OBJETIVO 3.1.1. DEFINIRA EL CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRIA

El término químico Estequiometría se deriva de la palabra griega stoicheion.

"Estequiometría es la rama de la Química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas, directamente, con la composición química y las reacciones".

Entender perfectamente esta rama de la Química es el primer requisito necesario para dominar los procesos de los cambios químicos.

OBJETIVO 3.1.2. APLICARA EN UNA REACCION QUIMICA LA LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA.

Para comprender cuál es la naturaleza, se precisa disponer de una teoría aceptable, esto es, de una teoría que explique tanto las observaciones cualitativas como las cuantitativas acerca de la materia y su modo de comportarse. Desde el punto de vista histórico, las observaciones relativas a las reacciones químicas han sido de la mayor importancia para el desarrollo de una teoría satisfactoria sobre la naturaleza de la materia. Tales observaciones se resumen en ciertos conceptos de carácter amplio denominados leyes, y se demostrará que conducen a la hipótesis de que la materia está constituida por átomos.

CONSERVACION DE LA MASA.- En el capítulo anterior se mencionó el hecho de que en las reacciones ordinarias no existe transformación apreciable de masa en energía. Esto quiere decir que los productos de las reacciones químicas tienen en total la misma masa que las sustancias inciales o reaccionantes . Experimentalmente, se puede investigar la constancia de la masa durante una reacción llevando esta a cabo en un recipiente cerrado, y pesando el sistema antes y después de los cambios químicos producidos. Como lo demostró por vez primera la clásica investigación de Lavoisier, en 1774, al hacer reaccionar estaño con oxígeno, es necesario que la reacción se produzca en un sistema aislado del medio exterior para que nada se pierda ni se gane. Un ejemplo moderno de tal tipo de reacción es la combustión repentina del magnesio en una ampolla o lámpara de flash, como se hace para obtener una fotografía. La ampolla representa aquí un sistema aislado que contiene dos elementos, un alambre de magnesio y una atmósfera de gas oxígeno, encerrados ambos en un recipiente. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de la ampolla, esta se ilumina, al par que tiene lugar la reacción. Desaparecen el magnesio y el oxígeno, formándose un compuesto de color blanco, óxido de magnesio. Comparando las masas inicial y final se ve que no ha habido variación alguna.

El químico alemán Landolt realizó en los años finales del pasado siglo algunos de los experimentos más cuidadosos ideados para determinar si se conserva o no la masa durante las transformaciones químicas. Entre las muchas reacciones que estudió, una de ellas fue la que se produce entre el sulfato de plata (Ag_2SO_4) y el sulfato ferroso ($FeSO_4$) para dar plata libre (Ag) y sulfato férrico $Fe_2(SO_4)_3$. Encerró separadamente las soluciones de las sustancias reaccionantes en

los dos brazos de un recipiente tubular en forma de V invertida. Pesó la vasija antes de la reacción, y la invirtió en seguida para que esta se produjese, volviéndola a pesar luego de terminada.

El cambio de masa observado por él fue una pérdida de $1,30.10^{-4}$ g para una masa inicial de 170 g. Tan minúscula pérdida, inferior a una parte por millón, resultaba más pequeña que los errores de medida. "Otros experimentos, hechos con el mismo cuidado, han permitido establecer la ley de la Conservación de la Masa: en las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable."

Ejemplo 1.- Si 170 gramos de nitrato de plata reaccionan con 58 gramos de cloruro de sodio para obtener 8 5 gramos de nitrato de sodio y cloruro de plata. Determine la cantidad de cloruro de plata que se obtuvieron. La reacción es la siguiente:

$$Ag\,NO_3 + NaCl \longrightarrow NaNO_3 + Ag\,Cl$$

$$170\text{ gr.} + 58\text{gr.} \longrightarrow 85\text{gr.} + x$$

$$228\text{ gr.} \longrightarrow 85\text{ gr.} + x$$

x = gr. de AgCl = 228 gr - 85 gr.

gr. de Ag Cl obtenidos = 143 gr.

