QUÍMICA GENERAL

UNIDAD I

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

1. PROPIEDADES FUNDAMENTALES DE LA MATERIA.

La Química (proviene del árabe “Kême” que significa “tierra”) y es la ciencia que estudia la estructura, composición y propiedades de la materia, además de los cambios durante las reacciones químicas y su relación que tiene con la Energía que participa en dichas reacciones. Como ya se ha destacado anteriormente, la materia es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Se entiende por masa como la medida de la cantidad de sustancia que se obtiene de cualquier materia y son nuestros sentidos como la vista y el tacto la que son capaces de identificarlas como un tipo de materia, aunque algunas veces no seamos capaces de reconocerlas por sus propiedades como es en el caso de los gases ya que algunos son incoloros, inodoros e insípidos como por ejemplo el aire.

La combinación de sólo 100 sustancias denominadas “elementos”. Estas sustancias simples, formados por átomos idénticos, se combina entre sí formando una gran cantidad de compuestos y así otorgan una gran variedad de materia presente en el planeta y nuestra experiencia se basa con muestras de materia de un tamaño que podamos tocar, ver y manejar. Sin embargo, son los átomos y moléculas los componentes fundamentales de la materia y a pesar de que no podemos tocarlos ni observarlos, ya que son en extremo diminutas, son estas partículas la que le darán la visión química a la naturaleza.

La interacción de los átomos y moléculas darán origen a las propiedades físicas y químicas además del comportamiento de la materia, como por ejemplo la combinación de sodio y cloro cuyas propiedades variarán cuando ellas se juntes y formen cloruro de sodio, compuesto que utilizamos diariamente y que es conocida como la sal común.

Por ahora, explicaremos los conceptos fundamentales básicos de la materia, sus propiedades físicas y químicas para obtener una mejor comprensión de esta.

1.1Estados de la materia.

La materia se clasifica en cinco estados (sólido, líquido, gaseoso, plasma, condensado de Bose-Einstein, pero los más utilizados y validados experimentalmente son los primeros tres estados: sólido, conformadas por sustancias rígidas cuya forma está definida y el volumen no varía mucho con los cambios de temperatura y presión. En los sólidos cristalinos, como el cuarzo y el diamante, poseen partículas individuales muy bien definidas lo cuál determina la dureza y resistencia de los cristales.

En el estado líquido, las partículas individuales se encuentran determinadas por un volumen dado, o sea el líquido tomará la forma de un recipiente que lo contiene debido a que sus moléculas están orientadas al azar. Este tipo de materia es difícil de comprimir debido a la cercanía entre una molécula con otra.

Por último se encuentran los gases, que son menos densos que los otros dos tipos de materia, se pueden expandir de forma infinita y ocupan todo en volumen disponible en que están confinados, se comprimen con facilidad y sus partículas individuales se encuentran muy separadas.

Figura 1. Estados de la materia[1]

1.2 Propiedades Físicas y Químicas de la Materia

Los tipos de materia se determinan y comparan de acuerdo a sus propiedades, de manera general, encontraremos las propiedades químicas y físicas.

Las propiedades químicas son aquellas donde la materia cambia su composición, tienen relación con los tipos de cambios químicos que experimentan dichas sustancias, como por ejemplo la combinación del magnesio metálico con el oxígeno gaseoso, formando óxido de magnesio, un polvo blanco. Otro ejemplo es el hierro metálico gris y el azufre amarillo, ambos elementos químicos que al mezclarse en igual proporción forman una mezcla amarilla grisácea pero no habría proceso químico ya que el material es

[1] Extraído de “átomos y bits” http://www.atomosybits.com/tag/estados-agregados-de-la-materia/

identificado como una “mezcla” ya que el azufre y el hierro pueden ser separados mediante un imán, que atrae el hierro y lo separa del azufre. Por otro lado, si esta mezcla es calentada en diferentes proporciones se toma a lugar una reacción química y se forma un nueva sustancia, sulfuro de hierro (II), cuya fórmula química es FeS y adquiere características particulares y diferentes a hierro y al azufre como el punto de fusión o la solubilidad y la separación de estos dos elementos no será mediante un proceso mecánico.

Por otra parte, las propiedades físicas se pueden observar sin que exista cambio en la composición. Las propiedades físicas existentes son: punto de fusión, ebullición, color, densidad, dureza, conductividad eléctrica y térmica. Uno de los ejemplos más conocidos es el cambio del agua por los diferentes estados, sólido (hielo) a baja temperatura, líquido a temperatura ambiente o alta y gas a temperatura muy alta (vapor). Un ejemplo más básico pero es la crema de leche, si la bebemos fría o caliente esta posee el mismo gusto por lo tanto la temperatura no altera su composición, o también podemos cambiar su estado batiéndola y aunque la crema pase a estado sólido y cambie su volumen el gusto sigue siendo el mismo y de nuevo no alterará su composición.

De la misma forma, la materia se puede clasificar en dependiendo de la cantidad de sustancia existente, es decir, el volumen y la masa dependen y son directamente proporcionales a la cantidad de materia de la muestra. Cuando ocurre eso hablamos de propiedades extensivas y nos referiremos a propiedades intensivas cuando el color y el punto de fusión de una sustancia sean iguales tanto para una muestra pequeña como para una grande, es decir son independientes de la cantidad de materia, queremos enfatizar que todas las propiedades químicas son intensivas.

1.3 Mezclas, sustancias, compuestos y elementos.

Desde el punto de vista químico, la materia puede presentarse como sustancia pura o mezclas de sustancias.

Una sustancia pura es aquella que tiene la misma composición química en todos los estados y presenta las siguientes características:

- Posee una composición definida y constante, con propiedades químicas y físicas características.
- No se pueden descomponer en otras sustancias más simples por método físico.
- Se representan mediante fórmulas químicas o símbolos tales como la sal (NaCl), el oro (Au) y el agua (H_2O).

Asimismo, las sustancias puras se clasifican en elementos químicos, que son los que se constituyen por átomos de la misma clase, no pueden ser descompuestos en sustancias más simples por métodos físicos y químicos, aunque algunos pueden separarse por radiación y se representan por símbolos químicos que son los que están

constituidos en la tabla periódica como por ejemplo el cobre (Cu), aluminio (Al), cloro (Cl), nitrógeno (N), etc.

Luego se encuentran los compuestos químicos**,** que son aquellos que están formados por dos o más elementos unidos mediante enlaces químicos, en cantidades fijas y exactas (proporciones definidas), estas sustancias pueden ser descompuestas en sustancias mucho más simple por métodos químicos y se representan por fórmulas químicas, como el agua (H_2O), el ácido clorhídrico (HCl), la sal (NaCl). En los laboratorios, se trabaja específicamente con muestras que corresponde a sustancias con diferentes compuestos químicos como por ejemplo la orina.

Figura 2. "Cloruro de sodio"[2]

Las mezclas de sustancias son aquellas que:

- Son una combinación de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí, es decir, cada sustancia conservará las propiedades que lo caracterizan.
- Pueden ser separadas por métodos físicos tales como la destilación, cromatografía, decantación, filtración, evaporación, tamizado
- No se representan mediante símbolos químicos, como por ejemplo la sangre, las bebidas, el aire.

Las mezclas pueden dividirse en dos tipos: Heterogéneas**,** en las que su componente no están uniformemente distribuidos ya que los componentes conservan sus propiedades individualmente dentro de ellas se encuentran las suspensiones y los coloides. Algunos ejemplos es el aceite con agua, la sangre, la ensalada, el aceite ye l vinagre.

[2] Extraído de:
http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Water/PublicWaterSupply/PublicWaterSupply.html

Las suspensiones poseen un tamaño menos a 10^{-5} cm y sus componentes se separan mediante filtración o centrifugación. Un claro ejemplo es la sangre o algunos medicamentos como la penicilina

Figura 3. "Tipos de suspensiones: Sangre y penicilina"[3]

El tamaño de los coloides se encuentra entre los 10^{-5} y 10^{-7} cm y sus componentes físicos pueden ser separados mediante la extracción. Algunos ejemplos son los geles, espumas y jaleas.

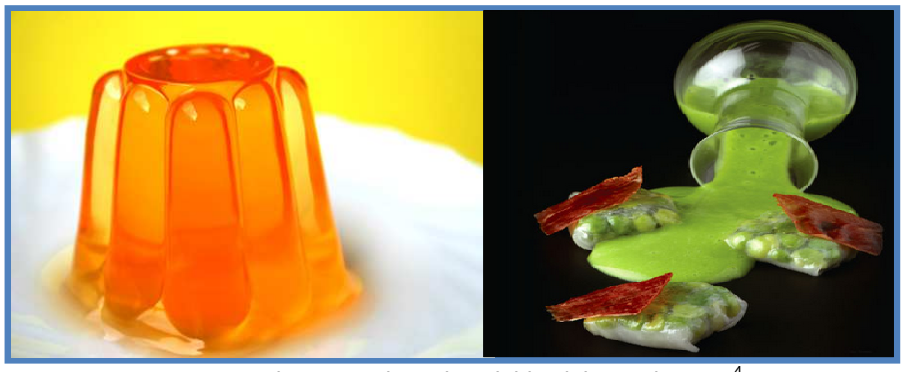


Figura 4: "Tipos de coloides jalea y pinturas"[4]

En cambio, las mezclas Homogéneas, son aquellas es que sus componentes se distribuyen de manera uniforme, debido a esto cada porción de la mezcla tendrá las mismas propiedades. Son conocidas también como Disoluciones química, su tamaño debe ser mayor a 10^{-7} y sus métodos de separación es la destilación, extracción por solvente, cromatografía y precipitación selectiva, algunos ejemplos son la bebida y el agua potable, la orina, el vino y el aire.

[3] Extraído de http://francisthemulenews.wordpress.com/2011/07/06/por-primera-vez-se-determina-la-viscosidad-de-la-sangre-mediante-simulaciones-en-superordenadores/
[4] Extraído de http://olgaecheverry.blogspot.com/p/quimica-8.html

Figura 5: “Mezcla homogénea: el agua potable”[5]

1.4 Técnicas de separación

Existen diversas técnicas para separar las mezclas, dependiendo si estas son homogéneas o heterogéneas, destacaremos seis túnicas de separación:

a. Filtración: Separa los sólidos no solubles de un líquido, este sólido queda en el papel filtro y el líquido cae dentro del recipiente.

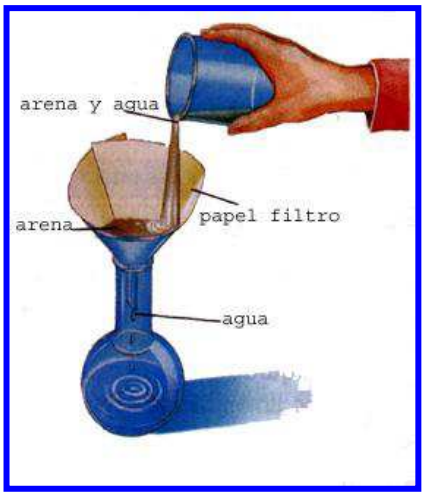


Figura 6: “Filtración

[5] Extraído de http://estudiacienciasnat.blogspot.com/2009/07/mezclas-y-separacion-de-mezclas.html

b. Decantación: Esta técnica separa líquidos que no son miscibles, en la parte inferior queda el líquido más denso la cual se separará cuando la llave del embudo se abra.

Figura 7: Decantación"[6]

c. Tamizado: Separa los sólidos de distintos tamaños, esta mezcla se pasa por un aparato denominado tamiz.

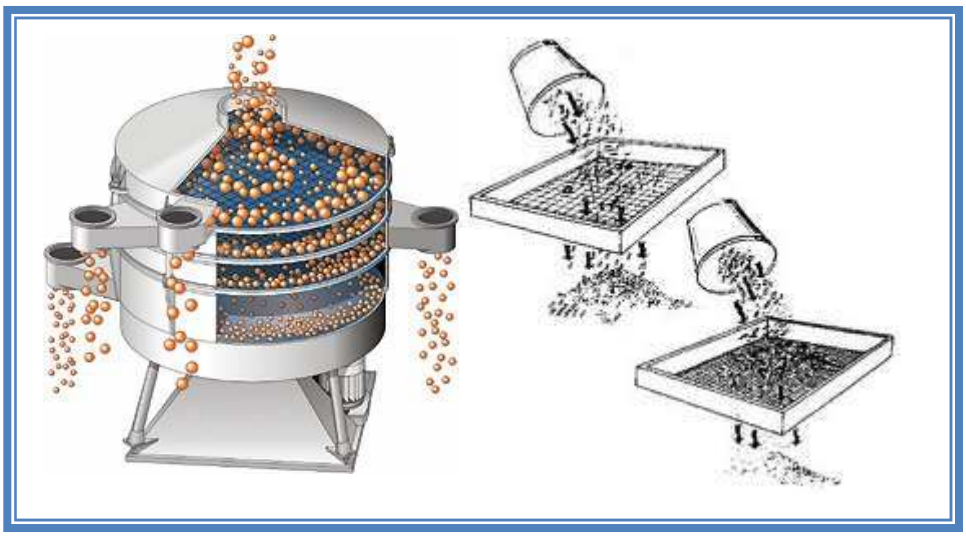


Figura 8: "Tamizado"[7]

[6] Extraído de http://cienciasamigables.blogspot.com/2010_06_01_archive.html
[7] Extraído de http://laboratorio-sandra.blogspot.com/2008/05/operacion-unitaria.html

d. Destilación: Separa los sólidos disueltos en un líquido o aquellos líquidos que son miscibles, esta técnica separa mezclas de acuerdo al punto de ebullición de los componentes, ya que serán notoriamente distintos.

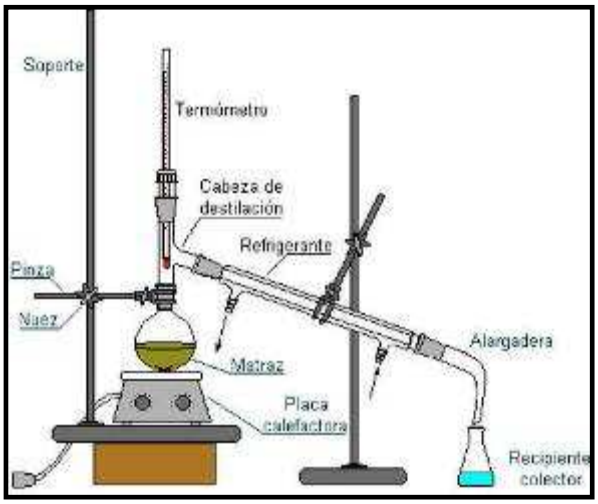


Figura 9: "Destilación"[8]

e. Evaporación: Se utiliza para separar mezclas líquidas donde se evapora el disolvente y el sólido queda en el fondo del recipiente.

Figura 10: "Evaporación"[9]

f. Cromatografía: La mezcla se pasa por un medio adsorbente como es el papel filtro y se separará de acuerdo a las afinidades que los componentes presenten con el papel filtro o con el disolvente.

[8] Extraído de http://laboratorio2bach.blogspot.com/2010/02/destilacion-de-vino.html
[9] http://www.google.cl/imgres?q=evaporacion&num=10&um=1&hl=es&biw=1366&bih=677&tbm=isch&tbniKWjkumiy-kheKM:&imgrefurl=http://www.pps.k12.or.us/district/depts/edmedia/videoteca/curso1/htmlb/

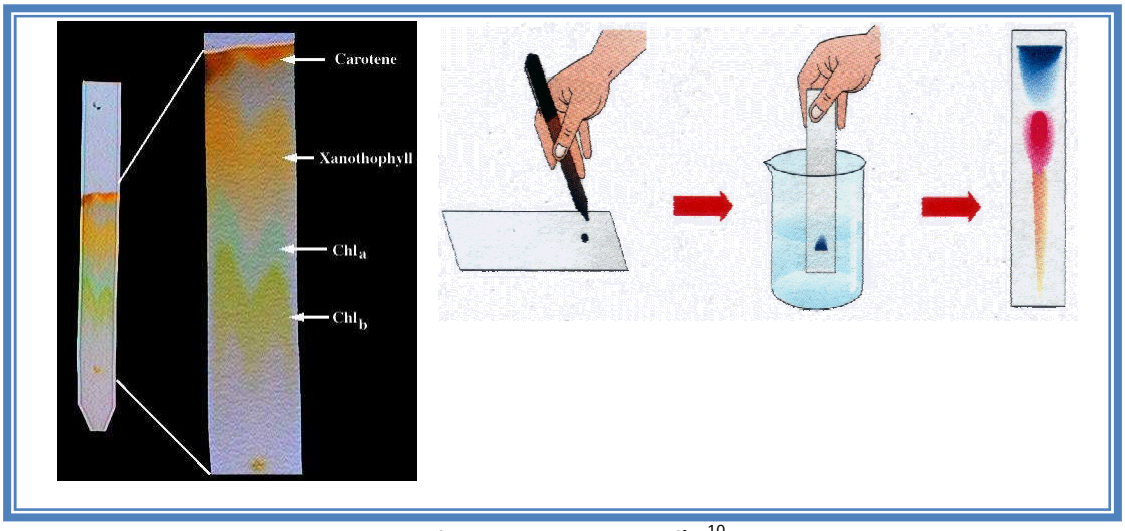


Figura 11: "Cromatografía"[10]

2. LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

Las leyes fundamentales de la química son la bases cuantitavas para explicar el comportamiento químico y físico que poseen los átomos durante su interacción.

A pesar de que se puede observar la química desde tiempos prehistóricos, el verdadero desarrollo científico fue a partir del siglo XVIII, lo que significa un retraso importante a comparación de otras ciencias como la física debido a que no se contaba con los sistemas necesarios para poder desarrollar esta ciencia.

Con la Alquimia y el Flogisto las técnicas de trabajo experimental se fueron desarrollando y perfeccionando mucho más, algunas de las contribuciones fueron:

a) Análisis sistemático de reacciones en disoluciones.
Aplicación del soplete para fusiones y calcinaciones, de esta manera se realizarían análisis de sustancias en pequeñas muestras.

b) Determinación de las masas de los compuestos sólidos que pueden aparecer en una reacción mediante análisis gravimétrico (técnica que tiene como fundamento la determinación de los constituyentes de una muestra o categorías de materiales por la medida de sus pesos)

c) Mejora de los métodos de manipulación de los gases que realizó el científico inglés Joseph Priestley en 1772 al demostrar la interacción que hay entre la combustión y la respiración, debido a que en el aire done había ardido una vela hasta apagarse

[10] http://milrevistasgratis.com/tag/cromatografia/

espontáneamente volvía a ser respirable y mantener la combustión donde plantas ya habían crecido en él durante algún tiempo.

Fruto de todos estos conocimientos la Química empieza a ser rigurosamente cuantitativa y nace de esta manera las leyes fundamentales de la Química, siendo las siguientes:

2.1 Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier
2.2 Ley de las proporciones definidas o ley de Proust
2.3 Lay de las proporciones múltiples o ley de Dalton
2.4 Ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter
2.5 Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas

2.1 Ley de la conservación de la masa

Desarrollada por Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), químico francés, y fundador de la química moderna. Nació el 26 de agosto de 1743 en París y estudió en el Instituto Mazarino.

Fue miembro de la Academia de Ciencias en 1768. Tuvo cargos públicos, como director estatal de los trabajos para la fabricación de la pólvora en 1776, miembro de una comisión para establecer un sistema uniforme de pesas y medidas en 1790 y comisario del tesoro en 1791. Trató de introducir reformas en el sistema monetario y tributario francés y en los métodos de producción agrícola. Actuó como dirigente de los campesinos, debido a esto fue arrestado y juzgado por el tribunal revolucionario y guillotinado el 8 de mayo de 1794.

Los primeros experimentos químicos realizados de manera cuantitativa fueron hechos por Lavoisier donde demostró que la cantidad de materia será la misma al principio y al final de una reacción química. En 1770 Lavoisier investigó la composición del agua y denominó a sus componentes hidrógeno y oxígeno, realizó un experimento donde calentaba el agua utilizando un instrumento que condensaba el vapor y lo devolvía al recipiente, sin perder un solo gramo de agua. Demostró el peso del matraz. Del condensador y del agua seguía siendo el mismo tanto antes como después del experimento.

Otros de los experimentos más importantes de Lavoisier fue el estudio de la naturaleza de la combustión, demostrando que es un proceso en el que se produce la combinación de una sustancia con el oxígeno. También reveló el papel del oxígeno en la respiración de los animales y las plantas. La explicación de Lavoisier de la combustión reemplazó a la teoría del flogisto, sustancia que desprendían los materiales al arder.

De todo esto nace la ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier donde se establece que: “La masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactantes o reactivos”, es decir, los mismos números de átomos de cada tipo

están presentes antes y después de una reacción química o que la masa en gramos de los reactantes será igual a la masa en gramos de los productos.

Por ejemplo; dos gramos de cloro y 3 gramos de sodio producen 5 gramos de cloruro de sodio

$$Na^{+} + Cl^{-} \longrightarrow NaCl$$

O la reacción del cobre con el azufre para originar sulfuro cúprico mediante:

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

Donde, 4,00 gramos de cobre reaccionan con 2,02 gramos de azufre originando 6,02 gramos de sulfuro cúprico.

Pero en la realidad debemos tomar en cuenta otras variantes; tomemos 1,5 gramos de Nitrato de plata ($AgNO_3$) y lo disolvemos en agua (H_2O), lo ponemos en contacto con cobre y se crea plata (Ag), que pesa 0,88 g.

$$a.\ \mathbf{AgNO_3} + Cu \longrightarrow Ag + CuNO_3$$

1,5 g **0,88 g**

Luego a esta plata se le añade Acido Nítrico (HNO_3) y se vuelve a crear $AgNO_3$ que ahora debería pesar 1,5 g, pero al haber perdido un poco de sustancia en los pasos anteriores, como por ejemplo plata impregnada en la varilla al revolverla o que se haya caído fuera del vaso precipitado, pesará 1,46g.

$$b.\ Ag + HNO_3 \longrightarrow HNO_2 + \mathbf{1AgNO_3}$$

0,88g ***1,5 g (Teóricamente)***

1,46g (Experimentalmente)

Con el químico francés Claude Louis Berthollet, Lavoisier concibió una nomenclatura química, que sirve de base al sistema moderno. La describió en Método de Nomenclatura Química (1787). En el Tratado elemental de química *(1789),* "Lavoisier *aclara el concepto de elemento como una sustancia simple que no se puede dividir mediante ningún método de análisis químico conocido, y elaboró una teoría de la formación de compuestos a partir de los elementos. También escribió Sobre la Combustión (1777), y Consideraciones sobre la Naturaleza de los Ácidos (1778)*

2.2 Ley de las proporciones constantes.

Definido por el químico francés Joseph Louis Proust (1754 - 1826). Fue uno de los fundadores del análisis químico, conocido también por haber formulado la ley química de las proporciones definidas, llamada algunas veces ley de Proust. Se traslada a España en 1789, donde ejerció la enseñanza y dirigió un laboratorio bajo la protección de Carlos IV. Regresó a Francia en 1808 y vivió retirado el resto de su vida.

Su ley de las proporciones definidas (1799) establece que "para formar una sustancia, los elementos estarán todos presentes en una proporción fija en masa, independientemente de cómo se prepare el compuesto o del método usado para obtener la sustancia", dicho de otra manera para formar una sustancia, los elementos que se combinan lo hacen en una proporción determinada de masa, independiente del método usado para obtener la sustancia

Por ejemplo; se sabe que el agua pura contiene un 11,2% de hidrógeno y un 88,8% de oxígeno. De esta manera, se puede analizar una gota de agua de la llave o los 3 millones de litros de agua que necesita una piscina olímpica, siempre se obtendrán 11,2% de hidrógeno y 88,8% de oxígeno.

Muestra A	**Composición**	**Muestra B**
10,000 g		27,000 g
1,119 g de Hidrogeno	**% de Hidrogeno = 11,19**	3,021 g de Hidrógeno
8,881 g de Oxigeno	**% de Oxigeno = 88,81**	23,979 g de Oxígeno

Visto de forma más simple:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

Tenemos: 4g de H_2 + 32g O_2 $\longrightarrow$ 36 g de H_2O (ley de conservación de la masa)

Eso significa que siempre reacciones 32 gramos de oxígeno y 4 gramos de hidrógeno.

$\frac{32\ g\ O_2}{4\ g\ H_2}$ al simplificar queda $\frac{8\ g\ O_2}{1g\ H_2}$

Ahora si tomamos un problema cualquiera como: tengo 16 g de H_2 ¿Cuánto O_2 necesito para que reaccione completamente?Esto quiere decir que;

$$\frac{32\ g\ O_2}{4\ g\ H_2} = \frac{X\ g\ O_2}{16g\ H_2}$$

Donde:

$$X= (16g\ H_2 \times 32\ g\ O_2) /4\ g\ H_2$$

$$\mathbf{X= 128\ g\ de\ O_2}$$

Proust incluyó la ley en un ensayo que publicó en 1794. Sin embargo, esta ley no fue aceptada totalmente hasta que el químico sueco Jöns Jakob Berzelius la apoyó en 1811. Proust también descubrió el azúcar de uva, lo que hoy se denomina glucosa. En 1816 fue elegido miembro de la Academia Francesa de Ciencias.

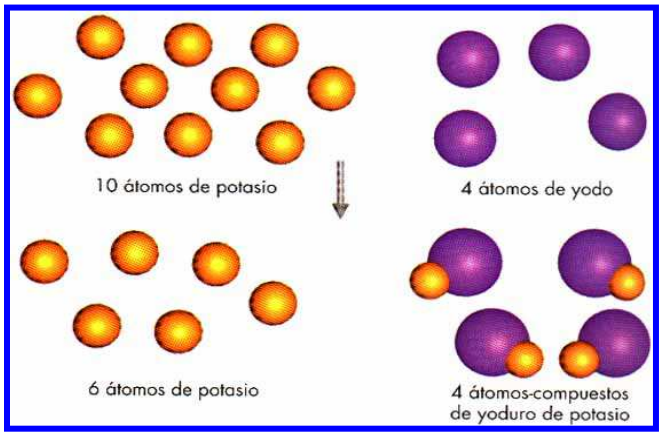


Figura 12: “Ley de Proust”

2.3 Ley de las proporciones múltiples.

John Dalton, profesor y químico británico, estaba fascinado con el estudio de los elementos. A principios del siglo XIX estudió la forma en que los diversos elementos se combinan entre sí para formar compuestos químicos.. Dalton demuestra que los átomos se unen entre sí en proporciones definidas. Sus investigaciones demostraron que los átomos suelen formar grupos llamados moléculas. Por ejemplo una molécula de agua, está formada por un único átomo de oxígeno (O) y dos átomos de hidrógeno (H) unidos por una fuerza eléctrica denominada enlace químico, por lo que el agua se simboliza como H-O-H o H_2O.

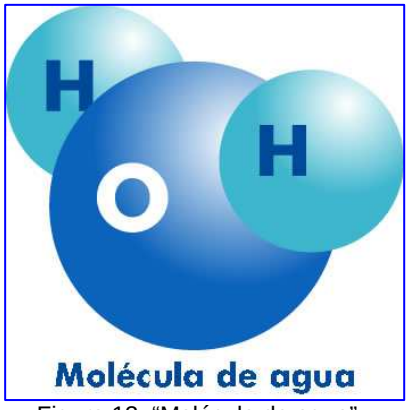


Figura 13: "Molécula de agua"

La ley de Dalton o ley de proporciones múltiples (1803) establece que: "Cuando dos elementos se combinan entre sí para dar compuestos diferentes, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números sencillos".

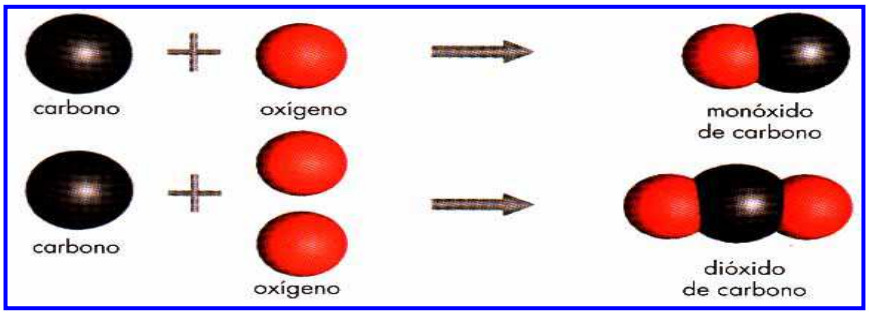


Figura 14: "Ley de Dalton"

Esto también nos dice que los elementos químicos se combinan en más de una proporción, así por ejemplo 1 gramo de nitrógeno se puede combinar con tres proporciones distintas de oxígeno para generar tres nuevas sustancias (óxido de nitrógeno).

Compuesto	Masa de N (g)	Masa de O (g)
Dióxido de nitrógeno (NO2)	**1**	**2,28**
Monóxido de nitrógeno (NO)	**1**	**1,14**
Óxido de nitrógeno (N2O)	**1**	**0,57**

Tabla 1: “Compuestos y cantidad de masa en la combinación de ellas”

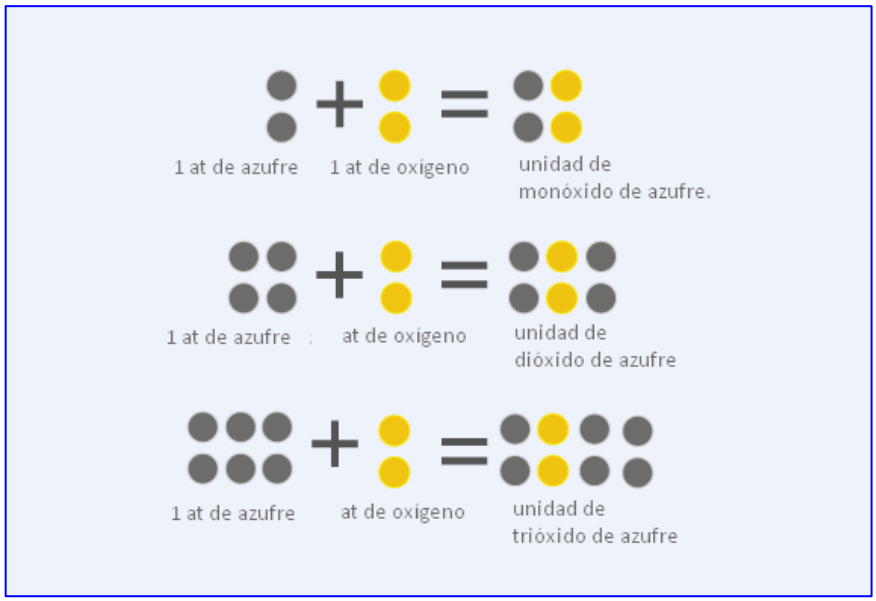


Figura 15:” Ejemplo gráfico de la ley de Dalton”

Otro ejemplo es La combinación de una misma cantidad de Carbono (12 gramos) con distintas cantidades de Oxígeno.

C + O2 --> CO2	**12 g. de C + 32 g. de O2 --> 44 g. CO2**
C + ½ O2 --> CO2	**12 g. de C + 16 g. de O2 --> 28 g. CO2**

Se observa que las cantidades de oxígeno mantienen la relación numérica sencilla (en este caso "el doble")

32/16 = 2

2.4Ley de las proporciones recíprocas.

Es una de las leyes estequiométricas de las ciencias naturales, también conocida como ley de Richter.

A pesar de que Lavoisier mostró interés en la composición cuantitativa de la materia, no pudo establecer las relaciones ponderales con que los elementos químicos se combinan entre sí. No obstante, un químico alemán llamado Jeremías Benjamín Richter (1762-1807) se enfoca en las matemáticas aplicadas en la química estableciendo de esta forma, relaciones numéricas entre las composiciones de diferentes sustancias-

Uno de sus trabajos más importante fue la neutralización de ácidos y bases. Al estudiar este fenómeno pudo medir la cantidad exacta de diferentes ácidos que se necesitaba para neutralizar una cantidad determinada de una base particular y viceversa. Mediante sus mediciones cuidadosas encontró que se requerían cantidades fijas y exactas.

De ahí nace la ley de las proporciones recíprocas donde dice que: *"las masas de los elementos que se combinan con la masa de un tercero, guardan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí"*

Por ejemplo, 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para formar agua. Por otro lado 6 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para producir dióxido de carbono. De ello se podría deducir que, si el carbono y el hidrógeno se combinasen entre sí, sus masas deben estar en la relación:

Masa de carbono/masa de hidrógeno = 6 / 2 = 3

Pues bien, existe un compuesto de carbono e hidrógeno, el metano, CH_4, en el que las masas de carbono e hidrógeno están en dicha proporción.

Hidrógeno (2 g) + Oxígeno (16 g) ⟶ Agua
Carbono (6 g) + Oxígeno (16 g) ⟶ Dióxido de carbono
Carbono (6 g) + Hidrógeno (2 g) ⟶ Metano

2.5. Equivalente Químico

Richter estudió el oxígeno por ser uno de los elementos que se combina con casi todos los demás elementos químicos, dentro de sus numerosos experimentos tomó 100 partes en peso de oxígeno; la cantidad en peso de cada elemento que se combinaba con

estas 100 partes en peso de oxígeno era su peso de combinación. Como resultado el menor peso de combinación que así se encontraba era el del hidrógeno, por lo que fue natural tomar como base relativa de los pesos de combinación de los elementos el valor 1 para el hidrógeno; en esta escala el oxígeno tiene el valor 7,9365 y otros elementos tienen también valores algo inferiores a números enteros.

Pero puesto que el hidrógeno se combina con muy pocos elementos y el peso de combinación de éstos tenía que encontrarse en general a partir de su combinación con el oxígeno, se decidió finalmente tomar nuevamente el oxígeno como base de los pesos de combinación redondeando su peso tipo a 8,000; el del hidrógeno resulta ser igual a 1,008 y el de varios elementos son ahora aproximadamente enteros

Bases	Ácidos				
Nombre de la sustancia	**Fórmula química**	**Peso equivalente**	**Nombre de la sustancia**	**Fórmula química**	**Peso equivalente**
Alúmina	Al_2O_3	525	Fluorhídrico	HF	427
Amoniaco	NH_3	672	Carbónico	$H_2\ CO_3$	577
Cal	Ca O	793	Muriático	HNO_3	712
Sosa	NaOH	859	Oxálico	$H_2\ C_2\ O_4$	755
Potasa	KOH_3	1605	Sulfúrico	$H_2\ S\ O_4$	1000
Barita	Ba O	2222	Nítrico	$H_2\ N\ O_3$	1404

Tabla 2: “Tabla de Richter”

De esta forma podemos predecir cálculos de las cantidades de sustancias que reaccionarían ente sí por ejemplo, en la tabla anterior se observa que 1605 partes de potasa (KOH) son neutralizadas por 427 partes de ácido fluorhídrico (HF), según la nomenclatura de la época, o por 577 de ácido carbónico. Estos pesos se conocen hoy en día como peso equivalente o equivalente químico que es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza a 8000 partes del oxígeno 1008 partes de hidrógeno

De esto nace el número de equivalentes cuya fórmula es:

Nº de equivalentes = moles de sustancias x número de funciones químicas en cada molécula, átomo o ion

Que dependerán de la reacción en partículas ya sea de un ácido, base o de una reacción de óxido reducción como veremos a continuación:

Se toma como equivalente químico al mol de la función química con que actúa una sustancia. Por ejemplo, un mol de ácido clorhídrico (HCl) produce un mol de protones, es decir un equivalente ácido, un mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4), produce dos moles protones por lo tanto dos equivalentes y el ácido ortofosfórico (H_3PO_4) produce tres moles de protones que equivale a tres equivalentes.

Ejemplo 1: $HCl \longrightarrow Cl^- + H^+$

1mol **1mol** **1mol (1 equivalente)**

0,5mol **0,5mol** **0,5mol (0,5 equivalente)**

Ejemplo 2: $H_2SO_4 \longrightarrow SO_4^{-2} + 2H^+$

1mol **1mol** **2mol (2 equivalente)**

0,5mol **0,5mol** **1mol (1 equivalente)**

De la misma forma se aplica para los equivalentes básicos como en el caso del hidróxido de sodio (NaOH), si analizamos un mol de esta sustancia tendríamos como consecuencia un mol de equivalente de acuerdo a los hidróxidos que hay en el compuesto.

Ejemplo:

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

1mol **1mol** **1mol (1equivalente)**

0,5mol **0,5mol** **0,5mol (0,5 equivalente)**

En la reacciones de óxido reducción un equivalente químico será un mol de electrones que se transfieren y este dependerá del estado de oxidación que obtenga la sustancia en el proceso puesto que de ello dependerá la cantidad de electrones transferidos por el átomo o la molécula.

Ejemplo:

$Cu\ (II) + 2e^- \longrightarrow Cu$; $Cu \longrightarrow Cu\ (II) + 2e^-$
Se transfieren dos moles de electrones, es decir, 2 equivalentes.

Pero en:
$Cu\ (I) + 2e^- \longrightarrow Cu$; $Cu \longrightarrow Cu\ (I) + 2e^-$
Se transfieren un de electrones, es decir, 1 equivalentes.

Como regla general se establece que:

Nº de equivalentes = moles de sustancias x número de funciones químicas en cada molécula, átomo o ion

2.6.Leyes volumétricas de las combinaciones químicas.

La ley de las combinaciones químicas Las variaciones de volumen de una masa determinada de gas tienen lugar con frecuencia por cambios simultáneos de presión y temperatura, para lo cual deberá usarse la siguiente fórmula matemática:

$$V1 \times P1 \times T2 = V2 \times P2 \times T1$$

Tomemos como referencia el ejemplo siguiente:

Cierta masa de un gas ocupa 200 litros a 95 ºC y 782 mm Hg ¿Cuál será el volumen ocupado por dicha masa de gas a 65 ºC y 815 mm Hg?

Lo primero que hay que hacer es la transformación de las unidades de temperatura
95 ºC = 368 º K y 65 ºC = 338 º K

Condiciones iniciales
V1 = 200 litros
P1 = 782 mm Hg
T1 = 368 ºK
Condiciones finales
V2 = ?
P2 = 815 mm Hg
T2 = 338 ºk

Utilizamos la fórmula V1 x P1 x T2 = V2 x P2 x T1 y despejamos V2

V2 = (V1 x P1 xT2) / (P2 x T1)
V2 = (200 l x 782 mm Hg x 338 ºK) / (815 mm Hg x 368 ºK) eliminando unidades comunes
V2 = 176,2 litros

Otra ley muy conocida de los gases es la ley de Gay-Lussac establece que:

"A temperatura y presión constante, los volúmenes de los gases que participan en una reacción química guardan entre sí relaciones de números sencillos"

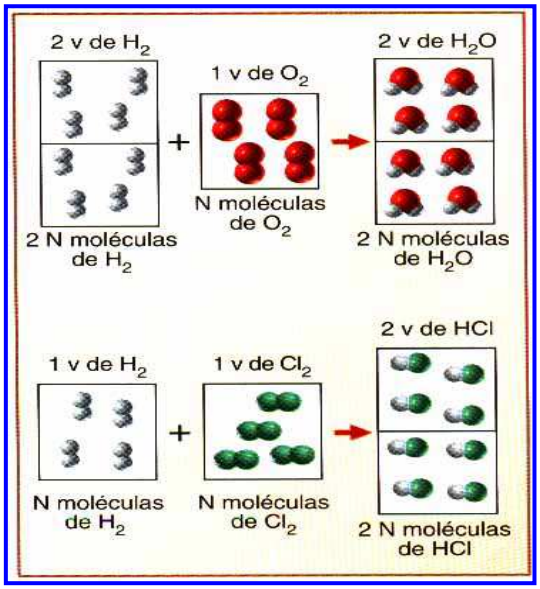


Figura 16: "Leyes de la combinaciones volumétricas"

Ejemplos:

- 1 litro de hidrógeno se combina con 1 litro de cloro para dar 2 litros de cloruro de hidrógeno.
- 1 litro de nitrógeno se combina con 3 litros de hidrógeno para dar 2 litros de amoniaco.
- 1 litro de oxígeno se combina con 2 litros de hidrógeno para dar 2 litros de agua (gas).

Por otra parte, las leyes de los gases estudian el comportamiento de una determinada masa de gas, donde una de las magnitudes en estudio permanece constante (volumen, presión o temperatura). Estas leyes son:

2.6.1Ley de Boyle.
2.6.2Ley de Charles
2.6.3Ley de Charles y Gay-Lussac
2.6.4Ley de los gases ideales.

2.6.1 Ley de Boyle- Mariotte

En 1660, Robert Boyle (1627-1691) establece que: "el volumen de una masa de gas determinada, a temperatura constante, en inversamente proporcional a la presión que lo soporta", esto quiere decir que si el volumen aumenta la presión disminuye, en caso contrario si el volumen disminuye, la presión aumenta.

De esta manera la relación entre las magnitudes serían:

Presión (P) x Volumen (V) = K (constante)

En expresión matemática sería: $\boxed{P_i \times V_i = P_f \times_f}$

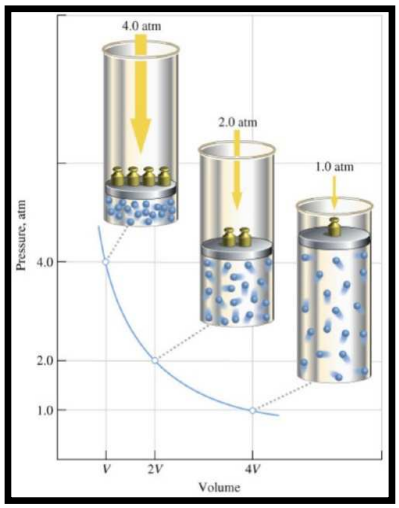


Figura 17: "Ley de Boyle"

Ejercicio resuelto:

En un trabajo experimental, se libera a nivel del mar un globo meteorológico con 1.000 L de helio. Existiendo una temperatura de 0ºC. Cuando este alcanza unos 16 Km de altura, el volumen del globo ha aumentado a 10.00L. ¿Cuál será la presión del helio a esta altura, suponiendo que la temperatura permanece constante?

