

**Nota:** Las masas atómicas de los elementos que intervienen en cada uno de los problemas se consideran como datos suministrados en aquellos, por lo que sus valores pueden ser consultados.

1. (Andalucía, Jun. 2016.) Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de  $1,05 \text{ g/cm}^3$  a  $20^\circ \text{C}$ , y contiene  $147 \text{ g}$  de ese ácido en  $1500 \text{ mL}$  de disolución. calcule: a) La fracción molar de soluto y disolvente de la disolución. b) Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar  $500 \text{ mL}$  de disolución  $0,5 \text{ M}$  del citado ácido?

**Solución:** La masa de la disolución es:  $m = V \cdot d = 1,05 \cdot 1500 = 1575 \text{ g}$ . El número de moles de ácido sulfúrico en la disolución es:

$$n_{H_2SO_4} = \frac{147}{98} = 1,5$$

La masa de agua y el número de moles de esta serán, respectivamente::

$$m_{H_2O} = 1575 - 147 = 1428 \text{ g} \quad n_{H_2O} = \frac{1428}{18} = 79,33$$

a) Las fracciones molares de soluto y disolvente tendrán los valores respectivos:

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{1,5}{1,5 + 79,33} = 0,018 \quad \chi_{H_2O} = 1 - 0,018 = 0,98$$

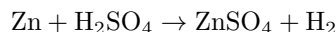
b) El número  $n$  de moles de ácido necesarios para preparar  $500 \text{ mL}$  de disolución  $0,5 \text{ M}$  será:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 0,5 = \frac{n}{0,5} \quad n = 0,25 \text{ moles de } H_2SO_4 \text{ (equivalentes a } 24,5 \text{ g } H_2SO_4)$$

Esta masa de ácido está contenida en un volumen  $V$  de la disolución inicial, de forma que:

$$\frac{147}{1500} = \frac{24,5}{V} \rightarrow V = 250 \text{ mL}$$

2. (Andalucía, Jun. 2016.) El zinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



. Calcule: a) La masa de  $ZnSO_4$  obtenida a partir de  $10 \text{ g}$  de  $Zn$  y  $100 \text{ mL}$  de  $H_2SO_4$   $2 \text{ M}$ . b) El volumen de  $H_2$  desprendido, medido a  $25^\circ \text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ , cuando reaccionan  $20 \text{ g}$  de  $Zn$  con  $H_2SO_4$  en exceso.

**Solución:** En primer lugar, determinamos el reactivo limitante:

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{10 \text{ g Zn}} = \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{x \text{ g } H_2SO_4} \quad \text{Obteniéndose : } x = 14,98 \text{ g } H_2SO_4$$

En  $100 \text{ mL}$  de  $H_2SO_4$   $2 \text{ M}$  hay  $0,2$  moles de dicho ácido, equivalentes a  $19,6 \text{ g}$ . Éste será, pues, el reactivo en exceso

a) Para hallar la masa de  $ZnSO_4$ :

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{10 \text{ g Zn}} = \frac{161,4 \text{ g } ZnSO_4}{x \text{ g } ZnSO_4} \quad x = 24,68 \text{ g } ZnSO_4$$

b) Para hallar el volumen de  $H_2$  :

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{20 \text{ g Zn}} = \frac{1 \text{ mol } H_2}{x \text{ mol } H_2} \quad x = 0,306 \text{ moles de } H_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 0,306 \cdot 0,082 \cdot 298 \quad V = 7,47 \text{ L}$$

3. (Castilla y León, Jun. 2016) Se tienen 5 g de hidrógeno y 5 g de helio en un volumen de 10 L a la temperatura de 30 °C. a) Calcule la presión que ejerce la mezcla de ambos gases. b) Calcule las presiones parciales de H<sub>2</sub> y de He en la mezcla de gases. c) Indique qué leyes de los gases ha utilizado.

