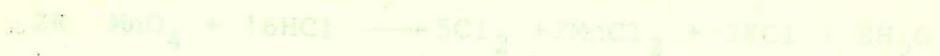


U N I D A D 3

6.- Equilibrar primero metales, luego no metales y por último el Oxígeno y el Hidrógeno.



$$\text{Mn} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{K} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Cl} = 1 \times 16 = 16$$

$$\text{H} = 1 \times 16 = 16$$

$$\text{O} = 4 \times 2 = 8$$

$$\text{Mn} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{K} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Cl} = 2 \times 5 = 10$$

$$2 \times 2 = 4 \quad = 16$$

$$2 \times 2 = 4$$

$$\text{H} = 2 \times 8 = 16$$

$$\text{O} = 1 \times 8 = 8$$

7.- Ecuación Balancada - A D I N U



## ESTEQUIOMETRÍA

En esta unidad se expone la teoría de estequiometría, en la que se habla acerca de la estequiometría del peso y de la estequiometría que se refiere a los metales en la estequiometría, el cual se refiere al número de átomos que se combinan en una reacción química.

### UNIDAD 3

## ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno: Aplicará los principios estequimétricos en la realización de cálculos químicos.

## ESTEQUIOMETRIA

En 1775 Lavoisier expone su teoría de oxidación, en la que habla acerca de la naturaleza del principio (oxígeno) que se une con los metales en la calcinación, el cual las hace aumentar de peso; además -- hace notar la importancia de cuantificar el peso en las investigaciones químicas, surgiendo así la necesidad de determinar las relaciones ponderales (pesos) de las sustancias que reaccionan entre sí, y la de aplicar teóricamente estas relaciones.

Así, a fines del siglo XVIII se inauguró la estequiometría, con las investigaciones del alemán -- Jeremías Benjamín Richter, (1762-1807) al publicar -- su obra, Principios de Estequiometría o Ciencia de -- Medir los Elementos Químicos, en la que desarrolla -- la teoría de las combinaciones en peso de los elementos químicos. Richter fue el que introdujo la palabra **estequiometría**, la cual se deriva de los vocablos griegos stoicheion- elemento y materia- medida.

**Estequiometría**, podemos definirla diciendo que es la parte de la Química que estudia las relaciones ponderales que existen entre las sustancias reaccionantes.

En esta unidad estudiaremos la forma de calcular las relaciones ponderales en los compuestos y en

las reacciones químicas.

### LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

Al realizar la síntesis del agua se encuentra que:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno  $\longrightarrow$  2 volúmenes de vapor de agua

Si tomamos como unidad de volumen el litro, tendremos:

2 litros de hidrógeno + 1 litro de oxígeno  $\longrightarrow$  2 litros de vapor de agua

Y si se calcula el peso de los reactivos y del producto en condiciones normales se obtiene:

#### REACTIVOS

Peso de 2 litros de hidrógeno = 0.1798 g

Peso de 1 litro de oxígeno =  $\frac{1.4290 \text{ g}}{1.6088 \text{ g}}$

#### PRODUCTO

Peso del vapor de agua = 1.6088 g

Es decir:

0.1798 g de  $\text{H}_2$  + 1.429 g de  $\text{O}_2$   $\longrightarrow$  1.6088 g de agua.

De aquí podemos deducir que la suma de las masas de los reactivos es igual a la masa del producto,

por lo tanto podemos afirmar que no hay pérdida de materia y que la cantidad de masa permanece constante. Esto que se está afirmando no es más que la Ley de la Conservación de la Materia, dada por Antonio Lorenzo Lavoisier y que dice: En toda reacción química la cantidad de materia que interviene permanece constante.

### LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

Esta ley establece que los elementos que forman un compuesto dado, siempre serán los mismos y a su vez guardarán la misma proporción en masa.

