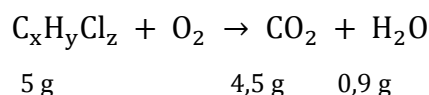


SOLUCIONES A LOS PROBLEMAS PROPUESTOS DE CÁLCULOS EN QUÍMICA

PROBLEMA 1

Se plantea la reacción sin ajustar:



El carbono que aparece en el CO_2 procede del compuesto y el hidrógeno del agua procede del compuesto. Se hace necesario saber qué parte de los 4,5 g corresponde a carbono y de los 0,9 g a hidrógeno.

$$M_m(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$4,5 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de C}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de CO}_2} = 1,2273 \text{ g de C}$$

$$0,9 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de H}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de H}_2\text{O}} = 0,1 \text{ g de H}$$

$$\text{Cl} = 5 - 0,1 - 1,2273 = 3,6727 \text{ g}$$

Se obtiene ahora el número de átomos-gramo que corresponden a estos valores:

$$1,2273 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ at - g}}{12 \text{ g de C}} = 0,10228 \text{ átomos - gramo de C}$$

$$0,1 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ at - g}}{1 \text{ g de H}} = 0,1 \text{ átomos - gramo de H}$$

$$3,6727 \text{ g de Cl} \cdot \frac{1 \text{ at - g}}{35,5 \text{ g de Cl}} = 0,10344 \text{ átomos - gramo de Cl}$$

Una vez obtenido el número de átomos de cada elemento lo convertiremos a números enteros y sencillos:



$$\frac{C_{0,10228}}{0,1} \frac{H_{0,1}}{0,1} \frac{Cl_{0,10344}}{0,1} = CHCl$$

La fórmula empírica del compuesto es CHCl.

Para hallar la fórmula molecular se tiene en cuenta el dato de la masa molar del compuesto:

$$\frac{M_m(C_xH_yCl_z)}{M_m(CHCl)} = \frac{300 \frac{g}{mol}}{48,5 \frac{g}{mol}} \approx 6$$

La fórmula molecular del compuesto es $C_6H_6Cl_6$.

PROBLEMA 2

Hay que tener presente la disolución a preparar. Los datos y la molaridad nos permitirán conocer la cantidad de soluto comercial necesario:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol HCl}$$

Para el HCl:

$$\text{masa HCl} = n \cdot M_m = 0,05 \text{ mol HCl} \cdot 36,5 \frac{g}{mol} = 1,825 \text{ g HCl}$$

Cantidad de HCl comercial para tener 1,825 g de HCl puro:

$$1,825 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de HCl comercial}}{37 \text{ g HCl}} = 4,93 \text{ g HCl comercial}$$

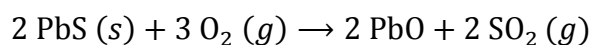
Como el soluto es líquido, se suele determinar el equivalente en volumen de esta cantidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = 4,93 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1,18 \frac{g}{mL}} = 4,2 \text{ mL de HCl comercial}$$



PROBLEMA 3

La ecuación química de la tostación del sulfuro de plomo(II):



$$M_m(\text{PbS}) = 239,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_m(\text{PbO}) = 223,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2 moles de PbS producen 2 moles de PbO, luego:

$$500 \text{ kg PbS} \cdot \frac{2 \cdot 223,2 \text{ g de PbO}}{2 \cdot 239,3 \text{ g de PbS}} = 466,36 \text{ kg PbO}$$

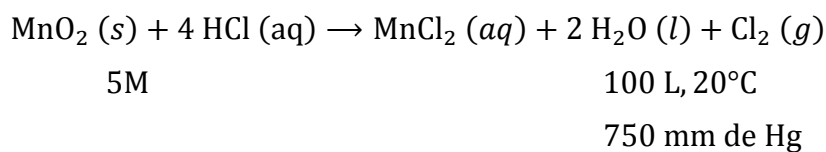
El rendimiento del 70% nos dice que del resultado teórico solo se obtendrán en la realidad el 70% de los productos:

$$\frac{70 \cdot 466,36}{100} = 326,45 \text{ g PbO}$$

La cantidad de PbO que se produce es de 326,45 kg.

