

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LA MATERIA.

Las sustancias en el mundo, tal y como lo conocemos, se caracterizan por sus propiedades **físicas** o **químicas**, es decir, como reaccionan a los cambios sobre ellas.

Las **propiedades físicas** son aquellas que se pueden medir, sin que se afecte la composición o identidad de la sustancia. Podemos poner como ejemplo, el punto de fusión (ejemplo del agua). También existen las **propiedades Químicas**, las cuales se observan cuando una sustancia sufre un cambio químico, es decir, en su estructura interna, transformándose en otra sustancia, dichos cambios químicos, son generalmente irreversibles. (ejemplo formación de agua, huevo cocido, madera quemada).

Otro grupo de propiedades que caracterizan la materia son las **Extensivas** e **Intensivas**, las propiedades Extensivas se caracterizan porque dependen de la cantidad de materia presente. La masa es una propiedad Extensiva, más materia significa más masa, además, las propiedades Extensivas se pueden sumar (son aditivas), el Volumen también lo es.

Las propiedades Intensivas, no dependen de la cantidad de masa, además, no son aditivas, tenemos un ejemplo, la densidad, esta no cambia con la cantidad de materia, la temperatura también es una propiedad intensiva.

MEDICIONES

Las mediciones definen el mundo donde vivimos, todo, ¡hey!!!, todo, está cuantificado, y definido por unidades, la leche que compramos en las mañanas, nuestro sueldo, la cantidad de oxígeno que respiramos....

Para el estudio de la química se utilizan parámetros establecidos por el hombre, todas las mediciones son arbitrarias, pero no en el sentido del desorden, no, en el sentido que fueron escogidas por el hombre a su conveniencia. En un laboratorio, existen aparatos para medir, longitud, masa, volumen, etc.

Las propiedades de la materia pueden ser **Microscópicas** y **Macroscópicas**, las primeras se pueden determinar directamente, y las segundas son a nivel molecular o atómico, deben ser determinadas por métodos indirectos.

SISTEMA INTERNACIONAL DE MEDIDAS

La unidad de una medición indica una escala o un standard que se usa para representar los resultados de un sistema.

Por muchos años, los científicos (y los paganos) usaron unidades métricas, pero no estaban unificadas, cada grupo humano tenía su sistema de medidas, y esto por supuesto traía siempre confusiones, por eso a partir de 1960 la Conferencia general de pesos y medidas, propuso un **Sistema Internacional de Unidades** (SI, del francés, Systeme Internationale d'United). En la siguiente tabla se observan dichas unidades.

En el estudio de la química y en general de las ciencias el uso de unidades es IMPRESCINDIBLE, hay que aprender a usar y a apreciar las unidades de medida.

UNIDES FUNDAMENTALES DEL SISTEMA INTERNACIONAL		
CANTIDAD FUNDAMENTAL	NOMBRE DE LA UNIDAD	SIMBOLO
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente Eléctrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de Sustancia	Mol	mol
Intensidad Luminosa.	Candela	cd

LONGITUD

La unidad fundamental del sistema Internacional es el metro, en el siglo XIX se definió como la Diezmillonesima parte de la distancia del Polo Norte al Ecuador, pero para efectos prácticos, se definió un standard, es decir una muestra física de dicha distancia, es una barra de platino-iridio, que representa esta distancia, esta barra esta en el instituto de pesas y medidas de París. Se eligió Platino-Iridio, porque esta aleación (mezcla de dos metales) presenta una muy baja dilatación térmica, así el volumen de la barra y por ende su longitud, no variara apreciablemente, no importa los cambios térmicos. En nuestros días el metro se define como 1.650.763,73 veces la longitud de onda de la luz roja - anaranjada de gas criptón - 86.

Unidad	Símbolo	Equivalente métrico
kilómetro	km	1000 m o 10^3 m
metro	m	1 m o 1 m
decímetro	dm	0.1 m o 10^{-1} m
centímetro	cm	0.01 m o 10^{-2} m
milímetro	mm	0.001 m o 10^{-3} m
micrómetro	μ m	0.000001 m o 10^{-6} m
nanómetro	nm	0.000000001 m o 10^{-9} m

Para el sistema ingles de mediciones, hay varias conversiones

1 pulg = 2.54 cm

1 mts = 3.28 pies

1 m = 1.0936 yarda

1 milla = 1.6093 Km = 5280 pies

MASA Y PESO.

Se define masa como la cantidad de materia de un cuerpo, independientemente de las fuerzas que actúen sobre él, refiriéndose específicamente a la gravedad. El peso es la fuerza con que la gravedad atrae a este objeto. La masa de un objeto es la misma en la luna, Marte, Júpiter y la tierra, pero su peso así no. En el sistema Internacional la unidad fundamental de la masa es el Kg.

En Kilogramo en términos rigurosos es igual a la masa de 5.0188×10^{25} átomos del isótopo ^{12}C .

Unidad	Símbolo	Equivalente en gramos
Kilogramo	Kg	$1000 \text{ g} = 10^3 \text{ gr} = 1 \text{ Kg}$
gramo	gr	1 g
miligramo	mg	$0.001 \text{ g} = 10^{-3} \text{ g} = 1 \text{ mg}$

Entonces el peso es igual a una fuerza $F = m \cdot a = m \cdot g$, donde g es la gravedad.

VOLUMEN

Es la cantidad de espacio tridimensional que ocupa una sustancia. En el sistema internacional, la unidad fundamental es un cubo que tiene un metro de arista, es decir: $1 \text{ m} \times 1 \text{ m} \times 1 \text{ m} = 1 \text{ m}^3$ (un metro cúbico)

Existen sub - múltiplos,

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ lts} \quad 1 \text{ lt} = 1000 \text{ cm}^3$$

PRESION

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie que toquen, debido a que sus moléculas están en constante movimiento. Los seres humanos nos hemos adaptado tan bien a este comportamiento que casi ni nos percatamos de su presencia al igual que los peces ni se darán cuenta de la presión que sobre ellos hay. Así mismo, sobre nosotros hay una presión, la que ejerce una columna de gases de más de 10 Km de altura, llamada presión atmosférica.

