PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

QIM100E-3

Taller

Estequiometría

1° semestre 2020, 28-04-2020

Romina Bassi Castillo

robassi@uc.cl

Ejercicio N°1

Al calentar sulfuro de hierro (II) en presencia de oxígeno gaseoso se produce óxido de hierro (III) y dióxido de azufre. Determine la masa de óxido de hierro (III) producido al hacer reaccionar 240 g de sulfuro de hierro (II) de 87,2 % de pureza en exceso de oxígeno, sabiendo que el rendimiento de la reacción es de un 96%. Considere las masas molares de Fe: 55,85 g/mol, S: 32,06 g/mol, 0: 15,99 g/mol.

$$FeS_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow Fe_2O_{3\,(g)} + SO_{2\,(g)}$$

$$4FeS_{(g)} + 7O_{2\,(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,(g)} + 4SO_{2\,(g)}$$

$$n\text{FeS} = \frac{\text{masa FeS (g)}}{\text{MM FeS (g/mol)}} = \frac{240\text{g x}\frac{87{,}2\%}{100\%}}{(55{,}85 + 32{,}06)\ \text{g/mol}} = \frac{209{,}28\ \text{g}}{87{,}01\ \text{g/mol}}$$

$$n\text{FeS} = 2{,}38\ \text{mol}$$

Considerando que hay un exceso de oxígeno, el reactivo limitante es FeS.

$$4\ \text{mol FeS} = 2{,}38\ \text{mol FeS}$$

$$2\ \text{mol } Fe_2O_3 = \text{x mol } Fe_2O_3$$

$$1{,}19\ \text{mol } Fe_2O_3$$

$$\text{masa } Fe_2O_3 = n Fe_2O_3\ \text{x MM } Fe_2O_3 = 1{,}19\ \text{mol} Fe_2O_3\ \text{x } (2\text{x}55{,}85\ \text{g/mol} + 3\text{x}15{,}99\text{g/mol})$$

$$\text{masa } Fe_2O_3 = 190\ \text{g x}\frac{96\%}{100\%} = \mathbf{182{,}4\ g\ Fe_2O_3}$$

Ejercicio N°2

Se dispone de una disolución de ácido acético, CH_3COOH (60,052 g/mol) al 20 % en masa de densidad 1,025 g/mL.

a) Determine la molaridad y la molalidad de la disolución.
R: 3,42 mol/L y 4,17 mol/kg

$$Concentración\ molar\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)}$$

$$\%\,{}^{m}/_{m} = \frac{\text{g soluto}}{100\ \text{g solución}} = \frac{20\text{g } CH_3COOH}{100\ \text{g solución}} = 20\ \%$$

$$n CH_3COOH = \frac{20\text{g } CH_3COOH}{60{,}052\,\frac{g}{mol}} = 0{,}333\ mol$$

$$densidad = \frac{masa\ solución}{volumen}$$

$$Volumen\ solución = \frac{masa\ solución}{densidad} = \frac{100\ g}{1{,}025\frac{g}{mL}} = 97{,}56\ mL = 0{,}0976\ L$$

$$Concentración\ molar\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}333\ mol}{0{,}0976\ L} = \mathbf{3{,}41\,\frac{mol}{L} = 3{,}41\ M}$$

Ejercicio N°2

Se dispone de una disolución de ácido acético, CH_3COOH (60,052 g/mol) al 20 % en masa de densidad 1,025 g/mL.

a) Determine la molaridad y la molalidad de la disolución.
R: 3,42 mol/L y 4,17 mol/kg

$$Concentración\ molal\ (m) = \frac{mol}{kg\ disolvente}$$

$$\%\,{}^{m}/_{m} = \frac{\text{g soluto}}{100\text{ g solución}} = \frac{20\text{g } CH_3COOH}{100\text{ g solución}} = 20\ \%$$

$$n CH_3COOH = \frac{20\text{g } CH_3COOH}{60{,}052\,\frac{g}{mol}} = 0{,}333\ mol$$

$$100\text{ g solución} = 20\text{ g } CH_3COOH + 80\text{ g disolvente}$$

$$Concentración\ molal\ (m) = \frac{mol}{kg\ disolvente} = \frac{0{,}333\ mol}{80\ g\ \frac{1\ kg}{1000\ g}}$$

$$Concentración\ molal\ (m) = \mathbf{4{,}16\,\frac{mol}{kg} = 4{,}16\ m}$$

Ejercicio N°2

Se dispone de una disolución de ácido acético, CH_3COOH (60,052 g/mol) al 20 % en masa de densidad 1,025 g/mL.

b) Determine la fracción molar de cada componente de la disolución.

$$\text{n total solución} = \text{n soluto}_{CH3COOH} + \text{n disolvente}_{H2O}$$

$$\text{n disolvente}_{H2O} = \frac{80\ g}{18{,}015 \frac{g}{mol}} = 4{,}44\ \text{mol}$$

$$\chi_{soluto} = \frac{\text{n soluto (mol)}}{\text{n total solución (mol)}} = \frac{0{,}333\ \text{mol}\ CH_3COOH}{(0{,}333\ mol + 4{,}44\ mol)}$$

$$\boldsymbol{\chi_{soluto} = 0{,}07}$$

$$\chi_{disolvente} = \frac{\text{n disolvente (mol)}}{\text{n total solución (mol)}} = \frac{4{,}44\ \text{mol}\ H_2O}{(0{,}333\ mol + 4{,}44\ mol)}$$

$$\boldsymbol{\chi_{disolvente} = 0{,}93}$$

Ejercicio N°2

Se dispone de una disolución de ácido acético, CH_3COOH (60,052 g/mol) al 20 % en masa de densidad 1,025 g/mL.

c) ¿Qué volumen de ésta disolución reaccionará exactamente con 50 mL de $Ca(OH)_2$ 0,4 mol/L según la ecuación:

$$2CH_3COOH + Ca(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + 2H_2O$$

$$n\mathrm{Ca(OH)_2} = 0{,}4\,\frac{mol}{L}\,x\;0{,}05\;L = 0{,}02\;mol$$

$$1\ \mathrm{mol\ Ca(OH)_2} = 0{,}02\ \mathrm{mol\ Ca(OH)_2}$$

$$2\ \mathrm{mol\ CH_3COOH} = 0{,}04\ \mathrm{mol\ CH_3COOH}$$

$$Concentración\ molar\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)}$$

$$3{,}41\,\frac{mol}{L} = \frac{0{,}04\ \mathrm{mol\ CH_3COOH}}{Volumen\ disolución\ (L)}$$

$$,Volumen\ disolución = \frac{0{,}04\ \mathrm{mol\ CH_3COOH}}{3{,}41\frac{mol}{L}}$$

$Volumen\ disolución$ =0,0117 L = 11,7 mL

Ejercicio N°2

Se dispone de una disolución de ácido acético, CH_3COOH (60,052 g/mol) al 20 % en masa de densidad 1,025 g/mL.

