener la fórmula empírica, deben expresarse las proporciones de los números de los átomos con números enteros y con las relaciones más simples posibles. Así pues, primero debe dividirse cada número de moles por el valor más pequeño obtenido, en este caso 3,41mol.

Obteniendo así:

- 3,41mol Carbono => 1 Carbono
- 4,54mol Hidrógeno => 1,33 Hidrógeno
- 3,41mol Oxígeno => 1 Oxígeno

Como un factor sigue siendo decimal, y quedan las relaciones 1:1,33:1 estos valores se multiplican por números enteros hasta acercar lo más posible el número decimal a un número entero. Por lo que, si multiplicamos todo por 3, queda una relación: 3:3,99:3 que aproximadamente es 3:4:3. Por lo que podemos decir que la fórmula mínima de la vitamina es $C_3H_4O_3$.

Fórmula molecular

La fórmula empírica indica la mínima relación entre los átomos que componen un compuesto, pero no dice nada sobre el número real de átomos presentes en el compuesto. Y cualquier combinación de relaciones superiores de 3:4:3 como 6:8:6, dan como resultado la misma fórmula empírica.

Para encontrar la fórmula molecular de un compuesto, se necesita un poco más de información, su masa molar relativa. Con esta se puede calcular cuantas unidades fórmula se necesitan para obtener dicha masa.

5.03 – Se sabe por medio experimental que la masa molar relativa de la vitamina estudiada es $176,14 \frac{g}{mol}$. Y podemos calcular la masa molar de la fórmula mínima como vimos anteriormente.

$$M_{C_3H_4O_3} = 3 \cdot A_C + 4 \cdot A_H + 3 \cdot A_O$$

$$M_{C_3H_4O_3} = 3 \cdot 12uma + 4 \cdot 1uma + 3 \cdot 16uma$$

$$M_{C_3H_4O_3} = 88uma$$

Este valor concuerda numéricamente con la masa molar del compuesto que sería $88 \frac{g}{mol}$.

Solo queda ver cuántas veces entra 88 en 176: $\frac{176,14}{88} = 2,00$

Entonces, se necesitan dos unidades fórmula $C_3H_4O_3$ para obtener la masa molar de la vitamina, por lo tanto la fórmula molecular de esta es $C_6H_8O_6$.

Unidad VI: Tipos de compuestos químicos y nomenclatura

Como ya mencionamos en la unidad anterior, una fórmula es una representación mediante símbolos de la composición de una sustancia pura. En una fórmula aparecen los **símbolos de los elementos** que componen la sustancia y la **proporción** en la que se combinan.

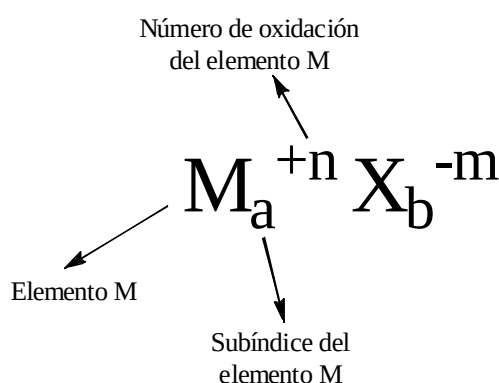


Figura 6.01 Esquema de las partes de una fórmula

Los subíndices a y b , indican en qué proporción se combina M con X , es decir, a átomos de M se combinan con b átomos de X para formar el compuesto MX .

Los compuestos se dividen principalmente en compuestos binarios, terciarios y cuaternarios.

Los químicos constantemente necesitan poder identificar a los compuestos con “nombre y apellido” de igual manera que en un principio necesitaban identificar por un nombre a los elementos. Actualmente existen un conjunto de reglas internacionales para nombrar a cualquier compuesto químico, establecidas por la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) que es la máxima autoridad en química.

La IUPAC está formada por científicos e investigadores de todo el mundo, actualmente solo 44 miembros de esta entidad son argentinos.

A continuación veremos, las distintas divisiones de los compuestos y sus reglas de nomenclaturas establecidas.

Compuestos binarios

Están compuestos por dos elementos, uno actuará con número de oxidación positivo y el otro con número de oxidación negativo, combinados en una relación numérica que el compuesto sea neutro, es decir, si tengo un compuesto de fórmula $M_a^{+n} X_b^{-m}$, se cumple la relación $a \times n - b \times m = 0$.

Los compuestos binarios se dividen en sub clasificaciones que corresponden con los distintos compuestos que pueden formar.

El ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN de un elemento que forma parte de un compuesto u otra especie química, se considera como la carga arbitraria con la que dicho elemento está actuando en ese compuesto o especie. Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos, cero, enteros y a veces hasta fraccionarios. Actualmente están

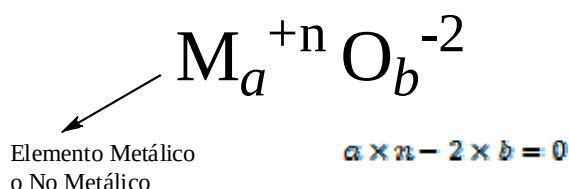
estandarizados los números de oxidaciones posibles que puede utilizar cada elemento, y ese dato está indicado en la TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

Compuestos binarios derivados del oxígeno

Hay tres grandes grupos de compuestos derivados del oxígeno los óxidos, los peróxidos y los superóxidos, la diferencia entre estos es el número de oxidación con el que actúa el oxígeno, por lo que cada familia tiene una química distinta.

Óxidos

Existe una gran variedad de óxidos tanto en estado sólido como líquido y gaseoso, las propiedades químicas varían según el tipo de óxido que sea. Dentro de esta clasificación hay dos clasificaciones internas, los óxidos pueden dividirse en óxidos básicos y óxidos ácidos. Pero todos ellos tienen algo en común, el oxígeno actúa con estado de oxidación -2.

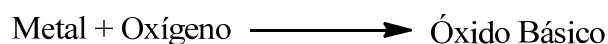


Óxidos básicos

Los óxidos básicos se forman cuando el oxígeno reacciona con elementos metálicos, por lo general son sólidos de carácter iónico, dentro de este grupo podemos mencionar al óxido de sodio " Na_2O " y el óxido de hierro (III) " Fe_2O_3 " entre otros. Veremos más adelante que una de las propiedades de los óxidos básicos es que cuando reaccionan con agua, dan como producto hidróxidos.



Figura 6.02. Óxido de Hierro(III) pulverizado.



Óxidos ácidos

De igual manera, cuando un elemento no metálico reacciona con oxígeno se forman óxidos ácidos, estos son de carácter covalente, pudiendo mencionar compuestos como el temible monóxido de carbono (CO) causante de miles de muertes por combustiones incompletas en hornos, chimeneas y estufas. Estos óxidos dan una posterior reacción con agua formando ácidos.



Peróxidos

Son compuestos de fórmula $M_a^{+n} O_2^{-2}$, donde M generalmente es hidrógeno o metales de los grupos 1 y 2 de la tabla periódica. Son compuestos muy reactivos, con la característica que el oxígeno posee estado de oxidación -1 en lugar de -2 como en los óxidos.

El oxígeno en estos elementos en lugar de combinarse de forma O^{-2} , lo hace de forma O_2^{-2} por lo que un compuesto como el peróxido de calcio tendrá fórmula CaO_2

Superóxidos

Compuestos de fórmula $M^{+n}O_{2n}^{-1}$, donde M es un metal del grupo 1 de la tabla periódica. Son compuestos, muy reactivos que reaccionan violentamente con el agua. La particularidad de estos óxidos es que el estado de oxidación del oxígeno es $-1/2$. Entre los Superóxidos aislados se pueden mencionar el de potasio y el de magnesio " KO_2 ".

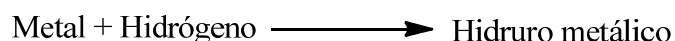
El oxígeno en estos elementos en lugar de combinarse de forma O^{-2} , lo hace de forma O_2^{-1}

Compuestos binarios derivados del hidrógeno

Los hidruros son compuestos binarios derivados del hidrógeno, que al igual que los óxidos se combinan con metales o no metales formando compuestos con propiedades distintas.

Hidruros metálicos

Son compuestos de fórmula $M^{+n}H_n^{-1}$, donde el hidrógeno tiene estado de oxidación -1 , Reaccionan con agua liberando hidrógeno gaseoso. Dentro de los más destacados se puede mencionar el hidruro de litio o hidruro de sodio, aunque también existen hidruros con metales de transición como el hidruro de níquel. " LiH ", " NaH ", " NiH_2 "

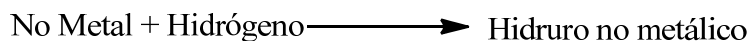


Hidruros no metálicos

Dentro de los hidruros no metálicos se observan dos grupos, los hidruros que se forman con no metales de los grupos 16 y 17 y los que se forman con los no metales de los grupos restantes.

Los hidruros de todos los grupos salvo 16 y 17, son de fórmula $M^{-n}H_n^{+1}$, el hidrógeno en estos casos tiene estado de oxidación $+1$, dentro de este grupo podemos mencionar entre otros al tan conocido nitruro de hidrógeno, conocido comercialmente como amoníaco, muy utilizado antiguamente en artículos de limpieza.

En cambio los hidruros de los grupos 16 y 17 tienen una particularidad, aunque el hidrógeno sigue teniendo estado de oxidación $+1$, la fórmula se escribe $H_n^{+1}M^{-n}$. Podemos mencionar al cloruro de hidrógeno HCl dentro de esta clasificación.

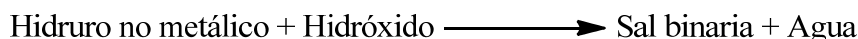


Sales binarias

Las sales binarias, son formadas por una reacción química llamada neutralización entre un hidruro no metálico y un hidróxido⁸ [VER COMPUESTOS TERNARIOS](#). Son de fórmula $M_a^{+n}X_b^{-m}$ y

⁸ Los hidróxidos son compuestos ternarios que provienen de la disolución de óxidos básicos en agua.

neutros, donde M es un metal y X un no metal. Entre ellas podemos nombrar al cloruro de sodio NaCl, más conocido por todos como la sal de mesa.



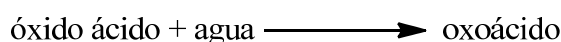
Compuestos ternarios

Son compuestos formados por tres elementos, combinados en una relación numérica tal que el compuesto sea neutro, es decir, si tengo un compuesto de fórmula $Z_a^n M_b^m X_c^j$, se cumple la relación $a \times n + b \times m + c \times j = 0$.

Los compuestos ternarios se dividen en sub clasificaciones que corresponden con los distintos compuestos que pueden formar.

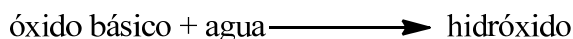
Oxoácidos

Cuando un óxido no metálico se disuelve en agua se obtiene un ácido u oxoácido, estos tienen fórmula $H_a^{+1} M_b^{+m} O_c^{-2}$ cumpliéndose que $a \times 1 + b \times m + c \times (-2) = 0$, entre otros podemos mencionar al ácido sulfúrico "H₂SO₄".



Hidróxidos

De manera similar cuando un óxido metálico se disuelve en agua se obtiene un hidróxido, de fórmula $Z^{+n}(OH)_c^{-1}$ y se cumple que $n + c \times (-1) = 0$, estos compuestos generalmente son de carácter iónico y uno de los más conocidos es el hidróxido de sodio "Na(OH)".

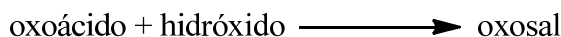


En los hidróxidos aparece entre paréntesis un grupo denominado oxidrilo, hidróxido o hidroxilo representado por (OH).

Un grupo funcional es lo que le da las características químicas a un compuesto, en este caso el (OH) que actúa con estado de oxidación global "-1" es un grupo funcional y se considera el conjunto (OH) y no como un oxígeno y un hidrógeno.

Sales ternarias

Cuando un ácido se mezcla con un hidróxido ocurre una reacción de neutralización, donde se obtiene una sal y agua. Esta sal tiene fórmula $Z_a^n (M_b^m X_c^j)_d$ de manera que se cumpla que $a \times n + d \times (b \times m + c \times j) = 0$. Proviene del ácido $H_a^{+1} M_b^{+m} O_c^{-2}$ y el hidróxido $Z^{+n}(OH)_c^{-1}$. Se mantiene la unión covalente correspondiente al ácido pero la unión entre Z y $M_b X_c$ es principalmente iónica. El sulfato de sodio "Na₂SO₄" es un compuesto típico formado por la reacción completa entre el H₂SO₄ y el NaOH.



Compuestos cuaternarios

Los compuestos cuaternarios están formados por 4 tipos de elementos distintos, los compuestos típicos cuaternarios son las sales cuaternarias. Estas sales que son de fórmula $N_a^n Z_b^k M_c^m X_d^j$ pueden clasificarse en tres grupos.

Sales ácidas

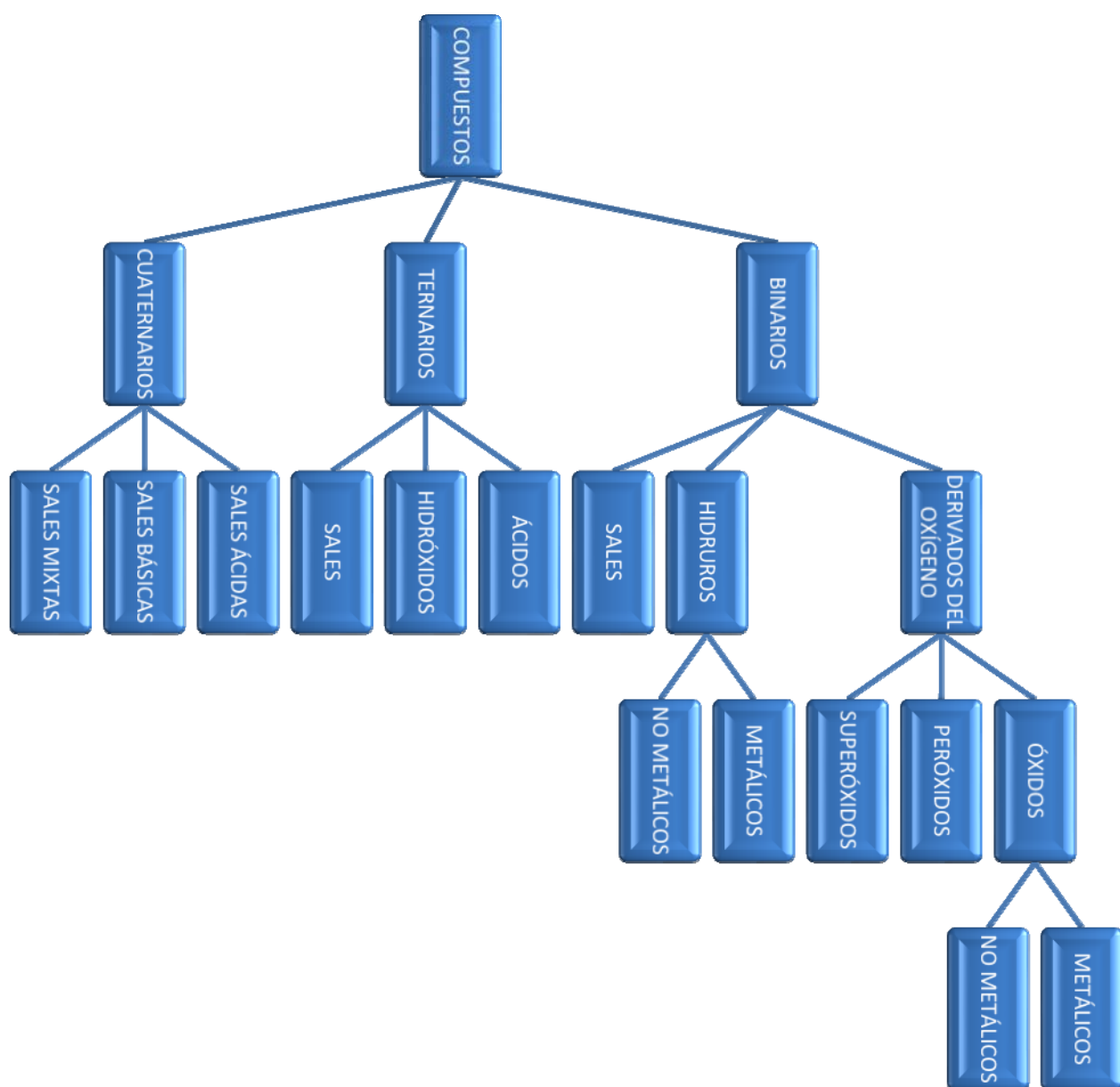
Compuestos de fórmula $N_a^n H_b^{+1} (M_c^m X_d^k)_e$ donde se cumple que $a \times n + b \times 1 + e \times (c \times m + d \times k) = 0$. Poseen propiedades similares a las sales ternarias. Dentro de este grupo se puede mencionar al carbonato ácido de sodio "NaHCO₃"

Sales básicas

Son compuestos de fórmula $N_a^n (OH)_b^{-1} (M_c^m X_d^k)_e$ donde se cumple que $a \times n + b \times (-1) + e \times (c \times m + d \times k) = 0$. Poseen propiedades similares a las sales ternarias. El sulfato dibásico de cobre (II) es un ejemplo de este tipo de sales "Cu(OH)₂(SO₄)₂"

Sales mixtas

Compuestos de fórmula $N_a^n Z_b^j (M_c^m X_d^k)_e$ donde se cumple que $a \times n + b \times j + e \times (c \times m + d \times k) = 0$. Poseen propiedades similares a las sales ternarias. El sulfato de aluminio y potasio es un compuesto utilizado en el tratamiento de aguas que pertenece a este grupo AlK(SO₄)₂.



