

Capítulo 3: La cantidad en química

ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

1. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indica, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H₂.
- La masa de un átomo de helio es 4 g.
- En un gramo de hidrógeno hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

Solución

a) *Falsa*, porque en un mol de helio hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de helio, mientras que en un mol de H₂ hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂ y como en cada molécula de H₂ hay dos átomos, habrá $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.

b) *Falsa*, como la masa molar del He es 4 g/mol y en 1 mol de He hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de helio, la masa de un átomo de helio será:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de He}}{4 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo de He}}{x}; \quad x = 4 / (6,022 \cdot 10^{23}) = 6,64 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_{\text{átomo He}} = 6,64 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

c) *Verdadera*, porque la masa de 1 mol de átomos de H es 1 g y 1 mol de átomos de H tiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.

2. Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razona cada una de las siguientes afirmaciones:

- El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
- La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

Solución

a) *Verdadera*. La ley de Avogadro establece que volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y de temperatura, contienen igual número de moléculas.

b) *Falsa*. Aunque exista el mismo número de moléculas, la masa molecular de cada sustancia es diferente, por lo que también será distinta la masa del recipiente lleno de cada gas.

c) *Falsa*. Aunque el número de moléculas sea el mismo, cada molécula de O₂ tiene dos átomos y cada molécula de NH₃ tiene cuatro átomos, por lo que no puede haber el mismo número de átomos en ambos casos.

3. Una bombona de butano (C₄H₁₀) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad, calcula:

- La cantidad de sustancia de moléculas de butano.
- El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Solución

a) $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 207 \text{ mol de moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

b) 1 mol de C_4H_{10} tiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} :

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{207 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{x}$$

$$x = 1,25 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Como 1 molécula de C_4H_{10} tiene 4 átomos de C:

$$N_{\text{C}} = 1,25 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot 4 \text{ átomos de C/1 molécula } \text{C}_4\text{H}_{10} = 5 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

Y 1 molécula de C_4H_{10} tiene 10 átomos de H:

$$N_{\text{H}} = 1,25 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot 10 \text{ átomos de H/1 molécula } \text{C}_4\text{H}_{10} = 1,25 \cdot 10^{27} \text{ átomos de H.}$$

4. En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

a) ¿Qué cantidad de sustancia hay de dicha sal?

b) ¿Qué cantidad de sustancia hay de iones sulfato?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

Solución

a) $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 56 \cdot 2 + 32 \cdot 3 + 16 \cdot 12 = 400 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{400 \text{ g/mol}} = 0,025 \text{ mol de unidades fórmula de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

b) En 1 mol de unidades fórmula de sulfato de hierro (III) hay 3 moles de iones sulfato y 2 moles de iones hierro (III), luego la cantidad de sustancia (n° de moles) de iones sulfato será:

$$n = 0,025 \text{ mol de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3 \text{ moles de } \text{SO}_4^{2-}/1 \text{ mol de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 0,075 \text{ mol de } \text{SO}_4^{2-}$$

c) En 1 mol de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ hay $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades fórmula de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, luego:

$$N = 0,025 \text{ mol de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ unidades fórmula de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 / \text{mol de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$N = 1,51 \cdot 10^{22} \text{ unidades fórmula de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Como 1 unidad fórmula de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ tiene 12 átomos de oxígeno, entonces:

$$N_{\text{O}} = 1,51 \cdot 10^{22} \text{ unidades fórmula de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12 \text{ átomos de O/1 unidad fórmula de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$N_{\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

5. En 10 L de hidrógeno y en 10 L de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de átomos.
- b) Idéntica masa de ambos.
- c) La misma cantidad de sustancia.

Solución

a) Según la ley de Avogadro volúmenes iguales de dos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas. En este caso, ambas moléculas están formadas por dos átomos, luego también habrá el mismo número de átomos.

b) La cantidad de sustancia se calcula:

$$n = \frac{m}{M}$$

Como la masa molar de H_2 es distinta de la masa molar de O_2 , las masas de H_2 y de O_2 serán:

$$m(H_2) = n(H_2) \cdot M(H_2)$$

$$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2)$$

Luego: $m(H_2) \neq m(O_2)$

Por tanto, la afirmación es incorrecta.

c) Si hay el mismo número de moléculas, habrá la misma cantidad de sustancia de ambos: $n(H_2) = n(O_2)$. La afirmación es correcta.