Condiciones:

P inicial= 1.0 atm

V inicial= 1.000L

P final= X atm

V final= 10.000L

$$P_i \times V_i = P_f \times V_f$$

Despejando P_f $(P_i \times V_i)/ V_f = P_f$

Reemplazando $(1.0 \text{ atm} \times 1000L)/ 10.000L = P_f$

$$P_f = 0.1 \text{ atm.}$$

Esto demuestra que el volumen es inversamente proporcional a la presión, si se mantiene constante la temperatura

2.6.2Ley de Charles

En 1787, Jacques Charles (1746-1823) estableció que: "el volumen de una determinada masa de gas, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Eso significa que si el volumen de un gas aumenta, la temperatura también aumentará; en caso contrario si el volumen de un gas disminuye la temperatura disminuirá

El cero absoluto o 0 Kelvin corresponde a -273,15ºC, que es la temperatura teórica más baja posible. Siendo la relación entre las variables:

Volumen (V) / Temperatura (T) = K (constante)

Y en expresión matemática sería:

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

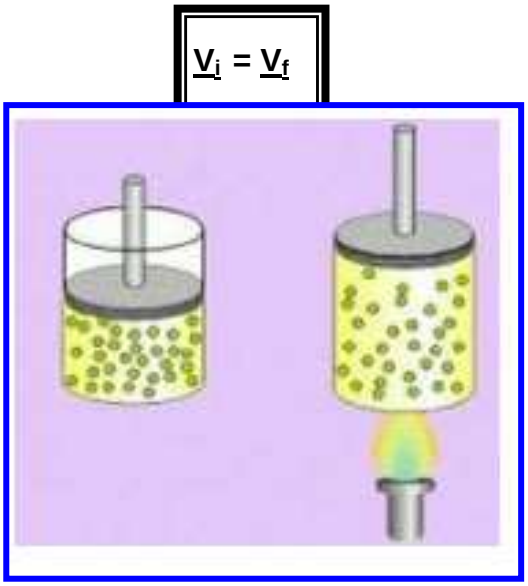


Figura 18: "Ley de Charles

Ejercicio resuelto:

Si en un día de invierno se infla un globo hasta el volumen de 250 L, dentro de una casa que se encuentra temperada a 25ºC, y luego se lo lleva al exterior donde la temperatura es de -5ºC. ¿Cuál será el nuevo volumen del globo, fuera de la casa, suponiendo que la presión es constante?

Condiciones:
Lo primero que hay que hacer es la transformación de las unidades de temperatura 25 ºC = 298 º K y -5 ºC = 268 º K

T inicial= 25ºC = 298,15K
V inicial= 2,50L
T final= -5ºC = 268,15K
V final= X L

$$V_i = V_f \qquad T_i = T_f \qquad V_f = \frac{V_i \times T_f}{T_i} \qquad V_f = \frac{2{,}50L \times 268{,}15K}{298{,}15K} \qquad V_f = 2{,}25L$$

Se demuestra de esta forma que la temperatura y el volumen de un gas son directamente proporcionales cuando la presión permanece constante.

2.6.3 Ley de Charles y Gay Lussac

Alrededor del año 1800, Jacques Charles y Joseph Gay-Lussac (1778-1850) establecieron que "la presión de un determinada masa de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta"

Siendo:

Presión (P) / Temperatura (T) = K (constante)

Y en expresión matemática sería:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

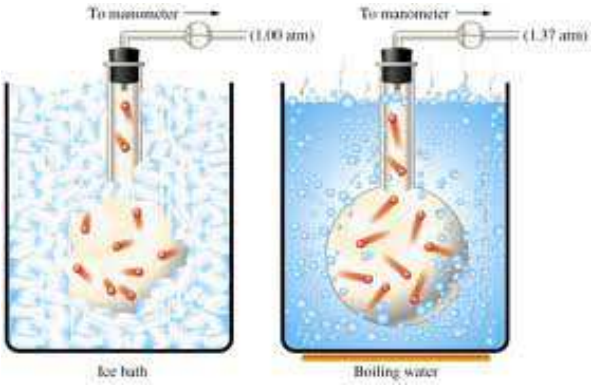


Figura 19: "Ley de Charles y Gay Lussac"

Ejercicio resuelto:

Si se encierra un gas a presión de 2,5 atm, en un recipiente rígido, a una temperatura de 20ºC ¿Qué presión tendrá si se enfría a una temperatura de -20ºC?

Lo primero que hay que hacer es la transformación de las unidades de temperatura 20 ºC = 293,15 º K y -20 ºC = 253,15 º K

Condiciones:
T inicial= 20ºC = 293,15K
P inicial= 2,5 atm
T final= -20ºC = 253,15K
P final= X atm

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \qquad P_f = \frac{V_i \times T_f}{T_i} \qquad P_f = \frac{2{,}5 \text{ atm} \times 253{,}15\text{K}}{293{,}15\text{K}} \qquad V_f = 2{,}16 \text{ atm}$$

Se demuestra de esta forma que la temperatura y el volumen de un gas son directamente proporcionales cuando la presión permanece constante.

2.6.4 Leyes de los gases ideales

La ley de los gases ideales se obtiene al combinar las leyes de los gases ya establecidas anteriormente, donde actúan cuatro magnitudes, Temperatura (T), presión (P), volumen (V) y cantidad de gas expresado en moles.

No existen gases ideales, por lo que su comportamiento puede explicarse de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$\boxed{P \times V = n \times R \times T}$$

Donde R es la constante de proporcionalidad y posee el mismo valor para todos los gases, que se calcula de acuerdo al volumen molar que es 22,4 L en condiciones normales 273, 15K y a 1atm, donde R es 0.0821 atm x L/ mol x K

$$\boxed{\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R}$$

De esta forma podemos calcular la cantidad de gramos, masa moles y moles que pueden existir en una determinada sustancia.

Ejercicio resuelto:

Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3. Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a 27ºC es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata? Ar(S)=32gr/mol .Ar(O)=16gr/mol

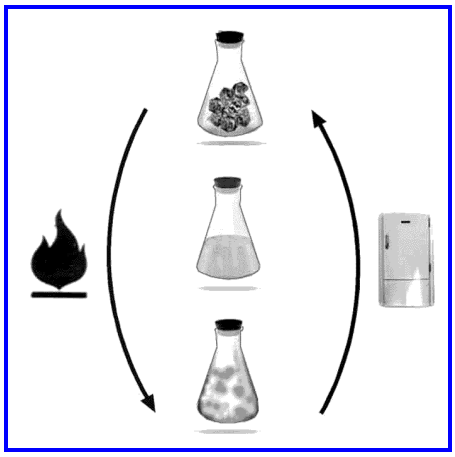
Aplicando la fórmula general de los gases **PV= nRT** podemos calcular los moles correspondientes a esos 4,88 gramos de gas:

$$1{,}5 atm.1\,l = n.0{,}082\frac{atm.l}{k.mol}.300K; \quad n = 0{,}061 mol\ de\ O_2.$$

La masa molar del gas será: $\frac{Si\ 4{,}88g}{son\ 0{,}061\ moles} = \frac{X}{1\ mol}; \quad X = 80g$

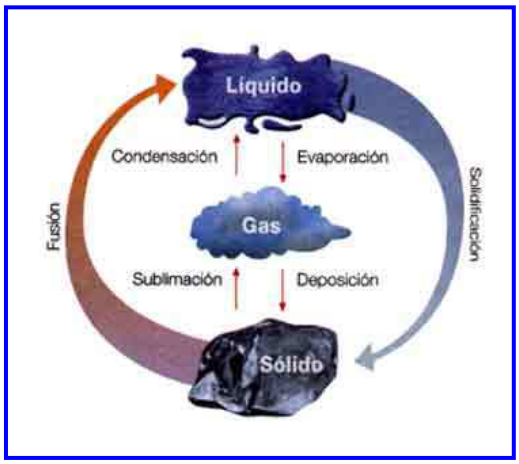
Cambios de Estado.

Los cambios de estado se producen por *absorción o liberación de energía,* generalmente en forma de calor. Por ejemplo, cuando un sólido absorbe calor, aumenta la energía cinética de las moléculas, venciendo las fuerzas de cohesión y produciendo el paso al estado líquido, Si se sigue entregando más calor al entorno, se incrementará la energía cinética, por tanto la fuerza de cohesión se romperán nuevamente y el líquido pasará a estado sólido.



"Cambios de Estado"

Los cambios de estado que se producen por absorción de energía se llaman cambios de estado progresivos; en cambio los que se producen por liberación de energía se llaman cambios de estado regresivos.



Cambios de estado

Es importante recordar que la vaporización puede ocurrir de dos maneras, por evaporización o ebullición. La evaporización ocurre cuando el líquido está a cualquier temperatura. El paso al estado gaseoso ocurre solo en la superficie del líquido, por lo que es lento y ordenado. La ebullición se produce únicamente a la temperatura de ebullición y el cambio ocurre en toda la masa del líquido, por lo que es rápido y agitado.

Unidades de medida

Para medir las distancias magnitudes que se utilizan a diario se ha propuesto el Sistema Internacional de Unidades (SI); y de esta forma se ha creado el lenguaje universal.

Las unidades fundamentales para este sistema son:

UNIDADES SI BASICAS		
Medida de:	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K

Las unidades del sistema internacional se basan principalmente en un sistema de medida decimal, o sea, se relacionan entre sí decimalmente. Se sabe que un kilogramo (Kg) se está indicando 1000 gramos (g) ya que el prefijo kilo significa “mil”. De esta forma, la unidad de kilógramo se puede usar como referencia para expresar tanto masas grandes como pequeñas, sean toneladas (1000 kg) o gramos (0,001 kg).

Otros prefijos para el sistema internacional:

PREFIJOS USADOS PARA UNIDADES SI		
PREFIJO	**SIGNIFICADO**	**EJEMPLO**
mega-	1.000.000	megámetro
kilo-	1000	kilómetro
deci-	0,1	decímetro
centi-	0,01	centímetro
mili	0.001	milímetro

Es importante:

- Los nombres de las unidades se escriben siempre con minúscula, por ejemplo: "kilogramo".
- Cada unidad tiene un símbolo y no debe usar otro, por ejemplo "centímetro (cm)"
- Si el símbolo proviene de un nombre propio se debe escribir con mayúscula "Joule = J"
- En el caso de que el símbolo no proceda de ningún nombre, se escribe con minúscula.
- Los símbolo se escriben sin punto final y no cambian en plural, por ejemplo 1J (Joule) y 1000 J (Joule)

Notación científica

Para trabajar con números extremadamente grandes o extremadamente pequeños debemos usar la notación científica. Según la siguiente fórmula:

$$\boxed{a \times 10^{b}}$$

Donde: ***a*** es igual a un número entre 1 y 10

b es un número entero positivo o negativo.

Si un valor es muy grande es muy grande, se corre la coma decimal hacia la izquierda hasta que el valor esté entre 1 y 10. En este caso **b** es positivo. **Ejemplo:**

$$652.000 = 6{,}52 \times 10^{5}$$

En caso contrario si en valor es muy pequeño, coma decimal se correrá hacia la derecha y el valor de **b** será negativo. **Ejemplo:**

$$0.000000067 = 6{,}7 \times 10^{-8}$$

Cifras significativas

Para disminuir el margen de error que existe en las mediciones, se debe señalar el número de cifras significativas (cs), que son los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada, Por ejemplo:

1. Al medir la masa en una balanza, se obtienen cuatro o cinco cifras significativas; m = 3.4524 g (cinco cifras significativas) o 0,2345 (cuatro cifras significativas)

2. Cuando se utilizan probetas o pipetas para medir volúmenes de líquidos, el margen de error viene indicado como ± 0,1. Este margen de error es conocido como **incertidumbre.** Por ejemplo:

V= 6 ml con un margen de incertidumbre de ± 1. Esto significa que el volumen real puede estar entre los 3 y 7 ml. Por tanto la cantidad se expresa como (6 ± 1) ml.
V= 5 ml con un margen de incertidumbre de ± 0,1. Esto significa que el volumen real puede estar entre los 4,9 y 5,1 ml. Por tanto la cantidad se expresa como (5 ± 0,1) ml.

Masa peso y volumen

Masa

La masa es la medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo. Su unidad de medida es el kilogramo (kg) y el instrumento que se utiliza para medir la masa es la balanza. Existen distintos tipos de balanza, las más conocidas son:

Balanzas digitales: son electrónicas y muy utilizadas en los laboratorios, ya que son cómodas y precisas.

“Balanza digital”

Balanzas granatarias: la masa se mide por comparación a otras masa que se presentan en distintas cantidades, no son tan precisas ya que la comparación es subjetiva.

"Balanza granataria"

Muchas personas confunden la masa con el peso y la ven como sinónimos, pero estas son magnitudes distintas. El peso (o fuerza de gravedad) es la fuerza con que la Tierra atrae el cuerpo hacia su centro (P (peso) = m (masa) x g (gravedad))

A mayor masa del cuerpo, en general, a mayor masa mayor es el peso. La distancia en que se encuentre el cuerpo del centro de la Tierra también afecta, a menor distancia del centro de la Tierra mayor será su peso.

La unidad de medida del peso es el Newton (N) y se mide mediante un instrumento denominado dinamómetro.

"Dinamómetro"

Volumen

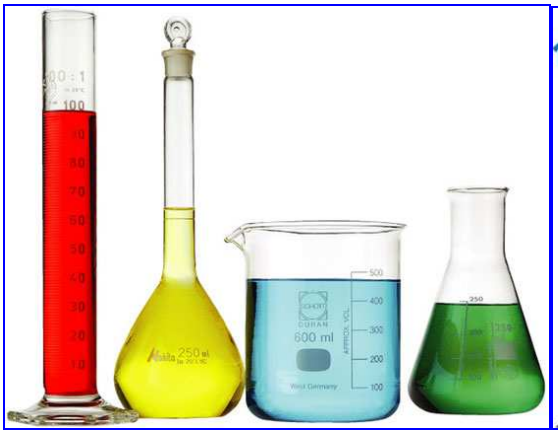
El volumen es la medida del espacio que ocupa un cuerpo. Su unidad es el metro cúbica (cm^3) sin embargo, se utiliza más el litro (L)

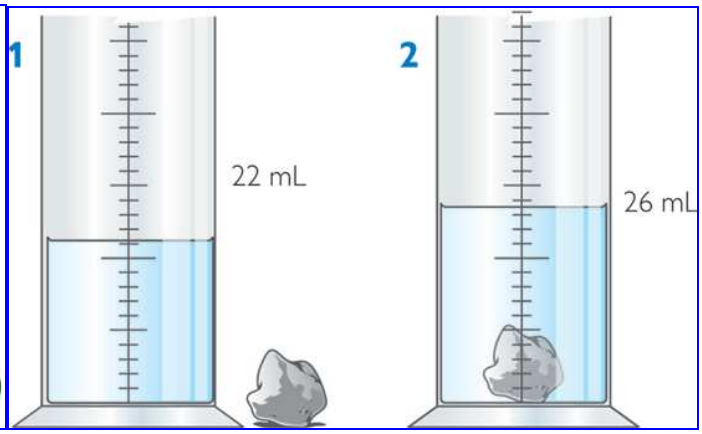
Si la temperatura aumenta para los sólidos y líquidos, estos se dilatan ligeramente, en cambio si disminuye, estos se contraerán. En los gases la influencia de la temperatura

es muy importante debido a las leyes de los gases que existen y que se verá más adelante.

Los instrumentos para medir los volúmenes dentro de un laboratorio son:

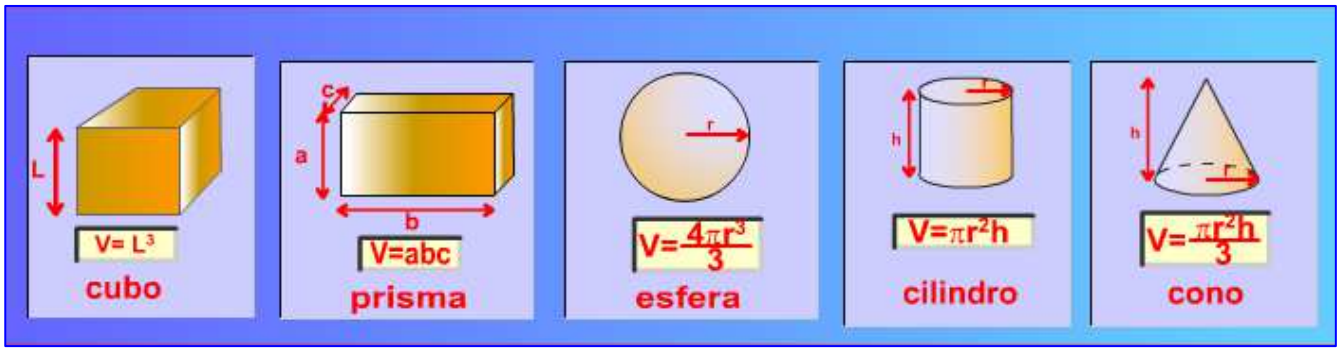
Para un líquido se utilizan instrumentos como la probeta, pipeta, vaso precipitado, matraz de aforo. Para un sólido irregular se realiza mediante inmersión en agua. Así el volumen de este sólido será debido a la diferencia entre el volumen final cuando el objeto esté dentro de una probeta, menos el volumen inicial.





"Instrumento para medir líquidos" "Medición de volumen de un sólido"

En cambio para un sólido regular, se deben utilizar las fórmulas matemáticas:



Densidad

La densidad es la relación que existe entre la masa y el volumen de un cuerpo. Su unidad en el sistema internacional es el kg/m^3, sin embargo se conoce más comúnmente como g/cm^3. Se calcula a través de:

$$densidad = \frac{masa}{volumen}$$

Por esto una sustancia de diferencia de otra debido a su densidad ya que es características de toda materia.

Temperatura

Es la medida de la energía cinética de las partículas de un cuerpo (grado de movimiento). Su unidad en el sistema internacional es el kelvin (K), sin embargo se mide generalmente en grados celcius (ºC). El instrumento que utiliza es el termómetro.

Para expresar una temperatura en K si se encuentra en ºC, se emplea:

$$T = (t + 273{,}15)ºC \; x \; \frac{1K}{1ºC}$$

3.- TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Es fácil ver como las leyes de la masa pueden ser explicadas por un modelo atómico. La materia existe en unidades indivisibles y cada una de ellas presenta una masa particular. Como la idea de Demócrito solo fue basada en su intuición, es decir, no tenía datos experimentales, no se tomó en cuenta por mucho tiempo. Solo unos 2.000 años después, John Dalton (1766-1844) retomó la idea planteada por Demócrito y presento su teoría atómica sobre la materia.

3.1.- Teoría atómica de Dalton

Al igual que los grandes pensadores, Dalton incorporo las ideas de otros para crear su propia teoría, la cual presentaba una serie de postulados que son:

Figura 20: “John Dalton”

1. Toda la materia está constituida por átomos, que son pequeñas partículas indivisibles de un elemento y que no pueden crearse ni destruirse. Lo anterior deriva de “los eternos átomos indestructibles” de Demócrito 2.000 años antes y se ajusta a la conservación de la masa de Lavoisier. Este primer postulado de Dalton ya no se ajusta a la realidad debido al descubrimiento de las partículas subatómicas como: el electrón (carga negativa), protón (carga positiva) y neutrón (carga neutra).
2. Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento. En las reacciones químicas, las sustancias originales se separan en átomos, que se recombinan para formar diferentes sustancias.
3. Los átomos de un elemento son idénticos en masa y otras propiedades y son diferentes de los átomos de cualquier otro elemento. Este postulado destaca que existe una masa única y propiedades para los átomos de cada elemento dado.

4. Los compuestos resultan de la combinación química de una proporción específica de átomos de diferentes elementos. Lo anterior se cumple hoy en día, ya que por ejemplo, el agua se forma por la combinación de 2 átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O), quedando la relación entre ellos como: H_2O.

3.2.- Concepto de molécula

Todas las cosas que se perciben en la naturaleza resultan de la agrupación de enormes cantidades de átomos. Estas agrupaciones atómicas se distingan por el número y tipo de átomos que las conforman y por la forma en que se disponen en el espacio. De acuerdo a lo anterior, se pueden identificar dos conceptos básicos en química que son: las moléculas y las redes cristalinas.

Pero, ¿Qué es una molécula? Una molécula está formada por un número definido de átomos iguales o diferentes unidos químicamente entre sí. Además se considera a las moléculas como la menor porción de materia que puede presentarse en estado libre y estable. En cambio una red cristalina tiene un número indefinido de átomos que se disponen formando una estructura ordenada de acuerdo a un patrón geométrico que se repite varias veces. Tanto las moléculas como las redes cristalinas se mantienen unidas gracias a las fuerzas de atracción que se establece entre los átomos, dicha fuerza se denomina enlace químico.

Según la cantidad de átomos que forman una molécula, es posible distinguir dos tipos de moléculas:

a. Moléculas diatómicas (del griego δι, dos y άτομον, átomo)

Estas moléculas están formadas sólo por dos átomos. Por ejemplo, el hidrógeno en estado gaseoso es un elemento puro, pero cada una de sus moléculas esta formada por dos átomos de hidrógeno. Otros ejemplos son: el oxígeno molecular (O_2), cloro molecular (Cl_2), el nitrógeno molecular (N_2), entre otros.

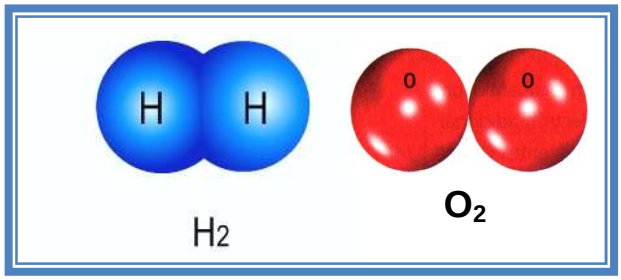


Figura 21: “Moléculas diatómicas”[11]

[11]http://www.cneq.unam.mx/cursos_diplomados/diplomados/medio_superior/ens_3/portafolios/quimica/equipo2/covalente.htm

También existen moléculas diatómicas con dos elementos diferentes, como por ejemplo el monóxido de carbono (CO) que es un gas incoloro, inodoro e insípido, no irrita, no hace toser, pero es muy venenoso. Cuando usamos combustibles (como la gasolina de tu automóvil), producimos CO. Puede ser que incluso cada uno de nosotros este respirando altos niveles de CO en los alrededores de calles o intersecciones muy transitadas. Otras fuentes de CO incluyen casi cualquier objeto con motor, plantas eléctricas que utilizan carbón, gas o petróleo, e incineradores de basura. Dentro de tu casa, el CO puede provenir del horno, aparato de calefacción, de una chimenea donde se queme leña o del humo de un cigarrillo.

Otros ejemplos de moléculas diatómicas que presentan elementos diferentes son: Ácido clorhídrico (HCl), óxido nitroso (NO), el Cloruro de sodio (NaCl), entre otros.

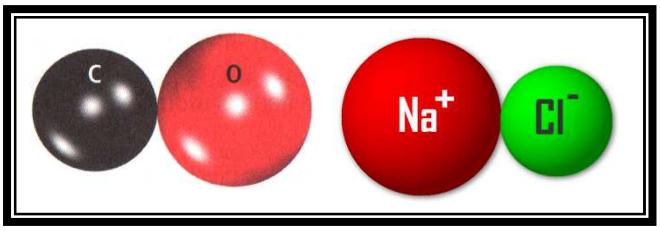


Figura 22: "Ejemplo de moléculas diatómicas"

b. Moléculas poliatómicas *(«poli» viene del griego y significa «varios»)*

Estas moléculas están formadas por más de dos átomos. Por ejemplo cada una de las moléculas de ozono esta formada por tres átomos de oxigeno.

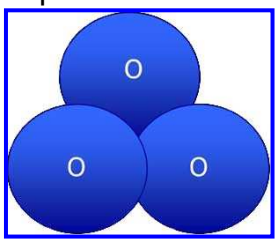


Figura 23: "Molécula poliatómicas"[12]

Y también existen moléculas poliatómicas formadas por elementos diferentes, como el amoniaco (NH_3), metano (CH_4), entre otros. En el caso del amoniaco este es un gas incoloro compuesto de hidrógeno y nitrógeno y se emplea como materia prima para la elaboración de productos de limpieza del hogar, fibras sintéticas, explosivos y fertilizantes.

[12]http://www.cneq.unam.mx/cursos_diplomados/diplomados/medio_superior/ens_3/portafolios/quimica/equipo2/covalente.htm

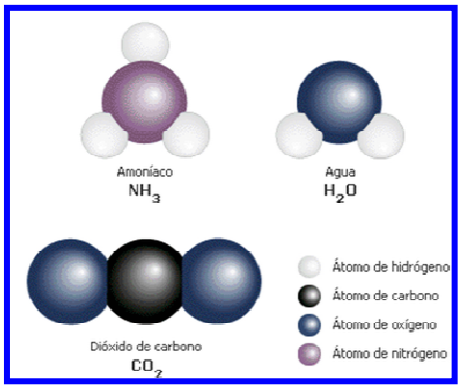


Figura 24: "Ejemplo moléculas poliatómicas"

En la naturaleza, los átomos neutros interactúan constantemente formando nuevas partículas: las moléculas vistas recientemente y los iones que revisaremos más adelante

Si observas la tabla periódica de los elementos, encontraras que Z y A se encuentran determinados para cada elemento químico.

-**Masa atómica (A)** que se encuentra representada por la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo, por lo tanto:

$$A = p^+ + n^o$$

De acuerdo a la definición anterior, el número de neutrones se puede despejar de la ecuación quedando de la siguiente forma:

$$A - p^+ = n^o$$

-**Número atómico (Z)** que está representada por la cantidad de cargas positivas de los átomos, por lo tanto:

$$Z = p^+$$

En resumen, las abreviaturas son las siguientes: protones (p+), neutrones (nº) y electrones (e).
Generalmente, se acepta que el valor de la masa atómica se aproxime a un número entero, por ejemplo el Sodio (Na).

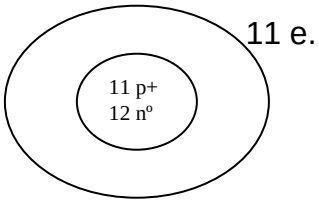
Número atómico (Z) ← ^{11}Na 22,990 → Masa atômica (A)

En resumen se escribe así: $^{23}_{11}Na$

Como los átomos son neutros, según el ejemplo anterior se tiene:

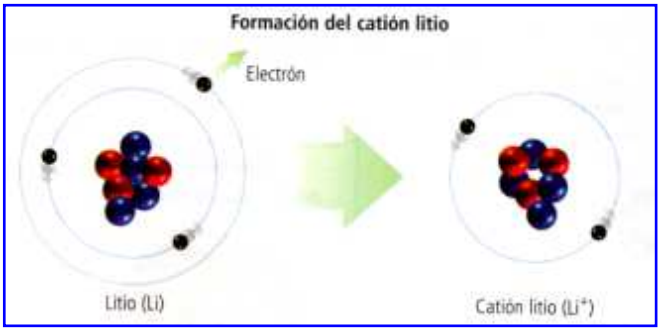
El Sodio (Na) tiene Z = 11 y A = 23, por lo tanto contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones; lo anterior se puede representar en un diagrama atómico, que esquematiza la estructura del átomo.

Diagrama atómico

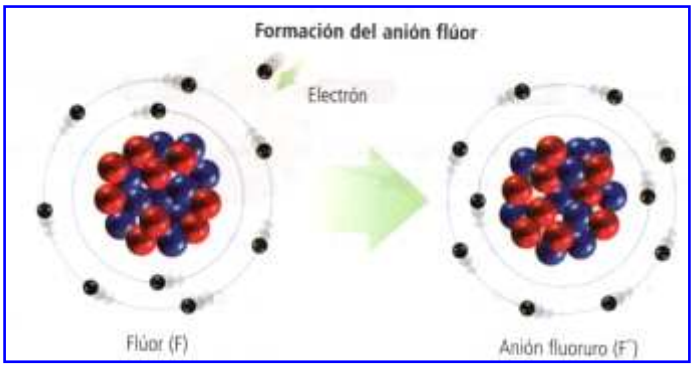


Pero, cuando un átomo pierde o gana electrones deja de ser neutro y se transforma en un átomo con carga denominado ion. Si un átomo pierde uno o más electrones quedan con un exceso de cargas positivas y se convierte en un ion positivo o catión. Si en cambio recibe uno o más electrones se transforman en un ion negativo o anión. Se debe tener en cuenta que la formación de un ion no implica cambios en el número atómico del átomo. El número de protones del núcleo permanece igual aunque el número de electrones cambie.

Por ejemplo:



Un catión se forma cuando un átomo neutro cede uno o más electrones, quedando con carga positiva, es decir, posee una mayor cantidad de protones en su núcleo que de electrones girando alrededor de él



Se forma un anión cuando un átomo neutro acepta uno o más electrones, quedando con carga negativa, es decir, posee una mayor cantidad de electrones girando alrededor de él que protones en su núcleo

En resumen:
- Un catión se simboliza con cargas positivas, tantas como electrones ha perdido; por ejemplo: la expresión Al^{+3} señala que el aluminio presenta 3 electrones menos en su estructura.
- En cambio, un anión se simbolizará con cargas negativas, tantas como electrones ha ganado; por ejemplo: la simbología S^{-2} indica que el azufre cuenta con 2 electrones más en su estructura.

En el caso anterior del aluminio (Al) presenta un Z = 13 y un A = 27. Lo que se simboliza $^{27}_{13}Al$ que se presenta como átomo neutro (p+ = 13, e = 13 y nº = 14). Ahora si el aluminio se comporta como ión, presentaría (p+ = 13, e = 10 y nº = 14)

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/moleculas/iones.htm
Aquí puedes encontrar información, ejemplos y lo más entretenido ejercicios didácticos donde deberás intentar construir los iones de los primeros elementos químicos de la tabla periódica.

3.3.- Masas atómicas relativas y absolutas

El átomo del latín atŏmum, es la cantidad menor de un elemento químico que tiene existencia propia y que esta considerada como indivisible. El átomo está formado por un núcleo (que presenta protones y neutrones) y por varios electrones orbitando alrededor de éste núcleo y cuyo número varía según el elemento químico. Al ser el átomo relativamente diminuto, su masa es demasiado pequeña para ser medida con una balanza común. Entonces, como los átomos individuales son extremadamente pequeños, no es posible medir la masa de un solo átomo, pero si es posible determinar las masas relativas de átomos de distintos elementos. Para ello se invento una tabla de masas atómicas relativas con unidades de masa atómica (uma)

Para realizar una escala de masas atómicas se definió un patrón que fue el isótopo de carbono constituido por 6 protones y 6 neutrones, denominado carbono-12 y se representa como por ejemplo:

$$^{12}_{6}C$$

Asignándole el valor exacto de 12 unidades de masa atómica (uma)

Así se tiene que la unidad de masa atómica (uma) se define como 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12.

La masa real de un átomo de carbono 12 es de: 1,9927 x 10^{-23} g, y la unidad de masa atómica es de: 1,66054 · 10^{-24}. Esto significa que un átomo que tiene la mitad del peso que un átomo de C-12 pesará 6 uma, y un átomo que es dos veces más pesado que el átomo de C-12 pesará 24 uma, y así sucesivamente; por ende:

$$1 \text{ uma} = 1{,}66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{y} \quad 1 \text{ g} = 6{,}02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Entonces, se podría decir que la masa atómica (ma) es la masa de un átomo cuando se compara con un átomo de referencia. La masa atómica puede ser considerada como la masa total de protones y neutrones en un solo átomo. La masa atómica es algunas veces usada incorrectamente como un sinónimo de masa atómica relativa.

La masa atómica relativa es un sinónimo de peso atómico. Un peso atómico o masa atómica relativa de un elemento de una fuente especificada es la razón de la masa media por átomo del elemento a 1/12 de la masa de un átomo 12C. La media ponderada de las masas atómicas de todos los átomos de un elemento químico encontrados en una muestra particular, ponderados por abundancia isotópica. Las masas atómicas relativas son números adimensionales que se determinan experimentalmente mediante un instrumento llamado espectrómetro de masas, un instrumento que separa iones de diferentes masas y registra electrónicamente los resultados.

Las masas absolutas de los átomos, no figuran en la tabla periódica. En la tabla periódica figuran las masas atómicas relativas; esto quiere decir que sus valores fueron determinados en relación a la masa absoluta de otro átomo que se toma como referencia.

Por ejemplo, los átomos de hidrógeno (H), con una masa aproximadamente de 1/12 de la de los átomos de C - 12 tienen una masa atómica promedio de 1,00797 uma en esta escala relativa. Los átomos de magnesio (Mg), dos veces más pesados que los del carbono, tienen una masa atómica promedio de 24,305 uma.

Asimismo, el helio (He) tiene una masa atómica de 4,003 uma. Esto significa que en término medio un átomo de helio tiene una masa aproximadamente igual a la tercera parte de la masa de un átomo de C-12:

$$\frac{4{,}003 \text{ uma}}{12{,}0 \text{ uma}} = 0{,}3336$$

O aproximadamente cuatro veces la masa de un átomo de hidrógeno:

$$\frac{4{,}003\ \textbf{uma}}{\textbf{1{,}0008 uma}} = 3{,}971$$

En general, entonces, para dos elementos que denominaremos “X” e “Y”, se tiene:

$$\frac{\text{Masa atómica X}}{\text{Masa atómica Y}} = \frac{\text{Masa del átomo de X}}{\text{Masa del átomo de Y}}$$

3.4.- Concepto de mol y volumen molar

Cuando se toma una pequeña muestra de alguna sustancia y se mide su masa en una balanza común y corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales debido a que la masa de un átomo es extremadamente pequeña. Para evitar dicho dilema, en química se introduce la unidad de medida conocida como mol, (que proviene del latín moles que significa “montón”). De acuerdo con el sistema internacional de unidades, un mol “es la cantidad de sustancia que contiene 6,022 x 10^{23} entidades elementales, sean estos átomos, moléculas o iones.

El concepto de mol se puede entender de la siguiente manera:

Así como una resma de papel tiene 500 hojas, en una docena de huevos hay 12 huevos y en un par de zapatos hay 2 zapatos, en 1 mol hay 6,022 x 10^{23} entidades elementales.

Al expresar cantidades de sustancias, se debe indicar el tipo de partículas al cual corresponde, por ejemplo:

1 mol de Na = 6,022 x 1023 átomos de Na

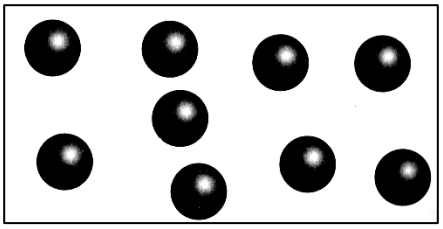
1 mol de N2 = 6,022 x 1023 moléculas de N2

1 mol de Cl- = 6,022 x 1023 iones Cl-

Así como el gramo se utiliza para medir la magnitud llamada masa, el mol se utiliza para medir la magnitud llamada cantidad de materia.

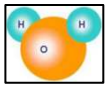
En un elemento químico cualquiera, por ejemplo el carbono, la cantidad de entidades elementales tendrá una masa que es equivalente a la masa atómica pero expresada en gramos.

1 átomo de C =12u

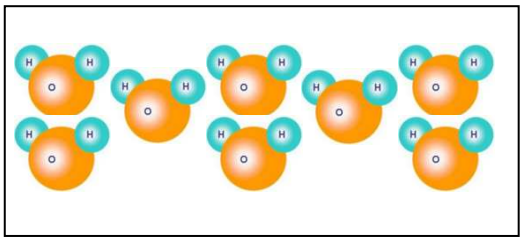


1 mol de C = 12 g
1 mol de C = 6,022 x 10^{23} átomos de carbono

En el caso de una molécula como el agua, la masa de un mol es idéntica a su masa molar expresada en gramos.



1 molécula de H_2O = 18u



1 mol de H_2O = 18 g
1 mol de H_2O = 6,022 x 10^{23} moléculas de H_2O

3.5.- Número de Avogadro

El valor 6,022 x 10^{23} se le conoce como número de Avogadro, en honor al físico y químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856), quien propuso en 1811 que “volúmenes iguales de gases diferentes, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contenían igual número de moléculas”; gracias a lo anterior en 1861 el italiano Stanislao Cannizzaro desarrollo un grupo de masas atómicas para los elementos conocidos hasta esa fecha, comparando las masas de iguales volúmenes de gas. Este trabajo fue fundamental y sentó las bases para el científico austriaco Josef Loschmidt quien en 1895 calculo el tamaño de una molécula en cierto volumen de aire, introduciendo definitivamente el concepto del mol y estableciendo su importancia como unidad de carácter atómico.

Masa Molar (M)

Es la masa (generalmente expresada en gramos) de un mol de átomos, moléculas u otras partículas. Se expresa en g/mol.

Así se tiene que, una muestra de cualquier elemento con masa igual a la masa atómica en gramos contiene precisamente un mol de átomos. Por ejemplo: la masa atómica del hidrogeno (H) señala que es igual a 1,00794, que se lee en gramos, por lo tanto el H tiene una masa aproximada de 1 gramo que es equivalente a 1 mol de átomos de hidrogeno.

De acuerdo a lo anterior, la lectura correcta de la masa atómica para el H es: 1 g/mol, lo que significa:

1 mol del elemento H $\xrightarrow{\text{contiene}}$ $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de H $\xrightarrow{\text{masa}}$ 1 g

Otro ejemplo puede ser la masa molar del sodio que es igual a 22,99 g, esto significa que la masa de 1 mol de átomos de sodio, es 22,99 g y se expresa como 22,99 g/mol.

La masa molar de una sustancia se calcula sumando las masas molares de todos los átomos contenidos en la formula química, por ejemplo:

Calculemos la masa molar del agua:

H_2O presenta: 2 átomos de H $\longrightarrow$ 2 x 1 g/mol = 2 g/mol
1 átomo de O $\longrightarrow$ 1 x 16 g/mol = 16 g/mol

Por lo tanto: M_{H2O} = 2 g/mol + 16 g/mol = **18 g/mol**
Entonces, la masa de 1 mol de H_2O ($6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas) = **18 g**

¿Cómo calcular la cantidad de sustancia en moles?

Para calcular cuántos moles de moléculas o moles de átomos se encuentran en una sustancia cualquiera, se aplica la siguiente expresión:

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}}$$

cantidad de la sustancia (mol) → n; m → masa de la sustancia (g); $\mathcal{M}$ → masa molar de la sustancia (g/mol)

Un ejemplo de lo anterior es el siguiente:

Pregunta: ¿Cuántos moles de cloruro de sodio (NaCl) hay en 50 g de este compuesto? (Considera M_{NaCl} = 58,5 g/mol)

Respuesta: La masa de la muestra es 50 g y la masa molar es de 58,5 g/mol, reemplazando estos datos en la expresión anterior, se tiene:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50\ g}{58{,}5\ g/mol} = 0{,}85\ mol$$

Entonces, en 50 g de NaCl existen 0,85 moles.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Calcular la masa molar del dióxido de carbono (CO_2).

Datos:
C = 12 g/mol
O = 16 g/mol

1 átomo de C → 1 x 12 g/mol = 12 g/mol
2 átomos de O → 2 x 16 g/mol = 32 g/mol
M_{CO_2} = 12 g/mol + 32 g/mol
M_{CO_2} = **44 g/mol**

2. ¿Qué masa corresponde a 5 moles de moléculas de nitrógeno (N_2)?

Primero, se calcula la masa molar de N_2.

M_N = 14 g/mol
M_{N_2} = 2 x 14 g/mol
M_{N_2} = 28 g/mol

Luego, se despeja m de la expresión:

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}}$$

Entonces, $m = n \times \mathcal{M}$
$m = 5\ \cancel{mol} \times 28\ g/\cancel{mol}$
m = 140 g

Volumen Molar

Es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso. Esta comprobado en variados experimentos que en condiciones normales de presión y temperatura, 1 mol de cualquier gas, independiente de su naturaleza química, ocupa un volumen aproximado de 22, 4 litros. Por ejemplo, 1 mol de O_2, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 litros.

3.6.- Composición Centésima o porcentual

A partir de la formula de un compuesto podemos deducir la composición centesimal de cada elemento que contiene. La composición porcentual de una sustancia es el por ciento en masa de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total,

es decir, el 100% del compuesto o sustancia. Para determinarlas es necesario considerar los siguientes pasos:

Paso 1: Calcular la masa molar.

Por ejemplo, para el agua (H_2O), la masa molar es de 18,00 g, según la siguiente ecuación.

M = 2 (1,008 g) + 1 (16,00 g) = 18,02 g es la masa molar del agua

Paso 2: Conocer el aporte en masa de cada uno de los componentes y calcular su aporte porcentual a la formula global, según la formula:

$$\%m/m = \frac{\text{Masa total del elemento}}{\text{Masa molar del compuesto}} \times 100$$

Para el agua se tiene entonces que:

$$\% \text{ de H} = \frac{2{,}016 \text{ g}}{18{,}02 \text{ g}} \times 100 = 11{,}19\ \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{16{,}00 \text{ g}}{18{,}02 \text{ g}} \times 100 = 88{,}79\ \%$$

Veamos el caso del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y calculemos su composición porcentual, para ello se tiene:

M = 2 (1,008 g) + 2 (16,00 g) = 34,016 g es la masa molar del peróxido de hidrógeno

La composición porcentual sería:

$$\% \text{ de H} = \frac{2{,}016 \text{ g}}{34{,}016 \text{ g}} \times 100 = 5{,}93\ \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{32{,}0 \text{ g}}{34{,}016 \text{ g}} \times 100 = 94{,}07\ \%$$

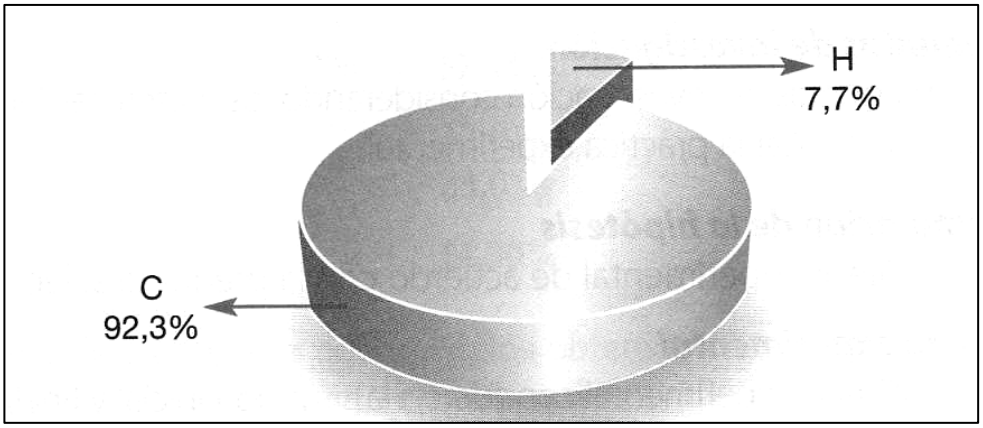
3.7.- Fórmulas empíricas y moleculares

La fórmula empírica *o* fórmula más simple expresa la relación mínima de números enteros de átomos presentes en un compuesto.

La fórmula molecular, en tanto, es la denominada formula verdadera y representa la cantidad total de átomos de cada elemento que hay en una molécula de un compuesto. En algunos casos es posible que dos o mas sustancias presenten la misma composición

porcentual y sean compuestos muy distintos entre si. Por ejemplo: El acetileno (C_2H_2) es un gas que se emplea para soldadura, y el benceno (C_6H_6) es un solvente que se utiliza en la síntesis del nylon. Ambos compuestos presentan la misma composición porcentual, tal como se muestra a continuación:

Gráfico de composición porcentual del C e H en el acetileno y el benceno.