Ejemplo 2.- Si 44 gr. de CO_2 reaccionan con CaO para producir 100 gr. de $CaCO_3$. Determine la cantidad de CaO que se necesitó.

$$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$

$$x + 44\text{ gr} \longrightarrow 100\text{gr.}$$

x = gr. de CaO necesarios = 100 gr.- 44gr.

gr. de CaO necesarios = 56 gr.

OBJETIVO 3.1.3. APLICARA LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES EN CUALQUIER COMPUESTO QUIMICO.

En la formación de un compuesto se observa que la cantidad de un elemento que se combina con una masa determinada de otro es siempre la misma. En otras palabras, dada una masa de sodio, p. ej., la masa de cloro que hace falta para combinarse con ella y formar cloruro sódico es siempre igual, sin que importe la cantidad de cloro disponible en la mezcla reaccionante. Concretando: 1,00 g. de sodio solo utiliza 1,54 g. de cloro , aunque a su disposición 10g, p. ej. "Esto nos aclara el significado de la Ley de la Composición Definida, llamada también Ley de las Proporciones Definidas que establece lo siguiente: "Un compuesto químico está formado por la combinación de las masas de sustancias elementales en una proporción fija".

El hecho de que los elementos se combinen en proporciones fijas significa también que los cuerpos compuestos han de tener composiciones características. Así, p. ej., el análisis del cloruro sódico, -

obtenido por electrólisis de la sal fundida, nos conduce siempre al 39% de sodio y 61% de cloro, en masa. También tienen composición definida los compuestos de más de dos elementos: el carbono cálcico, p. ej., que se halla en la naturaleza como mineral calcita, consta de 40% de calcio, 12% de carbono y 48% de oxígeno. Toda desviación de este porcentaje indica la presencia de impurezas.

Dado que la Ley de la Composición Definida está sólidamente establecida, se podrá utilizar como base para las predicciones de tipo cuantitativo, como se ve en los ejemplos siguientes:

Ejemplo 1.- Cuando el magnesio arde en el seno del oxígeno, 1,52 g de aquél se combinan con 1,00 g. de éste. ¿Cuántos gramos se combinarán con 12,2 de magnesio?

1,52 g de Mg necesitan 1,00 g. de O.
1,00 g de Mg necesitará 1,00/1,52 g de O
12,2 g de Mg necesitarán (12,2) (1,00/1,52)= 8,03 g de O

Ejemplo 2.- ¿Cuánto amoníaco puede obtenerse a partir de 12 g de nitrógeno y 12 g de hidrógeno? El amoníaco contiene el 82% de nitrógeno y el 18% de hidrógeno. (Los porcentajes se convierten en masas absolutas si se toman 100 g del compuesto).

82 g de N exigen 18 g de H.
1,0 g de N exigirá 18/82 g de H.
12 g de N exigirán (12) (18/82) = 2,6 g de H.

Por tanto, la masa del amoníaco obtenido será 12 g. de nitrógeno más 2,6g. de hidrógeno, es decir, 15 g (considerando las cifras exactas que deben tomarse).

OBJETIVO 3.1.4. ESTABLECERA LA RELACION QUE GUARDA LA LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES CON LA FORMACION DE LOS COMPUESTOS.

Bajo condiciones diferentes, dos elementos dados pueden reaccionar originando distintos compuestos. Se ha hallado experimentalmente que existe una relación sencilla entre las masas de estos elementos, expresada por la Ley de las proporciones múltiples. Antes de enunciarla, procederemos a examinar algunos hechos básicos. Los elementos plomo y oxígeno forman, bajo determinado conjunto de circunstancias, el compuesto denominado litargirio, sólido de color amarillo anaranjado que se utiliza en el vidriado de la cerámica; en otras condiciones distintas se combinan dando minio, sustancia con que se fabrica la pintura destinada a proteger las estructuras de hierro y acero. Se puede comprobar que la masa de oxígeno combinada en el litargirio con una unidad másica de plomo está en una relación muy sencilla con la combinada en el minio con la misma unidad de plomo (es decir, que la relación es igual a la de dos números enteros pequeños). Concretando: con 1,00 g de plomo hay combinados 0,0772 g de oxígeno en el litargirio y 0,103 g en el minio. La relación 0,0772/0,103 es 0,750 o sea, 3/4.