Esto indica que los elementos que se combinan para formar un compuesto, siempre lo harán en proporciones fijas; por ejemplo en el caso de la formación de 100 g. de agua, será: 88.81 g. de oxígeno y 11.19 g. de hidrógeno y si es un gramo será 0.8881 g de oxígeno y 0.1119 g. de hidrógeno. En el caso de la formación de 100 g. de  $\text{SO}_2$ , será 50 g. de azufre y 50 g. de oxígeno; en la formación de 10 g. será de 5 g. de  $\text{O}_2$  y 5 de S.

Estos ejemplos nos indican que los elementos que se va a unir para formar un compuesto lo harán en una proporción constante; ya que si para formar 10 g. de  $\text{SO}_2$  juntamos 5 g. de S y 8 de  $\text{O}_2$  reaccionaron solo 5 g. de azufre con 5 de oxígeno, por que la proporción de formación de  $\text{SO}_2$  es del 50% de cada

elemento.

Esta ley se aplica a todos los compuestos; ya que todos ellos tendrán la proporción bien definida en que se forman.

### LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Al combinarse dos elementos para formar más de un compuesto, las cantidades de masas de un elemento que se unen a la masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, guardan una relación de números enteros pequeños.

Tomemos por ejemplo el nitrógeno y el oxígeno que se unen para formar cinco compuestos diferentes.

Obtengamos primero la cantidad de oxígeno que se une con un gramo de nitrógeno en los cinco compuestos:



Composición

$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$       28 g. de N se unen con 16 de O  
 $\text{O} = 1 \times 16 = 16 \text{ g}$       1 g de N ————— X  
1 g de N se une con 0.5714 g de O



Composición

$\text{N} = 14 \text{ g}$       14 g de N ——— 16 g de O  
 $\text{O} = 16 \text{ g}$       1 g de N ——— X  
1 g de N con 1.142 g de O



Composición

$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$     28 g de N ——— 48 g de O  
 $\text{O} = 3 \times 16 = 48 \text{ g}$     1 g de N ——— X  
1 g de N con 1.7142 g de O



Composición

$\text{N} = 1 \times 14 = 14 \text{ g}$     14 g de N ——— 32 de O  
 $\text{O} = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$     1 g de N ——— X  
1 g de N con 2.2857 g de O



Composición

$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$     28 g de N ——— 80 g de O  
 $\text{O} = 5 \times 16 = 80 \text{ g}$     1 g de N ——— X  
1 g de N con 2.8571 g de O

Si dividimos cada una de las masas de oxígeno que se unen con un gramo de nitrógeno, entre su valor más pequeño, obtenemos la relación numérica entre

estas masas.

$$\frac{0.5714 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 1$$

$$\frac{1.1428 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 2$$

$$\frac{1.7142 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 3$$

$$\frac{2.2857 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 4$$

$$\frac{2.8571 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 5$$

Esto nos indica que un gramo de nitrógeno se -- una con 1, 2, 3, 4, ó 5 veces la masa de 0.5714 g de oxígeno. Este ejemplo nos ilustra la Ley de las Proporciones Múltiples.

#### CONCEPTO DE MOL

Con el espectógrafo de masas se pueden tabular las masas de los elementos comparándolos con un patrón tomado arbitrariamente. El patrón que se usa es la masa del átomo de carbono, al cual se la ha asignado un valor de 12; a esta tabulación o lista de masas relativas se conoce como escala de **masas atómicas** y se miden en **unidades de masa atómica**, que se abrevia **u m a**.

La cantidad representada por la masa atómica de un elemento expresado en gramos, tendrá exactamente el mismo número de átomos que las contenidas en la masa atómica de cualquier otro elemento expresado en gramos.

Una mol de un elemento es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica o lo que es lo mismo, es la cantidad en gramos de un elemento que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 g de carbono 12.

¿Cuál es la masa de una mol de Al? Tomando en cuenta que la masa atómica del aluminio es 26.98 --- u m a, la masa de una mol de aluminio será de 26.98 g.