Nomenclatura

Hay 3 tipos de nomenclatura que pueden ser aplicadas de acuerdo a las reglas establecidas por la IUPAC, la nomenclatura clásica, por atomicidad o sistemática y por número de oxidación o numeral de stock.

Nomenclatura clásica

Se ordenan los números de oxidación posibles del elemento M para la formación de sus óxidos y se agregan sufijos y prefijos dependiendo ese orden. Tomemos el caso del Na (sodio), Fe (hierro) y el Cl (cloro).

El caso del sodio es fácil al tener solo un estado de oxidación +1, no hace falta distinguirlo por lo que, su nombre queda exactamente igual, por lo tanto su nomenclatura consiste únicamente en **óxido de sodio**.

El hierro puede tener estados de oxidación +2 y +3 al ser solo dos, nos interesa únicamente poner un sufijo que nos permita identificar al estado de oxidación más chico del más grande. Para ello vamos a utilizar los sufijos, **-oso** e **-ico**. Se toma el nombre en latín del elemento, en este caso ferrum, y se elimina a partir de la última vocal, quedando únicamente ferr-.

Fe ⁺²	ferr-	-oso	óxido ferroso	FeO
Fe ⁺³	ferr-	-ico	óxido férrico	Fe ₂ O ₃

Pero ¿qué pasa con el cloro? si vemos la tabla periódica dice que los posibles estados de oxidación del cloro son -1; +1; +3; +5; +7. Como -1 no es una combinación posible para formar un óxido se descarta, quedando 4 estados de oxidación posibles. Como ya sabemos identificar los más grandes de los más chicos, y hay una cantidad par de números de oxidación, podemos trazar una línea a la mitad y dividir +1 y +3 pertenecen a los chicos y por ende +5 y +7 pertenecen a los grandes. Solo nos quedaría identificar cual es el más chico de los chicos y cuál es el más grande de los grandes. Para eso vamos a utilizar dos prefijos, **hipo-** y **per-** siendo respectivamente, hipo- el más chico de los chicos y per el más grande de los grandes.

Y procedemos al igual que antes, Clorine se elimina el -ine quedando Clor-.

Cl ⁺¹	hipo-	-clor-	-oso	óxido hipocloroso	Cl ₂ O
Cl ⁺³		clor-	-oso	óxido cloroso	Cl ₂ O ₃
Cl ⁺⁵		clor-	-ico	óxido clórico	Cl ₂ O ₅
Cl ⁺⁷	per-	-clor-	-ico	óxido perclórico	Cl ₂ O ₇

Como se puede observar lo único que indica que se trata de un óxido es la palabra "óxido" que antecede al elemento que se combina con el oxígeno, por lo que en el caso de los peróxidos y superóxidos esta regla se mantiene cambiando la palabra "óxido" por la correspondiente.

Supongamos ahora que M en lugar de formar óxidos forma hidruros, continuando con el ejemplo anterior, tomemos el caso del Cl y del Na.

Empecemos por el caso del cloro, como bien ya dijimos se trata de un hidruro no metálico, en todos los hidruros no metálicos se toma la raíz del nombre del elemento, en este caso clor- y se le agrega el sufijo -uro. Los hidruros no metálicos tienen varias características.

Los hidruros en estado gaseoso se nombran como se menciona en el párrafo anterior, siendo en nuestro ejemplo, de tratarse de HCl gaseoso, **cloruro de hidrógeno**, en cambio si éste está en solución, conocido como hidrácido, esta nomenclatura deja de tener validez. ¿Entonces como lo nombramos?

A la raíz del nombre, en este caso clor-, se le suma el sufijo hídrico y se antepone la palabra ácido, quedando así en nuestro ejemplo **ácido clorhídrico**.

HCl	gaseoso		clor-	-uro	de hidrógeno
HCl	solución	ácido	clor-	-hídrico	

En caso de tratarse de un hidruro metálico, como sucede con el Na, la raíz del nombre que cambia es la del hidrógeno quedando hidr- y se le agrega el sufijo -uro, y se nombra de que elemento es el hidruro, utilizando la regla de -oso e -ico en caso de tener más de un estado de oxidación, en nuestro ejemplo sería, **hidruro de sodio**.

6.01 Algunos hidruros u óxidos, tienen nombres comerciales o nombres de fantasía, entre ellos, el amoníaco, la arsina, la fosfina, la estibina, el agua, el agua oxigenada, el bicarbonato de sodio, la sosa o soda caustica. Identifique esos compuestos con sus fórmulas correspondientes y nombre según IUPAC.

Como ya fue mencionado, cuando disolvemos un óxido en agua, obtenemos un ácido si se trataba de un óxido ácido y un hidróxido si se trataba de un óxido básico. En que cambian prácticamente en nada, tomemos el ejemplo de los óxidos del cloro, el único cambio notable es que, cambiamos la palabra "óxido" por la palabra "ácido", quedando entonces.

Cl ⁺¹	hipo-	-clor-	-oso	ácido hipocloroso	HClO
Cl ⁺³		clor-	-oso	ácido cloroso	HClO ₂
Cl ⁺⁵		clor-	-ico	ácido clórico	HClO ₃
Cl ⁺⁷	per-	-clor-	-ico	ácido perclórico	HClO ₄

Lo mismo ocurre en el caso de los **hidróxidos**, aunque esta **no es la nomenclatura más utilizada** para estos compuestos.

Na ⁺			hidróxido de sodio	NaOH
Fe ⁺²	ferr	oso	hidróxido ferroso	Fe(OH) ₂
Fe ⁺³	ferr	ico	hidróxido férrico	Fe(OH) ₃

¿Qué sucede con las sales?

Empecemos con las sales binarias, tomemos por ejemplo la más conocida por todos, la sal de mesa, NaCl y que ya hemos nombrado a lo largo de la guía como cloruro de sodio. Estas sales se producen a través de una reacción de neutralización entre un hidrácido (solución de un hidruro no metálico) y un hidróxido, para nombrarlo se toma la raíz del nombre del no metal del hidruro, en nuestro ejemplo estaríamos hablando del HCl (ácido clorhídrico) y la raíz del nombre del no metal corresponde a clor- y se le agrega la terminación –uro correspondiente a los hidruros no metálicos, quedando cloruro; por último se le agrega a que metal está unido, de sodio en nuestro ejemplo.

clor-	-uro	de sodio	NaCl
-------	------	----------	------

Las sales ternarias se forman por la neutralización de un ácido con un hidróxido, y como ya vimos queda una parte (catión) del hidróxido y otra parte (anión) del ácido. Para nombrar las sales por este método hay un ligero cambio al nombrar al anión, cambia el sufijo utilizado para identificar a los más chicos de los más grandes. Tomemos como ejemplo las sales que se forman de neutralizar los ácidos del cloro que nombramos anteriormente con hidróxido de hierro. Comparemos entonces los nombres entre el ácido y el anión.

HClO	ácido hipocloroso		hipoclorito	ClO ⁻
HClO ₂	ácido cloroso		clorito	ClO ₂ ⁻
HClO ₃	ácido clórico		clorato	ClO ₃ ⁻
HClO ₄	ácido perclórico		perclorato	ClO ₄ ⁻

Se puede observar entonces únicamente dos cambios todos los compuestos que terminaban en –oso ahora terminan en –ito y todos los compuestos que terminaban en –ico ahora terminan en –ato.

Ese cambio es el que permite identificar el catión y el anión en los nombres de las sales, el anión sufre el cambio –ito, –ato; mientras que el catión no sufre ningún cambio sobre su raíz –oso, –ico.

Una regla nemotécnica para esta regla es utilizar la oración “oso chiquito, pico de pato”.

Por lo tanto, si suponemos que el catión es Fe⁺², los nombres de las sales con los derivados de los ácidos del ejemplo quedarían:

Fe(ClO) ₂	hipoclorito ferroso
Fe(ClO ₂) ₂	clorito ferroso
Fe(ClO ₃) ₂	clorato ferroso
Fe(ClO ₄) ₂	perclorato ferroso

Con las sales cuaternarias se mantiene lo visto hasta ahora, únicamente se agrega después del nombre del anión la palabra “ácido” si se trata de una sal ácida indicando cuantos hidrógenos

tiene, por ejemplo si se trata de **carbonato ácido de sodio** " NaHCO_3 " indica que hay solo un hidrógeno, en cambio si tomamos un fosfato del estilo " NaH_2PO_4 " como hay dos hidrógenos se lo nombra como **fosfato diácido de sodio**, indicando con nomenclatura griega mono, di, tri, tetra, penta, etc. cuantos hidrógenos hay en el compuesto.

Si se trata en cambio de una sal básica, se agrega la palabra "básico" luego del nombre del anión, indicando también cuantos OH contiene el compuesto. Por ejemplo, $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{SO}_4)_2$ es el **sulfato dibásico cúprico**. En las sales mixtas no hay ningún cambio únicamente se indican los dos cationes que conforman el compuesto, por ejemplo el " $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$ " es el **sulfato de aluminio y potasio**.

Nomenclatura por atomicidad o sistemática

En este sistema de nomenclatura se utilizan prefijos griegos para indicar la cantidad de átomos del mismo elemento o moléculas que hay en un compuesto nombrándose primero los aniones y después el catión al que está unido.

Cu_2O	monóxido de dicobre
SO_2	dióxido de azufre
$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$	fluoruro tris(fosfato) de calcio
H_2SO_4	tetraoxo sulfato de dihidrógeno

Esta nomenclatura se utiliza generalmente para óxidos y sales. Cuando se trata de sales en las que usar los términos tri o di, quedan confusos, se permite usar los términos bis, o tris para evitar dudas.

Nomenclatura por numeral de stock

Esta es la más usada para los compuestos con varios estados de oxidación donde es complicado utilizar la nomenclatura tradicional. Este método consta en tomar el nombre principal del compuesto y colocar detrás entre paréntesis y en números romanos el estado de oxidación con el que actúa.

Cuando para ese compuesto el estado de oxidación es único no es necesario colocar entre paréntesis el mismo.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$	hidróxido de hierro (III)
MnCl	cloruro de manganeso (II)
K_2CrO_4	tetraoxocromato (VI) de potasio
HNO_3	trioxonitrato (V) de hidrógeno
Br_2O_3	óxido de bromo (III)
CuHPO_4	hidrogenotetraoxofosfato (V) de cobre (II)

Tanto en esta nomenclatura como en la de atomicidad en caso de nombrar a una molécula con más de un estado de oxidación se utiliza únicamente la terminación -ato.

Unidad VII: Estructura de la materia

Realizaremos un viaje en el tiempo, en un intento de adentrarnos en la estructura íntima de la partícula que constituye a todos los materiales que existen en el Universo: el átomo.

En este viaje nos encontraremos con los físicos y los químicos que, a través de sus estudios y descubrimientos, llevaron a la concepción actual de la estructura interna del átomo.

Año 1879

En el año 1879, Sir William Crookes, estudió en dispositivos llamados “Tubos de descarga en gases”, el comportamiento de los gases cuando son sometidos a muy bajas presiones y a la acción de una descarga eléctrica producida al aplicar sobre los mismo un potencial elevado.

Los gases contenidos en el tubo, que a presión atmosférica no conducen la electricidad, en estas condiciones si lo hacen y se observa la formación de unos rayos, que “aparentemente” salen del electrodo negativo (cátodo) y se dirigen hacia el electrodo positivo (ánodo), estos fueron denominados,

Rayos Catódicos.

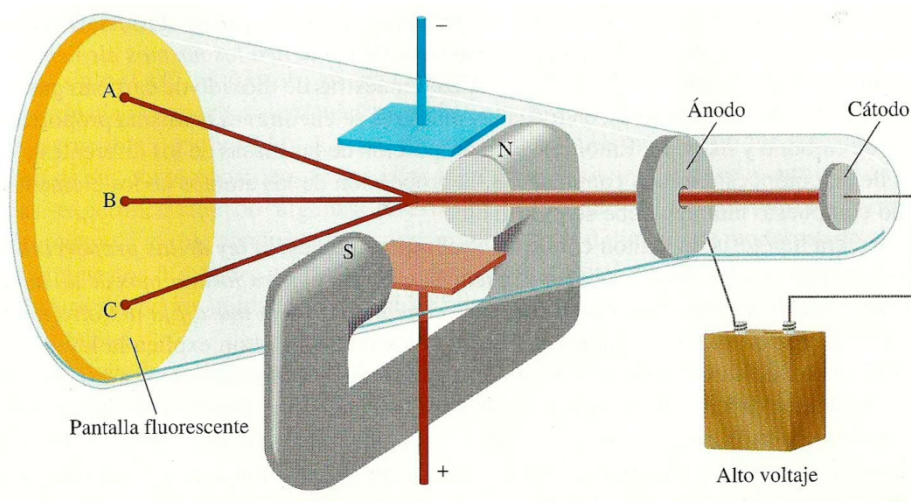


Figura 7.01 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos Norte y Sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico

Más adelante se comprobó que estos rayos causan la ionización⁹ de los gases, impresionan las placas fotográficas y producen Rayos X penetrantes cuando chocan contra blancos adecuados.

⁹ proceso químico o físico mediante el cual se producen iones, estos son átomos o moléculas cargadas eléctricamente debido al exceso o falta de electrones respecto a un átomo neutro.

Las propiedades de estos, sugieren que *están formados por partículas negativas* dotadas de gran energía. Esto fue demostrado posteriormente, en 1897 por Sir. J.J. Thompson.

Año 1896

En el año 1896, el físico francés Becquerel constató que muchas sustancias, como por ejemplo compuestos de Uranio, son capaces de emitir rayos que impresionan una placa fotográfica, aun cuando la misma esté protegida por una capa de papel negro.

Estudios posteriores demostraron que todos los compuestos de Uranio tenían la propiedad de impresionar las placas fotográficas con independencia de la fluorescencia¹⁰, de la fosforescencia¹¹ o del estado físico.

Todas las sustancias que poseen estas propiedades han sido denominadas *radioactivas*, debido a la propiedad de emitir, espontáneamente, radiaciones que presentan.

Estudios subsiguientes realizados por los esposos Curie y otros investigadores, pusieron de relieve la existencia de propiedades radioactivas entre todos los elementos más pesados.

El conocimiento desarrollado con esta propiedad de algunos elementos, constituyeron posteriormente los fundamentos de la actual Teoría Atómica y, a la luz de los resultados que estos investigadores obtuvieron, deben considerarse como extraordinariamente notables.

Las sustancias radioactivas producen tres tipos diferentes de radiaciones: Rayos α , Rayos β y Rayos γ .

