

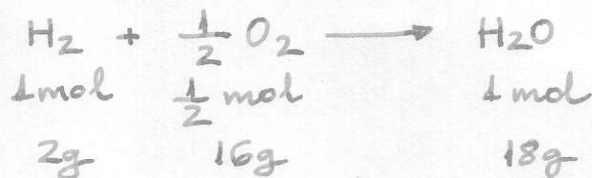
1. a) la reacción a la que se refiere el ejercicio es la siguiente:



Según la reacción anterior, 1 mol de H_2 reacciona con medio mol de O_2 para dar 1 mol de agua.

Si calculamos las masas moleculares de esas sustancias ($M_{\text{H}_2} = 1+1 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M_{\text{O}_2} = 16+16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 1+1+16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) también podemos

decir que: 2g de hidrógeno reaccionan con 16g de O_2 (medio mol) para dar 18g de agua, o sea:



} Estos datos son la base para empezar a hacer cálculos estequiométricos.

El enunciado del ejercicio dice que partimos de 20g de H_2 y 60g de O_2 .

Veamos si alguno de ellos se halla en exceso.

$$\frac{2 \text{ g de H}_2}{16 \text{ g de O}_2} = \frac{20 \text{ g de H}_2}{X} ; X = 160 \text{ g de O}_2 \text{ necesarios para que reaccionen con los 20 g de H}_2.$$

Hemos calculado la masa de O_2 necesaria para que reaccione con 20g de H_2 . Necesitaríamos 160g de O_2 ; sin embargo sólo tenemos 60g de O_2 .

Conclusión: Se consumirá todo el O_2 (los 60g) y me sobrará parte de los 20g de H_2 .

Tendremos que utilizar como base de cálculo los 60g de O_2 pues, cuando se agoten, habrá acabado la reacción aún existiendo exceso de H_2 .

Calculemos el agua que se produce:

$$\frac{16 \text{ g de O}_2}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{60 \text{ g O}_2}{X} ; X = 67,5 \text{ g de H}_2\text{O se formará en la reacción.}$$

b) El reactivo que se encuentra en exceso hemos visto que es el hidrógeno, H_2 . Veamos qué cantidad sobra:

$$\frac{2 \text{ g de H}_2}{16 \text{ g de O}_2} = \frac{X}{60 \text{ g de O}_2} ; X = 7,5 \text{ g de H}_2 \text{ reaccionarán}$$

luego sobran: $20 - 7,5 = 12,5 \text{ g de hidrógeno.}$

c) Aplicamos la ecuación de los gases perfectos $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1 \text{ atm} \cdot V = \frac{67,5 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 393 \text{ K}$$

$V = 120,8$ litros de agua gaseosa.

2. a) Calculemos en primer lugar la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,84 \frac{\text{g de disolución}}{\text{l de disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol soluto}}{98 \text{ g soluto}} =$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,766 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta la reacción vemos que por cada mol de CaCO_3 ($M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$) se necesita un mol de H_2SO_4 ($M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) o sea, que 100g de CaCO_3 necesitan 98g de H_2SO_4 . Entonces podemos hacer la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{10 \text{ g CaCO}_3}{X} ; X = 9,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ necesarios}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 = \frac{m}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{9,8 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

Esos moles los tendremos que medir de una disolución 1,766M luego tendremos que medir el siguiente volumen:

$$\frac{1,766 \text{ moles}}{1 \text{ litro}} = \frac{0,1 \text{ moles}}{X} ; X = 5,66 \cdot 10^{-2} \text{ l} = 56,6 \text{ ml de disolución concentrada.}$$

b) Calculemos los moles de CO_2 que representan esos 20 l en c.n.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 20 = n \cdot 0,082 \cdot 273 ; n = 0,89 \text{ moles de CO}_2$$

Ahora calculamos los moles de CaCO_3 necesarios para obtener 0,89 moles de CO_2 (cálculo estequiométrico):

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{X}{0,89 \text{ moles CO}_2} ; X = 0,89 \text{ moles de CaCO}_3 \text{ necesarios.} = 89 \text{ gramos.}$$

Esa masa de CaCO_3 "pura" está "contenida" en piedra caliza,

por lo tanto, esos 89 g de CaCO_3 representan el 80% de la caliza que tengo que pesar, luego:

$$\frac{89 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ puros}}{80\%} = \frac{X}{100\%}; X = 111,25 \text{ g de caliza o } \text{CaCO}_3 \text{ impuro tendré que pesar.}$$

3. a) Escribimos la reacción ajustada:



$$M_{\text{CaC}_2} = 40 + 2 \cdot 12 = 64 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 1 = 26 \text{ g/mol}$$