d) ¿Qué volumen de la disolución de ácido acético al 20% habrá que utilizar para preparar 250 mL de una disolución de ácido acético 0,15 mol/L?

$$Concentración\ molar\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}333\ mol}{0{,}0976\ L} = \mathbf{3,41\ \frac{mol}{L}}$$

$$C_1\ x\ V_1 = C_2\ x\ V_2$$

$$3{,}41\ \frac{mol}{L}\ x\ V_1 = 0{,}15\ \frac{mol}{L}\ x\ 250\ mL$$

$$\boldsymbol{V_1 = 11{,}0\ mL}$$

Ejercicio N°3

Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toma 50 g de la misma y se tratan con HCl (aq) del 35 % en peso y densidad 1,18 g ml^{-1}. Consumiéndose 129 mL. Calcular el porcentaje de cinc en la muestra y la molaridad de la disolución. Datos masas molares: Zn: 65,38 g/mol; Cl: 35,5 g/mol; H: 1 g/mol.
R: a) 95,5 %; b) 11,3 mol L^{-1}

$$Zn\ (s) + \mathbf{2}HCl\ (ac) \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$\%\, m/m = \frac{\text{g soluto}}{100\ \text{g solución}} = \frac{35\text{g HCl}}{100\ \text{g solución}} = 35\ \%$$

$$n\text{HCl} = \frac{\text{masa HCl (g)}}{\text{MM HCl (g/mol)}} = \frac{35\ g}{(1+35{,}5)\ g/mol} = 0{,}96\ mol\ HCl$$

$$Volumen\ solución = \frac{masa\ solución}{densidad} = \frac{100\ g}{1{,}18\ \frac{g}{mL}} = 84{,}75\ mL = 0{,}0848\ L$$

$$Concentración\ molar HCl\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}96\ mol}{0{,}0848 L} = \mathbf{11{,}32\ \frac{mol}{L}}$$

Ejercicio N°3

Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toma 50 g de la misma y se tratan con HCl (aq) del 35 % en peso y densidad 1,18 g ml^{-1}. Consumiéndose 129 mL. Calcular el porcentaje de cinc en la muestra y la molaridad de la disolución. Datos masas molares: Zn: 65,38 g/mol; Cl: 35,5 g/mol; H: 1 g/mol.
R: a) 95,5 %; b) 11,3 mol L^{-1}

$$Zn\ (s) + \mathbf{2}HCl\ (ac) \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$Concentración\ molar HCl\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}96\ mol}{0{,}0848 L} = \mathbf{11{,}32\ \frac{mol}{L}}$$

$$11{,}32\ \frac{mol}{L} = \frac{x\ mol\ HCl}{0{,}129\ L} \qquad x\ mol\ HCl = 1{,}46\ mol$$

$$2\ \text{mol HCl} = 1{,}46\ \text{mol HCl}$$
$$1\ \text{mol Zn} = \text{x mol Zn}$$
$$\mathbf{x\ mol\ Zn = 0{,}73\ mol}$$

$$\text{masa Zn} = 0{,}73\ \text{mol Zn x } 65{,}38\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 47{,}72\ \text{g}$$
$$47{,}73\ \text{g} = x\ \%\ \text{Zn}$$
$$50{,}00\ \text{g} = 100\ \%$$

$$\therefore\ \boldsymbol{Hay\ un\ 95{,}5\%\ de\ Zn\ en\ la\ muestra.}$$

Ejercicio N°3

Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toma 50 g de la misma y se tratan con HCl (aq) del 35 % en peso y densidad 1,18 g ml^{-1}. Consumiéndose 129 mL. Calcular el porcentaje de cinc en la muestra y la molaridad de la disolución.
Datos masas molares: Zn: 65,38 g/mol; Cl: 35,5 g/mol; H: 1 g/mol.
R: a) 95,5 %; b) 11,3 mol L^{-1}

$$Zn\ (s) + \mathbf{2}HCl\ (ac) \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$Concentración\ molar HCl\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}96\ mol}{0{,}0848 L} = \mathbf{11,32\ \frac{mol}{L}}$$

$$11{,}32\ \frac{mol}{L} = \frac{n\ mol\ HCl}{0{,}129\ L} \qquad n\ mol\ HCl = \mathbf{1,46\ mol}$$

$$n\text{Zn} = \frac{\text{masa Zn(g)}}{\text{MM Zn(g/mol)}} = \frac{50\ \text{g}}{65{,}38 \frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}765\ mol}$$

$$2\ \text{mol HCl} = 1{,}46\ \text{mol HCl}$$
$$1\ \text{mol Zn} = x\ \text{mol Zn}$$

$$\mathbf{x\ mol\ Zn = 0,73\ mol}$$

$$\therefore\ Por\ lo\ tanto\ el\ reactivo\ limitante\ es\ el\ HCl, ya\ que\ hay\ un\ exceso\ de\ Zn.$$

Ejercicio N°3

Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toma 50 g de la misma (densidad 7,14 g/mL) y se tratan con HCl (aq) del 35 % en peso y densidad 1,18 g mL^{-1}. Consumiéndose 129 mL. Calcular el porcentaje de cinc en la muestra y la molaridad de la disolución. Datos masas molares: Zn: 65,38 g/mol; Cl: 35,5 g/mol; H: 1 g/mol. $Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow ZnCl_{2\,(ac)} + H_{2\,(g)}$

$$Concentración\ molar HCl\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}96\ mol}{0{,}0848 L} = \mathbf{11{,}32\ \frac{mol}{L}}$$

$\therefore$ *Por lo tanto el reactivo limitante es el HCl, ya que hay un exceso de Zn.*