Año 1897

El físico británico J.J. Thomson estudió el efecto que se produce en los gases catódicos, continuando de esta manera, las investigaciones realizadas por Crookes.

A través de estos experimentos se descubrió que *el átomo no es indivisible* como sostenía Dalton, sino que *puede dividirse en partículas más sencillas*.

El resultado más importante de los trabajos realizados por Thompson fue el descubrimiento del *electrón*, que es una partícula que *compone a todos los átomos de los distintos elementos* y que *posee carga eléctrica negativa*. Los electrones componen a los rayos, denominados catódicos, que este científico, como Crookes, obtuvieron en los llamados tubos de descarga en gases.

Thomson llegó a determinar la carga específica de los electrones, que es la relación $\frac{q}{m}$, donde q es la carga y m es la masa de la partícula.

¹⁰ Propiedad de algunos materiales de emitir radiaciones al recibir un estímulo luminoso.

¹¹ fenómeno en el cual ciertas sustancias tienen la propiedad de absorber energía y almacenarla, para emitirla posteriormente en forma de radiación.

Como resultado de numerosos experimentos, variando los gases y los materiales utilizados en los tubos de descarga, se obtuvo que la relación q/m es siempre la misma.

Por lo tanto, como los rayos catódicos producidos en distintas condiciones tienen siempre, independientemente de la naturaleza del gas, el mismo valor de carga específica, podemos afirmar que las partículas negativas que los componen **son un constituyente definido y universal de los materiales** y, por lo tanto, del átomo. A estas partículas se las denominó **electrones**.

La **carga específica** del **electrón** determinada por Thomson es: **$1,7589 \times 10^{71}$ unidades electromagnéticas (uem)**.

La consecuencia tecnológica del descubrimiento de Thomson fue la invención del "Tubo de Rayos Catódicos" que se usaba en los televisores.

Modelo Atómico de Thomson

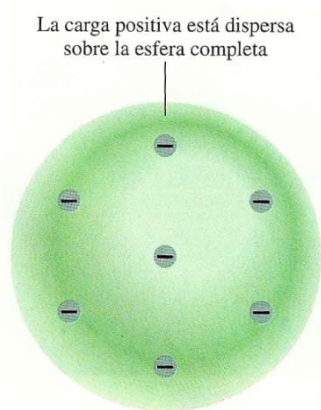


Figura 7.02 Modelo Atómico de Thomson, conocido como el modelo del "pudín de pasas", por su semejanza con un postre tradicional inglés hecho con pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva.

Los materiales, desde un punto de vista eléctrico, no son, generalmente, ni atraídos ni repelidos por electrodos cargados. Esto pone en manifiesto que **los átomos no tienen carga eléctrica neta**, es decir, son eléctricamente neutros ($q = 0$).

Sin embargo, a través del experimento realizado por Thomson se demostró que todos los átomos tienen electrones que, como hemos indicado, están cargados negativamente. En consecuencia, los átomos deben contener en su estructura una carga positiva suficiente, para contrarrestar y neutralizar, de esta forma, las cargas negativas de los electrones.

Thomson sugirió que **los electrones están dispersos en un material cargado positivamente**, parecido a una gelatina que constituye el átomo, que imaginó como una esfera compacta, con densidad de carga y de masas homogéneas.

Año 1910

Algunos años después de los trabajos de

Thomson, otros investigadores, especialmente el norteamericano Robert Millikan, diseñaron diversos experimentos para medir la masa y la carga del electrón por separado.

El método empleado por Millikan para la determinación de la carga transportada por un

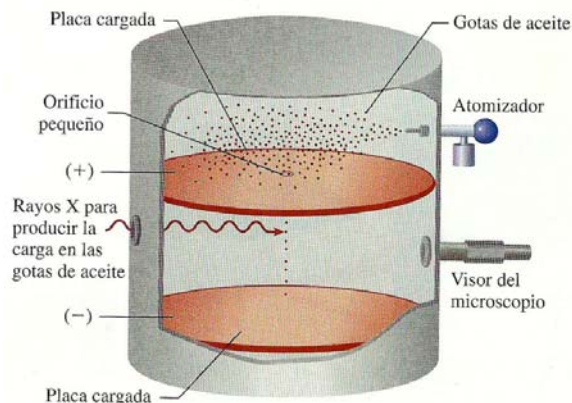


Figura 7.03 Diagrama esquemático del experimento de Millikan

electrón, se basa en el hecho de que si se forman gotas muy pequeñas de un líquido, que puede ser agua o aceite, en un espacio que contiene partículas cargadas, las mismas tienen a pegarse a las pequeñas gotas, transfiriéndoles entonces su carga.

En el desarrollo de los experimentos con la gota de aceite, pudo determinarse que si bien la velocidad de caída de la gota bajo la influencia de la gravedad es siempre constante, la velocidad de ascenso al aplicar el campo eléctrico, no era necesariamente la misma en todos ellos. Pudo explicarse esta observación en el hecho de que la gota no siempre transporta la misma carga. Sin embargo, cuando se calculan los valores de las cargas resulta que los mismos son siempre un múltiplo entero exacto de una cantidad definida, que se tomó como la carga de un electrón (carga electrónica unitaria).

La carga eléctrica del electrón determinada de esta manera, es $1,60 \times 10^{-19} \text{C}$. Podemos considerar que este valor numérico es la "unidad de Carga" del electrón. Entonces **nos referiremos a una unidad de carga negativa**. Conocido el valor de la **carga específica** y de la **carga del electrón**, es posible determinar la masa del mismo. Aproximadamente, hacia el año 1910, se sabía que la masa del electrón es de sólo $9,11 \times 10^{-28} \text{g}$.

Año 1911

El modelo atómico de Thomson quedó superado, cuando se conocieron los resultados propuestos por el científico neozelandés Ernest Rutherford.

A Rutherford le interesaba el hecho de que algunos elementos, como el Radio, emiten radiaciones en forma espontánea. Entre ellos hay elementos que emiten Rayos α . Estudió el comportamiento de los mismos, en presencia de placas cargadas eléctricamente y con imanes, e identificó las partículas que los constituyen.

Geiger y Marsden dispararon partículas α para que atravesasen una placa muy delgada de Oro, casi de una hoja delgada de papel, de manera que en el mismo solo hay unos pocos átomos de este elemento. También trabajaron con láminas de Platino, Plata, y Cobre.

De acuerdo al modelo de Thomson, ambos esperaban que los rayos α siguiesen una trayectoria recta a través de la lámina, ya que al encontrarse con una densidad de carga positiva homogénea, la interacción con los mencionados rayos, debía compensarse en cada instante.

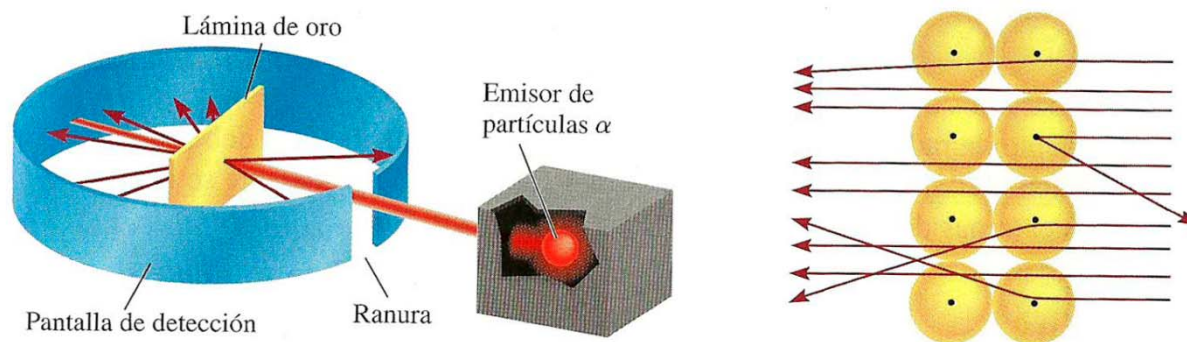


Figura 7.04 Izquierda – Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α mediante una lámina de oro. Derecha – Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α .

Lo que pudieron observar los dejó totalmente sorprendidos. Aunque la mayoría de las partículas sólo presentaban una ligera desviación en su trayectoria. Aproximadamente 1 de cada 20.000 presentó más de 90° de desviación. Una proporción más baja que la anterior, se desviaron 180° , es decir, cambiaron de sentido y retrocedieron hacia su punto de partida. Ante estos resultados, Rutherford expresó: *“Es casi increíble. Parece como si hubieses disparado un proyectil de 15 pulgadas contra un fragmento de papel de seda y el mismo hubiese retornado al punto de origen y te hubiese alcanzado”*.

La explicación tenía necesariamente que ser, que los átomos y las partículas que estos componían, no eran glóbulos de gelatina, sino que son partículas duras que pueden rebotar unas contra otras.

Rutherford sugirió una estructura denominada **átomo nuclear**, para explicar los resultados obtenidos en su experimento. Propuso que **toda la carga positiva**, y **la mayor parte de la masa del átomo**, están concentrados formando una aglomeración muy pequeña, **el núcleo atómico**, y que **los electrones**, muy separados unos de los otros, **se mueven alrededor de él**, a distancias relativamente grandes y en un número tal que coinciden con el número de unidades de carga positiva que lleva el núcleo, dando así un átomo eléctricamente neutro. Según el **Modelo de Rutherford**, como sucede en el sistema solar, la mayor parte del átomo está vacía y el núcleo representa el Sol y los electrones los planetas.

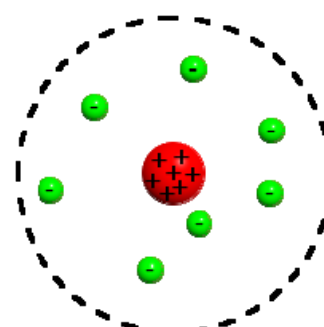


Figura 7.05 Esquema del Modelo de Rutherford, donde las esferas verdes representan a los electrones y la esfera roja al núcleo del átomo.

De acuerdo a este modelo, si el átomo se equiparara a una cancha de fútbol, el núcleo sería como la punta de un alfiler situado en su centro.

Año 1913 a 1923

Partículas positivas: el Protón

El descubrimiento del electrón, unidad eléctrica negativa, condujo naturalmente a la búsqueda de la correspondiente unidad de carga positiva.

Los tubos de descarga en gases, en los que se producen los rayos catódicos, también contienen rayos positivos que consisten en una corriente de partículas cargadas positivamente, que se mueven en sentido opuesto al de los rayos catódicos, en trayectorias rectilíneas y que también, producen sombra y fluorescencia.

Una determinación de la carga específica de las partículas que constituyen los rayos positivos muestra que la masa de las mismas no es mucho mayor que la de los electrones. En efecto, la partícula positiva más liviana que se ha descubierto de esta manera, tiene aproximadamente la misma masa que la del átomo de Hidrógeno.

Esta partícula es, probablemente, *un átomo de Hidrógeno que ha perdido su único electrón, quedando así con una carga positiva unitaria*. La misma se denomina *protón*, de acuerdo con lo propuesto por Rutherford en el año 1922.

Protones y Número Atómico (Z)

Thomson demostró que un átomo contiene electrones, Rutherford planteó que estos, en el átomo, rodean a un núcleo central cargado positivamente y muy pequeño en comparación con el tamaño del átomo. Los electrones se mueven alrededor de este núcleo y giran alrededor de su propio eje, como los planetas alrededor del Sol.

Los físicos nucleares siguieron estudiando e investigando acerca de la existencia de otras partículas componentes del átomo. De esta manera, descubrieron que los núcleos atómicos están compuestos por dos tipos de partículas, denominadas *nucleones*:

- El *protón (p^+)* posee una carga positiva del mismo valor que la negativa del electrón. Por lo tanto, en un átomo, para que sea eléctricamente neutro, deben estar presentes igual número de protones y electrones. La masa del protón es *1856 veces mayor* que la masa del electrón.
- El *neutrón (n^0)* que es una partícula sin carga y que posee una masa prácticamente igual a la del protón, apenas levemente mayor. En el año 1920, Rutherford sugirió la existencia de los neutrones. Sin embargo, durante varios años no hubieron pruebas directas que confirmaran su suposición. En el año 1932, J. Chadwick, demostró que estas partículas se formaban por la acción de los rayos α , emitidos por sustancias radioactivas, sobre ciertos elementos livianos. En la actualidad, los neutrones se producen por diversos métodos y presentan siempre las mismas propiedades: no transportan carga eléctrica resultante y su masa es apenas más grande que la del

protón. La masa del neutrón es 1,00871, mientras que la del protón es 1,00732, en la escala química de las Masas Atómicas.

El **número de protones en el núcleo atómico** recibe el nombre de **Número Atómico**, Z, del elemento. Henry Moseley, un joven científico británico, fue el primero en medir los números atómicos con exactitud, poco antes de morir en acción durante la Primera guerra Mundial. Moseley encontró una relación sencilla entre las frecuencias de los rayos X característicos de un elemento dado y los números atómicos de los elementos respectivos. El **Número Atómico** de un elemento puede ser definido como el **número de orden del elemento en la Tabla Periódica**.

De acuerdo con lo estudiado por Moseley se llega a una relación lineal cuando se grafica la raíz cuadrada de la frecuencia de los Rayos X frente al Número Atómico.

Podemos concluir así que **el Número Atómico** de un elemento **es una propiedad de significado fundamental, que está directamente vinculada con las propiedades específicas de los elementos**.

En la actualidad se conoce el Número Atómico de todos los elementos. Se encuentran tabulados en la Tabla Periódica de los Elementos, en la parte superior del cuadro que representa a un elemento particular.

Como el átomo es eléctricamente neutro, y la carga del protón es igual

Notación:			
Número atómico	1	1,00795	Masa atómica / u
Electronegatividad (Pauling)	2,1	1	Estado de oxidación
	H		Símbolo
	1s ¹		Estructura electrónica
	Hidrógeno		Nombre

Figura 7.07 Representación de un Elemento en la Tabla Periódica de los Elementos.

en valor absoluto, pero de signo opuesto, a la del electrón, es evidente que el átomo coincide en número de protones (Z) con el número de electrones que giran alrededor del núcleo. El número atómico de un elemento se nota como subíndice a la izquierda del símbolo químico del mismo: ${}^1_1\text{H}$.

En la siguiente tabla se resumen las **propiedades de las partículas subatómicas**

Partícula	Símbolo	Unidad de Carga	Masa (g)
Electrón	e ⁻	-1	$9,109 \times 10^{-28}$
Protón	p ⁺	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrón	n ⁰	0	$1,675 \times 10^{-24}$

Los elementos, en la Tabla Periódica Moderna están ordenados según los Números Atómicos, las propiedades de los elementos, bajo el este criterio, según los Números Atómicos crecientes, se repiten periódicamente. El **carácter periódico** de los elementos, es decir, la

repetición cíclica de las propiedades al aumentar Z, *es una de las características más notables de los materiales.*

La detección y el estudio de los isótopos

Otro de los postulados que fundamentaban la Teoría Atómica de Dalton era que “átomos del mismo elemento eran iguales y tienen las mismas propiedades, en particular tienen la misma masa”. Por lo tanto para Dalton, la masa del átomo era la propiedad que caracterizaba su comportamiento. En su época no se conocían métodos para medir Masas Atómicas. Dalton intentó deducir las masas relativas mediante un conjunto de experimentos extremadamente ingeniosos basados en la masa de los elementos que se combinaban. De esta manera llegó a determinar que la masa de un átomo de Cobre es aproximadamente sesenta veces mayor que la de un átomo de Hidrógeno.

En el año 1913, Thomson ideó un método, llamado “de la parábola”, para determinar la carga específica de los rayos positivos, también denominados, *Rayos Canales.*

Afirmó que las partículas de masa 22 que se encontraban en el análisis correspondía a un elemento de propiedades semejantes a las del elemento Neón, que se encontraría formando parte de la muestras del mismo. Pronto se pudo demostrar que estas afirmaciones no eran correctas y que se debían interpretar en el sentido de demostrar la existencia de un *isótopo* del elemento Neón de masa 22.

Los isótopos son átomos de un elemento que tienen el mismo Número Atómico pero que difieren en su Masa Atómica.