¿Cuántos moles hay en 480 g. de potasio?  
Una mol de potasio es igual a 39.098 g. por lo tanto.

$$480 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.098 \text{ g. de K}} = 12.27 \text{ moles de K}$$

#### NUMERO DE AVOGADRO

Un mol de un elemento contiene un número definido de átomos, este número se ha determinado experimentalmente y se le conoce con el nombre de Número de Avogadro (N) en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) y su valor es de:

$$N = 6,02252 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}$$

Aplicación del Número de Avogadro.

(lo designaremos con la letra N).

¿Cuántos átomos contienen 10 g de calcio?

Si 40 u m a es una mol de calcio, y lo podemos expresar como 40 g , cantidad que representa la masa de una mol de calcio, la cual contendrá el Número de Avogadro en átomos, por lo tanto en 10 g de calcio la cantidad de átomos serán:

$$10.00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos.}$$

Planteando de otra forma

$$\text{En 40 g hay } \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}}$$

$$\text{En 10 g habrá } \frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g}} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\frac{10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

¿Cuántos átomos hay en 31.10 g de plata?

Una mol de plata es igual a 107.87 g

$$31.10 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{107.87 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} =$$

$$1.73 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Planteando de otra forma

$$\text{En 107.87 de Ag hay } \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{107.87 \text{ g}}$$

$$\text{En 31.20 g habrá } \frac{31.20 \text{ g}}{107.87 \text{ g}} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\frac{31.10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{107.87 \text{ g}} = 1.735 \times 10^{23} \text{ átomos.}$$

átomos.

CUESTIONARIO MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuál es la masa de una mol de los siguientes elementos? a) fierro b) cobre c) bario- d) mercurio.
- 2.- ¿Cuántos átomos hay en 100 g. de plata?.
- 3.- En 250 g. de cobre ¿Cuántos átomos hay?.
- 4.- ¿Cuántos moles hay en 128 g. de Ca.
- 5.- Completa el siguiente cuadro.

Sustancia	Fórmula	Masa	Masa molecular	No. de átomos en una mol.
Bromo				
Hidrógeno				
Hidróxido de sodio.				
Cloro				
Acido Clorhídrico.				

"Cuadro 3.1"

- 6.- ¿Cuántos g. de plata hay en 3.5 moles?.
- 7.- ¿Cuántos átomos hay en una muestra de -- 20.00 g. de uranio.
- 8.- ¿Cuántos g. de plomo hay en 4.8 moles?
- 9.- ¿Cuál es la masa en g. de un átomo de fierro?
- 10.- Expresar la masa en gramos de un átomo de - aluminio.

## APLICACION DEL CONCEPTO DE MOL A MOLECULAS Y COMPUESTOS.

La masa molecular de una molécula o compuesto es la suma de las masas de todos los elementos que la constituyen.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del ácido sulfúrico cuya fórmula es  $H_2SO_4$ ?

La suma de las masas atómicas es igual a la masa molecular.

$$\begin{array}{r} 2 \text{ átomos de hidrógeno } 2 \times 1 \text{ uma} = 2 \text{ uma} \\ 1 \text{ átomo de azufre } 1 \times 32 \text{ uma} = 32 \text{ uma} \\ 4 \text{ átomos de oxígeno } 4 \times 16 \text{ uma} = \underline{64} \text{ uma} \\ \hline 98 \text{ uma} \end{array}$$

Por lo tanto la masa molecular es 98 uma, y la masa de una mol es 98 g.

Una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos.

Ejemplo ¿Cuál es la masa de una mol de carbonato de calcio,  $CaCO_3$ ?

$$\begin{array}{r} 1 \text{ átomo de Ca} = 1 \times 40 \text{ uma} = 40 \text{ uma} \\ 1 \text{ átomo de C} = 1 \times 12 \text{ uma} = 12 \text{ uma} \\ 3 \text{ átomos de O} = 3 \times 16 \text{ uma} = \underline{48} \text{ uma} \\ \hline 100 \text{ uma} \end{array}$$

Como una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos, la masa de una mol de  $CaCO_3$  es igual a 100 g.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del  $BaCl_2$ ?

