Usando el número menor de moles, que es el número de moles del potasio, en el denominador, las razones molares son:

$$\frac{0.681 \text{ moles Cr}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{1.004 \text{ moles Cr}}{1 \text{ mol K}}$$

$$\frac{2.38 \text{ moles O}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{3.51 \text{ moles O}}{1 \text{ mol K}}$$

A partir de las razones molares, puede verse que la fórmula es $KCrO_{3.5}$.

Normalmente se evita escribir subíndices fraccionarios en las fórmulas, de modo que se multiplica cada uno de los subíndices por dos a fin de obtener números enteros en los subíndices. De donde, la mejor fórmula empírica es $K_2Cr_2O_7$. Siempre que se determina la fórmula de un compuesto a partir de la composición en porcentaje y se obtienen subíndices fraccionarios de las razones molares, deben multiplicarse los subíndices por un número apropiado que los convierta en números enteros.

Nótese que las razones molares calculadas en estos ejemplos tuvieron unos cuantos dígitos más que se despreciaron. Estos dígitos de más probablemente surgen de errores por redondeo. Normalmente, los subíndices en las fórmulas son números enteros pequeños, por tanto, se desprecian estos dígitos adicionales cuando se deduce la fórmula a partir de las razones molares.

Determinar la fórmula empírica de un compuesto que consiste de 12.80% de carbono, 2.10% de hidrógeno y 85.1% de bromo.

DETERMINACION DE FORMULAS MOLECULARES :

Las fórmulas verdaderas, no pueden ser determinadas a partir de la composición porcentual solamente.

La fórmula molecular es siempre igual a : $(\text{fórmula empírica})_n$, donde n puede ser cualquier número entero desde uno hasta millares. Para hallar n:

$$n = \frac{\text{masa de una mol del compuesto determinada experimentalmente}}{\text{masa de una mol calculada a partir de la fórmula empírica.}}$$

Ejemplo: Determinación de una fórmula molecular. El análisis de un compuesto puro, constituídode carbono e hidrógeno dió como resultado un contenido en masa de carbono de 92.3 por ciento. En un experimento separado se halló que la masa de una mol era de 78 g. ¿ Cuál es la fórmula molecular del compuesto ?

Primero hallamos la fórmula empírica.

Para el carbono:

$$92.3 \text{ g C} \times \frac{1.00 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ g C}} = 7.69 \text{ moles de C/100 g de compuesto}$$

Para el hidrógeno:

$$7.7 \text{ g H} \times \frac{1.00 \text{ mol de H}}{1.00 \text{ g H}} = 7.7 \text{ moles de H/100 g de compuesto}$$

La fórmula empírica es entonces:

$C_{7.7/7.7} H_{7.7/7.7} = C_1 H_1 = CH$

Para hallar la fórmula molecular $(CH)_n$



$$n = \frac{78 \text{ g/mol de (valor experimental)}}{13 \text{ g/mol de (calculado de la fórmula empírica)}} = 6$$

La fórumula molecular es entonces $(CH)_6$ ó $C_6H_6$.

OBJETIVO 3.1.7.- RESOLVERA PROBLEMAS SOBRE RELACIONES PONDERALES EN LAS REACCIONES QUIMICAS:

a) RELACION MOL A MOL
b) RELACION MOL A MASA O MASA A MOL
c) RELACION MASA A MASA.

a) RELACION MOL A MOL:

EJEMPLO: I.-

El $NH_3$ reacciona con el $O_2$ para producir $N_2$ Y $H_2O$ de acuerdo a la siguiente ecuación :

$$4\ NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6\ H_2O$$

Determine cuántos moles de $O_2$ será necesario para producir 5 moles de $N_2$.

