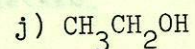
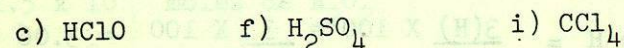
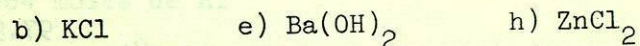
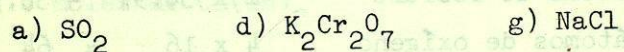


La suma de los porcentajes debe ser igual a 100 ó tener un error de 0.01% debido a las decimales.

COMPOSICION PORCENTUAL

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



2).- ¿Cuánto potasio hay en 100 g. de KClO_3 ?

3).- ¿Cuánto fierro hay en 100 g. de una muestra de Fe_2O_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 todos 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 expresados 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).

Tomando en cuenta lo anterior la fórmula $K_1Cr_1O_{3.49}$ es incorrecta ya que contiene un átomo con subíndice fraccionario. Para eliminar la fracción se multiplica por un número pequeño que la haga entero, en este caso por dos y la fórmula la quedaría: $K_2Cr_2O_7$.

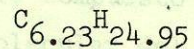
Ejemplo:

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, dividiremos entre la masa atómica de cada uno.

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

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



2.- Dividiendo entre el número menor de moles.

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

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

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 esta, 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

$$n = \frac{\text{masa (determinada experimentalmente) de una mol del compuesto}}{\text{masa de una mol de la fórmula empírica}}$$

Ejm.- 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 30.068g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

1.- Hallar primero la fórmula empírica.

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

$$H = \frac{20.1149}{1.008} = 19.95 \text{ moles}$$

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.

$$(C_1H_3)_n \quad C_1H_3 \quad C = 12$$

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

$$n = \frac{30.068 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2$$

Fórmula molecular = $(C_1H_3)_2$

$$= C_2H_6$$

Ejemplo:

Por análisis cuantitativo se encontró que un compuesto puro está constituido por 82.66% de carbono y 17.20% de hidrógeno, posteriormente se encontró experimentalmente que una mol de este compuesto tenía una masa de 58.12 g. calcular la fórmula molecular del compuesto.

Datos

$$\text{C} = 82.66\% = 82.66 \text{ g}$$

$$\text{H} = 17.20\% = 17.20 \text{ g}$$

Masa 1 mol del compuesto = 58.12 g

Solución

1o. Encontramos la fórmula empírica

$$\text{C} = \frac{82.66 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.88 \text{ moles}$$

$$\text{H} = \frac{17.20 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 17.20 \text{ moles}$$

Dividiendo entre el número de moles más pequeños.

$$6.88 / 6.88 = 1 \text{ y } 17.20 \text{ moles} / 6.88 \text{ moles} = 2.5$$

Fórmula empírica $\text{C}_1\text{H}_{2.5}$ se multiplica el subíndice por dos para tener $\text{C}_{1 \times 2}\text{H}_{2.5 \times 2} = \text{C}_2\text{H}_5$

La fórmula molecular sería: $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$.

Como a "n" no lo conocemos hay que calcularlo.

$$n = \frac{\text{masa experimental de 1 mol}}{\text{masa mol de la fórmula empírica}}$$

$$\text{Masa experimental} = 58.12 \text{ g/mol}$$

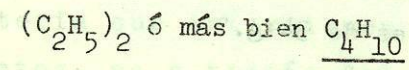
$$\text{Masa de la fórmula empírica } \text{C} = 2 \times 12.0 \text{ g} = 24.02 \text{ g}$$

$$\text{H} = 5 \times 1.008 = \frac{5.040 \text{ g}}{29.060 \text{ g/mol}}$$

Sustituyendo:

$$n = \frac{58.12 \text{ g/mol}}{29.06 \text{ g/mol}} = 2$$

Con este resultado la fórmula molecular es:



PROBLEMAS

FORMULA EMPIRICA

- 1.- ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que tiene: 94.11% de oxígeno y 5.88% de hidrógeno?
- 2.- ¿Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: C= 53.28%, H= 15.65% y N= 31.07%, ¿cuál es su fórmula empírica?
- 3.- La composición de un compuesto es la siguiente: Ca= 23.57%, H= 2.37%, P= 36.43% y O= 37.83% ¿cuál es su fórmula empírica?
- 4.- El sulfato de sodio tiene la siguiente composición porcentual: Na= 32.39%, S= 22.53%, O= 45.07% ¿cuál es su fórmula empírica?
- 5.- ¿Cuál es la fórmula empírica del etano, si experimental se encontró que su masa molecular es de 30 uma; y su composición porcentual es de: Ca= 80% H= 20%

