

1.- La masa atómica media del litio es:

$$\frac{7'42 \text{ átomos } Li^6 \frac{6'0151 u}{\text{átomo } Li^6} + 92'58 \text{ átomos } Li^7 \frac{7'0160 u}{\text{átomo } Li^7}}{100 \text{ átomos } Li} = 6'942 u/\text{átomo}$$

2.- El número de moles de átomos de cada elemento es:

$$60 \text{ g } C \frac{1 \text{ mol } C}{12 \text{ g } C} = 5'0 \text{ mol } C \qquad 10 \text{ g } H \frac{1 \text{ mol } H}{1 \text{ g } H} = 10'0 \text{ mol } H$$

$$\frac{10'0 \text{ mol } H}{5'0 \text{ mol } C} = 2 \frac{\text{mol } H}{\text{mol } C}$$

La fórmula empírica es CH₂ y de las fórmulas moleculares propuestas la única que tiene una relación 2/1 es C₅H₁₀.

3.- Haciendo cálculos similares a los del ejercicio anterior obtenemos:

$$\left. \begin{array}{l} 52'7 \text{ g } Ca \frac{1 \text{ mol } Ca}{40 \text{ g } Ca} = 1'3175 \text{ mol } Ca \\ 12'3 \text{ g } Si \frac{1 \text{ mol } Si}{28 \text{ g } Si} = 0'4393 \text{ mol } Si \\ 35'0 \text{ g } O \frac{1 \text{ mol } O}{16 \text{ g } O} = 2'1875 \text{ mol } O \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{1'3175 \text{ mol } Ca}{0'4393 \text{ mol } Si} = 3 \frac{\text{mol } Ca}{\text{mol } Si} \\ \frac{2'1875 \text{ mol } O}{0'4393 \text{ mol } Si} = 5 \frac{\text{mol } O}{\text{mol } Si} \end{array} \right.$$

La fórmula empírica y en este caso también la molecular es Ca₃SiO₅

4.- Teniendo en cuenta las expresiones: P·V = n·R·T; n° = masa/Mm y d = m/v

$\rho = \frac{P \cdot Mm}{RT}$ y relacionando las densidades del O₂ y H₂:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{\frac{P Mm_{O_2}}{RT}}{\frac{P Mm_{H_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{Mm_{O_2}}{Mm_{H_2}} \rightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{32}{2} = 16$$

5.- A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT} \rightarrow C = \frac{3'17 \text{ kPa}}{(8'314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(273 + 25) \text{ K}} \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 0'00128 \text{ M}$$

6.- N₂ + 3 H₂ → 2 NH₃

Por estequiometría, comprobamos que 1 L de N₂ reaccionan con 3 L de H₂ para dar 2 L de NH₃

La relación volumétrica es: $\frac{9 \text{ L } N_2}{5 \text{ L } H_2} = 1'8$

Como la relación molar es menor de 3, quiere decir que el H₂ es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH₃:

$$9 \text{ L } H_2 \frac{2 \text{ L } NH_3}{3 \text{ L } H_2} = 6 \text{ L } NH_3$$

7.- La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$50 \text{ ml NaOH } 45\% \frac{1'46 \text{ g NaOH } 45\%}{1 \text{ ml NaOH } 45\%} \frac{45 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g NaOH } 45\%} = 32'8 \text{ g NaOH}$$

8.-Aplicando el concepto de molalidad:

$$496 \text{ g NaCl} \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58'5 \text{ g NaCl}} \frac{1 \text{ Kg H}_2\text{O}}{0'25 \text{ mol NaCl}} = 33'9 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

9.- Suponiendo que la densidad del agua a 20°C es 1 g/cm³, entonces la masa empleada en la disolución es 100 g y la masa total de disolución 117'1 g.

$$\frac{17'1 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{117'1 \text{ g disolución}} \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \frac{1'10 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0'469\text{M}$$

10.- El número de moles de HCl necesarios para preparar la disolución es:

$$2 \text{ L HCl } 36\% \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36\%}{1 \text{ L HCl } 36\%} \frac{1'18 \text{ g HCl } 36\%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36\%} \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 36\%} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} = 23'3 \text{ mol HCl}$$