Isótopo deriva del griego y significa “mismo lugar”. Aunque los átomos de los isótopos tienen diferente masa, pertenecen a un solo elemento y ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica de los Elementos.

Si suponemos que el núcleo del átomo de un determinado elemento posee un número fijo de protones y un número variable de neutrones. Los neutrones contribuyen a la masa del átomo y no influyen en el número de electrones que el mismo posee. Por lo tanto para átomos con diferente número de neutrones, la masa variará, pero no las propiedades que caracterizan su comportamiento que están dadas por la cantidad de electrones. Finalmente, la diferencia en el número de neutrones que los átomos con igual Z es la que determina la diferencia en las masas de los isótopos, pero no modifica sus propiedades químicas.

Se define el Número Másico (A), como la suma del número de neutrones más el número de protones que hay en el núcleo del átomo. Es decir que A coincide con el número total de nucleones contenidos en el núcleo del átomo. Como el número de protones determina el Número Atómico (Z) de un elemento, resulta:

$$A = Z + n^0$$

El nombre de un isótopo se obtiene escribiendo su número de masa detrás de la palabra que representa el nombre del elemento. Por ejemplo: Neón – 20, Neón – 21 y Neón – 22. Su

símbolo se obtiene escribiendo el Número Másico a la izquierda del elemento como superíndice. Ejemplo: ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{22}Ne .

En este, nuestro viaje a través del tiempo, en el que intentamos interpretar la naturaleza íntima del átomo, estamos en un punto en el que se entremezclan los distintos descubrimientos que permite adentrarnos en el estudio sistemático del mismo, en una forma tan vertiginosa, como lenta, fue la etapa del largo silencio, de más de veinte siglos, entre las teorías de los filósofos griegos y la Teoría Atómica de Dalton. A partir de aquí podremos ver la importancia de la **estructura atómica**, es decir, la distribución de los electrones alrededor del núcleo del átomo.

Nuestro problema es, de ahora en más, poder explicar satisfactoriamente, cómo los electrones se mueven alrededor del núcleo atómico. La estructura atómica es la clave que permite comprender, interpretar y predecir las propiedades de los elementos, los compuestos que los mismos pueden formar y las reacciones químicas que experimentan.

Modelo Atómico de Bohr

Niels Bohr, físico danés, intentó explicar la estructura electrónica del átomo de Hidrógeno, proponiendo lo que en la actualidad se denomina **Modelo de Bohr del Átomo de Hidrógeno**. En este modelo se supone que el único electrón del átomo de Hidrógeno puede describir solamente ciertas órbitas circulares alrededor del núcleo y que la energía del átomo es la suma de las energías cinética del electrón y potencial asociada a la órbita en la que el electrón se mueve.

Mediante su modelo Bohr pudo establecer los valores permitidos de las energías asociadas a las órbitas en las que los electrones se mueven alrededor del núcleo del átomo. Estos valores permitidos se denominan **niveles de energía (n)**.

Cuando el electrón está lejos del núcleo la energía es cero y la energía para el mismo es más baja (y de signo negativo) cuando el electrón forma parte del átomo. **Al tener el electrón**, de esta manera, **menor contenido energético, adquiere estabilidad**, de acuerdo al Principio de Mínima Energía.

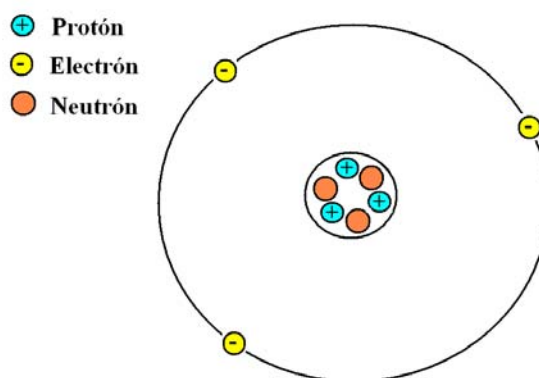


Figura 7.08 Representación del átomo de Bohr

El **número cuántico n**, es un número entero positivo que **designa las órbitas permitidas**. Con $n = 1$ se designa la órbita denominada K de más baja energía. Con $n = 2$ se designa a la órbita siguiente denominada L. Con $n = 3$ a la tercer órbita denominada M y así sucesivamente. La **órbita K del nivel 1 de energía** es la que está más cerca del núcleo del átomo y la que **tiene menor contenido energético**.

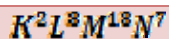
Cuando todos los electrones de un átomo, se encuentran en los niveles de energía más bajos posibles, se dice que el átomo está en su **estado fundamental**, es decir, en su **estado de mínima energía**.

El Modelo Atómico de Bohr puede resumirse en los siguientes postulados:

- Los electrones de un átomo se mueven en órbitas estables que rodean al núcleo, en estados estacionarios de energía, sin absorber ni emitir energía de forma espontánea, por eso el término "estacionario". Puede haber un cierto número de órbitas que corresponden a diferentes valores de energía.
- La energía del electrón en un átomo no varía continuamente, sino que tiene uno u otro valor de conjunto discreto de valores posibles. Es decir, en un átomo existe un número definido de niveles de energía y en cualquier instante la energía del electrón puede corresponder solamente a uno de estos niveles posibles.
- Mientras un electrón permanece en un nivel de energía determinado, no hay absorción o emisión de radiación, es decir, permanece en un estado estacionario de energía.
- Cuando un electrón pasa de un nivel de energía a otro en el átomo, la energía del mismo varía, y se produce una línea en el espectro atómico. Cada transición particular de un nivel de energía a otro, dará origen a la formación de una línea espectral con una frecuencia definida. Si el átomo gana energía, el electrón pasa de un nivel inferior a otro superior y la línea aparecerá en el **espectro de absorción**. Si la transición, en cambio, es de un nivel superior a otro inferior de energía, de manera que hay desprendimiento de energía, la línea aparecerá como parte de un **espectro de emisión**.
- En cada nivel de energía hay un número máximo de electrones que pueden ubicarse en su correspondiente órbita. Bohr estableció que el número máximo de electrones por órbita es de $2 \times n^2$, donde n es el nivel de energía en el que se encuentra la misma. Si $n = 1$ el número máximo de electrones es 2, si $n = 2$ es 8, si $n = 3$ es 18 y, así, sucesivamente.

Bohr, en este sentido, estableció la siguiente limitación: en el último nivel de energía del átomo no puede haber más de ocho electrones en su órbita, ni más de 18 electrones en la órbita correspondiente al penúltimo nivel de energía de un átomo particular.

De acuerdo a estos postulados, para el elemento Bromo (Br) de $Z = 35$, la **configuración electrónica**, es decir, la distribución de los electrones alrededor del núcleo del átomo, según el modelo de Bohr es:



Es decir, que alrededor del núcleo del átomo de Bromo, sus 35 electrones, se distribuyen en cuatro niveles de energía de valores 1; 2; 3 y 4; en las correspondientes órbitas K, L, M y N, teniendo la última órbita incompleta con siete electrones.

La principal debilidad del Modelo Atómico de Bohr, es que fracasó en su intento, al aplicar su teoría para átomos más complejos que el Hidrógeno. Estudios posteriores confirmaron que esta teoría era errónea e incompleta.

Otro punto débil de importancia, es que la misma implica un conocimiento preciso de la posición (órbita) y de la cantidad de movimiento (que permite conocer la velocidad) del electrón. Se demostró que este conocimiento es imposible a partir del **Principio de Incertidumbre de Heisenberg**.

Tampoco es verdad que la energía asociada a un electrón en un cierto nivel, está definida de manera exacta, sino que puede expresarse en términos de probabilidad por medio de las ecuaciones de la mecánica ondulatoria.

Tabla Periódica de los Elementos

La necesidad de poder hablar sencillamente de los elementos químicos, indujo a que se buscaran métodos para identificarlos, desarrollando así los primeros símbolos químicos¹². En 1800 los químicos se veían muy constreñidos por su incomodo lenguaje simbólico. Era un idioma pictórico derivado de la alquímica que, más que reflejar la realidad de las reacciones químicas las oscurecía. Dalton había intentado mejorarlo pero sus símbolos también resultaban incómodos.

Jöns Jacob von Berzelius, le dio a la química el idioma simbólico que necesitaba y que se ha usado, levemente modificado, desde entonces. Su sistema tenía dos rasgos que racionalizaban la descripción de las reacciones y que ayudaban mucho a pensar en la realidad subyacente.

Abandonó el uso de los nombres completos de los elementos, sustituyéndolos por la primera o las dos primeras letras de su nombre en latín. El cobre, cuprum en latín, se convirtió en Cu.

A demás describió los compuestos combinando los símbolos de los distintos elementos individuales que los componían. La sal, cloruro de sodio, se volvió simplemente NaCl.

De vez en cuando llega un científico que sugiere una nueva manera de pensar. Cuando esto ocurre, decimos que la ciencia tiene un nuevo paradigma¹³, un nuevo modelo del mundo natural. El paradigma que dio sentido a la química y que todavía sustenta el

PRIMERA COLUMNA	SEGUNDA COLUMNA	TERCERA COLUMNA
Hidrógeno	Flúor	Cloro
Litio	Sodio	Potasio
Berilio	Magnesio	Calcio
Boro	Aluminio	Cromo
Carbono	Silicio	Titanio
Nitrógeno	Fósforo	Manganeso
Oxígeno	Azufre	Hierro

Figura 7.09 Parte 1 de la tabla de periodicidad propuesta por Newlands

¹² Es la expresión escrita, abreviada, de aceptación universal que representa a un elemento químico de manera única.

¹³ Cada uno de los esquemas formales en que se organizan las palabras nominales y verbales para sus respectivas flexiones

armazón de la ciencia es la tabla periódica, que tiene sus orígenes en el trabajo del químico ruso Dmitri Mendeleyev.

En 1864, el químico inglés John Newlands atrajo la atención al hecho que, si los elementos se colocan según el orden de sus pesos atómicos, la tabla resultante mostraba una periodicidad, lo que significaba que algunas características similares se repetían a intervalos regulares. Expresó esa idea en una regla que llamó la ley de los octavos, dado que esas características similares parecían repetirse cada ocho lugares de la tabla.

Mendeleyev era consciente de los trabajos de Newlands pero no le gustaba la manera en que lo expresaba. En particular, detestaba la forma en que algunos elementos habían sido forzados a ocupar los lugares que ocupaban. Él pudo darse cuenta de que los elementos podían colocarse en filas horizontales en orden ascendente según su peso atómico y en columnas verticales según sus propiedades químicas, dejando huecos donde las pautas parecían requerirlo. Con esos argumentos enunció su ley periódica, en la que señalaba que si los elementos conocidos se listaran según un orden de peso atómico ascendente:

- Mostrarían una pauta representativa de valencias ascendentes y descendentes.
- Formarían grupos que muestran una pauta recurrente de otras características.

Una consecuencia del descubrimiento de Mendeleyev fue que pudo reorganizar 17 elementos en la tabla basándose en sus propiedades químicas, implicando que sus pesos atómicos aceptados eran incorrectos. También fue capaz de postular la existencia de tres elementos desconocidos hasta entonces e incluso predecir sus propiedades.

LA TABLA PERIÓDICA COMO SE MOSTRABA EN 1869

	Primer período	Segundo período	Tercer período	Cuarto período	Quinto período	Sexto período	Séptimo período
hítera I a	Hidrógeno (1,0080)	Litio (6,940)	Sodio (22,991)	Potasio (39,100)	Rubidio (85,48)	Cesio (132,91)	
hítera II a		Berilio (9,013)	Magnesio (24,32)	Calcio (40,08)	Estroncio (87,63)	Bario (137,36)	
hítera III a					Itrio (88,92)	Lantano (138,92)	
hítera IV a				Titanio (47,90)	Circonio (91,22)		Torio (232,05)
hítera V a				Vanadio (50,95)	Niobio (92,91)	Tantalio (180,95)	
hítera VI a				Cromo (52,01)	Molibdeno (95,95)	Tungsteno (183,86)	Uranio (238,07)
hítera VII a				Manganeso (54,94)			
hítera VIII a				Hierro (55,85)	Rutenio (101,1)	Osmio (190,2)	
				Cobalto (58,94)	Rodio (102,91)	Iridio (192,2)	
				Níquel (58,71)	Paladio (106,4)	Platino (195,09)	
				Cobre (63,54)	Plata (107,88)	Oro (197,0)	
hítera II b				Cinc (65,38)	Cadmio (112,41)	Mercurio (200,61)	
hítera III b		Boro (10,82)	Aluminio (26,98)		Indio (114,82)	Talio (204,39)	
hítera IV b		Carbono (12,011)	Silicio (28,09)		Estaño (118,70)	Plomo (207,21)	
hítera V b		Nitrógeno (14,008)	Fósforo (30,975)	Arsénico (74,91)	Antimonio (121,76)	Bismuto (209,00)	
hítera VI b		Oxígeno (16,0000)	Azufre (32,006)	Selenio (78,96)	Telurio (127,81)		
hítera VII b		Flúor (19,00)	Cloro (35,457)	Bromo (79,916)	Yodo (126,91)		

Figura 7.10 Tabla periódica de Mendeleyev de 1869

Desde que fue creada, la tabla de Mendeleyev se ha visto modificada. La Tabla periódica moderna refleja el conocimiento adquirido en esas épocas. Contiene 109 elementos, pero estructuralmente sigue siendo reconocible, porque descubrió la relación fundamental entre los elementos.

Los elementos con número atómico entre 1 (Hidrógeno) y 92 (Uranio) son naturales, elementos básicos de los que está hecho el mundo. Las columnas se denominan grupos, son familias de elementos con propiedades similares y las filas se denominan periodos, y son familias de elementos que contienen los últimos electrones en un mismo nivel de energía, tienen propiedades diferentes pero masas similares.

The image shows a standard periodic table with elements 1 through 118. It includes the Lanthanide and Actinide series at the bottom. Each element box contains its atomic number, symbol, and name. A callout for Hydrogen (H) shows its atomic number (1) and symbol. Labels indicate 'No metales' (non-metals) on the right and 'Elementos de transición' (transition elements) in the middle. The Lanthanides are labeled 'Lantánidos' and the Actinides are labeled 'Actínidos'.

Figura 7.11 Versión actual de la tabla creada por Mendeleev. Los números corresponden al número atómico del elemento. Los nombres y símbolos de los elementos 104 a 109 son los actualmente aprobados por la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC).

Trabajo Práctico Nº5: Tabla Periódica

Mediante investigación **BIBLIOGRÁFICA**, infórmese acerca de las siguientes propiedades periódicas, realizando un apunte que contengan los resultados de su investigación. En clase se pondrán en común los resultados obtenidos.

Radio atómico, radio iónico, energía de ionización, energía de afinidad electrónica.

Busque y grafique, las propiedades anteriores en función del número atómico. ¿Qué observa?

Unidad VIII: Uniones Químicas

En el mundo que nos rodea se muestra una gran cantidad de materiales diversos, sustancias de todos los tipos con diferentes apariencias, colores, olores y consistencias. Las hay benéficas y tóxicas, ligeras o rígidas y pesadas.

Sin importar las diferentes propiedades químicas de los compuestos, hay una característica común en ellos, para formar un compuesto, los átomos se unen. ¿Qué es lo que hace que los átomos permanezcan unidos? ¿Cuál es el pegamento que provoca que los átomos no se separen? ¿Cómo representamos un compuesto químico?

Uniones químicas

Una unión o enlace químico, es un conjunto de fuerzas, generadas por atracciones electrostáticas, que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas. Se produce porque los átomos en conjunto, son más estables que los átomos aislados. Los responsables de la formación de uniones son los denominados, electrones de valencia.

Los electrones de valencia son los electrones más externos en la estructura electrónica de los átomos, es decir, son los electrones que están en niveles de energía incompletos.

En la unidad anterior vimos como determinar las configuraciones electrónicas de los elementos, y observaron que la configuración electrónica, en un mismo grupo de la tabla periódica, tienen la misma cantidad de electrones en el último nivel de energía. Estos electrones, son los involucrados en las uniones químicas.