PROBLEMA 4

Se escribe la ecuación química del proceso, ajustada:



a)

Suponiendo el cloro un gas ideal, 100 L de cloro en moles, son:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750 \text{ mm de Hg}}{760 \text{ mm de Hg}} \cdot 100 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 4,1 \text{ mol de Cl}_2$$

Utilizando factores de conversión, se establece la proporción en número de moles, entre las distintas sustancias del proceso:



$$M_m (\text{MnO}_2) = 86,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$4,1 \text{ mol de MnO}_2 \cdot 86,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 356,3 \text{ g MnO}_2$$

La masa de MnO_2 necesaria es de 356,3 g de MnO_2 .

b)

$$4,1 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 16,4 \text{ moles HCl}$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{16,4}{5} = 3,28 \text{ L de HCl 5 M}$$

El volumen que habrá que utilizar es de 3,28 L de HCl.

PROBLEMA 5

a)

Al poner en contacto ambos recipientes, en un volumen de 5 L, tendremos una cantidad de gas equivalente a la suma de moles de Ne y H_2 . La masa no cambia, aunque se modifiquen las condiciones.

Se comienza por determinar la cantidad de gas que hay en los recipientes iniciales. Suponemos que se comportan como gases ideales:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{600 \text{ mm de Hg}}{760 \text{ mm de Hg}} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 0,065 \text{ moles de H}_2$$

$$n_{\text{Ne}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{800 \text{ mm de Hg}}{760 \text{ mm de Hg}} \cdot 3 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 50) \text{ K}} = 0,119 \text{ moles de Ne}$$

Con estos datos es posible hallar ahora la presión total en el interior del recipiente comunicado:

$$p_T \cdot V_T = (n_{\text{Ne}} + n_{\text{H}_2}) \cdot R \cdot T$$



$$p_T = \frac{(0,119 + 0,065) \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 40) \text{ K}}{5 \text{ L}} = 0,945 \text{ atm}$$

Como los datos de presión del enunciado están en mm de Hg, las respuestas también se darán en la misma unidad.

$$p_T = 0,945 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = 718,2 \text{ mm de Hg}$$

La presión de cada componente:

$$p_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,065}{0,119 + 0,065} \cdot 718,2 = 253,7 \text{ mm de Hg}$$

$$p_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,119}{0,119 + 0,065} \cdot 718,2 = 464,5 \text{ mm de Hg}$$

La presión total en el interior del recipiente es de 718,2 mm de Hg, mientras que las presiones parciales son de 464,5 mm de Hg para el neón y de 253,7 para el hidrógeno.

b)

Para hallar el porcentaje en masa se halla el equivalente en gramos de cada componente de la mezcla:

$$\text{masa Ne} = n \cdot M = 0,119 \text{ mol Ne} \cdot 20 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,4 \text{ g Ne}$$

$$\text{masa H}_2 = n \cdot M = 0,065 \text{ mol H}_2 \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,13 \text{ g H}_2$$

$$\% \text{ en masa Ne} = \frac{2,4}{0,13 + 2,4} \cdot 100 = 94,86\% \text{ Ne}$$

$$\% \text{ en masa H}_2 = \frac{0,13}{0,13 + 2,4} \cdot 100 = 5,14\% \text{ H}_2$$

Obsérvese que suman 100.

Para hallar el porcentaje en volumen se multiplica por 100 la fracción molar.

$$\% \text{ volumen Ne} = X_{\text{Ne}} \cdot 100 = 64,7\% \text{ de Ne}$$

$$\% \text{ volumen H}_2 = 100 - 64,7 = 35,3 \% \text{ de H}_2$$



La hipótesis de Avogadro permite establecer una relación entre la composición en volumen de una mezcla de gases y la proporción en número de partículas de cada componente.

$$\frac{p \cdot V_1}{p \cdot V_T} = \frac{n_1 \cdot R \cdot T}{n_T \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{V_1}{V_T} = \frac{n_1}{n_T} = X_1$$

El porcentaje en volumen de cada componente coincide con el porcentaje en número de partículas, es decir, con $100 \cdot X_{molar}$.

El porcentaje en masa de cada componente es de: 94,86% para el Ne y 5,14% para el hidrógeno, mientras que el porcentaje en volumen de la misma mezcla es de 64,7% para el Ne y del 35,3% para el hidrógeno.

PROBLEMA 7

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es:



El número de moles de soluto contenidos en la disolución es:

$$100 \text{ mL } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,2 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{10^3 \text{ mL } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ } 0,2 \text{ M}} = 0,02 \text{ moles } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

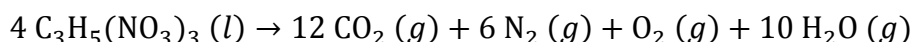
El número de moles de iones contenidos en la disolución es:

$$0,02 \text{ moles } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ moles de iones}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 0,06 \text{ moles de iones}$$

La respuesta correcta es la c.