1°- METODO:

La ecuación química indica que para producir 2 moles de $N_2$ se necesitan 3 moles de $O_2$, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será $\frac{3 \text{ moles } O_2}{2 \text{ moles } N_2}$, entonces:

$$NO_2 = NN_2 \text{ (R.E.)} = (5 \text{ moles } N_2)\ \frac{(3 \text{ moles } O_2)}{(2 \text{ moles } N_2)}$$

$NO_2 = 7.5$ moles

2°- METODO:

Sea X = número de moles de $O_2$ necesarios para producir 5 moles de $N_2$. El problema se expresa así: 3 moles de $O_2$ producen 2 moles de $N_2$, X moles de $O_2$ producirán 5 moles de $N_2$; en forma de proporción:

$$\frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } N_2} = \frac{X}{5 \text{ moles de } N_2}$$ ; despejando x quedará:

$$x = \left(\frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } N_2}\right)\ (5 \text{ moles de } N_2)$$

$x = 7.5$ moles de $O_2$

3°. Método:

Como en el método anterior, x = número de moles de $0_2$ necesarios para producir 5 moles de $N_2$. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 5 moles de $N_2$ y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivas hasta obtener las unidades de moles de $0_2$ deseadas:

$$x = (5 \text{ moles de } N_2)\left(\frac{3 \text{ moles de } 0_2}{2 \text{ moles de } N_2}\right)$$

$$\underline{X = 7.5 \text{ moles de } 0_2}$$

b) RELACION MOL A MASA O MASA A MOL.

Ejemplo 2.-

El $Fe_2 0_3$ reacciona con el C para producir Fe y $C0_2$ de acuerdo a la siguiente reacción:

$$2Fe_2\,0_3 + \underline{3C} \longrightarrow \underline{4Fe} + 3\,C0_2$$

Determine cuántos gramos de Fe se producirán si se hacen reaccionar 5 moles de C.

1o. Método:

La ecuación química indica que 3 moles de C producen 4 moles de Fe, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será $\frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}}$, entonces:

$$\eta Fe = (nc)\,(R.E.) = (5 \text{ moles de C})\left(\frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}}\right)$$

$$\underline{\eta Fe = 6.66 \text{ moles de Fe}}$$

Como la respuesta se debe expresar en gramos , utilizaremos la fórmula: m=n(p.m.), el peso molecular (p.m.) del Fe es directamente su peso atómico, es decir 56 gr/mol, entonces:

$$m_{Fe} = (n_{Fe})\,(p.m.Fe) = (6.66 \text{ moles Fe})\left(\frac{56 \text{ gr Fe}}{\text{mol Fe}}\right)$$

$$\underline{mFe = 372.96 \text{ gr. Fe}}$$

2o. Método:

Sea x = el número de moles de Fe producidos a partir de 5 moles de C. El problema se expresa así: 3 moles de C producen 4 moles de Fe, 5 moles de C producirán x moles de Fe; en forma de proporción:



$\frac{3 \text{ moles de C}}{4 \text{ moles de Fe}} = \frac{5 \text{ moles de C}}{x}$ despejando x, quedará:

$$x = (5 \text{ moles de C})\left(\frac{4 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de C}}\right)$$

$$x = 6.66 \text{ moles de Fe}$$

Sea X'= gramos de Fe contenidos en 6.66 moles de Fe.El problema se expresa así: 1 mol de Fe tiene una masa de 56 gramos, 6.66 moles de Fe tienen una masa de X'gramos; en forma de proporción:

$\frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{gr.Fe}} = \frac{6.66 \text{ mol Fe}}{x'}$; despejando x', quedará:

$$x' = (6.66 \text{ mol Fe})\left(\frac{56 \text{gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}}\right)$$

$$\underline{x' = 372.96 \text{ gr. Fe}}$$

3o. Método:

Sea x = gramos de Fe producidos a partir de 5 moles de C. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 5 moles de C y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de gramos de Fe deseadas:

$$x = (5 \text{ moles de C})\left(\frac{4 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles C}}\right)\left(\frac{56 \text{ gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}}\right)$$

$$\underline{x = 372.96 \text{ Gr. Fe}}$$

Nota:

El factor $\frac{4 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles C}}$ se obtiene de la ecuación química.