La mínima relación entre ambos elementos (formula empírica) es 1:1, es decir, CH para ambos compuestos. Por ende la fórmula empírica para el acetileno es la misma que el benceno.

Algunas veces la fórmula empírica de un compuesto es igual a su fórmula molecular. Cuando esto no es así, la segunda será múltiplo de la primera, tal como se presenta a continuación:

Tabla 3: "Relaciones entre la formula empírica y molecular"

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular	Múltiplo
Acetileno	CH	C_2H_2	2
Benceno	CH	C_6H_6	6
Agua	H_2O	H_2O	1
Peróxido de hidrógeno	HO	H_2O_2	2
Propileno	CH_2	C_3H_6	3

La fórmula empírica siempre será obtenida por medio del análisis de los elementos o de su composición; en cambio la fórmula molecular deriva de la masa molecular del

Cálculo de fórmulas empíricas

Cuando estamos en frente de una fórmula empírica es necesario tener en consideración lo siguiente: que los átomos en un compuesto se combinan en relación de

números enteros y cada uno de ellos tiene una masa atómica específica. Para calcular la fórmula empírica es necesario considerar:

1.- Los elementos que constituyen el compuesto
2.- Masa atómica de cada uno de ellos
3.- Relación gravimétrica (de masas) o porcentajes en los que se combinan.

Ejemplo 1: Calcular la fórmula empírica de un compuesto formado por 11,19% de hidrógeno y 88,79 de oxígeno.

Paso 1: Se debe expresar el porcentaje en gramos. Para ello suponemos que la masa total es igual a 100 gramos; considerando que la suma de las partes equivale al 100%, se tiene:

H = 11, 19% = 11,19 g
O = 88, 79% = 88,79 g

Paso 2: Se debe convertir las masas de cada elemento en moles empleando para ello la masa atómica y el factor de conversión que asocia ésta a 1 mol (forma 1) o la relación (forma 2):

Utilizando la forma 1: Para el hidrógeno se tiene:

$$n_H = 11{,}19\ \cancel{\text{g. de átomos de H}} \times \frac{1\ \text{mol de átomos de H}}{1{,}008\ \cancel{\text{g. de}}\ \text{átomos de H}}$$

= 11,10 moles de átomos de H

Utilizando la forma 2: Empleando esta relación $\boxed{n_x = \frac{m_x}{M_{Atx}}}$ se obtendrá el mismo valor anterior:

$$n_H = \frac{11{,}19\ \cancel{\text{g. de átomos de H}}}{\underset{1\ \text{mol}}{1{,}008\ \cancel{\text{g. de átomos de H}}}} = 11{,}1\ \text{moles de átomos de H}$$

Utilizando la forma 1: Para el oxígeno se tiene:

$$n_O = 88{,}79\ \cancel{\text{g. de}}\ \text{átomos de O} \times \frac{1\ \text{mol de átomos de O}}{16{,}0\ \cancel{\text{g. de átomos de O}}}$$

= 5,549 moles de átomos de O

Utilizando la forma 2: Empleando esta relación $\boxed{n_x = \frac{m_x}{M_{Atx}}}$ se obtendrá el mismo valor anterior:

$$n_H = \frac{88{,}79\ \cancel{\text{g. de átomos de O}}}{} = 5{,}549\ \text{moles de átomos de O}$$

$$\frac{16{,}0 \text{ g. de átomos de O}}{1 \text{ mol}}$$

A partir de los datos obtenidos recientemente, se puede suponer que la formula empírica del compuesto es:

$$H_{11,10}\ O_{5,549}$$

Lo anterior es erróneo, ya que en química se establece la relación de los átomos solo en números enteros mínimos. Por lo tanto se debe continuar con el paso 3, que se da a conocer a continuación:

Paso 3: Se dividen los moles de cada elemento por el valor más bajo obtenido, en este caso el oxígeno, con 5,549 moles.

$$H = \frac{11{,}10 \text{ moles}}{5{,}549 \text{ moles}}$$

$$= 2$$

$$O = \frac{5{,}549 \text{ moles}}{5{,}549 \text{ moles}}$$

$$= 1$$

Entonces, la relación entre el H y el O es 2:1 y la fórmula empírica será: H_2O

Cálculo de fórmula molecular

La fórmula molecular puede ser calculada a partir de la fórmula empírica, siempre y cuando sea conocida la masa molar del compuesto.

Anteriormente se indicó que cuando la fórmula empírica es distinta a la fórmula molecular, esta ultima se obtendrá gracias a un múltiplo que afecta a la primera, según se muestra en la tabla que muestra las relaciones entre la fórmula empírica y molecular presentada en paginas anteriores de este libro.

Para obtener el valor del múltiplo, que representa la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular, es necesario aplicar la siguiente fórmula:

$$\text{Cantidad de unidades de fórmula empírica} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa de formula empírica}}$$

Observa el siguiente ejemplo:

Determine la fórmula molecular del propileno, un hidrocarburo cuya masa molar es de 42,00 g y contiene 14,3% de hidrógeno y 85,7% de carbono.

Paso 1: Determinar la fórmula empírica, utilizando los pasos mencionados anteriormente.

$$n_H = 14{,}3 \text{ g. de átomos de H} \times \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1{,}008 \text{ g. de átomos de H}} \right)$$

= 14,2 mol de átomos de H

$$n_C = 85{,}7 \text{ g. de átomos de C} \times \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{12{,}01 \text{ g. de átomos de C}} \right)$$

= 7,14 mol de átomos de C

Luego, al dividir cada valor por el menor se obtiene:

H = 1,99 y C = 1,00

Entonces, la formula empírica será: CH_2

La masa molar del compuesto según el dato entregado en el problema de ejemplo es 42,00 g; la masa de la fórmula empírica (CH_2) será:

Masa fórmula empírica = 1 (12,01 g) + 2 (1,008 g)
= 14,03 g

La cantidad de unidades de formula empírica será:

$$\textit{Cantidad de unidades de formula empírica} = \frac{42{,}00 \text{ g}}{14{,}03 \text{ g}}$$

= 3

El valor obtenido (3) multiplica ambos elementos en la fórmula empírica, entonces:

$$(CH_2)_3 \longrightarrow C_3H_6$$

Finalmente, se tiene que la fórmula molecular del compuesto es: C_3H_6

3.8.- Estequiometría

La Estequiometría deriva del griego *"stoicheion",* que significa elemento, y establece una relación directa con la medición de éstos, es decir, la determinación cuantitativa que se establece entre compuestos que reaccionan.

En las disoluciones no se produce rompimiento y formación de enlaces, en cambio, en las reacciones químicas sí. Entonces, ¿Por qué estudiar estequiometría en el tema de las disoluciones? La respuesta es simple y se basa en que un gran porcentaje de las reacciones químicas ocurre en una disolución

Pero, ¿Qué es una reacción química? La reacción química se entiende como la transformación de una o mas sustancias iniciales denominadas reactantes en una o más sustancias finales llamadas productos, las cuales son representadas mediante ecuaciones químicas de la siguiente forma:

$$\underset{\text{(REACTANTES)}}{A + B} \longrightarrow \underset{\text{(PRODUCTOS)}}{C + D}$$

Una ecuación química informa de una reacción:

-Las sustancias que intervienen.
-El número de átomos involucrados en la reacción.
-La relación entre los moles de las sustancias.

-La relación entre las moléculas de las sustancias.
-La relación entre los volúmenes de las sustancias

Las reacciones químicas se fundamentan en la "Ley de conservación de la masa" de Antoine Lavoisier (1743-1794), que enuncia lo siguiente: "En una reacción química se cumple que la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos"

Lo anterior se puede comprobar experimentalmente (Figura 26). Al medir la masa de una muestra de carbonato de calcio ($CaCO_3$). Al calentar la muestra y medir nuevamente la masa, se observa la formación de óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Por lo tanto se comprueba que la masa total no varía ya que es un sistema cerrado.

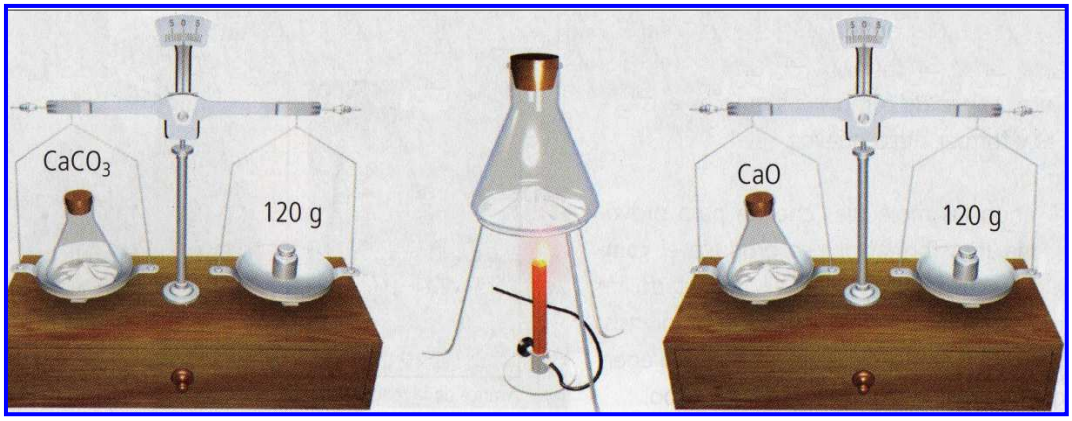


Figura 26.-

Una vez escrita la ecuación química, se debe comprobar si cumple o no con la Ley de conservación de la materia, es decir, que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Este equilibrio es posible anteponiendo a cada formula o símbolo, números enteros y sencillos llamados coeficientes estequiométricos. Para equilibrar o balancear una ecuación se pueden utilizar dos métodos: el de tanteo y el algebraico.

Balance de ecuaciones

I.- Método de tanteo

Este método consiste en aplicar en ensayo y error, probando distintos coeficientes hasta lograr balancear la ecuación.

Ejemplo 1: $N_2 + O_2 \longrightarrow NO$

Primer paso: Se deben contar los átomos de cada elemento que hay en los reactantes y en los productos: 2 átomos de N y 2 átomos de O en los reactantes, y 1 átomo de N y 1 átomo de O en los productos. Por lo tanto, la ecuación no está equilibrada.

Segundo paso: Se debe buscar un número que permita igualar la cantidad de átomos de O en ambos lados, para ello en este caso anteponemos el coeficiente 2 a la fórmula NO.

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$$

Tercer paso: Se cuentan los átomos y se verifica que la ecuación este equilibrada, es decir, que presente igual cantidad de átomos de N y O en ambos lados de la ecuación.

Ejemplo 2: $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO_2$

Se tienen 2 átomos de Fe en los reactantes y solo 1 en los productos; además hay 3 átomos de O en los reactantes y solo 2 en los productos. Para equilibrar los átomos de oxigeno, debemos colocar delante del CO_2 el coeficiente 3 y delante del Fe_2O_3 el coeficiente 2, así ambos lados quedaran con 6 átomos de O.

$$2\ Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + 3\ CO_2$$

Sin embargo, la ecuación aun no está equilibrada, ya que hay 4 átomos de Fe en los reactantes y solo 1 en los productos. Entonces, debemos colocar el coeficiente 4 delante del Fe y el coeficiente 3 delante del C.

$$2\ Fe_2O_3 + 3\ C \longrightarrow 4\ Fe + 3\ CO_2$$

De esta forma se logra equilibrar la ecuación.
Una ecuación química equilibrada se denomina ecuación estequiométrica

II.- Método algebraico

Para encontrar los coeficientes necesarios a fin de balancear una ecuación química, también se pueden aplicar algunos conceptos algebraicos. En este caso, plantear sistemas de ecuaciones para cada uno de los elementos que intervienen en la reacción. Si aplicamos este método a la ecuación química que representa la combustión del octano de la gasolina, obtendremos lo siguiente:

$$C_8H_{18} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Primer paso: Se anteponen a las formulas, letras que representan los coeficientes, éstas serán las incógnitas de la ecuación. Luego, se anotan los elementos que intervienen en la reacción y los átomos que hay de cada elemento, para poder formar la ecuación. Observa que la flecha pasa a ser el signo igual.

$$a\ C_8H_{18} + b\ O_2 \longrightarrow c\ CO_2 + d\ H_2O$$

Carbono	8 a	=	1 c			(ecuación 1)
Hidrógeno	18 a	=			2 d	(ecuación 2)
Oxígeno	2 b	=	2 c	+	1 d	(ecuación 3)

Segundo paso: Para resolver las ecuaciones se siguen estos pasos:

- Asignamos arbitrariamente para a el valor 1. a = 1
- De la ecuación (1) obtenemos el coeficiente c: 8 a = 1 c, luego c = 8
- De la ecuación (2) resolvemos el coeficiente d: 18 a = 2 d, luego d = 9
- De la ecuación (3) obtenemos el coeficiente b: 2 b = 2 c + 1 d, luego b =25/2 =12.5

Tercer paso: Puesto que los átomos son entidades que reaccionan como un todo, la ecuación debe tener coeficientes enteros; por lo tanto, convertimos los coeficientes decimales a números enteros multiplicándolos por un factor adecuado. En este caso, multiplicamos por 2: a = 2, b =25, c = 16 y d = 18.

Cuarto paso: Reemplazamos los valores en la ecuación, contamos el numero de átomos a cada lado y comprobamos que la ecuación esta balanceada.

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \longrightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$

TABLA PERIODICA DE ELEMENTOS

NUMERO ATOMICO — SIMBOLO DEL ELEMENTO — NOMBRE DEL ELEMENTO — PUNTO DE FUSION — PUNTO DE EBULLICION

1		1.00797
	H	2.1
	HIDROGENO	
	1,-1	
-259.2		
-252.7		0.0709

PESO ATOMICO — ELECTRONEGATIVIDAD — NUMERO DE OXIDACION — DENSIDAD DE SOLIDOS, LIQUIDOS, g/ml. 20°C, GASES, g/l, 0°C, 1 Atm

1	1 H HIDROGENO 1,-1 -259.2 -252.7 1.00797 2.1 0.0709																2 He HELIO -269.7 -268.9 4.0026 0.126
2	3 Li LITIO 1 180.5 1330 6.939 1.0 0.535	4 Be BERILIO 2 1277 2770 9.0122 1.5 1.85											5 B BORO 3 2250 2550 10.811 2.0 2.31	6 C CARBONO 2,±4 3727 4830 12.0111 2.5 2.26	7 N NITROGENO 2,±3,4,5 -209.9 -195.8 14.0069 3.0 0.808	8 O OXIGENO -2 -218.8 -183 15.9994 3.5 1.14	9 F FLUOR -1 -219.6 -188.2 18.9984 4.0 1.11	10 Ne NEON -248.6 -246 20.183 1.204
3	11 Na SODIO 1 97.8 882.9 22.989 0.9 0.971	12 Mg MAGNESIO 2 650 1107 24.312 1.2 1.74											13 Al ALUMINIO 3 660 2450 26.9815 1.5 2.70	14 Si SILICIO 4 1410 2680 28.086 1.8 2.33	15 P FOSFORO ±3,4,5 44.2 280 30.9738 2.1 1.82	16 S AZUFRE ±2,4,6 112.8 444.6 32.064 2.5 2.07	17 Cl CLORO ±1,3,5,7 -101 -34.7 35.453 3.0 1.56	18 Ar ARGON -189.4 -185.8 39.948 1.40
4	19 K POTASIO 1 63.7 760 39.102 0.8 0.862	20 Ca CALCIO 2 838 1440 40.08 1.0 1.55	21 Sc ESCANDIO 3 1539 2730 44.956 1.3 2.99	22 Ti TITANIO 3,4 1668 3260 47.90 1.5 4.51	23 V VANADIO 2,3,4,5 1920 3450 50.942 1.6 6.07	24 Cr CROMO 2,3,6 1875 2665 51.996 1.6 7.19	25 Mn MANGANESO 2,3,4,6,7 1245 2150 54.938 1.5 7.43	26 Fe HIERRO 2,3 1536 2740 55.847 1.8 7.87	27 Co COBALTO 2,3 1495 2900 58.933 1.8 8.9	28 Ni NIQUEL 2,3 1453 2730 58.71 1.8 8.9	29 Cu COBRE 1,2 1083 2595 63.54 1.9 8.96	30 Zn CINC 2 419.5 906 65.37 1.6 7.14	31 Ga GALIO 1,3 29.8 2237 69.72 1.6 5.91	32 Ge GERMANIO 4 937.4 2830 72.59 1.8 5.36	33 As ARSENICO ±3,5 613 817 74.922 2.0 5.72	34 Se SELENIO -2,4,6 217 685 78.96 2.4 4.79	35 Br BROMO ±1,3,5 -7.2 58.8 79.909 2.8 3.12	36 Kr KRIPTON -157.3 -152 83.80 2.6
5	37 Rb RUBIDIO 1 38.9 688 85.47 0.8 1.532	38 Sr ESTRONCIO 2 768 1380 87.62 1.0 2.6	39 Y ITRIO 3 1509 2927 88.905 1.3 4.48	40 Zr CIRCONIO 2,3,4 1852 3580 91.22 1.4 6.49	41 Nb NIOBIO 3,5 2420 3300 92.906 1.6 8.57	42 Mo MOLIBDENO 2,3,4,5,6 2620 5560 95.94 1.8 10.22	43 Tc TECNECIO 2,4,7 2140 97 1.9 11.5	44 Ru RUTENIO 2,3,4,6,8 2500 4900 101.07 2.2 12.2	45 Rh RODIO 1,2,3,4 1966 4500 102.905 2.2 12.42	46 Pd PALADIO 2,4 1552 3980 106.4 2.2 12.03	47 Ag PLATA 1,2 960.8 2210 107.87 1.9 10.5	48 Cd CADMIO 2 320.9 765 112.4 1.7 8.64	49 In INDIO 3 156.2 2070 114.82 1.7 7.31	50 Sn ESTAÑO 2,4 231.9 2270 118.69 1.8 7.31	51 Sb ANTIMONIO ±3,5 630.5 1380 121.75 1.9 6.62	52 Te TELURIO -2,4,6 450 1390 127.60 2.1 6.24	53 I YODO ±1,5,7 113.5 184.3 126.904 2.5 4.94	54 Xe XENON -111.9 -108.0 131.30 2,4,6,8 3.06
6	55 Cs CESIO 1 28.7 690 132.905 0.7 1.90	56 Ba BARIO 2 714 1640 137.34 0.9 3.61	57 La LANTANO 3 920 3470 138.91 1.1 6.17	72 Hf HAFNIO 4 2220 5400 178.49 1.3 13.1	73 Ta TANTALIO 5 2996 5400 180.948 1.5 16.6	74 W WOLFRAMIO 2,3,4,5,6 3380 5930 183.85 1.7 19.26	75 Re RENIO 2,4,6,7,-1 3170 5900 186.2 1.9 21	76 Os OSMIO 4,6,8 2700 5500 190.2 2.2 22.7	77 Ir IRIDIO 2,3,4,6 2454 5300 192.2 2.2 22.64	78 Pt PLATINO 2,4 1769 4530 195.09 2.2 21.45	79 Au ORO 1,3 1063 2970 196.967 2.4 19.3	80 Hg MERCURIO 1,2 -38.4 357 200.59 1.9 13.59	81 Tl TALIO 1,3 303 1457 204.37 1.8 11.85	82 Pb PLOMO 2,4 327.4 1725 207.19 1.8 11.34	83 Bi BISMUTO 3,5 271.3 1560 208.98 1.9 9.80	84 Po POLONIO 2,4 254 210 2.0 9.2	85 At ASTATO ±1,5 302 210 2.2	86 Rn RADON -71 -61.8 222
7	87 Fr FRANCIO 1 27 223 0.7	88 Ra RADIO 2 700 226 0.9 5	89 Ac ACTINIO 3 1050 227 1.1	104 Ku KURCIATOVIO 4 261	105 Ha HANIO 0 262													

LANTANIDOS	58 Ce CERIO 3,4 795 3468 140.12 1.1 6.77	59 Pr PRASEODIMIO 3,4 935 3127 140.907 1.1 6.78	60 Nd NEODIMIO 3 1024 3027 144.24 1.2 7.00	61 Pm PROMETIO 3 1027 147	62 Sm SAMARIO 2,3 1072 1900 150.35 1.2 7.54	63 Eu EUROPIO 2,3 826 1439 151.96 5.26	64 Gd GADOLINIO 3 1312 3000 157.25 1.1 7.89	65 Tb TERBIO 3,4 1356 2800 158.924 1.2 8.27	66 Dy DISPROSIO 3 1407 2600 162.50 8.54	67 Ho HOLMIO 3 1461 2600 164.93 1.2 8.8	68 Er ERBIO 3 1497 2900 167.26 1.2 9.05	69 Tm TULIO 2,3 1545 1727 168.934 1.2 9.33	70 Yb YTERBIO 2,3 824 1427 173.04 1.1 6.98	71 Lu LUTENCIO 3 1652 3327 174.97 1.2 9.84
ACTINIDOS	90 Th TORIO 4 1750 3850 232.038 1.3 11.7	91 Pa PROTACTINIO 4,5 1230 231 1.5 15.4	92 U URANIO 3,4,5,6 1132 3818 238.03 1.7 19.05	93 Np NEPTUNIO 3,4,5,6 637 237 1.3 19.5	94 Pu PLUTONIO 3,4,5,6 640 3235 242 1.3 19.5	95 Am AMERICIO 3,4,5,6 243 1.3 11.7	96 Cm CURIO 3 247	97 Bk BERKELIO 3,4 247	98 Cf CALIFORNIO 3 249	99 Es EINSTENIO 254	100 Fm FERMIO 253	101 Md MENDELEVIO 256	102 No NOBELIO 256	103 Lr LAWRENCIO 257

QUÍMICA GENERAL

UNIDAD II

ESTRUCTURA ATÓMICA

1.- ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

El átomo, es la unidad más pequeña que conforma la materia y está formado por neutrones, protones y electrones, estas dos últimas con carga positiva y negativa respectivamente. El átomo es eléctricamente neutro, es decir que por cada carga positiva existe otra que es negativa. Cuando los átomos ceden electrones, quedan con protones demás, por lo tanto, estarán electrizados positivamente, en caso contrario si el átomo capta electrones, quedará con exceso de cargas negativas, es decir, electrizados negativamente. Esta pérdida o ganancia de electrones en átomo se conocen como iones, en que se clasifica como catión a la pérdida de electrones y anión a la ganancia de electrones.

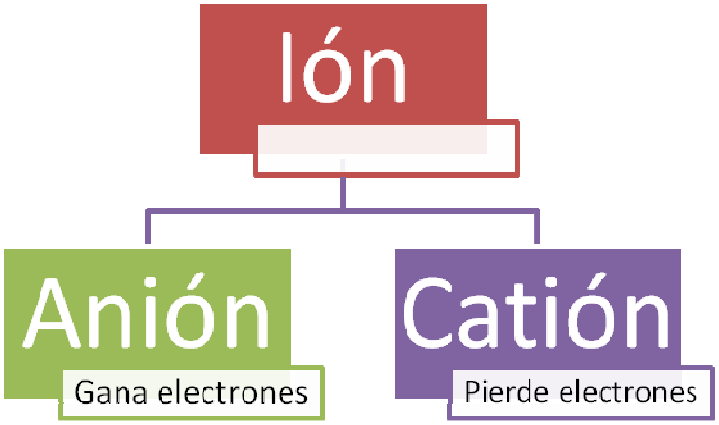


Fig.2. Esquema de los tipos de iones

Estructura del átomo

El átomo está formado por dos partes: el núcleo y la corteza o envoltura. En el núcleo se encuentran los neutrones (n) y protones (p^+), mientras que en la envoltura se encuentras los electrones (e^-), estas partículas son conocidas como partículas subatómicas.

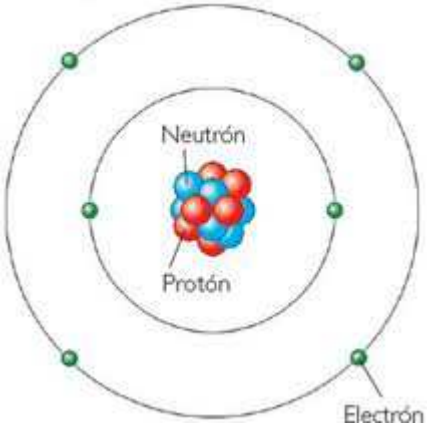


Fig. 3. Estructura atómica

Fig.4. Tabla que muestra las características de las partículas subatómicas

Tabla n°1: Partículas Subatómicas.			
Partícula	**Símbolo**	**Carga eléctrica**	**Masa (g)**
Electrón	**e^-**	**$-1{,}6022 \times 10^{-19}$**	**$9{,}10953 \times 10^{-28}$**
Protón	**p^+**	**$+1{,}6022 \times 10^{-19}$**	**$1{,}67265 \times 10^{-24}$**
Neutrón	**n**	**0**	**$1{,}67495 \times 10^{-24}$**

Número másico y atómico.

El número másico (A) representa la masa nuclear, es decir la suma de protones y neutrones que posee un determinado átomo. Cabe destacar que los electrones no son considerados ya que el tamaño de ellos es 1837 veces más pequeño que las otras dos partículas subatómicas, debido a esto no es considerada dentro del número másico.

$$A = n + p^+$$

El número atómico (Z) representa el número de protones que se encuentra en el núcleo del átomo. Si el átomo es eléctricamente neutro Z, que corresponde al número de protones corresponderá también al número de electrones

$$Z = p^+ = e^-$$

De estas dos ecuaciones se puede determinar el número de neutrones que posee un átomo respectivamente:

$$A = n + p^{+}$$
$$A = n + Z$$

Despejando n:

$$n = A - Z$$

Para representar el número másico y el número atómico se debe realizar de la siguiente manera:

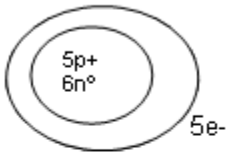
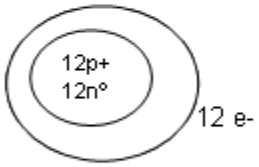
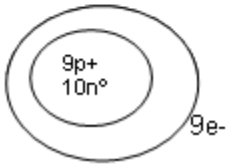
1. El número atómico (Z) se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento.
2. El número másico (A) se escribe en la parte superior izquierda del símbolo del elemento.

Por ejemplo:

Fig.5. Representacion del número atómico y número másico del sodio en la tabla periódica

Sin embargo, para facilitar el estudio de los átomos, se utilizan los diagramas atómicos. Los siguientes esquemas representan el número de protones (p+), neutrones (nº) y electrones (e-) que tiene un átomo de un elemento cualquiera sea este.

Veamos el siguiente cuadro con la composición nuclear y los diagramas atómicos de los siguientes elementos químicos

Elemento	Símbolo del elemento	Z	A	p+	e-	nº	Diagrama atómico
Boro	B	5	11	5	5	6	
Magnesio	Mg	12	24	12	12	12	
Flúor	F	9	19	9	9	10	

Isótopos

Los isótopos son átomos de un mismo elemento químico; por la sencilla razón de que Z o número de protones es el mismo pero difieren en el número másico, eso significa que su diferencia estará en el número de neutrones.

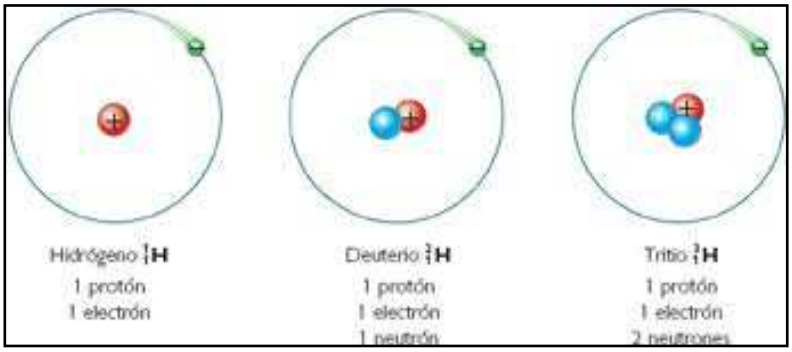


Fig.6. Representación de tres isótopos distintos

El número de electrones en los isótopos de un mismo elemento son exactamente iguales por lo que sus propiedades y características químicas son las mismas, solo varía en algunas propiedades físicas, como la desintegración radiactiva o su masa.

Isóbaros.

Los isóbaros son átomos que poseen distinto número atómico (Z) pero igual número másico (A)

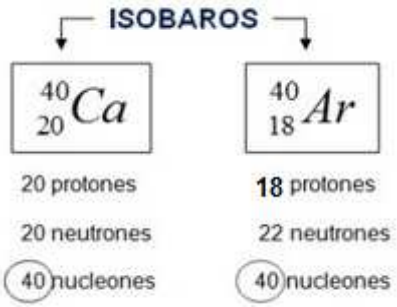


Fig.7. Ejemplos de isóbaros

Isótonos

Son núclidos pertenecientes a elementos diferentes. Poseen diferente número de protones e igual número de neutrones; por lo tanto tienen diferentes números de masa: También son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

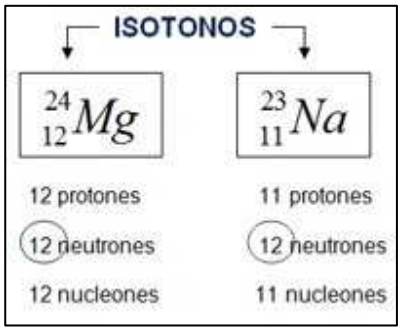


Fig. 8. Ejemplos de isótonos

Átomos isoelectrónicos.

Son los elementos con igual número de electrones, por lo tanto, con la misma configuración electrónica.

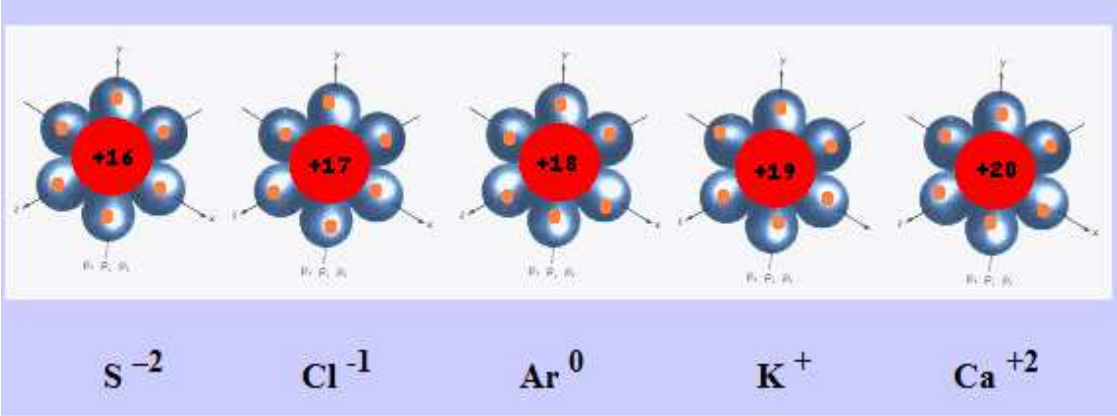


Fig. 9. Representación de átomos isoelectrónicos.

Masa atómica.

Como sabemos, la masa del átomo se concentra en el núcleo, por ende, si el número de protones y neutrones aumenta la masa del átomo también aumentará la masa del átomo.

Para determinar la masa del átomo, se estableció una unidad de masa atómica. En este caso, para conocer la masa de un átomo se utiliza otro átomo como patrón. La unidad de masa atómica **(u o uma)** corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo carbono-12. En el Sistema Internacional de Unidades:

$$1u = 1{,}6606 \times 10^{-27}\ Kg$$

En tabla periódica existe el valor de la masa atómica para cada elemento. Para obtener este valor se debe obtener un promedio de todos los isótopos, de acuerdo a su abundancia en la naturaleza.

Masa atómica promedio.

La mayoría de los elementos que se encuentran en la naturaleza forman una mezcla de isótopos, por lo cual, la masa de un elemento será el promedio porcentual de todos los isótopos de ese elemento. Es valor es calculado de acuerdo a la **abundancia relativa (%),** de cada isótopo presente en la naturaleza.

$$\textbf{map=}\ \frac{(A\ isotopo\ 1\ x\ \%\ de\ abundancia) + (A\ isotopo\ 2\ x\ \%\ de\ abundancia) + (A\ isotopo\ 1\ x\ \%\ de\ abundancia)...}{100\%}$$

Ejemplo

El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98,892% de ^{12}C y 1,108% de ^{13}C y una cantidad despreciable de ^{14}C.

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será:

$$\textbf{map=} \frac{(A\ isotopo\ 1\ x\ \%\ de\ abundancia) + (A\ isotopo\ 2\ x\ \%\ de\ abundancia) + (A\ isotopo\ 1\ x\ \%\ de\ abundancia)\ldots}{100\%}$$

$$\textbf{map=} \frac{(12\ uma\ x\ 98{,}892\%) + (13{,}00335\ uma\ x 1{,}108\%)}{100\%} = 12{,}011\ \text{uma.}$$

2.- MODELOS ATÓMICOS

Desde tiempos remotos se ha tenido la inquietud por saber de que están compuesta las cosas que nos rodean, es decir cuál es la composición de la materia, en la antigua Grecia se discutía si el materia podía dividir y subdividir indefinidamente (convirtiéndose en un polvo cada vez más fino), o si al termino de este proceso se llegaría a un límite en que las partículas fuesen indivisibles. Aunque tradicionalmente se considera a Leucipo de Mileto como el fundador de la escuela atomista, en realidad fue su discípulo Demócrito de Abdera quien en el siglo V a. de C. le dio cuerpo a esta concepción Demócrito defendió la existencia de e un número infinito de unidades indivisibles que llamo átomos que en griego significa (a=sin; tomos=división). Él defendía la idea de que la materia era discontinua, es decir que no podía subdividirse infinitamente y que había una partícula limite de la división. Según los seguidores de la escuela atomista, los átomos eran tan pequeños que no se podían percibir y tenían distintos tamaños y formas. Estas partículas estaban en continuo movimiento en el vacío, por lo que se producían constantemente choques entre ellas. Incluso llegaron a sugerir que algunas sustancias estaban compuestas por diversos átomos y combinaciones de estos y que una sustancia podría convertirse en otra al ordenar dichos átomos de distinta forma.

Aristóteles (384-322 a. de C.) y otros filósofos griegos de la época se opusieron tenazmente al concepto de átomo planteado por los atomistas. Durante muchos siglos la concepción atómica de la materia permaneció latente, hasta que en 1808 el científico inglés John Dalton, basándose en los conocimientos acumulados hasta entonces, propuso la Primera Teoría de la Materia. Sus trabajos sobre la combinación de los elementos para formar un compuesto fueron la base de esta teoría.

Los postulados básicos de la teoría de Dalton se pueden resumir como:

- Toda la materia se compone de átomos.
- Los átomos son partículas diminutas e indivisibles que mantienen su identidad a través de los cambios físicos y químicos.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos, iguales en masa y en todas las demás cualidades.
- Los átomos de un elemento pueden combinarse químicamente con átomos de otros elementos en más de una relación para formar diferentes compuestos.
- Una reacción química implica la combinación, separación o el reordenamiento de átomos.
- En las reacciones químicas los átomos no se crean ni se destruyen.

Fig 10: John Dalton

El átomo es tan pequeño que aún con un microscopio común es imposible de ver. La mayor parte de la información que se ha ido acumulando sobre el mismo a través de la historia se ha obtenido en forma indirecta. Los científicos han ido actuando como si tuvieran frente a ellos una caja negra cerrada que no se puede abrir. Para conocer su contenido han experimentado con ella y formulado distintos modelos sobre el átomo de acuerdo a sus resultados.

Las diversas investigaciones que se extendieron hasta el siglo XX, demostraron claramente que lo átomos no son indivisibles y que en realidad poseen una estructura interna; es decir, están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas: el electrón, el protón y el neutrón que son estables y se encuentran presentes en todos los átomos.

Fig 11. Michael Faraday

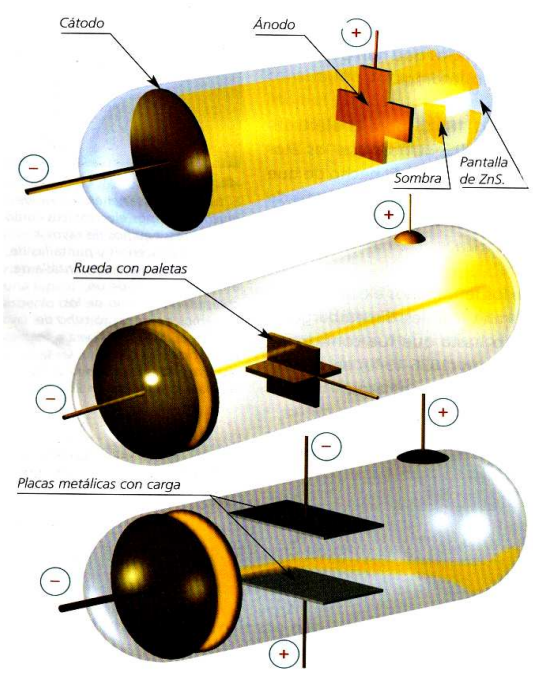
Sin embargo, los experimentos de Michael Faraday (1791-1867) sobre la electrólisis, realizados en 1833, hicieron pensar a los científicos que los átomos no eran tan simples e indivisibles como Dalton había supuesto. El hecho de que la corriente eléctrica produjera un cambio químico indicaba la existencia de una relación entre electricidad y materia, en otras palabras, que los átomos tenían una estructura de naturaleza eléctrica, por lo que se sospecho que los átomos eran divisibles.

Los electrones

El físico ingles Joseph Thomson, en 1897, desarrollo varios experimentos con rayos catódicos que se observan en tubos de descarga. Él observó que estos rayos luminosos eran desviados de su trayectoria rectilínea, tanto por un campo eléctrico como magnético. Lo anterior dio lugar a deducir que los rayos catódicos no estaban formados por átomos con carga sino que por pequeñísimas partículas de carga eléctrica negativa, resultantes de la fragmentación de los átomos, y a estas partículas se las denomino electrones.

Fig.12. Joseph Thompson

La experiencia de Thompson se describe a continuación.



Al colocar un objeto en la dirección de los rayos catódicos, este proyectara su sombra, sobre la pantalla de sulfuro de zinc, ubicada cerca del ánodo. Esta sombra indica, sin lugar a dudas, que estos "rayos" viajan desde el cátodo hasta el ánodo, por lo cual estos deben tener carga negativa.

Los rayos al impactar con una rueda de paletas, la hacen girar; con esto se comprueba que además de carga tienen masa, es decir, son partículas de materia.

Para verificar la carga negativa de los rayos, se pueden colocar en su trayectoria un campo magnético o eléctrico. Los rayos se desviaran en la dirección esperada para las partículas negativas.

Modelo atómico de Thompson

El descubrimiento del electrón le permitió a Thompson su propio modelo del átomo, es así como en 1903 Thompson propone que la carga positiva necesaria para contrarrestar la carga negativa de los electrones en un átomo neutro estaba en forma de nube difusa, de manera que el átomo consistía en una esfera de carga eléctrica positiva, en la cual estaban embebidos los electrones en número suficiente para neutralizar la carga positiva, dicho modelo se conoce como budín de pasas.

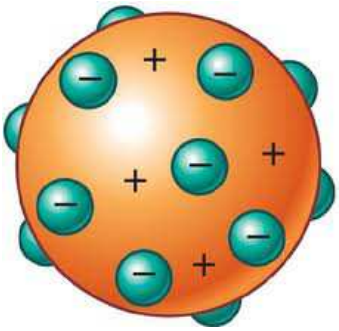


Fig.13. Modelo atómico de Thompson. Este modelo era parecido a un budín de pasas donde los electrones estaban incrustados en una masa esférica de carga positiva. De tal manera que la carga negativa del electrón era la misma que la carga positiva de la esfera, es por esto que se deduce que el átomo era neutro.

Los protones

A finales del siglo XIX, Eugen Goldstein (1850-1930), empleó un tubo de rayos catódicos modificado, que contenía un cátodo perforado, en él observo que aparte de los rayos catódicos (haces de electrones), había una luminosidad que se alejaba del ánodo (polo positivo) y se dirigía hacia el cátodo (polo negativo), dichos rayos los llamó rayos canales. Es así como Goldstein comprobó que esos rayos estaban compuestos por partículas positivas, a las que denomino protones.

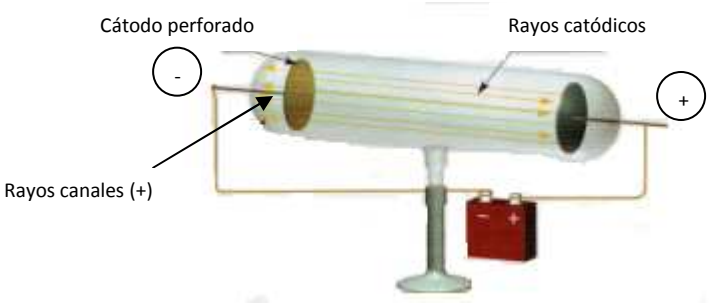


Fig.14. Experimento de Goldstein. En el tubo, los electrones viajan desde el cátodo al ánodo. Cuando chocan con las moléculas del gas presente en el tubo, “arrancan” los electrones de esos átomos, y las partículas positivas restantes viajan al cátodo, pero como éste esta perforado las partículas positivas lo atraviesan y se forman los rayos canales en la pared del tubo.

La radiactividad

En 1896, el científico francés Henry Becquerel (1852-1908) descubrió tras varios estudios realizados con un mineral de uranio llamado pechblenda, que éste emitía espontáneamente radiaciones invisibles de alta energía.

Fig.15. Pechblenda (U_3O_8) es un mineral del uranio, compuesto de uranio y oxigeno, siendo una fuente de radiactividad y con aplicaciones en la industria y la medicina.

Pero, ¿Qué se entiende por radiación?

Se entiende por radiación a la emisión y transmisión de energía a través del espacio en forma de ondas o partículas subatómicas.

La radiación de algunos elementos químicos que se evidencia con la emisión espontánea de ésta desde sus átomos se denomina radiactividad y los elementos que la presentan de denominan elementos radiactivos. Hoy en día de sabe que los núcleos de los átomos radiactivos son inestables y se desintegran liberando energía y radiaciones. Algunos elementos radiactivos son: el radio (Ra), el polonio (Po) y el uranio (U).