La propiedad más fácil de medir de los gases es su presión. Esta tiene unidades de :

$$\text{Presión} = \text{Fuerza} / \text{Área}$$

En el sistema Internacional, la unidad de Fuerza es el **Newton (N)** que equivale a :

$$1 \text{ N} = \text{Kg} \cdot \text{m} / \text{s}^2$$

Y la Unidad de presión es el **Pascal (Pa)**

$$1 \text{ Pa} = \text{N} / \text{m}^2$$

Un Pascal se define como Un newton por metro cuadrado.

$$1 \text{ Atm} = 101.325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$

La presión atmosférica varía con la altura, debido a que la columna de gases se hace más pequeña, por ejemplo en Cartagena la presión atm es de 760 mmHg y en Bucaramanga, que está a 1000 m sobre el nivel del mar es 680 mmHg.

ESCALAS DE TEMPERATURA

La temperatura se define como la manifestación de la cantidad de calor presente en un cuerpo. Para cuantificarla se recurrió a un hecho común de la naturaleza, el punto de congelación del Agua y su punto de ebullición.

Existen varias escalas de temperatura, las más reconocidas son:

- Kelvin (K)
- Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)
- Celsius o Centígrada ($^{\circ}\text{C}$)

- Escala Kelvin.

Esta escala es la fundamental del sistema internacional de medidas, en ella, el punto de congelación del agua es 273 K y el punto de ebullición a una atmósfera es 373 K, observe que el sufijo Kelvin NO LLEVA EL SIMBOLO DE GRADOS ($^{\circ}$) ya que esta escala es absoluta y no toma valores negativos, la cifra 0 K (cero Kelvin) significa la temperatura más baja alcanzable en teoría, por eso es absoluta.

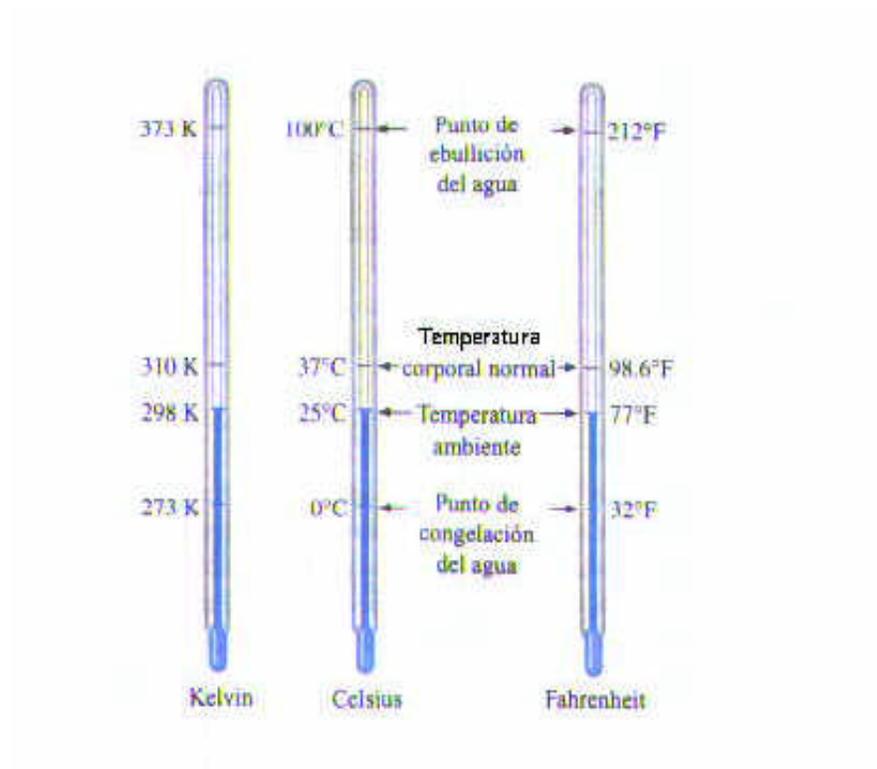
- Escala Centígrada (Celsius)

La Escala Centígrada, comúnmente usada en nuestro medio, toma como cero grados Centígrados (0°C) el punto de congelación del agua, y el punto de ebullición a una atmósfera de esta como 100°C , distan estos dos puntos en 100 divisiones. El tamaño de las divisiones en la escala Kelvin y Centígrada son iguales. Esta escala se le llama Escala Relativa Celsius, ya que si existen valores negativos.

- Escala Fahrenheit

Esta escala de temperatura, más usada en el sistema Inglés de medidas, pone como punto de congelación del Agua 32°F (32 grados Fahrenheit) y como punto de Ebullición del agua 212°F . La escala Fahrenheit dista estos dos puntos en 180 divisiones, consta de valores negativos, así que es una escala relativa. El tamaño de las divisiones de la escala Fahrenheit es más pequeño que en la Kelvin y Centígrada.

RELACION ENTRE LAS ESCALAS DE TEMPERATURA



Las tres escalas de temperatura están relacionadas matemáticamente por las siguientes expresiones:

$$^{\circ}\text{F} = (1,8 * ^{\circ}\text{C}) + 32$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1,8$$

LA DENSIDAD

Se define la densidad, como la cantidad de materia contenida en un volumen dado de espacio.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

Para los sólidos de forma regular existen relaciones matemáticas que pueden definir su volumen, pero para sólidos irregulares ?.....Bueno, el volumen de un sólidos se puede medir, por la cantidad de fluidos que desplaza cuando este se sumerge.

La densidad además se puede usar como herramienta para la identificación de sustancias o para determinar la concentración de una solución. Las mezclas de Agua - Etanol (conocido vulgarmente como Aguardiente) varían su densidad cuando su concentración cambia.

EJERCICIOS.