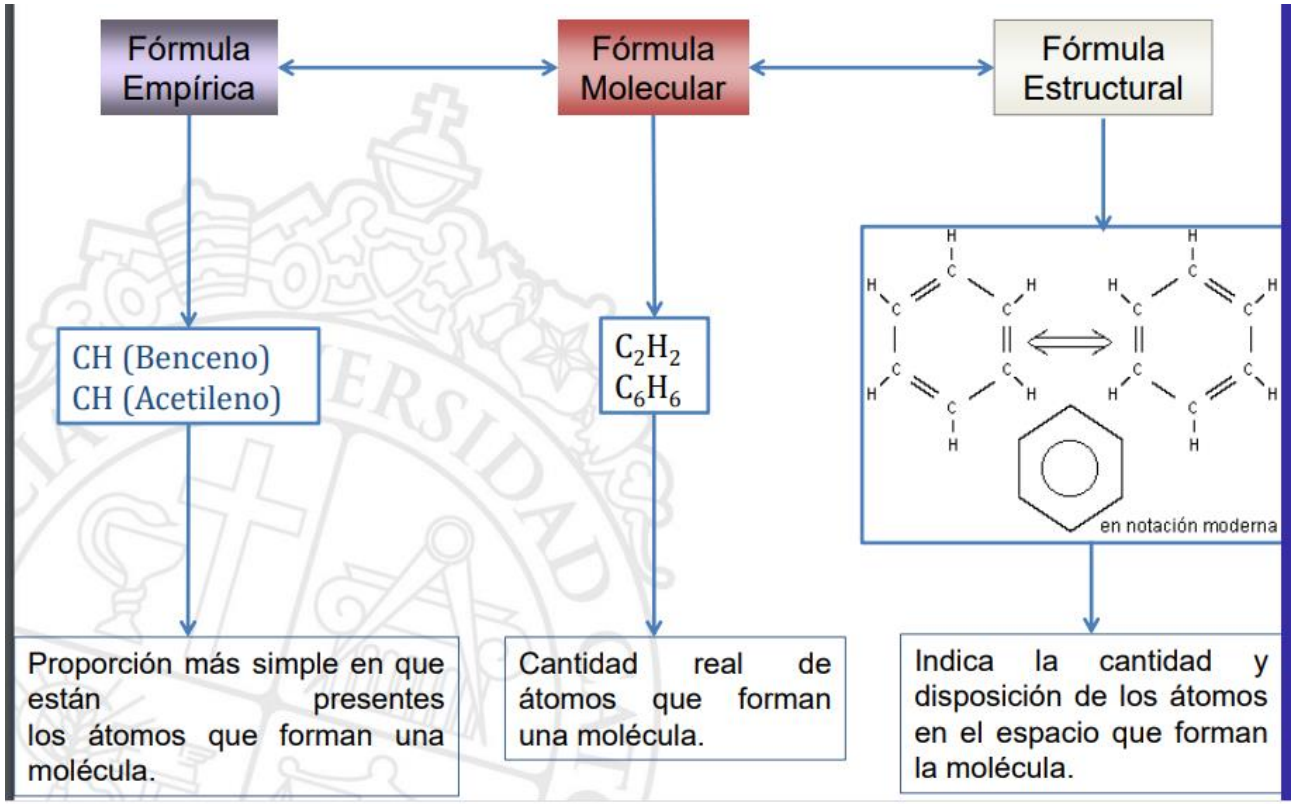
$$2\ \text{mol HCl} = 1{,}46\ \text{mol HCl}$$
$$1\ \text{mol } ZnCl_2 = \text{x mol } ZnCl_2$$
$$\mathbf{x\ mol\ Zn}\boldsymbol{Cl_2} = \mathbf{0{,}73\ mol}$$

$$Volumen\ solución = \frac{masa\ Zn}{densidad} = \frac{50\ g}{7{,}14\ \frac{g}{mL}} = 7{,}00\ mL$$

$$Concentración\ molar\ (ZnCl_2) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}73\ mol}{(7\ mL + 129\ mL)\ \frac{1\ L}{1000\ mL}} = 5{,}35\ \frac{mol}{L}$$

Ejercicio N°4

4.- Al llevar a cabo la combustión de 2,000 g de vitamina C se obtuvieron 3,000 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.
a) Encuentra la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.



Ejercicio N°4

4.- Al llevar a cabo la combustión de 2,000 g de vitamina C se obtuvieron 3,000 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.
a) Encuentra la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.

$$C_xH_YO_Z \text{ (Vitamina C)} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$2g \qquad\qquad 3\ g \quad 0{,}816\ g$$

$$\boldsymbol{n}\mathbf{CO_2}= \frac{\text{masa}CO_2(g)}{\text{MM}CO_2(g/mol)} = \frac{3\ g}{44\ g/mol} = \mathbf{0{,}068\ \boldsymbol{mol}}$$

$$1\ mol\ CO_2 = 0{,}068 \text{ mol C}$$
$$0{,}068 \text{ mol C x } 12 \text{ g/mol} = 0{,}82 \text{ g C}$$

$$\boldsymbol{n}\mathbf{H_2O}= \frac{\text{masa}H_2O(g)}{\text{MM}H_2O(g/mol)} = \frac{0{,}816\ g}{18\ g/mol} = \mathbf{0{,}045\ \boldsymbol{mol}}$$

$$1\ mol\ H_2O = 2 \text{ mol H} = 0{,}09 \text{ mol H}$$
$$0{,}09 \text{ mol H x } 1 \text{ g/mol} = 0{,}09 \text{ g H}$$

$$masa\ Vit.C = 2{,}00\text{g} = 0{,}82 \text{ g C} + 0{,}09 \text{ g H} + \text{masa O}$$

$$\text{Masa O} = 1{,}09 \text{ g}$$

$$\boldsymbol{n}\mathbf{O}= \frac{\text{masa}O(g)}{\text{MM}O(g/mol)} = \frac{1{,}09\ g}{16\ g/mol} = \mathbf{0{,}068\ mol}$$

Ejercicio N°4

4.- Al llevar a cabo la combustión de 2,000 g de vitamina C se obtuvieron 3,000 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.
a) Encuentra la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.

$$C_xH_YO_Z \text{ (Vitamina C)} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$2g \qquad\qquad 3\ g \quad 0{,}816\ g$$

Para determinar la fórmula empírica divido los moles calculados de cada elemento por el "n" más pequeño como se muestra a continuación:

$$\mathbf{n\ C = 0{,}068\ mol\ C}$$

$$\boldsymbol{n}\mathbf{H = 0{,}09\ mol\ H}$$

$$\boldsymbol{n}\mathbf{O = 0{,}068\ mol}$$

$$X = \frac{0{,}068\ mol\ C}{0{,}068\ mol} = 1 \qquad y = \frac{0{,}09\ mol\ H}{0{,}068\ mol} = 1{,}32 \qquad z = \frac{0{,}068\ mol\ O}{0{,}068\ mol} = 1,$$

Los subíndices en una fórmula empírica deben ser siempre número enteros, por lo tanto amplificamos por 3.

$$\mathbf{C_3H_4O_3}$$

Ejercicio N°4

4.- Al llevar a cabo la combustión de 2,000 g de vitamina C se obtuvieron 3,000 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.

b) Determina su fórmula molecular sabiendo que la masa molecular está comprendida entre 150 y 200g/mol.

$$C_xH_YO_Z \text{ (Vitamina C)} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

A partir de la formula empírica podemos determinar la masa molecular de la vitamina C:

$MM\ C_3H_4O_3$= 3 x 12 g/mol + 4 x 1 g/mol + 3 x 16 g/mol= 88 g/mol

Como la masa molecular está entre 150 y 200 g/mol debemos aplificar por 2:

$C_6H_8O_6$ MM=176 g/mol

Ejercicio N°5

Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637,2 g de amoníaco con 1142 g de dióxido de carbono, según la ecuación mostrada a continuación. Datos masas molares: N: 14 g/mol; C: 12 g/mol; H: 1 g/mol; O: 16 g/mol.