En 1898, el científico neozelándes Ernest Rutherford (1871-1937) tras sus estudios de investigación sobre la radiación del uranio, el radio y otros elementos radiactivos, identifico tres tipos de radiaciones que son: rayos alfa (α), rayos beta (β) y rayos gamma (γ). Las características de cada radiación son las siguientes:

a) Rayos α**:** Las partículas alfa son conjuntos de dos protones y dos neutrones, es decir, el núcleo de un átomo de helio, eyectadas del núcleo de un átomo radiactivo. La emisión de este tipo de radiación ocurre en general en átomos de elementos muy pesados, como el uranio o el radio. El núcleo de estos átomos tiene bastantes más neutrones que protones y eso los hace inestables.
b) Rayos β: Las partículas beta tienen una carga negativa y una masa muy pequeña, por ello reaccionan menos frecuentemente con la materia que las alfa pero su poder de penetración es mayor que en estas (casi 100 veces mas penetrantes que los rayos α).
c) Rayos γ: Las emisiones alfa y beta suelen ir asociadas con la emisión gamma. Es decir las radiaciones gamma suelen tener su origen en el núcleo excitado generalmente, tras emitir una partícula alfa o beta, el núcleo tiene todavía un exceso de energía, que es eliminado como ondas electromagnéticas de alta frecuencia. Los rayos gamma no poseen carga ni masa; por tanto, la emisión de rayos gamma por parte de un núcleo no conlleva cambios en su estructura, pero son mucho mas penetrantes que la radiación α y la radiación β.

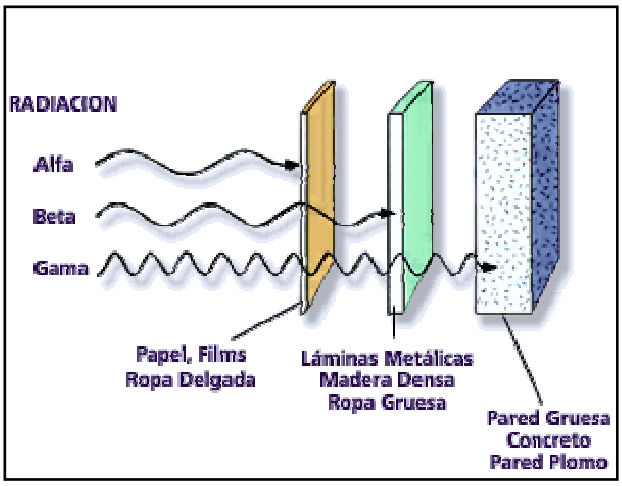


Fig.16. Los tres tipos de desintegración radiactiva: Alfa (α), Beta (β), Gamma (γ).

Con el fin de conocer de manera mas precisa la estructura interna del átomo, es que en 1910 Ernest Rutherford llevo a cabo junto a sus colaboradores, un experimento que pusiera a prueba el modelo de Thompson. Este consistía en una delgada lámina de oro que bombardeo con partículas alfa, es decir, partículas cargadas positivamente y que eran emitidas por una fuente radiactiva. Alrededor de dicha lámina coloco una pantalla fluorescente de sulfuro de zinc para observar la dispersión de esas partículas alfa por la lámina de oro. Si el modelo atómico de Thompson era correcto, las partículas alfa que tienen carga positiva deberían desviarse ligeramente al atravesar la lámina metálica, debido a que en los átomos la carga positiva esta distribuida uniformemente en todo el volumen del átomo.

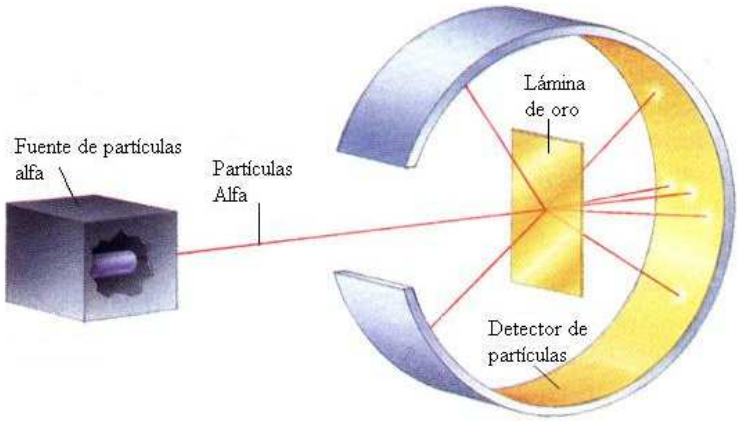


Fig.17. Representación del modelo atómico de Rutherford.

Los resultados obtenidos por Rutherford fueron inesperados y los siguientes:

- La mayoría de las partículas alfa atravesaba la lámina con pequeña o casi nada de desviación y cuando chocaban contra la pantalla fluorescente se producía un destello de luz.
- -Una mínima parte rebotaba en la lámina y se devolvía hacia su origen (fuente radiactiva emisora)
- Una pequeña parte que atravesaba la lámina se desviaba con ángulos muy grandes.

El análisis de estos resultados llevo a que en 1911 Rutherford a proponer un nuevo modelo atómico denominado modelo atómico nuclear o modelo planetario.

Las principales características de este modelo son:

- El átomo está constituido por un núcleo central que es la región donde se encuentran las cargas positivas (protones) y casi toda la masa del átomo.
- Todo el resto del átomo es un espacio prácticamente vacío donde se encuentran girando los electrones alrededor del núcleo, describiendo órbitas circulares y constituyendo la corteza atómica; de forma similar a los planetas que giran alrededor del sol; denominándose también a este modelo Sistema planetario en miniatura.
- El átomo es neutro porque tiene el mismo número de cargas positivas (protones) en el núcleo, y de cargas negativas (electrones) girando en torno a él.

Posteriormente Rutherford continuo con sus investigaciones y logro determinar la cantidad de protones de algunos átomos; según lo anterior, el núcleo del átomo de hidrogeno consistía en un protón y aquellos núcleos de los átomos más grandes contenían varios protones y, además, tenían una masa mayor a la que indicaba su contenido de protones.

Por ejemplo, el núcleo del átomo de Helio (He) tiene 2 protones, pero su masa es el doble (4,0). Dicho exceso de masa en el núcleo de los átomos intrigo a los científicos hasta que en 1932 el físico James Chadwick (1891-1974), tras bombardear átomos de berilio con partículas alfa, la emisión de partículas neutras (sin carga eléctrica) y con una masa levemente mayor a la de los protones. En ese instante Chadwick descubría la existencia de los neutrones.

Fig.18. James Chadwick

Con lo anteriormente descrito, la estructura interna del átomo quedo definida, fundamentalmente, por la presencia de protones (carga positiva), electrones (carga negativa) y neutrones (carga neutra).

El modelo atómico de Rutherford presentaba varias deficiencias, por lo que la física clásica reconoce lo siguiente:

- Toda partícula que presenta aceleración como es el caso del electrón cuando gira sobre su orbita debería perder energía continuamente por emisión de energía radiante (es aquella en que la luz visible emitida por el sol o una ampolleta y que ven nuestros ojos, transporta energía a través del espacio)
- Tras perder energía, el electrón tendría que seguir una trayectoria en espiral cada vez más cerca del núcleo, precipitándose y estrellándose contra él. Lo anterior daría como resultado un átomo inestable, sin embargo, la realidad es otra y es que los átomos son estables.

Pero si todos los electrones se estrellarán en el núcleo, todos los átomos del universo se habrían desintegrado hace mucho tiempo y nada existiría.

Fue así como un discípulo de Rutherford, el físico danés Niels Bohr (1888-1962) quien en 1913 pudo resolver la contradicción sobre la inestabilidad del átomo y planteo un nuevo modelo atómico que mantenía la estructura planetaria de Rutherford y, además, agrego los principios cuánticos sobre la emisión de energía, introduciendo así varios aspectos sobre el comportamiento del electrón.

Fig 19. Niels Bohr

Los postulados del modelo atómico de Bohr son los siguientes:

1.- Los electrones giran en orbitas circulares fijas y definidas alrededor del núcleo. Cada una de estas orbitas corresponde a un nivel de energía permitido. Estos niveles de energía (n) se representan por los números 1, 2, 3,… desde el núcleo hacia fuera.
2.- Los electrones ubicados en los niveles más cercanos al núcleo poseen menor energía que los ubicados más lejos de él.
3.- Mientras el electrón gira en su nivel de energía permitido no irradia ni absorbe energía. Pero cuando los electrones se encuentran en los niveles de energía más bajos, se dice que el átomo se encuentra en estado basal o fundamental.
4.- Cuando un electrón absorbe energía de una fuente externa puede alcanzar un nivel de energía mas elevado, y el átomo se dice que se encuentra en un estado excitado.
5.- Un átomo excitado emite energía radiante (fotones que son diminutos paquetes de energía) cuando los electrones saltan de regreso a un nivel de menor energía. La cantidad de energía emitida es equivalente a la diferencia de energía entre los niveles.
6.- El número máximo de electrones en un nivel de energía se determina según la fórmula $\mathbf{2n^2}$, donde n es el nivel que se está llenando.

Una de las principales diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y el de Bohr es que en el primero los electrones giran en orbitas que pueden estar a cualquier distancia del núcleo, en cambio, en el modelo de Bohr solo se pueden encontrar girando en determinados niveles de energía.

A partir de 1925 el modelo atómico de Bohr fue objeto de sucesivas modificaciones hasta formular el actual modelo atómico denominado Modelo Mecano Cuántico, el cual es un modelo matemático que explica el comportamiento del electrón en átomos que tienen más de un electrón. Este modelo se basa en dos principios: el principio de dualidad onda-partícula del electrón y el principio de incertidumbre.

-Principio de la dualidad onda-partícula del electrón: En 1924 el físico francés Louis De Broglie (1892-1977) propuso que una partícula de masa “m” (como el electrón) que esta en movimiento, tendría una onda asociada, es decir, cualquier partícula tiene masa y mientras se moviera a cierta velocidad, podía comportarse además como una onda. Lo anterior se presenta en la fig.20.

Fig.20

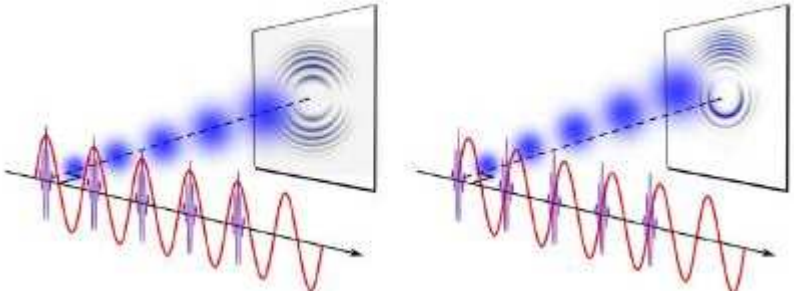


Fig.21. Werner Heisenberg (1901-1976)

-Principio de incertidumbre: el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976) en 1927 planteo que es imposible conocer simultáneamente la posición y velocidad de un electrón, es decir, no se puede determinar con precisión el recorrido que los electrones siguen cuando se mueven en torno al núcleo.

Tomando en cuenta estos principios, el modelo mecano cuántico establece que:
-En el átomo, los electrones se encuentran ocupando diferentes orbitales atómicos, éstos se agrupan, a su vez, en los distintos niveles de energía.
-Un orbital atómico es una región del espacio alrededor del núcleo en la que la probabilidad de encontrar un electrón es alta.

Niveles y Subniveles Atómicos

La distribución de los electrones dentro del átomo sigue ciertas reglas básicas que responden a los principios del modelo mecanocuántico del átomo. Estas reglas son:

- Los niveles de energía (n) están formados por uno o más subniveles. El primer nivel de energía (n=1), es el más cercano al núcleo, tiene solo un subnivel; el n=2 dos subniveles; el n=3 tres subniveles y el n=4 cuatro subniveles.
- Los subniveles se designan con las letras s, p, d y f.
- Los subniveles presentan una cantidad determinada de orbitales: el subnivel s (tiene un solo orbital s); el subnivel p (3 orbitales p), el subnivel d (5 orbitales d); y el subnivel f (7 orbitales f).

- Cada uno de los subniveles posee una capacidad fija para alojar cierta cantidad de electrones, es decir, el subnivel “s” contiene hasta (2e); el subnivel “p” (6e), el subnivel “d” (10e) y el subnivel “f” (14e).
- Cada átomo tiene su propia configuración electrónica, es decir, su propia distribución de los electrones de ese átomo en los diferentes niveles y orbitales atómicos.

Para facilitar el estudio de los niveles y subniveles atómicos, es necesario tomar en cuenta los diversos números cuánticos.

Números cuánticos

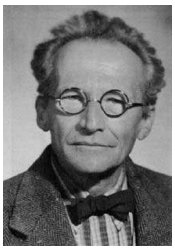


Fig.22. Erwin Schrödinger (1887-1961)

En 1926 Erwin Schrodinger (1887-1961) estableció que los electrones no giran en órbitas alrededor del núcleo tal como lo había propuesto Niels Bohr, sino que en orbitales, que corresponden a regiones del espacio en torno al núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar a los electrones.

Según lo anterior, los estados de energía permitidos para el electrón en los orbitales, quedan descritos por cuatro números cuánticos que son: el principal (n), el secundario (l), el magnético (m) y el espín (s).

1. Número cuántico principal (*n*): corresponde a los niveles de energía, es decir, a la energía del electrón, que va aumentando en la medida que se va alejando del núcleo. Este número también se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo. Así, a mayor valor de n, mayor es la distancia promedio del electrón respecto del núcleo y, por ende, mayor y menos estable es el orbital. Este número solo se expresa en números naturales, es decir, 1, 2, 3, etc.

2.- Número cuántico secundario (*l*): también conocido como número cuántico de momento angular o azimutal. Este define la forma que tiene el orbital. Puede tener valores desde 0 hasta (n - 1) para cada valor del número cuántico principal (n). Se calcula considerando:

Por ejemplo: Si $n = 1$, $l = 0$
Si $n = 2$, $l = 0, 1$
Si $n = 3$, $l = 0, 1, 2$
Si $n = 4$, $l = 0, 1, 2, 3$

3. Número magnético (*m*): Este número describe la orientación del orbital en el espacio. Sus valores dependen de l, y puede tomar valores enteros desde –l a +l, incluyendo el 0. A saber: m=-l,…0,…,+l

Por ejemplo:

a. Para *l* = 0 (*s*), *m* = 0, esto significa que existe un solo orbital.
b. Para *l* = 1 (*p*), *m* va desde el -1, 0, 1, esto significa que existen tres orbitales, los que se conocen como *p*x, *p*y, *p*z o como: *p*1, *p*2, *p*3.
c. Para *l* = 2 (*d*), *m* va desde el -2, -1, 0, +1, +2, lo que significa que en el subnivel 2 existen cinco orbitales, los que se conocen como *d*1, *d*2, *d*3, *d*4, *d*5.

4.- Número cuántico de espín (s): corresponde al giro del electrón sobre su propio eje, el cual puede tener dos sentidos, en la dirección de los punteros del reloj o en sentido inverso. El número cuántico de espín puede tomar solo los valores +1/2 o -1/2, que también se simbolizan con flechas: ↑ y ↓ , respectivamente.

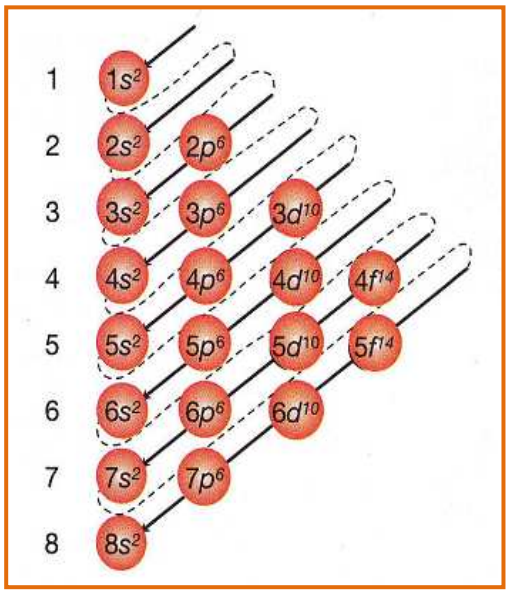
Los números cuánticos descritos sirven para describir la situación energética de cada electrón en un átomo. Ahora bien como la energía en el átomo esta cuantizada, se puede asignar un número para cada uno de los valores cuánticos.

Para saber la organización de los electrones dentro del átomo se cumplen ciertas reglas básicas que responden a los principios de la mecánica cuántica y que quedan representados por las configuraciones electrónicas de los diversos átomos en los diferentes niveles y orbitales atómicos.

Para realizar la configuración electrónica de cualquier átomo es necesario conocer lo siguiente:

- Saber el número de electrones que el átomo tiene. Para ello basta observar el número atómico del átomo (Z) en la tabla periódica y recordar que el número de electrones de un átomo neutro es igual al número atómico (Z=p+=e-)
- Ubicar a los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde n=1. Según la regla de las diagonales que describe el orden de llenado de los electrones, estos siempre tienden a ubicarse en los orbitales de menor energía.
- Respetar la capacidad máxima de cada subnivel

El esquema de llenado de los orbitales atómicos es el siguiente.



Por ejemplo:

Hidrógeno H (Z=1) El único electrón del átomo de hidrógeno se ubica en el orbital de más baja energía: 1s y queda representado por el superíndice $1s^1$ La configuración electrónica del hidrógeno es: $\mathbf{1s^1}$	Helio He (Z=2) El átomo de helio tiene dos electrones. El primer electrón ocuparía el orbital 1s y el segundo se ubica en el mismo orbital.$1s^1$ La configuración electrónica final del helio es: $\mathbf{1s^2}$
Carbono C (Z=6) La cantidad de electrones del átomo de carbono son 6, por lo tanto, la configuración electrónica sería: $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^2}$	Potasio K (Z=19) La cantidad de electrones del átomo de potasio son 19, por lo tanto, la configuración electrónica sería: $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1}$

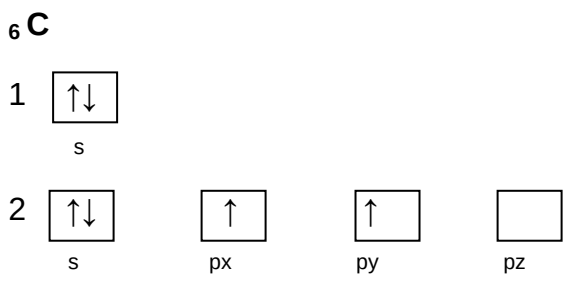
Veamos lo que ocurre en los subniveles con más de un orbital, como es el caso del carbono y el potasio detallados anteriormente.

Cuando un subnivel presenta más de un orbital, como es el caso de los subniveles p, d y f, se cumple con dos principios basicos que deben ser considerados a la hora de escribir la configuración electrónica de cualquier elemento, estos principios son: Exclusión de Pauli y regla de Hund.

1.- Principio de exclusión de Pauli: Establece que un orbital atómico determinado puede ser ocupado por sólo dos electrones, que para ello deben tener espines opuestos. Estos electrones se consideran apareados. Los electrones de igual espín tienden a separarse lo máximo posible.

2.- Regla de Hund: Establece que los electrones van ocupando el subnivel de forma tal que cada electrón adicional se debe ubicar en orbitales diferentes con el mismo espín. Dicha regla establece que el orden en que los electrones ocupan un subnivel es aquel que presenta el mayor número de electrones desapareados.

Las dos reglas anteriores, se muestran a continuación, por ejemplo con el Carbono (Z=6)**,** que presenta 6 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



Tipos de configuración electrónica

Existen cuatro modalidades para representar la configuración electrónica de los diversos elementos químicos que tienen mayor o menor grado de complejidad, éstas son:

a) Configuración estándar

Se representa la configuración electrónica utilizando el sistema de llenado de los orbitales atómicos visto en la página anterior, los cuales se van llenando en el orden en que aparecen, siguiendo esas diagonales, empezando siempre por el 1s.

Aplicando el mencionado cuadro de las diagonales la configuración electrónica estándar, para el átomo de Cloro por ejemplo, es la siguiente:

$_{Z=17}$ **Cl**

$_{17}Cl : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ o bién $1s^2$

$2s^2\ 2p^6$

$3s^2\ 3p^5$

b) Configuración condensada

Se debe realizar la configuración electrónica estándar y luego se debe indicar por medio de un corchete el gas noble anterior o más próximo al elemento configurado y, posteriormente los niveles y subniveles que no están incluidos en ese gas noble y pertenecen al elemento configurado. Estos gases nobles son: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

Siguiendo el mismo ejemplo anterior del cloro que presentaba un número atómico igual a 17 (Z=17), la configuración condensada queda determinada por:

$_{Z=17}$ **Cl**

$$[Ne]\ 3s^2 3p^5$$

c) Configuración desarrollada

Se refiere a la indicación de la ubicación de los electrones por orbital, dependiendo del número atómico que presente el átomo o elemento.

Para el mismo ejemplo anterior del cloro cuyo número atómico es igual a 17 (Z=17), la configuración electrónica desarrollada queda establecida como sigue:

$_{Z=17}$ **Cl**

$1s^2$

$2s^2\ p_x^2,\ p_y^2,\ p_z^2$

$3s^2\ p_x^2,\ p_y^2,\ p_z^1$

d) Diagrama de Orbitales:

En este caso la configuración electrónica se simboliza con cada orbital por un casillero, utilizando las expresiones ↑ y ↓ para representar la disposición del espín, es decir, el sentido del giro del electrón sobre su propio eje.

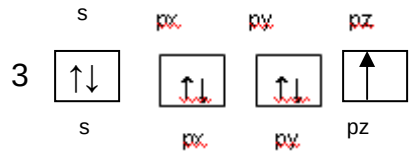
En el ejemplo del Cloro, quedaría como sigue:

$_{17}$ **Cl**

1 [↑↓]

s

2 [↑↓] [↑↓] [↑↓] [↑↓]



A parte de la configuración electrónica, a cada elemento químico también se le puede aplicar los números cuánticos (n, l, m y s), de la siguiente manera y utilizando los ejemplos antes descritos tenemos:

Hidrógeno H (Z=1)

La configuración electrónica del hidrógeno es:

$$1s^1$$

Si aplicamos los números cuánticos al último nivel, se tiene que:

n = 1
l = 0
m = 0
s = +1/2

Helio He (Z=2)

La configuración electrónica del helio es:

$$1s^2$$

Si aplicamos los números cuánticos al último nivel, se tiene que:

n = 1
l = 0
m = 0
s = -1/2

Carbono C (Z=6)

La configuración electrónica sería:

$$1s^2\,2s^2\,2p^2$$

Si aplicamos los números cuánticos al último nivel, se tiene que:

n = 2
l = 1
m = 0
s = +1/2

Potasio K (Z=19)

La configuración electrónica sería:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$$

Si aplicamos los números cuánticos al último nivel, se tiene que:

n = 4
l = 3
m = 0
s = +1/2

En resumen, el modelo mecano cuántico ha permitido describir la distribución y energía de los electrones en los diferentes tipos de átomos. La configuración

electrónica permite por lo tanto explicar con éxito la periodicidad de los elementos químicos dentro de la tabla periódica.

3.- TABLA PERIÓDICA

A fines del siglo XVII, en la época de los grandes científicos Lavoisier (conocido como fundador de la química moderna y quien estableció la Ley de conservación de la materia que dice que: la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma) y Berzelius (quien propuso la Teoría electroquímica después de comprobar que existe un parentesco muy próximo entre los fenómenos químicos y la electricidad), la química renace con los principios de la alquimia. La alquimia puede fijarse dentro de la primera "industrialización" de la humanidad primitiva. Cuando los primeros pobladores del mundo dejaron de preocuparse exclusivamente de sobrevivir, y empezaron a reunirse en comunidades, surgió lo que se ha dado en llamar la primera civilización urbana. Fue en su seno donde nacieron los primeros oficios, aparte la agricultura y el pastoreo: la carpintería, la metalurgia, la alfarería, la fabricación de tintes y colorantes.

A los primeros nueve elementos químicos descubiertos hasta la edad media (oro, plata, cobre, hierro, plomo, estaño, mercurio, azufre y carbono), se agregaron al menos 40 elementos más y desde ese momento se intento clasificar los elementos químicos buscando algunas semejanzas entre sus propiedades.

La primera idea de clasificación fue reunirlos en métales y no metales. La mayor parte de los elementos metálicos presentan un lustre brillante, esto da su característica principal, conducen el calor y la electricidad, son maleables y dúctiles como es el caso del hierro. Los no metales en tanto varían mucho en su apariencia, no son brillantes, son malos conductores de calor y electricidad, varios de ellos se encuentran formando moléculas diatómicas, por ejemplo algunos gases, como es el caso del oxígeno. Sin embargo, algunos de los elementos químicos como es el caso del arsénico no se ajustaba a ninguna de las dos clasificaciones anteriores.

Es así, como en 1829, el químico alemán Johann Döbereiner (1780-1849) utilizó un criterio mucho mas restringido y agrupo a los elementos que tuviesen un comportamiento químico similar reuniéndolos en tríadas (grupos de tres elementos)

En 1864, el químico inglés John Newlands (1837-1898) ordeno los elementos químicos según sus masas atómicas, es decir, desde los mas ligeros en orden creciente. Se dio cuenta que el octavo elemento se asemejaba al primero, así como el noveno era similar al segundo, etc. A dichos periodos se les denomino Ley de las octavas de Newlands. (Fig.23)

Fig.23

Ley de las octavas de Newlands

1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

Sin embargo, en 1869 el químico ruso Dimitri Mendeleev tras sus múltiples investigaciones y búsquedas para hacer más fácil el aprendizaje de los estudiantes, creo un sistema de tarjetas sobre las cuales colocaba el elemento químico con sus propiedades. Se dio cuenta que si las ordenaba en orden ascendente de masas atómicas habían propiedades que se repetían varias veces, de esta manera descubrió que los elementos tenían cierta periodicidad. Sólo a la edad de 35 años, Mendeleev, publica su tabla periódica de los elementos.

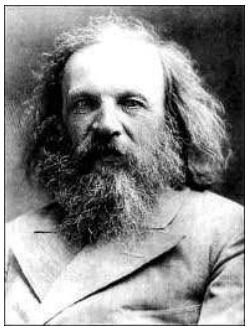


Fig.24. Dimitri Mendeleev (1834-1907)

Fig.25. Primera tabla periódica propuesta por Mendeleev

3.1.- Ley periódica

Una vez que Mendeleev tenía ordenados los elementos químicos según sus masas atómicas procedió a estudiar sus propiedades químicas. Sin embargo, cuando no coincidían las propiedades de un elemento con la posición que le había asignado, no dudaba en cambiarlo de posición, dejando el espacio para un nuevo elemento que se

pudiese descubrir. De esta manera, además de predecir la existencia de nuevos elementos, predijo las propiedades que ellos debían tener. Cuando esos elementos fueron descubiertos se comprobaron las predicciones de Mendeleev demostrando así la validez de su teoría.

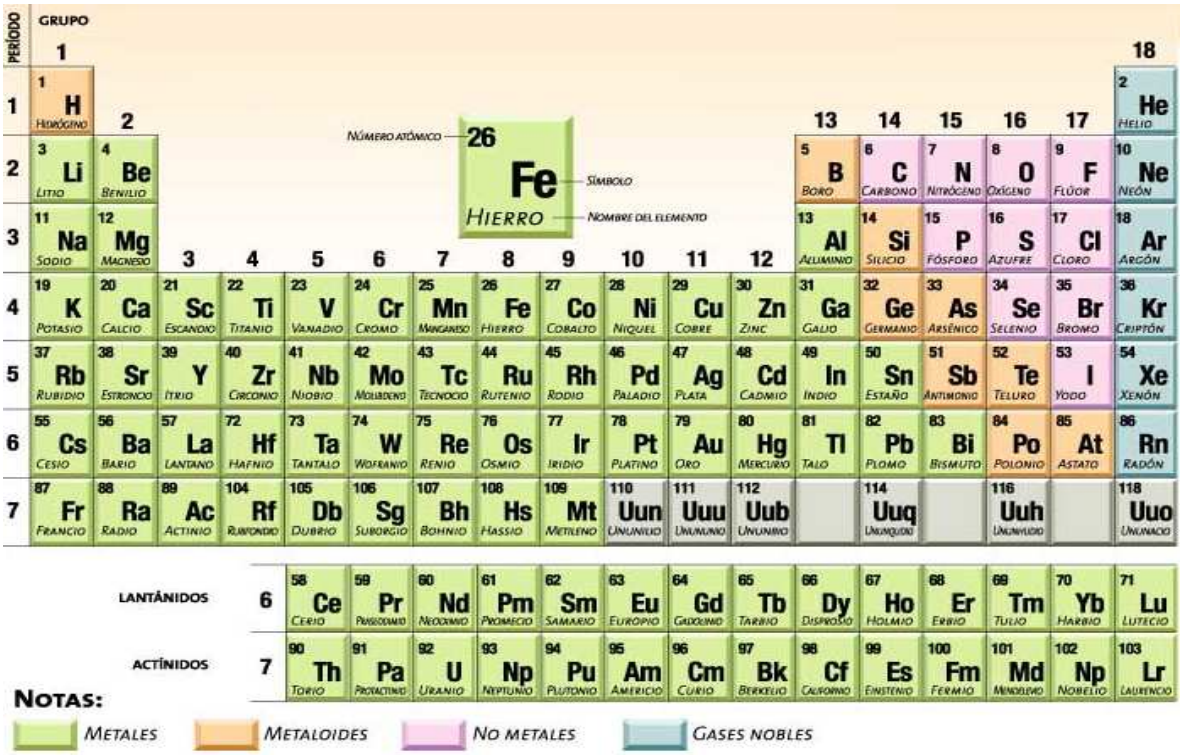
Segun los trabajos realizados por Mendeleev se estableció la Ley periódica de los elementos, que establece que: “Las propiedades químicas de los elementos no son arbitrarias, sino que varían de manera sistemática de acuerdo a su masa atómica”.

En 1914, el destacado físico y químico ingles Henry Moseley, tras bombardear con electrones diferentes metales, observo que la frecuencia de rayos X que eran emitidos variaba periódicamente entre los elementos, es así como logro demostrar que la verdadera base de la Ley periódica no era la masa atómica, sino mas bien, el número de cargas positivas en el núcleo del átomo, numéricamente igual a la cantidad de electrones en la envoltura del átomo. Moseley demostró que las propiedades de los elementos dependían de sus números atómicos y propuso ordenarlos de menor a mayor Z.

Fig.26. Henry Moseley (1887-1915)

A continuación se muestra la tabla periódica actual de los elementos químicos (Fig.27)

TABLA PERIODICA



3.2.- Períodos y grupos

En la tabla periódica actual los elementos químicos se ordenan de menor a mayor Z (número atómico) como se indico anteriormente. Sin embargo, la tabla periódica actual se ha elaborado a partir de dos criterios, que son:

- Los elementos químicos se organizan en: filas o períodos (horizontales) y columnas o grupos (verticales). Como se muestra en la figura 28.
- La disposición de los elementos en los diversos grupos es de acuerdo a la configuración electrónica del nivel más externo.

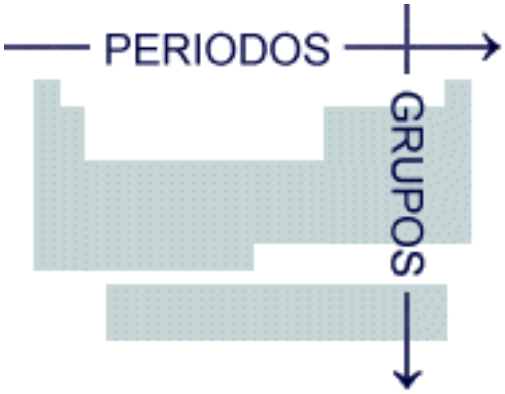
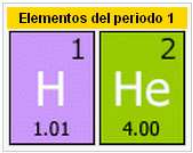


Fig. 28. Representación de grupos y periodos en la tabla periódica

Periodos en la tabla periódica

La tabla periódica está formada por 7 filas horizontales denominadas períodos que están enumeradas del **1** al **7.**

-El primer periodo: contiene solo 2 elementos (hidrógeno y helio)



-El segundo y tercer periodo contienen 8 elementos cada uno, estos son respectivamente:

-El cuarto y quinto periodo: contienen 18 elementos cada uno, respectivamente estos son:

-El sexto periodo: contiene 32 elementos, incluyendo los lántanidos

55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
Lantánidos		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	

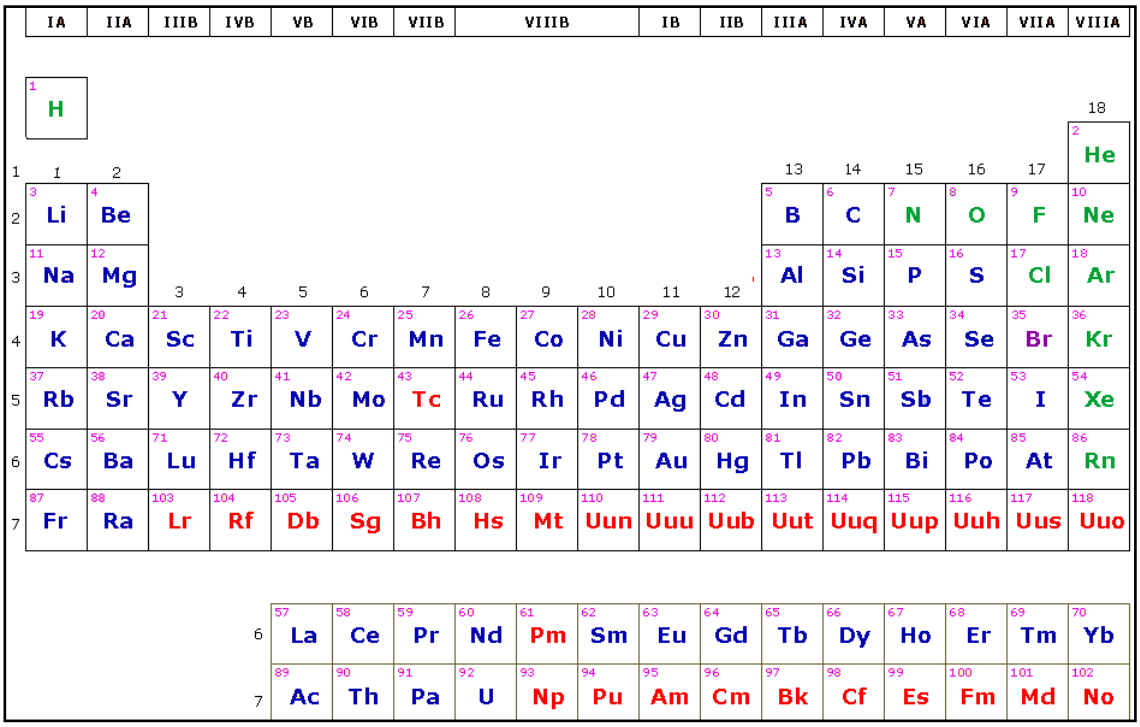
-El séptimo periodo: incluye a los actínidos y aún no esta completo ya que los científicos siguen descubriendo y preparando nuevos elementos.

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 Np	103 Lr	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub		114 Uuq		116 Uuh		118 Uuo

Grupos en la tabla periódica

La tabla periódica está formada por 18 columnas verticales denominadas grupos o familias que se nombran clásicamente por un número romano y una letra (A o B). Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí. Por ejemplo, los elementos en el grupo IA (por ejemplo, el litio y el sodio) tienen un electrón de valencia en su último nivel de energía.

Fig. 29. Elementos de cada grupo o familia: En la parte superior se encuentra la nomenclatura clásica, con números romanos seguidas de letras A o B.



Relación entre la configuración electrónica y la periodicidad

Si se revisan las configuraciones electrónicas de cada grupo de elementos químicos, se puede reconocer que existe un criterio de regularidad dentro de la tabla periódica. Por ejemplo, si analizamos el grupo VI A, se tiene:

Oxigeno (Z=8) $1s^2\ 2\mathbf{s^2}\ 2\mathbf{p^4}$
Azufre (Z=16) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3\mathbf{s^2}\ 3\mathbf{p^4}$
Selenio (Z=34) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4\mathbf{s^2}\ 3d^{10}\ 4\mathbf{p^4}$

Todas las configuraciones electrónicas a excepción de la del helio, presentan los subniveles s y p más externos completos, en otras palabras, cumplen con la configuración $ns^2\ np^6$ (donde n es cualquier nivel de energía y corresponde al número cuántico principal del nivel más externo, el cual coincide con el período). Los elementos que presentan está característica son los denominados gases nobles o inertes.

Aquellos electrones ubicados en el nivel más externo se denominan electrones de valencia. La importancia de ellos radica en que participan en las reacciones químicas, esto explica porque los elementos dentro de un mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

Por ejemplo:
- El hidrógeno (Z=1), presenta la configuración electrónica:

$1s^1$ ⟶ tiene 1 electrón de valencia.

- El Fósforo (Z=15), presenta la siguiente configuración electrónica:

$1s^2$
$2s^2\ 2p^6$
$3s^2\ 3p^3$

En este caso existen 5 electrones de valencia (porque la suma de los electrones ubicados en el último nivel de energía es cinco)

Para determinar la ubicación de un elemento químico dentro de la tabla periódica, se debe determinar lo siguiente:

Ejemplo: El azufre (Z=16) tiene la siguiente configuración electrónica:

$1s^2$
$2s^2\ 2p^6$
$3s^2\ 3p^4$

Por lo tanto su nivel más externo sigue el patrón: $\mathbf{ns^2\ np^4}$ donde,

Indica el **período** ⟵ $\mathbf{n}s^2\ np^4$ — 2 + 4 = 6 indica el **grupo** donde se encuentra el elemento

$\mathbf{n}s^2\ \mathbf{np^4}$ ⟶ Último electrón está en el orbital p

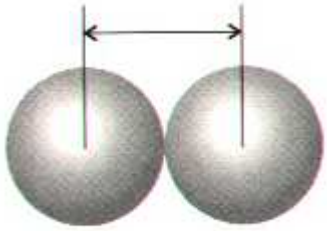
Propiedades periódicas

Los elementos químicos que pertenecen a un mismo grupo y a un mismo período, presentan variaciones en sus propiedades físicas a la que los químicos denominan propiedades periódicas.

A continuación se presenta la descripción de cada una de las propiedades periódicas:

1.- Radio atómico (RA)

Al considerar el átomo como una esfera rígida, es posible determinar su radio atómico, estimando la distancia que existe entre dos átomos contiguos. Así, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes del mismo elemento.



Radio atómico

Variación periódica del RA

- En un período, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha, es decir, al aumentar Z (Número atómico)
- En un grupo, el radio atómico aumenta al descender por el grupo.

Ejemplo:
Ordena los siguientes átomos de mayor a menor según sus radios atómicos:

a) Ca, K, Br ⟶ **K, Ca, Br**

b) O, Na, Al ⟶ **Na, Al, O**

2.- Radio iónico (RI)

En páginas anteriores se dio a conocer, que un átomo al ganar o perder electrones se transforma en un ion. La distancia entre el núcleo de un ion y su periferia, se llama radio iónico.

Cuando un átomo neutro pierde electrones se forma un ion positivo (catión) de menor radio que el átomo neutro. En cambio, cuando se añaden electrones al átomo neutro se forma un ion negativo (anión) y el radio iónico aumenta dado que la carga nuclear se mantiene constante. Por lo tanto el tamaño de un catión es menor que su correspondiente átomo neutro; no así cuando se trata de un anión, ya que este último es de mayor tamaño en comparación con el átomo neutro del cual procede.

Variación periódica del RI

-En un período el radio iónico dependerá de la cantidad de carga de los iones.
-En un grupo los radios iónicos aumentan de arriba hacia abajo.

3.- Energía de ionización (EI)

La energía de ionización es la mínima energía necesaria para retirar un electrón de un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental. En la medida que se entrega energía a un átomo, los electrones del nivel más externo, pueden moverse de su estado fundamental a uno de mayor energía. Se entiende por estado fundamental al punto más bajo de energía.

Si la energía es suficiente, uno o varios electrones pueden separarse del átomo, formando un ion positivo o catión, y dicho proceso se conoce como ionización. El proceso anterior es endotérmico, es decir, absorbe energía desde el exterior.

Para predecir el comportamiento químico de un determinado elemento, basta con conocer la facilidad con que los electrones se pueden sacar de un átomo, es así como mientras mayor sea la energía de ionización, más difícil será quitar un electrón.

Variación periódica de EI

- En un periodo, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo, la energía de ionización disminuye con el aumento de Z.

Ejemplo:
Ordena de mayor a menor según la energía de ionización los siguientes átomos

a) Ba, Be $\longrightarrow$ **Be, Ba**
b) Na, Si, S $\longrightarrow$ **S, Si, Na**

4.- Afinidad Electrónica (AE)

Así como ocurre la ionización para formar un catión, para formar un anión también se requiere energía, y esta energía se denomina afinidad electrónica, la cual se define como la energía que desprende un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental cuando capta o acepta un electrón transformándolo en un ión negativo (anión). Este proceso libera energía al entorno, por lo que se considera como un proceso exotérmico. Mientras mayor sea la tendencia de un elemento a aceptar un electrón menor será el valor de la afinidad electrónica.

Variación periódica de AE

-En un período, la afinidad electrónica aumenta con el aumento de Z.
-En un grupo, la afinidad electrónica disminuye al aumentar Z, debido al aumento del tamaño de los átomos que determina que un electrón será atraído con menor fuerza.

Ejemplo:
Ordena de menor a mayor según su afinidad electrónica los siguientes átomos

a) Ru, Os ⟶ **Os, Ru**
b) Ca, Sc,Zr,Mo ⟶ **Zr, Mo, Ca, Sc**

5.- Electronegatividad (EN)

Se define como la capacidad de un átomo de atraer hacia si mismo los electrones de otro átomo cuando los comparten, es decir, cuando los átomos han formado un enlace químico.

En la tabla periódica todos los elementos metales tienen valores inferiores a 2 en su electronegatividad, mientras que los no metales tienen valores superiores a 2. Por lo tanto, mientras mayor sea la electronegatividad, mayor será la atracción entre los electrones compartidos. Lo anterior se muestra en el siguiente cuadro.

Fig.30. Valores de electronegatividades de los elementos químicos dentro de la tabla periódica.

