

Soluciones de los problemas de estequiometría:

1: a) Ajustamos la reacción:



b) Calculemos, primero la molaridad del HCl utilizando la concentración en % y la densidad:

$$[\text{HCl}] = 1,2 \frac{\text{g Dn}}{\text{ml}} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} \cdot \frac{38 \text{ g HCl}}{100 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,49 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Como hemos medido 5ml de esa disolución podremos calcular los moles de HCl

$$\frac{12,49 \text{ moles}}{1000 \text{ ml} \rightarrow 1 \text{ l}} = \frac{x}{5 \text{ ml}}; x = 0,0624 \text{ moles.}$$

Ahora podemos hacer los cálculos estequiométricos:

$$\frac{1 \text{ mol MnO}_2}{4 \text{ moles HCl}} = \frac{x}{0,0624 \text{ moles HCl}}; x = 0,0156 \text{ moles MnO}_2$$

$$\text{Masa de MnO}_2 = 0,0156 \text{ moles} \times \frac{87 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,36 \text{ g de MnO}_2$$

c) Calculemos primero los moles de Cl₂ producidos:

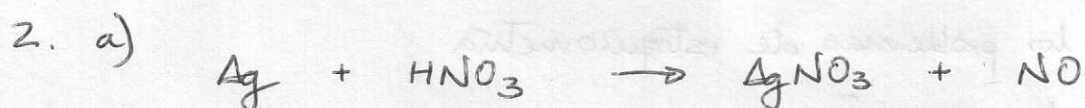
$$\frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{0,0156 \text{ moles MnO}_2}{x}; x = 0,0156 \text{ moles Cl}_2$$

Aplicamos finalmente la ecuación de estado de los gases ideales:

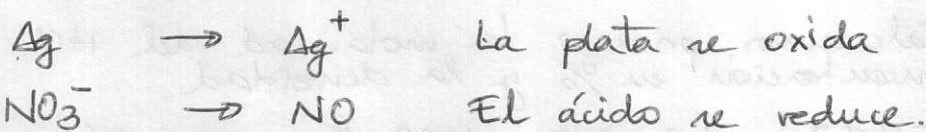
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\frac{715}{760} \text{ atm} \cdot V = 0,0156 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}$$

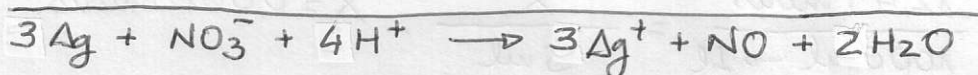
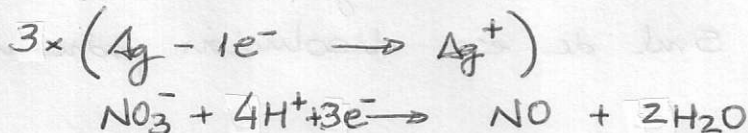
$$V = 0,408 \text{ litros de Cl}_2$$



se trata de una reacción redox:



Ajustamos la reacción iónica:



Y la reacción molecular:



b) La plata, Ag, se oxida, por lo que el oxidante será el ácido nítrico, HNO_3 .
Por el contrario, el ácido nítrico, (nitrato NO_3^-) se reduce por lo que el reductor es la plata, Ag.

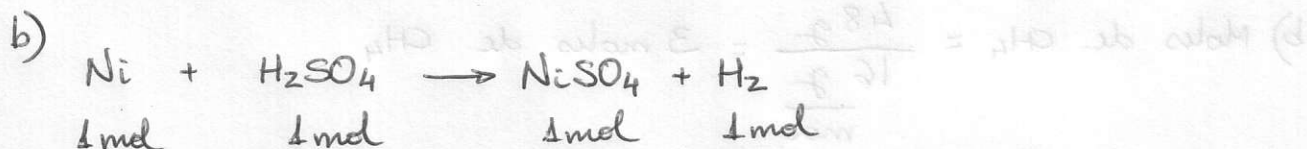
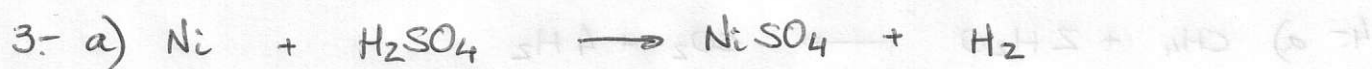
c) $\text{Moles de HNO}_3 = 0,2 \text{ l} \times 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,02 \text{ moles de HNO}_3$

Según la estequiometría de la reacción, por cada mol de HNO_3 que reaccione se formará un mol de NO, con lo que se formarán 0,02 moles de NO.

Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$\text{1 atm} \cdot V = 0,02 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$V = 0,489 \text{ litros.}$$



$$\text{Moles de Ni} = \frac{20 \text{ g}}{58,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,341 \text{ moles de Ni}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 = 0,200 \text{ l} \times 18 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 3,6 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

O sea, existen en realidad menos moles de Ni que de H_2SO_4 .
Teniendo en cuenta que la reacción transcurre mol a mol (un mol de níquel necesita un mol de ácido sulfúrico), el reactivo limitante será el níquel.

c) Cuando se acaben los 0,341 moles de Ni habrán reaccionado 0,341 moles de H_2SO_4 y habrá acabado la reacción, con lo que sobrarán:

$$3,6 - 0,341 = 3,259 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ sobrantes.}$$

d) Hagamos los cálculos para hallar la masa teórica de NiSO_4 obtenida de haber tenido la reacción en rendimiento del 100%.
Los cálculos se hacen con el reactivo limitante.

$$\frac{1 \text{ mol Ni}}{1 \text{ mol NiSO}_4} = \frac{0,341 \text{ moles de Ni}}{x} ; x = 0,341 \text{ moles de NiSO}_4$$