$$\mathbf{2NH_3 + CO_2 \rightarrow (NH_2)_2CO + H_2O}$$

a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

$$n\mathrm{NH_3} = \frac{\mathrm{masa NH_3(g)}}{\mathrm{MM NH_3(g/mol)}} = \frac{637{,}2\ g}{(14 + 3x1)\frac{g}{mol}} = 37{,}48\ mol$$

$$n\mathrm{CO_2} = \frac{\mathrm{masa CO_2(g)}}{\mathrm{MM CO_2(g/mol)}} = \frac{1142\ g}{(12 + 2x16)\frac{g}{mol}} = 25{,}95\ mol$$

$$2\ mol\ \mathrm{NH_3} = 37{,}5\ \mathrm{mol\ NH_3}$$

$$1\ mol\ CO_2 = \mathrm{x\ mol}\ CO_2$$

$$\frac{2\ \mathrm{mol\ NH_3}}{37{,}48\ \mathrm{mol\ NH_3}} = \frac{1\ \mathrm{mol\ CO_2}}{\mathrm{x\ mol}\ co_2}$$

$$\mathbf{x\ mol}\ \boldsymbol{CO_2} = \mathbf{18{,}74}\ \boldsymbol{mol}$$

37,48 mol de NH_3 reaccionan con 18,74 mol de CO_2, por lo tanto se agregó en exceso CO_2 (25,95 mol), y el reactivo limitante es el NH_3.

Ejercicio N°5

Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637,2 g de amoníaco con 1142 g de dióxido de carbono, según la ecuación mostrada a continuación. Datos masas molares: N: 14 g/mol; C: 12 g/mol; H: 1 g/mol; O: 16 g/mol.

$$2NH_3 + CO_2 \rightarrow (NH_2)_2CO + H_2O$$

b) ¿Qué masa de reactivo en exceso quedó sin reaccionar al finalizar la reacción?

$$n\mathrm{CO_2} = \ = 25{,}95\ mol\ - 18{,}74\ mol = 7{,}21\ mol\ \mathrm{CO_2}$$

$$masa\ \mathrm{CO_2} = 7{,}21\ mol\ \mathrm{CO_2}\ \mathrm{x}\ 44\ \frac{g}{mol}$$

$$masa\ \mathrm{CO_2} = 317{,}2\ g$$

c) ¿Qué masa de producto (urea) se formó?

$$2\ mol\ \mathrm{NH_3} = 37{,}48\ \mathrm{mol\ NH_3}$$

$$1\ mol\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO} = \mathrm{x\ mol}(\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO}$$

$$\frac{2\ \mathrm{mol\ NH_3}}{37{,}48\ \mathrm{mol\ NH_3}} = \frac{1\ \mathrm{mol}\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO}}{\mathrm{x\ mol}\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO}}$$

$$\mathrm{x\ mol}(\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO} = 18{,}74\ mol$$

$$masa\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO} = 18{,}74\ mol\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO}\ \mathrm{x}(2\ \mathrm{N\ x}\ 14 + 4\ \mathrm{H\ x}\ 1 + 12\ \mathrm{C} + 16\ \mathrm{O})\ \frac{g}{mol}$$

$$\boldsymbol{masa\ (\mathrm{NH_2})_2\mathrm{CO} = 1124{,}4\ g}$$

Ejercicio N°5

Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637,2 g de amoníaco con 1.142 g de dióxido de carbono, según la ecuación mostrada a continuación. Datos masas molares: N: 14 g/mol; C: 12 g/mol; H: 1 g/mol; O: 16 g/mol.



d) ¿Cuál fue el % de rendimiento si se obtuvo 1 kg de urea?

$$1124{,}4\ g\ (NH_2)_2CO = 100\%$$

$$1000\ g\ (NH_2)_2CO = \%\ \text{rendimiento}$$

$$\frac{1124{,}4\ g\ (NH_2)_2CO}{100\ \%} = \frac{1000\ g\ (NH_2)_2CO}{\%\ \text{rendimiento}}$$

$$\%\ \text{rendimiento} = 88{,}9\ \%$$

Ejercicio N°6

En un vaso precipitado se mezclan 70,0 mL de hidróxido de potasio (KOH) 1,0 mol/L con 120 mL de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) 1,20 mol/L dando lugar a una reacción de neutralización según la ecuación mostrada a continuación. Datos masas molares: K: 39,09 g/mol; P: 30,97 g/mol; 0: 16 g/mol; H: 1 g/mol.

$$\mathbf{KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + H_2O}$$

Calcule la concentración molar de K_3PO_4. Considere volúmenes aditivos y desprecie la cantidad de agua producida.

$$\mathbf{3}KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + \mathbf{3}H_2O$$

$$Concentración\ molar\ (M) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)}$$

$$1{,}0\ \frac{mol}{L} = \frac{n\ KOH\ (mol)}{0{,}07\ L} \qquad 1{,}20\ \frac{mol}{L} = \frac{n H_3PO_4 (mol)}{0{,}12\ L}$$

$$\mathbf{n\ KOH = 0{,}07\ mol} \qquad \mathbf{n\ H_3PO_4 = 0{,}144\ mol}$$

$$3\ mol\ \mathrm{KOH} = 0{,}07\ \mathrm{mol\ KOH}$$

$$1\ mol\ H_3PO_4 = \mathrm{x\ mol}\ H_3PO_4$$

$$\frac{3\ \mathrm{mol\ KOH}}{0{,}07\ \mathrm{mol\ KOH}} = \frac{1\ \mathrm{mol}\ H_3PO_4}{\mathrm{x\ mol}\ H_3PO_4}$$

$$\mathrm{x\ mol}\ H_3PO_4 = 0{,}0233\ mol$$

$\therefore$ *Por lo tanto el reactivo limitante es el KOH ya que hay un exceso de* H_3PO_4

Ejercicio N°6

En un vaso precipitado se mezclan 70,0 mL de hidróxido de potasio (KOH) 1,0 mol/L con 120 mL de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) 1,20 mol/L dando lugar a una reacción de neutralización según la ecuación mostrada a continuación. Datos masas molares: K: 39,09 g/mol; P: 30,97 g/mol; 0: 16 g/mol; H: 1 g/mol.

$$\mathbf{KOH} + \mathbf{H_3PO_4} \rightarrow \mathbf{K_3PO_4} + \mathbf{H_2O}$$

Calcule la concentración molar de K_3PO_4. Considere volúmenes aditivos y desprecie la cantidad de agua producida.

$$\mathbf{3}KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + \mathbf{3}H_2O$$

$$3\ mol\ \mathrm{KOH} = 0{,}07\ \mathrm{mol\ KOH}$$

$$1\ mol\ \mathrm{K_3PO_4} = \mathrm{x\ mol\ K_3PO_4}$$

$$\frac{3\ \mathrm{mol\ KOH}}{0{,}07\ \mathrm{mol\ KOH}} = \frac{1\ \mathrm{mol\ K_3PO_4}}{\mathrm{x\ mol\ K_3PO_4}}$$

$$\mathrm{x\ mol\ K_3PO_4} = 0{,}0233\ mol$$

$$Concentración\ molar\ (\mathrm{K_3PO_4}) = \frac{mol}{Volumen\ solución\ (L)} = \frac{0{,}0233\ mol}{(0{,}07\ L + 0{,}12\ L)}$$

$$\boldsymbol{Concentración\ molar\ (\mathrm{K_3PO_4}) = 0{,}123\ \frac{mol}{L}}$$