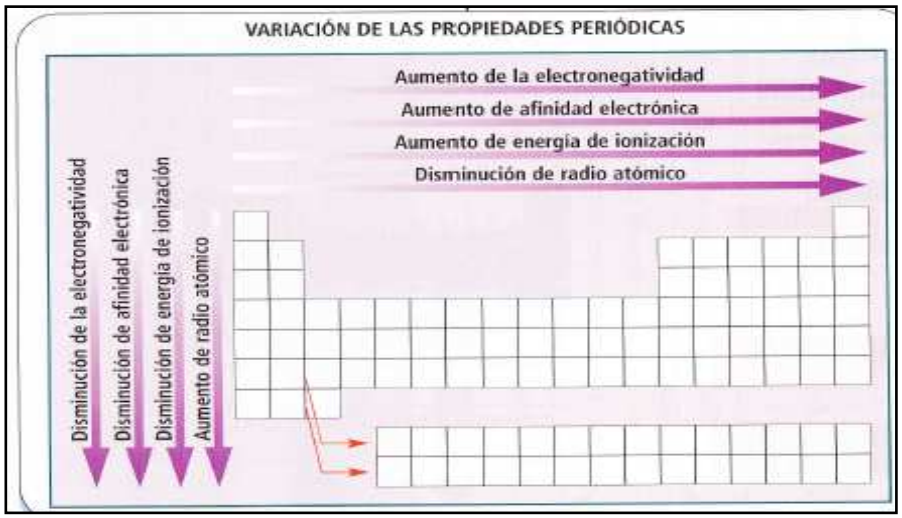
H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Variación periódica de EN

-En un periodo la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha
-En un grupo aumenta de abajo hacia arriba.

Ejemplo:
¿Cuál de estos dos elementos Aluminio (Al) y Fósforo (P) tiene mayor electronegatividad?
El fósforo tiene mayor electronegatividad que el aluminio.

En resumen, el siguiente esquema (Fig. 31) muestra todas las propiedades periódicas y sus respectivas variaciones dentro de un período y un grupo.



4.- Enlaces Químicos y Electrones de valencia.

Un enlace químico es un conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas que forman parte de la materia.

Los conceptos que aplicaremos en esta materia son: electrones de valencia, longitud de enlace y energía de enlace.

Estructura de Lewis

La estructura de Lewis es una forma simple de mostrar la formación de enlaces y el compartimiento de electrones que existe entre los átomos. El sistema fue ideado por Gilbert Lewis (1875-1946), que consiste en poner el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, simbolizado por cruces o puntos. Por ejemplo:

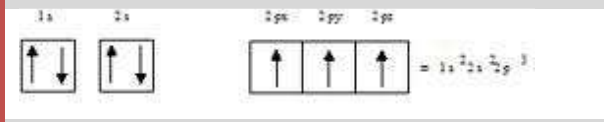
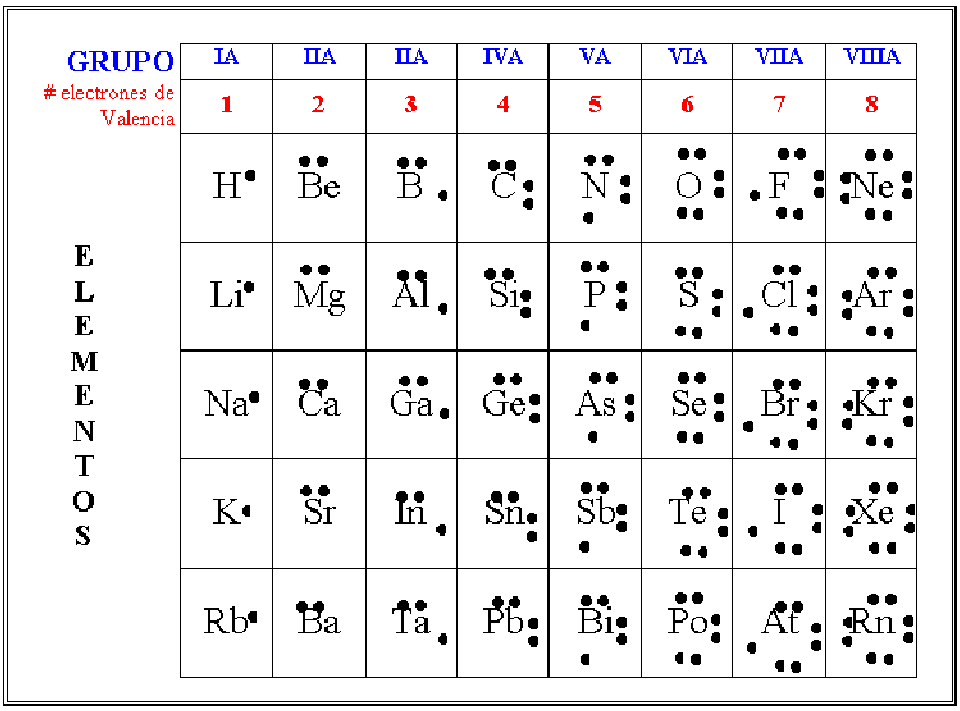
Estructura de Lewis para el átomo de Nitrógeno, Z=7	
1. **Primero se sigue los pasos para encontrar los electrones de valencia** 2. **Se determina el orden que deben seguir los electrones siguiendo la regla de Hund** 3. **Se anota el símbolo, y a su alrededor, con puntos o cruces sus electrones de valencia, en este caso un par de electrones apareados y dos electrones desapareados**	**Z= 7** **$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$** e^-_v **= 5** 

Fig. 32 Estructura de Lewis

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	
Cl	7	
Al	3	
O	6	



Reglas del dueto y el octeto

¿Cuál es la razón del por qué los átomos de distintos elementos forman enlaces químicos? Cuando los átomos forman enlaces, la última capa es completada ya sea cediendo o captando electrones, adquiriendo configuraciones electrones de los gases nobles más cercano. Cuando un elemento completa su última capa con ocho electrones se sostiene que cumple con la regla del octeto y cuando su última capa se completa con dos electrones se dice que cumplió con la regla del dueto o sea que adquieren la configuración electrónica del Helio, los elementos que cumplen con la regla del dueto es el Hidrógeno ganado un electrón y el Litio y Berilio perdiendo uno y dos electrones respectivamente.

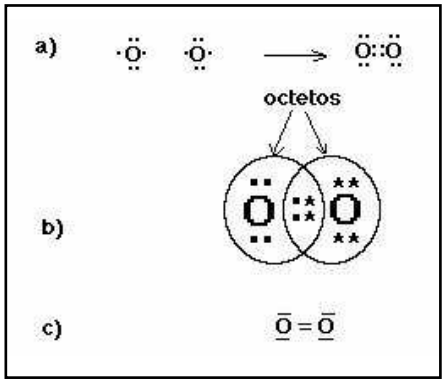


Fig. 33. Regla de Octeto

Una parte fundamental que poseen los elementos son los estados de oxidación, que es considerada como aquella carga con que dicho elemento puede funcionar como compuesto, por ejemplo, si el oxígeno necesitara dos electrones para alcanzar la regla del octeto, al formar el compuesto su estado de oxidación sería de -2. Por otra parte si el sodio, necesita perder un electrón para alcanzar la regla del octeto su estado de oxidación será de +1, los elementos químicos no poseen un solo estado oxidación, en algunos casos pueden tener dos o tres y hasta cuatro estados de oxidación dependiendo del elemento con quien forme un compuesto.

Electrones de valencia

Los electrones de valencia (e^-_v) son los responsables de formar los enlaces químicos. Estos electrones corresponden a los electrones del último nivel de energía. Cuando los átomos son elementos representativos, los electrones de valencia corresponden al grupo del sistema periódico al cual pertenece dicho elemento. Ejemplo:

Electrones de Valencia para el Oxígeno	
1. Conocer el número atómico (Z) del elemento	**Z= 8**
2. Escribir la configuración electrónica	**$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$**
3. Marcar el último nivel de energía.	**$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$**
4. Sumar los electrones del último nivel de energía	e^-_v **= 6**

Longitud y energía de enlace

Dos o más átomos se unen entre sí para lograr una mayor estabilidad. Esta estabilidad se consigue cuando los electrones se distribuyen de tal manera que las fuerzas eléctricas que las conforman hacen que la energía potencial del sistema sea mínima.

Ejemplo:

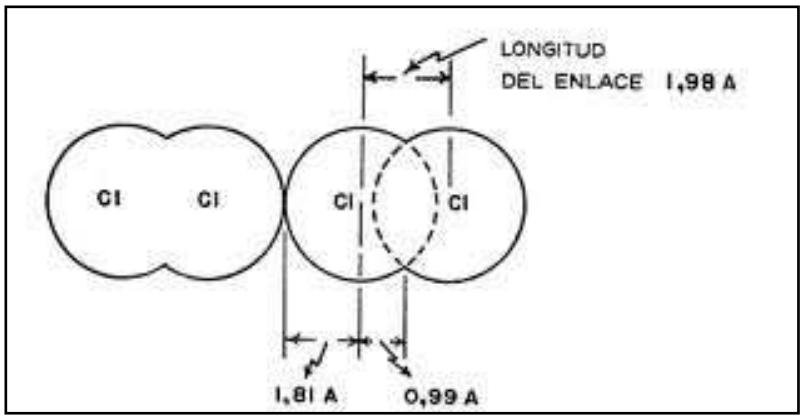


Fig. 34. Longitud de enlace entre átomos

La longitud de enlace (r_o), es la distancia que hay entre los núcleos de los átomos involucrados en el enlace; para esta distancia la estabilidad en máxima y su energía es mínima. Mientras menor es la longitud del enlace involucrado menor mayor será la unión química entre los átomos.

La energía de enlace es la energía necesaria para romper un mol de enlace o la energía que se libera cuando se forma un mol de enlace y mientras mayor sea el número de enlaces entre los átomos, mayor será la energía que se utilizará.

En la siguiente tabla (Fig. 35) se presentan las longitudes y la energía de enlace entre átomos

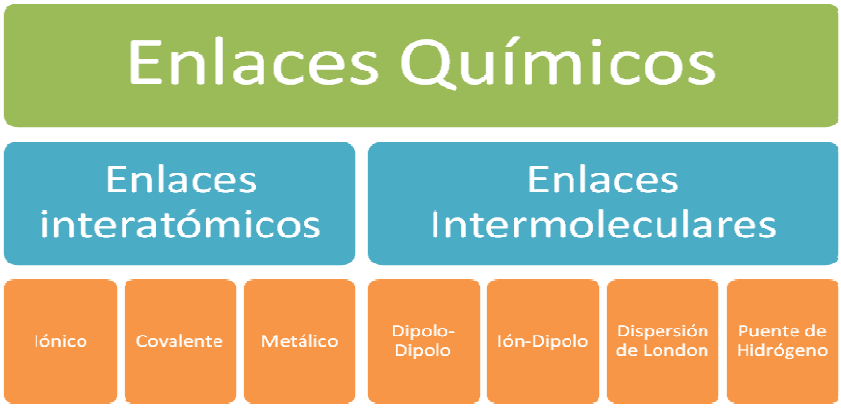
LONGITUD Y ENERGÍA DE ENLACE		
ENLACE	ENERGIA DE ENLACE (Kcal/mol)	LONGITUD DE ENLACE (A)
H-H	104,2	0,74
H-C	99	1,10
H-O	111	0,97
C-C	83	1,54
C=C	147	1,34
C-Cl	78	1,76
N-N	38	1,45
N=N	100	1,23
F-F	37	1,44
Cl-Cl	58	1,99

Fuente : Chang, R. *Química,* México: editorial McGraw Hill Interamericana 7ma Edición 2002

Enlaces químicos y sus tipos

Los enlaces químicos se clasifican en dos tipos, enlaces interatómicos (enlace iónico, metálicos y covalentes) y enlaces intermolecular también conocidas como fuerzas intermoleculares (fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas ion-dipolo, fuerzas de dispersión y los puentes de hidrógeno). En la siguiente figura 36 se resumen los tipos de enlaces.

Fig.36



Enlace interatómico: Enlace iónico.

El enlace iónico se producirá cuando un átomo cede electrones a otro y este último los capta por diferencia de electronegatividad (E.N), es decir, existe una transferencia de electrones formando iones con cargas opuestas (catión y anión) que se unen por fuerzas electroestáticas o atracción.

La diferencia de electronegatividades entre estos dos elementos debe ser de más 1,7 unidades, solo de esta forma se establecerá que es un enlace iónico. Los enlaces iónicos más comunes son los metales alcalinos o alcalinotérreos y los halógenos, como por ejemplo la sal común o el cloruro de sodio (NaCl)

De acuerdo a las propiedades químicas y físicas de la tabla periódica, los elementos más electronegativos son los no metales, y ganará electrones para formar un anión o ion negativo.

En caso contrario los elementos menos electronegativos o también denominados electropositivos son los metales, que perderán electrones para formar un catión o ion positivo.

Tomemos en cuenta el Cloruro de Sodio y su formación:

	Z	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis	Electronegatividad
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	e_v^- : 1	Na•	0,93 → 2,23
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	e_v^- :7	•Cl:	3,16 → 2,23

Por una parte el sodio (Na) pierde su único electrón de valencia, adquiriendo la configuración electrónica de un gas noble, en este caso; el Neón.

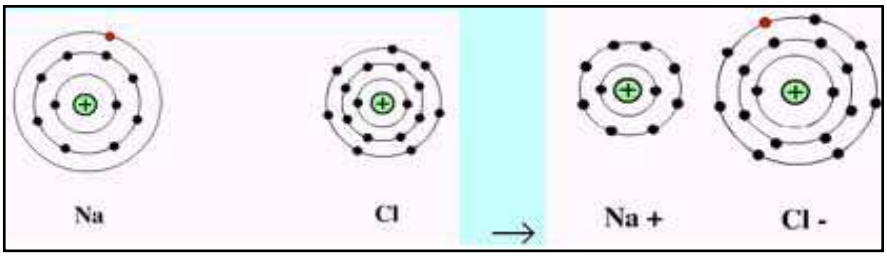
$$Na + energía \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Mientras que el cloro gana el electrón del sodio, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble Argón.

$$Cl + e^- \longrightarrow Na^+ + energía$$

Entonces la reacción de tipo iónica, entre el cloro y el sodio es:

Fig.37



Para transferir los electrones desde el sodio al cloro, se coloca el trozo de cloro en un recipiente que contiene cloro gaseoso, formándose un sólido blanco, llamado cloruro de sodio, cuyos enlaces son de tipo iónico.

Fig. 38 Cloruro de sodio

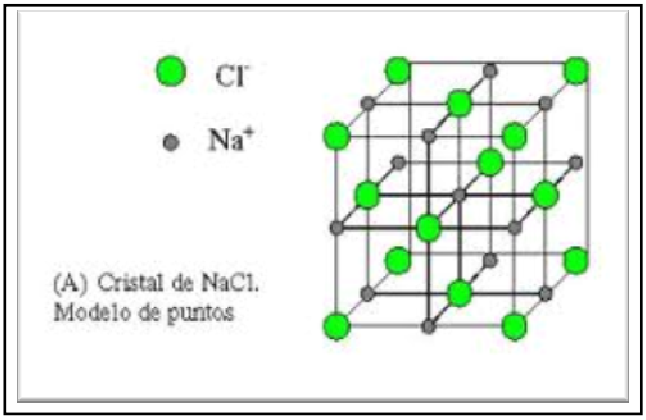
Propiedades de los compuestos iónicos

1. Son duros y frágiles.
2. Solubles en agua y en solventes polares
3. Sólidos a temperatura ambiente
4. Conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran disueltos o cuando están fundidos pero no en estado sólido
5. Alto punto de fusión y ebullición
6. Se disocian en agua

Redes cristalinas

Las redes cristalinas son formadas por compuestos iónicos. Son estructuras donde los iones se rodean del mayor número posible de iones del signo contrario, formando una estructura estable. El tamaño de los iones y el número de cargas le dará la forma a la red cristalina.

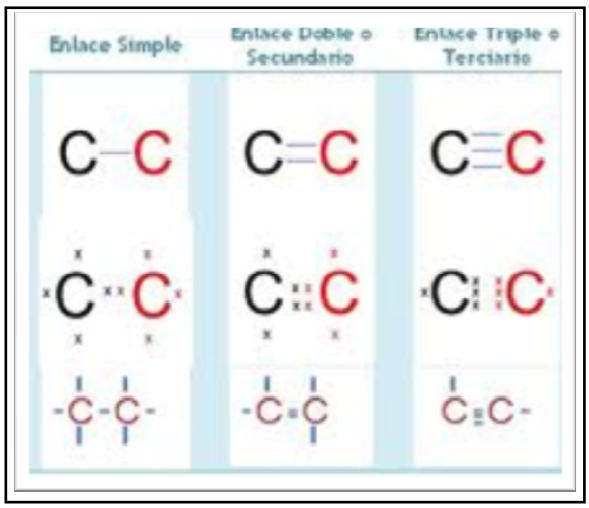
Fig.39.



Enlace interatómico: Enlace covalente.

Los enlaces covalentes se forman cuando los átomos comparten sus electrones de valencia, ocurre en átomos con electronegatividades altas como los no metales. Se clasifican en enlace covalente simple, cuando comparten un par de electrones, doble, cuando comparten dos pares de electrones y triple, cuando comparten tres pares de electrones, ejemplo:

Fig.40



Enlace covalente polar y apolar

Enlace covalente polar: Se produce cuando uno de los átomos posee mayor electronegatividad que el otro, por lo tanto ejerce una mayor fuerza de atracción sobre los electrones, aunque la diferencia de electronegatividad entre ellos debe ser menor a 1,7. En el enlace covalente polar, la carga parcial negativa irá en el átomo más electronegativo y la carga parcial negativa irá sobre el menos electronegativo, como por ejemplo el agua, donde el más electronegativo es el oxígeno y el menos electronegativo es el hidrógeno.

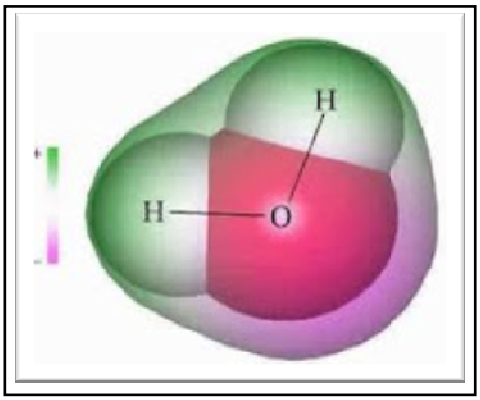


Fig. 41. Molécula de agua

Enlace covalente apolar.

Es cuando la electronegatividad entre los átomos son iguales, significa que la unión es entre dos átomos iguales como por ejemplo Cl-Cl, F-F, C-C. La distribución de los electrones entre los átomos está equilibrada y sus cargas eléctricas negativas es uniforme dentro de la molécula, por lo tanto la diferencia de electronegatividad es 0.

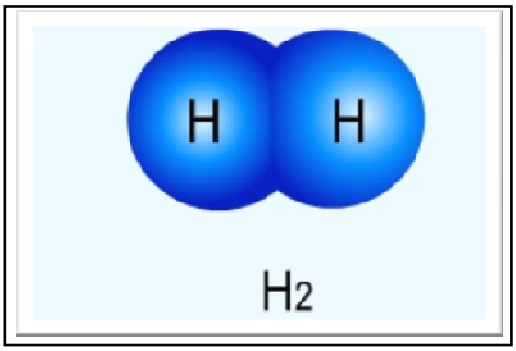


Fig. 42. Molécula con enlace covalente apolar

Enlace covalente dativo o coordinado.

Se forma cuando uno de los dos átomos dona los pares de electrones no compartidos mientras que el otro átomo lo acepta debido al orbital vacío que posee. Por ejemplo, el ión amonio e hidronio, dióxido de azufre, dióxido de nitrógeno, ácido nítrico.

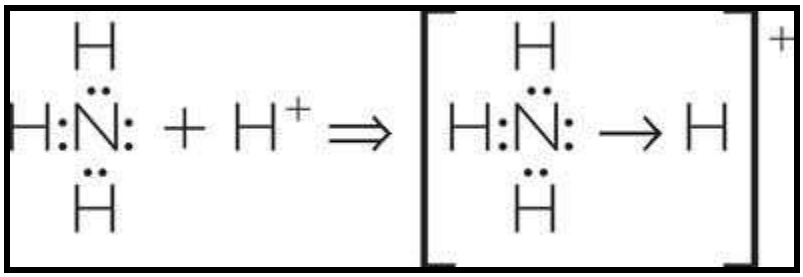


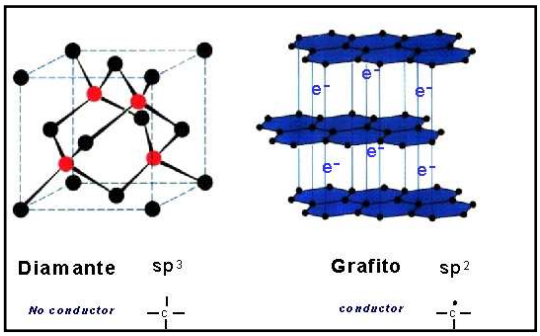
Fig. 43. Ión hidronio

Sustancias covalentes reticulares y moleculares

a) Sustancias covalentes reticulares

Son sustancias formadas por moléculas unidas entre sí por enlaces intermoleculares, se presentan en los tres estados de la materia, no conducen la electricidad ni en estado líquido, ni en estado sólido ni en solución acuosa. Tienen puntos de fusión muy elevados (más de 400 ºC). Están constituidas por enormes entramados de tamaño indefinido llamados redes covalentes. La estructura de la red consiste en un número muy grande de núcleos y electrones conectados entre sí mediante una compleja cadena de enlaces covalentes típicos (la interacción eléctrica entre 2 núcleos y un par de electrones). Ejemplos: diamante (C), cuarzo (SiO_2)

Fig. 44. Diamante y grafito



b) Sustancias covalentes moleculares

Son las sustancias moleculares y atómicas. No conducen la electricidad ni en estado líquido, ni en estado sólido ni en solución acuosa. Tienen bajos puntos de fusión (menos de 400 ºC). Consisten de átomos o moléculas estables interactuando, muy débilmente entre sí.

En las sustancias gaseosas, la interacción entre partículas es prácticamente nula. En las sustancias líquidas, la interacción entre partículas ya es significativa, lo cual hace que estén muy cerca unas de otras aunque todavía con mucho movimiento debido a sus altas velocidades. Las sustancias sólidas de esta categoría también consisten de

redes pero con la diferencia de que los puntos reticulares son ocupados por moléculas y no por iones. Ejemplos: H_2O, azúcar, O_2, entre otros.

Fig. 45. Azúcar.

Propiedades de sustancias covalentes.

En sustancias moleculares, puedes ser sólidas a temperatura ambiente, poseen bajos puntos de fusión entre -270 y 400ºC, en estado sólido pueden sufrir deformaciones sin romperse, las sustancias apolares no conducen la electricidad y las polares, sólo un poco, son solubles en sustancias que tengan similares fuerzas intermoleculares, es decir, las sustancias apolares son solubles en solventes apolares y las sustancias polares el solventes polares.

En sustancias reticulares, son sólidas a temperatura ambiente, tienen elevado punto de fusión, entre 1200 y 3600ºC, son duras y frágiles, no conducen electricidad, son insolubles en solventes polares y apolares.

Enlace metálico.

El enlace metálico ocurre entre dos átomos de metales. Donde todos los átomos envueltos pierden electrones de sus capas más externas, que se trasladan más o menos libremente entre ellos, formando una nube electrónica. Los metales poseen un valor de electronegatividad bajo y similar.

Los electrones de valencia de los metales tienen la libertad de moverse por toda la estructura de iones positivos que se forman debido a la existencia de orbitales vacíos. Ejemplo, el oro, cobre, hierro, sodio, etc.

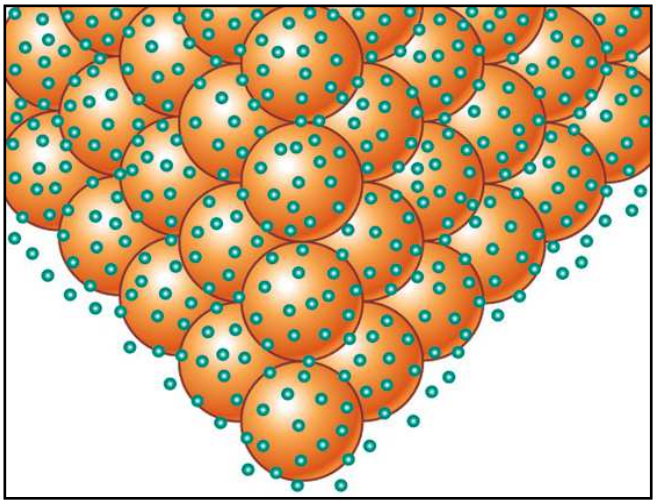


Fig. 46. Nuble electrónica en molécula metálica

Propiedades de las sustancias metálicas.

Propiedades físicas:

- Conducen el calor y la electricidad
- Sólidas a temperatura ambiente, excepto el mercurio, cesio y galio
- Son dúctiles y maleables.
- Son tenaces ya que resisten grandes tensiones sin romperse
- No volátiles a temperatura ambiente
- Poseen alto punto de fusión, excepto los líquidos a temperatura ambiente
- Son insolubles en agua y en solventes comunes.
- Son más densas que el agua, excepto el litio, sodio y potasio

Propiedades químicas:

Cobre y plata

- Son poco activos
- Reaccionan con algunos ácidos.

Hierro

- Se oxida con el oxígeno atmosférico
- Con algunos ácidos forman sales de hierro

Sodio

- Es muy activo
- Reacciona rápidamente con el oxígeno atmosférico, formando óxido de sodio
- Reacciona con el agua, formando Hidróxido de sodio e hidrógeno
- Reacciona con los ácidos formando sales de sodio

Cobre **Hierro** **Sodio**

Enlaces o fuerzas Intermoleculares.

En una molécula, los átomos están unidos mediante fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos, metálicos o covalentes). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico, por lo tanto determinan las propiedades químicas de las sustancias.

Sin embargo existen otras fuerzas intermoleculares, también conocidas como fuerzas de Van der Waals, que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que determinan las propiedades físicas de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc.

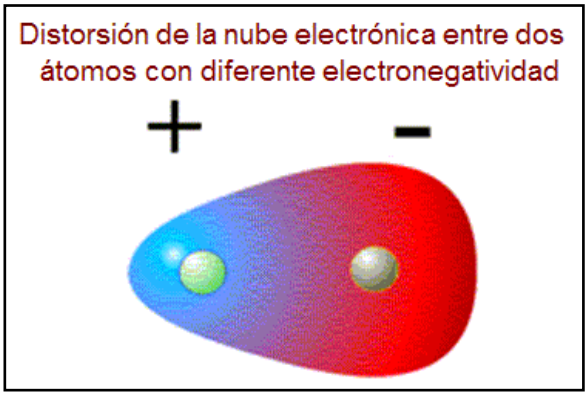
Por lo general son fuerzas débiles pero, al ser muy numerosas, su contribución es importante.

Fuerzas Dipolo-Dipolo

Una molécula es un dipolo cuando existe una distribución asimétrica de los electrones debido a que la molécula está formada por átomos de distinta electronegatividad. Los electrones se encuentran preferentemente en las proximidades del átomo más electronegativo, de esta forma se crean dos regiones (o polos) en la molécula, una con carga parcial negativa y otra con carga parcial positiva.

Cuando dos moléculas polares (dipolos) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados.

Fig. 47



Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividad mayor será la polaridad de enlaces entre los átomos enlazados, dentro de todos los elementos químicos el flúor es el elemento más electronegativo.

Element	Electronegat.	Element	Electronegat.
F	4.0	Cu	1.9
O	3.5	Fe	1.8
Cl	3.0	Co	1.8
N	3.0	Ni	1.8
Br	2.8	Mo	1.8
S	2.5	Zn	1.6
C	2.5	Mn	1.5
I	2.5	Mg	1.2
Se	2.4	Ca	1.0
P	2.1	Li	1.0
H	2.1	Na	0.9
		K	0.8

Fig. 48. Tabla de electronegatividad de algunos elementos químicos.

Por ejemplo, el fluoruro de hidrógeno, el F es más electronegativo que el H porque su núcleo cuenta con nueve cargas positivas y atrae a los electrones compartidos con el H con más fuerza que el núcleo del H, con una sola carga positiva.

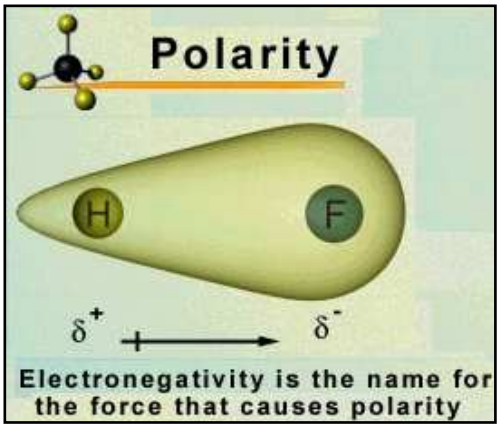


Fig. 49. Fluoruro de Hidrógeno

Por lo tanto, los electrones compartidos por covalencia estarán más próximos al F que al H y la molécula forma un dipolo permanente.

Un ejemplo particularmente interesante de las interacciones dipolo-dipolo son los puentes de hidrógeno, que veremos más adelante.

Momento dipolar (m)

El momento dipolar (m) es un vector (orientado hacia la carga negativa y cuya magnitud depende de la intensidad de la carga y de la distancia entre los átomos) esto permite cuantificar la asimetría de cargas en la molécula La Geometría molecular también afecta al momento bipolar.

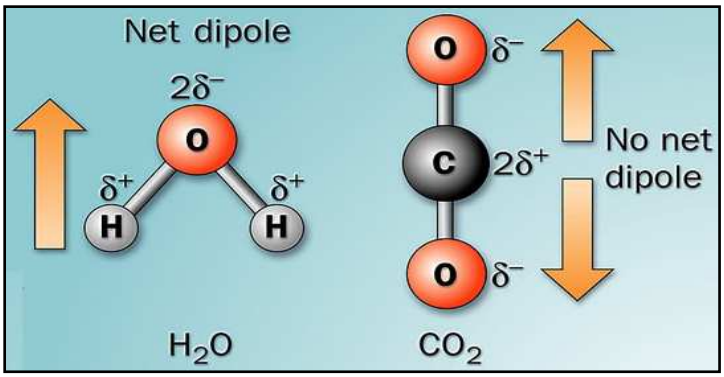


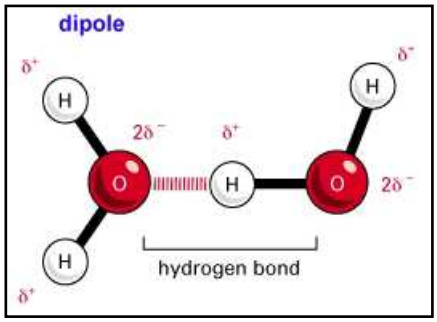
Fig. 50. Momento dipolar en el agua y en el dióxido de carbono

Puente de Hidrógeno

Los puentes de hidrógeno constituyen un caso especial de interacción dipolo-dipolo. Se producen cuando un átomo de hidrógeno está unido covalentemente a un elemento que sea:

- Muy electronegativo y con dobletes electrónicos sin compartir
- Muy pequeño tamaño y capaz de aproximarse al núcleo del hidrógeno

Fig.51



Estas condiciones se cumplen en el caso de los átomos de Flúor, Oxígeno y Nitrógeno.

El enlace que forman con el hidrógeno es muy polar y el átomo de hidrógeno es un centro de cargas positivas que será atraído hacia los pares de electrones sin compartir de los átomos electronegativos de otras moléculas y además, como son muy abundantes, su contribución a la cohesión entre biomoléculas es grande.

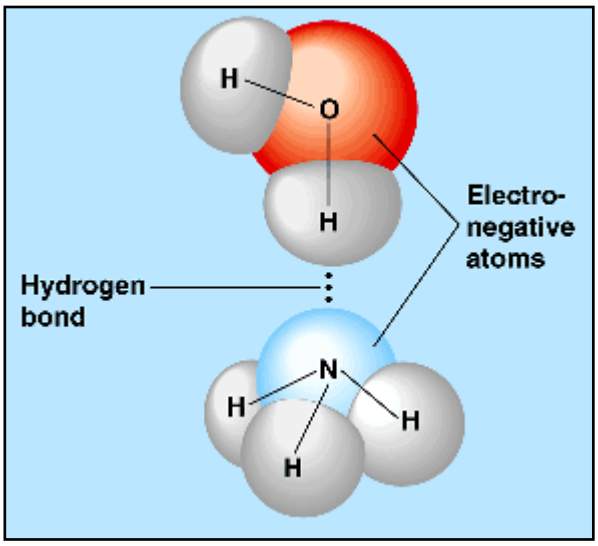
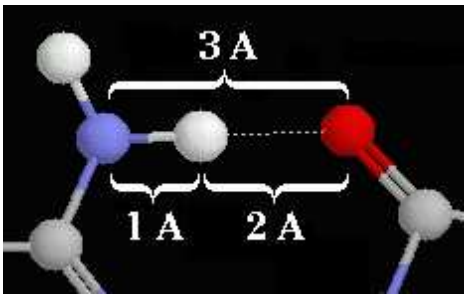


Fig. 52. Puente de hidrógeno

La distancia entre los átomos electronegativos unidos mediante un puente de hidrógeno suele ser de unos 3 Å. El hidrógeno se sitúa a 1Å del átomo al que está covalentemente unido y a 2 Å del que cede sus electrones no apareados.



Algunas de las propiedades físicas y químicas del agua se deben a los puentes de hidrógeno. Ya que cada molécula de agua es capaz de formar 4 puentes de hidrógeno, lo que explica su elevado punto de ebullición, ya que es necesario romper gran cantidad de puentes de hidrógeno para que una molécula de agua pase al estado gaseoso.

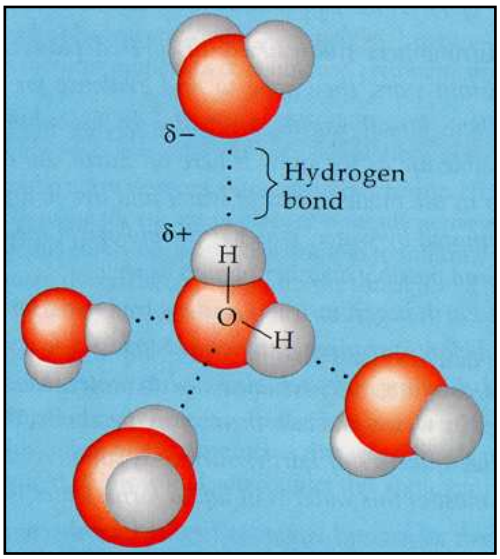


Fig. 53. Puente de hidrógeno en molécula de agua

Fuerzas ión – dipolo

Son las que se establecen entre un ión y una molécula polar. Por ejemplo, el NaCl se disuelve en agua por la atracción que existe entre los iones Na^+ y Cl^- y sus correspondientes polos con carga opuesta de la molécula de agua. Esta solvatación de los iones es capaz de vencer las fuerzas que los mantienen juntos en el estado sólido La capa de agua de hidratación que se forma en torno a ciertas proteínas y que resulta tan importante para su función también se forma gracias a estas interacciones.

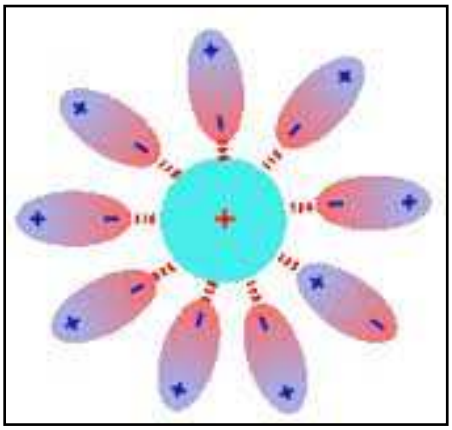


Fig. 54. Fuerzas ión-dipolo

Fuerzas de Dispersión de London

Las fuerzas de dispersión de London son fuerzas intermoleculares débiles que surgen de fuerzas interactivas entre multipolos temporales en moléculas sin momento multipolo permanente. Las fuerzas de London pueden ser exhibidas por moléculas no polares debido a que la densidad electrónica se mueve alrededor de la molécula de una manera probabilística En el vacío, las fuerzas de London son más débiles que otras fuerzas intermoleculares tales como las interacciones iónicas, puentes de hidrógeno, o las interacciones permanentes dipolo-dipolo.

Las fuerzas de London se hacen más fuertes a la vez que el átomo o molécula en cuestión se hace más grande. Esto es debido a la polarizabilidad incrementada de moléculas con nubes electrónicas más grandes y dispersas.

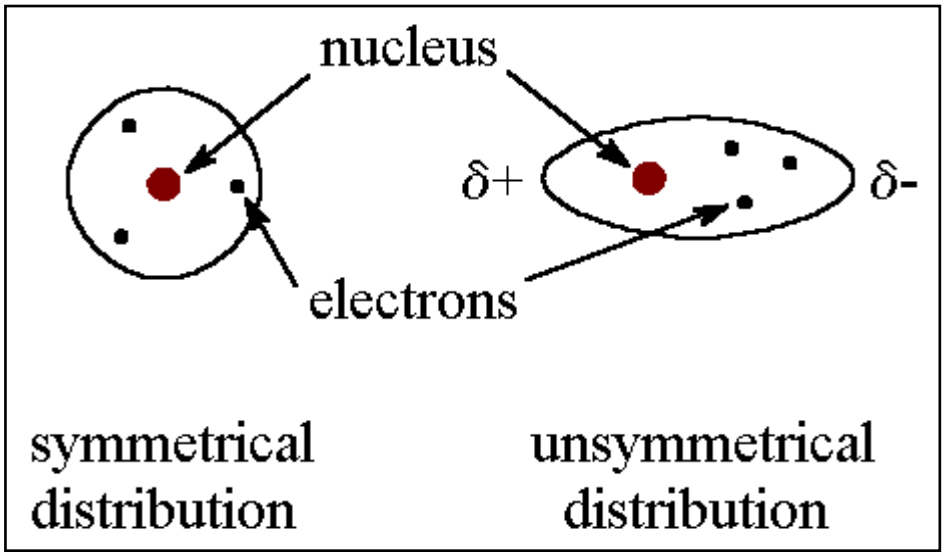


Fig. 55. Fuerzas de Dispersión de London

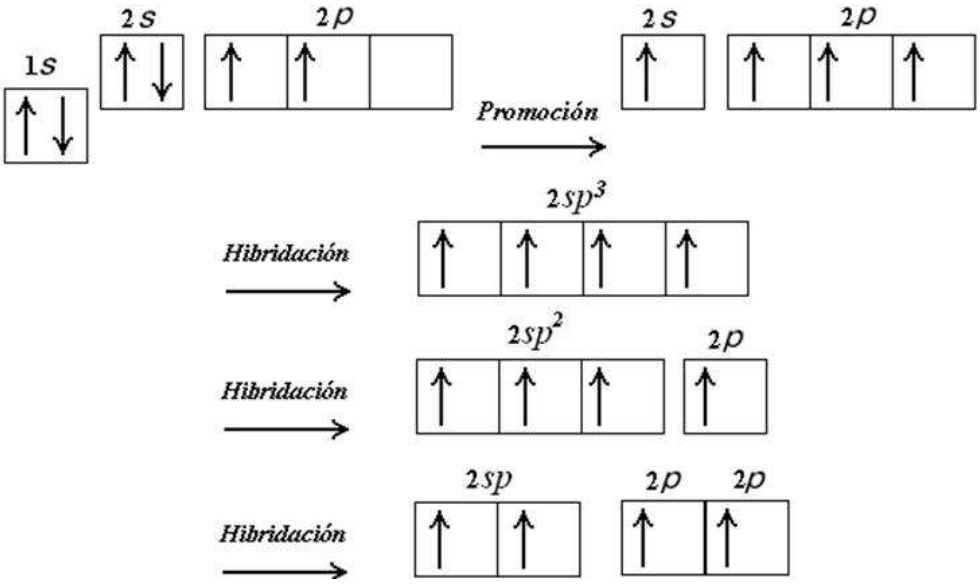
Geometría molecular y teoría de hibridación de orbitales

Los electrones en los átomos están distribuidos en orbitales atómicos, cuando se forman un enlace entre átomos, estos electrones se juntan mediante la superposición de los orbitales.

Por ejemplo, la molécula de agua (H_2O), cada átomo de hidrógeno aporta un electrón de enlace, en el que está contenido en un orbital 1s, en el que son atraídos por la electronegatividad del átomo de oxígeno y viceversa.

Por otra parte, la teoría de hibridación de orbitales, explica la formación de los nuevos orbitales atómicos, los orbitales s, p, d y f a veces se combinan, logrando generar nuevos orbitales atómicos hibridados.

Por ejemplo, el átomo de carbono, donde un electrón del orbital 2s pasa al orbital vacío $2p_z$, en el cual el electrón absorbe energía, mostrando una hibridación sp^3, sp^2, sp



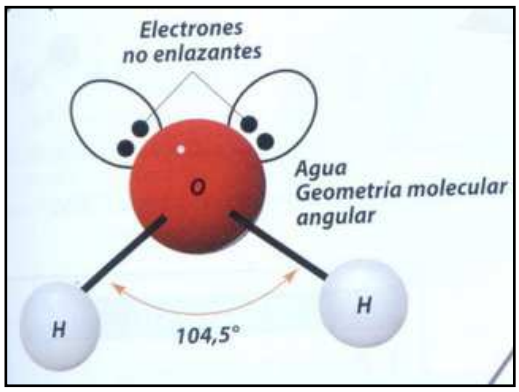
La geometría molecular es el ordenamiento tridimensional de los átomos o iones en las moléculas o redes cristalinas. Se basa debido a la teoría de repulsión de pares de electrones de capa de valencia (RPECV)

En una molécula con enlaces covalentes hay pares de electrones que participan en los enlaces o electrones enlazantes, y electrones desapareados, que no intervienen en los enlaces o electrones no enlazantes. La interacción eléctrica que se da entre estos pares de electrones, determina la disposición de los átomos en la molécula.

Ejemplos:

La molécula de agua **(H_2O)** posee dos enlaces simples O - H y tiene dos pares de electrones no enlazantes en el átomo de oxígeno. Su geometría molecular es angular.

Fig. 56

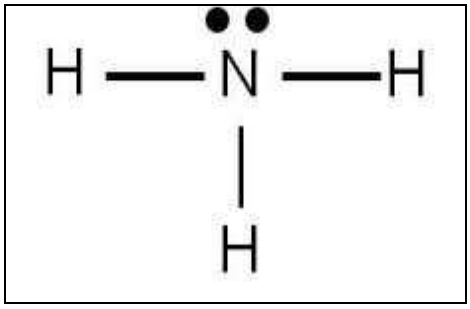


Uno de los métodos para poder predecir la geometría molecular aproximada, está basada en la repulsión electrónica de la órbita atómica más externa, es decir, los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo central se separan a la mayor distancia posible para minimizar las fuerzas de repulsión debido a que los electrones son negativos, por lo tanto se repelen. Estas repulsiones determinan el arreglo de los orbitales, y estos, a su vez, determinan la geometría molecular, que puede ser lineal, trigonal, tetraédrica, angular y pirámide trigonal.

