

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

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{C}_1\text{H}_3)_2 \\ = \text{C}_2\text{H}_6$$

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

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

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

$$\text{Masa 1 mol del compuesto} = 58.12 \text{ g}$$

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.

$$\frac{6.88 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 1 \quad \frac{17.20 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 2.5$$

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.

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

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

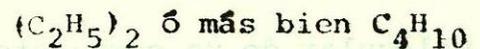
$$\text{Masa de la fórmula empírica C} = 2 \times 12.0 \text{ g} = 24.02 \text{ g}$$

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

Sustituyendo:

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

Con este resultado la fórmula molecular es:



PROBLEMAS

FÓRMULA EMPÍRICA

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:

C = 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 uma 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 uma?.

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 N en un 31.07%?.

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

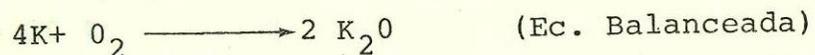
Un método para resolver problemas de estequiometría, en cuanto al cálculo de las cantidades de materia que intervienen en los reactivos y los productos, es a través del uso del factor molar, el cual para su mejor entendimiento, se ilustra en los siguientes ejemplos.

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 balancearla.



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:

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

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:

$$\frac{94 \text{ g. de } K_2O}{1 \text{ mol de } K_2O} \quad \delta \quad \frac{1 \text{ mol de } K_2O}{39 \text{ g de } K_2O}$$

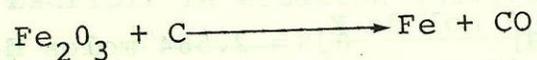
Tomando el factor correcto se tiene:

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

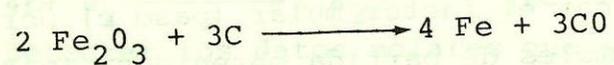
Ejemplo 2.

¿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 = $\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } Fe_2O_3}$

d).- Moles que hay en la sustancia de partida.

Sustancia de partida 1500 Kg. de Fe_2O_3 masa molecular del Fe_2O_3 =

$$(55.84 \text{ g.} \times 2) + (16 \text{ g} \times 3) = 111.68 + 48 \text{ g.} = 159.68 \text{ g.}$$

Factor de conversión:

$$\frac{159.68 \text{ g de } Fe_2O_3}{1 \text{ mol de } Fe_2O_3} \quad \delta \quad \frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{159.68 \text{ g. de } Fe_2O_3}$$

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

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

$$1500000 \text{ g de } Fe_2O_3 \left(\frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{159.68 \text{ g de } Fe_2O_3} \right) = 9393.78 \text{ moles.}$$

de Fe_2O_3

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

$$9393.78 \text{ moles de } Fe_2O_3 \left(\frac{4 \text{ moles de Fe}}{2 \text{ moles de } Fe_2O_3} \right) = 18787.57 \text{ moles de Fe.}$$

Hasta aquí se ha determinado ¿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 mol de Fe = 55.84 g.

factor conversión.

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

tomando el factor correcto: se multiplica dicho

factor por el número de moles de Fe (paso e)

$$18787.57 \text{ moles de Fe} \cdot \frac{55.84 \text{ g. de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 1049098.$$

g de Fe

Convertir a kg.

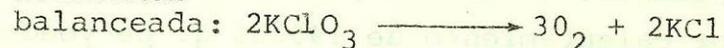
$$1049098.1 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 1049.0981 \text{ kg. de Fe.}$$

CALCULOS DE MOL A MOL

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



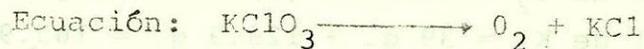
Ecuación



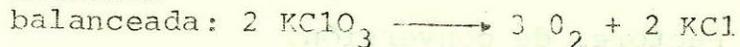
Al balancear la ecuación se observa que de dos moles de KClO_3 se obtienen 3 moles de oxígeno, que es lo que nos preguntan.