PROBLEMA 8

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:



De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} \cdot p_T$$



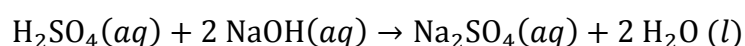
Si los gases están medidos en condiciones normales, la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm, luego la presión parcial del vapor de agua será:

$$p_{H_2O} = 1 \text{ atm} \cdot \frac{10 \text{ moles}}{(12 + 6 + 1 + 10) \text{ moles}} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = 262 \text{ mm de Hg}$$

La presión del vapor de agua es de 262 mm de Hg.

PROBLEMA 9

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:



El número de moles de NaOH neutralizados es:

$$12 \text{ mL de } H_2SO_4 \cdot \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{0,25 \text{ mol de } H_2SO_4}{1 \text{ L de } H_2SO_4} \cdot \frac{2 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ mol de } H_2SO_4} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

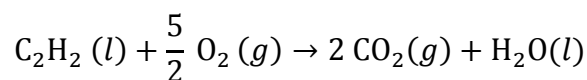
Por lo tanto la molaridad de la disolución de NaOH es:

$$M = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}}{15 \cdot 10^{-3} \text{ L de disolución}} = 0,4 \text{ M}$$

La molaridad del hidróxido de sodio es 0,4 M.

PROBLEMA 10

Ecuación de la combustión química del acetileno:



a)

$$10,4 \text{ L de } C_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_2H_2}{22,4 \text{ L de } C_2H_2} \cdot \frac{\frac{5}{2} \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 26 \text{ L de } O_2$$

Son necesarios 26 litros de oxígeno.



b)

El volumen de aire, en condiciones normales, es

$$26 \text{ litros de O}_2 \cdot \frac{100 \text{ litros de aire}}{20 \text{ litros de O}_2} = 130 \text{ litros de aire}$$

El volumen de aire en las condiciones del enunciado se obtiene de aplicar la ecuación general de los gases perfectos:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{760 \text{ mm de Hg} \cdot 130 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{700 \text{ mm de Hg} \cdot V}{290 \text{ K}} \Rightarrow V = 149,9 \text{ L}$$

Serán necesarios 149,9 litros de aire para realizar la combustión de 10,4 litros de acetileno.

PROBLEMA 11

La fórmula del sulfato de cobre(II) pentahidratado es $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

El número de moles de Cu^{2+} existentes en 1,5 L de disolución 10^{-3} M es:

$$n(\text{Cu}^{2+}) = V \cdot M = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Como 1 mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ contiene un mol de Cu^{2+} , es necesario preparar $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles de sulfato de cobre(II) pentahidratado.

$$\text{Masa de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 249,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,374 \text{ g}$$

Como la riqueza del compuesto es sólo del 85%, la cantidad necesaria es:

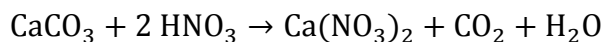
$$0,374 \text{ g} \cdot \frac{100 \text{ g}}{85 \text{ g}} = 0,44 \text{ g}$$

La cantidad en gramos de sulfato de cobre(II) pentahidratado, necesaria para preparar la disolución solicitada es de 0,44 gramos.



PROBLEMA 12

La reacción del problema es la siguiente:



a)

$$\text{Masa de CaCO}_3 = 250 \text{ g} \cdot 0,82 = 205 \text{ g}$$

Número de moles de CaCO_3 :

$$\frac{205 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 2,05 \text{ moles}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de HNO}_3 = V \cdot M = 0,5 \text{ L} \cdot 3\text{M} = 1,5 \text{ moles}$$

Los moles de carbonato de calcio son 2,05 y de ácido nítrico son 1,5.

b)

De acuerdo con la reacción, 1 mol de carbonato de calcio reacciona con 2 moles de ácido nítrico y se produce 1 mol de nitrato de calcio. Como sólo se dispone de 1,5 moles de ácido nítrico, se producirán 0,75 mol de nitrato de calcio, tras reaccionar con 0,75 moles de carbonato de calcio.