6. Calcula el número de átomos que hay en:

- a) 44g de CO_2 .
- b) 50 L de gas He, medidos a 700 mmHg y 20 °C.
- c) 0,5 mol de moléculas de O_2 .

Solución

a) La cantidad de sustancia de dióxido de carbono contenida en 44 g de esta sustancia, como $M(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$, será:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{44 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol de } CO_2$$

Como en cada molécula de dióxido de carbono hay tres átomos (dos de oxígeno y uno de carbono), aplicando el concepto de mol:

$$n^\circ \text{ átomos} = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) A partir de la ecuación de estado de los gases ideales, calculamos la cantidad de sustancia de He:

$$pV = nRT; \quad n = pV/RT$$

$$n = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \text{ K}} = 1,92 \text{ mol de He}$$

El número de átomos de helio será:

$$N_{\text{He}} = 1,92 \text{ mol de He} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de He/mol de He} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de He}$$

c) Como en cada molécula de O_2 hay dos átomos de oxígeno, el número de átomos será:

$$N_{\text{O}} = 0,5 \text{ mol de O}_2 \cdot (6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2/\text{mol de O}_2) \cdot 2 \text{ átomos de O/molécula O}_2$$

$$N_{\text{O}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

7. Identifica la fórmula molecular de un hidrocarburo de masa molecular 28, cuyo análisis da un 85,61 % de carbono.

Solución

En primer lugar hallaremos la fórmula empírica. Se trata de un hidrocarburo, luego estará formado sólo de carbono y de hidrógeno. Si tiene un 85,61 % de C, el resto hasta 100 será de hidrógeno, es decir, 14,39 % de H.

Puesto que la fórmula empírica informa de la proporción que hay entre los átomos de carbono y de hidrógeno, podemos suponer que tenemos cualquier cantidad de esa sustancia. Supongamos que tenemos 100 g de hidrocarburo, de los que 85,61 g corresponden a la masa de los átomos de carbono y 14,39 g corresponden a la masa de los átomos de hidrógeno.

Teniendo en cuenta las masas molares del carbono y del hidrógeno, la cantidad de sustancia de cada uno de los átomos será:

$$n_{\text{C}} = m/M = 85,61 \text{ g}/(12 \text{ g/mol}) = 7,13 \text{ mol de átomos de C}$$

$$n_{\text{H}} = m/M = 14,39 \text{ g}/(1 \text{ g/mol}) = 14,39 \text{ mol de átomos de C}$$

Como en cada mol hay siempre el mismo número de átomos, las cantidades anteriores suponen la relación existente entre el número de átomos de carbono e hidrógeno.

Luego una posible fórmula empírica sería: $\text{C}_{7,13} \text{H}_{14,39}$. Puesto que lo que nos interesa es la proporción entre los átomos, parece aconsejable escribir la misma proporción con los números más sencillos posibles. Por ejemplo, podemos dividir ambos subíndices por el número más pequeño, 7,13 en este caso, y obtendríamos que la fórmula sería: C_1H_2 o CH_2 , que nos indica que la proporción es de 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono en este compuesto.

La fórmula molecular debe mantener la misma proporción entre los átomos de carbono y de hidrógeno, por lo que podríamos escribirla de forma genérica como $(\text{CH}_2)_x$. El problema consiste en hallar x .

Puesto que la masa molecular relativa es 28, teniendo en cuenta las masas atómicas relativas del átomo de carbono y del átomo de hidrógeno podremos escribir:

$$28 = (12 + 2 \cdot 1) x; \quad x = 2$$

La fórmula molecular será $(\text{CH}_2)_2$, que la podemos escribir también como C_2H_4 .

8. Se quema una muestra de 0,876 g de un compuesto orgánico cuyas moléculas contienen átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno, obteniéndose 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua.

a) Determina la masa que corresponde a los átomos de oxígeno que hay en la muestra.

b) Encuentra la fórmula empírica del compuesto.

Solución

a) Cuando un compuesto orgánico se quema completamente (reacciona con oxígeno), sus átomos de carbono e hidrógeno se enlazan con los de oxígeno y forman moléculas de dióxido de carbono y agua.