Por cada mol de CaC_2 se obtiene otro de C_2H_2 , luego:

$$\frac{64 \text{ g } \text{CaC}_2}{26 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_2} = \frac{100 \text{ g } \text{CaC}_2}{X}$$

$$\text{Despejamos } X = \frac{100 \cdot 26}{64} = 40,6 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ obtenidos en la reacción.}$$

b) La reacción de combustión del acetileno es la siguiente:



$$\begin{array}{c} 40,6 \text{ g} \\ \downarrow \div 26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ 1,56 \text{ moles} \end{array}$$

Calculamos los moles de CO_2 que se obtienen haciendo una proporción en moles:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2}{2 \text{ moles } \text{CO}_2} = \frac{1,56 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2}{X}$$

$$X = \frac{1,56 \times 2}{1} = 3,12 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Como 1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros podremos calcular el volumen que ocupan esos 3,12 moles de CO_2 (también utilizando la fórmula de $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$):

$$V_{\text{CO}_2} = 3,12 \text{ moles} \times \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 69,9 \text{ litros.}$$

4. a) La reacción química ajustada será:



$$\begin{array}{ccc} M_{\text{KClO}_3} = 122,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} & 1 \text{ kg} & \\ & \downarrow & \\ & M_{\text{KCl}} = 74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} & \end{array}$$

Por cada mol de KClO_3 que reaccione se forma otro mol de KCl , luego

$$\frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{74,5 \text{ g KCl}} = \frac{X}{1000 \text{ g KCl}} ; X = \frac{1000 \cdot 122,5}{74,5} = 1644,3 \text{ g de KClO}_3 \text{ puros}$$

Esos 1644,3 g de KClO_3 puros se encuentran formando parte de un recipiente con impurezas.

El 80% del recipiente es puro, por lo que podemos calcular la cantidad que debo pesar para que contenga 1644,3 g de KClO_3 puro.

$$\frac{1644,3 \text{ g}}{80\%} = \frac{X}{100\%} ; X = 2055 \text{ g de KClO}_3 \text{ impuro.}$$

b) Por cada mol de KCl que se produzca se obtienen $\frac{3}{2}$ moles de O_2 . Haremos los cálculos para hallar los moles de O_2 que se obtienen partiendo de 1 kg ($1000/74,5$ moles) de KCl obtenido:

$$\frac{1 \text{ mol KCl}}{\frac{3}{2} \text{ moles O}_2} = \frac{1000/74,5 \text{ moles KCl}}{X} ; X = 20,13 \text{ moles de O}_2 \text{ obtenidos en la reacción.}$$

Si aplicamos la ecuación de los gases perfectos, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, podremos calcular el volumen que ocupan en c.n.

$$1 \text{ atm. } V_{\text{O}_2} = 20,13 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K} ;$$
$$V_{\text{O}_2} = 450,6 \text{ litros.}$$

5. a) Ajustamos la reacción:



Consejo: Deja para el final el ajuste del número de oxígenos.

Los moles de disulfuro de hierro iniciales serán:

$$\text{Moles FeS}_2 = \frac{360 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}$$

Ahora calculamos los moles de Fe_2O_3 "teóricos" que deberían obtenerse:

$$\frac{2 \text{ moles FeS}_2}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \frac{3 \text{ moles FeS}_2}{X} ; X = 1,5 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3$$

Esos moles representan una masa de $1,5 \text{ moles} \times 160 \text{ g/mol} = 240 \text{ g}$

Como la reacción transcurre con un rendimiento del 75% se producirá realmente el 75% de la cantidad anterior:

$$\text{Masa de Fe}_2\text{O}_3 \text{ realmente obtenido} = 240 \cdot \frac{75}{100} = 180 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

b) El cálculo estequiométrico sería:

$$\frac{2 \text{ moles FeS}_2}{4 \text{ moles SO}_2} = \frac{3 \text{ moles FeS}_2}{X} ; X = 6 \text{ moles de SO}_2$$

Como la reacción transcurre con un rendimiento del 75%, se producirán realmente:

$$\text{Moles SO}_2 \text{ realmente obtenidos} = 6 \times \frac{75}{100} = 4,5 \text{ moles SO}_2$$

Otra manera de calcular el volumen sería sabiendo que 1 mol de cualquier gas en c.n. ocupa un volumen de 22,4 litros. Así pues:

$$\text{Volumen de SO}_2 = 4,5 \text{ moles SO}_2 \times \frac{22,4 \text{ litros}}{1 \text{ mol}} = 100,8 \text{ litros.}$$

6. a) Este ejercicio lo haremos utilizando "factores de conversión". Nuestro objetivo es llegar a obtener "gramos de ZnSO_4 ". Veamos cómo lo conseguimos.

$$\begin{aligned} \text{Masa de ZnSO}_4 &= 161 \frac{\text{g ZnSO}_4}{\text{mol ZnSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mine}} \cdot 12 \text{ g mine} \\ &= \frac{161 \cdot 60 \cdot 12}{65 \cdot 100} = 17,83 \text{ g de ZnSO}_4 \end{aligned}$$

Como se ve, hemos partido de la cantidad cuya unidad contiene "g de ZnSO_4 ", en este caso $161 \frac{\text{g ZnSO}_4}{\text{mol ZnSO}_4}$, y partiendo de ahí hemos utilizado los datos del problema de forma que al final, nos ha quedado la unidad que queríamos.