1. De por lo menos 5 ejemplos de Cambios físicos de una sustancia y 5 mas de cambios químicos.
2. Diga de las siguientes premisas cuales se refieren a cambios químicos y cuales a cambios físicos.
 - Las Enzimas digestivas actúan sobre los alimentos que ingerimos.
 - Endulzar una taza de café con sacarina.
 - Oxidación del hierro.
 - El hierro es mas denso que el aluminio.
 - Un árbol que se quemó.
 - A través de la fotosíntesis las plantas toman energía del sol.
3. AVERIGUE QUE OTRAS FORMAS HAY DE OBTENER LA LONGITUD DE UN METRO EN EL LABORATORIO.
4. En que unidad de longitud se delimita un campo de Football Americano ? y a cuanto equivale esto en metros ?
5. A cuantos Km equivale una unidad Astronómica o UA ?
6. Un corredor corre una milla en 13 min. Calcule la velocidad en a) pies/seg b)mts/min c) Km/h
Recuerde que 1 milla = 1609 mts

7. Una persona mide 6 pies de altura y pesa 168 lbs. Cual es su altura en mts y peso en Kgs. (1 lb = 453.6 g y 1 mt = 3.28 pies)
8. El contenido "normal" de plomo en la sangre es de 0.4 partes por millón, es decir, 0.4 g de plom por cada millón de gramos de sangre. Un valor de 0.8 partes por millón (ppm) se considera peligroso, ¿ Cuantos gramos de plomo están contenidos en 6.000 gr de sangre, si la concentración de plomo es de 0.62 ppm ?
9. Convierta las siguientes temperaturas Fahrenheit a °C
- a) 0 ° F
 - b) 68 ° F
 - c) -10 ° F
 - d) 10.000 ° F
10. Convierta las siguientes temperaturas a ° F
- a) La temperatura de Ebullición del Alcohol Etílico, 78.1 °C
 - b) Un día cálido de playa 39 °C
 - c) La temperatura mas baja posible , -273 °C
 - d) La temperatura de una persona con Hipotermia, 32 °C
11. Una barra de metal rectangular tiene volumen de 60 pulg³. La barra pesa 1.42 Kg. Calcule la densidad del metal en gr/cc.
12. Una muestra de alcohol tiene por densidad 0.82 gr/cc. Cuanto pesan 55 cc del liquido ?
13. En la tierra, el viajero espacial spiff, ve que los motores de su nave deben vencer una fuerza de 49.000 N, es decir, 5000 Kg de masa de su nave multiplicado por la gravedad terrestre (9.8 m/s²). Al final de su viaje en el planeta Xorg, se da cuenta que para despegar, los motores solo deben vencer 32.000 N de fuerza para despegar. Cual es la gravedad en el planeta Xorg ?
14. Un barómetro es un dispositivo que sirve para medir la presión atmosférica, ahora, la presión

atmosférica varia (desciende) con la altura, aprox. 0.08 atm/mts es decir a 0(cero) mts de altura hay una atmósfera de presión (760 mmHg), cual será la presión, en Atms y mmHg en Bogotá, a 2600 mts mas cerca de las estrellas ?. Cuanto hay en el salón de Química I del Tecnológico, que esta aprox a 20 mts de altura, sobre el nivel del mar ?

UNIDAD DOS.

TEORIA ATOMICA.

En el siglo V antes de Cristo, el filosofo Democrito postulo la idea que toda la materia estaba constituida por unidades estructurales e indivisibles llamadas ATOMOS, esta palabra significa sin - división, Esta idea no fue muy aceptada por sus contemporáneos (Platón y Aristóteles).

Luego en 1808 el profesor John Dalton, de nacionalidad Inglesa formulo la **Hipótesis sobre la naturaleza de la materia**, que se puede resumir en los siguientes enunciados:

- Los elementos están constituidas por partículas diminutas llamadas **átomos**.
- Todos los elementos de un mismo elemento son Idénticos.
- Los átomos de un elemento dado son diferentes a los de otro elemento.
- Los átomos de un elemento se pueden combinar con los de otro elemento para formar compuestos. En cualquier compuesto, la relación de numero de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un numero entero o una fracción sencilla.
- Una reacción química incluye solo separación, combinación o re - ordenamiento de los átomos, nunca se crean o se destruyen.



Las teorías de Dalton dieron inicio a la química moderna, hasta esa época dominada por los Alquimistas, que siempre buscaban transformar metales baratos en oro, pero que en sus intentos descubrieron varios elementos como el mercurio, Azufre, Antimonio y descubrieron como preparar ácidos.

LA ESTRUCTURA DEL ATOMO.

La teoría atómica de Dalton fue propuesta alrededor de 1808 y los científicos tomaron este concepto ya que explicaba de manera satisfactoria la composición de las sustancias. Pero muchos científicos pensaron sobre la naturaleza del átomo, sería este solo una pelota de materia, sin estructura interna, como un balón, tal vez ?

Las investigaciones acerca de esto comenzaron en 1850, extendiéndose hasta el siglo XX, cuando se demostró que los átomos si tiene estructura interna. Conformada por varias partículas llamadas subatómicas, entre ellas, el electrón, el protón y el neutrón.

EL ELECTRON (-)

Para 1890, muchos científicos estaban enfocando sus investigaciones hacia el conocimiento de las **radiaciones**, forma de transmisión de energía en forma de ondas a través del espacio. Para investigar este fenómeno se uso un tubo de rayos catódicos, que consta de un tubo al vacío, que en su interior lleva dos placas paralelas, conectadas a una fuente de voltaje, a la placa cargada positivamente se le denominada ánodo y a la negativa se le llama cátodo. Cuando la fuente de voltaje se conecta, del cátodo se emite un rayo de partículas el cual llega al ánodo, y atraviesa una perforación que hay en este, continua su trayectoria hasta el otro extremo del tubo, que esta perpendicular a rayo, y recubierto por un material que produce fluorescencia al impacto del rayo. En algunos experimentos se ponían por fuera del tubo dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán. Cuando no se ponía nada por fuera del tubo, el rayo impactaba en el punto O, cuando solo se ponían las placas cargadas eléctricamente, el rayo impactaba en el punto A, cuando solo se hacia funcionar el electroimán el rayo impactaba en el punto A. En varios experimentos, se hacían funcionar el electroimán y las placas, ando el mismo efecto que cuando no se ponía nada, ya que los dos campos magnéticos se cancelaban.

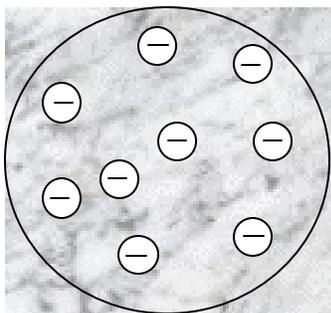
Ahora de acuerdo a la teoría electromagnética un cuerpo cargado eléctricamente en movimiento, interactua con los campos magnéticos y como el rayo era atraído por la placa cargada positivamente y repelida por la placa cargada negativamente, la partícula debe ser de carga negativa, estas partículas se les denomina en la actualidad electrones.