"La ley de las proporciones múltiples establece que, en una serie de compuestos entre los mismos elementos A y B, las masas de A combinadas con la unidad másica de B están en una relación sencilla". Debe observarse que la ley de las proporciones múltiples, al igual que las otras dos leyes de las transformaciones químicas, se refiere a masas, y que por ello se comprueba realizando fáciles mediciones.

Los elementos hidrógeno y oxígeno reaccionan normalmente dando agua; pero, en presencia de una descarga eléctrica de elevada energía, pueden originar peróxido de hidrógeno. El agua contiene el 11,2% de hidrógeno y el 88,8% de oxígeno, mientras que el peróxido de hidrógeno contiene, respectivamente, el 5,9 3% y el 94,07%. Demuéstrese que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

En el agua:

11,2 g de H están combinados con 88,8 g de O
1,00 g de H lo estará con 88,8/11,2 = 7,93 g de O

En el peróxido de hidrógeno:

5,93 g de H están combinados con 94,07 g de O
1,00 g de H lo estará con 94,07/5,93 = 15,9 g de O

Resulta que en el peróxido de hidrógeno está combinado con 15,9 g de oxígeno, mientras que en el agua lo está con 7,93 g; aquél número es el doble de éste.

El monóxido de carbono contiene 42,85% de carbono y 57,15% de oxígeno, mientras que el dióxido de carbono contiene 27,27% de carbono y 72,73% de oxígeno. Demuestre que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

En el monóxido de carbono:

42,85gr. de C están combinados con 57,15 gr. de O
1 gr. de C lo estará con 57,15/42,85 = 1,33 gr de O

En el dióxido de carbono:

27,27 gr. de C están combinados con 72,73 gr. de O
1 gr. de C lo estará con 72,73/27,27 = 2,66 gr. de O

Ahora bien, la relación entre las cantidades de oxígeno que reaccionan es de 1,33 a 2,66 , es decir, de 1 a 2.

OBJETIVO 3.1.5. DEFINIRA EL CONCEPTO DE MOL.

Los pesos atómicos de los elementos se han determinado experimentalmente. Estos pesos atómicos son muy útiles porque expresan la masa promedio relativa de los átomos de los elementos. Sin embargo, debemos recordar que, normalmente, ningún átomo tiene una masa igual al peso atómico. Por ejemplo, cuando se dice que el cloro tiene un peso atómico de 35.453 uma, no significa que un átomo de cloro tiene esta masa. Debido a que el 75.5% de los átomos de cloro tienen una masa y el 24.5% otra, el peso atómico únicamente se refiere a la masa promedio de los átomos de cloro. Por supuesto, el peso atómico de un elemento que no tiene isótopos es la masa de los átomos reales. Por ejemplo, el elemento flúor carece de isótopos, así que la masa del átomo de flúor está dada por el peso atómico, 18.9984 uma.

Al trabajar con los elementos, nunca trataremos con átomos individuales y, en el laboratorio, normalmente se trabaja con cantidades de elementos y compuestos que se miden en gramos. Por tanto, la uma no es una unidad conveniente para el trabajo normal; es decir, es más razonable trabajar con gramos de elementos que con unidades de masa atómica. Entonces es necesario poder tratar las masas relativas de los elementos en gramos. No obstante, varios gramos de un elemento contendrán numerosos átomos. Para resolver este problema, los químicos han ideado una manera en la que se puede considerar un número estándar de átomos como una unidad. Esta forma es semejante a nuestro uso cotidiano del término docena se refiere a 12 cosas como una unidad. Para expresar las masas relativas de los elementos en gramos, se establece la definición siguiente:

"Un mol de un elemento es la cantidad (medida en gramos) que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12".

Obsérvese que se usa el mismo estándar, carbono 12, para la definición de mol, como se usó para la definición de la unidad de masa atómica. Esto se hizo por una buena razón, ya que al utilizar la misma referencia, el peso atómico de un elemento es numéricamente el mismo que la masa en gramos de un mol del elemento. Por ejemplo, si el oxígeno tiene un peso atómico de 16.00 uma, entonces, de acuerdo con la definición de mol, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16.00 g.