Grupo 16	
8 15,9994 3,5 O [He] 2s² 2p⁴ Oxígeno	Configuración electrónica externa (C.E.E)
16 32,064 2,5 S [Ne] 3s² 3p⁴ Azufre	

Figura 8.01 Representación de la configuración electrónica sobre un mismo grupo. Se observa que en ambos elementos, el último nivel de energía posee una configuración electrónica de s² p⁴.

Existen dos tipos de enlaces, los iónicos y los covalentes.

Enlace iónico

Los átomos de los elementos que tienen **energías de ionización** bajas forman cationes, y los que tienen una alta **afinidad electrónica** tienden a formar aniones. Los compuestos iónicos se forman por atracciones electrostáticas de los iones, es decir, si un átomo en su estado fundamental, cede un electrón, este queda con carga neta positiva, y si otro átomo acepta ese electrón queda simultáneamente con carga negativa. Como bien sabemos, las cargas netas opuestas se atraen, esta atracción electrostática de cargas netas genera un enlace entre esos átomos.

La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina **enlace iónico**.

Pero no existe un compuesto que sea 100% iónico, el compuesto que posee mayor carácter iónico es el fluoruro de cesio (CsF). El cesio al tener un radio atómico grande, tiene una energía de ionización mucho más baja y el flúor al ser más chico tiene una alta afinidad electrónica. La unión de estas dos propiedades genera un compuesto iónico más fuerte.

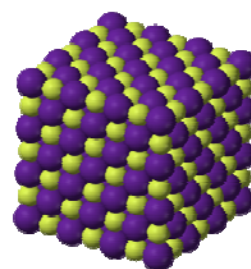


Figura 8.02 Las esferas violetas corresponden a átomos de Cs mientras que las verdes a átomos de F.

Enlace covalente

A pesar de que el concepto de molécula se conoce desde el siglo XVII, no fue sino hasta principios del siglo XX que se empezó a comprender como y porque se forman las moléculas. El primer avance importante en este campo fue realizado por Gilbert Newton Lewis, quien sugirió que un enlace químico implica que los átomos compartan electrones. En este enlace, cada electrón del par compartido está atraído por los núcleos de ambos átomos. Por lo tanto, estas uniones no están generadas por cargas netas, como en el enlace iónico; sino que están generadas por una atracción electrostática de densidades de carga. A esta atracción se la denomina dipolo.

La diferencia de electronegatividad de dos elementos A-B, sirve para predecir de forma cualitativa el tipo de enlace que se formará entre A y B.

Si $\Delta EL < 0,4$ el enlace corresponde a un enlace covalente no polar
 Si $0,4 \leq \Delta EL \leq 0,7$ el enlace corresponde a un enlace covalente polar
 Si $\Delta EL > 0,7$ el enlace tiene carácter iónico

¿Qué dice Lewis?

Lewis, quien fuera profesor del Instituto Tecnológico de Massachusetts, distribuyó los electrones de los elementos de un mismo periodo, sobre un cubo. Observando, que únicamente podía poner 8 electrones, uno por arista. Y también observó que los compuestos químicos (conocidos hasta esa época) también cumplían con la misma secuencia. Los átomos centrales quedaban rodeados por 8 electrones, esto no significaba ni más ni menos, que los compuestos

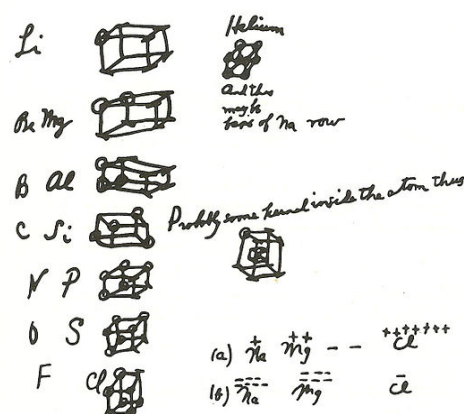


Figura 8.03 Diagrama de distribución electrónica de los elementos, realizado por

adquirían una estructura electrónica estable, comparable a la un gas noble, el cual tiene 8 electrones en su último nivel de energía.

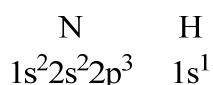
Es así que Lewis en 1917 enunció su **Regla del Octeto**, que como bien dice, es una regla no una ley, y como toda regla tiene excepciones.

La tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones de tal forma que adquiere una configuración muy estable.

¿Cómo se arma una estructura de Lewis?

Supongamos que tenemos una molécula covalente, de las más simples, el amoníaco NH_3 .

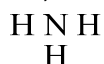
1. Identificamos los electrones de valencia de ambos átomos.



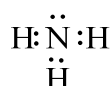
2. Armamos las estructuras electrónicas de ambos átomos. Para ello se colocan los electrones de valencia alrededor del átomo. Se colocan los primero cuatro electrones individualmente, y luego los otros 4, apareando a los electrones libres. Dos electrones en un elemento son un par de electrones sin compartir.



3. Identificamos el átomo central, generalmente es el átomo que mayor necesidad de captar electrones tiene. En nuestro caso el amoníaco.
4. Ordenamos los átomos en forma cuadrada, alrededor del átomo central.

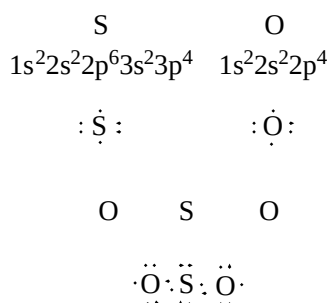


5. Por último se distribuyen los electrones intentando primero que el átomo central tenga 8 electrones.



¿Todas las moléculas son así de simples?

Veamos el caso del SO_2 .



Esta molécula, así como fue escrita no es totalmente estable ya que quedan dos electrones libres yendo de un lado hacia el otro (recuerden que los electrones son los mismos e indiferenciables por lo que, una vez que los átomos están unidos, los electrones pertenecen a la molécula como unidad sin importar de que átomos vinieron los mismos).

Existen 4 formas para compartir electrones pensadas por

Lewis. Los electrones tienen que estar compartidos en pares, para que haya una unión, pero puede ser necesario que la fuerza de unión sea más fuerte (un núcleo muy positivo va a necesitar más electrones a su alrededor para estabilizarse).

Cuando se comparte únicamente un par de electrones, se denomina unión simple. $\text{N} : \text{H}$

Cuando se comparten dos pares de electrones, se denomina unión doble. $\text{S} : : \text{O}$

Cuando se comparten tres pares de electrones, se denomina unión triple. $:\text{N}:::\text{N}:$ triple.

**4.1 ¿Se pueden compartir cuatro pares de electrones, formando una unión cuádruple?
Justifique el porqué de su respuesta.**

Apéndice I: Leyes de la química – Trabajo Práctico Grupal

En el siguiente cuadro se resumen los resultados experimentales cuantitativos obtenidos para la reacción de combinación del azufre con el hierro para formar sulfuro ferroso, trabajando en cada experimento con diferente masa de reactivo.

Datos experimentales	Masa del sistema inicial (g)	Masa de azufre (g)	Masa de hierro (g)	Masa del sistema final (g)	Masa de sulfuro ferroso (g)	Masa de hierro final (g)
	Sistema inicial			Sistema final		
Experimento 1		2,0	3,5		5,5	—
Experimento 2		4,0	7,0		11	—
Experimento 3		2,0	4,0		5,5	0,5

Tabla 3.2

Analizando los datos experimentales referidos a la masa de hierro y de azufre que se combinan en los experimentos 1 y 2. ¿Qué conclusión puede sacar?

Analizando los datos experimentales referidos a la masa de hierro y de azufre que se combinan para formar sulfuro ferroso en el experimento 3. ¿Qué conclusión puede sacar? ¿La masa de hierro inicial, está en exceso o en defecto?

Complete el siguiente cuadro a partir de los datos experimentales dados:

Datos experimentales	Masa de Fe inicial (g)	Masa de S inicial (g)	Masa del sistema inicial (g)	Masa de sulfuro ferroso (g)	Masa de hierro final (g)	Masa del sistema final (g)	Composición centesimal del sulfuro ferroso
	Sistema inicial			Sistema final			
Experimento 1	7,0	4,0	11	11	—	11	63,6% Hierro 36,4% Azufre
Experimento 2	14	8,0		22	—		

Experimento 3	10	4,0		11	3		
Experimento 4	56	32		88	—		
Experimento 5	4,2	2,4		6,6	—		
Tabla 3.3							

Teniendo en cuenta los datos consignados en el cuadro, ahora completo, ¿qué conclusión pude sacar al comparar la masa del sistema inicial y del sistema final de los 5 experimentos?

¿Qué conclusión puede sacar al comparar la composición centesimal del sulfuro ferroso determinada para cada experimento?

Calcule, para cada experimento la relación: masa de hierro que se combina sobre masa de azufre que se combina. ¿Qué conclusión puede sacar al comparar dicha relación obtenida para cada experimento?

Relacione los resultados obtenidos para la composición centesimal del sulfuro ferroso y la relación de masas de hierro y azufre que se combinan.

Complete los siguientes cuadros a partir de los datos experimentales dados:

Datos experimentales	Masa de H_2 (g)	Masa de O_2 (g)	Masa del sistema inicial (g)	Masa de agua formada (g)	Masa del sistema final (g)	$\frac{\text{masa } H_2}{\text{masa } O_2}$
	Sistema inicial			Sistema final		
Experimento 1	2,0	16		18		
Experimento 2	4,0	32		36		
Experimento 3	1,0	8,0		9,0		
Experimento 4	0,50	4,0		4,5		
Experimento 5	3,0	24		27		

Tabla 3.4

Datos experimentales	Masa del sistema inicial	Masa del sistema final	Tipo de transformación producida	Nombre de la transformación
Experimento 1	5,0g de agua sólida	5,0g de agua líquida		
Experimento 2	0,5g de sal disueltos en 10g de agua	0,5g de sal y 10g de agua		
Experimento 3	3g de hierro sólido	3g de hierro líquido		

Tabla 3.5

Teniendo en cuenta los datos consignados en los cuadros anteriores, ¿qué conclusión puede sacar al comparar la masa del sistema inicial y del sistema final en los 5 experimentos de la primer tabla y de los 3 experimentos de la segunda tabla? Compare el tipo de transformación que se produce en los experimentos de la primer tabla con los de la segunda. Relacione ambos resultados.

Compare los resultados consignados en las columnas 3 y 6 de la [TABLA 3.3](#), con los de las columnas 3 y 5 de la [TABLA 3.4](#) y con los de las columnas 1 y 2 de la [TABLA 3.5](#). Generalice los resultados obtenidos y proponga el enunciado de una ley que resuma las conclusiones

Escriba una expresión matemática de la ley propuesta

Esta ley fue enunciada por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier en 1774.

Cuando se combinan las sustancias simples hidrógeno y oxígeno para formar la sustancia compuesta agua ¿Cómo es la relación de masas en que se combinan dichas sustancias simples teniendo en cuenta los datos proporcionados por los experimentos consignados en la [TABLA 3.4](#).

Teniendo en cuenta los resultados obtenidos al comparar la relación de masas de azufre y hierro que se combinan para formar sulfuro ferroso y la relación de masas de hidrógeno y oxígeno que se combinan para formar agua ¿Qué conclusión puede sacar? Generalice los resultados obtenidos y proponga el enunciado de una ley que resuma las conclusiones.

Escriba una expresión matemática de la ley propuesta

Esta ley fue enunciada por el químico francés Joseph Louis Proust en 1777.

La constante determinada a partir de la ley de Proust se llama *constante de Proust* para una sustancia determinada. ¿Es una constante adimensionada o dimensionada? _____
¿es una propiedad intensiva o extensiva de la sustancia? _____

Del cuadro A, se observa que 1,75g de _____ se combina con 1g de _____ para formar sulfuro ferroso.

Y del cuadro B, que 0,125g de _____ se combina con 1g de _____ para formar agua.

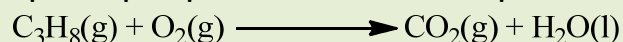
La constante de Proust es una constante adimensionada que resulta numéricamente igual a la masa de una sustancia simple que se combina con 1g de otra sustancia simple para formar una sustancia compuesta.

Apéndice II: Reacciones Químicas – Estequiometría

Las reacciones químicas son procesos en los que a partir de una o varias especies químicas se obtienen otra u otras especies de propiedades distintas a las iniciales. Las sustancias que van a reaccionar se denominan reactivos y las que se obtienen se denominan productos de la reacción.

Una ecuación química es una representación abreviada de una reacción. Estas *deben estar ajustadas con el fin de que cumpla la ley de conservación de la masa*, es decir, *el número de átomos de cada elemento tiene que ser el mismo en ambos miembros de la reacción*.

II.01 El propano de fórmula C_3H_8 reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. La ecuación química que representa esta reacción se expresa de la siguiente forma:



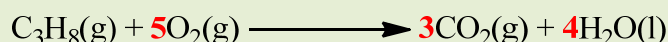
La ecuación anterior no cumple la Ley de Lavoisier, por lo que hay que ajustarla: Para ello se comparan la cantidad de átomos del mismo elemento en reactivos y en productos:

3 átomos de carbono – 1 átomo de carbono
8 átomos de hidrógeno – 2 átomos de hidrógeno
2 átomos de oxígeno – 3 átomos de oxígeno

Las relaciones más sencillas de ver son la del carbono y la del hidrógeno en la primera hay una relación 3 a 1 por lo que bastaría que se formaran 3 átomos de carbono y en la segunda la relación es 8 a 2 por lo que bastaría que se formaran 8 átomos de hidrógeno. Para ello se multiplica con un 3 el dióxido de carbono y con un 4 el agua quedando ahora una relación:

3 átomos de carbono – 3 átomos de carbono
8 átomos de hidrógeno – 8 átomos de hidrógeno
2 átomos de oxígeno – 10 átomos de oxígeno

Quedando a simple vista que la relación de oxígeno es 1 a 5, por lo que bastaría multiplicar a los oxígenos por 5 quedando lo que se denomina una ecuación balanceada en masas.



Los números que se utilizan para ajustar la ecuación se denominan coeficientes estequiométricos.

La información que nos proporciona una ecuación química es la siguiente:

1 mol de moléculas de propano se combina con 5 moles de moléculas de oxígeno para dar 3 moles de moléculas de dióxido de carbono y 4 moles de moléculas de agua.

Los *cálculos estequiométricos* son aquellos que, basados en la ecuación química balanceada o igualada de una reacción, nos *permiten relacionar las cantidades de reactivos y productos que se combinan y/o forman*.

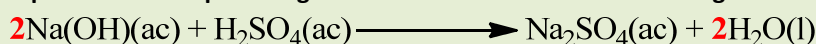
Estamos en condiciones de presentar dos nuevas unidades de concentración de soluciones que se utilizan constantemente en cálculos de este tipo:

MOLARIDAD: se define como moles de SOLUTO contenidos en 1,0dm³ de SOLUCIÓN

MOLALIDAD: se define como moles de SOLUTO contenidos en 1,0Kg de SOLVENTE

II.02 Se tratan 100g de hidróxido de sodio Na(OH) con ácido sulfúrico H₂SO₄. ¿Cuánta masa de sulfato se producirá?

Sabemos que la reacción química igualada de esta neutralización es la siguiente:



Que se puede leer de la siguiente forma: 2 moles de hidróxido de sodio reacciona con 1 mol de ácido sulfúrico para dar 1 mol de sulfato de sodio.

Utilizando la masa molar del hidróxido de sodio podemos saber cuántos moles de hidróxido hay en 100g del mismo.

$$\frac{40,0g_{\text{Na(OH)}}}{1\text{mol}_{\text{Na(OH)}}} = \frac{100g_{\text{Na(OH)}}}{x\text{mol}_{\text{Na(OH)}}} \quad \text{despejando } x \text{ obtenemos que la cantidad de moles}$$

correspondientes es 2,5moles de hidróxido de sodio.

Ahora si 2 moles de hidróxido de sodio produce 1 mol de sulfato de sodio, como esta proporción es definida y constante, podemos calcular cuántos moles de sulfato producen 2,5 moles de hidróxido.

$$\frac{2,0\text{mol}_{\text{Na(OH)}}}{1\text{mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = \frac{2,5\text{mol}_{\text{Na(OH)}}}{x\text{mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \quad \text{nuevamente despejando obtenemos la cantidad de}$$

moles de sulfato producido que equivalen a 1,25moles.