Teniendo en cuenta las masas molares del CO_2 y del H_2O , 44 g/mol y 18 g/mol, respectivamente, podremos escribir:

$$\frac{44 \text{ g CO}_2}{12 \text{ g C}} = \frac{1,76 \text{ g CO}_2}{x \text{ g C}}; \quad x = 0,48 \text{ g de C} \quad \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{2 \text{ g H}} = \frac{0,72 \text{ g H}_2\text{O}}{y \text{ g H}}; \quad y = 0,08 \text{ g de H}$$

El resto, hasta 0,876 g, será oxígeno: $0,876 \text{ g} - (0,48 + 0,08) \text{ g} = 0,316 \text{ g de O}$.

b) Si ahora estas cantidades las dividimos entre sus respectivas masas molares, obtendremos la cantidad de sustancia de átomos de C, H y O que contiene la muestra. Normalmente no obtenemos números enteros:

$$0,48 \text{ g de C} / (12 \text{ g/mol}) = 0,04 \text{ mol de C}; \quad 0,08 \text{ g de H} / (1 \text{ g/mol}) = 0,08 \text{ mol de H}$$

$$0,316 \text{ g de O} / (16 \text{ g/mol}) = 0,02 \text{ mol de O}$$

Para solucionarlo, dividimos entre el menor de los tres, 0,02, y se obtienen: 2 mol C, 4 mol H y 1 mol O. Como la relación en número de átomos ha de ser la misma, la fórmula empírica será: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$.

9. a) Calcula el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1,19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0,3 M.

b) Se toman 50 mL de la disolución 0,3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcula la molaridad de la disolución resultante.

Solución

a) En primer lugar calculamos la cantidad de sustancia del ácido clorhídrico necesaria para obtener la disolución diluida que queremos preparar. Después obtendremos la masa que corresponde a esa cantidad de sustancia, y la masa del ácido concentrado que la contiene. Finalmente, con la definición de densidad, obtendremos el volumen necesario.

Aplicando la definición de molaridad:

$$c = n/V$$

La cantidad de sustancia de ácido puro será:

$$n = c \cdot V = 0,3 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} = 0,3 \text{ mol de moléculas de HCl}$$

La masa molar del HCl es: $M(\text{HCl}) = 1 \cdot 1 + 35,5 \cdot 1 = 36,5 \text{ g/mol}$

Como: $n = m/M$

Su masa es: $m = n \cdot M = 0,3 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 10,95 \text{ g de HCl}$

Esta masa de ácido puro estará contenida en la siguiente masa de disolución de ácido clorhídrico concentrado:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100; \quad \text{sustituyendo: } 36 = \frac{10,95 \text{ g}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$m_{\text{disolución}} = 10,95 \cdot 100 / 36 = 30,42 \text{ g de disolución de HCl}$$

Como la densidad del HCl concentrado es 1,19 g/mL, el volumen de disolución concentrada que es necesario tomar es:

$$V = m/d = 30,42 / 1,19 = 25,6 \text{ mL de HCl conc.}$$

Si tomamos 25,6 ml de la disolución al 36 % de riqueza en peso y densidad 1,19 g/mL y añadimos agua suficiente hasta 1 L obtenemos 1 L de disolución de HCl 0,3 M.

- c) Calculamos la cantidad de sustancia de HCl que hay en los 50 mL de la disolución a partir de la definición de molaridad:

$$c = n/V$$

$$n = c \cdot V = 0,3 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,015 \text{ mol de moléculas de HCl}$$

Ahora calculamos la nueva concentración, teniendo en cuenta que el volumen de la disolución es de 250 mL:

$$c = n/V = 0,015 \text{ mol}/0,250 \text{ L} = 0,06 \text{ mol/L}$$

$$c = 0,06 \text{ M}$$

10. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

a) Calcula su molaridad.

b) Se diluye la disolución anterior hasta un volumen doble. Calcula el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.

Solución

a) Calculamos la cantidad de sustancia de KOH:

La masa molar del KOH es: $M(\text{KOH}) = 56 \text{ g/mol}$

$$n = m/M = 30 \text{ g}/(56 \text{ g/mol}) = 0,54 \text{ mol de unidades fórmula de KOH}$$

La molaridad será:

$$c = n/V = 0,54 \text{ mol}/0,250 \text{ L} = 2,16 \text{ mol/L}$$

$$c = 2,16 \text{ M}$$

b) Si se diluye la disolución hasta un volumen doble, la nueva concentración será:

$$c = n/V = 0,54 \text{ mol}/0,5 \text{ L} = 1,08 \text{ mol/L}$$

La cantidad de sustancia de KOH que habrá en un volumen de 50 mL de disolución será:

$$n = c \cdot V = 1,08 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,054 \text{ mol de unidades fórmula de KOH}$$