Se obtienen las masas atómicas de los elementos de la fórmula, se suman y el resultado se expresa en gramos.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ átomo de Ba} = 1 \times 137.34 \text{ uma} = 137.34 \text{ uma} \\ 2 \text{ átomos de Cl} = 2 \times 35.5 \text{ uma} = \underline{71.00} \text{ uma} \\ \hline 208.34 \text{ uma} \end{array}$$

$$\text{Masa molecular del Ba Cl}_2 = 208.34 \text{ g}$$

Una mol, también puede definirse como la cantidad de masa que contiene el número de avogadro, es decir,  $6.02 \times 10^{23}$  átomos por mol, para un elemento monoatómico.

Por ejemplo consideramos la masa molecular del alcohol metílico ( $CH_3OH$ ) que tiene 12 g de C, es decir una vez la masa átomo de carbono, es decir, una vez el número de Avogadro (1N) en igual forma 4 g de hidrógeno, 4N átomos de hidrógeno, 16 g de oxígeno, 1N átomos de oxígeno, en resumen 32 g de alcohol metílico contiene  $1N + 4N + 1N = 6N$  átomos.

Problemas:

¿Cuántos moles hay en 250 g de  $H_2SO_4$ ? Primero calcular la masa molecular del compuesto.

$$\begin{array}{r} 2 \text{ átomos de hidrógeno} = 2 \times 1.00 \text{ uma} = 2 \\ 1 \text{ átomo de azufre} = 1 \times 32.00 \text{ uma} = 32 \\ 4 \text{ átomos de oxígeno} = 4 \times 16.00 \text{ uma} = \underline{64} \\ \hline 98 \text{ uma} \end{array}$$

Por lo tanto una mol es igual a 98 g

Segundo: tomando en cuenta que:

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa en g}}{\text{g/mol}}$$

$$\text{número de moles} = \frac{250 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2.55 \text{ moles}$$

En una mol de cloro gaseoso cuántos átomos hay? El cloro existe en forma molecular es decir en forma de  $\text{Cl}_2$  y como son dos átomos habrá:  $2 \times 6.02 \times 10^{23}$  átomos, es decir  $1.204 \times 10^{24}$  átomos.

## PROBLEMAS DE MASA MOLECULAR Y MOLES

1.- ¿Cuál es la masa molecular de los siguientes -- compuestos?.

- |                                      |                             |                            |
|--------------------------------------|-----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{CH}_3\text{OH}$            | b) $\text{Na}_2\text{SO}_4$ | c) $\text{HCl}$            |
| d) $\text{H}_2\text{S}$              | e) $\text{NaOH}$            | f) $\text{KI}$             |
| g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | h) $\text{HNO}_3$           | i) $\text{H}_2\text{SO}_4$ |
| j) $\text{H}_2\text{O}_2$            |                             |                            |

2.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los siguientes -- compuestos se necesitan para tener una mol de -- los mismos?.

- |                             |                            |                    |
|-----------------------------|----------------------------|--------------------|
| a) $\text{HI}$              | b) $\text{LiOH}$           | c) $\text{BaSO}_4$ |
| b) $\text{KCl}$             | e) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | f) $\text{CuCl}_2$ |
| g) $\text{HgCl}_2$          | h) $\text{FeCl}_2$         | i) $\text{CaO}$    |
| j) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |                            |                    |

3.- ¿Cuántos moles hay en 200 g. de cada uno de los siguientes compuestos:

- |                                      |                           |                             |
|--------------------------------------|---------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{BaCl}_2$                   | b) $\text{CaSO}_4$        | c) $\text{KCl}$             |
| d) $\text{NaCl}$                     | e) $\text{NH}_4\text{OH}$ | f) $\text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| g) $\text{SO}_2$                     | h) $\text{KMnO}_4$        | i) $\text{CCl}_4$           |
| j) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ |                           |                             |

4.- ¿Cuántos gramos hay de cada uno de los siguientes compuestos expresados en moles?.