Por ultimo como también sabemos la masa molar de un mol de sulfato de sodio podemos calcular a que masa corresponde:

$$\frac{142g_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1\text{mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = \frac{xg_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1,25\text{mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \quad \text{despejamos y obtenemos que equivale a una masa de}$$

177,5g de sulfato de sodio.

Por lo tanto, 100g de hidróxido de sodio reaccionan para formar 177,5g de sulfato de sodio

En las reacciones químicas los reactivos intervienen de acuerdo con unas determinadas proporciones. Sin embargo, en numerosas ocasiones las cantidades de que partimos no están en esa proporción, de manera que la cantidad de uno de ellos se consume totalmente, tanto que hay exceso, y el otro no. El **reactivo que reacciona completamente** y, por tanto, se agota, recibe el nombre de **reactivo limitante**. Como norma general diremos que **es necesario saber cuál es el reactivo limitante** para poder resolver un problema cuando se dan datos de cantidades presentes para más de uno de los reactivos.

En numerosas ocasiones no se obtiene la cantidad de producto teóricamente posible, esto es debido a diversas causas: reacciones secundarias, transformaciones incompletas, obtención de productos difíciles de separar, etc.

Se define entonces el *rendimiento porcentual* de una reacción como el porcentaje del de producto obtenido en función al teórico que se debería haber obtenido de ese producto.

Apéndice III: Modelo Atómico Moderno

En estos años se desarrollaron una serie de experimentos, que fueron la base de la mecánica cuántica y el Modelo Atómico Moderno.

L. De Broglie, en el año 1923, sugirió que el concepto de la dualidad onda – partícula se podía también aplicar a los materiales. En 1927 los científicos norteamericanos Clinton Davisson y Lester Germer, comprobaron la validez cuantitativa de la expresión matemática propuesta por De Broglie.

El Principio de Incertidumbre enunciado por W. Heisenberg establece que, *es imposible determinar de forma exacta y simultanea la cantidad de movimiento y la posición de una partícula.*

A través de estos avances científicos, se puede afirmar, que el electrón puede tener solo valores de energía que correspondan a frecuencias permitidas. De este modo, la Teoría Ondulatoria lleva directamente al concepto de niveles discretos de energía, tal como fue enunciado por Max Planck en el año 1900 y aplicado posteriormente por Bohr en su Modelo Atómico.

Un cuerpo no puede emitir o absorber energía en forma de radiación de manera continua, la energía puede ser absorbida o emitida solamente según múltiplos enteros de una cantidad definida denominada cuánto.

Combinando todos estos conceptos, E. Schrödinger, en el año 1926, dedujo una expresión matemática aplicable para el comportamiento ondulatorio de partículas tales como el electrón.

La probabilidad de encontrar un electrón en cualquier punto del espacio es proporcional a la ecuación de onda de Schrödinger elevada al cuadrado en el valor de energía correspondiente a ese punto. Estos valores de energía permitidos, son equivalentes a los niveles de energía postulados por Bohr en los que, de acuerdo a su Modelo Atómico se ubican las órbitas en las que se mueven los electrones alrededor del núcleo atómico, las funciones de onda son equivalentes para la Mecánica Ondulatoria de las mencionadas órbitas. Estas funciones de onda se denominan *orbitales atómicos*.

Es importante señalar que aunque las palabras órbita y orbital son parecidas, es evidente que son diferentes: difieren en una letra "la l". Son palabras diferentes que están asociadas, por supuesto, a conceptos diferentes. Mientras que las órbitas de Bohr representan el lugar en el que el electrón se mueve alrededor del núcleo, que significa conocer la trayectoria del mismo, para lo cual es posible determinar simultáneamente su velocidad y su posición. Esto no es válido de acuerdo al principio de Incertidumbre de Heisenberg. El concepto de orbital, por otra

parte, está asociado a la zona del espacio atómico, alrededor del núcleo del átomo y con un determinado contenido de energía permitido, en donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima.

Números Cuánticos

Cada orbital atómico está, según el Modelo Atómico Cuántico, especificado por tres números que se denominan números cuánticos.

Un Número Cuántico es un número que designa el estado de un electrón y especifica el valor de una propiedad.

Los tres Números Cuánticos de Schrödinger son:

- **Número Cuántico Principal (n)** determina la energía de un electrón que pertenece a un átomo y puede adoptar los valores 1; 2; 3; ... hasta infinito.
- **Número Cuántico Secundario (l)** Los orbitales que pertenecen a un determinado nivel de energía están, a su vez, agrupados en "subniveles de energía" dentro del correspondiente nivel. Este Número Cuántico puede adoptar los valores 0; 1; 2; ...; $n - 1$.

Los subniveles de energía se denominan con letras en lugar de números. La correspondencia aceptada es la siguiente:

$l = 0 \longrightarrow$ subnivel s

$l = 1 \longrightarrow$ subnivel p

$l = 2 \longrightarrow$ subnivel d

$l = 3 \longrightarrow$ subnivel f

- **Número Cuántico Magnético (m_l)** en cada subnivel de energía hay $2l + 1$ orbitales individuales, que están designados por el Número Cuántico Magnético, que para un determinado subnivel de energía dado por el Número Cuántico Secundario puede adoptar $2l + 1$ valores posibles. Estos valores son: $l; l - 1; l - 2; \dots; \text{hasta} -l$.

Spin del electrón

En el año 1925, los físicos americanos de origen holandés, Samuel Goudsmit y George Uhlenbeck, pudieron explicar las diferencias entre lo calculado con la ecuación de Schrödinger y los resultados experimentales. Propusieron que el electrón se comporta, de alguna manera, como una esfera que gira sobre su eje, similar a la rotación de la Tierra. Esta propiedad se denomina **spin del electrón**.

Un electrón presenta solamente dos estados posibles de spin, que se representan con flechas verticales orientadas en sentido opuesto, $\uparrow$ y $\downarrow$. Los dos estados del spin de un electrón están

caracterizados por un cuarto número cuántico, el número cuántico magnético de spin, m_s . Que solamente puede adoptar dos valores posibles $+\frac{1}{2}$; $-\frac{1}{2}$.

Número Cuántico	Símbolo	Valores	Significado
Principal	n	1; 2; 3; ...	Especifica el nivel de energía del electrón.
Secundario	l	0; 1; ...; $n - 1$	Designa el subnivel de energía en el que se ubican los orbitales dentro de un determinado nivel de energía.
Magnético	m_l	l ; $l - 1$; $l - 2$; ...; $-l$	Designa los orbitales que están dentro de cada subnivel de energía.
Momento de spin	m_s	$+\frac{1}{2}$; $-\frac{1}{2}$	Designa el estado del spin del electrón.

Nivel de Energía n	Subnivel de Energía l	Tipo de Orbital	Cantidad de Orbitales	Cantidad de electrones que admite el Orbital
1	0	1s	1	2
2	0	2s	1	2
	1	2p	3	6
3	0	3s	1	2
	1	3p	3	6
	2	3d	5	10
4	0	4s	1	2
	1	4p	3	6
	2	4d	5	10
	3	4f	7	14

Orbitales Atómicos

Orbitales s

El orbital de mínima energía del átomo del elemento Hidrogeno es el **orbital 1s**, caracterizado por los números cuánticos: $n = 1$, $l = 0$; y $m_l = 0$. Es el único orbital permitido cuando $n = 1$. Un electrón que se encuentre en la región del espacio atómico caracterizada por el orbital 1s "ocupa" el orbital 1s y es "un electrón 1s".

La representación gráfica de la función orbital es lo que denominamos forma del orbital y constituye la zona del espacio atómico alrededor del núcleo del átomo, dentro de un determinado nivel y subnivel de energía, donde la probabilidad de encontrar un electrón, caracterizado por los números cuánticos que determinan el nivel y subnivel de energía, es máxima. La forma del orbital representa, entonces, las regiones atómicas en las que la densidad electrónica es mayor.

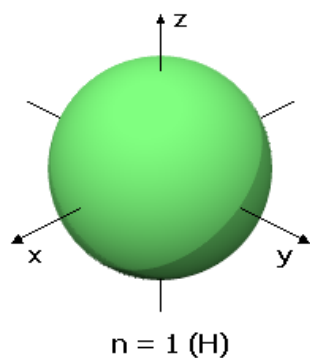


Figura 3.09 Representación de la función orbital s para el átomo de Hidrógeno.

Orbitales p

Cuando $n > 1$ pueden existir tres orbitales con número cuántico $l = 1$, llamados **orbitales p**, que presentan la forma y las orientaciones en el espacio que indican la [FIGURA 3.9](#).

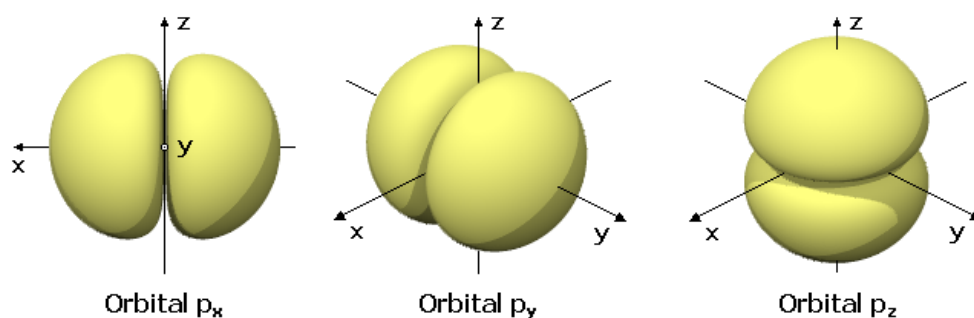


Figura 3.10 Representación de las funciones orbitales p.

Orbitales d y f

Para los niveles de energía con $n > 2$, puede haber cinco orbitales con $l = 2$, denominados **orbitales d**. la forma de designar a estos orbitales y sus superficies limites se indican en la [FIGURA 3.10](#).

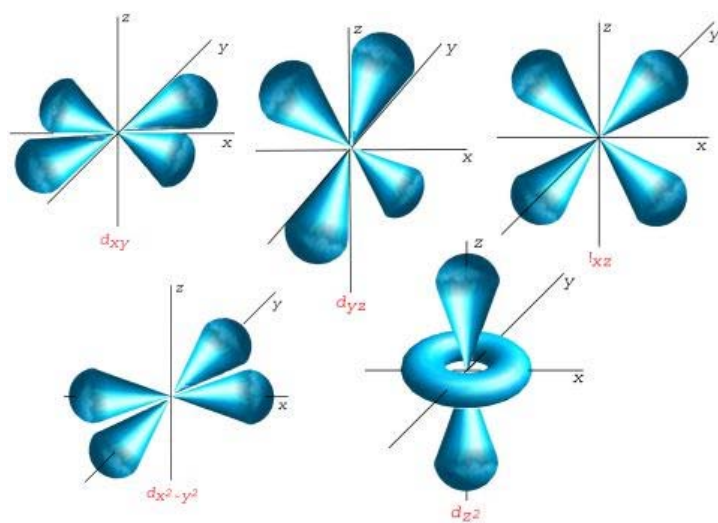


Figura 3.11 Representación de las funciones orbitales d.

Cuando $n > 3$, aparecen orbitales f. hay en total siete orbitales para cada valor de $n > 3$, pero, teniendo en cuenta la elevada complejidad de sus formas y que no hay una única forma de representarlas, no las graficaremos.

Principio de Exclusión de Pauli

El nivel mínimo de energía correspondiente a un átomo, no corresponde a la configuración electrónica en la cual todos los electrones ocupan el orbital 1s. Esto fue establecido por el austriaco Wolfgang Pauli en el año 1925, en el Principio de Exclusión que puede enunciarse del modo siguiente:

Solamente dos electrones como máximo pueden ocupar un mismo orbital y sus spines son opuestos, es decir, los electrones están apareados.

Los spines de dos electrones están apareados cuando un electrón tiene $m_s +\frac{1}{2}$ y el otro $-\frac{1}{2}$.

Dos electrones apareados se designan de la siguiente forma $\uparrow\downarrow$. Por lo tanto, cuando se establece el diagrama de energía correspondiente a la configuración electrónica de un átomo, en cada recinto, que representa un orbital del mismo, puede haber como máximo dos electrones con spines opuestos, es decir, dos electrones apareados.

Otra forma de enunciar este Principio es

En un átomo, no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos idénticos, deben diferir en al menos uno de ellos.

Principio de Construcción

Para predecir la configuración electrónica de mínima energía para un determinado átomo de un elemento, se aplica un procedimiento llamado **Principio de Construcción**.

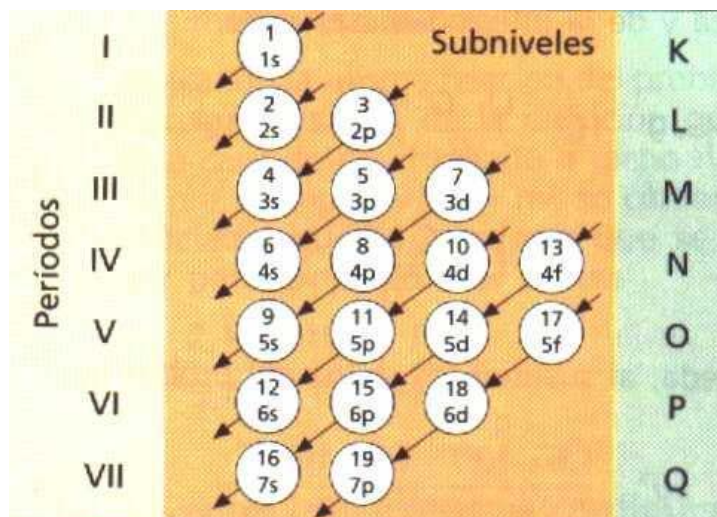


Figura 3.12 Orden de llenado de orbitales de acuerdo al Principio de Exclusión de Pauli.

están presentes Z electrones del átomo del elemento de Número Atómico Z .

Aplicando este principio es posible determinar la configuración de mínima energía total para el átomo, teniendo en cuenta la energía cinética de los electrones, la fuerza de atracción que sobre los mismos ejerce el núcleo del átomo y la repulsión de los electrones entre sí. El orden de llenado de los orbitales a medida que se agregan los electrones uno a uno, hasta que

Para asignar la configuración electrónica de un elemento de Número Atómico Z, se añaden Z electrones, uno a uno, en los distintos orbitales de cada nivel de energía, ubicados en el correspondiente subnivel energético, según el orden indicado en la [FIGURA 3.12](#).

Configuración Electrónica de los Iones

Un **cación** es un **ion¹⁴ positivo**, que puede estar constituido por uno o más átomos del mismo o distintos elementos. En el caso de los cationes formados por un átomo de un elemento particular, se obtienen cuando el mismo cede uno o más electrones más débilmente retenido/s. Si el número cuántico principal es n, los electrones pueden ser extraídos en el siguiente orden: los electrones en el orbital np, luego los electrones ns y finalmente los electrones (n – 1)d.

Un **anión** es un **ion negativo**, que puede estar constituido por uno o más átomos, del mismo o distintos elementos. En el caso de los aniones formados por un átomo de un elemento en particular, se obtienen cuando el mismo gana uno o más electrones. Los aniones, al formarse, ganan electrones que se ubican en orbitales vacíos o con un solo electrón en el último nivel de energía y tiende a adquirir la configuración electrónica externa del elemento inerte más cercano.

¹⁴ Átomo o grupo de átomos que tienen una carga neta positiva o negativa.