FORMULA MOLECULAR

- 6.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto que está formado de 94.11 % de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno y además la masa de una mol es de 34 g.?
- 7.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto, que experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición es de C= 80 % y H= 20 % ?
- 8.- La composición porcentual del ácido sulfhídrico es: -- S= 94.12 %, H= 5.87 % ¿cuál es su fórmula molecular si su masa molecular es de 34.06 una?
- 9.- ¿Cuál es la fórmula molecular de la etilamina, si por experimentación se encontró que una mol es igual a 45 g y esta constituida de C en un 53.28 %, H en un 15.65 % y M en un 31.07 %?

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS A PARTIR DE REACCIONES QUIMICAS. USO DEL FACTOR MOLAR.

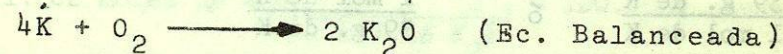
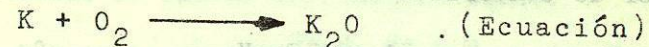
Un método para resolver problemas de estequiometría, en cuanto al cálculo de las cantidades de materia que intervienen en los reactivos y los productos, es a través del uso del factor molar, el cual para su mejor entendimiento, se ilustra en los siguiente ejemplos.

Ejemplo 1

¿Cuánto óxido de potasio puede ser preparado a partir de la oxidación completa de 100 g. de potasio?

Pasos:

- a).- Escribir la ecuación química y balancear.



- b).- Detectar los datos molares que se necesitan para resolver el problema:

Según el problema: es encontrar

¿Cuántos moles de K_2O se obtienen de cuántos moles de K? Por la ecuación sabemos que 4 moles de K producen 2 moles de K_2O .

c).- Obtener el factor molar, tomando en cuenta que:

$$\text{Factor molar} = \frac{\text{Numero de moles de Sustancia problema}}{\text{Número de moles de sustancia dados como partida en la ecuación balanceada.}}$$

tomando en cuenta lo anterior.

$$\text{Factor molar} = \frac{2 \text{ moles de } K_2O}{4 \text{ moles de } K}$$

d).- Determinar cuántos moles contiene la sustancia de partida.

En el problema tenemos 100 g. de K

Tomando en cuenta que la masa molecular del K = 39 g.

el factor de conversión es

$$\frac{39 \text{ g. de } K}{1 \text{ mol de } K} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } K}{39 \text{ g. de } K}$$

Tomando el segundo que es el apropiado tendremos.

$$100 \text{ g. de } K \left(\frac{1 \text{ mol de } K}{39 \text{ g. de } K} \right) = 2.564 \text{ moles de } K.$$

e).- Multiplicar el factor molar (paso c) por el número de moles de partida obtenidos. (paso d).

$$2.564 \text{ moles de } K \left(\frac{2 \text{ moles de } K_2O}{4 \text{ moles de } K} \right) = 1.282 \text{ moles de } K_2O$$

Hasta aquí se ha determinado, cuántos moles de K_2O se pueden obtener de 100 g. de K.

Para sacar la cantidad de K_2O en gramos, tenemos que pasar de moles a gramos.

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide.

El problema pide la respuesta en gramos.

$$1 \text{ mol de } K_2O = 39 \times 2 + 16 = 94 \text{ g.}$$

El factor de conversión es:

$$\frac{94 \text{ g. de } K_2O}{1 \text{ mol de } K_2O} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } K_2O}{94 \text{ g. de } K_2O}$$

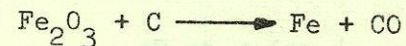
Tomando el factor correcto se tiene:

$$1.282 \text{ moles de } K_2O \left(\frac{94 \text{ g. de } K_2O}{1 \text{ mol de } K_2O} \right) = 120.50 \text{ g. de } K_2O$$

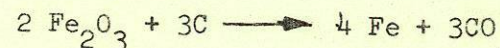
Ejemplo 2.