En la disolución, por cada mol de KOH hay un mol de iones K^+ , luego en los 50 mL de disolución habrá:

$$n(\text{K}^+) = n(\text{KOH}) = 0,054 \text{ mol de iones } \text{K}^+$$

El número de iones potasio se calcula:

$$N(\text{K}^+) = 0,054 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ iones } \text{K}^+/\text{mol} = 3,25 \cdot 10^{22} \text{ iones } \text{K}^+$$

11. Si 25 mL de una disolución 2,5 M de CuSO_4 se diluyen en agua hasta un volumen de 450 mL:

a) ¿Qué masa de cationes cobre (II) hay en la disolución original? ¿Qué masa habrá de estos cationes en la disolución diluida?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Solución

a) En primer lugar calculamos la cantidad de sustancia de CuSO_4 que hay en la disolución 2,5 M:

$$n = c \cdot V = 2,5 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0625 \text{ mol de } \text{CuSO}_4$$

Por cada mol de CuSO_4 hay un mol de iones Cu^{2+} , luego en los 25 mL de disolución habrá:

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{CuSO}_4) = 0,0625 \text{ mol de iones } \text{Cu}^{2+}$$

La masa molar del Cu^{2+} es:

$$M(\text{Cu}^{2+}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

La masa de Cu^{2+} será:

$$\text{Como: } n = m/M$$

$$\text{Su masa es: } m = n \cdot M = 0,0625 \text{ mol} \cdot 63,5 \text{ g/mol} = 3,97 \text{ g de } \text{Cu}^{2+}$$

Si se diluye la disolución hasta un volumen de 450 mL, la masa de iones cobre (II) no habrá cambiado, ya que lo único que se añade es agua. Por lo que: $m = 3,97 \text{ g de } \text{Cu}^{2+}$

b) La molaridad de la disolución final:

$$c = n/V = 0,0625 \text{ mol}/0,45 \text{ L} = 0,14 \text{ mol/L}$$

$$c = 0,14 \text{ M}$$

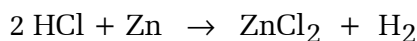
12. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:

a) Calcula la masa de reactivo que queda en exceso.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mmHg se habrá desprendido?

Solución

a) El primer paso que debemos dar (siempre!) es ajustar la ecuación química (si no lo está). Utilizando el método de tanteo será:



La ecuación nos indica que dos moles de HCl reaccionan con un mol de Zn.

Por otro lado, siempre que nos den cantidades de dos reactivos, es necesario comprobar si alguno de ellos está en exceso. Los cálculos posteriores se harán considerando sólo la cantidad del reactivo limitante.

Vamos a calcular las cantidades de sustancia de reactivos que tenemos. Para el ácido clorhídrico será:

Aplicando la definición de molaridad:

$$c = n/V$$

La cantidad de sustancia de ácido puro será:

$$n = c \cdot V = 6 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 1,2 \text{ mol de HCl}$$

En cuanto al cinc, la cantidad de sustancia inicial de Zn será:

La masa molar del Zn es: $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$

Luego: $n = m/M = 20 \text{ g}/(65,4 \text{ g/mol}) = 0,31 \text{ mol de Zn}$

Y ahora, de la ecuación química ajustada, observamos que 1,2 mol de HCl necesitarían $1,2/2 = 0,6 \text{ mol de Zn}$, que no hay. Luego, el Zn es el reactivo limitante.

Averiguamos la cantidad de sustancia de HCl que reacciona con los 0,31 moles de Zn será:

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x}{0,31 \text{ mol Zn}}; \quad x = 0,31 \cdot 2 = 0,62 \text{ mol de HCl}$$

Luego sobrarán: $1,2 \text{ mol HCl} - 0,62 \text{ mol HCl} = 0,58 \text{ mol HCl}$

Como la masa molar del HCl es: $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

La masa será: $m = n \cdot M = 0,58 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 21,17 \text{ g}$ de HCl quedarán en exceso.

b) De la ecuación química observamos que por cada mol de Zn que reacciona se obtiene 1 mol de H_2 , luego:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{0,31 \text{ mol Zn}}{x}; \quad x = 0,31 \text{ mol de H}_2$$

Suponiendo que se comporta como un gas ideal, podremos aplicar la ecuación:

$$pV = nRT$$

por lo que al sustituir datos tendremos:

$$(760/760) \text{ atm} \cdot V = 0,31 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (27 + 273) \text{ K}$$

de donde: $V = 7,6 \text{ L de H}_2$.

