

## Problemas resueltos (Págs. 70 a 72)

1. Datos:  $m(\text{KClO}_3 \text{ comercial}) = 0,622 \text{ g}$ ;  $n(\text{KCl}) = 4,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ ;  
 $V(\text{O}_2) = 150,7 \text{ mL}$

Incógnitas: Riqueza ( $\text{KClO}_3$  comercial)

— Obtenemos la cantidad de oxígeno producido en la reacción de descomposición.

Para ello aplicamos la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta que están medidos en condiciones estándar,  $10^5 \text{ Pa}$  y  $273 \text{ K}$ :

$$V(\text{O}_2) = 150,7 \text{ mL O}_2 \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{10^3 \text{ mL O}_2} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ O}_2}{10^3 \text{ L O}_2}$$

$$V(\text{O}_2) = 1,507 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; n(\text{O}_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T};$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot 1,507 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} =$$

$$= 6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

— Calculamos la masa total de los productos obtenidos y a partir de ella determinamos la masa de  $\text{KClO}_3$ , teniendo en cuenta que la masa total de los productos obtenidos es igual a la masa de los reactivos que han intervenido en el proceso (ley de conservación de la masa):

$$M_r(\text{O}_2): 2 \cdot 16,00 = 32; M(\text{O}_2): 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55;$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{O}_2) = 6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,213 \text{ g}$$

$$m(\text{KCl}) = 4,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,330 \text{ g}$$

$$m(\text{reactivos}) = m(\text{productos})$$

$$m(\text{KClO}_3) = m(\text{O}_2) + m(\text{KCl})$$

$$m(\text{KClO}_3) = 0,213 \text{ g} + 0,330 \text{ g} = 0,543 \text{ g}$$

— Calculamos la riqueza del  $\text{KClO}_3$  comercial:

$$\text{Riqueza} = \frac{0,543 \text{ g KClO}_3}{0,622 \text{ g KClO}_3 \text{ comercial}} \cdot 100 = 87,3 \%$$

La riqueza del  $\text{KClO}_3$  comercial es del 87,3 %.

2. Datos:  $m$  (pirita) = 20 t; porcentaje en masa ( $\text{FeS}_2$ ) = 92 %; porcentaje en masa ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) = 78 %;  $d$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) = 1704  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$

Incógnitas:  $V$  (disolución  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

— Obtenemos la cantidad de  $\text{FeS}_2$  contenido en la pirita:

$$2,0 \cdot 10^7 \text{ g pirita} \cdot \frac{92 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} = 1,8 \cdot 10^7 \text{ g FeS}_2$$

— Obtenemos las cantidades de azufre y de ácido sulfúrico que intervienen en la reacción:

$$A_r(\text{S}): 32,06; M_r(\text{S}): 32,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{FeS}_2): 1 \cdot 55,85 + 2 \cdot 32,06 = 119,99;$$

$$M(\text{FeS}_2): 119,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 1,01 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,09;$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4): 98,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,8 \cdot 10^7 \text{ g FeS}_2 \cdot \frac{64,14 \text{ g S}}{119,99 \text{ g FeS}_2} = 9,6 \cdot 10^6 \text{ g S}$$

$$9,6 \cdot 10^6 \text{ g S} \cdot \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{32,07 \text{ g S}} = 2,9 \cdot 10^7 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

— Obtenemos el volumen de ácido sulfúrico que se puede obtener teniendo en cuenta la composición de la mezcla y la densidad:

$$2,9 \cdot 10^7 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4}{78 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disolución H}_2\text{SO}_4}{1704 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4} = 2,2 \cdot 10^4 \text{ L disolución H}_2\text{SO}_4$$

Se puede comprobar que si el cálculo se realiza en una sola operación, con factores de conversión encadenados y sin aproximaciones intermedias, el resultado es algo diferente:

$$2,0 \cdot 10^7 \text{ g pirita} \cdot \frac{92 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{2 \cdot 32,07 \text{ g S}}{119,99 \text{ g FeS}_2}$$

$$\cdot \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{32,07 \text{ g S}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4}{78 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disolución H}_2\text{SO}_4}{1704 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4} = 2,3 \cdot 10^4 \text{ L disolución H}_2\text{SO}_4$$

A partir de 20 t de pirita del 92 % en masa de riqueza, se pueden obtener  $2,3 \cdot 10^4$  L de ácido sulfúrico comercial,  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ , del 78 % en masa.