El físico inglés J.J Thomson utilizó el tubo de rayos catódicos y sus conocimientos de la teoría electromagnética para llegar a la conclusión de que cualquier elemento puede emitir pequeñas partículas cargadas negativamente, entonces todos los átomos tienen partículas de carga negativa. (electrones).

Thomson por medio de una serie de experimentos dedujo que la relación de carga a masa del electrón era $-1.7 \times 10^8 \text{ C/g}$ (Coulombios por gramo).

Luego en 1817 Robert A. Millikan encontró que la carga del electrón era de $-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ de allí:

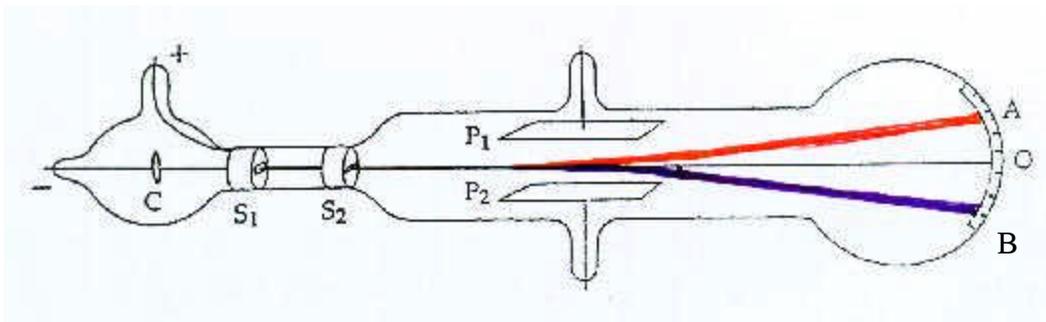
$$\begin{aligned} \text{masa_del_electron} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga}/\text{masa}} \\ &= \frac{-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} \\ &= 9.09 \times 10^{-28} \text{ g (una_masa_muy_pequeña.)} \end{aligned}$$



El Modelo atómico de Thomson era como una esfera de carga positiva y los electrones son cargas distribuidas uniformemente por toda la estructura, este modelo también se le conocía como el de "pastel de pasas", este se aceptó por muchos años.



Tubo de Rayos Catódicos.



Aparato Usado por J.J. Thomson.

La Radioactividad.

En 1895, el físico **Alemán Wilhelm Rontgen** observó que los rayos catódicos cuando incidían sobre el vidrio y metales, hacían que estos emitieran un tipo de rayos desconocidos y muy energéticos. Estos podían atravesar la materia, producen fluorescencia en algunas sustancias y velaban placas fotográficas. Estos rayos no eran desviados por la presencia de imanes, es decir, no estaba constituidos por partículas con carga. Por su origen desconocido se les llamo RAYOS X.

Después **Antonie Becquerel**, profesor de física en París, estudiada las propiedades fluorescentes de algunas sustancias y accidentalmente encontró que el Uranio velaba las placas fotográficas, aun sin los rayos catódicos. Estas radiaciones eran muy energéticas, pero a diferencia de los RAYOS X estas se daban de manera espontanea.

Una discípula de Becquerel, **Marie Curie**, sugirió el nombre de RADIOACTIVIDAD para describir esta emisión de partículas o radiación.

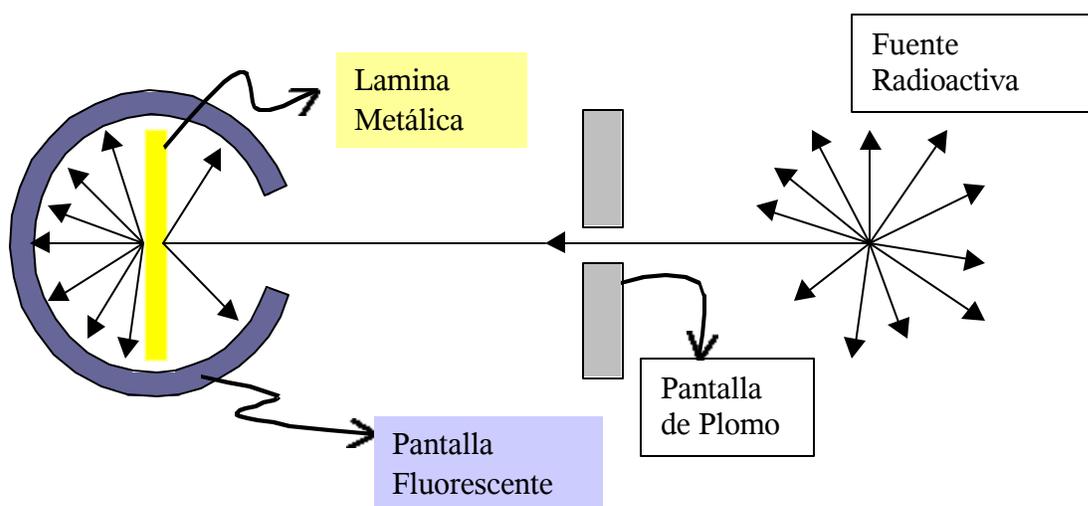
La descomposición o Decaimiento Radioactivo de sustancias como el Uranio emita diferentes tipos de radiaciones:

- Rayos alfa (α), partículas cargadas positivamente
- Rayos beta (β), partículas cargadas negativamente (electrones)
- Rayos gamma (γ), partículas sin carga.

Evidencia de Partículas positivas en la materia, **LOS PROTONES (+)**

Una de las evidencias de la presencia de partículas positivas en la materia, es a emisión de partículas alfa (α) en las descomposiciones radioactivas, así, si existen partículas negativas y es sentido que la materia es neutra eléctricamente, deben existir partículas positivas.

Así, con la intención de probar el modelo atómico de Thomson, **Ernest Rutherford** (1871-1937) bombardeó una lamina de oro muy delgada con partículas alfa (α), esperando que toda la radiación pasara sin problemas a través de la lamina, para detectar cuanta radiación atravesaba la lamina dispuso una pantalla de sulfuro de Zinc, que emitía fluorescencia cuando una partícula (α) la tocaba. La mayoría de las radiaciones emitidas atravesaban la lamina (99.9 %), pero algunas eran desviadas por "algo" dentro del átomo, incluso una eran devueltas por la misma trayectoria del rayo.



EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

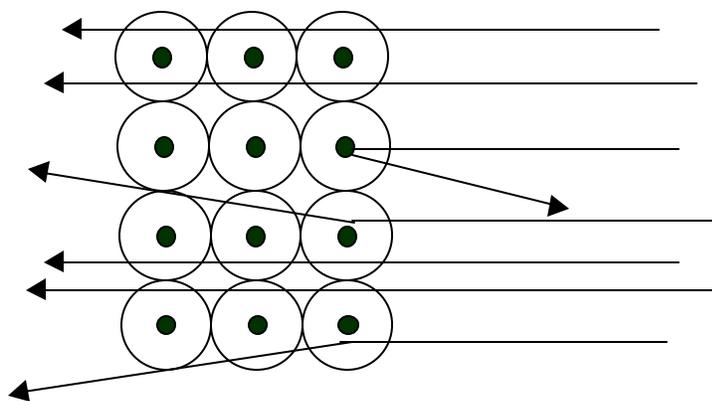
Rutherford concluyó lo siguiente después de los experimentos :

1. La masa del átomo se concentra en el núcleo, pues que las partículas alfa (α) son repelidas cuando chocan contra algo sólido, que constituye el núcleo del átomo.
2. El núcleo del átomo debe ser de carga positiva ya que algunas partículas alfa (α) son desviadas cuando pasan cerca del átomo, es decir, son repelidas, debido a que cargas iguales se repelen.
3. La mayor parte del átomo es espacio vacío, ya que la mayoría de las radiaciones pasan sin ser desviadas, solo una partícula de 100.000 es rechazada, si la lamina es aprox de $4 \cdot 10^3$ Amstrongs, se calcula que la lamina tiene un espesor de 1000 átomos, ahora, si la lamina tuviera solo un átomo de espesor, se rechazarían 1000 veces menos, es decir una de cada 100.000.000, Esta misma relación estaría en el área del átomo con respecto al área de las partículas alfa:

$$\frac{\text{Partículas _ rechazadas}}{\text{Partículas _ que _ atraviesan}} = \frac{1}{100.000.000} = \frac{r^2}{R^2}$$

De lo cual se concluye que el radio del Atomo (R) es 10.000 veces mas grande que el radio del núcleo (r)

4. Los electrones no deben estar estáticos, ya que serian atraídos por el núcleo, y no interfieren con las partículas alfa (α) pro su gran energía y por el volumen reducido de estos con respecto al núcleo.



Esquema amplificado del comportamiento de las partículas Alfa atravesando la lamina metálica, en el experimento de Rutherford.

Las partículas del núcleo que tiene carga positiva se llama protones. En otros experimentos se encontró que la carga eléctrica del protón es igual a la del electrón pero con signo contrario, y su masa es de $1.672 \cdot 10^{-24}$ g, Siendo el protón unas 1840 veces mas pesado que el electrón.

EL NEUTRON.

Ahora con el nuevo modelo atómico de Rutherford, se generaban nuevas preguntas. Se sabía que el elemento más sencillo, el hidrógeno, tenía un protón y un electrón, además el helio contenía dos protones, así la relación de la masa del hidrógeno con respecto a la de helio sería 2 : 1. Esto, porque para cuantificar su masa, no se tiene en cuenta la masa de los electrones, por ser muchas miles de veces más livianos que los protones.

En realidad esta relación es de 4 : 1, Rutherford y otros investigadores propusieron la existencia de otro tipo de partícula sub - atómica, la prueba la proporcionó el físico Inglés **James Chadwick** (1891-1972), el cual llevó a cabo el siguiente experimento; bombardeó una lámina delgada de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de altísima energía, similar a los rayos γ , experimentos seguidos demostraron que ese tipo de radiación eran un nuevo tipo de partículas sub - atómicas, llamándolos neutrones, los cuales eran eléctricamente neutros y de masa un poco mayor que la de los electrones.

MASA Y CARGA DE LAS PARTICULAS SUBATOMICAS			
PARTICULA	MASA (g)	CARGA	
		COULOMBS	CARGA UNITARIA
Electrón	$9.1095 * 10^{-28}$	$-1.022 * 10^{-19}$	-1
Protón	$1.67252 * 10^{-24}$	$1.622 * 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1.67459 * 10^{-24}$	0	0

Numero Atómico, Masa Atómica e Isótopos.

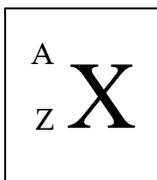
Todos los átomos se diferencian unos de otros por el número de protones de su núcleo, átomos de diferentes elementos.

El Número atómico (Z), se define como el número de protones en el núcleo de una átomo, como el átomo es estrictamente neutro, este número indica también el número de electrones en este.

El número de masa (A), es el número de protones más el número de neutrones. En esta cantidad no se incluyen los e^- porque la diferencia de peso con los P^+ y n^0 es muy grande, aproximadamente 1840 veces.

$$\text{Numero de Masa} = \text{Numero de } P^+ + \text{Numero de } n^0$$

Se usa una convención para denotar estos números en la tabla periódica, para el elemento X



Isótopos

Ahora, todos los átomos de un mismo elemento, no tienen el mismo número de masa, es decir, difieren en el número de protones del núcleo, los isótopos son átomos del mismo elemento con igual número atómico, pero diferente número de masa, esto por su diferencia de número de neutrones en el núcleo.



Hidrogeno Deuterio Tritio

Peso Atómico

El peso atómico asociado a un elemento es relativo, es decir, es la comparación contra un patrón o átomo patrón. Actualmente se acepta que el Carbono (^{12}C), es este patrón. A este le asigna un peso de 12 u.m.a. (Unidad de masa atómica), entonces 1 u.m.a. se define como la doceava ($\frac{1}{12}$) parte del peso de un átomo de carbono, que es aproximadamente el peso de un protón o un neutrón. Los pesos atómicos registrados en la tabla periódica son promedios de los pesos de los isótopos del átomo, teniendo en cuenta su ABUNDANCIA RELATIVA (A_i) en la naturaleza, se determina por la siguiente relación matemática:

$$\overline{P}_i = \frac{\sum (A_i * P_i)}{100}$$

\overline{P}_i : Peso atómico promedio del elemento.