En otras palabras, debido a la forma en que se establece el concepto de mol, el valor numérico para el número de gramos de un mol de cada elemento es el mismo que el valor numérico del peso atómico. "Un mol de un elemento consiste de un número definido de átomos; este número se ha determinado experimentalmente y se llama número de Avogadro, "N". El número de Avogadro puede expresarse como:

$$N = \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}}$$

El número de Avogadro proporciona otro punto de vista del mol. Un mol de un elemento puede considerarse como la masa del número de Avogadro de átomos de ese elemento. El número de Avogadro es extremadamente grande. Considérese que si existen alrededor de 3000 millones (3×10^9) de habitantes en la Tierra, hay 200 billones (2×10^{14}) de veces más átomos en un mol.

Partiendo de los pesos atómicos puede determinarse el número de gramos por mol para cada elemento y puede expresarse en la forma

$$\frac{\# \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

En la tabla2.1. se dá una lista de los pesos atómicos y el número de gramos por mol para los diferentes elementos. La tabla periódica de los elementos (ver la cubierta inferior) comúnmente proporciona el símbolo y el valor númerico del número de gramos por mol para cada elemento. La tabla periódica sirve como una buena fuente del número de gramos por mol de un elemento, que se refiere a las masas relativas del número de Avogadro de átomos de los elementos. Para determinar el número de gramos por mol de un elemento puede localizarse el elemento en la tabla y utilizar el valor numérico como la masa relativa de ese elemento. Por ejemplo, hallemos el sodio (Na) en la tabla, decimos que se tienen 23.0 (para la aproximación de una regla de cálculo) gramos por mol de sodio o

$$\frac{23.0 \text{ g}}{1 \text{ Mol Na}}$$

Debido a que normalmente se trabaja con cantidades de sustancias en gramos, nos es mucho más útil el número de gramos por mol de un elemento que el peso atómico. Si no es necesario utilizar todos los dígitos Dados en la Tabla para la Masa relativa de un elemento se puede redondear al número de cifras que se desee.

TABLA 2.1

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H 1.00797																1 H 1.00797	2 He 4.0026
3 Li 6.939	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.01115	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.183
11 Na 22.9898	12 Mg 24.312											13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.54	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.909	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.870	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9044	54 Xe 131.30
55 Cs 132.905	56 Ba 137.34	57 *La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.09	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.980	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	†89 Ac (227)															

* Serie de los lantánidos	58 Ce 140.12	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm (147)	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.924	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
+ Serie de los actínidos	90 Th 232.038	91 Pa (231)	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (253)	103 Lw (257)

( ) Indica los isótopos más estables o los mejor conocidos

OBJETIVO 3.1.6.- RELACIONARA LAS LEYES FUNDAMENTALES CON EL CALCULO DE:

a) Pesos Moleculares
b) Número de Moles
c) Composición Porcentual
d) Fórmulas Empíricas ó Mínimas

A) PESOS MOLECULARES.- Se denomina peso molecular al peso de una molécula de cualquier sustancia en unidades de peso atómico, y se puede calcular sumando los pesos atómicos de los elementos que forman la molécula, tomando en cuenta el número de átomos de cada uno de los elementos que la forman.

Podemos tener moléculas formadas por átomos del mismo elemento ó por átomos de diferentes elementos. Así, el peso molecular del Cl_2 se calcula de la siguiente manera:

Peso atómico del Cl (Tabla 2.1.) = 35.45 $\frac{gr}{mol.}$

Peso molecular de Cl_2 = 2(35.45 $\frac{gr}{mol}$) = 70.90 $\frac{gr}{mol.}$

Por otra parte, el peso molecular de ácido carbónico (H_2CO_3) se calcula de la siguiente manera:

Peso del H = 2 x peso atómico del H = 2 x 1.0 $\frac{gr}{mol}$ = 2.0 $\frac{gr}{mol.}$