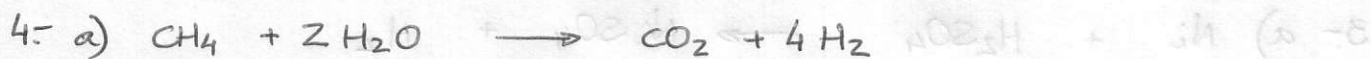
obtenidos si la reacción hubiese tenido un rendimiento del 100%

$$\frac{0,341 \text{ moles}}{100\%} = \frac{x}{75\%}$$

$$\text{Moles NiSO}_4 \text{ realmente obtenidos} = 0,256 \text{ moles}$$

$$\downarrow \times 154,7 \frac{\text{g NiSO}_4}{\text{mol NiSO}_4}$$

$$39,60 \text{ g de NiSO}_4 \text{ realmente obtenidos.}$$



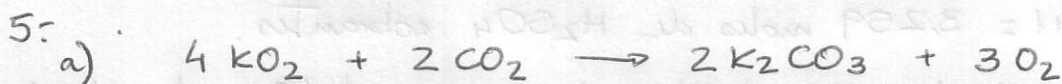
b) Moles de $\text{CH}_4 = \frac{48 \text{ g}}{\frac{16 \text{ g}}{\text{mol}}} = 3 \text{ moles de } \text{CH}_4$

$\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{4 \text{ moles } \text{H}_2} = \frac{3 \text{ moles } \text{CH}_4}{X}$; $X = 12 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ obtenidos.}$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $\frac{700}{760} \cdot V = 12 \cdot 0,082 \cdot 293$; $V = 313 \text{ litros de } \text{H}_2$

c) Moléculas de $\text{H}_2 = 12 \text{ moles de } \text{H}_2 \times \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2}{\text{mol de } \text{H}_2} = 7,23 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2$

d) Átomos de hidrógeno = $7,23 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ átomos de H}}{\text{molécula de } \text{H}_2} = 1,45 \cdot 10^{25} \text{ átomos de hidrógeno.}$



$\frac{156 \text{ g}}{\div 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$

$3,55 \text{ moles.}$

$\frac{2 \text{ moles } \text{CO}_2}{3 \text{ moles } \text{O}_2} = \frac{3,55 \text{ moles } \text{CO}_2}{X}$; $X = 5,325 \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ producidos.}$

b) $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$\frac{700}{760} \cdot V = 5,325 \cdot 0,082 \cdot 298$; $V = 141,27 \text{ litros de oxígeno.}$

c) $\frac{4 \text{ moles } \text{KO}_2}{2 \text{ moles } \text{CO}_2} = \frac{X}{3,55 \text{ moles } \text{CO}_2}$; $X = 7,1 \text{ moles de } \text{KO}_2$

$\downarrow \times 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = M_{\text{KO}_2}$
 $504,1 \text{ g de } \text{KO}_2$



$$\begin{array}{c} 100\text{ l} \\ 0,935\text{ atm} \\ 285\text{ K} \end{array}$$

Los moles de CO_2 que tenemos son los siguientes:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,935 \cdot 100 = n \cdot 0,082 \cdot 285 \quad ; \quad n_{CO_2} = 4 \text{ moles.}$$

Calculemos ahora los moles de C_3H_8 y O_2 que han reaccionado:

$$\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{3 \text{ moles } CO_2} = \frac{X}{4 \text{ moles } CO_2} \quad ; \quad X = 1,33 \text{ moles de } C_3H_8 \text{ reaccionan.}$$

$$\frac{5 \text{ moles } O_2}{3 \text{ moles } CO_2} = \frac{X}{4 \text{ moles } CO_2} \quad ; \quad X = 6,67 \text{ moles de } O_2 \text{ reaccionan.}$$

c) Calculemos primero los moles de agua obtenidos.

$$\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{4 \text{ moles } H_2O} = \frac{1,33 \text{ moles } C_3H_8}{X} \quad ; \quad X = 5,32 \text{ moles de } H_2O$$

$$\text{Masa de } H_2O = 5,32 \text{ moles} \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 95,76 \text{ g de agua formados.}$$

ATENCIÓN :

Para los que no estén acostumbrados a utilizar "proporciones" pueden utilizar "reglas de tres" ya que son equivalentes. Como ejemplo calculemos cuántos años son 2000 días:

a) Mediante "regla de tres" :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } 365 \text{ días} \text{ ————— } 1 \text{ año} \\ 2000 \text{ días} \text{ ————— } X \end{array} \right\} X = 5,48 \text{ años.}$$

b) Mediante "proporciones" :

$$\frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} = \frac{2000 \text{ días}}{X} \quad ; \quad X = 5,48 \text{ años.}$$

Evidentemente sale el mismo resultado.



b)

Moles de Cl_2 : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\frac{760}{760} \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 298 ;$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,041 \text{ moles.}$$

Según la estequiometría de la reacción podremos calcular los moles de HCl necesarios para obtener esos 0,041 moles de Cl_2

$$\frac{4 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x}{0,041 \text{ moles Cl}_2} ; x = 0,164 \text{ moles de HCl necesarios.}$$

$$\text{Molaridad del HCl} = 1200 \frac{\text{g Dn}}{\text{l Dn}} \times \frac{38 \text{ g HCl}}{100 \text{ g Dn}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,49 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Calculemos finalmente el volumen de la anterior disolución (Dn) que contiene los 0,164 moles de HCl :

$$\frac{1 \text{ litro}}{12,49 \text{ moles}} = \frac{x}{0,164 \text{ moles}} ; x = 0,013 \text{ litros} = 13 \text{ ml de disolución.}$$