- a).- 12.5 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- b).- 4.8 moles de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- c).- 5.64 moles de HI
- d).-  $12.5 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$
- e).-  $2 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{KNO}_3$
- f).-  $1.4 \times 10^4$  moles de  $\text{BaCl}_2$
- g).-  $1.4 \times 10^{-5}$  moles de  $\text{H}_2\text{O}$
- h).- 1.02 moles de  $\text{AgCl}$ .

5.- Expresar en Kg.

- a).-  $1.4 \times 10^3$  moles de Cu.
- b).-  $7.4 \times 10^2$  moles de  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- c).-  $2.5 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{AlCl}_3$

### COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA.

Para calcular la composición porcentual de una fórmula, se obtiene primero la masa molecular del compuesto, y en seguida se calcula el % que hay en cada elemento en la fórmula. Ejemplo:

En qué porcentaje se unen los elementos constituyentes del  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

3 átomos de hidrógeno	3 x 1 =	3.00
1 átomo de fósforo	1 x 30.97 =	30.97
4 átomos de oxígeno	4 x 16 =	64.00
		97.97

$$\% \text{ de H} = \frac{3(\text{H})}{\text{H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{3}{97.97} \times 100 = 3.06\%$$

$$\% \text{ de P} = \frac{30.97}{97.97} \times 100 = 31.61\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{97.97} \times 100 = 65.32\%$$


---


$$99.99\%$$

Cuál es la composición porcentual del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

$$\text{Masa de una mol: } (2 \times 23) + (1 \times 12) + (3 \times 16) = 46.00 + 12 + 48 = 106 \text{ g}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{106} \times 100 = 43.39 \%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12}{106} \times 100 = 11.32 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{106} \times 100 = 45.28 \%$$

$$\frac{45.28}{99.99} \%$$

La suma de los porcentos debe ser igual a 100 ó tener un error de 0.01% debido a las decimales.

#### COMPOSICION PORCENTUAL

1).- ¿Cuál es la composición porcentual de los siguientes compuestos?.

- |                    |  |                      |
|--------------------|--|----------------------|
| a).- $\text{SO}_2$ | i).- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | g).- $\text{NaCl}$   |
| b).- $\text{KCl}$  | e).- $\text{Ba}(\text{OH})_2$          | h).- $\text{ZnCl}_2$ |
| c).- $\text{HClO}$ | f).- $\text{H}_2\text{SO}_4$           | i).- $\text{CCl}_4$  |
|                    | j).- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ |                      |

2).- ¿Cuánto potasio hay en 100 g. de  $\text{KClO}_3$ ?

3).- ¿Cuánto fierro hay en 100 g. de una muestra de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

#### FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR

Fórmula:- En la representación de una sustancia se usa la fórmula, la cual es la unión de símbolos, los cuales están afectados por subíndices que indican el número de átomos que forman la molécula.

La fórmula representa el nombre de la sustancia, la cantidad de átomos que tiene, los elementos que la forman e implícitamente la cantidad de masa que hay de cada elemento, así como su masa molecular.

Fórmula empírica.- Es la fórmula más simple -- que muestra los números relativos de las diferentes clases de átomos en una molécula.

Fórmula molecular.- Es la fórmula que muestra el número real de cada clase de átomos en una molécula.

En muchos casos la fórmula empírica de un compuesto es igual a la fórmula real o molecular, en otros casos la fórmula molecular es un múltiplo de su fórmula más simples.

Cálculo de la fórmula empírica.

Ejemplo:

Cuál es la fórmula empírica de un compuesto -- que contiene 26.57% de potasio, 35.35% de cromo y 38.07% de oxígeno.