¿Cuántos Kg. de Fe se obtienen a partir de la reducción de 1500 Kg. de óxido férrico con carbono?

a).- Ecuación:



Balanceo:



b).- Datos molares.

• ¿Cuántos moles de Fe se obtienen de cuántos de Fe_2O_3 ?

Para la ecuación sabemos que: 2 moles de Fe_2O_3 producen 4 de Fe.

c).- Factor molar = $\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3}$

d).- Moles que hay en la sustancia de partida. Sustancia de partida 1500 Kg. de Fe_2O_3 masa molecular del Fe_2O_3 =
(55.84 g. X 2) + 16 g X 3 = 111.68 + 48 g. = 159.68 g.

Factor de conversión:

$$\frac{159.68 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.68 \text{ g. de } \text{Fe}_2\text{O}_3}$$

tomando el factor apropiado y pasando los Kg. a gramos.

$$1500 \text{ Kg.} \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg.}} \right) = 1500000 \text{ g.}$$

$$1500000 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \left(\frac{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.68 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \right) = 9393.78 \text{ moles -}$$

de Fe_2O_3

e).- Multiplicar el factor molar (paso c) por el número de -- moles de partida obtenidos (paso d).

$$9393.78 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \left(\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3} \right) = 18787.57 \text{ moles}$$

de Fe.

Hasta aquí se ha determinando cuántos moles de Fe se -- pueden obtener de 1500000 g de Fe_2O_3 .

Para sacar la cantidad de Fe en gramos, tenemos que pasar de moles a gramos y posteriormente a Kg.

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide:

El problema pide la respuesta en kg

$$1 \text{ mol de Fe} = 55.84 \text{ g}$$

factor conversión.

$$\frac{55.84 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.84 \text{ g de Fe}}$$

tomando el factor correcto: se multiplica dicho factor -- por el número de moles de Fe (paso e)

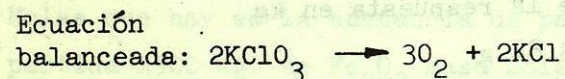
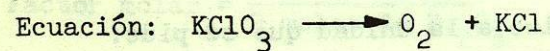
$$18787.57 \text{ moles de Fe} \left(\frac{55.84 \text{ g. de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} \right) = 1049098. \text{ g de Fe}$$

Convertir a Kg.

$$1049098.1 \text{ g de Fe} \left(\frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} \right) = 1049.0981 \text{ Kg. de Fe.}$$

CALCULOS DE MOL A MOL

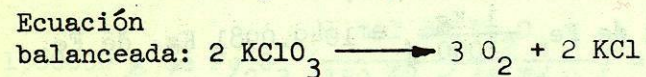
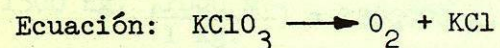
¿Cuántos moles de oxígeno se pueden obtener por descomposición térmica de 2 moles de clorato de potasio?



Al balancear la ecuación se observa que de dos moles de KClO_3 se obtienen 3 moles de oxígeno, que es lo que nos preguntan.

CALCULOS DE MOL — MASA

¿Cuántos moles de oxígeno se producen a partir de 245 g. de clorato de potasio por descomposición térmica?



$$\text{Factor molar: } \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3}$$

$$\begin{aligned} \text{masa molecular del KClO}_3 &= 39 \text{ g.} + 35.5 \text{ g.} + 3(16 \text{ g.}) = \\ &= 122.5 \text{ g.} \end{aligned}$$

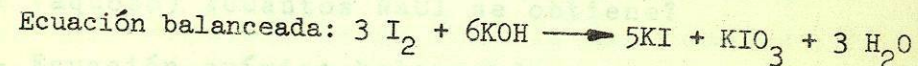
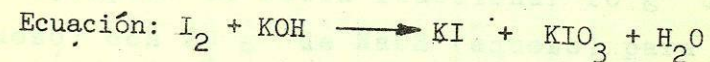
$$\text{Factor de conversión: } \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122.5 \text{ g. de KClO}_3}$$

Resolviendo:

$$\begin{aligned} 245 \text{ g de KClO}_3 &\frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122.5 \text{ g. de KClO}_3} \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3} = \\ &= 3 \text{ moles de O}_2 \end{aligned}$$