**Solución:** a) 5 g de H<sub>2</sub> equivalen a  $5/2 = 2,5$  moles de este elemento, mientras que 5 g de He corresponden a  $5/4 = 1,25$  moles de este último. El número total de moles de ambos será:  $n = 2,5 + 1,25 = 3,75$ , por lo que, aplicando la **ecuación de estado de los gases ideales**, tendremos:

$$P \cdot 10 = 3,75 \cdot 0,082 \cdot 303 \rightarrow P = 9,32 \text{ atm}$$

b) Las fracciones molares de hidrógeno y helio serán, respectivamente:

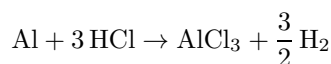
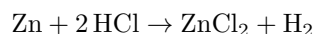
$$\chi_{H_2} = \frac{2,5}{3,75} = \frac{2}{3} \quad \chi_{He} = \frac{1,25}{3,75} = \frac{1}{3}$$

Aplicando la **Ley de Dalton de las presiones parciales**, tendremos:

$$p_{H_2} = P \cdot \chi_{H_2} = \frac{9,32 \cdot 2}{3} = 6,21 \text{ atm} \quad p_{He} = P \cdot \chi_{He} = \frac{9,32 \cdot 1}{3} = 3,11 \text{ atm}$$

4. (Castilla y León, Sept. 2016) Una aleación de cinc y aluminio de 57,0 g de masa se trata con ácido clorhídrico produciendo H<sub>2</sub>, AlCl<sub>3</sub> y ZnCl<sub>2</sub>. Teniendo en cuenta que se obtienen 2 moles de hidrógeno: a) Calcule la composición, en tanto por ciento, de la aleación. b) ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de hidrógeno en condiciones normales?

**Solución:** Llamaremos x a la cantidad de zinc y 57-x a la de aluminio presentes en la muestra. Teniendo en cuenta las reacciones:



Podremos establecer las siguientes relaciones:

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{x \text{ g Zn}} = \frac{1 \text{ mol H}_2}{a \text{ moles H}_2} \quad \frac{29 \text{ g Al}}{57 - x \text{ g Al}} = \frac{1,5 \text{ moles H}_2}{b \text{ moles H}_2}$$

Despejando, tendremos:

$$a = \frac{x}{65,4} \quad b = \frac{(57 - x) 1,5}{27}$$

Puesto que el número total de moles de hidrógeno es 2, podremos poner:

$$\frac{x}{65,4} + \frac{(57 - x) 1,5}{27} = 2$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos  $x = 29,17$  g Zn y  $57 - x = 27,82$  g Al. Por tanto, los porcentajes respectivos serán:

$$\% Zn = \frac{29,17}{57} 100 = 51,17 \% \quad \% Al = 48,83 \%$$

b) En condiciones normales, 2 moles de H<sub>2</sub> ocuparán un volumen de  $2 \cdot 22,4 = 44,8$  L.

5. (Extremadura, Jun. 2016.) Se mezclan 2 L de cloro gaseoso, medidos a 97° C y 3 atm, con 3,45 g de sodio metálico y se dejan reaccionar para formar cloruro de sodio, según:  $2 Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$ . Suponiendo que la reacción es completa: a) Razonar qué reactivo está en exceso y cuántos moles de éste quedan sin reaccionar. b) ¿Qué masa de cloruro de sodio se forma?

**Solución:** a) El número de moles de cloro se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$3 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,198 \text{ moles Cl}_2$$

a) Para conocer el reactivo en exceso, planteamos la siguiente igualdad:

$$\frac{46 \text{ g Na}}{3,45 \text{ g Na}} = \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{x \text{ mol Cl}_2} \rightarrow x = 0,075 \text{ moles Cl}_2$$

Puesto que disponemos de 0,15 moles de Cl<sub>2</sub>, éste será el reactivo en exceso. Quedarán sin reaccionar:  $0,15 - 0,075 = 0,075$  moles de Cl<sub>2</sub>

b) Para conocer la masa de NaCl obtenida:

$$\frac{46 \text{ g Na}}{3,45 \text{ g Na}} = \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}}{x \text{ g NaCl}} \rightarrow x = 8,78 \text{ g NaCl}$$