Y como sabemos que el volumen molar de un gas en condiciones normales es 22'4 L, el volumen de gas necesario para preparar la disolución es:

$$23'3 \text{ mol HCl} \frac{22'4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 521'4 \text{ L HCl}$$

11.- Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$3220 \text{ ml H}_2\text{SO}_4 \text{ } 34'5\% \frac{1'26 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 34'5\%}{1 \text{ ml H}_2\text{SO}_4 \text{ } 34'5\%} \frac{34'5 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 34'5\%} = 1'4 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

12.- La masa de disolución de HCl a diluir es:

$$1 \text{ L HCl } 37\% \frac{10^3 \text{ ml HCl } 37\%}{1 \text{ L HCl } 37\%} \frac{1'19 \text{ g HCl } 37\%}{1 \text{ ml HCl } 37\%} = 1190 \text{ g HCl } 37\%$$

La masa de HCl que contiene la disolución es:

$$1190 \text{ g HCl } 37\% \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37\%} = 440 \text{ g HCl}$$

La masa de disolución de HCl al 25% que puede preparar con el soluto es:

$$440 \text{ g HCl} \frac{100 \text{ g HCl } 25\%}{25 \text{ g HCl}} = 1760 \text{ g HCl } 25\%$$

La masa de H₂O a añadir a la disolución concentrada es:

$$1760 \text{ g HCl } 25\% - 1190 \text{ g HCl } 37\% = 570 \text{ g H}_2\text{O}$$

13.- Suponiendo que se parte de x moles de CH₄, las masas de CO y CO₂ que se obtienen son:

$$x \text{ mol } CH_4 \frac{2 \text{ mol } CO}{1 \text{ mol } CH_4} \frac{28 \text{ g } CO}{1 \text{ mol } CO} + x \text{ mol } CH_4 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \frac{44 \text{ g } CO}{1 \text{ mol } CO_2} = 50 \text{ g mezcla}$$

A partir de ahí, $x = 1'5 \text{ mol } CH_4$

14.- $KBr(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgBr(s)$

El número de moles de cada uno de los reactivos es:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V \rightarrow n^\circ \text{ moles } KBr = 1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 1 L = 1 \text{ mol}; n^\circ \text{ moles } AgNO_3 = \frac{1 \text{ mol}}{L} \cdot 2 L = 2 \text{ mol}$$

En este caso tenemos 1 mol de KBr frente a 2 moles de AgNO₃, como estequiométricamente la reacción es mol a mol, podemos afirmar que el KBr es el reactivo limitante y es por tanto el que determina la cantidad de AgBr formado.

El AgBr es un sólido insoluble por lo que la cantidad de in bromuro que permanece en disolución es muy pequeña.

15.- Ecuación ajustada: $2 KOH(aq) + (NH_4)_2SO_4(aq) \rightarrow 2 NH_3(aq) + 2 H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$

Relacionamos el amoníaco con el sulfato de amonio:

$$0'5 L NH_3 \cdot 1'5 M \frac{1'5 \text{ mol } NH_3 \cdot 1'5 M}{1 L NH_3 \cdot 1'5 M} \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{2 \text{ mol } NH_3} = 0'375 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4$$

$$0'375 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4 \frac{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} = 49'5 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

Como el rendimiento del proceso es de 90%:

$$49'5 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \frac{100 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \text{ teórico}}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4 \text{ real}} = 55'0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

16.- Ecuación: $3Zn + 2P \rightarrow Zn_3 + P_2$

Sacamos los moles que hay en las masas dadas y así comprobamos si hay alguno de los reactivos que limita la reacción o no:

$$n^\circ Zn = \frac{6'25}{65'37} = 0'0956; n^\circ P = \frac{1'20}{31} = 0'0387$$

Por la relación estequiométrica vemos que el Zn está en exceso ya que:

$$\frac{3}{2} \neq \frac{0'0956}{0'0387}$$

Teniendo eso en cuenta, calculamos los moles de Zn que reaccionan y la masa que le corresponde a esos

$$\text{moles de Zn} = \frac{0'0387 \cdot 3}{0'0585} = 0'0508 \rightarrow \text{masa de Zn} = 0'0508 \cdot 65'37 \approx 3'8$$