El factor $\frac{56\text{gr. Fe}}{1 \text{ mol Fe}}$ representan los gramos de Fe contenidos en 1 mol de Fe.

Ejemplo: 3.-

El gas $C_2H_6$ reacciona con el $0_2$ para producir $C0_2$ y $H_20$. Cuántos moles de $C_2H_6$ se necesitarán para producir 264 gramos de $C0_2$.

La ecuación balanceada es: $\underline{2C_2H_6} + 7 0_2 \longrightarrow \underline{4C0_2} + 6\,H_20$

1o. Método:

Lo primero que haremos será encontrar el número de moles que están contenidos en 264gr. de $CO_2$.

Para esto utilizaremos la fórmula $n = \frac{m}{p.m.}$, el peso molecular (p.m.) del $CO_2$ será:

$p.m.CO_2 = (12x1) + (16x2)$

$p.m.CO_2 = 44$ gr/mol, aplicando la fórmula tendremos:

$$n_{CO_2} = \frac{264gr.\ CO_2}{\frac{44gr.\ CO_2}{1\ mol\ CO_2}} = 6 \text{ moles de } CO_2$$

La ecuación química indica que se necesitan 2 moles de $C_2H_6$ para producir 4 moles de $CO_2$, entonces la relación estequiométrica (R.E) será

$\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}$, entonces:

$$n_{C_2H_6} = (n_{CO_2})\ (R.E.) = (6 \text{ moles } CO_2)\left(\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}\right)$$

$n_{C_2H_6} = 3$ moles $C_2H_6$

2o. Método:

Sea x = número de moles contenidos en 264 gr. de $CO_2$. El problema se expresa así: 1 mol de $CO_2$ tiene una masa de $[(12x1) + (16x2)] = 44$ gr., x moles de $CO_2$ tendrán una masa de 264 gramos; en forma de proporción:

$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44gr.\ CO_2} = \frac{x}{264\ gr.\ CO_2}$; despejando x, quedará:

$$x = (264 \text{ gr. } CO_2)\left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2}\right)$$

$x = 6$ moles $CO_2$

Sea x' = número de moles de $C_2H_6$ que se necesitan para producir 6 moles de $CO_2$. El problema se expresa así: 2 moles de $C_2H_6$ producen 4 moles de $CO_2$, x' moles de $C_2H_6$ producen 6 moles de $CO_2$; en forma de propoción:

$\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2} = \frac{x'}{6 \text{ moles } CO_2}$; despejando x', quedará:

$$x' = (6 \text{ moles } CO_2)\left(\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}\right)$$

$x' = 3$ moles $C_2H_6$



3o. Método:

Sea x = número de moles de $C_2H_6$ necesarias para producir 264gr. de $CO_2$. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 264 gr. de $CO_2$ y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de moles de $C_2H_6$ deseadas:

$$x = (264 \text{ gr. } CO_2)\left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr. } CO_2}\right)\left(\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}\right)$$

$x = 3$ moles $C_2H_6$

Nota:

El factor $\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44gr\ CO_2}$ representa los gramos de $CO_2$ contenidos en 1 mol de $CO_2$.

El factor $\frac{2 \text{ moles } C_2H_6}{4 \text{ moles } CO_2}$ se obtiene de la ecuación química.

c) RELACION MASA A MASA.-

Ejemplo: 4.-

El NaOH se prepara comercialmente mediante la reacción del $Na_2CO_3$ con $Ca(OH)_2$. ¿Cuántos gramos de NaOH pueden obtenerse si se tratan 700gr. de $Na_2CO_3$ con $Ca(OH)_2$ necesario? La ecuación balanceada es:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + CaCO_3$$

1o. Método:

El primer paso será encontrar el número de moles que están contenidas en 700 gr. de $Na_2CO_3$. Para esto utilizaremos la fórmula: $n = \frac{m}{p.m.}$, el peso molecular (p.m.) del $Na_2CO_3$ será:

$P.m._{Na_2CO_3} = (23x2) + (12x1) + (16x3) = 106$ gr/mol

Aplicando la fórmula tendremos:

$$n_{Na_2CO_3} = \frac{700gr.\ Na_2CO_3}{\frac{106\ gr.\ Na_2CO_3}{1\ mol\ Na_2CO_3}} = 6.603 \text{ moles } Na_2CO_3$$

La ecuación química indica que se producen 2 moles de Na OH a partir de 1 mol de $Na_2CO_3$, entonces la relación estequiométrica (R.E.) será $\frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3}$, entonces:

$\eta_{NaOH} = (\eta_{Na_2CO_3})$ (R.E.)= (6.603 mol $Na_2CO_3$) $\left(\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3}\right)$

$\eta_{NaOH}$= 13.206 moles NaOH

Como la respuesta se debe expresar en gramos, utilizaremos la fórmula: M= (n) (p.m.), el peso molecular (p.m.) del NaOH es:

P.m. NaOH = (23x1) + (16 x 1) + (1x1) = 40 gr/mol, entonces:

$m_{NaOH}$= (13.206 moles NaOH) $\left(\frac{40gr \text{ NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}\right)$

$m_{NaOH}$ = 528.24 gr. NaOH

2o. Método:

Sea x = número de moles contenidos en 700 gr. de $Na_2CO_3$. El problema se expresa así: 1 mol de $Na_2CO_3$ tiene una masa de [(23x2) + (12x1) + (16x3)]= 106 gr.; x moles de $Na_2CO_3$ tendrán una masa de 700 gr; en forma de proporción:

$\frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106gr.Na_2CO_3} = \frac{X}{700gr.Na_2CO_3}$ ; despejando x, quedará:

x = (700 gr.$Na_2CO_3$) $\left(\frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106 \text{ gr. } Na_2CO_3}\right)$

x = 6.603 moles de $Na_2CO_3$

Sea x'= número de moles de NaOH obtenidos a partir de 6.603 moles de $Na_2CO_3$. El problema se expresa así: 1 mol de $Na_2CO_3$ producen 2 moles de NaOH, 6.603 moles de $Na_2CO_3$ producen x' moles de NaOH; en forma de proporción:

$\frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{2 \text{ mol Na OH}} = \frac{6.603 \text{ mol } Na_2CO_3}{x'}$; despejando x', quedará:

X'= (6.603 mol $Na_2CO_3$) $\left(\frac{2mol \text{ NaOH}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3}\right)$

x'= 13.206 mol NaOH

Sea x" = número de gramos de NaOH contenidos en 13.206 moles de NaOH. El problema se expresa así: 1 mol de NaOH tiene masa de [(23x1)+(16x1)+(1x1)] = 40 gramos, 13.206 moles de NaOH tendrán una masa de x" gramos; en forma de proporción:

$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40gr. \text{ NaOH}} = \frac{13.206 \text{ mol NaOH}}{x"}$ ; despejando x", quedará:

x"= (13.206 mol Na OH) $\left(\frac{40 \text{ gr. NaOH}}{1 \text{ mol Na OH}}\right)$

x"= 528.24 gr. NaOH



3o. Método:

Sea x = número de gramos de NaOH obtenidos a partir de 700gr. de $Na_2CO_3$. La cuestión se escribe en forma de ecuación en la que x se iguala a 700 gr. de $Na_2CO_3$ y el segundo miembro de la ecuación se transforma mediante factores de conversión sucesivos hasta obtener las unidades de gramos de NaOH deseadas:

x=(700gr. $Na_2CO_3$) $\left(\frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106 \text{ gr. } Na_2CO_3}\right)$ $\left(\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3}\right)$ $\left(\frac{40gr. \text{ NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}\right)$

x = 528.24gr. NaOH

Nota:

El factor $\left(\frac{1mol \text{ } Na_2CO_3}{106gr. \text{ } Na_2CO_3}\right)$ representa los gramos de $Na_2CO_3$ contenidos en 1 mol de $Na_2CO_3$.