6. (**Extremadura, Jul. 2016**) Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión completa con oxígeno, de 28,2 g del compuesto orgánico, se producen 40,5 g de CO<sub>2</sub> y 16,7 g de H<sub>2</sub>O. a) Determinar las fórmulas empírica y molecular del compuesto orgánico, sabiendo que dicha sustancia, en estado gaseoso, tiene una densidad de 2,4 g/L a una presión de 750 mm Hg y 27° C de temperatura. b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres.

**Solución:** En la muestra de 28,2 g del compuesto, tendremos:

$$\left\{ \begin{array}{l} 40,5 \text{ g CO}_2 \text{ de los cuales : } \frac{40,5 \cdot 12}{44} = 11,045 \text{ g C} \\ 16,7 \text{ g H}_2\text{O de los cuales : } \frac{16,7 \cdot 2}{18} = 1,855 \text{ g H} \end{array} \right. \quad \text{El resto } 15,3 \text{ g corresponden al oxígeno}$$

Para hallar la fórmula empírica:

$$\text{C : } \frac{11,045}{12} = 0,920 \quad \text{H : } \frac{1,855}{1} = 1,855 \quad \text{O : } \frac{15,3}{16} = 0,956$$

Dividiendo todos estos valores por el menor de ellos:

$$\frac{0,920}{0,920} = 1; \quad \frac{1,855}{0,920} \simeq 2; \quad \frac{0,956}{0,920} \simeq 1$$

Con lo que la fórmula empírica será: **CH<sub>2</sub>O**

Para hallar la fórmula molecular, debemos determinar la masa molecular, aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{750}{760} \cdot 1 = \frac{2,4}{P.m.} \cdot 0,082 \cdot 300 \quad \text{de donde se obtiene : } P.m. = 59,82 (\simeq 60)$$

Tomando este dato, podremos poner:

$$n(12 + 2 \cdot 1 + 16) = 60$$

Obteniéndose  $n = 2$ . La fórmula molecular será, por tanto: **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>**

b) Dos posibles compuestos que responden a esta fórmula pueden ser **CH<sub>3</sub> - COOH** (ácido etanoico) y **H - COO - CH<sub>3</sub>** (metanoato de metilo)

7. (**Galicia. Jun 2016**) En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa de HCl y densidad 1,18 g/mL. Calcule la molaridad y el volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M. Masas atómicas: H 1; Cl 35,5.

**Solución:** Tomando un volumen de 1 L de disolución, su masa será:

$$m = V \cdot d = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ g}$$

La masa de ácido en esta disolución concentrada será:  $m = 0,36 \cdot 1180 = 424,8$  g. La molaridad será, entonces:

$$M = \frac{424,8/36,5}{1} = 11,64$$

Para preparar 1 L de disolución 2 M, tendremos:

$$M = 2 = \frac{m/36,5}{1} \quad m = 73 \text{ g ácido puro}$$

La masa de ácido concentrado será:

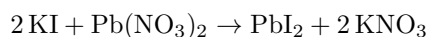
$$m_c = \frac{73 \cdot 100}{36} = 202,78 \text{ g}$$

Y su volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{202,78}{1,18} = 171,85 \text{ mL}$$

8. (**Galicia, Jun. 2016**) Se mezclan 50 mL de disolución 0,1 M de KI y 20 mL de disolución 0,1 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  obteniéndose 0,51 g de un precipitado de  $\text{PbI}_2$ . Escriba la reacción que tiene lugar e indique el porcentaje de rendimiento de la reacción.