Ejercicio N°7

El dicloruro de diazufre S_2Cl_2 se utiliza para la vulcanización del hule y como precursor en la síntesis de gas mostaza. Este compuesto puedo fabricarse tratando azufre fundido con cloro en su estado gaseoso a través de la siguiente reacción: Datos masas molares: S: 32,06 g/mol; Cl: 35,45 g/mol.

$$S_8\,(l) + 4\,Cl_2\,(g) \rightarrow 4\,S_2Cl_2\,(l)$$

En una mezcla de 32,0 g de S_8 y 71,0 g de Cl_2. Determine:

a) Reactivo limitante.

$$n\mathrm{S_8} = \frac{\text{masa } \mathrm{S_8(g)}}{\text{MM } \mathrm{S_8(g/mol)}} = \frac{32\ \text{g}}{8x32{,}06\frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}125\ mol} \qquad n\mathrm{Cl_2} = \frac{\text{masa } \mathrm{Cl_2(g)}}{\text{MM } \mathrm{Cl_2(g/mol)}} = \frac{71{,}0\ \text{g}}{2x35{,}45\frac{g}{mol}} = \mathbf{1{,}00\ mol}$$

$$1\ \text{mol } \mathrm{S_8} = 0{,}125\ \text{mol } \mathrm{S_8}$$
$$4\ \text{mol } \mathrm{Cl_2} = \text{x mol } \mathrm{Cl_2}$$

$$\frac{1\ \text{mol } \mathrm{S_8}}{0{,}125\ \text{mol} \mathrm{S_8}} = \frac{4\ \text{mol } \mathrm{Cl_2}}{\text{x mol } \mathrm{Cl_2}}$$

$$\mathbf{x\ mol\ Cl_2 = 0,5\ mol}$$

$\therefore$ *Por lo tanto el reactivo limitante es el* $\mathbf{S_8}$, *ya que hay un exceso de* $\mathrm{Cl_2}$.

Ejercicio N°7

El dicloruro de diazufre S_2Cl_2 se utiliza para la vulcanización del hule y como precursor en la síntesis de gas mostaza. Este compuesto puedo fabricarse tratando azufre fundido con cloro en su estado gaseoso a través de la siguiente reacción: Datos masas molares: S: 32,06 g/mol; Cl: 35,45 g/mol.

$$S_8\,(l) + 4\,Cl_2\,(g) \rightarrow 4\,S_2Cl_2\,(l)$$

En una mezcla de 32,0 g de S_8 y 71,0 g de Cl_2. Determine:
b) La masa de dicloruro de diazufre que se forma asumiendo un 100 % de rendimiento.

$$n S_8 = \frac{\text{masa } S_8(g)}{\text{MM } S_8(g/mol)} = \frac{32\ g}{8x32{,}06\frac{g}{mol}} = 0{,}125\ \text{mol} \qquad n Cl_2 = \frac{\text{masa } Cl_2(g)}{\text{MM } Cl_2(g/mol)} = \frac{71{,}0\ g}{2x35{,}45\frac{g}{mol}} = 1{,}00\ \text{mol}$$

$$1\ \text{mol } S_8 = 0{,}125\ \text{mol } S_8$$
$$4\ \text{mol } S_2Cl_2 = x\ \text{mol } S_2Cl_2$$
$$\mathbf{x\ mol\ S_2Cl_2 = 0,5\ mol}$$

$$n S_2Cl_2 = \frac{\text{masa } S_2Cl_2}{\text{MM } S_2Cl_2(g/mol)} \qquad 0{,}5\ mol = \frac{\text{masa } S_2Cl_2}{(2x32{,}06 + 2x35{,}45)\frac{g}{mol}}$$

$$\text{masa } S_2Cl_2 = 67{,}5\ g$$

Ejercicio N°7

El dicloruro de diazufre S_2Cl_2 se utiliza para la vulcanización del hule y como precursor en la síntesis de gas mostaza. Este compuesto puedo fabricarse tratando azufre fundido con cloro en su estado gaseoso a través de la siguiente reacción: Datos masas molares: S: 32,06 g/mol; Cl: 35,45 g/mol.

$$S_8\ (l) + 4\ Cl_2\ (g) \quad 4\ S_2Cl_2\ (l)$$

c) La masa de dicloruro de diazufre que se forma cuando la reacción ocurre con un 86 % de rendimiento.

$$\text{masa } S_2Cl_2 = 67{,}5 \text{ g}$$

$$67{,}5 \text{ g } S_2Cl_2 = 100\%$$

$$\text{masa } S_2Cl_2 = 86\ \%$$

$$\frac{67{,}5 \text{ g } S_2Cl_2}{100\ \%} = \frac{\text{masa } S_2Cl_2}{86\ \%}$$

$$\text{masa } S_2Cl_2 = 58{,}0 \text{ g}$$

Ejercicio N°8

Se mezclan 5,20 g de NaOH (M = 40,0 g/mol) con 6,89 g H_2SO_4 (M = 98,0 g/mol) que reaccionan según la ecuación para dar Na2SO4 (142,0 g/mol):

$NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4\ (ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\ (ac)} + H_2O_{(l)}$

a) Balancee la ecuación química:

$$\mathbf{2}NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4\ (ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\ (ac)} + \mathbf{2}H_2O_{(l)}$$

b) Determine el reactivo limitante.

R: NaOH

$$n\ \mathrm{NaOH} = \frac{\text{masa NaOH(g)}}{\text{MMNaOH (g/mol)}} = \frac{5{,}20\ \text{g}}{40{,}0\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}13\ mol} \qquad n\mathrm{H_2SO_4} = \frac{\text{masa } H_2SO_4\text{(g)}}{\text{MM } H_2SO_4\text{(g/mol)}} = \frac{6{,}89\ \text{g}}{98{,}0\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}07\ mol}$$

$$2\ \text{mol NaOH} = 0{,}13\ \text{mol NaOH}$$
$$1\ \text{mol } H_2SO_4 = \text{x mol } H_2SO_4$$

$$\frac{2\ \text{mol NaOH}}{0{,}13\ \text{mol NaOH}} = \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{\text{x mol } H_2SO_4}$$

$$\mathbf{x\ mol\ } H_2SO_4 = \mathbf{0{,}065\ mol}$$

$\therefore$ *Por lo tanto el reactivo limitante es NaOH, ya que hay un exceso de* H_2SO_4