CALCULOS DE MOL \longrightarrow MASA

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



Ecuación



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

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

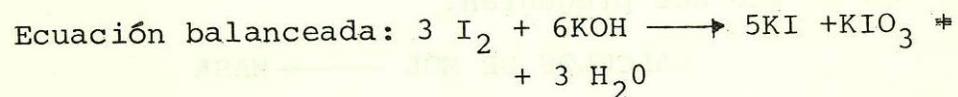
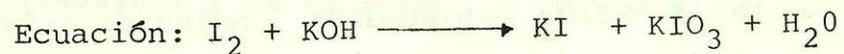
$$\text{Factor de conversión: } \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122.5 \text{ g. de KClO}_3}$$

Resolviendo:

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

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 da:

$$190.35 \text{ g. de I}_2 \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253.8 \text{ g. de I}_2} = 0.75 \text{ moles de I}_2$$

moles de KI que se obtienen:

$$0.75 \text{ moles de I}_2 \frac{5 \text{ moles de KI}}{3 \text{ moles de I}_2} = 1.25 \text{ moles de KI}$$

Conversión a gramos los moles de KI

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

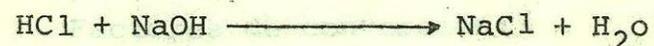
REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

En muchas reacciones que se llevan a cabo en el 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?.

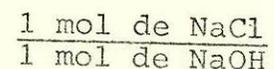
a).- Ecuación química balanceada.



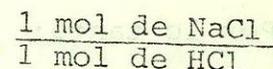
b).- Datos molares: 1 mol de HCl reacciona con una mol de NaOH, para dar una mol de NaCl y una de agua.

c).- Factor molar.

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



ó

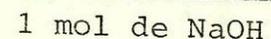
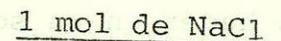


Para decidir cual factor a utilizar hay que determinar que reactivo es el limitante, es decir cual no está en exceso. Viendo los datos molares.

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

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

Se concluye que se requiere más gramos de NaOH que de HCl para obtener una mol de NaCl; y por lo tanto el HCl está presente en exceso 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:

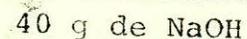
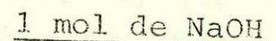


d).- Moles en la sustancia de partida.

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

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

Factor de conversión.



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 un solo paso.

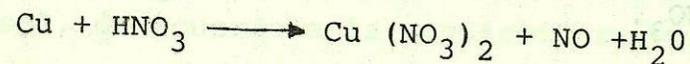
$$20 \text{ g de NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right)$$

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

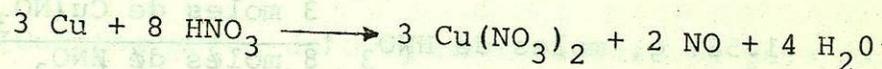
CALCULO DE MASA \longrightarrow REACTIVO LIMITANTE

¿Cuántos gramos de nitrato de cobre II se pueden obtener al hacer reaccionar 100 g. de cobre con 100 g. de ácido nítrico?

Ecuación:



Ecuación balanceada:



Factores molares:

$$\frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{3 \text{ moles de Cu}} \quad \text{y} \quad \frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ moles de HNO}_3}$$

$$1 \text{ mol de Cu} = 63.5 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2 = 63.5 \text{ g.} + 2(14 \text{ g.} + 48 \text{ g.}) = 187.5 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol de HNO}_3 = 1 \text{ g.} + 14 \text{ g.} + 48 \text{ g.} = 63 \text{ g.}$$

$$3 \text{ moles de Cu} = 190.5 \text{ g.}$$

$$8 \text{ moles de HNO}_3 = 504.0 \text{ g.}$$

Para determinar cuál de los dos factores molares usar, hay que ver cuál es el reactivo limitante es decir el cobre ó el ácido nítrico. En el paso anterior observamos que se necesita más ácido nítrico (504 g.) que cobre (190.5 g.) por lo tanto, el cobre está en exceso y nuestro reactivo limitante

es el ácido nítrico y su factor es el que hay que usar.