**Solución:** La reacción es la siguiente:



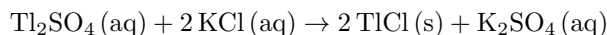
En 50 mL de disolución 0,1 M de KI hay:  $50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-3}$  moles de KI, mientras que en 20 mL de disolución 0,1 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  hay un total de:  $20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 2 \cdot 10^{-3}$  moles de nitrato de plomo. Si tenemos en cuenta que, según la reacción anterior, un mol de nitrato de plomo se combina con dos moles de yoduro de potasio,  $2 \cdot 10^{-3}$  moles de nitrato de plomo necesitarían de  $4 \cdot 10^{-3}$  moles de KI. Comoquiera que disponemos de  $5 \cdot 10^{-3}$  moles de este compuesto, el reactivo limitante será el nitrato de plomo, por lo que podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{2 \cdot 10^{-3} \text{ moles Pb}(\text{NO}_3)_2} = \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{x \text{ moles PbI}_2}$$

Obteniéndose  $x = 2 \cdot 10^{-3}$  moles de yoduro de plomo. Sabiendo que en la reacción se producen  $0,51/461 = 1,11 \cdot 10^{-3}$  moles de yoduro de plomo, el rendimiento de la reacción será:

$$r = \frac{1,11 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-3}} 100 = 55,3 \%$$

9. (**La Rioja, Jun. 2016**) Se mezclan 210 mL de una disolución 0,33 M de sulfato de talio (I) con 210 mL de disolución 0,8 M de cloruro potásico, tras lo que se observa la aparición de un precipitado de cloruro de talio (I), tal como indica la reacción:



a) Cuál es el reactivo limitante de esta reacción. b) Determine la masa de cloruro de talio (I) obtenida, suponiendo que precipita toda la totalidad de esta sustancia. c) Calcule la molalidad de la disolución 0,33 M de sulfato de talio (I), sabiendo que su densidad es  $1,24 \text{ g/cm}^3$ .

**Solución:** a) El número de moles de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  será:

$$n_{\text{Tl}_2\text{SO}_4} = 0,21 \cdot 0,33 = 0,0693 \text{ moles}$$

El número de moles de KCl tendrá el valor:

$$n_{\text{KCl}} = 0,21 \cdot 0,8 = 0,168 \text{ moles}$$

Para conocer el reactivo limitante, planteamos la siguiente igualdad:

$$\frac{1 \text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}{0,0693 \text{ moles Tl}_2\text{SO}_4} = \frac{2 \text{ moles KCl}}{x \text{ moles KCl}} \rightarrow x = 0,139 \text{ moles KCl}$$

Al disponer de 0,168 moles de KCl, éste será el reactivo en exceso. Por tanto, el reactivo limitante es el  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$

b) Para determinar la masa de  $\text{TlCl}$  obtenida, tendremos que::

$$\frac{1 \text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}{0,0693 \text{ moles Tl}_2\text{SO}_4} = \frac{1 \text{ mol TlCl}}{x \text{ moles TlCl}} \rightarrow x = 0,0693 \text{ moles TlCl}$$

La masa de este producto será:

$$m = 0,0693 \cdot P_{m_{\text{TlCl}}} = 0,0693 \cdot 239,9 = 16,62 \text{ g TlCl}$$

c) Conocidos el volumen y la densidad de la disolución de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$ , tendremos:

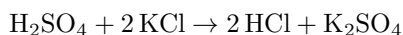
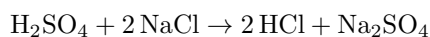
$$m_{\text{disolución}} = V \cdot d = 210 \cdot 1,24 = 260,4 \text{ g} \quad m_{\text{solutos}} = n \cdot P_{m_{\text{Tl}_2\text{SO}_4}} = 0,0693 \cdot 504,8 = 34,98 \text{ g}$$