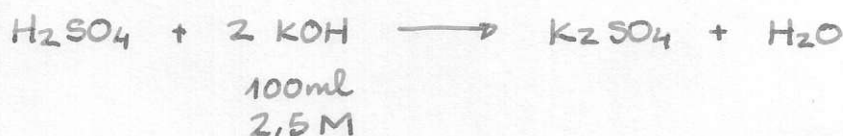
b) Aquí haremos lo mismo. Andamos buscando "ml de disolución" y partiremos del único dato en el que aparece esta unidad que es la densidad de la disolución, $1,82 \text{ g/ml}$.

$$\text{Volumen de disolución} = \frac{1 \text{ ml de disolución}}{1,82 \text{ g disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot 12 \text{ g mineral} = 6,21 \text{ ml de disolución.}$$

7. a) Sigamos utilizando aquí también el método de los factores de conversión.

$$\frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{l de disolución}} = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{24 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{\text{ml de disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml Dn}}{1 \text{ l Dn}} = 2,86 \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{l de Dn}} = 2,86 \text{ M}$$

b) La reacción que tiene lugar es:



calculemos los moles de KOH que reaccionan:

$$\text{moles KOH} = 2,5 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times 100 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 0,25 \text{ moles de KOH}$$

Ahora haremos el cálculo estequiométrico:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles KOH}} = \frac{X}{0,25 \text{ moles KOH}} ; X = 0,125 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

Sólo nos queda calcular el volumen de disolución 2,86 M que contiene 0,125 moles de H₂SO₄:

$$\frac{1 \text{ l de disolución}}{2,86 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = \frac{X}{0,125 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}$$

$$X = 0,0437 \text{ litros} = 43,7 \text{ ml de disolución.}$$

8. a) La reacción ajustada es la siguiente:



$$\begin{array}{c} 20 \text{ g} \\ \downarrow \\ 0,306 \text{ moles} \end{array} \quad \begin{array}{c} 200 \text{ ml} \\ 6 \text{ M} \end{array} \rightarrow 6 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times 200 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 1,2 \text{ moles de HCl}$$

Debemos calcular en primer lugar cuál es el reactivo limitante pues es con el con el que se han de hacer los cálculos estequiométricos.

Según la reacción cada mol de Zn necesita dos moles de HCl.
Como partimos de 0,306 moles de Zn se necesitaría $2 \times 0,306 = 0,612$ moles de HCl.

Como tenemos realmente 1,2 moles de HCl, está claro que me sobrará ácido clorhídrico.

Moles HCl que quedan en exceso = $1,2 - 0,612 = 0,588$ moles de HCl en exceso.

b) Según la reacción, por cada mol de Zn se obtiene un mol de H_2 . Según esto:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{0,306 \text{ moles Zn}}{X} ; X = 0,306 \text{ moles de H}_2 \text{ producidos en la reacción.}$$

Calculemos ahora el volumen que ocupan esos moles:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \frac{760}{760} \cdot V = 0,306 \cdot 0,082 \cdot 300 ; V = 7,53 \text{ litros}$$

9: a) Calculemos los moles de H_2S obtenido:

$$\frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = \frac{0,410 \text{ l}}{X} ; X = 0,0183 \text{ moles de H}_2\text{S}$$

Como por cada mol de H_2S se necesita un mol de PbS (según la reacción) se deduce que habremos necesitado 0,0183 moles de PbS en la reacción, luego:

$$\text{masa PbS} = 0,0183 \text{ moles} \times \frac{239 \text{ g}}{\text{mol}} = 4,37 \text{ g de PbS puros.}$$

Esos 4,37 g de PbS estaban formando parte de los 5 g de galena luego la riqueza de la galena será:

$$\frac{5 \text{ g}}{100\%} = \frac{4,37 \text{ g}}{X} ; X = 87,5\% \text{ de riqueza.}$$

b) Igualmente se habrán necesitado 0,0183 moles de H_2SO_4 .

El volumen de disolución que contiene esos 0,0183 moles será:

$$\frac{0,5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ l de disolución}} = \frac{0,0183 \text{ moles}}{X}$$

$$X = 0,0366 \text{ l} = 36,6 \text{ ml de disolución.}$$