A_i : Abundancia Relativa de cada Isótopo en la Naturaleza (%)

P_i : Peso Atómico de Cada Isótopo.

Ejemplo:

El magnesio posee 3 isótopos naturales de pesos atómicos, 23.992 u.m.a. ; 24.993 u.m.a. ; 25.989 u.m.a. , y sus abundancias relativas respectivamente son : 78.60 %; 10.11 % y 11.29 %.

Determine el peso atómico del Mg.

$$\overline{P}_{Mg} = \frac{(23.992 * 78.60) + (24.993 * 10.11) + (25.989 * 11.29)}{100}$$

$$\overline{P}_{Mg} = 24.18 \text{ _ u.m.a.}$$

El MOL, (Átomo- gramo)

La u.m.a. es una unidad muy pequeña, ($1.66 \cdot 10^{-24}$ gr). Para cálculos de química, a escala de laboratorio y a escala industrial, sería inconveniente usarla, por esto se definió una nueva unidad de masa : EL mol, es decir, el peso atómico del elemento tomado en gramos, para elementos también se le llama átomo - gramo, por ejemplo:

- 1 mol de H : 1.008 gr de H
- 1 mol de S : 32,06 gr de S
- 1 mol de C : 12 gr de C

El Numero de Avogadro.

Avogadro determino experimentalmente que un mol de cualquier elemento contiene $6.0235 \cdot 10^{23}$ átomos.

Este numero se puede leer así : seis cientos dos mil trescientos trillones, (grande no ?)

Con los anteriores conceptos se llega a la siguiente relación:

$$1 \text{ mol de } (X) = \bar{P}_i, \text{ en gramos} = 6.0235 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } (X)$$

Ejemplo:

Calcular el numero de moles y el numero de átomos contenidos en 4 gr de oxígeno.

Peso Atómico del Oxígeno: 16 u.m.a.

1 mol de O = 16 gr de O = $6.0235 \cdot 10^{23}$ átomos de O , de esta relación tomaremos dos partes para una regla de tres simple:

1 mol Oxígeno \longrightarrow 16 gr de Oxígeno

X \longleftarrow 4 gr de Oxígeno

$$X = \frac{4 \text{ gr de oxígeno} \cdot 1 \text{ mol de oxígeno}}{16 \text{ gr de oxígeno}} = 0.25 \text{ mol de oxígeno}$$

1 mol de Oxígeno \longrightarrow $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de Oxígeno

0.25 moles de Oxígeno \longleftarrow X

$$X = 1.5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno.}$$

Ejemplo:

Demuestre que 1 u.m.a. es igual a $1.66 \cdot 10^{-24}$ gr.

Por definición, 1 átomo de $^{12}\text{C} = 12$ u.m.a.

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{\text{Peso}_{\text{atomo}} \text{ } ^{12}\text{C}}{12}$$

1 mol de $^{12}\text{C} = 12$ gr de Carbono = $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos (por Avogadro)

$$\text{Peso de Átomo de } ^{12}\text{C} \text{ en gramos} = \frac{12 \text{ _gr}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ atomos}}$$

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{\frac{12 \text{ _gr}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ atomos}}}{12}$$

$$1 \text{ u.m.a.} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ gramos.}$$

Peso Molecular de un Compuesto

La mínima cantidad de un compuesto es la molécula, un compuesto está formado por dos o más elementos y se representan por una fórmula. El peso molecular es la suma de los pesos atómicos totales de los átomos que forman la molécula.

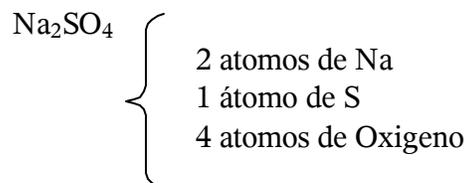
Ejemplo:

Calcule el peso molecular del Na_2SO_4

Na : 23 u.m.a.

S: 32 u.m.a.

O: 16 u.m.a.



$$2 * 23 \text{ uma (Na)} = 46 \text{ uma}$$

$$1 * 32 \text{ uma (S)} = 32 \text{ uma}$$

$$4 * 16 \text{ uma (O)} = 64 \text{ uma}$$

Peso Molecular del Na_2SO_4 142 uma

Mol - gramo.

De la misma manera que se define el átomo - gramo para un elemento, el Mol para un compuesto es igual a su peso Molecular expresado en gramos, por ejemplo:

$$1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ gramos}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40 \text{ gramos}$$

También se encontró que un mol de cualquier compuesto contiene $6.023 * 10^{23}$ moléculas de dicho compuesto.

$$1 \text{ mol de (X)} = \text{Mw (X) en gramos} = 6.023 * 10^{23} \text{ moléculas de (X)}$$

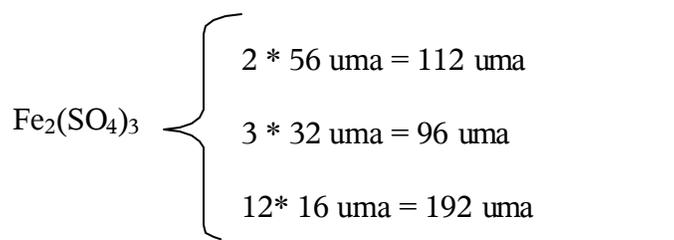
Ejemplo:

Hallar el número de moles y de moléculas contenidas en 20 gr de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ "Sulfato Férrico"

Mw Fe : 56 u.m.a.

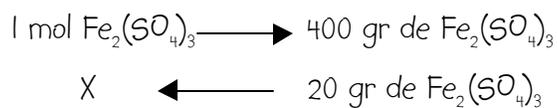
Mw S : 32 u.m.a.