CALCULOS DE MASA A MASA

¿Cuántos gramos de yoduro de potasio se obtienen por calentamiento de 190.35 g. de yodo en solución de hidróxido de potasio?



$$\text{Factor molar: } \frac{5 \text{ moles de KI}}{3 \text{ moles de I}_2}$$

$$1 \text{ mol de I}_2 = 2(126.9 \text{ g.}) = 253.8 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol de KI} = 39 \text{ g.} + 126.9 \text{ g.} = 165.9 \text{ g.}$$

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ mol de } I_2}{253.8 \text{ g. de } I_2} \text{ y } \frac{165.9 \text{ g. de KI}}{1 \text{ mol de KI}}$$

número de moles en la cantidad de yodo que se dá.

$$190.35 \text{ g. de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{253.8 \text{ g. de } I_2} = 0.75 \text{ moles de } I_2$$

moles de KI que se obtienen:

$$0.75 \text{ moles de } I_2 \cdot \frac{5 \text{ moles de KI}}{3 \text{ moles de } I_2} = 1.25 \text{ moles de KI}$$

Conversión a gramos los moles de KI

$$1.25 \text{ moles de KI} \cdot \frac{165.9 \text{ g. de KI}}{1 \text{ mol de KI}} = 207.375 \text{ g. de KI}$$

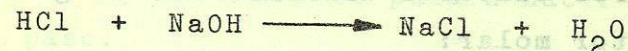
REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

En muchas reacciones que se llevan a cabo en laboratorio se usa un exceso de uno de los reactivos y en el otro una cantidad menor, por lo que al hacer cálculos (estequiométricos) para determinar la cantidad de producto resultante, deberá basarse en el reactivo que no está en exceso, ya que es el que se utiliza completamente en la reacción al reactivo que no está en exceso se le llama reactivo limitante, ya que limita la cantidad de producto que se obtiene.

Cálculos tomando en cuenta el reactivo limitante.

Ejemplo: Se hacen reaccionar 20 g de HCl (acuoso) con 20 g de NaOH (acuoso) para dar agua y NaCl (acuoso) ¿Cuántos NaCl se obtiene?

a).- Ecuación química balanceada.



b).- Datos molares: 1 mol de HCl reacciona con una mol de NaOH, para dar una mol de NaCl y una de agua.

c).- Factor molar

¿Qué factor debemos utilizar? ya que los factores pueden ser:

$$\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \quad \text{ó} \quad \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de HCl}}$$

Para decidir cual factor utilizar hay que determinar que reactivo es el limitante, es decir que no está en exceso. Viendo los datos molares.

$$1 \text{ mol de HCl} = 36.5 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40.0 \text{ g}$$

Se concluye que se requiere más gramos de NaOH que de HCl para obtener una mol de NaCl; y por lo tanto el HCl esta presente en exceso y el y el reactivo limitante es el NaOH. Como ya sabemos que el NaOH es el reactivo limitante, en nuestros cálculos usaremos los 20 g de NaOH y el factor molar:

$$\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}}$$

d).- Moles en la sustancia de partida.

$$20 \text{ g de NaOH}$$

$$\text{masa molecular del NaOH} = 23 \text{ g} + 16 + 1 \text{ g} = 40 \text{ g.}$$

Factor de conversión.

$$\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}}$$

Por lo tanto:

$$20 \text{ g de NaOH} = \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) = 0.5 \text{ moles de NaOH.}$$

e).- Multiplicar el factor molar por el número de moles obtenido:

$$0.5 \text{ moles de NaOH} = \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right) = 0.5 \text{ moles de NaCl.}$$

f).- Conversión de moles a la unidad que se pide:

$$1 \text{ mol de NaCl} = 23 \text{ g} + 35.5 \text{ g} = 58.5 \text{ g de NaCl factor : } \frac{58.5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}}$$

$$0.5 \text{ moles de NaCl} \left(\frac{58.5 \text{ g. de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \right) = 29.25 \text{ g de NaCl.}$$

Las operaciones se pueden hacer en una solo paso.

$$20 \text{ g de NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right)$$

$$\frac{58.5 \text{ g. de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 29.25 \text{ g de NaCl}$$