La masa de disolvente (agua) será:  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 260,4 - 34,98 = 225,42 \text{ g}$ . La molalidad será:

$$m = \frac{0,0693}{225,42/1000} = 0,307$$

10. **La Rioja, Jul. 2016)** Se hace reaccionar una disolución de ácido sulfúrico del 95 % de riqueza en masa y densidad 1,83 g/mL con una mezcla sólida de cloruros de sodio y de potasio. desprendiéndose cloruro de hidrógeno gas, además de obtenerse una disolución de sulfatos de sodio y potasio. a) Calcule el volumen de disolución de ácido sulfúrico que se necesita para hacer reaccionar 26,6 g de la mezcla sólida, si en ella hay un 44 % en masa de cloruro de sodio. b) El cloruro de hidrógeno obtenido se disuelve en agua hasta un volumen total de 100 mL. Si la disolución de ácido clorhídrico resultante tiene una densidad de 1,10 g/mL, ¿cuáles será su molaridad, molalidad y % en masa?

**Solución:** a) las reacciones del ácido sulfúrico con los cloruros de sodio y de potasio, respectivamente, son las siguientes:



En 26,6 g de sustancia sólida hay  $0,44 \cdot 26,6 = 11,704 \text{ g NaCl}$  y  $14,896 \text{ g de KCl}$ . Con estos datos, podemos plantear las siguientes relaciones:

$$\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}}{11,704 \text{ g NaCl}} \quad x = 9,80 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{y \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{2 \cdot 74,5 \text{ g KCl}}{14,896 \text{ g KCl}} \quad y = 9,80 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La masa total de ácido sulfúrico puro es 19,6 g. Al tener un ácido cuya riqueza es de 95 %, la masa de esta disolución será:

$$m = \frac{19,6 \cdot 100}{95} = 20,63 \text{ g}$$

Lo que corresponde a un volumen de disolución:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{20,63}{1,83} = 11,27 \text{ mL}$$

b) La cantidad de HCl obtenido se calcula así:

$$\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{19,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{73 \text{ g HCl}}{x \text{ g HCl}} \quad x = 14,6 \text{ g HCl} \rightarrow \frac{14,6}{36,5} = 0,4 \text{ moles HCl}$$

A continuación, calculamos la masa de disolvente, teniendo en cuenta que:  $m_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}$ . la masa de la disolución será:  $m = v \cdot d = 110 \text{ g}$ , con lo cual:

$$m_{\text{disolvente}} = 110 - 14,6 = 95,4$$

Con estos datos, tendremos:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,4}{0,1} = 4 \quad m = \frac{n}{m_{\text{disolv.}}} = \frac{0,4}{0,0954} = 4,19\% = \frac{m_s}{m_{\text{disol}}} = \frac{14,6 \cdot 100}{110} = 13,27$$

11. (Navarra, Jun. 2016) Indique cómo prepararía 500 mL de una disolución acuosa 0,05 M de sulfato de amonio a partir de otra disolución de la misma sustancia, más concentrada, que presenta una riqueza del 20 % en masa, y una densidad de 127 g · L.

**Solución:** La molaridad de la disolución que queremos preparar es:

$$0,05 = \frac{n_{(NH_4)_2SO_4}}{0,5} \quad n_{(NH_4)_2SO_4} = 0,025 \text{ moles}$$

sabiendo que la masa es el producto del número de moles por la masa molecular, tendremos que:  $m = 0,025 \cdot 132 = 3,3 \text{ g}$ . Si partimos de una disolución más concentrada, tendremos que:

$$3,3 = V \cdot 1,127 \cdot 0,20 \quad \text{Obteniéndose un volumen : } V = 14,64 \text{ mL}$$

Para preparar la disolución 0,05 M, tomaríamos un volumen de 14,64 mL de la disolución más concentrada y añadiríamos agua, hasta un volumen del 500 mL

12. (Navarra, Jun. 2016) Un aire sintético está formado por nitrógeno, oxígeno y argón con una composición del 78 %, 20 % y 2 % en volumen, respectivamente. Suponiendo un comportamiento ideal de los gases, determine a 22° C y 1005 hPa: a) La presión parcial del oxígeno en la mezcla. b) el volumen de aire sintético que es necesario para quemar completamente 348 g de butano. Datos: 1 atm = 1013 hPa; R = 0,082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>