3. Datos:  $V_1 = 10$  L;  $T_1 = 20$  °C;  $p_{\text{total}} = 0,51$  atm

Incógnitas:  $p(\text{SO}_2)$ ;  $p(\text{O}_2)$

— Determinamos la fracción molar de cada gas y su presión parcial. Como se forman dos moles de  $\text{SO}_2$  por cada mol de  $\text{O}_2$ , la fracción molar de cada gas en la mezcla es:

$$\chi(\text{SO}_2) = \frac{2 \text{ mol SO}_2}{3 \text{ mol total}} = \frac{2}{3}$$

$$\chi(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol total}} = \frac{1}{3}$$

— A partir de este dato y de la presión total, calculamos la presión parcial de cada gas:

$$p_{\text{total}} = 0,51 \text{ atm} \cdot \frac{1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 52 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$p(\text{SO}_2) = \chi(\text{SO}_2) \cdot p_{\text{total}}$$

$$p(\text{SO}_2) = 52 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \frac{2}{3} = 3,5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p(\text{O}_2) = \chi(\text{O}_2) \cdot p_{\text{total}}$$

$$p(\text{O}_2) = 52 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \frac{1}{3} = 1,7 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Las presiones parciales del  $\text{SO}_2(\text{g})$  y del  $\text{O}_2(\text{g})$ , tras la descomposición de una cierta cantidad de  $\text{CaSO}_4$ , tienen un valor de  $3,4 \cdot 10^4$  Pa y  $1,7 \cdot 10^4$  Pa, respectivamente.

4. Datos:  $V_1 = 2,5$  L;  $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 500$  g;  $T_1 = 300$  °C

Incógnitas:  $p(\text{N}_2)$ ;  $p(\text{H}_2\text{O})$ ;  $p(\text{O}_2)$ ;  $p_{\text{total}}$

— Calculamos la cantidad de los gases obtenidos a partir de la cantidad de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  que reacciona:

$$M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3): 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 + 3 \cdot 16,00 = 80,06;$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3): 80,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 500 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,06 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} =$$

$$= 6,25 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = 6,25 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} =$$

$$= 6,25 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 6,25 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} =$$

$$= 12,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 6,25 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 3,13 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 6,25 \text{ mol} + 12,5 \text{ mol} + 3,13 \text{ mol} = 21,9 \text{ mol}$$

— Obtenemos la presión total producida en la reacción. Para ello, aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales expresando los datos en las unidades apropiadas:

6. Datos:  $m$  (hidrocarburo combustión) = 1,25 g;  $m$  (CO<sub>2</sub>) = 4,23 g;  
 $m$  (H<sub>2</sub>O) = 0,865 g;  $m$  (hidrocarburo vaporizado) = 0,758 g;  
 $V$  (hidrocarburo vaporizado) = 273 cm<sup>3</sup>,  $p$  = 1,32 atm;  
 $T$  = 180 °C

Incógnitas: fórmula empírica; fórmula molecular  
 — Determinamos las masas de hidrógeno y de carbono en el compuesto:

$$m(\text{H}) = 0,865 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,0970 \text{ g H}$$

$$m(\text{C}) = 4,23 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 1,15 \text{ g C}$$

— Deducimos la fórmula empírica de la sustancia:

$$n(\text{H}) = 0,0970 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g H}} = 0,0960 \text{ mol H}$$

$$n(\text{C}) = 1,15 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 0,0958 \text{ mol C}$$

$$\frac{\text{átomos de H}}{\text{átomos de C}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{0,0960 \text{ mol H}}{0,0958 \text{ mol C}} \approx \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}}$$

Fórmula empírica: CH

— Obtenemos la masa molar del compuesto:

$$p = 1,32 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1,34 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = (180 + 273) \text{ K} = 453 \text{ K}$$

$$V = 273 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 2,73 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T};$$

$$n = \frac{1,34 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,73 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 453 \text{ K}}$$

$$n = 9,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol de compuesto};$$

$$n = \frac{m}{M(\text{compuesto})};$$

$$9,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = \frac{0,758 \text{ g}}{M(\text{compuesto})};$$

$$M(\text{compuesto}) = 77,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos la fórmula molecular a partir de los resultados obtenidos:

$$M_r(\text{CH}): 1 \cdot 12,01 + 1 \cdot 1,01 = 13,02;$$

$$M(\text{CH}): 13,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(\text{CH})} = \frac{77,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{13,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 6;$$

Fórmula molecular = 6 · Fórmula empírica

La fórmula empírica del hidrocarburo es CH y su fórmula molecular C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

## Ejercicios y problemas (Págs. 73 a 76)

### 1 LEYES FUNDAMENTALES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Pág. 73

7. Respuesta sugerida:

Lavoisier estudió las reacciones de oxidación de los metales en recipientes cerrados y midió la masa de las sustancias en recipientes cerrados en el recipiente antes y después del proceso y comprobó que la masa total no experimentaba variación. Este resultado dio lugar a la ley de conservación de la masa.