$$\begin{aligned} &\text{moles de HNO}_3 \text{ en los 100 g. dados.} \\ &100 \text{ g. de HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g. de HNO}_3} \right) = 1.587 \text{ g. moles-} \\ &\text{de HNO}_3. \end{aligned}$$

moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ que se obtienen.

$$\begin{aligned} &1.587 \text{ g. moles de HNO}_3 \left(\frac{3 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ moles de HNO}_3} \right) = \\ &= 0.585 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$$

Conversión a gramos los moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{Factor: } \frac{187.5 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2}$$

$$\begin{aligned} &0.585 \text{ moles de Cu}(\text{NO}_3)_2 \left(\frac{187.5 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2} \right) \\ &= 111.60 \text{ g. de Cu}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$$

PROBLEMAS

MOL-MOL

- 1.- ¿Cuántos moles de azufre se obtienen con 4.5 moles de H_2S gaseoso al reaccionar con SO_2 gaseoso?, de acuerdo a la siguiente reacción:



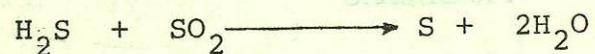
- 2.- ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para oxidar completamente 18.6 moles de cobre? según la siguiente reacción $\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuO}$
- 3.- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de zinc? ; reacción $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$
- 4.- ¿Cuántos moles de bisulfuro de carbono se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de cloro?, según la reacción siguiente.



MOL-MASA

- 5.- Al reaccionar ácido sulfhídrico gaseoso con dióxido de azufre gaseoso se produce azufre sólido y agua. ¿Cuántos moles de azufre se pueden producir con 816 g. de ácido sulfhídrico? Reacción --

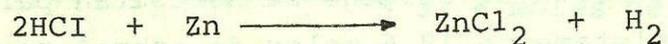
(no-balanceada).



- 6.- ¿Cuántos gramos de calcio se necesitan para llevar a efecto totalmente la siguiente reacción, si se cuenta con 36.5 moles de ácido clorhídrico?



- 7.- Tomando en cuenta la siguiente ecuación.



- a).- ¿Cuántos moles de cloruro de cinc son producidos por la reacción completa de 228.83-gramos de cinc.
- b).- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico son necesarios?
- 8.- El tetracloruro de carbono puede ser preparado de acuerdo a la siguiente reacción: (no-balanceada).

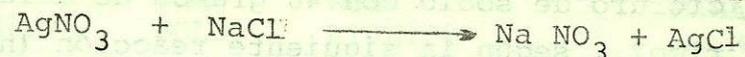


¿Cuántos moles de disulfuro de carbono y de cloro son necesarios para preparar 770 g. de tetracloruro de carbono?

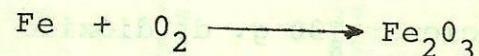
MASA-MASA

- 9.- ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio reaccionan-

con 849 g. de nitrato de plata y cuánto cloruro de plata y nitrato de sodio se obtiene?:



- 10.- ¿Cuánto óxido férrico se obtiene teóricamente al oxidar completamente 307.12 g. de hierro? - Reacción (no-balanceada).



- 11.- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio, cloruro de potasio y de agua se obtienen teóricamente al hacer reaccionar 568 g. de cloro gaseoso con hidróxido de sodio?, reacción: (no-balanceada).



- 12.- Teóricamente, ¿Cuántos gramos de ácido yodhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 634.5 g. de ácido yódico y cuánto yodo se obtiene?.

Reacción no balanceada. $\text{HIO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

REACTIVO LIMITANTE

- 13.- Se hacen reaccionar 100 g. de ácido sulfúrico con 100 g. de ácido yodhídrico para dar yodo, ácido sulfhídrico y agua. ¿Cuántos gramos de yodo se obtienen?. Reacción (no-balanceada).