13. Considera una muestra de 158 g de trióxido de azufre a 25 °C (gas ideal) en un recipiente de 10 L de capacidad.

a) ¿Qué presión ejerce el gas? ¿Cuántas moléculas de oxígeno harían falta para ejercer la misma presión?

b) ¿Qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse de la descomposición del trióxido de azufre si el rendimiento es del 85 %?

Solución

a) Calculamos la cantidad de sustancia de SO_3 :

La masa molar del SO_3 es: $M(\text{SO}_3) = 80 \text{ g/mol}$

Y la cantidad de sustancia: $n = m/M = 158 \text{ g}/(80 \text{ g/mol}) = 1,975 \text{ mol de SO}_3$

Aplicaremos la ecuación de estado, suponiendo que se comporta como un gas ideal:

$$pV = nRT$$

por lo que al sustituir datos tendremos:

$$p \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = 1,975 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}$$

de donde: $p = 4,83 \text{ atm}$.

En el mismo recipiente, y en las mismas condiciones de presión y temperatura la presión que ejerce un gas ideal depende sólo del número de partículas del mismo. Necesitaremos la misma cantidad de sustancia de O_2 que de SO_3 para ejercer la misma presión, en el mismo recipiente y en las mismas condiciones de p y T .

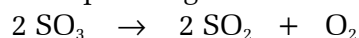
Por tanto: $n(\text{O}_2) = n(\text{SO}_3) = 1,975 \text{ mol de O}_2$

El número de moléculas de O_2 se calcula:

$$N(O_2) = 1,975 \text{ mol de } O_2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2/\text{mol de } O_2 = 1,19 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } O_2$$

$$N(O_2) = 1,19 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } O_2$$

b) El trióxido de azufre se descompone según la reacción:



La cantidad de sustancia de SO_3 que se descompone es 1,975 mol.

De la ecuación química observamos que por cada 2 mol de SO_3 que se descompone se obtienen 2 mol de SO_2 , luego:

$$\frac{2 \text{ mol } SO_3}{2 \text{ mol } SO_2} = \frac{1,975 \text{ mol } SO_3}{x}; \quad x = 1,975 \text{ mol de } SO_2$$

Como el rendimiento es del 85 % la cantidad de sustancia de SO_2 obtenida será menor:

$$n(SO_2) = 1,975 (85/100) = 1,679 \text{ mol de } SO_2$$

Y la masa se calcula:

Como la masa molar del SO_2 es: $M(SO_2) = 64 \text{ g/mol}$

$$n = m/M; \quad \text{de donde:}$$

$$m = n \cdot M = 1,679 \text{ mol} \cdot 64 \text{ g/mol} = 107,4 \text{ g de } SO_2$$

14. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: $Ni + H_2SO_4 \longrightarrow NiSO_4 + H_2$.

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcula el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcula el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm de presión, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Solución

a) Calculamos la cantidad de sustancia de ácido sulfúrico en 2 mL (0,002 L) de la disolución:

$$n(H_2SO_4) = 18 \text{ moles/L} \cdot 0,002 \text{ L} = 0,036 \text{ moles de } H_2SO_4$$

De la estequiometría de la reacción, la cantidad de sustancia de ácido sulfúrico que reacciona es igual a la cantidad de sustancia de níquel que reacciona, por tanto la masa del níquel en la muestra será:

La masa molar del Ni es: $M(Ni) = 58,7 \text{ g/mol}$

$$\text{Como:} \quad n = m/M$$

$$\text{Entonces la masa de Ni será:} \quad m = n \cdot M = 0,036 \text{ moles} \cdot 58,7 \text{ g/mol} = 2,11 \text{ g de Ni}$$

El porcentaje de Ni en la muestra de 3 g será:

$$\% Ni = \frac{2,11 \text{ g Ni}}{3 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 70,3 \%$$

c) Relación estequiométrica: 1 mol de Ni produce 1 mol de H_2 .

Hallamos la cantidad de sustancia de Ni que reacciona:

$$n = m/M = 20 \text{ g}/(58,7 \text{ g/mol}) = 0,34 \text{ mol de Ni}$$

Calculamos la cantidad de sustancia de hidrógeno que se obtiene:

$$n(Ni) = n(H_2) = 0,34 \text{ mol } H_2$$

Suponiendo que se comporta como un gas ideal, podremos aplicar la ecuación:

$$pV = nRT$$

por lo que al sustituir datos tendremos:

$$1 \text{ atm} \cdot V = 0,34 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}$$

de donde: $V = 8,3 \text{ L de } H_2$.