Masa teórica obtenida de nitrato de calcio

$$0,75 \text{ moles} \cdot 164 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 123 \text{ g}$$

Como el rendimiento es del 93%, la cantidad real de nitrato de calcio es:

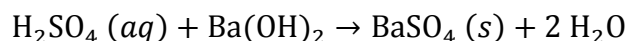
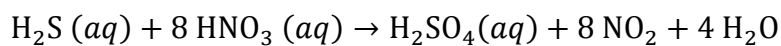
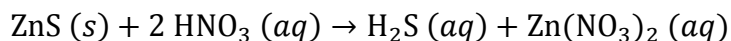
$$123 \text{ g} \cdot \frac{93}{100} = 114,4 \text{ g}$$

En las condiciones del problema la cantidad de nitrato de calcio obtenida es de 114,4 gramos.



PROBLEMA 13

Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:



Si sumamos todas las ecuaciones observamos que un mol de ZnS da lugar a un mol de BaSO₄, por lo que tendremos:

$$\frac{1,8780}{233,4} = 0,00805 \text{ moles de BaSO}_4 = 0,00805 \text{ moles de ZnS}$$

Como el peso molecular del ZnS es 97,5

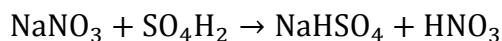
$$0,00805 \cdot 97,5 = 0,785 \text{ gramos de ZnS en la blenda analizada}$$

El porcentaje será:

$$\frac{0,785 \text{ g ZnS}}{0,9364 \text{ g blenda}} \cdot 100 = 83,8\% \text{ de ZnS en la blenda analizada.}$$

PROBLEMA 14

La reacción descrita en el enunciado del problema es:



El número de moles de ácido nítrico teniendo en cuenta su riqueza, correspondientes a los 10 kg:

$$10\,000 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{63}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g HNO}_3} = 100 \text{ moles de HNO}_3$$

Utilizando la estequiometría de la reacción, 1 mol de ácido sulfúrico reacciona con 1 mol de ácido nítrico, por lo que serán necesarios 100 moles de ácido sulfúrico, que convertido a volumen de ácido comercial:



$$100 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1350 \text{ g}} = 7,26 \text{ L de H}_2\text{SO}_4$$

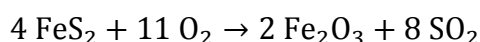
El rendimiento de la reacción es del 70%, por lo que tendremos que añadir más cantidad del ácido para obtener los resultados solicitados:

$$7,26 \text{ L} \cdot \frac{100}{70} = 10,37 \text{ L}$$

Son necesarios 10,37 litros de ácido sulfúrico.

PROBLEMA 15

La reacción ajustada será:



$$M(\text{FeS}_2) = 120$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$$

$$M(\text{O}_2) = 32$$

La cantidad de piritita contenida en 750 kg del mineral es:

$$m(\text{FeS}_2) = 750 \text{ kg mineral} \cdot \frac{75 \text{ kg de FeS}_2}{100 \text{ kg mineral}} = 562,5 \text{ kg}$$

Y, a partir de esta cantidad podremos calcular la masa de óxido que obtendremos:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 562,5 \text{ kg de FeS}_2 \cdot \frac{2 \cdot 160 \text{ kg de Fe}_2\text{O}_3}{4 \cdot 120 \text{ kg de FeS}_2} = 375 \text{ kg}$$

La masa de óxido de hierro(III) que se obtendrá con 750 kg de mineral es de 375 kg.

En cuanto al oxígeno necesario:

$$m(\text{O}_2) = 562,5 \text{ kg de FeS}_2 \cdot \frac{11 \cdot 32 \text{ kg de O}_2}{4 \cdot 120 \text{ kg de FeS}_2} = 412,5 \text{ kg}$$

Convertida la masa el volumen en condiciones normales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot M} = \frac{412,5 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ mol} \cdot \text{K} \cdot \text{atm}^{-1} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g}}$$

$$V(\text{O}_2) = 288\,569,5 \text{ L}$$

El volumen de oxígeno necesario es de 288 569,5 litros.



Si el rendimiento es del 87% quiere decir que sólo obtendremos 87 kg de cada 100 teóricos. En nuestro caso la masa de óxido será:

$$\frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100 \Rightarrow \text{masa obtenida} = 0,87 \cdot 375 \text{ kg} = 326,25 \text{ kg}$$

La masa de óxido si el rendimiento es del 87% será de 326,25 kg, mientras que el volumen de oxígeno no variará.