Mw O : 16 u.m.a.



$$\text{Mw } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 400 \text{ u.m.a.}$$

- Moles de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ en 20 gr:



$$X = 0.05 \text{ moles de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

- Número de moléculas de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



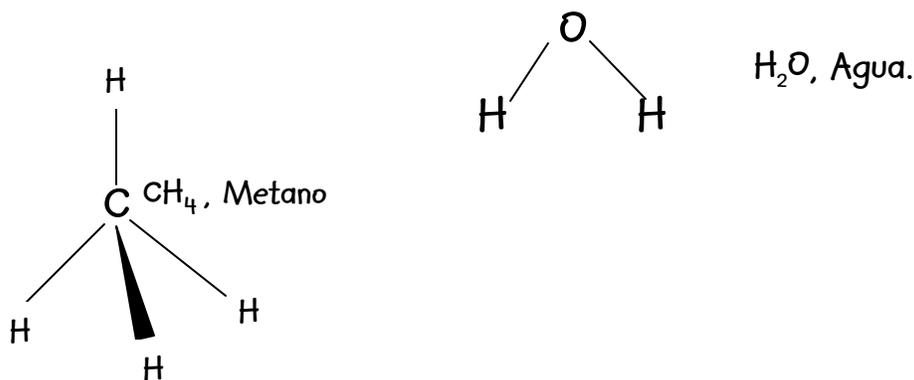
$$X = 3.011 * 10^{22} \text{ moléculas de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

UNIDAD TRES

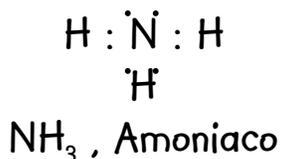
Formulas Químicas.

Una formula química es la representación de una sustancia por medio de una formula.

- a) Formula Empírica (o Mínima) : Es la mas incompleta, solo informa sobre que elementos componen la molécula y en que relaciones están presentes con respecto al de menos proporción, por ejemplo, CH_2O , nos informa que la molécula contiene C, H y O ; también que la proporción de sus elementos es 1:2:1 , es decir, un átomo de carbono por cada dos de Hidrogeno y uno de Oxigeno.
- b) Formula Molecular : Es un múltiplo de la formula mínima, se le llama también formula condensada. Proporciona información acerca de numero real de átomos de la molécula, por ejemplo, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, esta molécula contiene C,H y O, además contiene 6 átomos de C, 12 de H y 6 de O. En algunos casos la formula molecular y la empírica coinciden.
- c) Formula Estructural: Es mas completa, además de dar información sobre elementos constitutivos, numero real de átomos, da información sobre la estructura y distribución de los átomos en la molécula.



- d) Formula Electrónica : Es la mas completa, contiene información de todas las anteriores y demás muestra como están distribuidos los electrones en los enlaces de toda molécula.



Composición Porcentual de los Elementos

Se define, como "porcentaje de masa de cada elemento presente en un compuesto". La composición porcentual se obtiene dividiendo la masa de cada componente del compuesto entre la masa total del compuesto y multiplicándolo por 100.

$$\% \text{ de } X = \frac{n * \text{masa molar del elemento } X}{\text{masa molar}_{\text{Compuesto}}} * 100$$

Donde n es el numero de moles del elemento presentes en un mol de compuesto.

Ejemplo:

El Acido Fosfórico (H_3PO_4) es un liquido que se usa en detergentes, dentífricos y bebidas gaseosas. Calcule la composición porcentual de H, P y O.

$$\begin{array}{l} \text{Peso Molecular del } \text{H}_3\text{PO}_4 \\ 3 * 1.008 \text{ gr/mol (Hidrogeno)} \\ 1 * 30.97 \text{ gr/mol (Fosforo)} \\ 4 * 16.00 \text{ gr/mol (Oxigeno)} \\ \hline \text{Mw} = 97.99 \text{ gr/mol } \text{H}_3\text{PO}_4 \end{array}$$

Calculando los porcentajes.

$$H = \frac{3 * \left(1.008 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}\right)}{97.99 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 3.086\%$$

$$O = \frac{4 * \left(16.00 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}\right)}{97.99 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 65.31\%$$

$$P = \frac{1 * \left(30.97 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}\right)}{97.99 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 31.61\%$$

Ejemplo.

La Calcopirita (CuFeS_2) es un mineral Principal del Cobre. Calcule el numero de Kg de Cobre en $3.7 * 10^3$ Kg de Calcopirita.

$$Mw \text{ Cu} = 65.55 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$Mw \text{ CuFeS}_2 = 183.5 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\% \text{ Cu} = \frac{1 * 65.55 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{183.54 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 34.63\% \text{ _de_ Cu}$$

Es decir que el 34.63 % de los $3.7 * 10^3$ Kg de Calcopirita, son Cu.

$$\text{Kg Cu} = 34.63 \% \text{ de los } 3.7 * 10^3 \text{ Kg} * \left(\frac{34.63}{100} \right)$$

$$\text{Kg _ Cu} = 1.28 * 10^3 \text{ Kg de Cobre.}$$

Ejemplo.

A continuación se listan sustancias que se usan como fertilizantes que contribuyen a aportan Nitrógeno (N) al suelo. ¿Cual de ellas representaría la mejor fuente de nitrógeno, basándose en la composición porcentual de masa?

1. Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
2. Nitrato de Amonio, NH_4NO_3
3. Guanadina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$
4. Amoniaco, NH_3

Hay entonces que calcular el % de N para cada uno de los compuestos.

1. Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

Calculamos el peso molecular del Compuesto.

$$\text{N} : 2 * 14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 28.02 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{H} : 4 * 1.008 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 4.032 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{C} : 1 * 12.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 12.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{O} : 1 * 16.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 16.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Mw } (\text{NH}_2)_2\text{CO} = 60.072 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Ahora Calculamos el % d N en este compuesto:

$$\% \text{N} = \frac{28.02 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{60.072 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 46.46 \%$$

2. Nitrato de Amonio, NH_4NO_3

Calculamos la masa molecular del compuesto.

$$\text{N} : 2 * 14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 28.02 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{H} : 4 * 1.008 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 4.032 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{O} : 3 * 16.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 48.03 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Mw } \text{NH}_4\text{NO}_3 = 80.082 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Ahora Calculamos el % d N en este compuesto:

$$\% \text{N} = \frac{28.02 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{80.082 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 34.98 \%$$

3. Guanadina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$

$$\text{N} : 3 * 14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 42.03 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{H} : 5 * 1.008 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 5.03 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{C} : 1 * 12.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 12.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Mw } \text{HNC}(\text{NH}_2)_2 = 59.08 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Ahora Calculamos el % d N en este compuesto:

$$\% \text{N} = \frac{42.03 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{59.08 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 71.08 \%$$

4. Amoniaco, NH_3

$$\text{H} : 3 * 1.008 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 3.024 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{N} : 1 * 14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Mw } \text{NH}_3 = 17.034 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Ahora Calculamos el % d N en este compuesto:

$$\% N = \frac{14.01 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{17.034 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} * 100 = 82.24\%$$

De los cálculos anteriores, concluimos que el compuesto que aporta más Nitrógeno al suelo es el Amoniaco, (NH_3) con un 82.24 %

Determinación Experimental de Formulas Empíricas.