El factor $\left(\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3}\right)$ se obtiene de la ecuación química.

El factor $\left(\frac{40 \text{ gr. NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}\right)$ representa los gramos de NaOH contenidos en 1 mol de NaOH.

OBJETIVÓ.- 3.1.8.- CALCULARA EL REACTIVO LIMITANTE EN UNA REACCION QUIMICA:

PROBLEMAS CON REACTIVO LIMITANTE:-

Muchas preparaciones de laboratorio emplean comúnmente un exceso de uno de los reactivos. Por lo tanto, los cálculos para determinar la cantidad de producto esperado deberían basarse en el reactivo que no esté presente en exceso, es decir aquel que se utilice completamente en la reacción. Este reactivo es llamado reactivo -- limitante.

Ejemplo : Reactivo limitante. 10.0g de NaOH(aq) se hacen reaccionar con 10.0g. de HCl (aq) para dar agua y NaCl(aq).¿ Cuánto NaCl se forma?

Ecuación balanceada: $NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O$

Datos molares: 1 mol 1 mol 1 mol

¿ Qué factor molar debemos utilizar para resolver el problema?

$$\frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}} \quad \text{ó} \quad \frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de HCl}}$$

Primero tenemos que decidir qué reactivo no está presente en exceso.

1 mol de NaOH = 40.0g
1 mol de HC = 36.5 g

Estos datos muestran que se requieren más gramos de NaOH que de HCl para producir una mol de NaCl. Entonces el HCl está presente en exceso y nuestros cálculos deben basarse en los 10.0g de NaOH

$$10.0 \text{ g NaOH} \left[\frac{1.00 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g NaOH}}\right] \left[\frac{1.00 \text{ mol de NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaOH}}\right] \left[\frac{58.5 \text{g NaCl}}{1.00 \text{ mol de NaCl}}\right] = 14.6 \text{gNaCl.}$$



A C T I V I D A D E S

1.- Reaccionan 36 gr. de HCl con 40 gr. de NaOH para producir 18 gr. de $H_2O$ y NaCl. ¿Cuántos gramos de NaCl se deben obtener si la reacción es:

$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

2.- Se combinan 331 gr. de $Pb(NO_3)_2$ con KI para producir 202gr. de $KNO_3$ y 461 gr. de $PbI_2$. ¿Cuántos gramos de KI se necesitarán si la reacción es:

$Pb(NO_3)_2 + 2KI \longrightarrow 2KNO_3 + PbI_2$

3.- Si 5.62gr. de silicio se combinan con 6.4gr. de oxígeno. ¿Cuántos gramos de silicio se combinarán con 10.64 gr. de oxígeno?

4.- Una muestra de sal contiene 0.224 gr. de sodio y 0.346gr. de cloro. ¿Cuántos gramos de cloro contendrá una muestra que tiene 1.36gr de sodio?

5.- Cierto óxido de fierro contiene 77.7 % de hierro y 22.3% de oxígeno. Un óxido diferente contiene 69.9% de hierro y 30.1% de oxígeno. Demuestre que estos números responden a la ley de las proporciones múltiples.

6.- Los elementos AyB pueden formar dos compuestos diferentes. En uno de ellos 0.58gr. de A se combinan con 0.42 gr de B; en el otro las cantidades son 0.18gr de A y 0.26gr de B. Aclare cómo estos números se ajustan a la ley de las proporciones múltiples.

7.- Determine el peso molecular de las siguientes moléculas:

a) $F_2$
b) $P_5$
c) $NH_3$
d) $Na_2SO_4$
e) $H_3PO_3$
f) $Al(OH)_3$
g) $Ca_3(AsO_4)_2$
h) $K_2CO_3$
i) $Pb(NO_3)_2$
j) MgO

8.- Determine el número de moles contenidos en:

a) 230 gr. de Na I
b) 520 gr. de $PbSO_3$
c) 90 gr. de $HNO_3$
d) 150 gr. de $K_3PO_4$