-Geometría lineal*:* Dos pares de electrones alrededor de un átomo central, localizados en lados opuestos y separados por un ángulo de 180º.
-Geometría plana trigonal*:* Tres pares de electrones en torno a un átomo central, separados por un ángulo de 120º.
-Geometría tetraédrica*:* Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, ubicados con una separación máxima equivalente a un ángulo de 109,5º.
-Geometría pirámide trigonal*:* Cuatro pares de electrones en torno a un átomo centra, uno de ellos no compartido, que se encuentran separados por un ángulo de 107º.
-Geometría angular*:* Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, con dos de ellos no compartidos, que se distancian en un ángulo de 104,5º.

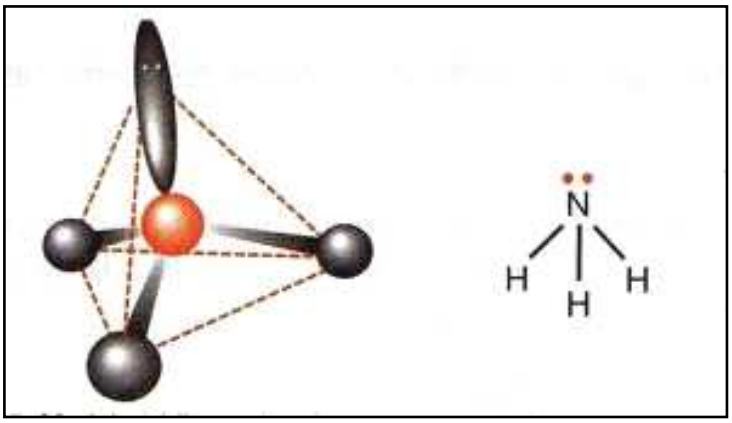
Veamos un ejemplo para determinar la geometría molecular, en este caso el amoníaco, NH_3

Paso 1: Se dibuja la estructura de Lewis de la molécula o el ión.



Paso 2: Se cuenta el número de pares de electrones que rodean al átomo central, en este caso, 4 pares de electrones, 3 enlazantes.

Paso 3: Se ve el tipo de geometría de acuerdo al número de pares de electrones. Se aplica la geometría molecular.



Tipos de geometría molecular.

Para entender la mejor relación entre los átomos, se utilizará la siguiente notación:

A: átomo central.
X: átomo unido al átomo central
E: pares de electrones libres del átomo central

Tipos de pares de electrones del átomo central		Forma molecular	Fórmula	Configuración más estable	Esquema de moléculas en el espacio	Ejemplos
2PE		lineal	AX_2	lineal		H_g, C_{12}, Cd, I_2
3PE		triangular	AX_3	triángulo equilátero		$BF_3, BI_3 GAI_3$
2PE	1PS		AX_2	forma de V		$SnCl_2 PbCl_2$
4PE		tetraédrica	AX_4	tetraédrica		$CH_4, [BF_4]^{-1}$
3PE	1PS		AX_3	piramidal trigonal		NH_3, H_3O^{+1}
2PE	2PS		AX_2	forma de V		H_2O, H_2S
5PE		bipiramidal trigonal	AX_5	bipiramidal trigonal		PCl_5, $SbCl_5, VO_3^{-1}$
4PE	1PS		AX_4	tetraedro irregular		$SF_4, TeCl_4, SeCl_2$
3PE	2PS		AX_3	en forma de T		ClF_3, BrF_3
2PE	3PS	octaédrica	AX_2	lineal		$[ICl_2]^1 - I_3^{-1}$
6PE			AX_6	octaédrica		$SF_6[SiF_6]^{-2}, [PbCl_6]^{-2}$
5PE	1PS		AX_5	piramidal cuadrada		BrF_5, IF_5
4PE	2PS		AX_4	planar cuadrada		$[ICl_4]^{-1}[BrF_4]^{-1}$

QUÍMICA GENERAL

UNIDAD III

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

1.- ESTADO GASEOSO

La materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, se encuentra en constante movimiento y transformación mediante fenómenos físicos y químicos, principalmente. La materia se presenta básicamente en tres estados fundamentales: solido, líquido y gaseoso. Estos estados se caracterizan por un conjunto de propiedades físicas y químicas que permiten su descripción y que se detallarán a continuación.

De los tres estados de la materia, el gaseoso tiene un comportamiento más simple y bajo ciertas condiciones todos los gases tienen propiedades similares. El comprender las diferentes propiedades de los gases y cómo éstos varían, cómo están formados los gases y cómo son en su interior, se detallará en la siguiente página.

Se denomina gas al estado de agregación de la materia que no tiene forma ni volumen propio, por ejemplo, el nitrógeno, el hidrógeno, helio, etc. Su principal composición son moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción, haciendo que no tengan volumen y forma definida, provocando que este se expanda para ocupar todo el volumen del recipiente que la contiene.

Teoría Cinética Molecular.

El hecho de que todos los gases se comporten de manera similar se puede explicar a través de un modelo idealizado que es básicamente una aproximación de la realidad. Entre 1850 y 1880 Maxwell, Clausius y Boltzmann desarrollaron este modelo basado en la idea de que todos los gases se consideran pequeñas moléculas en constante movimiento aleatorio y muy rápido, originando una serie de choques sobre la superficie del recipiente que contiene el gas dando como resultado lo que conoce como presión de gas, esta teoría explica lo que sucede a nivel molecular y que ocasiona los cambios que se observan a nivel macroscópico.

- Teoría: corresponde a una serie de leyes que explican un determinado fenómeno o comportamiento.
- Cinética: hace referencia al movimiento de las moléculas.
- Molecular: significa que las partículas que forman los gases se presentan como moléculas en la naturaleza.

Fig.1. *Boltzmann y* Clausius 1850 y 1880.

La Teoría Cinética Molecular tiene los siguientes conceptos fundamentales que permiten predecir el comportamiento de un gas bajo ciertas condiciones:

1. Los gases están constituidos por pequeñas partículas que poseen masa y volumen y se encuentran separadas entre sí por distancias muy grandes.

   Esto explica la facilidad con que los gases se pueden comprimir o ajustar fácilmente y el hecho de que varios gases se puedan mezclar entre sí.

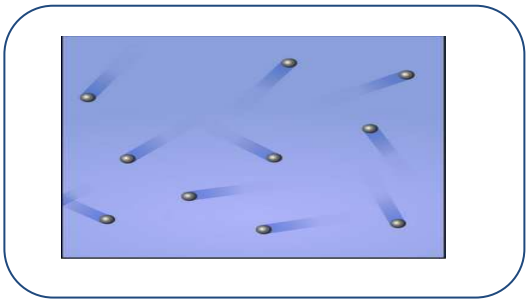


Fig.2. Moléculas de un gas

2. Las moléculas de un gas se mueven al azar a distintas velocidades y en todas direcciones.

Este hecho explica cómo los gases ocupan rápida y totalmente el recipiente que los contiene.

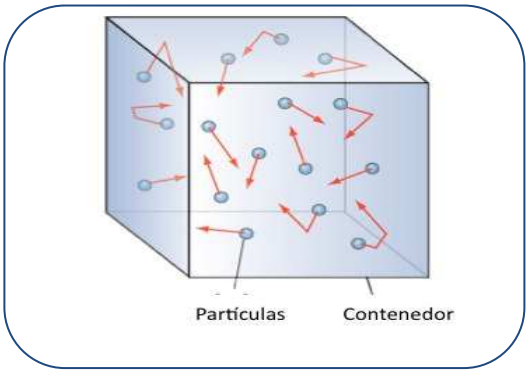


Fig.3. Moléculas de un gas, las flechas indicadas son vectores mientras más grande sea su módulo mayor es la energía cinética.

Un vector es un agente que transporta algo de un lugar a otro, se representa mediante una fecha que posee módulo, sentido y dirección. Para el caso de la energía cinética, que es la energía asociada al movimiento de los átomos, un vector es aquel que conduce dicha energía, por ello mientras mayor sea el módulo (tamaño) de la fecha mayor será la energía asociada al movimiento.

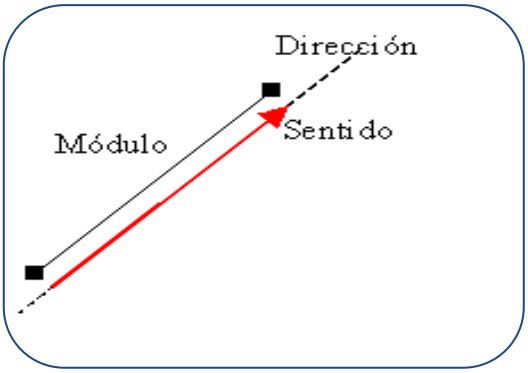


Fig.4. Flecha que representa un vector que posee: módulo, sentido y direrrción.

3. La energía cinética promedio de las moléculas de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (escala en grados Kelvin)

Indica que a mayor temperatura sea sometido un gas, mayor será el movimiento microscópico de las partículas o energía cinética. La escala en grados Kelvin es una escala de temperatura utilizada para describir las distintas longitudes de ondas, o

colores, de la luz. Los grados Kelvin tienen los mismos incrementos que los grados Celsius, pero la escala empieza en el cero absoluto.

Donde:
Ec = Energía Cinética.
m = Masa de la partícula
v= Velocidad de la partícula.

$$Ec = \frac{1}{2} mv^2$$

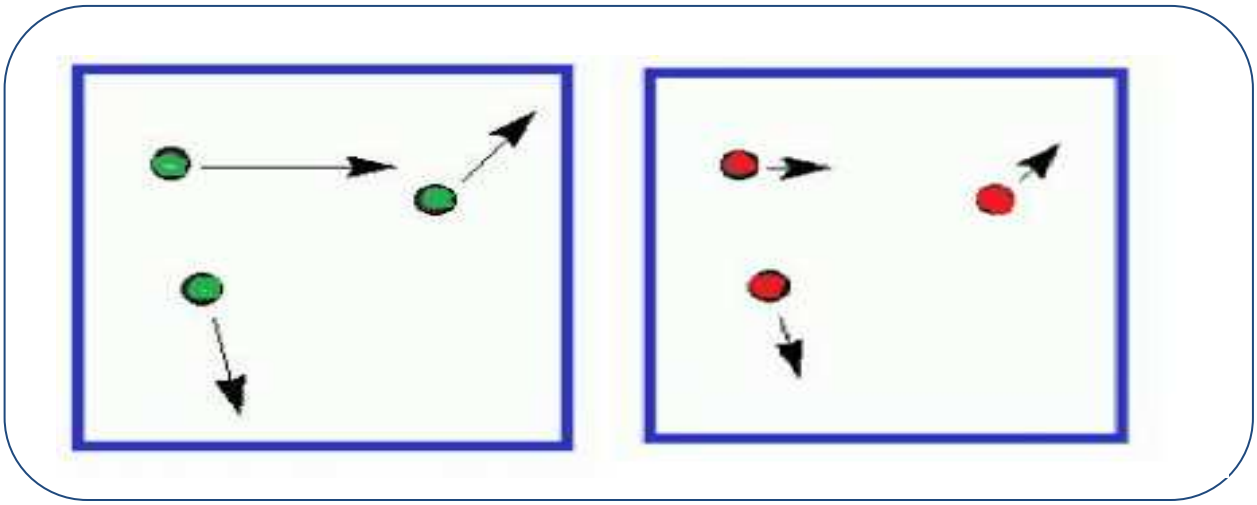


Fig.5. Esquema que representa la distribución y velocidad de las moléculas al aumentar y disminuir la temperatura.

4. Debido a la separación existente entre las partículas, las fuerzas de atracción y repulsión entre ellas es despreciable.

Este concepto es congruente con la situación de que las partículas en estado gaseoso permanecen en ese estado a pesar de las innumerables colisiones que experimentan entre ellas

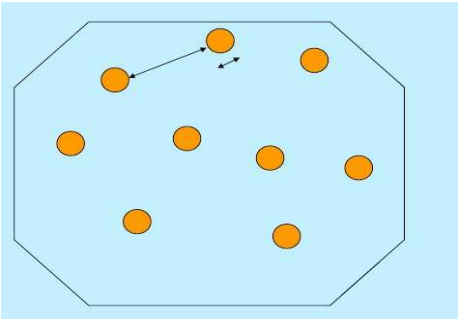


Fig.6. Esquema que representa las fuerzas de atracción intermoleculares son nulas.

5. Las colisiones entre las partículas van transfiriendo la energía de una molécula a otra." Estas colisiones son elásticas"

Las partículas de un gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene por lo que las velocidades o las frecuencias de las colisiones de las moléculas pueden cambian pero la energía cinética de todas las partículas del sistema permanece inalterada porque la energía se transfiere de una partícula a otra es decir, las partículas no ganan ni pierden energía cinética en ellos. La presión del gas se produce por las colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.

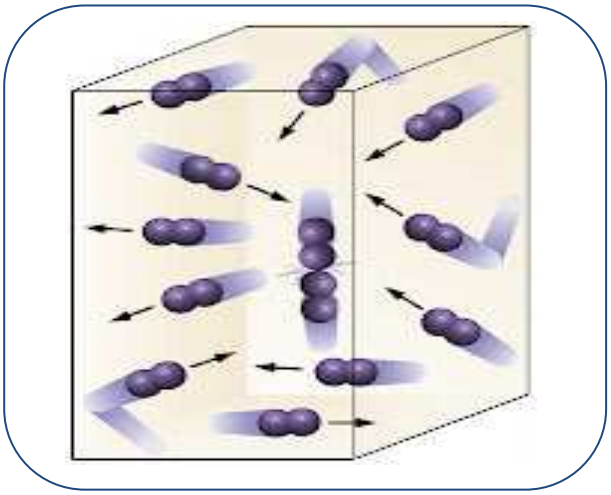


Fig.7. Colisiones de un gas

1.1- Propiedades de los gases

Para comprender las diferentes propiedades de los gases, se debe recurrir al modelo cinético molecular y a sus postulados, pues esto permite predecir el comportamiento de los gases a nivel molecular y también los cambios que se observan a nivel macroscópico. A continuación se detallarán las diferentes propiedades de los gases tales como: Compresibilidad, expansibilidad, difusión, densidad, volumen, masa y fluidez.

Compresibilidad:

Los gases se dejan comprimir o reducir fácilmente. Al existir espacios intermoleculares, es decir, espacios vacíos entre las moléculas del gas, lo cual se logra aumentando la presión. Al estar en continuo movimiento, las partículas de un gas chocan contra las paredes del recipiente que los contiene, ejerciendo presión sobre ellas.

Expansibilidad:

Los gases presentan la propiedad de expandirse hasta ocupar todo el espacio disponible. De esta propiedad que define el estado gaseoso, se deduce que el volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene.

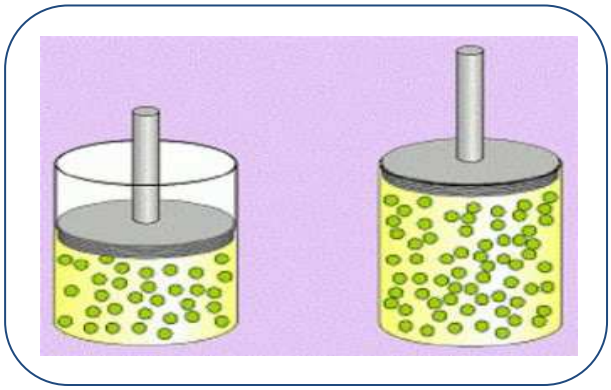


Fig.8. Esquema que representa la comprensión y expansión del dióxido de carbono (CO_2)

Difusión:

Cuando dos gases entran en contacto, se mezclan hasta quedar uniformemente repartidas las partículas de uno en otro recipiente o recinto cerrado. Esto es posible por el gran espacio existente entre sus partículas y por el continuo movimiento de estas.

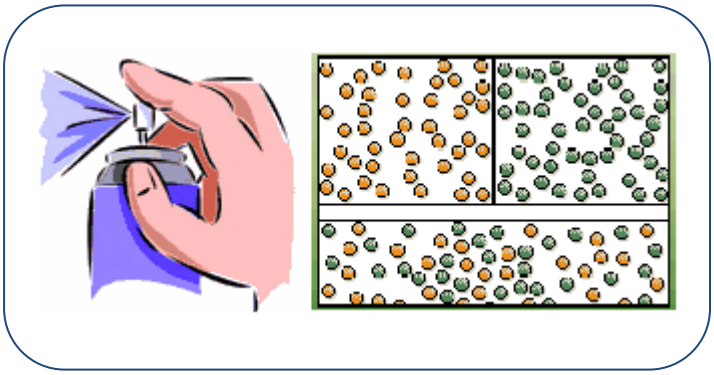


Fig.9. Ejemplo de la difusión de los aerosoles en un recinto cerrado.

Baja densidad:

La densidad se define como la masa por unidad de volumen. Como el volumen de una muestra de gas varia con la presión y la temperatura, la densidad de los gases es variable; sin embargo, se puede calcular si se determina la temperatura y la presión, pero en general poseen baja densidad, es decir, son menos densos.

Fig.10. Los globos de Helio que al ser menos densos que el aire que posee una densidad de 1,185 g/l permite que el globo se eleve

Sin forma ni volumen propio.

Los gases no poseen una forma definida por ello toman la forma y el volumen del recipiente que los contiene.

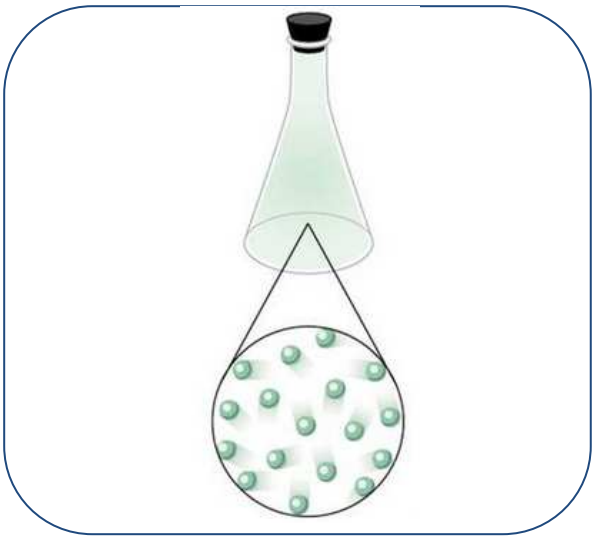


Fig.11. Forma que adoptan las moléculas de los gases al interior de un matraz de aforo, los cuales se utilizan para preparar disoluciones quimicas.

Fluidez:

Capacidad de los gases de pasar entre dos compartimientos a través de espacios pequeños.

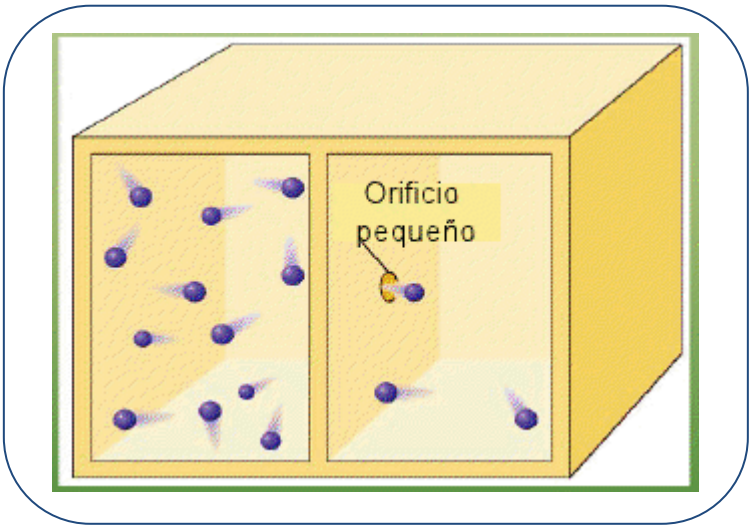


Fig.12. Esquema que representa la fluidez de los gases a través de orificios.

1.2- Leyes elementales de los gases

Las leyes de los gases estudian el comportamiento de una determinada masa o cantidad de materia (n) de un gas, si una de sus magnitudes de estudio: volumen (V), presión (P) o temperatura (T) permanecen constantes.

Variables Fundamentales:

a) Temperatura:

Es una propiedad que se utiliza para determinar el grado de agitación de las moléculas (energía cinética). A mayor temperatura las moléculas se mueven más rápidamente que a baja temperatura. Su unidad en el sistema internacional (SI) es en grados kelvin (k), sin embargo, se mide generalmente en grados Celsius (°C). En el transcurso de este contenido se detallarán las diferencias entre estas escalas de temperatura.

La temperatura es una magnitud medible mediante un termómetro, cuya graduación se hace empleando como referencia la fusión y ebullición del agua medidos a un atmosfera de presión.

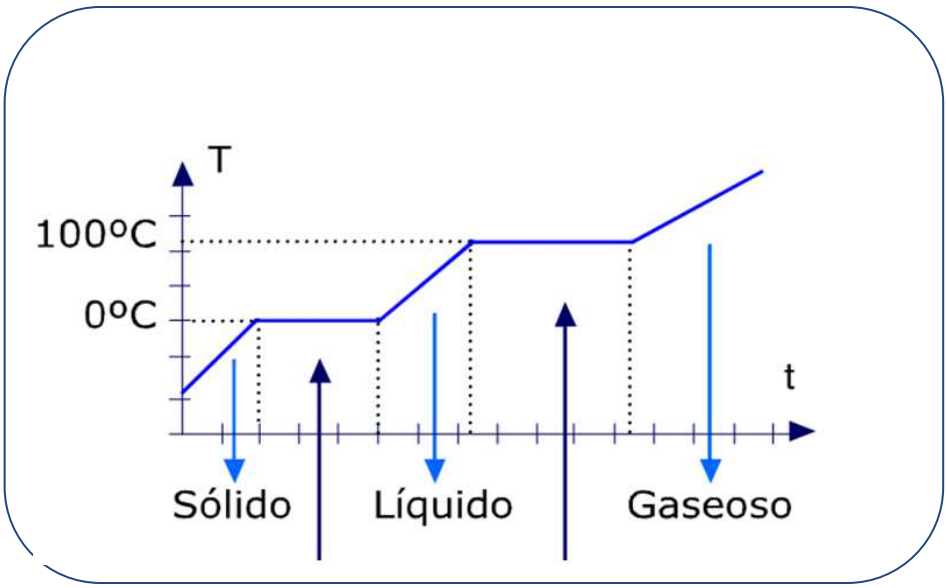


Fig.13. Gráfico que representa los cambios de estado del agua a 1 atmósfera. Las fechas azules indican que la temperatura del punto de fusión y ebullición son costantes.

Dentro de las escalas de temperatura se encuentran:

Escala Celsius o centígrada:

Para construir esta escala se toman dos puntos fijos: Uno que es el punto de fusión del hielo a una atmósfera que es de 0 °C y el otro, el punto de ebullición del agua a una atmósfera que es 100°C.Entre estos dos valores se hacen 100 divisiones iguales que representa cada una a 1°C. Es importante destacar que: 1 atm = 760 mmHg

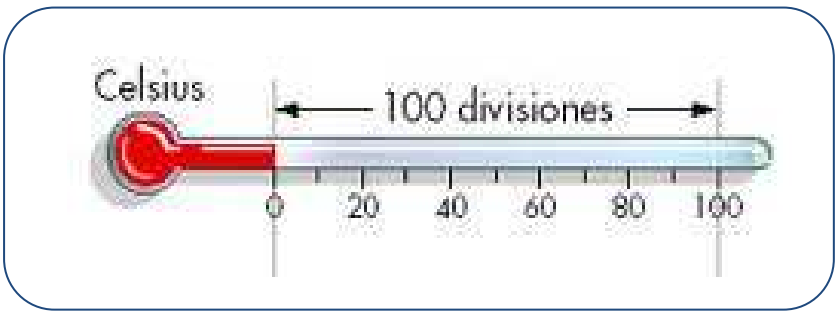


Fig.14. Esquema que representa la escala centrígrada.

Escala Fahrenheit:

Esta escala se construye con los mismos puntos fijos de la Escala Celsius de temperatura: el punto de congelación y de ebullición del agua. Sin embargo, la temperatura de congelación se define en 32 grados Fahrenheit (32 °F) y la temperatura de ebullición en 212 °F. Entre estos dos valores se hacen 180 divisiones iguales que representa cada una a 1°F.

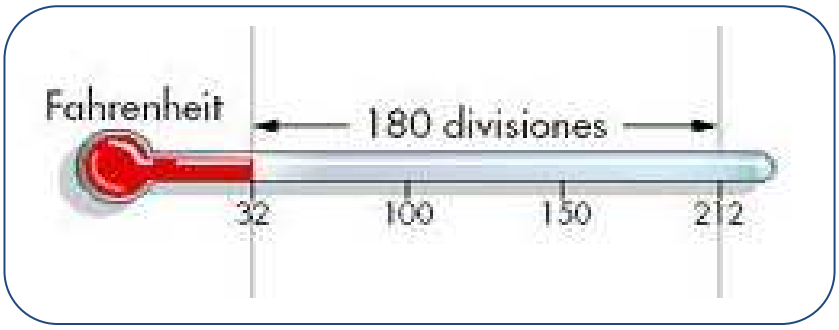


Fig.15. Esquema que representa la Escala Fahrenheit..

Relación entre las escalas Celsius y Fahrenheit.

$$\frac{T_{°C}}{100} = \frac{T_{°F} - 32}{180} \qquad \frac{T_{°C}}{5} = \frac{T_{°F} - 32}{9}$$

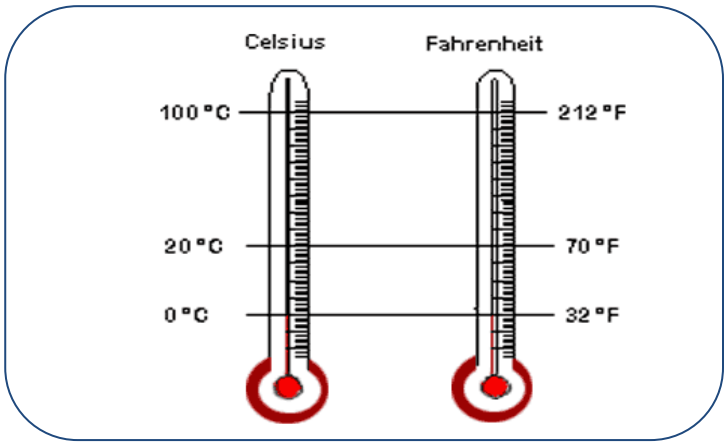


Fig.16. Esquema que representa la relación entre la Escala Celsius y la Escala Fahrenheit.

Escala Absoluta o Kelvin.

El Kelvin es una unidad de medida termodinámica es la fracción 1/273.16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua. Además de la temperatura termodinámica (símbolo T) expresada en kelvin, se utiliza también temperatura Celsius (símbolo t). Al ser definida por la ecuación $t = T - T_0$ donde $T_0 = 273.15$ K. Por tanto, al punto de congelación del agua se le asigna un valor de -273K que se conoce como cero absoluto porque es la menor temperatura posible de registrar por un cuerpo o sistema y al punto de ebullición del agua se le asigna un valor de 373K. Entre estos dos valores se hacen 100 divisiones iguales que representa cada una a 1K

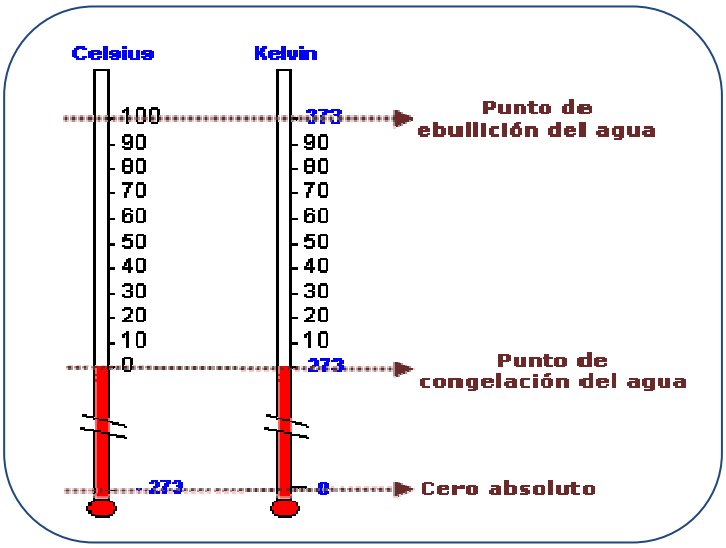


Fig.17. Esquema que representa la relación entre la Escala Celsius y la Escala Kelvin.

Expresión de conversión de Kelvin a grados Celsius.

$$T_{°C} = T_{k} - 273$$

Expresión de conversión de grados Celsius Kelvin.

$$T_{k} = T_{°C} + 273$$

b) Volumen:

El volumen es la medida del espacio que ocupa un cuerpo. Su unidad de medida SI es el metro cúbico (m^3). Sin embargo, a menudo se usa el litro (L) y el mililitro (mL o cm^3)

Expresión para convertir de metro cubico a litro.

$1m^3 = 1000L$

Expresión para convertir de litro a mililitro.

$1L = 1000\ mL$

c) Mol:

La palabra “Mol” proviene del latín “mole” que se define como “montón”. Es una unidad de medida en química que permite cuantificar la cantidad de materia.

1docena de huevo ⟶ 12 huevos.

1mol de átomos ⟶ $6{,}02 \times 10^{23}$ Unidades (átomos, moléculas o iones)

e) Presión:

En física se define como la fuerza ejercida por unidad de área o superficie (p = F/A). Pero en química la presión en un gas es una fuerza uniforme que está en todo el recipiente gracias a los choques o colisiones de las moléculas con las paredes del recipiente que contiene al gas. En unidades del sistema internacional (SI), la fuerza se expresa en newton (N) y el área en metros cuadrados (m^2), la unidad de la presión en el sistema internacional es el pascal (Pa) que se define como una presión de un newton por metro cuadrado. De esta forma, una presión en pascales está dada por:

$$\text{Presión (Pa)} = \frac{F(N)}{A\ (m^2)}$$

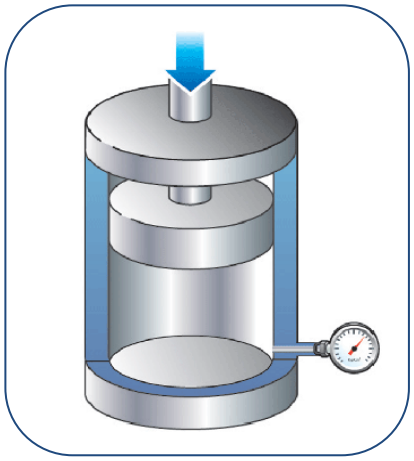


Fig.18. Esquema que representa la presión de un gas.

En química, es muy común encontrar las unidades de presión de los gases expresadas en atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg), o torr.

Expresión para convertir de Atmosfera a Pascal

1 atm = 101.325 Pa

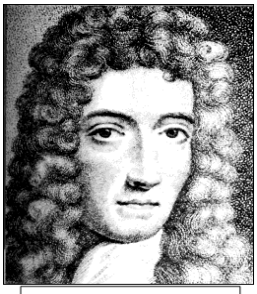
Expresión para convertir de Atmosfera a milímetros de Mercurio.

1 atm = 760 mm Hg

Expresión para convertir de milímetros de Mercurio a Pascal

1 mm Hg = 133,322 Pa

Ley de Boyle y Mariotte


Robert Boyle (1627-1691)

En 1660, Robert Boyle (1627-1691) estableció que: el volumen de una determinada masa de un gas, a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión que soporta, este proceso se conoce como isotérmico. Este proceso se define como el cambio reversible en un sistema termodinámico, siendo dicho cambio a temperatura constante en todo el sistema),

Siendo la relación entre las variables:

$V \alpha 1/p\ (T,n) \Longrightarrow$ Entonces $V = K/p \Longrightarrow P_1 \cdot V_1 = K$

$P_2 \cdot V_2 = K$

Donde *K* es constante de proporcionalidad si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Estado Inicial Estado final

- Si la presión aumenta, el volumen disminuye en proceso isotérmico
- Si la presión disminuye, el volumen aumenta en un proceso isotérmico

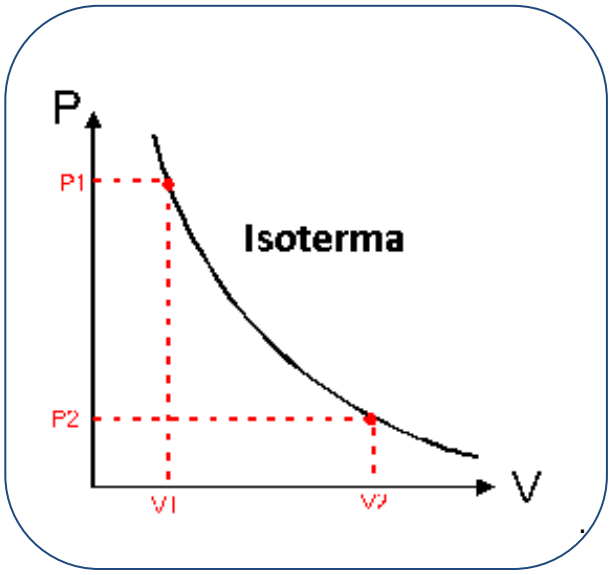


Fig.19. Gráfico que representa la ley de Boyle en un proceso isotérmico (temperatura constante). Se muestra el estado inicial de un gas que se describe por medio de una presión P_1 y de su volumen V_1 y la posición final del gas que incrementa su presión P_2 mientras su volumen disminuye a V_2

Ley de Boyle, según la teoría cinética molecular.

Se sabe que la presión de un gas se produce por los choques de las moléculas con la superficie del recipiente que lo contiene. Si en un sistema cerrado la temperatura se mantiene constante, la energía cinética (de movimiento) de las moléculas no se modificara porque sus colisiones son elásticas; sin embargo, al reducirse el volumen, la cantidad de choques por unidad de tiempo aumenta, aumentado así también la presión.

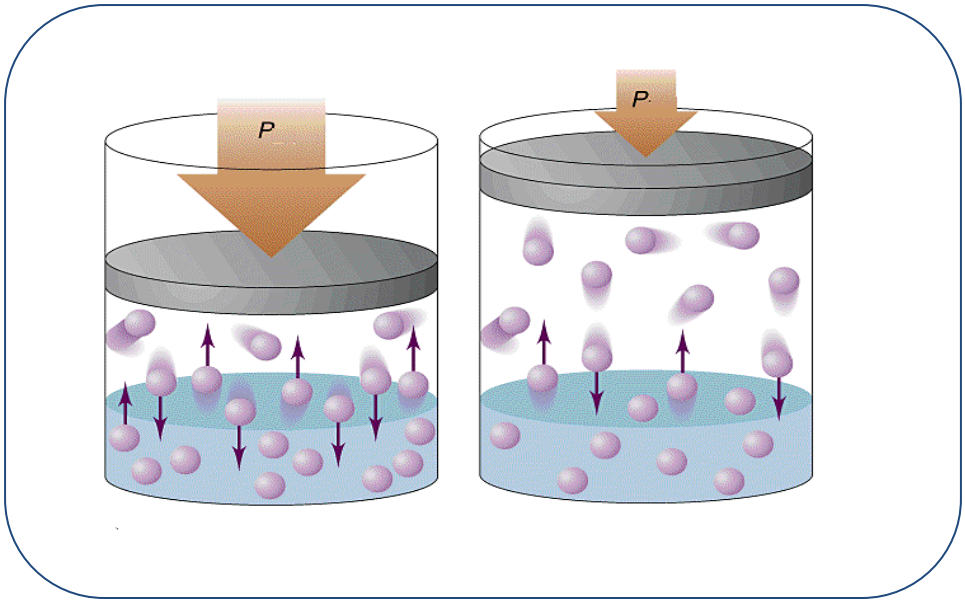


Fig.20. El esquema representa la ley de Boyle según el teoría cinético molecular.

Por ejemplo:

Ejercicio 1: Se tiene una muestra de 2,5 litros de freón 12 (CCl_2F_2), gas de uso común en la refrigeración y principal causante de la destrucción de la capa de ozono de la atmósfera) a una presión de 0,5 atmósferas. Calcular el volumen final si la presión disminuye a 0,14 atmosfera a temperatura constante.

Solución: Es una buena práctica ordenar los datos del problema identificando las condiciones iniciales y las condiciones finales.

Condiciones iniciales:	Condiciones finales:
P1 = 0,50 atm	P2 = 0,14 atm
V1 = 2,5 Litros.	V2 = x

Un análisis preliminar indica que la presión desciende de 0,50 atm a 0,14 atm en un proceso isotérmico (temperatura constante) por lo tanto es un sistema que obedece a la ley de Boyle.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Estado Inicial Estado final

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P2}$$

$$V_2 = \frac{0{,}50 \text{ atm} \cdot 2{,}5 \text{ L}}{0.14 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 8{,}9 \text{ Litros.}$$

El resultado es concordable con lo esperado pues en un proceso isotérmico la presión y el volumen son inversamente proporcionales, si la presión disminuye el volumen debe aumentar.

Ley de Charles

En 1787, Jaques Charles (1746-1823) estableció que: el volumen de una determinada masa de gas, a presión constante (proceso isobárico), es directamente proporcional a la temperatura absoluta

Jacques Alexandre César Charles (1746 - 1823).

Siendo la relación entre las variables:

$V \alpha T$ (P,n) $\Longrightarrow$ Entonces $V = K \cdot T$ $\Longrightarrow$ $V_1 / T_1 = K$

$V_2 / T_2 = K$

Donde *K* es constante de proporcionalidad si la presión y la masa del gas permanecen constantes.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Estado Inicial Estado final

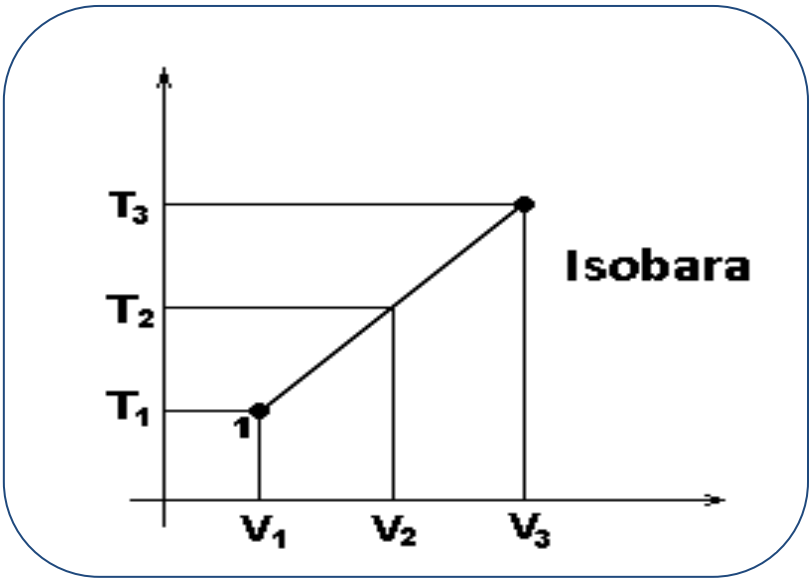


Fig.21. Gráfico que presenta la ley de Charles en un proceso isobárico (presión constante). Se muestra el estado inicial de un gas a una temperatura T_1 y su volumen V_1 y la posición final del gas que incrementa su temperatura T_2 y su volumen V_2 en un proceso isobárico.

Ley de Charles, según la teoría cinética molecular.

En esta ley la presión es constante es decir se trabaja el gas mediante un proceso isobárico, si se aumenta la temperatura del sistema aumenta la energía cinética de las partículas y con ello, aumenta también la superficie de choques de las partículas, es decir debe aumentar el volumen del gas en el recipiente.

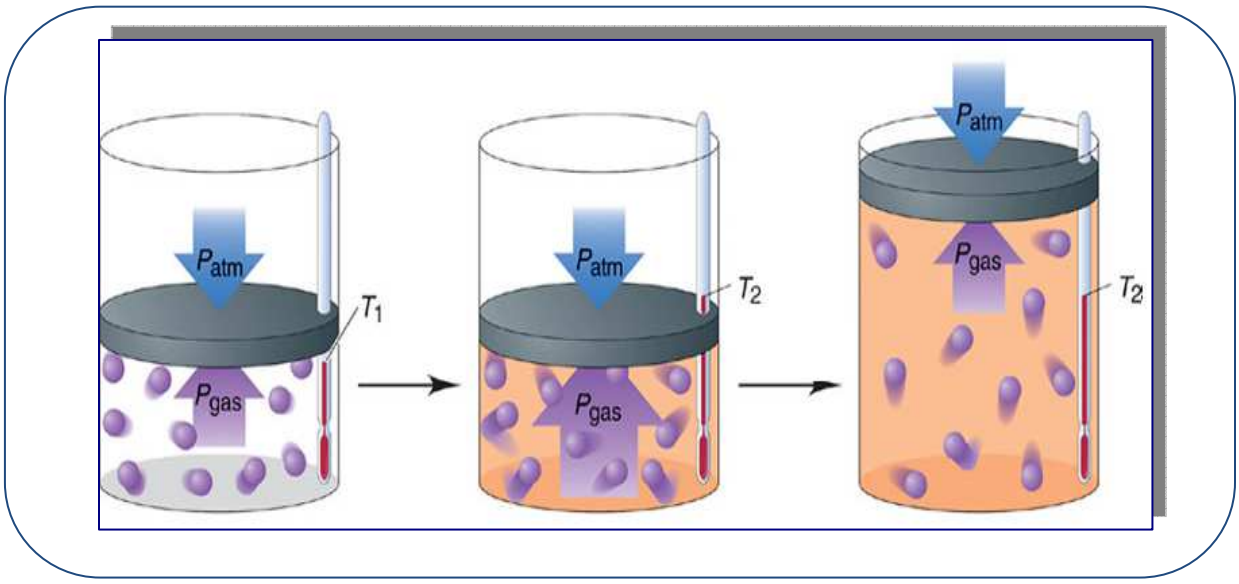


Fig.22. El esquema representa la ley de Charles según el teoría cinético molecular.

Por ejemplo:

Ejercicio 2: El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200mL a la temperatura de 20ºC. Calcula el volumen a 90ºC si la presión permanece constante.