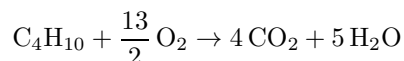
**Solución:** Teniendo en cuenta que en una mezcla de gases, la relación en volumen entre ellos equivale a la relación entre el número de moles de los mismos, podremos poner lo siguiente:

$$\chi_{N_2} = \frac{78}{100}; \quad \chi_{O_2} = \frac{20}{100} \quad \chi_{Ar} = \frac{2}{100}$$

teniendo en cuenta que la presión es:  $P = 1005/1013 = 0,992 \text{ atm}$ , aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales, escribiremos lo siguiente:

$$p_{N_2} = P \cdot \chi_{N_2} \cdot P = 0,20 \cdot 0,992 = 0,198 \text{ atm}$$

La reacción de combustión del butano es la siguiente:



Pudiéndose establecer la siguiente relación:

$$\frac{58 \text{ g } C_4H_{10}}{348 \text{ g } C_4H_{10}} = \frac{13/2 \text{ moles } O_2}{x \text{ moles } O_2} \rightarrow x = 39 \text{ moles } O_2$$

Puesto que el oxígeno representa un 20 % del total de moles del aire sintético utilizado, el volumen total de este último será:

$$V = \frac{39 \cdot 100}{20} = 195 \text{ moles}$$

En las condiciones especificadas, tendremos:

$$0,992 \cdot V = 195 \cdot 0,082 \cdot 295$$

Obteniéndose un volumen:  $V = 3170 \text{ L}$ .

13. (Navarra, Sept. 2016) Un recipiente de 1L contiene cloruro de hidrógeno gas a 600 hPa, y otro recipiente de 0,5 L contiene amoníaco gas a 1000 hPa. Ambos recipientes están a 22° C y se comunican mediante una llave de paso que inicialmente está cerrada. Suponiendo un comportamiento ideal de estos gases: a) Calcule el número de átomos de hidrógeno que habrá en el segundo recipiente. b) Escriba la reacción que se producirá al abrir la llave, teniendo en cuenta que el producto de reacción es sólido a esa temperatura. c) Determine la masa de producto obtenido. d) Deduzca la presión de ambos recipientes a 22° C al término de la reacción. datos:  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ ;  $1 \text{ atm} = 1013 \text{ hPa}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

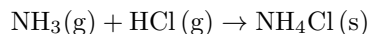
**Solución:** a) La presión del recipiente que contiene cloruro de hidrógeno será:  $P_1 = 600/1013 = 0,592 \text{ atm}$ , mientras que la del recipiente que contiene amoníaco será:  $P_2 = 1000/1013 = 0,987 \text{ atm}$ . El número de moles de amoníaco se calcula de la siguiente forma:

$$0,987 \cdot 0,5 = n \cdot 0,082 \cdot 295 \longrightarrow n = 0,020 \text{ moles NH}_3$$

El número de moléculas de  $\text{NH}_3$  será:  $n_{\text{moléculas}} = n \cdot N_A = 0,020 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,23 \cdot 10^{22}$  moléculas. Puesto que en cada una de ellas hay tres átomos de hidrógeno, el número de átomos de este elemento será:

$$n_{\text{átomos}} = 3 \cdot 1,23 \cdot 10^{22} = 3,69 \cdot 10^{22}$$

b) La reacción será:



c) El número de moles de cloruro de hidrógeno será:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0,592 \cdot 1}{0,082 \cdot 295} = 0,024$$

En primer lugar, determinamos el reactivo limitante. teniendo en cuenta que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de  $\text{NH}_3$  el cloruro de hidrógeno se encontrará en exceso, por lo que podremos escribir:

$$\frac{1 \text{ mol NH}_3}{0,020 \text{ moles NH}_3} = \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{x \text{ moles NH}_4\text{Cl}}$$

Por tanto,  $x = 0,020$  moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , equivalentes a:  $0,020 \cdot 53,5 = 1,07 \text{ g NH}_4\text{Cl}$ .

d) Al final de la reacción queda un total de  $0,024 - 0,020 = 0,004$  moles de cloruro de hidrógeno gas. En las condiciones indicadas, tendremos:

$$P \cdot 1,5 = 0,004 \cdot 0,082 \cdot 295$$

Obteniéndose una presión:  **$P = 0,064 \text{ atm}$** .