1.- Los porcentajes dados significan partes -- por ciento, por lo cual podemos escribir, 100 g de compuesto contienen 26.57 g de potasio, 35.35 g de cromo y 38.07 g de oxígeno.

En seguida cada uno de estos valores se dividen entre sus respectivas masas atómicas, para determinar el número de moles que hay en cada elemento.

$$\text{moles de potasio} = \frac{26.57 \text{ g}}{39.09 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ moles}$$

$$\text{moles de cromo} = \frac{35.35 \text{ g}}{51.99 \text{ g/mol}} = 0.6799 \text{ moles}$$

$$\text{moles de oxígeno} = \frac{38.07 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.3700 \text{ moles}$$

2.- Dividir cada número de moles encontrado entre el menor de ellos, con la finalidad de determinar la relación molar de los diferentes átomos.

$$\text{Relación de moles para el potasio} = \frac{0.6789 \text{ moles}}{0.6798 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el cromo} = \frac{0.6799 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno} = \frac{2.3700 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 3.49$$

3.- Escribir la fórmula más simple tomando en cuenta que el átomo es indivisible, ya que solo existen como unidades enteras, tomando en cuenta lo anterior, si escribimos la fórmula como  $K_1Cr_1O_{3.49}$  estará incorrecta ya que el oxígeno contiene subíndice fraccionario, para eliminarlo se multiplican to -

dos los subíndices por un número pequeño que los haga enteros, en este caso si multiplicamos por 2, la fórmula quedaría  $K_2Cr_2O_7$  (dicromato de potasio).

Síntesis de pasos a seguir.

1.- Los datos de por ciento expresarlos en gramos y dividirlos entre la masa atómica de cada uno.

2.- Dividir el número de moles encontrado entre el resultado más pequeño.

3.- Establecer la fórmula tomando en cuenta que los átomos existen en unidades enteras. (Multiplicar por números pequeños para no tener fracciones en los subíndices).

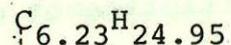
Ejemplo:

En 100 g de un compuesto hay 74.86 g de carbono y 25.12 g de hidrógeno, calcular su fórmula empírica.

1.- Como sus elementos ya están dados en gramos, dividiémoslos entre la masa atómica de cada uno.

$$C = \frac{74.86 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.23 \text{ moles}$$

$$H = \frac{25.13 \text{ g}}{1.007 \text{ g/mol}} = 24.95 \text{ moles}$$



2.- Dividiendo entre el número menor de moles.

$$C = \frac{6.23 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 1$$

$$H = \frac{24.95 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 4$$

3.- Fórmula empírica:  $CH_4$

(El número uno no se escribe).

#### FORMULA MOLECULAR:

La fórmula molecular en ocasiones es igual a la empírica, y en otros casos es un múltiplo de ésta, - o podemos decir: La fórmula molecular es igual a n - veces la fórmula empírica, donde n puede tomar cualquier valor numérico de uno en adelante.

Fórmula molecular = (fórmula empírica) n  
masa (determinada experimentalmente) de una mol del compuesto

$$n = \frac{\text{masa de una mol de la fórmula empírica.}}$$

Ejem.-El análisis de un compuesto puro,mostró un -- contenido de carbono de 79.885% y 20.114% de hidrógeno, además por experimentación se encontró que la masa de una mol era de 30.068 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?.

1.- Hallar primero la fórmula empírica.

$$C = \frac{79.8 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.58 \text{ moles}$$

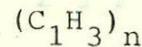
$$H = \frac{20.114 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 19.95 \text{ moles}$$

2.- Fórmula empírica  $C_{6.58}H_{19.95}$  dividiendo entre el número menor.

$$\frac{6.58}{6.58} = 1 \quad \frac{19.95}{6.58} = 3.03 \text{ (aproximadamente } \underline{3})$$

Fórmula empírica  $C_1H_3$

3.- Para hallar la fórmula molecular.



$$C = 12$$

$$H_3 = \frac{3}{15} \text{ g/mol}$$