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac: El volumen lo podemos expresar en mL y, el que calculemos, vendrá expresado igualmente en mL , pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin

T1 = 20°C + 273K = 293K

T2 = 90°C + 273K = 363K

Condiciones iniciales:

$V_1 = 200$ mL

$T_1 = 293k$

Condiciones finales:

$V_2 = x$

$T_2 = 363k$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Estado Inicial Estado final

$$V_2 = \frac{T_2 \cdot P_1}{V_1}$$

$$V_2 = \frac{293K \cdot 200\ mL}{363\ k}$$

$V_2 = 247{,}78mL$

Ley de Charles y Gay-Lussac

Aproximadamente en 1800, Jacques Charles junto a Joseph Gay-Lussac (1778-1850) establecieron que: la presión de una determinada masa de gas, a volumen constante (proceso isocorico), es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Siendo la relación entre las variables:

$P \alpha T$ (V,,n) $\Longrightarrow$ Entonces $P = K \cdot T$ $\Longrightarrow$ $P_1 / T_1 = K$

$P_2 / T_2 = K$

Donde *K* es constante de proporcionalidad si el volumen y la masa del gas permanecen constantes.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Estado Inicial Estado final

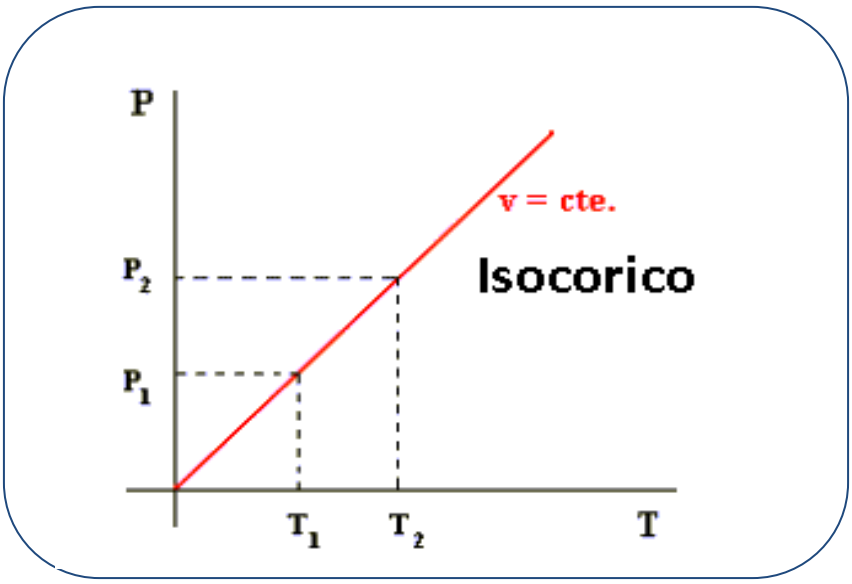


Fig.23. Gráfico que representa la ley de Charles y Gay-Lussac en un proceso isocorico (volumen constante). Se muestra el estado inicial de un gas a una temperatura T_1 y su presión P_1 y la posición final del gas que incrementa su temperatura T_2 y su presión P_2 en un proceso isocorico.

Ley de Charles y Gay-Lussac, según la teoría cinética molecular.

Cuando se produce un aumento de temperatura en un sistema cerrado, la energía cinética de las partículas aumenta. Y si en este sistema el volumen no varía (proceso isocorico), se produce un aumento del número de choques de las moléculas por unidad de superficie, es decir, aumenta la presión del gas.

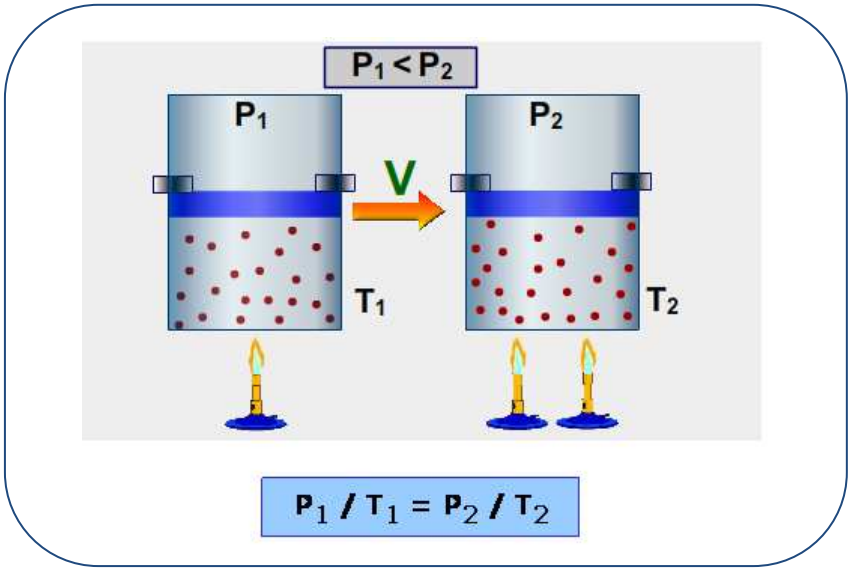


Fig.24. El esquema representa la ley de Charles según el teoría cinético molecular.

Por ejemplo

Ejercicio 3: Un recipiente cerrado de 10 m^3 contiene un gas a la presión de 750 mmHg y a la temperatura de 20ºC. ¿Cuál será la presión necesaria, en atm, en el interior del recipiente cuando el gas se calienta hasta alcanzar la temperatura de 280ºC?

Al ser un recipiente cerrado, el volumen se va a mantener constante (ya que los gases siempre ocupan el máximo volumen posible, es decir, el del todo el recipiente en ambas condiciones), así como el número de moles, por lo que según la **ley de Charles y Gay-Lussac**:

T1 = 20°C + 273K = 293K

T2 = 280°C + 273K = 553K

Condiciones iniciales:	Condiciones finales:
P_1 = 750 mmHg	P_2 = x
T_1 = 293k	T_2 = 553k

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Estado Inicial Estado final

$$P_2 = T_2 \cdot \frac{P_1}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{293K \cdot 750 \text{ mmHg}}{553k}$$

$$P2 = 141{,}5 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$$

P2 = 1,86 atm

.

Hipótesis de Avogadro

Amadeo Avogadro (1766 - 1856).

Amadeo Avogadro en 1811 postuló que: en volúmenes iguales de gases diferentes pero medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas Se puede formular lo mismo en sentido inverso: Un número igual de moléculas de gases diferentes ocupan el mismo volumen si coinciden en su temperatura y presión**.**

Siendo la relación entre las variables:

$V \alpha n \quad (P,T) \Longrightarrow$ Entonces $V = K \cdot n$

Donde *K* es constante de proporcionalidad si la presión la temperatura permanecen constantes.

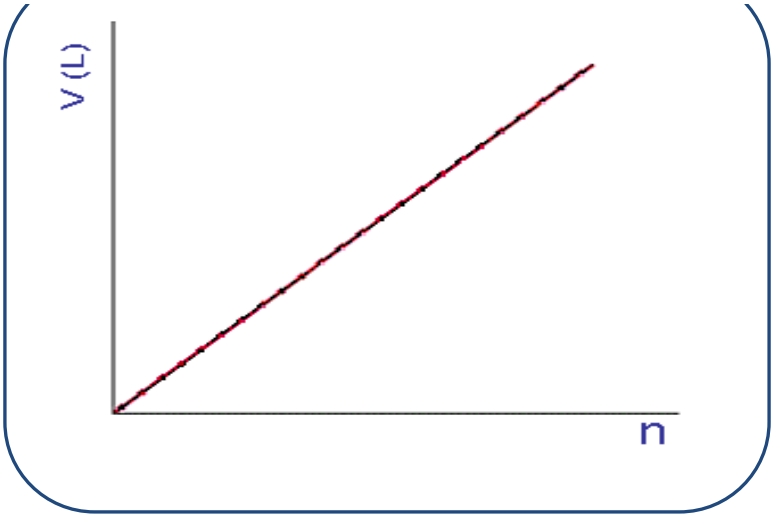


Fig.25. Gráfico que representa que el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de materia (número de moles), a presión y temperatura constantes

Volumen molar:

Se llama volumen molar porque es el volumen que ocupa un mol de gas medido en condiciones normales (0°C y 1 atm) y es igual a 22,4 litros

$V_{molar\ (CNPT)} = 22.4$ litros.

Donde CNPT corresponde a condiciones normales de presión y temperatura

1mol de átomos ⟶ $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas ⟶ 22.4 litros.

Hipótesis de Avogadro, según la teoría cinética molecular.

La adición de partículas en un determinado gas provoca un aumento de energía cinética, provocando colisiones contra las paredes del recipiente que contiene el gas, lo que conduce a un aumento de presión, que desplaza el émbolo del recipiente hasta que se iguala con la presión externa del ambiente. El proceso global supone un aumento del volumen del gas por la expansión que sufre el gas al interior del recipiente.

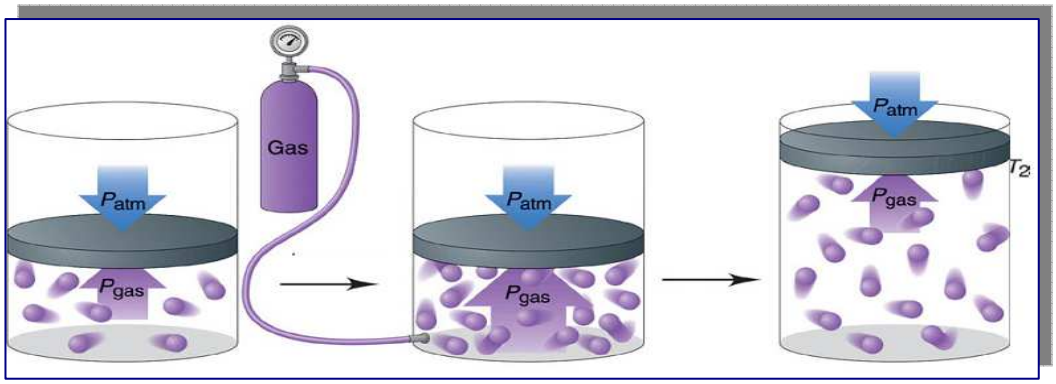


Fig.26. El esquema representa la hipótesis de Avogadro según el teoría cinético molecular

Por ejemplo:

Ejercicio 4: Calcular la cantidad de moléculas de nitrógeno (N_2) contenidas en 25 litros. de este gas en condiciones normales. R = $6{,}6 \cdot 10^{20}$ moléculas.

En el enunciado de indica que el nitrógeno gaseoso se encuentra en condiciones normales, es decir a presión y temperatura constantes. (0°C y 1 atm)

1mol de átomos de $N_{2\ CNPT}$ ⟶ 22.4 litros.

X ⟶ 25 litros.

1mol de átomos de N_2 CNPT $\longrightarrow$ $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas

1,116 moles de N_2 $\longrightarrow$ X

X = 1,116 moles de N_2

1.3- Ecuación de los gases ideales.

Fue Gay - Lussac quien unifico las tres leyes: la ley de Boyle (a Temperatura constante) y las dos leyes de Gay Lussac (a Presión constante y a Volumen constante), enunciando la ecuación general de los gases. Esta explica la relación entre cuatro magnitudes: temperatura (T), presión (P), volumen (V) y cantidad de gas expresado en moles (n)

Un gas ideal es un gas hipotético, por lo que su comportamiento puede explicarse completamente de acuerdo a la ecuación de gas ideal, según:

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

Con este modelo se puede llegar a calcular presión, volumen, temperatura o el número de moles de un compuesto gaseoso. Donde R es la constante de proporcionalidad y tiene el mismo valor pata todos los gases.

Para calcular la constante R se debe asignar unidades y valores a las cuatro variables involucradas (n, P, T, V) y el valor obtenido sólo será útil cuando todas las variables estén expresadas en las unidades que le dieron origen.

El cálculo se hace a partir del volumen de un mol de gas en condiciones de P y T normales (CN). Los valores y unidades son entonces:

- Volumen en litros: V = 22.4 L:
- Mol del gas: n = 1 mol
- Presión en atmosfera: P = 1 atm
- Temperatura absoluta o en kelvin : T = 273 K

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1\ atm \cdot 22{,}4\ L}{1\ mol \cdot 273\ K}$$

$$R = 0{,}0\ 821\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

Por ejemplo:

Ejercicio 5: En un recipiente de 5 litros se introducen 3 gramos de SF_6 (M= 146,1 g/mol) a 92°C ¿Cuál será la presión de este gas en atmosfera?

- Ordenar los datos y conversión de unidades:

  - $R = 0{,}0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$

  Presión = X atm.

  -Volumen = 5 litros.

  -Temperatura = 92°C + 273K = 365K

  -Moles

  $n = \frac{gramos}{Masa\ molar}$ $\quad n = \frac{3 \text{ gramos de } SF_6}{146{,}1 \text{ g/mol}} = 0{,}0205 \text{ mol}$

- Fórmula: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

- Despeje y Cálculo:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P = \frac{0{,}0205 \text{ mol} \cdot 0{,}0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 365K}{5 \text{ L}}$$

$$P = 0{,}123 \text{ atm.}$$

Ley Combinada de los gases ideales.

La ley combinada de los gases se deduce a partir de la ecuación general de los gases ideales, dejando la cantidad de sustancia o número de moles (n) y la constante de proporcionalidad R constantes. Se concluye entonces que:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \qquad \frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$$

Como n y R son constantes $\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}$

Si se varía la presión, el volumen y la temperatura del gas con masa constante, la relación será la siguiente:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Estado Inicial Estado final

También la ley combinada de los gases se puede deducir mediante la combinación de la ley de Boyle y con la ley de Charles que permite establecer que**:**

"El volumen ocupado por una masa gaseosa, es inversamente proporcional a las presiones y directamente proporcional a las temperaturas absolutas que soportan"

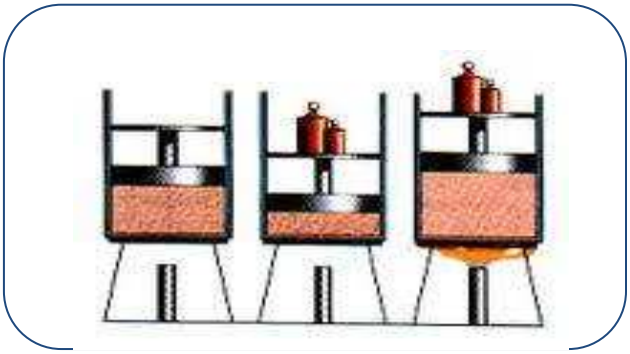


Fig.27. Esquema que representa la ley conbinada de los gases ideales.

Por ejemplo:

Ejercicio 6: Calcular el volumen de una masa de gas a 15°C Y 2,5 atm si a 0°C y 380 mmHg ocupa un volumen de 448,3 Ml

- Ordenar los datos y conversión de unidades:

Condiciones iniciales:
P_1 = 2,5 atm.
T_1 = 15°C + 273K = 288K
V_1 = X

Condiciones finales:
$P_2 = 380 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0{,}5 \text{ atm}$
T_2 = 0°C + 273k = 273K
V_2 = 448,3mL

- Fórmula:

$$\underbrace{\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}}_{\text{Estado Inicial}} = \underbrace{\frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}}_{\text{Estado final}}$$

- Despeje y Cálculo

$$V_1 = \frac{P_2 \cdot V_2 \cdot T_1}{T_2 \cdot P_1}$$

$$V1 = \frac{0{,}5 \text{ atm} \cdot 448{,}3 \text{ mL} \cdot 288\text{K}}{273\text{K} \cdot 2{,}5 \text{ atm}}$$

V1 = 94,59 mL

Mezclas Gaseosas: Ley de Dalton

En 1803, Dalton (1766-1844) enunció la ley de las presiones parciales: La presión total ejercida por una mezcla de gases (siempre que no haya reacción entre ellos) es igual a la suma de las presiones individuales que ejerce cada gas en el recipiente que lo contiene, como si ocupara, por si solo todo el volumen que ocupa la mezcla.

Dalton (1766-1844)

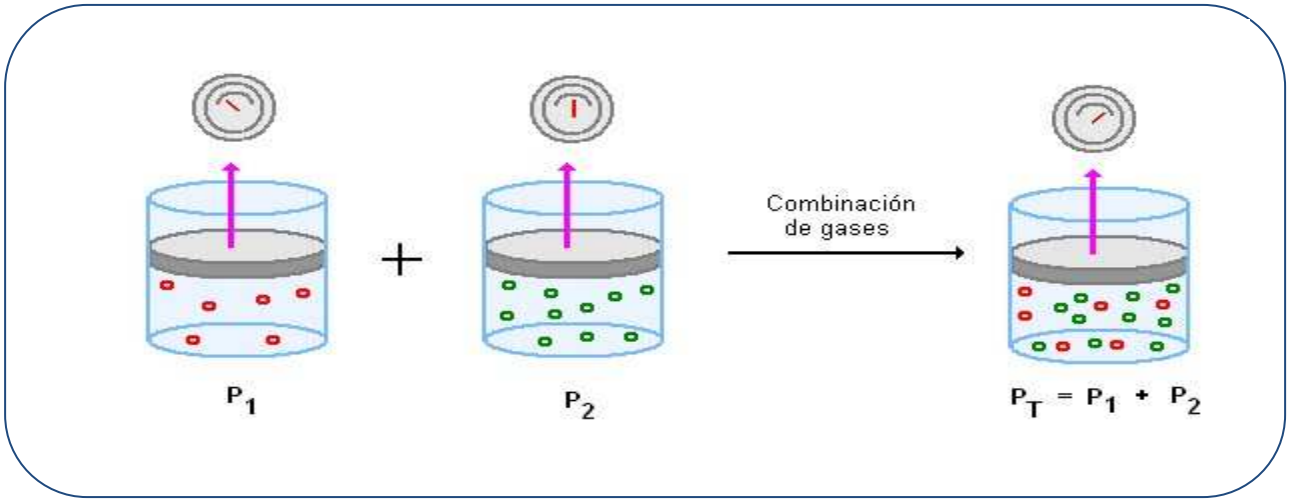


Fig.28. Esquema que compueba el enunciado de esta ley

«En una mezcla de gases, la presión total ejercida por los mismos es la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviese solo en las mismas condiciones».

$$P_{total} = P_A + P_B + P_c + \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots$$

$$P_{total} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_C \cdot R \cdot T}{V} + \ldots\ldots$$

$$P_{total} = \frac{R \cdot T}{V} \cdot (n_A + n_B + n_C \ldots\ldots)$$

<u>Por ejemplo:</u>

Ejercicio 7*:* Dentro de un recipiente de 3,5 litros a 18°C, se mezclan 15 gramos de dióxido de carbono (CO_2), 0,25 granos de helio (He) y 25 gramos de nitrógeno gas (N_2). Calcule la presión total en el recipiente.

- Cantidad de sustancia "n" que aporta cada gas.

$$nCO2 = \frac{\text{masa } CO2}{\text{masa molar de } CO2} = \frac{15 \text{ gramos}}{44 \text{ g/mol}} = 0{,}34\text{mol}$$

$$nHe = \frac{\text{masa He}}{\text{masa molar de He}} = \frac{0{,}25 \text{ gramos}}{4 \text{ g/mol}} = 0{,}063\text{mol}$$

$$n\ N_2 = \frac{\text{masa } N_2}{\text{masa molar de } N_2} = \frac{25 \text{ gramos}}{28{,}01 \text{ g/mol}} = 0{,}89 \text{mol}$$

Cantidad de gases nCO2 + nHe + n N_2 = 0,34mol + 0,063mol +´0,89mol = 1,3 mol

- Fórmula: $$P_{total} = \frac{R \cdot T}{V} \cdot (n_A + n_B + n_C \ldots\ldots)$$

Datos:
-Temperatura: 18°C + 273K = 291K
-Moles totales: 1,3 mol.
-Volumen: 3,5 Litros.
-R = 0,0 821 $\frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$

- Reemplazo y Calculo $$P_{total} = \frac{0{,}0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 291K \cdot 1{,}3 \text{ mol}}{3{,}5 \text{ L}}$$

$$P_{total} = 8{,}8 \text{ atm.}$$

1.4- Gases reales.

Las leyes de los gases ideales se cumplen solo dentro de ciertos rangos de presión y temperatura. Por tanto, el “gas ideal” corresponde a un gas cualquiera, dentro de esas condiciones (altas temperaturas y bajas presiones). La temperatura y presión en la que la idealidad se cumple defiere para cada gas por ello cuando hablamos de gas ideal nos referimos a un modelo que nos permite obtener relaciones entre diferentes variables como presión (P), volumen (V), temperatura (T) y materia (n). Un gas ideal es un gas cuyas moléculas no poseen un volumen definido si no que más bien ocupan el volumen del recipiente que lo contiene, no hay fuerzas de atracción ni de repulsión y los choques entre las moléculas son elásticos pues se conserva la energía cinética de estas, en otras palabras un gas ideal es un gas teórico que se compone de partículas puntuales que se desplazan de manera aleatoria y que no interactúan entre sí

La ecuación de estado de un gas ideal está dado por:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Por lo tanto, los gases ideales cumplen con la Ley de Boyle-Mariotte, Charles y Gay Lussac, aquellas que decían que alguna propiedad constante otras eran inversa o directamente proporcional.

Un gas real se acerca al comportamiento de un gas ideal solo a temperaturas alta y a presiones muy bajas es decir, con valores de densidad bastante grandes, por lo que se puede utilizar la ecuación de gas ideal y utilizar las leyes ideales. Además de lo mencionado en condiciones normales de presión y temperatura los gases reales también suelen comportarse en forma cualitativa de la misma manera que un gas ideal. Por lo tanto, gases como el oxígeno (O_2), el nitrógeno (N_2), el hidrógeno (H_2) o el dióxido de carbono (CO_2) se pueden tratar como gases ideales en ciertas condiciones.

A continuación se detalla el comportamiento de los gases reales al desviarse del comportamiento ideal al aumentar la presión y disminuir la temperatura y además se detalla bajo qué condiciones de presión y temperatura este gas real se puede tratar como un gas ideal y utilizar sus relaciones matemáticas entre presión, temperatura, volumen y cantidad de materia.

Desviación del comportamiento ideal de los gases reales

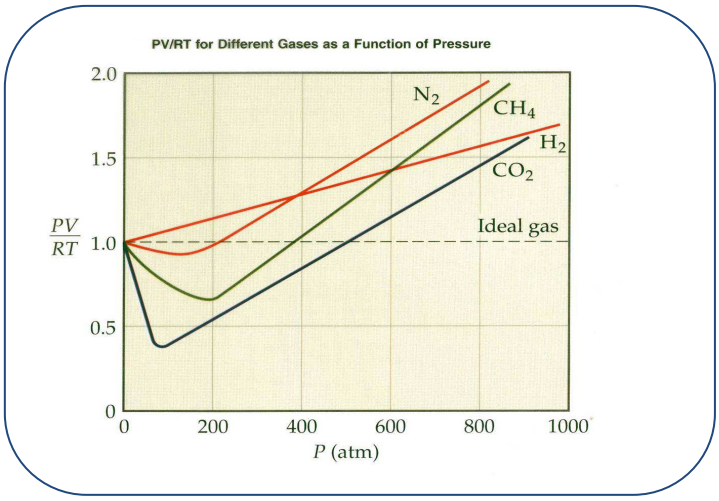


Fig.29. Gráfica para 1 mol de distintos gases en función de la presión.

- Los gases reales se desvían del comportamiento ideal a presiones altas.
- A presiones bajas la desviación del comportamiento ideal es pequeña.

Desviación del comportamiento ideal de los gases reales.

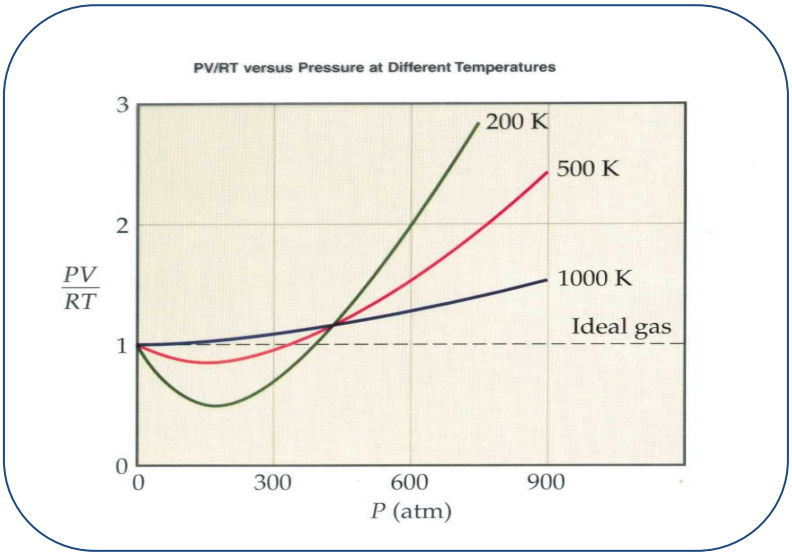


Fig.30.Gráfica para 1 mol de un mismo gas en función de la presión a diferentes temperaturas.

- Al aumentar la T, el comportamiento del gas se aproxima al ideal.
- El gases real se desvía de su comportamiento ideal a bajas

En resumen, se considera que un gas es ideal cuando presenta las siguientes características:

- El número de moléculas es despreciable comparado con el volumen total de un gas (Las moléculas no ocupan ningún volumen).

- No hay fuerza de atracción entre las moléculas.

-Estas moléculas se mueven individualmente y al azar en todas direcciones.

-La interacción entre las moléculas se reduce solo a su choque.

- Las colisiones son perfectamente elásticas. (No hay pérdidas de energía).

-Los choques o colisiones son instantáneos (el tiempo durante el choque es cero).

-Evitando las temperaturas extremadamente bajas y las presiones muy elevadas podemos considerar que los gases reales se comportan como gases ideales.

Para predecir el comportamiento de los gases reales existe la ley física de los gases reales, también conocida como ley de Van der Waals que describe el comportamiento de los gases reales, tratándose de una extensión de la ley de los gases ideales, mejorando la descripción del estado gaseoso para presiones altas y temperatura bajas.

La ley de los gases reales, toma el nombre del físico holandés Van der Waals, el cual propone su trabajo de los gases en 1873, ganando un premio Nobel en 1910 por la formulación de ésta ley.

Ecuación de Van der Waals para gases ideales.

$$P = \frac{RT}{v-b} - \frac{a}{v^2}$$

Donde:
P= presión del fluido
V= es el volumen total del recipiente en el que se encuentra el fluido
a= mide la atracción de las partículas
b= es el volumen que ocupa un mol de partículas
R= es la constante universal de los gases ideales
T= temperatura en Kelvin
n= número de moles

Ejemplo:
Calcular la presión que tiene 1Kg de nitrógeno que se encuentra encerrado en un recipiente de 5 litros a una temperatura de 303K cuando:

$$a = 1'390\ atm \cdot litro^2/mol^2$$

$$b = 0'03912\ litro/mol$$

$$R = 0'08205\ atm \cdot litro/^0K \cdot mol$$

Desarrollo

$$P = \frac{0'08205\ atm \cdot litro/^\circ K \cdot mol \cdot 303/^\circ K \cdot 35'71\ mol}{5\ litro - 35'71\ mol \cdot 0'03912\ litro/mol} - \frac{(35'71\ mol)^2}{(5\ litro)^2}\ 1'390\ atm \cdot litro^2/mol^2$$

$$P = 887'8\ atm - 70'90\ atm$$

$$P = 816'9\ atm$$

2.- ESTADO LÍQUIDO

Los líquidos se caracterizan por presentar una estructura molecular más desordenada, debido a que la fuerza de atracción entre las partículas que lo conforman son menores que en el caso de los sólidos, lo que permite que se encuentren más separadas unas de otras, y logren moverse con mayor facilidad entre ellas. Estas características hacen que los líquidos tengan un volumen definido, pero varíen en su forma dependiendo del recipiente que los contenga, por lo tanto, debido a su capacidad de fluir y desplazarse, no tienen una forma definida.

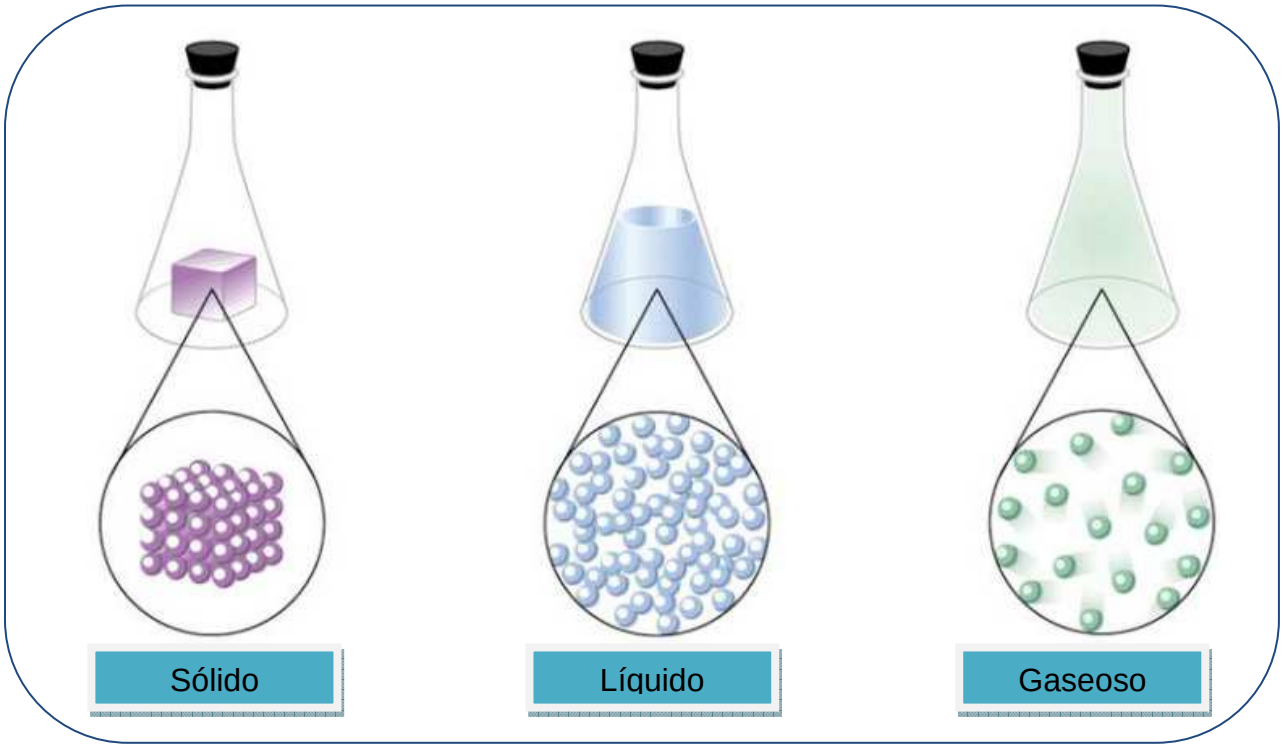


Fig. 31. Los estados del Agua

2.1 Propiedades de los líquidos

Los líquidos no son todos iguales, ya que cada uno de ellos presentan propiedades específicas que permiten diferenciarlos, entre ellas se pueden mencionar la viscosidad, tensión superficial, la fluidez, etc.

El siguiente esquema muestra las propiedades de estos, las que se explicarán detalladamente en las páginas posteriores.

Fig. 32. Propiedades físicas de los líquidos

a) Viscosidad

La viscosidad de los líquidos está determinada por la fricción existente entre las moléculas que la conforman, un líquido fluye cuando las moléculas se deslizan unas sobre otras.

La viscosidad se relaciona con las fuerzas de cohesión o atracción que existen entre las moléculas de cierto líquido, esta fuerza dificulta el movimiento, debido a que cuando las moléculas de la superficie se desplazan son atraídas por la fuerza de cohesión de las moléculas inferiores impidiendo o frenando su desplazamiento, por lo tanto, la viscosidad de un líquido va a depender de la velocidad con la cual un fluido puede desplazarse entre sí.

La temperatura es un factor influyente en la viscosidad de los líquidos, a medida que aumenta la temperatura disminuye la viscosidad debido a que la agitación entre las moléculas se hace más rápida y la fuerza de cohesión que las mantenía unidas irá disminuyendo, logrando que aumente la distancia entre ellas. Si se sigue elevando la temperatura finalmente las moléculas serán liberadas unas de otras pasando del estado líquido al estado gaseoso.

Un ejemplo del cambio de viscosidad puede ser en el aceite, al cual si le aumentamos la temperatura se hará más fluido, facilitando su deslizamiento a través de un embudo, disminuyendo el periodo de tiempo en fluir completamente hacia un vaso.

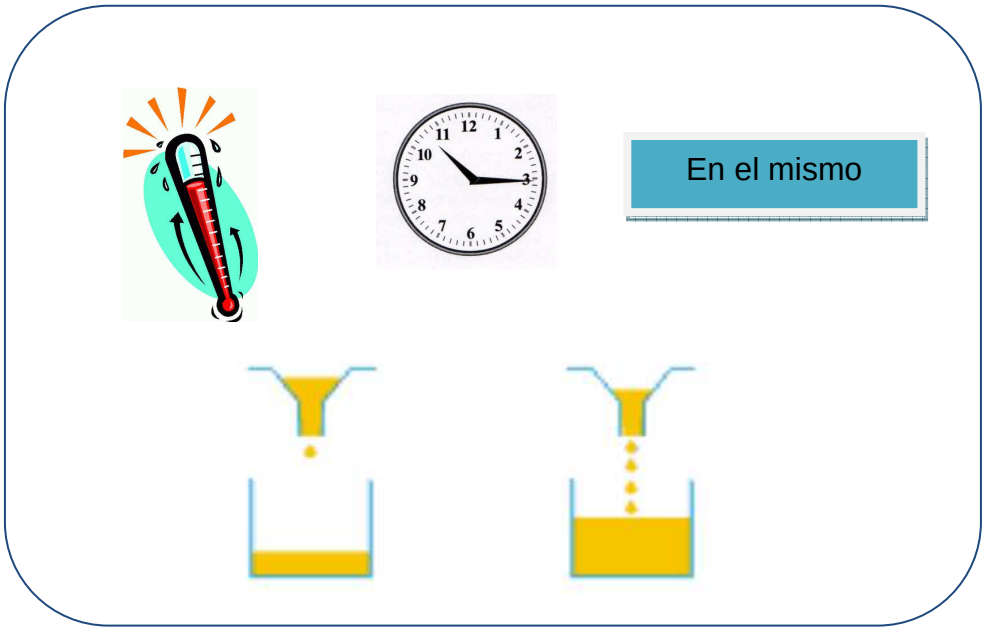


Fig. 33. Cambio de viscosidad del aceite por el aumento de Tº

b) Fluidez

La fluidez de los líquidos es lo opuesto a la viscosidad, las moléculas ejercen una menor atracción entre ellas por lo que el movimiento de las partículas se hace más expedito, esta característica le permite a los líquidos pasar por cualquier orificio presente en el medio en el cual se encuentren, siendo sometido a presión o si se encuentra en una posición superior (altura) en un recipiente. La fluidez al igual que la viscosidad son influenciadas por la temperatura, a mayor temperatura aumentará la fluidez de un líquido haciéndose menos viscoso.

Fig. 34. Fluidez de una sustancia por el aumento de Tº

c) Tensión superficial

En los líquidos las moléculas son atraídas mutuamente por la fuerza de cohesión u atracción existente entre ellas, esta fuerza ejercida es la misma en todas las direcciones donde se encuentren las moléculas.

Cuando en un líquido está definido, las moléculas que se encuentran en la capa más externa, son atraídas por la fuerza de cohesión que ejercen las moléculas de las capas inferiores, debido a esto la superficie de un líquido se contrae y se resiste a romperse, fenómeno denominado como tensión superficial de los líquidos.

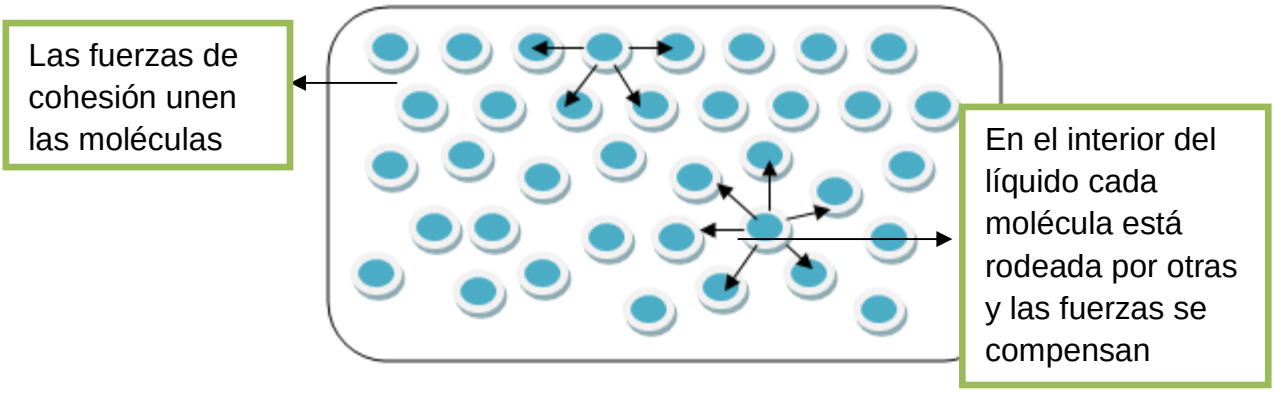


Fig. 35. Fuerza de cohesión entre las moléculas de un líquido

d) Capilaridad

La capilaridad de los líquidos está relacionada con la tensión superficial, y se le denomina a la capacidad que tienen los líquidos para ascender o descender en un tubo capilar, suceso que se mostrará mediante un esquema a continuación. Para comprender como ocurre este fenómeno se debe considerar las dos formas de atracción entre las moléculas (atracciones intermoleculares) que son: las fuerzas de cohesión y las fuerzas de adhesión.

Las fuerzas de cohesión es la atracción existente entre las moléculas de un mismo líquido, mientras que, las fuerzas de adhesión es la atracción que ejercen las moléculas de cierto líquido, sobre las moléculas de sustancias diferentes (líquidos), y que les permite ascender en un tubo capilar de diámetro pequeño.

La capilaridad depende entonces de la naturaleza del líquido o sea de la fuerza de cohesión entre las moléculas como de la fuerza de adhesión con el tubo capilar, para que el líquido

pueda ascender por un tubo, la fuerza de cohesión entre sus moléculas debe ser menor a la fuerza de adhesión del líquido con el material del tubo.

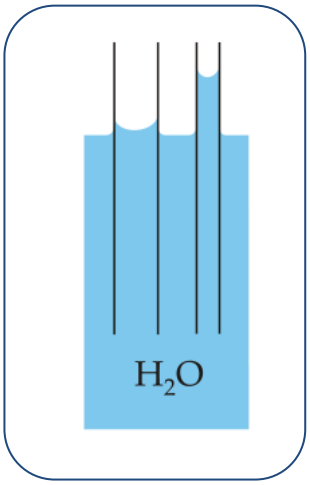


Fig. 36. Capilaridad ascendente del Agua

En la figura anterior, se muestra que el líquido subirá por el tubo capilar hasta que el peso de este sea igual a la tensión superficial del mismo líquido, entre más estrecho sea el diámetro del tubo, más ascenderá el nivel del líquido dentro de este, alcanzando la tensión superficial del mismo modo que lo haría un tubo de mayor diámetro, debido a esto se produce un equilibrio entre:

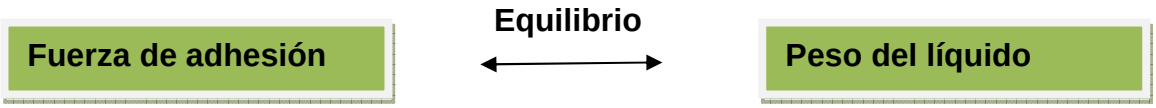
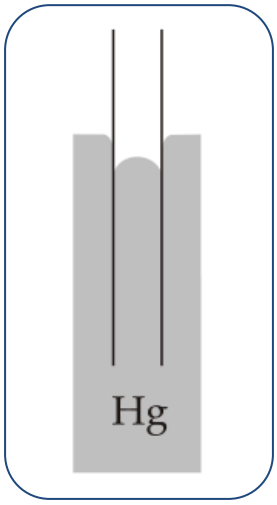


Fig. 37. Diagrama suceso capilaridad ascendente

El descenso de un líquido por un tubo capilar ocurre sucediendo lo contrario mencionado anteriormente, se produce cuando la fuerza de cohesión entre las moléculas de un líquido es mayor que la fuerza de adhesión a las paredes del tubo capilar, que obtiene como resultado que el líquido descienda a un nivel inferior a la tensión superficial de este, logrando que su superficie adopte un forma convexa, el mercurio es un ejemplo de este suceso.

Fig. 38. Capilaridad descendente del Mercurio



e) Volatilidad

La volatilidad es una característica de los líquidos que indica la facilidad que poseen para evaporarse en un medio abierto, cambiando de estado líquido a estado gaseoso, esto se debe principalmente a la debilidad de las fuerza de atracción que existe en las moléculas que forman parte del líquido, obteniendo como consecuencia la evaporización de este.

Este fenómeno se puede evidenciar al dejar el alcohol de curación destapado, o un perfume, luego de un tiempo se puede observar que el nivel es estos ha disminuido dentro del recipiente que los contiene.

Fig.39. Volatilidad del alcohol

f) Presión de vapor

Se le denomina presión de vapor cuando se establece un equilibrio dinámico entre la condensación y la evaporación de una sustancia. Esta reacción depende de la temperatura y la fortaleza de las fuerzas intermoleculares, se le denomina fuerzas intermoleculares a los tipos de enlaces que se pueden dar entre las moléculas, los que pueden ser iónicos,

covalentes o metálicos. Si las fuerzas intermoleculares son fuertes, el líquido tendrá poca tendencia a evaporizarse, de lo contrario, si las fuerzas intermoleculares son débiles, el líquido presentará gran capacidad de evaporación.

Equilibrio dinámico

Velocidad de condensación = **Velocidad de evaporación**

Fig. 40. Diagrama de equilibrio

2.2 Cambios de fase

El cambio de fase es el proceso mediante el cual la materia pasa a otro estado pero mantiene su composición molecular. Estos cambios se producen por la absorción o liberación de energía produciendo la formación o rupturas de enlaces entre las moléculas.

Algunos ejemplos comunes son los cambios de estado que sufre el agua al ser sometida a diferentes grados de temperatura, como se observa en la imagen. A temperaturas bajo los 0ºC esta se encuentra en estado sólido, si le aplicamos calor, comenzará la fusión de esta a una temperatura constante, y si le aumentamos aun más el calor aplicado, llegará a producirse la evaporación del líquido transformándose en gas, proceso conocido como ebullición, el que ocurre cuando se alcanza la temperatura de 100ºC.