14. (Navarra, Sept. 2016) a) Expresar en molaridad y molalidad la concentración de una disolución acuosa de ácido sulfúrico de 1090 g/L de densidad y un 13 % de riqueza en masa- b) A partir de la disolución anterior, indique cómo prepararía en el laboratorio 100 mL de otra disolución 0,5 M del mismo ácido.

**Solución:** a) La masa de 1 L de la disolución acuosa del ácido, será:  $m = 1090 \cdot 1 = 1090 \text{ g}$ . Al ser la riqueza del 13 %, la masa de ácido puro será:  $m' = 1090 \cdot 0,13 = 141,7 \text{ g}$ . El número de moles de ácido tendrá el valor:

$$n = \frac{141,7}{98} = 1,45$$

Por lo que la molaridad y la molalidad serán, respectivamente:

$$M = \frac{1,45}{1} = 1,45 \quad m = \frac{1,45}{(1090 - 141,7)/1000} = 1,53$$

b) La nueva molaridad sería:

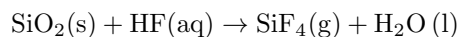
$$0,5 = \frac{n}{0,1} \longrightarrow n = 0,05 \text{ moles}$$

Cumpléndose que:

$$0,05 = V \cdot M = V \cdot 1,45$$

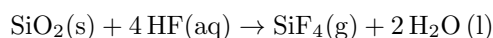
Despejando, se obtiene un volumen:  $V = 0,0345 \text{ L}$ , es decir, deberemos tomar un volumen de 3,45 mL de la primera disolución, y añadir agua hasta un volumen total de 100 mL.

15. (Comunidad Valenciana, Jul. 2016) El ácido fluorhídrico, HF (aq), es capaz de disolver al vidrio, formado mayoritariamente por dióxido de silicio, SiO<sub>2</sub> (s), de acuerdo con la reacción (no ajustada):



A 150 mL de una disolución 0,125 M de HF (aq) se le añaden 1,05 g de SiO<sub>2</sub> (s) puro. a) Ajuste la reacción anterior y calcule los gramos de cada uno de los dos reactivos que quedan sin reaccionar. b) ¿Cuántos gramos de SiF<sub>4</sub> se habrán obtenido?

**Solución:** a) La reacción ajustada queda de la siguiente forma:



150 mL de disolución 0,125 M de HF contienen  $0,15 \cdot 0,125 = 0,01875$  moles de HF, equivalentes a  $0,01875 \cdot 20 = 0,375 \text{ g}$  de HF. Con este dato, podemos plantear la siguiente relación:

$$\frac{60,1 \text{ g SiO}_2}{4 \cdot 20 \text{ g HF}} = \frac{x \text{ g SiO}_2}{0,375 \text{ g HF}} \quad \text{de donde se obtiene } x = 0,282 \text{ g SiO}_2 :$$

El HF reacciona completamente (se trata del reactivo limitante), mientras que existe un exceso de  $1,05 - 0,282 = 0,768 \text{ g de SiO}_2$  sin reaccionar.

b) Para calcular los gramos de SiF<sub>4</sub> obtenidos, planteamos la siguiente relación:

$$\frac{0,375 \text{ g HF}}{4 \cdot 20 \text{ g HF}} = \frac{x \text{ g SiF}_4}{104,1 \text{ g SiF}_4} \quad x = 0,488 \text{ g SiF}_4$$