Ejercicio N°8

Se mezclan 5,20 g de NaOH (M = 40,0 g/mol) con 6,89 g H_2SO_4 (M = 98,0 g/mol) que reaccionan según la ecuación para dar Na2SO4 (142,0 g/mol):

$$\mathbf{2}NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4\ (ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\ (ac)} + \mathbf{2}H_2O_{(l)}$$

c) Calcule la masa del reactivo que queda en exceso. R: 0,49 g

$$n\ \mathrm{NaOH} = \frac{\text{masa NaOH(g)}}{\text{MMNaOH (g/mol)}} = \frac{5{,}20\ \text{g}}{40{,}0\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}13\ mol} \qquad n\mathrm{H_2SO_4} = \frac{\text{masa } H_2SO_4\text{(g)}}{\text{MM } H_2SO_4\text{(g/mol)}} = \frac{6{,}89\ \text{g}}{98{,}0\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{0{,}07\ mol}$$

$$2\ \text{mol NaOH} = 0{,}13\ \text{mol NaOH}$$
$$1\ \text{mol } H_2SO_4 = x\ \text{mol } H_2SO_4$$

$$\frac{2\ \text{mol NaOH}}{0{,}13\ \text{mol NaOH}} = \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{x\ \text{mol } H_2SO_4}$$

$$\mathbf{x\ mol\ H_2SO_4 = 0{,}065\ mol}$$

$\therefore$ *Por lo tanto el reactivo limitante es NaOH, ya que hay un exceso de* H_2SO_4

$$\text{masa } H_2SO_4 = n\mathrm{H_2SO_4}\text{(mol) x MM}$$

$$H_2SO_4\text{(g/mol)} = 0{,}065\ \text{mol x } 98{,}0\ \frac{g}{mol} = 6{,}37\ g$$

$$\text{masa } H_2SO_{4\ \text{(que queda en exceso)}} = 6{,}89\ \text{g} - 6{,}37\ \text{g}$$

$$\mathbf{\text{masa } H_2SO_{4\ \text{(que queda en exceso)}} = 0.52\ g}$$

Ejercicio N°8

Se mezclan 5,20 g de NaOH (M = 40,0 g/mol) con 6,89 g H_2SO_4 (M = 98,0 g/mol) que reaccionan según la ecuación para dar Na2SO4 (142,0 g/mol):

$$2NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4\ (ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\ (ac)} + 2H_2O_{(l)}$$

d) Calcule la cantidad de moles de Na_2SO_4 obtenida.

$$2 \text{ mol NaOH} = 0{,}13 \text{ mol NaOH}$$
$$1 \text{ mol } Na_2SO_4 = \text{x mol } Na_2SO_4$$

$$\frac{2 \text{ mol NaOH}}{0{,}13 \text{ mol NaOH}} = \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{\text{x mol } Na_2SO_4}$$

$$\mathbf{x \text{ mol } Na_2SO_4 = 0{,}065 \text{ mol}}$$

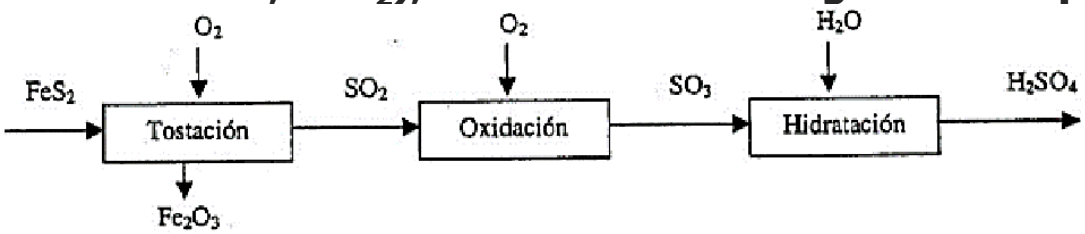
e) Calcule la masa de Na2SO4 obtenida.

$$\text{masa } Na_2SO_4 = n\ Na_2SO_4(\text{mol}) \text{ x MM } Na_2SO_4(\text{g/mol}) = 0{,}065 \text{ mol x } 142{,}0 \frac{g}{mol}$$

$$\mathbf{\text{masa } Na_2SO_4 = 9{,}23 \text{ g}}$$

Ejercicio N°9

Uno de los métodos de fabricación industrial de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de pirita (disulfuro de hierro; FeS_2), se resume en el siguiente esquema:



Masas atómicas: S: 32,0 g/mol; Fe: 55,8 g/mol, O: 16,0 g/mol, H: 1 g/moL

a) Formule y balancee las reacciones que tienen lugar en cada etapa.

$$aFeS_2 + bO_2 \rightarrow cFe_2O_3 + dSO_2$$

Método algebraico

Fe: $1a = 2c$

S: $2a = 1d$

O: $2b = 3c + 2d$

Asignamos arbitrariamente para a el valor 2, y reemplazamos:

$a = 2$; $c = 1$

$d = 4$;

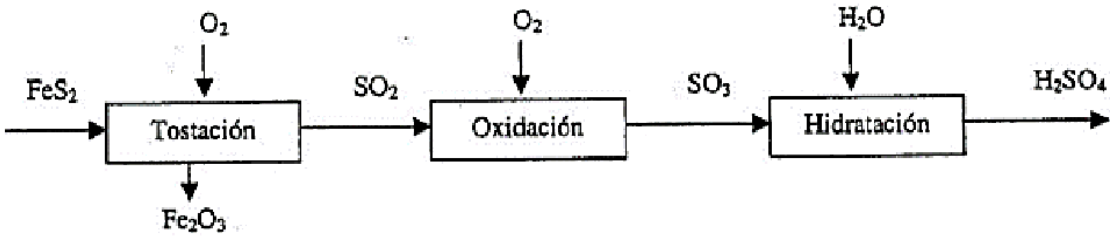
$b = (3 + 8)/2 = \frac{11}{2}$

$$2FeS_2 + 11/2O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4SO_2 \,/x2$$

$$\mathbf{4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2}$$

Ejercicio N°9

Uno de los métodos de fabricación industrial de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de pirita (disulfuro de hierro; FeS_2), se resume en el siguiente esquema:



Masas atómicas: S: 32,0 g/mol; Fe: 55,8 g/mol, O: 16,0 g/mol, H: 1 g/moL

a) Formule y balancee las reacciones que tienen lugar en cada etapa.