Peso del C = 1 x peso atómico del C = 1 x 12.0 $\frac{gr}{mol}$ = 12.0 $\frac{gr}{mol.}$

Peso del O = 3 x peso atómico del O = 3 x 16.0 $\frac{gr}{mol}$ = 48.0 $\frac{gr}{mol.}$

Suma de pesos = peso molecular = 62.0 $\frac{gr}{mol}$

B) NUMERO DE MOLES.- El número de moles de un elemento ó de un compuesto que están contenidos en cierto número de gramos de ese elemento o compuesto se puede determinar aplicando la siguiente fórmula:

$$N = \frac{M}{P.M.}$$

Donde:

N = número de moles
M = masa en gramos
P.M.= peso molecular

EJEMPLO.- Determine el número de moles contenidos en 48 gr. de O_2. Peso atómico del oxígeno = 16 $\frac{gr}{mol}$

$$N_{O_2} = \frac{M_{O_2}}{P.M._{O_2}} = \frac{48\ gr}{2(16\ \frac{gr}{mol})} = \frac{48\ gr}{32\ \frac{gr}{mol}} \qquad N_{O_2} = 1.5 \text{ moles}$$

EJEMPLO.- Determine el número de moles contenidos en 775 gr de $Ca_3(PO_4)_2$.

$$N_{Ca_3(PO_4)_2} = \frac{M_{Ca_3(PO_4)_2}}{P.M._{Ca_3(PO_4)_2}} = \frac{775\ gr}{310\ \frac{gr}{mol}} = 2.5 \text{ moles}$$

P.M. $Ca_3(PO_4)_2$ = (3 x peso atómico de Ca) + (2 x peso atómico de P)+ (8 x peso atómico de O)

P.M. $Ca_3(PO_4)_2$ = (3 x 40 $\frac{gr.}{mol}$) + (2 x 31 $\frac{gr}{mol}$) + (8 x 16 $\frac{gr}{mol.}$)

P.M. $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 $\frac{gr.}{mol}$

Por otra parte, usando la misma fórmula podemos encontrar la masa en gramos de un cierto número de moles de un elemento ó de un compuesto:

$$M = N \times P.M.$$

EJEMPLO.- ¿Cuál es la masa de 5 moles de H_2SO_4?

$$M_{H_2SO_4} = N_{H_2SO_4} \times P.M._{H_2SO_4}$$

P.M. H_2SO_4 = (2 x peso atómico de H) + (1 x peso atómico de S) + (4 x peso atómico de O).

P.M. H_2SO_4 = (2 x 1 $\frac{gr}{mol}$) + (1 x 32 $\frac{gr}{mol}$) + (4 x 16 $\frac{gr}{mol}$)

$$M_{H_2SO_4} = 5 \text{ moles} \times 98\ \frac{gr}{mol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 490 \text{ gr.}$$

Basándose en el concepto de mol, podemos determinar el número de moles de un elemento contenidos en un cierto número de gramos de ese elemento. Una vez logrado ésto, puede determinarse el número real de átomos, utilizando el número de Avogadro. Luego, el concepto de mol permite determinar el número de átomos en una masa dada de un elemento.

Además, si se tiene un cierto número de moles de un elemento, se puede hallar fácilmente el número de gramos que se tiene, ya que conocemos el número de gramos por un mol del elemento. Este último puede usarse como un factor de conversión apropiado para convertir gramos de un elemento en número de moles o viceversa.

EJEMPLO. ¿Cuál es la masa de 2.50 moles de átomos de oxígeno? Puede convertirse a masa el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando por el número de gramos por mol de oxígeno.

$$2.50 \text{ moles } O \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol } O}\right) = 40.0 \text{ g}$$

EJEMPLO: ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 10.0 g de oxígeno?
Puede encontrarse el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando la masa por el inverso del número de gramos por mol de oxígeno.

$$10.00 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } O}{16.00 \text{ g}}\right) = 0.625 \text{ moles } O$$

Nótese que, en esta conversión, se usa el inverso del número de gramos por mol para convertir gramos a moles. Puede usarse el número Avogadro para convertir el número de moles de un elemento al número de átomos de ese elemento.