Serie I: Estados de agregación de la materia y sistemas materiales

1. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia?
2. ¿Cuáles son las diferencias macroscópicas entre los sólidos, los líquidos y los gases?
3. Defina: Energía cinética de traslación.
4. Realice un esquema que permita ver el ordenamiento de las partículas en cada estado de agregación.
5. Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones sobre los estados de agregación de la materia son correctas.
 - a. Un sólido, puede ser representado como partículas muy cercanas unas de otras, ordenadas regularmente.
 - b. Los líquidos pueden fluir porque, en ese estado, las partículas que los constituyen tienen más energía que el estado sólido.
 - c. En un gas las partículas están más separadas entre sí con respecto a un líquido o un sólido.
 - d. Las partículas que constituyen un gas se mueven en forma casi independiente unas de otras y entre ellas hay espacio vacío.
6. Definir: cambio de estado
7. Esquematice los distintos cambios de estado físico.
8. Definir: punto de ebullición, ebullición, vaporización y evaporación.
9. ¿En qué condiciones se habla de Punto normal de fusión y/o ebullición?
10. ¿Qué equilibrio tiene lugar durante el proceso de fusión?, ¿y durante el proceso de vaporización?
11. Completar las líneas punteadas y discutir la relación entre los distintos estados de agregación del agua y la temperatura:

Agua (.....) $\xrightarrow{\text{.....}}$ Agua (líquida) $\xrightarrow{\text{.....}}$ Agua (.....)
12. Definir: Sistema, sistema abierto, sistema cerrado, sistema aislado, propiedades intensivas, propiedades extensivas, fase y mezcla.

13. Entre las propiedades propuestas a continuación, señale las que son extensivas y las que son intensivas: densidad, volumen, peso, punto de fusión, sabor, olor, masa, punto de ebullición.
14. ¿Qué criterio emplea para diferenciar un sistema homogéneo de uno heterogéneo?
15. Indique ¿cuál de los siguientes sistemas es heterogéneo y cual es homogéneo? En los sistemas heterogéneos indique ¿cuántas fases lo componen y cuáles son?
- a. Agua líquida
 - b. Hielo y agua líquida
 - c. Un trozo de hielo
 - d. Tres trozos de hielo
 - e. Granito
 - f. Tinta China
 - g. Aire Filtrado y Seco
 - h. Tinta Común
 - i. Manteca
 - j. Óxido de mercurio sólido
 - k. Agua líquida y aceite
 - l. Vino
 - m. Vidrio
16. De ejemplos de sistemas homogéneos líquidos, sólidos y gaseosos.
17. De ejemplos de sistemas heterogéneos de:
- a. Dos fases líquidas y dos fases sólidas
 - b. Una fase sólida, una líquida y una gaseosa
 - c. Dos fases sólidas y una líquida
 - d. Dos fases sólidas, una líquida y una gaseosa
18. Definir: Dispersión, dispersión grosera, dispersión fina, dispersión coloidal, solución.
19. "Todo sistema gaseoso es homogéneo" discuta esta afirmación y dé ejemplos que la ratifiquen o la contradigan.
20. Conteste las siguientes preguntas:
- a. ¿Cómo se clasifican los sistemas en función del número de fases que los constituyen?
 - b. ¿Qué diferencia hay entre solución y sustancia pura?
21. Dados los siguientes sistemas, clasifíquelos, señale el número de fases y sus componentes:
- a. Aire

- b. Solución de cloruro de sodio en agua
 - c. Arena y agua
 - d. Hielo y agua
 - e. Oro aleado con cobre
22. Dado los siguientes sistemas indicar: ¿Qué Clase de sistema es?, ¿Cuántas fases tiene?, ¿Cuáles son sus componentes?, ¿Cómo se los puede separar?
- a. Aceite y agua
 - b. Solución de azúcar en agua
23. Describa un proceso de separación para cada uno de los siguientes sistemas:
- a. Mezcla de arena y sal común
 - b. Mezcla de los gases oxígeno y nitrógeno
 - c. Solución de sal común en agua
 - d. Solución de Acetona y agua
24. Describa un procedimiento que permita decidir si un sistema homogéneo está constituido por una sustancia pura o por una solución.
25. Se tiene un sistema formado por dos trozos de cobre sólido, una solución de una sal de sulfato cúprico en agua, vapor de agua y nitrógeno gaseoso. ¿Cuántas fases tiene el sistema?, ¿Cuáles son?, ¿Cuántas y cuales sustancias forman el sistema?
26. Si suponemos que la leche está formada solamente por agua que contiene en su seno partículas de grasa de un diámetro aproximado de 30 milimicrones, partículas de proteínas de diámetro del orden de los 10^{-4} mm y de un azúcar cuyas "partículas" miden unos 10 a 12 Å, indicar:
- a. Si el sistema es homogéneo o heterogéneo
 - b. ¿Qué número de fases hay y cuáles son los componentes de cada una de ellas?
27. Definir: soluto y solvente
28. Indique en que unidades porcentuales se puede expresar la concentración de una solución.
29. Definir: solubilidad, concentración de una solución, solución saturada, solución sobresaturada
30. ¿A que nos referimos cuando hablamos de "diluir una solución"?
31. Ampliar la definición de solución pedida en el punto 18. Considerando lo definido en los puntos 27 y 28.

32. Responda si el siguiente hecho es verdadero justificando su respuesta: "Al disolver 1,00g de sal en 100cm³ de agua a 25°C ($\delta = 1,00\text{g/cm}^3$) la masa del sistema no tiene variación".
33. Se desean preparar 625g de una disolución acuosa de sal común "cloruro de sodio" (ST) al 12,0 % masa en masa. Calcular:
- La masa de sal y de agua necesarias
 - Si la densidad de la solución es de 1,05 g/cm³ ¿Cuál será su concentración en % masa en volumen?
34. Un alumno de tercer año prepara en taller de química una solución disolviendo 25,0g de hidróxido de sodio (ST) en 160g de agua. Sabiendo que la densidad de la solución es de 1,08 g/cm³ determinar la concentración de la solución en:
- % masa en masa
 - % masa en volumen
35. En el laboratorio encuentra una botella con la siguiente etiqueta:

ÁCIDO CLORHÍDRICO 35% EN MASA

$d = 1,18 \text{ g/cm}^3$ Fórmula: HCl – PM: 36,44

Determinar:

- La concentración de la solución expresada en % masa en volumen.
 - La concentración en porcentaje masa en masa de una nueva solución que contiene 1,00 cm³ del ácido respectivo en 99,0 g de agua.
36. Se disuelven 250cm³ de etanol "alcohol etílico" (ST) de densidad 0,78g/cm³ en 350cm³ de agua. Determinar:
- La densidad de la disolución
 - La concentración de la misma expresada en %m/V y %V/V.
37. Se disuelven 20,00g de cloruro de calcio (ST) en agua hasta completar un volumen de 0,5dm³ de solución.
- Calcular su concentración expresada en %m/V
 - Si se toma una alícuota de 50,0cm³ de la disolución anterior y se añade agua hasta completar un volumen de 200cm³. ¿Cuál será la nueva concentración de la solución?

38. Se desea preparar 250cm^3 de una solución saturada de hidróxido de sodio (ST) a 20°C . Sabiendo que la solubilidad del hidróxido de sodio en agua a 20°C es de 111g de hidróxido por cada 100cm^3 de agua. Calcular la masa necesaria de hidróxido.
39. Definir: Transformación física, transformación química, sustancia simple y sustancia compuesta
40. Indicar en que consiste una reacción de descomposición química y una reacción de combinación química y busque dos ejemplos para cada una de ellas.
41. En que consiste la alotropía de un compuesto
42. Defina elemento químico
43. Clasifique los elementos químicos indicando las propiedades de cada grupo que genere.
44. Clasifique los siguientes elementos en: Metales, No Metales, Inertidos:
- a. As
 - b. Xe
 - c. Fe
 - d. Li
 - e. B
 - f. Cl
 - g. Ba
 - h. P
 - i. I
 - j. Si

Serie II: Leyes de la química, Dalton, Avogadro y Magnitudes atómico moleculares

1. Enunciar la Ley de Lavoisier y dar su expresión matemática.
2. Cuando un trozo de hierro (Fe) se expone un cierto tiempo al aire, su masa aumenta; por otra parte, se sabe que cuando se quema una madera, su masa disminuye. ¿Quiere esto decir que la ley de conservación de la masa a veces no se cumple? Justificar la respuesta.
3. Para cada uno de los cambios descritos, decidir si se formó algún elemento a partir de algún compuesto o se formó un compuesto a partir de sus elementos:
 - a. Al calentarse, un polvo azul se volvió blanco y perdió masa.
 - b. Un sólido blanco forma tres gases diferentes al calentarse. La masa total de los tres gases es igual a la del sólido.
 - c. Después de que un metal rojizo se coloca en la llama, se pone negro y su masa aumenta.
 - d. Un sólido blanco se calienta en presencia de oxígeno y forma dos gases. La masa total de los gases resulta ser la misma que la suma de las masas del sólido y del oxígeno.
4. Cuando un sólido A se calienta se observa que se forma un gas B y un sólido blanco C. El sólido blanco se descompone también al fundirlo en presencia de la corriente eléctrica, en un gas verde D y un líquido metálico E. ¿Cuáles de estas sustancias son compuestos y cuáles podrían ser elementos?
5. Enunciar la Ley de Proust y dar su expresión matemática.
6. Explicar el siguiente fenómeno: "Al combinar 2g de hidrógeno (H_2) con 16g de oxígeno (O_2) se forman 18g de agua (H_2O), mientras que al combinar 3g de hidrógeno se forman 27g de agua".
7. En el agua (H_2O), el oxígeno (O_2) y el hidrógeno (H_2) se combinan según la relación en masa $\frac{8}{1}$ sabiendo que la relación en masas oxígeno consumido, agua formada es $\frac{8}{9}$. Calcular la cantidad de hidrógeno y oxígeno necesaria para formar 25g de agua.

8. Sabiendo que el sodio (Na) y el oxígeno (O₂) se combinan según la relación en masa $\frac{23}{8}$, calcular la masa de óxido de sodio (Na₂O) que se formará a partir de 60,0g de sodio y 50,0g de oxígeno. ¿Hay exceso de alguno de los reactivos?
9. Se han analizado en el laboratorio 4 muestras de compuestos formados por los elementos A y B. Obteniendo los siguientes resultados:

Muestra	1	2	3	4
Gramos de A	1,13	3,39	3,39	1,13
Gramos de B	0,32	1,46	0,96	0,85

Indicar cuantos compuestos distintos son. Uno de los análisis ha sido mal realizado ¿Cuál?

10. Enunciar la Ley de las proporciones múltiples de Dalton.
11. Se hacen reaccionar 2,23g de hierro (Fe) con oxígeno (O₂). Dependiendo de las condiciones, esa cantidad de hierro se combina con 0,64g o 0,96g de oxígeno. Comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
12. El oxígeno (O₂) y el hierro (Fe) pueden formar dos compuestos A y B distintos, en el compuesto A 1,00g de hierro se combina con 0,287g de oxígeno. Indicar justificando, cuál de las siguientes cantidades se ha combinado con 1,00g de hierro para formar B:
- 0,396g
 - 0,430g
 - 0,527g
13. Tres óxidos de cloro contienen 81,61g de oxígeno por 100,0g de óxido, 59,66g de oxígeno por 100g de óxido y 47,02g de oxígeno por 100g óxido. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
14. El nitrógeno (N₂) y el oxígeno (O₂) forman varios compuestos; tres de estos contienen 46,69; 36,87 y 30,44 % de nitrógeno respectivamente. Demostrar que esos resultados cumplen la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
15. Un óxido de cobre se encuentra formado por 0,32g de oxígeno (O₂) y 1,27g de cobre (Cu). Otro óxido de cobre, distinto al anterior, contiene 1,27g de cobre. ¿qué cantidad de oxígeno tendrá?
- 0,27g
 - 0,16g
 - 0,32g
 - 0,10g

16. 2,00g de oxígeno (O_2) se combinan con 49,25g de oro (Au) para formar un compuesto A; indicar cuál de las siguientes cantidades de oro se combinarán con 2,00g de oxígeno para formar otro compuesto B.
- 19,27g
 - 16,42g
 - 21,56g
17. Sabiendo que en el sulfuro de férrico (Fe_2S_3), dos átomos de hierro (Fe) se combinan con tres átomos de azufre (S) y que la relación en masas es $\frac{9}{8}$ respectivamente y que la relación en masas de hierro combinado y sulfuro formado es $\frac{9}{17}$. Calcular:
- La cantidad de dicho compuesto que se forma a partir de 20,0g de azufre y 45,0g de hierro.
 - ¿sobra algún reactivo?
 - ¿Se cumple la ley de Lavoisier?
18. Se tienen muestras de dos gases formados por nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), exclusivamente. El análisis de su composición muestra los siguientes resultados:

	% en masa de nitrógeno	% en masa de oxígeno
Compuesto 1	46,66	53,33
Compuesto 2	30,43	69,56

- ¿Cuál de los dos compuestos tienen más oxígeno?
 - Si la masa de nitrógeno es la misma en ambos e igual a 3,00g, ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en cada muestra?
 - ¿Se cumple la Ley de las proporciones múltiples de Dalton?
19. Explique la razón por la que la teoría atómica de Dalton no fue capaz de explicar la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.
20. Enunciar los postulados de la Teoría Molecular de Avogadro.
21. Señalar la razón por la que a partir de la ley de Avogadro se dedujo que los gases elementales estaban compuestos por dos átomos.

22. 1,0L de nitrógeno (N_2) reacciona con 3,0L de hidrógeno (H_2) para formar 2,0L de amoníaco (NH_3), medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. Si hacemos reaccionar 20L de hidrógeno con 35L de nitrógeno:
- ¿Qué volumen de amoníaco se forma?
 - ¿Alguno de los gases iniciales queda en exceso?
23. Tenemos dos depósitos de vidrio, cerrados, del mismo volumen. Uno de ellos se llena de gas hidrógeno (H_2) y el otro de dióxido de carbono (CO_2), ambos a presión y temperatura ambiente. ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
24. Si se dispone de 0,143g de oxígeno (O_2) que ocupan $100,0\text{cm}^3$ y 0,196g de dióxido de carbono (CO_2) que ocupan también $100,0\text{cm}^3$.
- ¿Cuál tiene mayor cantidad de moléculas si ambos volúmenes fueron medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 - ¿Puede hacerse alguna afirmación acerca de la relación entre la masa de una molécula de oxígeno y otra de dióxido de carbono?
25. Determinar las masas molares relativas de los siguientes compuestos:
- Bromuro de calcio ($CaBr_2$ – un átomo de calcio cada dos átomos de bromo)
 - Octano (C_8H_{18} – 8 átomos de carbono cada 18 átomos de hidrógeno)
 - Sulfato de Níquel hexahidratado ($NiSO_4 \cdot 6H_2O$ – 1 átomo de níquel, 1 átomo de azufre, 10 átomos de oxígeno, 12 átomos de hidrógeno)
 - Dióxido de carbono (CO_2 – un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno)
 - Metano (CH_4 – un átomo de carbono y 4 átomos de hidrógeno)
 - Tetrafluoruro de azufre (SF_4 – un átomo de azufre y 4 átomos de flúor)
 - Amoníaco (NH_3 – un átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno)
26. Calcular la cantidad, en moles, y el número de partículas que contiene:
- 1,00Kg de agua (H_2O) – $M_r = 18,0\text{ g/mol}$
 - 1,00Kg de etanol (C_2H_5OH) – $M_r = 46,0\text{ g/mol}$
 - 10,0g de azufre (S) – $M_r = 32,0\text{g/mol}$
 - 3,0g de óxido nítrico (NO_2) – $M_r = 46,0\text{g/mol}$
27. Definir Composición centesimal, fórmula empírica y fórmula molecular.
28. Determinar las fórmulas empíricas a partir de los siguientes análisis:
- La composición másica de la criolita, compuesto utilizado en la producción del aluminio es: 32,79% de sodio (Na) – 13,02% de aluminio (Al) – 54,19% de flúor (F).
 - Un compuesto usado en laboratorio para producir oxígeno (O_2) tiene una composición en masa de: 31,91% de potasio (K) – 28,93% de cloro (Cl) siendo el resto oxígeno.