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$$

Método por tanteo

$$\mathbf{2}SO_2 + O_2 \rightarrow \mathbf{2}SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Ejercicio N°9

b) ¿Cuál es el porcentaje en peso de azufre que contiene una pirita con el 90% de riqueza? Masas atómicas: S: 32,0 g/mol; Fe: 55,8 g/mol, O: 16,0 g/mol, H: 1 g/moL

$$\mathbf{4FeS_2} + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$1\text{mol } FeS_2 \text{ x } \frac{119{,}8 \text{ g}}{1\text{mol } FeS_2} = 119{,}8 \text{ g}$$

$$2\text{mol S x } \frac{32 \text{ g}}{1\text{mol S}} = 64 \text{ g}$$

$$119{,}8 \text{ g } FeS_2 = 90\%$$

$$64 \text{ g S} = \% \text{ S}$$

$$\frac{119{,}8 \text{ g } FeS_2}{90\ \%} = \frac{64 \text{ g } S}{\% \text{ S}}$$

$$\% \text{ S} = 48\%$$

Ejercicio N°9

c) Si se partiese de 100 kg de pirita del 90% de riqueza, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico se obtendrían sabiendo que el proceso transcurre con un rendimiento del 85%?

Masas atómicas: S: 32,0 g/mol; Fe: 55,8 g/mol, O: 16,0 g/mol, H: 1 g/moL

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3 \text{ x4}$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \text{ x8}$$

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$8SO_2 + 4O_2 \rightarrow 8SO_3$$

$$8SO_3 + 8H_2O \rightarrow 8H_2SO_4$$

$$\mathbf{4FeS_2 + 15O_2 + 8H_2O \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8H_2SO_4}$$

$$n\text{FeS}_2 = \frac{\text{masa FeS}_2\text{(g)}}{\text{MM FeS}_2\text{(g/mol)}} = \frac{100000 \text{ g} \frac{90\,\%}{100\,\%}}{119{,}8 \frac{g}{mol}} = \mathbf{751{,}3 \text{ mol}}$$

$$4 \text{ mol FeS}_2 = 751{,}3 \text{ mol}$$

$$8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = \text{x mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{4 \text{ mol FeS}_2}{751{,}3 \text{ mol FeS}_2} = \frac{8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{\text{x mol H}_2\text{SO}_4} \qquad \mathbf{\text{x mol H}_2\text{SO}_4 = 1502{,}6 \text{ mol}}$$

$$\text{masa H}_2\text{SO}_4 = n \text{ H}_2\text{SO}_4\text{(mol) x MM H}_2\text{SO}_4\text{(g/mol)} = 1502{,}6 \text{ mol x } 98{,}0 \frac{g}{mol}$$

Ejercicio N°9

c) Si se partiese de 100 kg de pirita del 90% de riqueza, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico se obtendrían sabiendo que el proceso transcurre con un rendimiento del 85%?
Masas atómicas: S: 32,0 g/mol; Fe: 55,8 g/mol, O: 16,0 g/mol, H: 1 g/moL

$$4FeS_2 + 15O_2 + 8H_2O \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8H_2SO_4$$

$$x \text{ mol } H_2SO_4 = 1502{,}6 \text{ mol}$$

$$\text{masa } H_2SO_4 = n\ H_2SO_4(\text{mol}) \text{ x MM } H_2SO_4(\text{g/mol}) = 1502{,}6 \text{ mol x } 98{,}0\ \frac{g}{mol} = 147254{,}8 \text{ g}$$

$$\text{masa } H_2SO_4 = 147{,}3 \text{ kg}$$

$$147{,}3 \text{ kg } H_2SO_4 = 100\%$$

$$\text{masa } H_2SO_4 = 85\% \text{ rendimiento}$$

$$\frac{147{,}3 \text{ kg } H_2SO_4}{100\ \%} = \frac{\text{masa } H_2SO_4}{85\ \% \text{ rendimiento}}$$

$$\text{masa } H_2SO_4 = 125{,}2 \text{ kg}$$

Ejercicio N°10

Tanto en Chile como en otras partes del mundo uno de los métodos para obtener cobre (Cu) es mediante un proceso pirometalúrgico desarrollado a alta temperatura (1100 a 1250°C) en hornos llamados convertidores. Allí se producen reacciones exotérmicas de oxidación de una masa fundida de sulfuros de Cu, obteniéndose el metal con un 99,98 % de pureza y dióxido de azufre como subproducto.

$$Cu_2S + O_2 \rightarrow Cu_2O + SO_2$$
$$CuS + Cu_2O \rightarrow Cu + SO_2$$

a) Balancee las reacciones químicas

$$\mathbf{2}Cu_2S + \mathbf{3}O_2 \rightarrow \mathbf{2}Cu_2O + \mathbf{2}SO_2$$
$$CuS + \mathbf{2}Cu_2O \rightarrow \mathbf{5}Cu + SO_2$$

b) ¿Cuánto Cu_2O se necesita para producir 1000 kg de cobre?

$$n\text{Cu} = \frac{\text{masa Cu(g)}}{\text{MM Cu (g/mol)}} = \frac{1\text{x}106\ \text{g}}{63{,}55\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{15735{,}6\ mol}$$

$$5\ \text{mol Cu} = 15735{,}6\ \text{mol Cu}$$
$$2\ \text{mol } Cu_2O = \text{x mol } Cu_2O$$

$$\frac{5\ \text{mol Cu}}{15735{,}6\ \text{mol Cu}} = \frac{2\ \text{mol } Cu_2O}{\text{x mol } Cu_2O} \qquad \mathbf{\text{x mol } Cu_2O = 6294{,}3\ \text{mol}}$$

$$\text{masa } Cu_2O = n\ Cu_2O(\text{mol}) \text{ x MM } Cu_2O(\text{g/mol}) = 6294{,}3\ \text{mol x } 143{,}1\ \frac{g}{mol} = 900714\ g$$

$$\mathbf{\text{masa } Cu_2O = 900{,}7\ kg}$$

Ejercicio N°10

Tanto en Chile como en otras partes del mundo uno de los métodos para obtener cobre (Cu) es mediante un proceso pirometalúrgico desarrollado a alta temperatura (1100 a 1250°C) en hornos llamados convertidores. Allí se producen reacciones exotérmicas de oxidación de una masa fundida de sulfuros de Cu, obteniéndose el metal con un 99,98 % de pureza y dióxido de azufre como subproducto.

$$\mathbf{2}Cu_2S + \mathbf{3}O_2 \rightarrow \mathbf{2}Cu_2O + \mathbf{2}SO_2$$
$$CuS + \mathbf{2}Cu_2O \rightarrow \mathbf{5}Cu + SO_2$$

c) ¿Cuantos kilogramos de SO_2 son generados por el tratamiento de 400 kg CuS?

$$n\text{CuS} = \frac{\text{masa CuS(g)}}{\text{MM CuS (g/mol)}} = \frac{4\text{x}105\text{ g}}{95{,}55\ \frac{g}{mol}} = \mathbf{4186{,}3\ mol}$$

$$1\text{ mol CuS} = 4186{,}3\text{ mol CuS}$$

$$1\text{ mol } SO_2 = \text{x mol } SO_2$$

$$\mathbf{x\ mol\ SO_2 = 4186{,}3\ mol}$$

$$\text{masa } SO_2 = n\ SO_2\text{(mol) x MM } SO_2\text{(g/mol)} = 4186{,}3\text{ mol x } 64{,}0\ \frac{g}{mol} = 267923\ g$$

$$\mathbf{\text{masa } Cu_2O = 268\ kg}$$

Ejercicio N°11

El ácido sulfhídrico (H_2S) se puede obtener a partir de la siguiente reacción. Datos Masas atómicas Fe: 55,85 g/mol; S = 32 g/mol; H = 1 g/mol; Cl=35,5 g/mol.