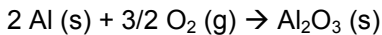
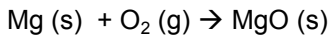
Por tanto sobran: $6'25 - 3'8 = 2'45$

Y de acuerdo con la Ley de conservación de la masa:

$$m_P(\text{inicial}) + [m_{Zn}(\text{inicial}) - m_{Zn}(\text{sobran})] = m_{\text{fosforo de cinc}}(\text{formado})$$

$$m_{\text{fosforo de cinc}}(\text{formado}) = 1'20 \text{ g} + 3'8 \text{ g} = 5'0$$

17.- Las ecuaciones químicas correspondientes a la oxidación de ambos metales es:



Si llamamos x a los moles de Mg e y a los de Al podemos calcular los moles de la siguiente manera:

$$\begin{cases} x \text{ mol Mg} \cdot \frac{24'3 \text{ g}}{\text{mol}} + y \text{ mol Al} \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5'408 \text{ g aleación} \\ x \text{ mol Mg} \frac{1 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol Mg}} \frac{40'3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} + y \text{ mol Al} \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al}} \frac{12 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 9'524 \text{ g óxidos} \end{cases}$$

Nos da: $x = 0'1234 \text{ mol Mg}$; $y = 0'0892 \text{ mol Al}$

A partir de ahí, calculamos la masa de Mg en la aleación:

$$0'1234 \text{ mol Mg} \frac{24'3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 2'999 \text{ g aleación}$$

Y el porcentaje es: $\frac{2'999 \text{ g Mg}}{5'408 \text{ g aleación}} 100 = 55'4\%$

18.- Como el perclorato de potasio formado procede del cloruro de potasio de la mezcla original _

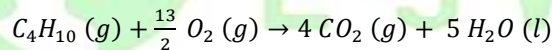
$$0'1162 \text{ kg KClO}_4 \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138'6 \text{ g KClO}_4} \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol KClO}_4} \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol Cl}} \frac{74'6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0'0625 \text{ kg KCl}$$

El porcentaje de perclorato de potasio en la mezcla original es:

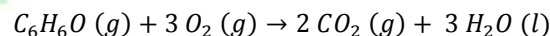
$$\frac{0'625 \text{ g KCl}}{0'3575 \text{ g mezcla}} 100 = 17'5\% \text{ KCl}$$

El resto es cloruro de sodio: 82'5%

19.- a) La ecuación de la combustión del butano es:



La ecuación de combustión del etanol es:



b) La masa del CO₂ producida en la combustión de 100 g de butano es:

$$100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \frac{4 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 303 \text{ g CO}_2$$

Masa de CO₂ producida por la combustión del etanol:

$$100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g C}_6\text{H}_6\text{O}} \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6\text{O}} \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 101 \text{ g CO}_2$$

El butano contribuye más al efecto invernadero que el etanol

20.- Si tenemos en cuenta 1 L de HCl:

$$\frac{10^3 \text{ ml HCl } 35'2\%}{1 \text{ L HCl } 35'2\%} \frac{1'175 \text{ g HCl } 35'2\%}{1 \text{ ml HCl } 35'2\%} \frac{35'2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35'2\%} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} = 11'3 \text{ M}$$

Para calcular la cantidad de Cl₂ producido es necesario calcular cuál es el reactivo limitante:

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g } MnO_2 \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{86.9 \text{ g } MnO_2} = 1.15 \text{ mol } MnO_2 \\ 0.8 \text{ L HCl } 11.3 \text{ M} \frac{11.3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 11.3 \text{ M}} = 9.07 \text{ mol HCl} \end{array} \right. \rightarrow \frac{9.07 \text{ mol HCl}}{1.15 \text{ mol } MnO_2} = 7.9$$

Como la relación molar es mayor que 4 quiere decir que sobra HCl, por lo que MnO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Cl_2 formado:

$$1.15 \text{ mol } MnO_2 \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } MnO_2} \frac{22.4 \text{ L } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 25.8 \text{ L } Cl_2$$