EJEMPLO: Cuántos ATOMOS de oxígeno están contenidos en una muestra de 20.0 g de oxígeno?
Primero, puede multiplicarse la masa de oxígeno por el inverso del número de gramos por el mol de oxígeno. Esto dá el número de moles de átomos de oxígeno que se tienen. Finalmente, puede usarse el número de Avogadro como un factor para convertir el número de moles de oxígeno al número de átomos de oxígeno.

$$20.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } O}{16.00 \text{ g}}\right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O}\right) = 7.52 \times 10^{23} \text{ átomos } O$$

Como puede verse, existe un número extremadamente grande de átomos en 20.0 g de oxígeno. Por tanto, resulta obvio que, en la mayoría de las situaciones, resulta más conveniente usar el número de gramos por mol de un elemento en lugar del peso atómico.

El concepto de mol es muy útil en la química y una de sus aplicaciones más importantes es la conversión del número de gramos de una sustancia al número de moles y viceversa.

C) COMPOSICION PORCENTUAL.- Algunas veces es conveniente expresar la constitución de un compuesto en términos del porcentaje de cada elemento presente en el compuesto.
Dado que hay una relación entre la masa y el número de moles, puede usarse la fórmula del compuesto, que dá el número de moles de cada elemento constituyente para determinar el porcentaje en masa de cada elemento presente.

El porcentaje en masa de cualquier elemento se puede encontrar multiplicando el peso atómico del elemento por el subíndice que tiene en la fórmula y dividiendo entre el peso molecular del compuesto.

El resultado debe multiplicarse por 100 para expresarlo en porcentaje.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{Peso atómico del elemento} \times \text{Subíndice del elemento en la fórmula del compuesto} \times 100}{\text{Peso molecular del compuesto}}$$

EJEMPLO: ¿Cuál es la composición en porcentaje del Al_2O_3?

P.M. Al_2O_3 = (2 x peso atómico del Al) + (3 x peso atómico del O)

P.M. Al_2O_3 = $(2 \times 27 \frac{gr.}{mol}) + (3 \times 16)$

P.M. Al_2O_3 = $102 \frac{gr}{mol}$

$$\% \text{ Al} = \frac{(27 \frac{gr}{mol} \times 2)}{102 \frac{gr}{mol}} \times 100 = 52.94 \%$$

$$\% \text{ O} = \frac{(16 \frac{gr}{mol} \times 3)}{102 \frac{gr}{mol}} \times 100 = 47.06 \%$$

D) FORMULAS EMPIRICAS Y MOLECULARES Una cuestión interesante es como pueden determinarse las fórmulas de los compuestos. Una fórmula puede considerarse como una expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O, indica que existen 2 moles de hidrógeno combinado por cada mol de oxígeno combinado en el compuesto. En otras palabras, a partir de la fórmula sabemos que la razón molar es $\frac{2 \text{ moles } H}{1 \text{ mol } O}$

Si se conoce la composición dada en porcentaje en masa, es posible determinar el número de moles de cada elemento presente en una masa dada del compuesto. Pueden hallarse las razones molares de los elementos a partir del número de moles de cada elemento. Las razones molares obtenidas en esta forma indican los subíndices que deben usarse en la fórmula del compuesto. A la fórmula resultante se le llama empírica. El término empírico significa que se obtiene de datos experimentales.

EJEMPLO: ¿Cuál es la fórmula para un compuesto para el cual se encuentra que tiene la siguiente composición en porcentaje en masa: 26.5% de potasio combinado, 35.4% de cromo combinado y 38.1% de oxígeno combinado?
Nuevamente para expresar las cantidades de los elementos en términos de masa, puede expresarse el número de gramos de cada elemento que estarían presentes en 100 gramos del compuesto. Entonces puede determinarse el número de moles de cada elemento.

$$26.5 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } K}{39.1 \text{ g}}\right) = 0.678 \text{ moles } K$$

$$35.4 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } Cr}{52.0 \text{ g}}\right) = 0.681 \text{ moles } Cr$$

$$38.1 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } O}{16.00 \text{ g}}\right) = 2.38 \text{ moles } O$$