$FeS\ (s) + HCl\ (ac) \rightarrow FeCl_2\ (ac) + H_2S\ (g)$

a) Ajustar la ecuación química correspondiente a este proceso

$$FeS\ (s) + \mathbf{2}HCl\ (ac) \rightarrow FeCl_2\ (ac) + H_2S\ (g)$$

b) Calcula la masa de ácido sulfhídrico que sé obtendrá si se hacen reaccionar 175,7 g de sulfuro de hierro (II)

$$n\text{FeS} = \frac{\text{masa FeS(g)}}{\text{MM FeS (g/mol)}} = \frac{175{,}7\ \text{g}}{(55{,}85+32)\frac{g}{mol}} = \mathbf{2{,}0\ mol}$$

$$1\ \text{mol FeS} = 2{,}0\ \text{mol FeS}$$

$$1\ \text{mol}\ H_2S = \text{x mol}\ H_2S$$

$$\mathbf{x\ mol\ H_2S = 2{,}0\ mol}$$

$$\text{masa}H_2S = n H_2S(\text{mol})\ \text{x}\ \text{MM}H_2S(\text{g/mol}) = 2{,}0\ \text{mol x}\ (2x1 + 32)\frac{g}{mol}$$

$$\mathbf{\text{masa}\ H_2S = 68\ g}$$

Ejercicio N°12

Una forma de solubilizar el Hierro es a través del tratamiento con ácido clorhídrico como lo muestra la siguiente reacción: Datos Masas molares Fe: 55,85 g/mol; H: 1 g/mol; Cl: 35,5 g/mol.

$$\mathbf{HCl + Fe \rightarrow FeCl_3 + H_2}$$

a) Balancear la ecuación

$$\mathbf{6}HCl + \mathbf{2}Fe \rightarrow \mathbf{2}FeCl_3 + \mathbf{3}H_2$$

b) Calcular los gramos de HCl que serán necesarios para obtener 150 gramos de cloruro férrico si el rendimiento de la reacción es del 80 %. R: 126,3 g de HCl

$$150 \text{ g } FeCl_3 = 80\%$$
$$\text{masa } FeCl_3 = 100\%$$

$$\frac{150 \text{ g } FeCl_3}{80\ \%} = \frac{\text{masa } FeCl_3}{100\ \%}$$

$$\mathbf{masa\ FeCl_3 = 187,5\ g}$$

$$n FeCl_3 = \frac{\text{masa } FeCl_3(g)}{\text{MM } FeCl_3(g/mol)} = \frac{187,5 \text{ g}}{(3x35,5+55,85)\frac{g}{mol}} = \mathbf{1,15\ mol}$$

Ejercicio N°12

Una forma de solubilizar el Hierro es a través del tratamiento con ácido clorhídrico como lo muestra la siguiente reacción: Datos Masas molares Fe: 55,85 g/mol; H: 1 g/mol; Cl: 35,5 g/mol.

$$\mathbf{HCl + Fe \rightarrow FeCl_3 + H_2}$$

a) Balancear la ecuación

$$\mathbf{6}HCl + \mathbf{2}Fe \rightarrow \mathbf{2}FeCl_3 + \mathbf{3}H_2$$

b) Calcular los gramos de HCl que serán necesarios para obtener 150 gramos de cloruro férrico si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

$$n\text{FeS} = \frac{\text{masa } FeCl_3(g)}{\text{MM } FeCl_3(g/mol)} = \frac{187{,}5 \text{ g}}{(3x35{,}5+55{,}85)\frac{g}{mol}} = \mathbf{1{,}15 \text{ mol}}$$

$$2 \text{ mol } FeCl_3 = 1{,}15 \text{ mol } FeCl_3$$

$$6 \text{ mol HCl} = x \text{ mol HCl}$$

$$\mathbf{x \text{ mol HCl} = 3{,}45 \text{ mol}}$$

$$\text{masa HCl} = n\text{HCl(mol) x MMHCl(g/mol)} = 3{,}45 \text{ mol x } (1 + 35{,}5)\frac{g}{mol}$$

$$\mathbf{\text{masa HCl} = 126{,}0 \text{ g}}$$

Pasos para balancear una ecuación química

1. Escribir una ecuación no balanceada inicial que contenga las fórmulas correctas de R y P. **Los subíndices NO se pueden variar.**

2. Revisar la ecuación para ver cuales átomos no están balanceados. Luego comenzar por los átomos de un solo elemento, lo mejor es empezar por átomos que aparezcan solo en una fórmula de cada lado de la reacción.

3. Balancear los átomos de los elementos restantes. Este paso puede implicar ajustar los coeficientes del paso 2.

4. Verificar que el número de átomos de cada elemento esté balanceado

Método algebraico

Tomar en cuenta que la ecuación química es una ecuación algebraica donde el número de átomos de reactivo es igual al número de átomos de producto.

$$\mathbf{C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O}$$

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$

- Tomar en cuenta que la ecuación química es una ecuación algebraica donde el número de átomos de reactivo es igual al número de átomos de producto.

- Anteponemos letras minúsculas donde deben ir los coeficientes.

$$a\ C_8H_{18} + b\ O_2 \rightarrow c\ CO_2 + d\ H_2O$$

Método algebraico

$$a\ C_8H_{18} + b\ O_2 \rightarrow c\ CO_2 + d\ H_2O$$

- Entonces igualamos:

Carbono $8a = 1c$

Hidrógeno $18a = 2d$

Oxígeno $2b = 2c + 1d$

- Asignamos arbitrariamente para a el valor 1: $a = 1$

- De la primera ecuación obtenemos el coeficiente c:
  $8a = 1c$, luego $c = 8$

- De la segunda ecuación resolvemos el coeficiente d:
  $18\ a = 2d$, luego $d = 9$

- De la tercera ecuación nos resulta el coeficiente b:
  $2\ b = 2\ c$, luego $b = 12,5$

Método algebraico

Puesto que los átomos son entidades que reaccionan como un todo, la ecuación no puede tener coeficientes decimales; por lo tanto, convertimos los coeficientes decimales a números enteros multiplicando todos los coeficientes por un cierto múltiplo.

- En este caso multiplicamos por 2:
  a = 2, b = 25, c = 16 y d = 18.

- Reemplazamos estos valores en la ecuación, según:

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$

Contamos el número de átomos a cada lado de la ecuación para comprobar que esta balanceada.

PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

QIM100E-3

Taller

Estequiometría

1° semestre 2020, 28-04-2020

Romina Bassi Castillo

robassi@uc.cl