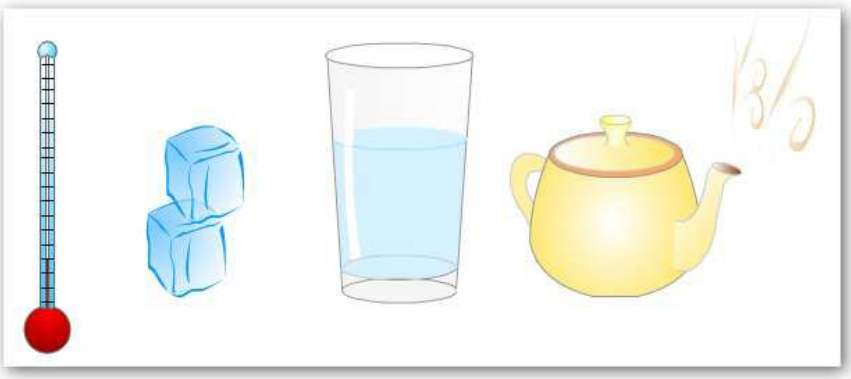


Fig. 41. Cambios de fase del Agua.

La materia puede verse sometida a varios cambios de fase debido a la temperatura en el medio, de acuerdo a ello reciben diferentes nominaciones que se plantean en el siguiente esquema y que serán explicadas a continuación.

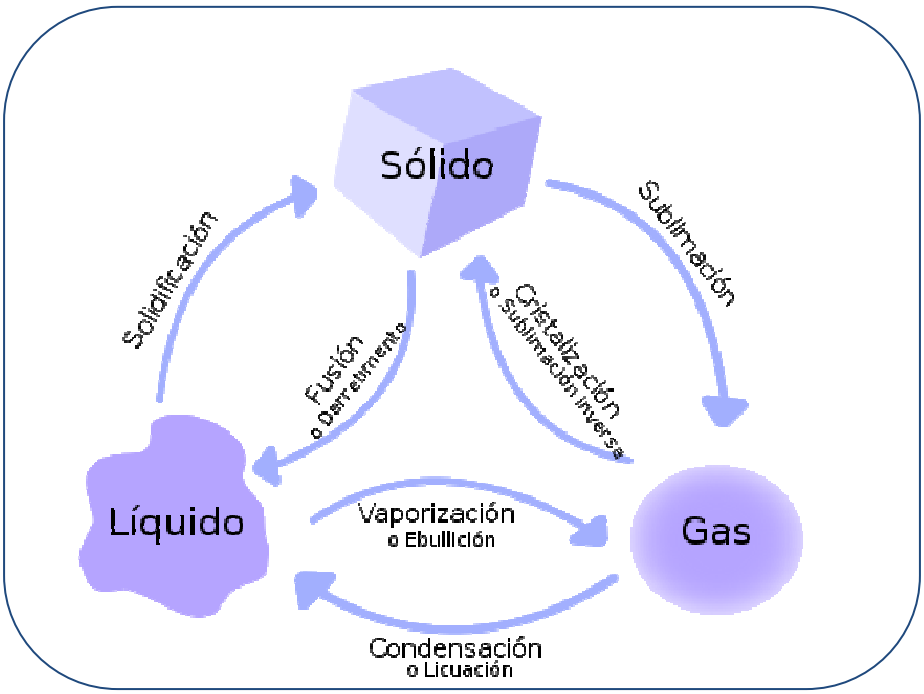


Fig. 42. Nominaciones de los cambios de fase de la materia.

a) Fusión

Es un estado o fase producida por la aplicación de calor a un sólido, el resultado de esta acción se debe a que la energía entre moléculas aumenta al ser sometidas al calor y comienzan a moverse cada vez más rápido y a distanciarse unas de otras, provocando el cambio de fase en la materia. El cambio de fase se produce entonces, porque la energía suministrada mediante la aplicación de calor, actúa en contra de las fuerzas de atracción entre las moléculas.

Fig.43. Esquema proceso de fusión.

b) Solidificación

El proceso de solidificación es inverso al de fusión, los líquidos al ser sometidos a la ausencia de calor, las moléculas disminuyen su movimiento, por lo que tienden a permanecer más cercanas unas de otras, lo que aumenta la fuerza de atracción entre ellas, formándose enlaces intermoleculares (ión-dipolo; dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno, fuerzas de Van dar Waals) e interatómicas (iónico, covalente y metálico) de mayor intensidad dependiendo de la sustancia.

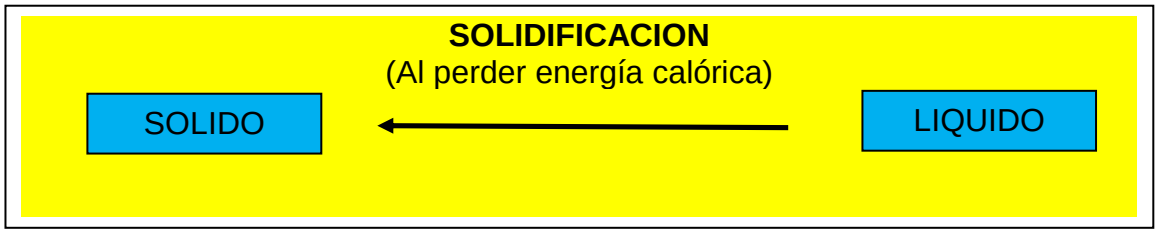


Fig.44. Esquema del proceso de solidificación

c) Vaporización

Este proceso ocurre cuando un líquido se transforma en gas, recibe dos nombres de acuerdo al calor aplicado; la ebullición y evaporación.

La ebullición de un líquido se produce cuando el calor aplicado permite que este hierva a cierta temperatura, por lo que sus moléculas vibraran rápidamente produciendo la separación de estas y por lo tanto permiten el cambio de fase.

La evaporación ocurre mediante el mismo principio, con la diferencia que se logra evaporar un líquido con la aplicación mínima de calor, siempre que sea lo suficiente como para vencer la tensión superficial de este.

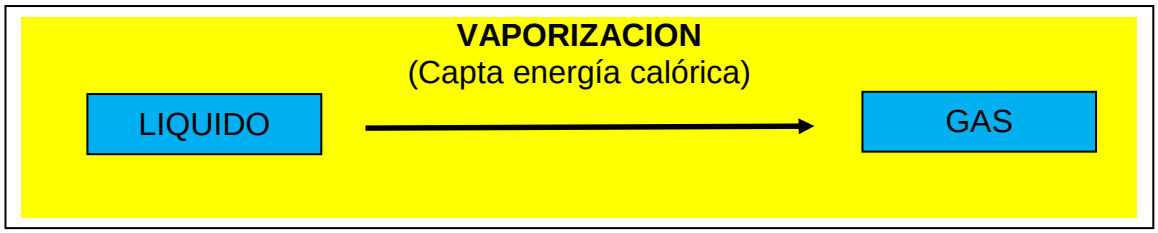


Fig.45. Esquema del proceso de vaporización

d) Condensación

La condensación ocurre cuando la materia puede pasar de estado gaseoso a estado líquido, esto se debe a la perdida de calor, lo que origina un descenso en el movimiento de las moléculas que lo conforman, permitiendo que se condensen las partículas.

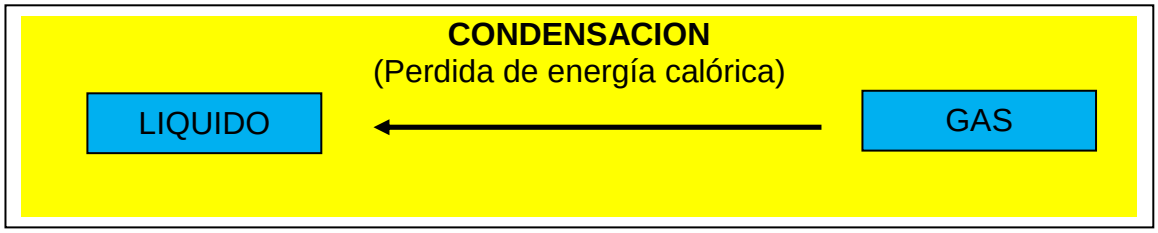


Fig.46. Esquema del proceso de condensación

2.3 Diagrama de fases

Un diagrama de fase permite mostrar las relaciones establecidas entre el estado sólido, líquido y gaseoso de una sustancia. Para ello se debe tener en consideración las condiciones de presión y temperatura a las que pueden coexistir en equilibrio las tres fases de una sustancia pura, al que se le denomina punto triple.

Un gráfico de la presión frente a la temperatura que muestra los intervalos en los que pueden existir las distintas fases se denominan diagrama de fases. Una forma de ejemplificar lo anterior, se muestra en el siguiente diagrama de transición de fases.

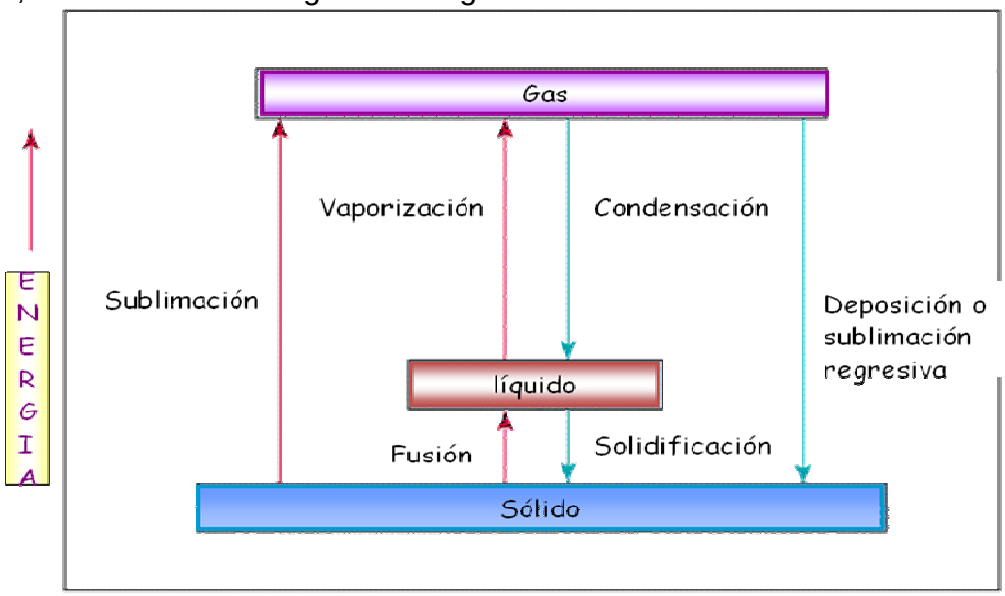


Fig.47. Transición de fases

Diagrama de fase del agua

El diagrama de fase muestra tres regiones, cada una de las cuales representa una fase pura del agua, ya sea sólido, líquido o gaseoso. La línea de separación entre dos regiones indica las condiciones en las cuales estas dos fases pueden existir en equilibrio. El punto en que las tres curvas coinciden se llama punto triple que para el agua es 0,01°C y 0,006atm.

En el punto triple es con la temperatura y presión señaladas anteriormente es la única condición en las cuales estas tres fases (sólida, liquida y gaseosa) pueden estar en equilibrio entre sí. La temperatura del punto triple es muy próxima al llamado punto de la congelación. Los diagramas de fases permiten predecir los cambios en el punto de fusión y punto de ebullición de una sustancia como resultado de cambios en la presión externa; También se puede anticipar las direcciones de las transiciones de fases provocadas por cambio en la temperatura y presión.

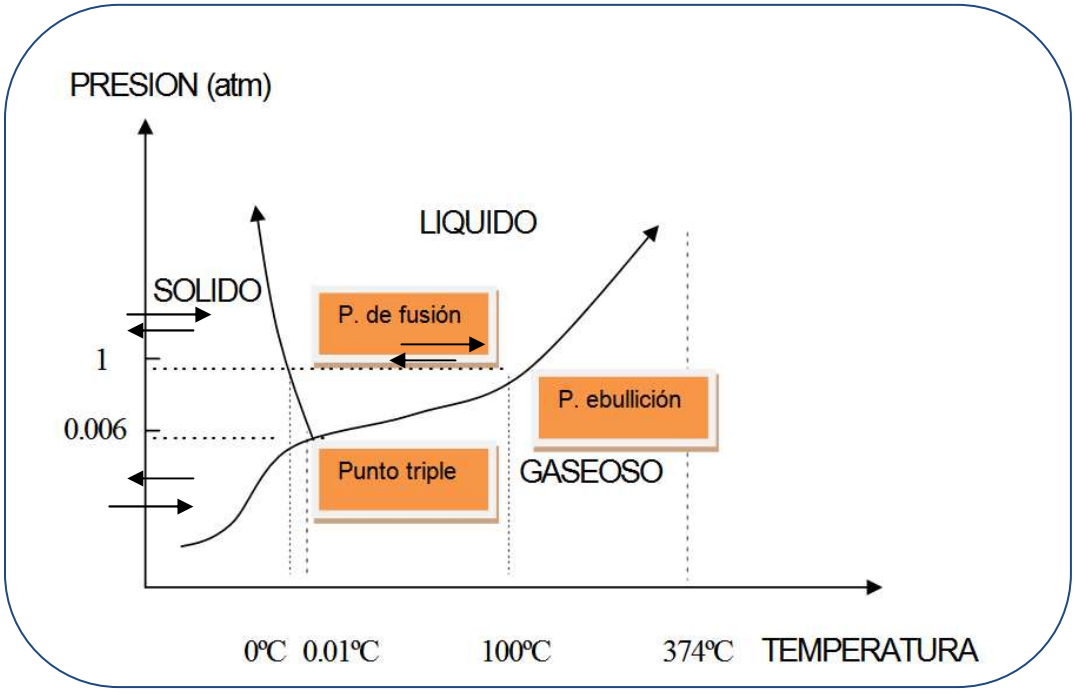


Fig.48. Diagrama de fase del agua

El diagrama de fase del agua, señala los puntos en que esta puede estar en equilibrio, el denominado punto triple, a temperaturas inferiores a los 0.01ºC el agua se solidifica, mientras si aumentamos paulatinamente esta, el agua comenzará a vaporizarse.

3.- ESTADO SÓLIDO

Los sólidos a diferencia de los líquidos se caracterizan por presentar una estructura molecular definida, debido a que la fuerza de atracción entre sus moléculas es mayor, por lo tanto, se encuentran más próximas unas de otras. Este fenómeno físico permite entonces, clasificar a los sólidos como sustancias que tienen forma y volumen definidos, es decir, en condiciones normales, no se comprimen.

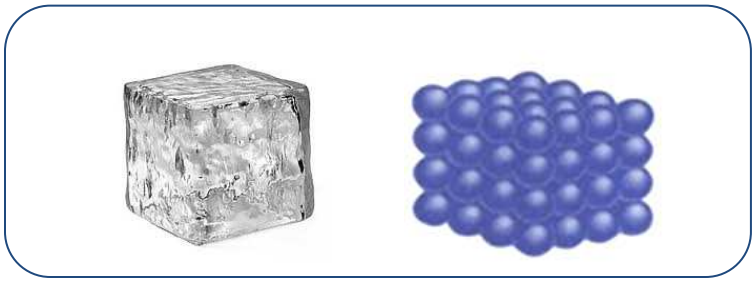


Fig. 49. Estado sólido del Agua

Los sólidos se clasifican en dos grupos, dependiendo de cómo se ordenen sus moléculas: los sólidos cristalinos y los sólidos amorfos que se conocerán posteriormente, en el punto 3.2.

3.1 Propiedades de los sólidos

Los sólidos como se hizo mención anteriormente tienen forma y volumen definido, y no todos son iguales, poseen propiedades específicas que los hacen ser diferentes. Estas propiedades físicas son:

Fig. 50. Propiedades de los sólidos

a) Dureza

La dureza de un sólido se define como la resistencia que opone este ante la posibilidad de ser rayado por otro sólido, lo que depende del grado de compactación existente entre las moléculas que lo conforman.

La fuerza de atracción que mantienen unidas las moléculas de un sólido, dificulta lo movilidad y desplazamiento de estas, posicionándolas en un lugar fijo y adoptando una forma regular, lo que les confiere la propiedad de ser materiales duros, si la fuerza de atracción o cohesión es menor, es debido a que sus enlaces son más débiles, por lo tanto, se considera un material más blando que podrá ser rayado por uno de mayor dureza.

El grado de dureza de un sólido se basa en un método aplicado por Friedrich Mohs(1773-1839), consiste en la comparación de dos materiales, si un material es rayado por el otro, se evidencia entonces cual de los dos es más blando o más duro. Este sencillo método permite establecer, entonces, la dureza de los materiales, y se reconoce como el material más resistente al diamante y el más blando, el yeso, como lo representa el siguiente recuadro.

Escala de Mohs		
Dureza	**Mineral**	**Prueba**
1	Talco	Friable bajo la uña
2	Yeso	Rayado por la uña
3	Calcita	Rayado por una pieza de moneda
4	Fluorita	Se puede fácimente rayar con un cuchillo
5	Apatito	Rayado con un cuchillo
6	Ortosa	Rayado con una lima
7	Cuarzo	Raya un crístal
8	Topacio	Rayado por herramientas con tungsteno
9	Corindón	Rayado por el carburo de silicio
10	Diamante	Rayado por otro diamante

b) Tenacidad

La tenacidad es el grado de cohesión o atracción entre las moléculas de un sólido, debido a la tensión que existe entre ellas. Se define entonces a la tenacidad como la resistencia de un material a ser fracturado, y no ser dañado, quebrado o roto fácilmente.

Lo opuesto a la tenacidad de un material, es la fragilidad que presenta, característica observada principalmente en los sólidos que están formados por enlaces iónicos. Los enlaces iónicos se forman por la atracción electrostática entre átomos de diferente carga eléctrica, para que pueda darse este tipo de enlace uno de los átomos debe ser electrones mientras que el otro debe aceptar electrones, es decir, se produce la unión entre átomos que pasan a ser cationes (iones con carga positiva) y aniones (iones con carga negativa). Se entiende por concepto de ión al átomo con carga eléctrica.

Este tipo de enlace generalmente se produce entre un elemento metálico (electropositivo) y elemento no metálico (electronegativo). Un ejemplo típico de este tipo de enlace lo es el cristal iónico cloruro de sodio (NaCl) que es la sal común. En este enlace tiene lugar la transferencia de un electrón del átomo de sodio al átomo de cloro, como se observa a continuación:

Fig. 51. Esquema del cloruro de sodio (NaCl), más conocido como sal común. En esta reacción los reactantes son el sodio y el cloro y el producto es el cloruro de sodio.

c) Fragilidad

Es la capacidad de un sólido para romperse sin deformarse y es una característica propia de los sólidos formados por enlaces iónicos. Por ejemplo cuando se rompe en muchos pedazos un vaso de vidrio o una ampolleta como muestra la siguiente imagen.

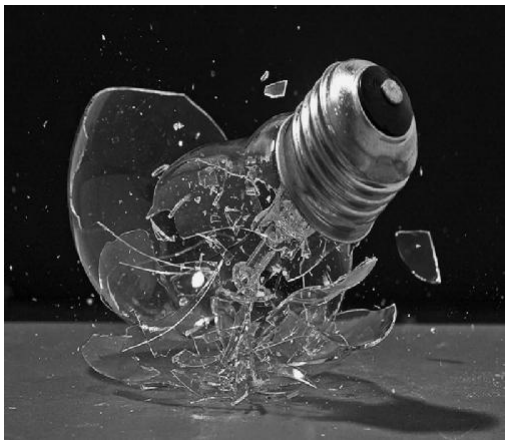


Fig. 52. Fragilidad del Vidrio

d) Elasticidad

Se define como elasticidad a la capacidad que tiene un sólido de recuperar su forma original, una vez que ha sido sometido a una deformación por una fuerza externa. Se conocen varios sólidos con esta propiedad, entre ellos se encuentran los resortes, gomas, cauchos y sus derivados, etc.

Neumáticos (caucho) Guantes (goma) Resortes

Fig. 53. Ejemplos de sólidos elásticos

El sólido se deforma porque la distancia entre las moléculas que lo forman cambia producto de la fuerza aplicada sobre estas. Si la fuerza de cohesión con las que están unidas las moléculas es grande, la deformación provocada en el sólido será menor, por el contrario, si la fuerza de cohesión es débil, se producirá una deformación mayor, pero una vez que se le deja de aplicar la fuerza externa, las moléculas vuelven a su posición original.

Existe un límite de elasticidad que queda definido por la fuerza máxima que se le puede aplicar a un sólido, sin que este se deteriore y que una vez dejada de aplicar, vuelva a su forma original. Si la fuerza es demasiado grande, excediendo el límite de elasticidad, el sólido quedará deformado, producto a que la separación entre sus moléculas es tan grande que no volverán a su posición original.

e) Flexibilidad

La flexibilidad es similar a la elasticidad, ambas propiedades responden a la capacidad que tienen los sólidos de deformarse permanentemente, sin romperse ante la aplicación de una fuerza externa.

La diferencia entre estos conceptos radica principalmente en que el material que es sometido a estiramiento vuelve a su estado original, mientras que en el caso de la flexibilidad, este permanece deformado. Un ejemplo de esto, es el papel, podemos arrugarlo o hacer figuras como un barquito, aviones, cohetes y este no vuelve a su estado anterior, sino que queda como lo dejamos.

Papel liso

Papel deformado

Fig. 54. Ejemplo de la flexibilidad de un sólido

f) Conductividad eléctrica

Es la capacidad que presentan algunos metales de poder conducir electricidad, propiedad que presentan los sólidos cuyas moléculas están unidas por enlaces metálicos.

Ejemplos de materiales conductores

Cobre

Oro

Plata

Aluminio

El enlace metálico corresponde a la unión entre cationes (átomos con carga eléctrica positiva) y electrones de valencia (electrones que se encuentran en los mayores niveles de energía de determinado átomo), en sí los metales presentan pocos electrones de valencia, por lo que los electrones de valencia de cada átomo se comparten en una molécula, formando una nube electrónica que mantiene fuertemente unidos a los átomos.

La conductividad de corriente eléctrica se produce entonces, por el flujo de electrones a través de un conductor, para ello los electrones deben desplazarse, lo que sólo ocurre en los materiales que presentan enlaces metálicos.

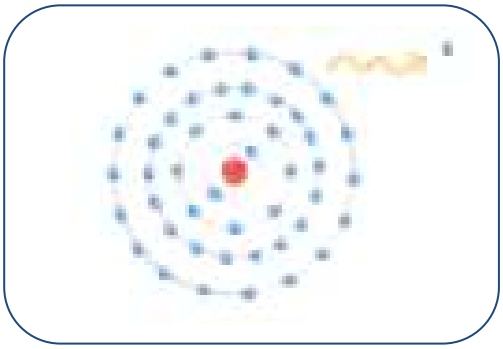


Fig. 55. Ejemplo enlace metálico

g) Conductividad térmica

La Conductividad térmica se le denomina a la capacidad que tienen ciertos metales para propagar el calor.

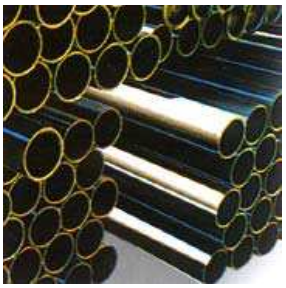
Fig. 56. Conductividad térmica

Al aumentar la temperatura en un material, las moléculas que lo conforman aumentan sus movimientos. En los metales, el aumento de la temperatura determina que los electrones de la nube electrónica incrementen su grado de agitación, produciéndose choques entre ellos y como consecuencia el aumento de la temperatura.

h) Resistencia

La resistencia es la capacidad que tiene un sólido de soportar grandes fuerzas y presiones sin deteriorarse. Esto se debe a la intensidad con la que están unidas sus moléculas, la cercanía que hay entre ellas y el ordenamiento que poseen.

Por ejemplo las tuberías son un material muy resistente y que duran muchos años, al igual que los fierros de construcción utilizados para las casas de concreto.



Tuberías

Fierro de construcción

Fig. 57. Ejemplos de materiales con alta resistencia.

3.2 Tipos de sólidos

Los sólidos se clasifican en dos grandes grupos de acuerdo a al ordenamiento de sus iones, átomos y moléculas que los forman, de acuerdo a ello podemos observar: sólidos amorfos y sólidos cristalinos

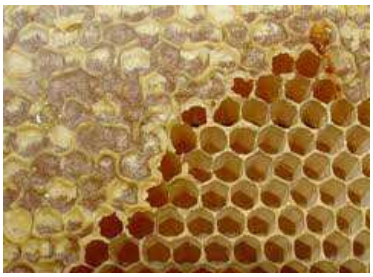
a) Los sólidos amorfos

Los sólidos amorfos son denominados de esta forma porque no poseen una forma externa definida, y tampoco una distribución ordenada de las moléculas en su estructura interna.

Al conocer un segmento o parte de un sólido, no nos permite determinar cómo se organizan las moléculas dentro de este, puesto que la estructura no es repetitiva y va cambiando a medida que vamos conociendo las demás partes del material. Entre los sólidos amorfos más conocidos se encuentran el hule, el caucho y el vidrio.

La intensidad de las fuerzas intermoleculares de un sólido amorfo es variable, lo que permiten que se fundan a diferentes temperaturas, o sea se necesita una temperatura específica para fundir un sólido, dependiendo de cuál sea este sólido.

Vidrio



Cera

Ópalo

Fig. 58. Ejemplos de sólidos amorfos.

b) Los sólidos cristalinos

Los sólidos cristalinos se diferencian de los amorfos porque sus iones, átomos y moléculas se encuentran organizados en forma periódica en las tres dimensiones, o sea, presentan una forma externa definida y una distribución molecular regular y perfectamente distribuida, esto quiere decir que la estructura de ordenamiento se repite a lo largo de todo el material, por lo que si extraemos una porción del sólido, se sabrá con exactitud la organización de todas las demás partículas que lo conforman , ya que la estructura conocida se repite exactamente igual en todo el material.

Los sólidos cristalinos presentan características que permiten identificarlos fácilmente, algunas de ellas son:

1.- Se presentan en cristales definidos, visibles con o sin microscopio.
2.- Se funden a temperaturas definidas.
3.- Pueden romperse de forma regular, tendiendo a conservar su estructura.

Los átomos, iones y moléculas presentes en un sólido cristalino forman lo que se llama estructura cristalina. Las redes cristalinas corresponden a una disposición de puntos en el espacio con la propiedad de tener simetría translacional, esto quiere decir, que cada punto de la red se puede obtener de otro punto mediante la translación.

De acuerdo a las características y propiedades de los cristales, se clasifican en: iónico, covalente, molecular o metálico.

Cristales iónicos

Estos se caracterizan porque sus redes cristalinas están formadas por iones positivos (cationes) y negativos (aniones) unidos por fuerzas de naturaleza electrostática. Estos cristales no son buenos conductores de calor y electricidad ya que no poseen electrones libres, pero cuando son sometidos a altas temperaturas (puntos de fusión) los iones adquieren movilidad y aumenta su conductividad eléctrica.

Las redes cristalinas corresponden a una disposición de puntos en el espacio con un orden y distribución perfecta, que al observar diferentes puntos de la red parece exactamente el mismo. Las redes cristalinas se pueden simplificar a un conjunto de celdas unitarias, como se muestra en las siguientes imágenes.

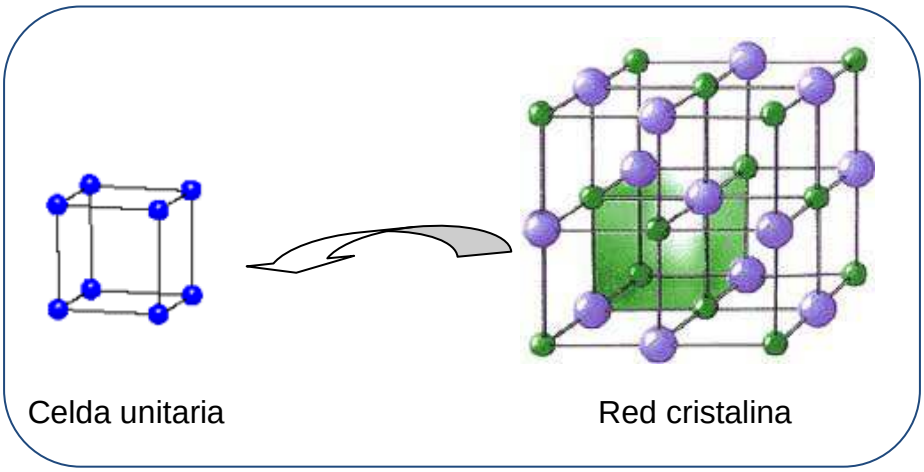


Fig. 59. Esquematización de celda unitaria y red cristalina

Existen diferentes tipos de celdas unitarias, dependiendo de la longitud y ángulos que formen. Ahora bien, para determinar completamente la estructura cristalina elemental de un sólido, además de definir la forma geométrica de la red, es necesario establecer las posiciones en la celda de los átomos o moléculas que forman el sólido cristalino; lo que se denominan puntos reticulares. De acuerdo a ello se conocen 14 tipos de celdas unitarias. En el cuadro de la siguiente página (Fig. 60) se presenta el nombre del tipo de celda y la representación de éstas. El tipo de representación tiene cuatro categorías que se plantean a continuación.

P: Celda primitiva o simple en la que los puntos reticulares son sólo los vértices del paralelepípedo.
F: Celda centrada en las caras, presentan puntos reticulares en ellas, además de sus vértices.
I: Celda centrada en el cuerpo que tiene un punto reticular en el centro de la celda, además de los vértices.

C: Primitiva con ejes iguales y ángulos iguales ó hexagonal doblemente centrada en el cuerpo, además de los vértices.

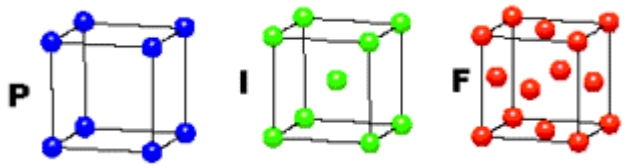
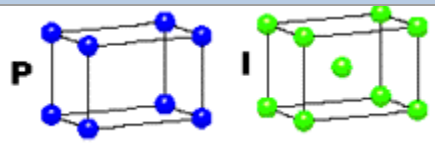
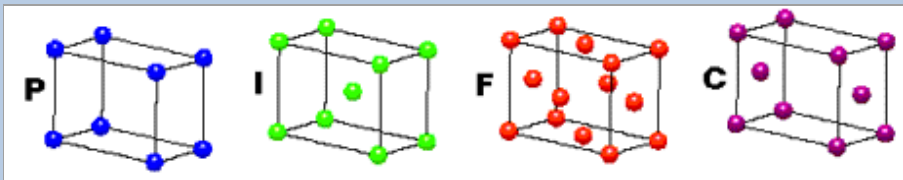
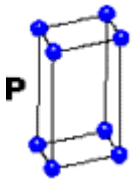
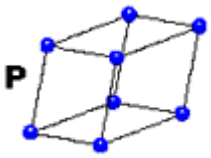
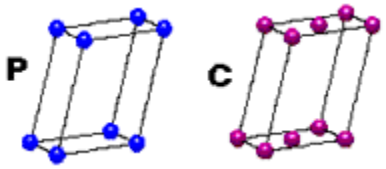
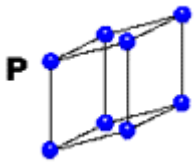
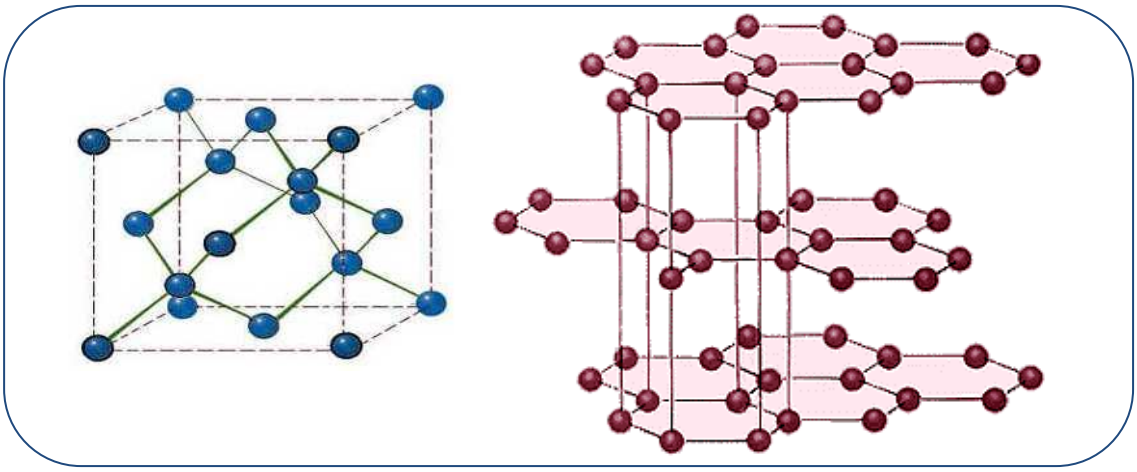
Tipo de celda	Representaciones
Cúbica	
Tetragonal	
Ortorrómbica	
Hexagonal	
Triclínico	
Monoclínico	
Romboédrica	

Fig. 60. Ejemplos de estos cristales: sal de cocina (NaCl), Cloruro de Potasio (KCl), Cloruro de Cesio (CsCl), Sulfuro de Zinc (ZnS), etc.

Cristales covalentes

En los cristales covalentes los átomos se mantienen unidos mediante una red tridimensional únicamente de enlaces covalentes. Estos cristales se caracterizan por ser duros y difíciles de deformar, no son buenos conductores de calor y electricidad debido a que no hay electrones libres que puedan trasladar la energía desde un punto a otro.

Fig. 61. Algunos ejemplos de estos tipos de cristales son: el diamante, grafito, cuarzo, etc.



Estructura del diamante Estructura del Grafito

Cristales moleculares

Los cristales moleculares se caracterizan porque las unidades que se repiten son átomos o moléculas neutras o sea no polares y estas moléculas se encuentran unidas por las denominadas fuerzas de Van der Waals (fuerzas de atracción) o puentes de hidrógeno. Estas fuerzas suelen ser muy débiles pero numerosas.

Otra característica importante es que no son conductores de calor y electricidad y tienen bajos puntos de fusión, por lo tanto son fáciles de deformar.

Fig. 62. Ejemplos de estos cristales son el dióxido de azufre sólido (SO_2), Yodo (I_2), Fósforo (P_4) y Azufre S_8.

Cristales de Azufre nativo

Cristales metálicos

Los cristales metálicos son más simples, porque cada punto reticular del cristal está ocupado por un átomo del mismo metal. Estos se caracterizan por que poseen 1, 2 ó 3 electrones en la capa electrónica externa de sus átomos, los cuales están débilmente unidos al núcleo por lo que se pueden perder con facilidad. Cuando un conjunto de átomos de estos elementos se acercan hasta estar lo más cerca posible, las capas electrónicas externas se solapan por completo, haciendo que los electrones ya no estén asociados a un átomo en concreto, sino que son compartidos por todos los átomos del conjunto.

Los cristales metálicos tienen las siguientes propiedades:

- Son sólidos cristalinos, excepto el mercurio, que es líquido.
- Suelen ser bastante duros, al estar unidos los átomos de modo muy compacto.
- Son maleables (obtención de delgadas láminas de material sin que éste se rompa) y dúctiles (pueden estirarse sin romperse permitiendo obtener alambres o hilos), en mayor o menor grado, ya que es posible mover una capa de átomos sobre otra.
- Tienen puntos de fusión elevados, son insolubles en agua, están cargados positivamente y su conductividad es excelente tanto térmica como eléctrica debido a sus electrones libres (que corresponden a los electrones de la ultima capa de un atomo que están sujetos en forma bastante ligera y pueden ser desalojados completamente por colisión con otros electrones ó mediante la acción de fuerzas capaces de excitarlos y producir el desplazamiento de dichos electrones).

Fierro

Cobre

En el siguiente cuadro se resumen las características de los tipos de cristales.

Tipo de cristal	Interacción entre sus partículas	Características	Ejemplos
Iónico	Red de cationes y aniones. Los aniones y cationes son de diferentes tamaños	✓ Altos puntos de fusión ✓ Gran fuerza de cohesión ✓ Duro ✓ Quebradizo ✓ En estado sólido no conducen electricidad ✓ Disueltos son buenos conductores de electricidad por que sus iones se mueven libremente	✓ Cloruro de sodio
Covalente	Unión covalente	✓ Elevados puntos de fusión ✓ Duros	✓ Grafito ✓ Diamante ✓ Cuarzo
Molecular	Fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals, puentes de hidrogeno)	✓ Se rompen con facilidad ✓ Suaves ✓ Bajos puntos de fusión Malos conductores de calor y electricidad	✓ Sacarosa

Metálico	Red de cationes (e-)	✓ Buenos conductores térmicos y eléctricos ✓ Maleables	✓ Cobre ✓ Sodio ✓ Magnesio ✓ Fierro

3.3 Puntos de fusión

El punto de fusión hace referencia a la temperatura a la cual un material pasa de estado sólido a estado líquido tras su fundición a temperatura y presión constantes.

En una sustancia pura el cambio de estado es generalmente muy rápido y la temperatura es característica, por esta razón el punto de fusión es una buena constante en la identificación de sólidos, debido a que el punto de fusión se altera sensiblemente por la presencia de impurezas, esta constante constituye un buen criterio de pureza.

Un sólido puro funde en un intervalo muy pequeño de temperatura y un límite superior muy próximo al verdadero punto de fusión. Un sólido bastante impuro presenta generalmente un intervalo de fusión bastante más amplio y una temperatura límite superior considerablemente inferior (intervalo de 10° a 20°) a la del punto de fusión verdadero.

El siguiente recuadro muestra los puntos de fusión de algunas sustancias.

Sustancia	Punto de fusión (0ºC)
Agua	0
Mercurio	-40
Alcohol etílico	-114
Nitrógeno	-210
Oro	1.063
Oxigeno	-219
Plomo	328
Alcohol	-117
Hierro	1539
Cobre	1083

Aluminio	660

4.-LEYES DE LA CRISTALOGRAFÍA.

La cristalografía es la ciencia dedicada al estudio de los cristales, que son todos los minerales que, espontáneamente, se presentan en la naturaleza definidos en estructuras geométricas. Algunos ejemplos comunes de cristales son las formas cúbicas de sal gema (también conocida como halita o sal de roca, es un mineral blando, de brillo vítreo, formado por cristales cúbicos de cloruro de sodio y se puede encontrar en terrenos sedimentarios), diamante y grafito entre otros.

Fig.63. Cristales: Sal de gema, pirita, diamante y grafito.

Las tres leyes fundamentales de la cristalografía se han formulado en base al estudio de la forma externa de un cristal son: la ley de la constancia de los ángulos diedros; ley de la racionalidad de los índices; y ley de la constancia de la simetría.

a) Ley de la constancia de los ángulos diedros.

Nicolaus Steno (1638-1686)

Esta ley fue enunciada en 1669 por Stenon, quien da conocer que: "En cristales de la misma especie (ejemplares distintos), en igualdad de condiciones de temperatura y presión, los ángulos de dos caras continuas (ángulos diedros) correspondientes son siempre iguales, siendo variables el número, la forma y el tamaño de las caras". Lo anterior se explica de la siguiente manera "existe un factor geométrico que es invariable para cristales diferentes de la misma especie este es, el valor angular de dos caras contiguas de un cristal.

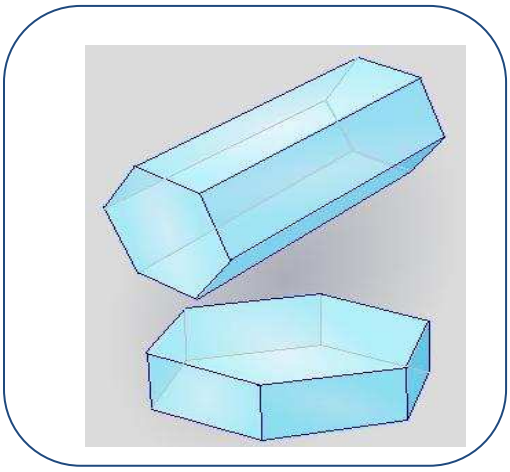


Fig.64. Representa “cubitos de hielo” que tienen forma hexagonal, con ángulos diedros de 120º. Pueden variar en longitud, desde finos y alargado. Sin embargo, siempre mantienen la proporción en la forma y la constancia de los valores de sus ángulos.

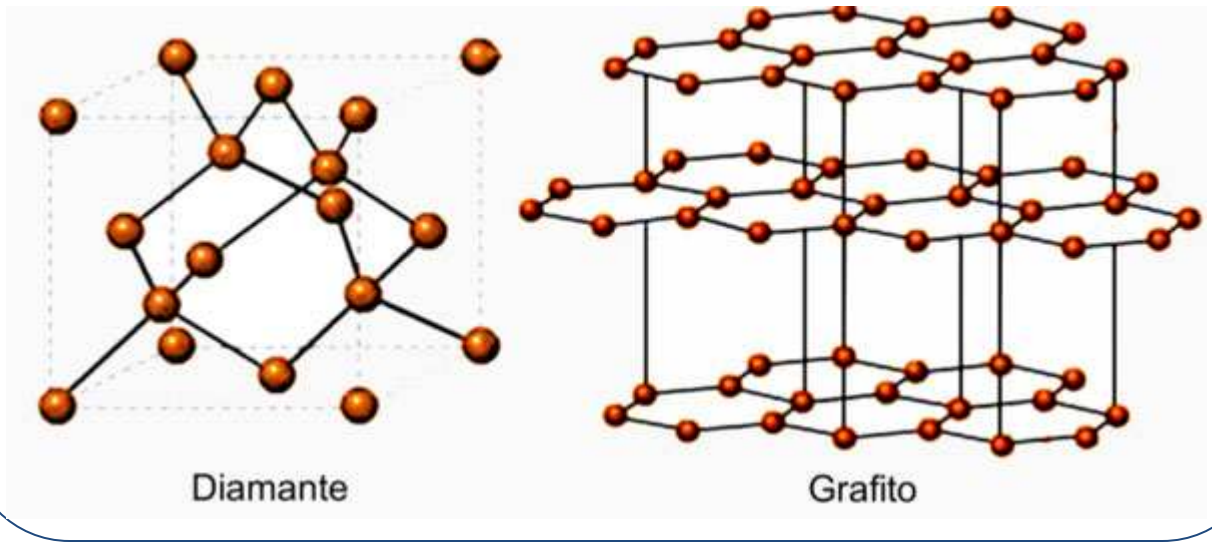


Fig.65**.** Representación esquemática de las estructuras de diamante y grafito.

b) Ley de racionalidad de los índices

VALENTIN HAÜY (1745 -1822)

Fue enunciada en 1782 por Haüy, establece que: "Las caras existentes o posibles de los cristales de una mineral están ligadas entre sí geométricamente por números racionales y sencillos"

c) Ley de la constancia de la simetría

La ley de constancia de la simetría establece que, en un cristal, el grado de simetría que presenta un conjunto formado por cualquiera de sus caras, permanece invariable aunque se combine con otro.

Fig .66. Representación de la simetría de las caras de un cristal