La fórmula empírica de un compuesto se puede determinar por análisis químico y de la relación más simple del número total de los átomos que constituyen un compuesto. Los datos pueden aparecer en diferentes formas: se puede dar en % de cada elemento o se puede establecer el número de gramos de los diferentes elementos en una muestra del compuesto. En cada caso, la esencia del problema es determinar la relación del número de moles de átomos de cada elemento. Los números que expresan esta relación son los que aparecen como subíndices en las fórmulas.

El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto si se conoce su composición porcentual permite identificar experimentalmente los compuestos.

La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, se requiere conocer la masa molar aproximada del compuesto, además de su fórmula empírica. Conociendo que la masa molar de un compuesto debe ser un múltiplo entero de la masa empírica del compuesto, la fórmula molecular se puede determinar.

Ejemplo.

Se encuentra que un compuesto tiene 52.9 % de Aluminio y 47.1 % de Oxígeno. ¿ Cual es su formula empírica?

Cuando se tiene una muestra de un compuesto o una muestra problema, esta es una representación de un todo, es decir, que si tomamos diferentes pesos de esta muestra, tendrán la misma composición, esto **no** simple es cierto, pero se parte de este principio para analizar una muestra en el laboratorio.

Primero convertimos los porcentajes en gramos. Para esto tomamos una "**Base de Calculo**" es decir, una cantidad de masa cualquiera para sobre ella hacer los cálculos, generalmente se usa 100 gr, por la facilidad matemática.

Tomado como Base de Calculo 100 gr de Compuesto.

Hay 52.9 gr de Al y 47.1 gr de O,

Ahora transformamos esto a moles de Cada compuesto:

$$\text{Moles}_{Al} = \frac{52.9\text{gr}_{Al}}{265.98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1.96_{mol}_{Al} \quad \text{Moles}_{O} = \frac{47.1\text{gr}_{O}}{16.0 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = 2.94_{mol}_{O}$$

Para calcular la relación de números enteros relativos, dividimos entre el numero mas pequeño (1.96), los dos subíndices.

$$\text{Para el Al} = \frac{1.96}{1.96} = 1 \quad \text{y para el O} = \frac{2.94}{1.96} = 1.5$$

Entonces por cada átomo de Al hay 1.5 átomos de O, pero vemos que no son números enteros se multiplican por el numero común que los haga enteros a los dos, en este caso es 2.

Asi, tendríamos 2 átomos de Al por cada 3 de O y la formula empírica es:



Ejemplo.

Un compuesto contiene 63.53 % de hierro y 36.47 de Azufre. Deducir su fórmula empírica.

$$Mw \text{ Fe} = 55.8 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$Mw \text{ S} = 32.1 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Como solo se conocen los porcentajes en peso, podemos tomar una base de cálculo 100 gr de compuesto, así tendremos:

$$\text{Peso de Fe} = \frac{100\text{g} * 63.53}{100} = 63.53 \text{ gr de Fe}$$

$$\text{Peso de S} = \frac{100\text{g} * 36.47}{100} = 36.47 \text{ gr de S.}$$

Ahora calculamos el número de moles de cada uno de los elementos que componen la molécula.

$$\text{Moles de Fe} = \frac{63.53\text{g} - \text{Fe}}{55.08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1.14 \text{ moles de Fe}$$

$$\text{Moles de S} = \frac{36.47\text{g} - \text{S}}{32.1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1.14 \text{ moles de S}$$

La fórmula sería $\text{Fe}_{1.14}\text{S}_{1.14}$ pero los subíndices no pueden ser fracciones.

Ahora dividimos las moles, que son los mismos subíndices de la fórmula empírica entre el menor (aquí en este caso con iguales), obteniendo la unidad (1)

La fórmula empírica es FeS

Ejemplo.

Una muestra de un compuesto de nitrógeno (N) y Oxígeno (O) contiene 1.52 gr de N y 3.47 gr de O. Se sabe que la masa molar del compuesto esta entre 90 gr y 95 gr. Determine la formula molecular y la masa molar del compuesto.

- En este ejercicio no es necesario tomar bases de calculo, ya que directamente se dan los peso de cada elemento.

Primero calculemos el numero d e moles de cada elemento.

$$n_N = \frac{1.52g - N}{14.01 \frac{gr}{mol}} = 0.108 \text{ moles de N}$$

$$n_O = \frac{3.47g - N}{16 \frac{gr}{mol}} = 0.217 \text{ moles de N}$$

Así la formula del compuesto seria $N_{0.108}O_{0.217}$, pero las formulas no pueden llevar esa clase de subíndices, así que se dividen los dos entre el menor, obtenidos NO_2 que es la formula empírica del compuesto.

Sabemos que el peso molecular de la formula molecular (real) es un múltiplo de la formula empírica (mínima), así pues:

$$\text{Masa molar empírica} = 14.01 \frac{gr}{mol} + (2 * 16 \frac{gr}{mol}) = 46.02 \frac{gr}{mol}$$

Ahora calculamos el factor multiplicador de las dos formulas:

$$\frac{\text{Masa}_molar}{\text{masa}_empirica} = \frac{95 \frac{gr}{mol}}{46.02 \frac{gr}{mol}} = 2.1 \approx 2 \text{ se aproxima a 2 por factores de experimentación.}$$

Por lo tanto la masa molar del compuesto es 2 veces la masa empírica así: $2 * (NO_2) = N_2O_4$, cuya masa molecular es $(2*14.01)+(4*16.01)= 92.04 \frac{gr}{mol}$ que este en el intervalo de 90 y 95 $\frac{gr}{mol}$.