- c. Se ha hallado que un determinado fertilizante tiene la siguiente composición en masa: 12,2% de nitrógeno (N) – 5,26% de hidrógeno (H) – 26,9% de fósforo (P) y 55,6% de oxígeno (O).
29. Sabiendo las masas molares de los compuestos del problema anterior calcular la fórmula molecular de los mismos:
- a. 210g/mol
 - b. 122,5g/mol
 - c. 115g/mol

Serie III: Compuestos Binarios, Ternarios y Cuaternarios

1. Definir estado de oxidación
2. Clasificar los compuestos químicos según la cantidad de elementos que los componen y en cada caso dar su clasificación interna.
3. ¿Cómo definiría un óxido?
4. ¿Cómo podría clasificar a los óxidos de acuerdo a los elementos que los componen?
5. Nombrar los siguientes óxidos según la nomenclatura Clásica, Sistemática y Stock¹⁵
 - a. SnO
 - b. SnO₂
 - c. Hg₂O
 - d. HgO
 - e. MnO₂
 - f. Na₂O
 - g. K₂O
 - h. Cu₂O
 - i. CuO
 - j. MgO
 - k. CaO
 - l. BaO
 - m. FeO
 - n. Fe₂O₃
 - o. ZnO
 - p. B₂O₃
 - q. Al₂O₃
 - r. CO
 - s. CO₂
 - t. SiO₂
 - u. PbO
 - v. PbO₂
 - w. N₂O₃
 - x. N₂O₅
 - y. P₂O₃
 - z. P₂O₅
 - aa. V₂O₅
 - bb. SO₂
 - cc. SO₃
 - dd. CrO

¹⁵ A partir de este punto llamaremos al conjunto de Nomenclaturas Clásica, Sistemática y Stock "NCSS"

- ee. Cr_2O_3
- ff. CrO_2
- gg. Cl_2O
- hh. Cl_2O_3
- ii. Cl_2O_5
- jj. Cl_2O_7

6. Nombrar los siguientes compuestos binarios según las NCSS según corresponda:

- a. Li_2O_2
- b. Na_2O_2
- c. K_2O_2
- d. MgO_2
- e. BeO_2
- f. MgO_2
- g. CaO_2
- h. LiO_2
- i. NaO_2
- j. KO_2
- k. LiH
- l. NaH
- m. KH
- n. HF
- o. HCl
- p. HBr
- q. HI
- r. H_2S

7. ¿Cuáles son los nombres vulgares de los compuestos cuyas formulas escribimos a continuación?

- a. H_2O
- b. NH_3
- c. PH_3
- d. AsH_3

8. Ejemplifique la reacción química de un óxido ácido con agua.

9. Ejemplifique la reacción química de un óxido básico con agua.

10. Nombrar los siguientes compuestos según la NCSS e indicar la obtención del mismo mediante el óxido correspondiente

- a. Na(OH)
- b. K(OH)
- c. Cu(OH)_2
- d. Mg(OH)_2
- e. Ca(OH)_2
- f. Ba(OH)_2

- g. Fe(OH)_2
- h. Fe(OH)_3
- i. Zn(OH)_2
- j. H_3BO_3
- k. Al(OH)_3
- l. H_2CO_2
- m. H_2CO_3
- n. Si(OH)_4
- o. Pb(OH)_2
- p. Pb(OH)_4
- q. HNO_2
- r. HNO_3
- s. H_2SO_3
- t. H_2SO_4
- u. HClO
- v. HClO_2
- w. HClO_3
- x. HClO_4

11. ¿En qué se diferencia un oxoácido de un hidrácido? De dos ejemplos de cada uno de ellos.

12. Nombre correctamente los siguientes iones:

- a. Fe^{+2}
- b. Fe^{+3}
- c. Sn^{+2}
- d. Sn^{+4}
- e. Hg_2^{+2}
- f. Hg^{+2}
- g. O^{-2}
- h. HO^-
- i. H^+
- j. N^{-3}
- k. MnO_4^-
- l. HCO_3^-
- m. SO_4^{-2}

13. Escriba las fórmulas de los oxoaniones que forma el elemento cloro, nómbralos correctamente.

14. Definir ácido y base según la Teoría ácido – base de Arrhenius

15. Defina reacción de neutralización

16. Ejemplifique la formación de una sal con cada ácido y cada base del punto 10.

17. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos

- a. Sulfato de amonio
 - b. Bromuro de hierro (II)
 - c. Bicarbonato de sodio
 - d. Perclorato de hierro (III)
18. Escriba las fórmulas de todos los óxidos de nitrógeno y nómbralos correctamente
19. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de formación de los siguientes compuestos:
- a. Hidróxido de sodio
 - b. Hidróxido de potasio
 - c. Hidróxido de calcio
 - d. Tetraoxosulfato (VI) de hidrogeno
 - e. Cloruro de amonio
 - f. Ácido carbónico
 - g. Ácido nítrico
20. Escriba según corresponde, la formula mínima o molecular de las siguientes sustancias.
- a. Cloruro de hidrógeno
 - b. Bromuro de hidrógeno
 - c. Ioduro de hidrógeno
 - d. Sulfuro de hidrógeno
 - e. Tricloruro de boro
 - f. Tetracloruro de carbono
 - g. Óxido hipocloroso
21. Las sustancias que se dan a continuación son oxoácidos. Indique sus nombres en todas las nomenclaturas que conozca.
- a. HNO_3
 - b. H_2CO_3
 - c. H_2SO_4
 - d. H_3PO_4
22. Escriba las ecuaciones de las reacciones de neutralización del ácido clorhídrico con:
- a. Hidróxido de sodio
 - b. Hidróxido de calcio
 - c. Hidróxido férrico
23. Escriba las ecuaciones de las reacciones de neutralización del ácido sulfúrico y del ácido nítrico con:
- a. Hidróxido de potasio
 - b. Hidróxido de cinc
 - c. Hidróxido férrico
24. Escriba, según corresponda, las formulas mínimas o moleculares de las siguientes sustancias.
- a. Nitrato de potasio

- b. Nitrito de sodio
- c. Sulfuro ferroso
- d. Carbonato de calcio
- e. Cloruro de bario
- f. Fluoruro de estroncio
- g. Cloruro mercúrico
- h. Carbonato de sodio
- i. Clorato de potasio
- j. Hipoclorito de sodio
- k. Sulfito de sodio
- l. Carbonato de cobre (II)
- m. Cloruro de hierro (III)

25. Nombre, de acuerdo a las nomenclaturas que conoce, las siguientes sustancias
- a. HgO
 - b. Na_2SO_4
 - c. NaHCO_3
 - d. Na_2CO_3
 - e. PbS
 - f. KClO_3
 - g. SiO_2
 - h. K_2SO_4
26. Escriba las ecuaciones de las reacciones de formación de las siguientes sustancias:
- a. Carbonato de calcio, a partir de las sustancias simples carbono, oxígeno, calcio y agua.
 - b. Sulfato ácido de litio, a partir de las sustancias simples litio, oxígeno, azufre, y agua

Serie IV: Estructura de la materia

1. En 1879 Crookes, realizó estudios en dispositivos llamados tubos de descarga en gases, ¿qué pudo observar en esos experimentos? Infórmese sobre uno de los principales usos posteriores de estos descubrimientos.
2. Becquerel es uno de los principales descubridores de las propiedades radioactivas de los compuestos, cuente brevemente cual fue el experimento que le permitió llegar a esa conclusión.
3. A partir de los experimentos de Crookes, J.J. Thomson pudo elaborar su modelo atómico.
 - a. ¿Qué hechos le permitieron llegar a esta conclusión?
 - b. ¿En qué consistió su modelo?
4. Más tarde Millikan realizó experimentos que le permitió determinar el valor de la carga de las partículas descubiertas por Thompson. ¿En qué consistió su experimento y que valor logró determinar?
5. En 1911 Rutherford bombardeó con partículas alfa una placa de oro.
 - c. ¿Qué resultados obtuvo?
 - d. Explique en qué consistió su modelo atómico y realice una representación gráfica del mismo.
6. Definir: Electrón, nucleón, protón, neutrón
7. Según lo visto hasta ahora complete la definición del átomo de Dalton
8. Defina número atómico y número másico e isótopo.
9. Describa brevemente en que consiste el modelo atómico de Bohr y realice un esquema que lo represente.
10. Calcular el número de protones, electrones y neutrones presentes en cada uno de estos átomos o iones, determinar la configuración electrónica de los mismos según el Modelo Atómico de Bohr si el Z de cada elemento es conocido:
 - a. Carbono – 12.
 - b. Uranio – 235.
 - c. Catión sodio ($^{23}\text{Na}^{+}$)

d. Anión cloruro ($^{37}_{17}\text{Cl}^-$)

11. Determine la configuración electrónica, según el Modelo Atómico de Bohr, de los elementos de Z: 5; 18; 27; 39 y 56. Ubíquelos en la Tabla Periódica de los Elementos y, a partir de los datos en ella consignados, indique símbolo, Masa Atómica Relativa y Número de electrones del último nivel de energía.

12. ¿Cuál es el número másico de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?

13. Calcule el número de neutrones de $^{239}_{94}\text{Pu}$.

14. Para cada una de las siguientes especies, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo.

- a. ^3_2He
- b. ^4_2He
- c. $^{24}_{12}\text{Mg}$
- d. $^{25}_{12}\text{Mg}$
- e. $^{49}_{22}\text{Ti}$
- f. $^{49}_{35}\text{Br}$
- g. $^{105}_{78}\text{Pt}$
- h. $^{15}_7\text{N}$
- i. $^{33}_{16}\text{S}$
- j. $^{63}_{29}\text{Cu}$
- k. $^{84}_{38}\text{Sr}$
- l. $^{130}_{56}\text{Ba}$
- m. $^{186}_{74}\text{W}$
- n. $^{202}_{80}\text{Hg}$

15. Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isotopos

- a. Z = 74, A = 186
- b. Z = 11, A = 23
- c. Z = 28, A = 64
- d. Z = 80, A = 201

16. Indique el número total de:

- a. Electrones p en el N (Z = 7)
- b. Electrones s en el Si (Z = 14)
- c. Electrones 3d en el S (Z = 16)

17. Las configuraciones electrónicas del estado fundamental que se muestran aquí pueden ser incorrectas. Determine cuales, explique qué errores se han cometido en cada una y escriba las configuraciones electrónicas correctas:
- Al: $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$
 - B: $1s^2 2s^2 2p^5$
 - F: $1s^2 2s^2 2p^6$
18. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos en su estado fundamental.
- B
 - V
 - Ni
 - As
 - I
 - Au
 - Ge
 - Fe
 - Zn
 - Ni
 - W
 - Tl
19. Dibuje un esquema general de una tabla periódica, indicando donde se localizan los metales, los no metales y los gases nobles.
20. Escriba el nombre y el símbolo de un elemento de cada uno de los siguientes grupos:
- IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA
 - Metales de transición
21. Escriba la configuración electrónica externa de:
- Los metales alcalinos
 - Los metales alcalinotérreos
 - Los halógenos
 - Los gases nobles
22. Utilizando los elementos de la primer serie de transición (del Sc al Cu), muestre las características de las configuraciones electrónicas de los metales de transición.
23. Con base en la posición en la tabla periódica, seleccione el átomo de mayor radio atómico en cada uno de los siguientes pares:
- Na, Cs
 - Be, Ba

- c. N, Sb
- d. F, Br
- e. Ne, Xe

24. En cada uno de los siguientes pares, indique cual especie tendrá menor radio:

- a. Cl, Cl⁻
- b. Na, Na⁺
- c. O⁻², S⁻²
- d. Mg⁺², Al⁺³
- e. Au⁺, Au⁺³

25. Acomode los siguientes elementos en orden de la primera energía de ionización creciente:

- a. Na, Cl, Al, S, Cs
- b. F, K, P, Ca, Ne

26. Acomode los siguientes elementos en orden creciente según su afinidad electrónica:

- a. Li, Na, K
- b. F, Cl, Br, I

27. Determine si cada una de las siguientes propiedades de los elementos representativos en general aumenta o disminuye (A) de izquierda a derecha a lo largo de un periodo – (B) de arriba hacia abajo a lo largo de un grupo.

- a. Carácter metálico
- b. Tamaño atómico
- c. Energía de ionización

28. Acomode las siguientes especies en parejas isoelectrónicas: O⁺, Ar, S⁻², Ne, Zn, Cs⁺, N⁻³, As⁺³, N, Xe.

29. ¿Cuál de las siguientes propiedades muestras una clara variación periódica?

- a. Primera energía de ionización
- b. Masa molar de los elementos
- c. Numero de isotopos de un elemento
- d. Radio atómico.

Serie V: Uniones Químicas

1. ¿Cuáles de los siguientes compuestos esperarías que fueran iónicos y cuáles no?
 - a. KBr
 - b. H_2S
 - c. NF_3
 - d. CHCl_3
 - e. CaSO_4
 - f. NH_4Cl
 - g. PH_3
 - h. CH_3OH
2. Ordena los siguientes enlaces en orden creciente según su carácter iónico: C–H, F–H, Br–H, Na–I, K–F, LiCl
3. ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos formarán enlaces iónicos?
 - a. Te–H
 - b. C–F
 - c. Ba–F
 - d. N–F
 - e. K–O
4. Predecir si los siguientes compuestos tendrán carácter iónico o covalente
 - a. MgO
 - b. NO_2
 - c. SCN^-
5. ¿Qué molécula tiene enlaces covalentes no polares?
 - a. CO_2
 - b. CO
 - c. H_2O
 - d. HF
 - e. Ninguna de las anteriores
6. ¿En cuál de los compuestos siguientes el enlace es iónico?
 - a. HCl
 - b. CH_4
 - c. H_2O
 - d. H_2O_2
 - e. NaH
7. Escribe las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas
 - a. CH_4
 - b. NH_3
 - c. CO_2

- d. H_2SO_4
8. Representar las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas e iones
- O_3
 - SO_2
 - CO_3^{2-}
 - H_2O
 - HF
9. Escribe las fórmulas de Lewis para
- ClO_4^-
 - NOF
 - SeF_4
 - COCl_2
 - ClF_3
10. Dibuja las estructuras de Lewis para los siguientes contaminantes comunes del aire:
- SO_2
 - NO_2
 - CO
 - SO_3
 - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
11. Proponga estructuras de Lewis para las siguientes especies:
- BeCl_2
 - SO_2
 - NH_4^+
 - SO_2Cl_2
 - CH_2ClF
 - NH_2OH
 - HClO_3
 - HNO_2

Bibliografía

Atkins, Peter. 1998. *Química*. Barcelona : Ediciones Omega S.A, 1998. ISBN: 84-282-1131-0.

Aydon, Cyril. 2008. *Historias curiosas de la ciencia*. Barcelona : Swing Ciencia, 2008. ISBN: 978-84-96746-32-9.

Barros, Patricio y Bravo, Antonio. Libros Maravilloso. *La Búsqueda de los Elementos*. [En línea]
[Citado el: 2011 de 12 de 04.]

<http://www.librosmaravillosos.com/labusquedadeloselementos/>.

By H. G. J. Moseley, M. A. 2000. THE HIGH FREQUENCY SPECTRA OF THE ELEMENTS. *THE HIGH FREQUENCY SPECTRA OF THE ELEMENTS*. [En línea] Enero de 2000. http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/hist_chi/text_origin/moseley/Moseley-article.htm.

Coll, Sebastian y Rappa, Federico. 2011. cienciasfiscassegudochebiyfedede. *cienciasfiscassegudochebiyfedede*. [En línea] Tangient LLC, 29 de 03 de 2011. [Citado el: 04 de 12 de 2011.]

<http://cienciasfiscassegudochebiyfedede.wikispaces.com/1.+estados+fisicos+de+la+materia>.

Di Risio, Cecilia. 2009. *Química Básica*. Buenos Aires : Educando, 2009. ISBN: 978-987-9419-62-5.—. **2008.** *Química Ejercitación*. Buenos Aires : CCC Educando, 2008. ISBN: 978-987-9419-58-8.

Garrido, Mario Avila. 2008. *Química*. Santiago de Chile : Santillana, 2008. ISBN: 978-956-15.

Gellon, Gabriel. 2011. *Había una vez el átomo*. Buenos Aires : Siglo XXI, 2011. ISBN: 978-987-1220-93-9.

Ruiz, Antonio, y otros. 1994. *Schaum - Química General*. Madrid : McGRAW-HILL, 1994. ISBN: 84-481-1947-9.