El hecho de que la masa de la sustancia rojiza sea mayor a medida que aumenta el tamaño del recipiente está relacionado con el volumen de oxígeno presente en el recipiente. A mayor volumen del recipiente, mayor volumen de oxígeno disponible; por lo que la cantidad de sustancia rojiza (el producto de la reacción) también será mayor.

Si bien Lavoisier desconocía la existencia del oxígeno y la naturaleza del proceso que estudió, se dio cuenta de que, aunque variara la cantidad de producto obtenida, la masa total de sustancia en el recipiente era constante.

Hoy sabemos que la masa del producto obtenido debe ser igual a la suma de las masas de mercurio y oxígeno que han intervenido en el proceso; y que el proceso cesará cuando se agote uno de los reactivos, el oxígeno en este caso.

8. Datos:  $m$  (bauxita) = 1 t; porcentaje en masa (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) = 51,2 %

Incógnitas:  $m$  (Al)

— Obtenemos la cantidad de alúmina (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) contenida en la bauxita:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \cdot 10^6 \text{ g bauxita} \cdot \frac{51,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{100 \text{ g bauxita}} =$$

$$= 5,12 \cdot 10^5 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3): 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 101,96;$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3): 101,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Al}) = 5,12 \cdot 10^5 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \cdot 26,98 \text{ g Al}}{101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3} =$$

$$= 2,71 \cdot 10^5 \text{ g Al}$$

La máxima cantidad de aluminio que se puede obtener a partir de una tonelada de bauxita de riqueza 51,2 % Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> es 271 kg.

9. Respuesta sugerida:

La proporción entre las masas de los elementos que forman un compuesto está definida por la relación entre las masas de los átomos de cada tipo que lo constituyen.

El monóxido de níquel, NiO, y el trióxido de níquel, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, tienen la siguiente proporción de masas de níquel que combinan con 1 g de oxígeno:

$$A_r(\text{Ni}): 58,69; M(\text{Ni}): 58,69 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{O}): 16,00; M(\text{O}): 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{NiO: } \frac{58,69 \text{ g Ni}}{16,00 \text{ g O}} = \frac{3,69 \text{ g Ni}}{1 \text{ g O}}$$

$$\text{Ni}_2\text{O}_3: \frac{2 \cdot 58,69 \text{ g Ni}}{3 \cdot 16,00 \text{ g O}} = \frac{2,44 \text{ g Ni}}{1 \text{ g O}}$$

Comprobamos que se cumple la ley de las proporciones múltiples, pues las masas del níquel que se combinan con 1 g de oxígeno en cada uno de los compuestos están en relación de números enteros sencillos:

$$\frac{3,69 \text{ g Ni}}{2,44 \text{ g Ni}} = 1,5 = \frac{3}{2}$$

10. Datos:  $m_1 = 0,357 \text{ g}$ ;  $m_1(\text{N}) = 0,113 \text{ g}$ ;  $m_2 = 0,407 \text{ g}$ ;

$$m_2(\text{N}) = 0,128 \text{ g}$$

— El primer objetivo es comprobar si los resultados del análisis son aceptables. Cualquier determinación está sujeta a un error, que es variable según el operario, el procedimiento empleado y las condiciones en que se lleva a cabo, entre otros factores.

Según el análisis, el contenido en nitrógeno de la sustancia del frasco es el siguiente:

$$\%N(\text{muestra 1}) = \frac{0,113 \text{ g N}}{0,357 \text{ g sustancia}} \cdot 100 = 31,7 \%$$

$$\%N(\text{muestra 2}) = \frac{0,128 \text{ g N}}{0,407 \text{ g sustancia}} \cdot 100 = 31,4 \%$$

Esto nos sugiere que el análisis es aceptable, ya que los resultados son muy próximos entre sí. No obstante, podremos considerar conveniente realizar alguna repetición más de esta determinación o cambiar el procedimiento de medida por otro más preciso.

Según los resultados, el contenido en N de la sustancia del frasco se encuentra entre 31,4 y 31,7 % m/m.

— El segundo objetivo es discutir el etiquetado del frasco. Para ello debemos conocer el contenido en nitrógeno del nitrato de amonio puro y compararlo con el de la sustancia contenida en el frasco: el contenido en nitrógeno del nitrato de amonio puro, expresado en porcentaje en masa, es:

$$\%N(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{2 \cdot 14,01 \text{ g N}}{80,06 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot 100 = 35,00 \%$$

Por lo tanto, se trata de un etiquetado incorrecto, ya que el nitrato de amonio del frasco es impuro.

11. Datos:  $m(\text{KCl}) = 25,0 \text{ g}$ ;  $m(\text{CaCl}_2) = 15,0 \text{ g}$

Incógnitas: porcentaje en masa (KCl); porcentaje en masa (CaCl<sub>2</sub>)

— Calculamos la masa de cada elemento que interviene en los compuestos de la mezcla:

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55;$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{CaCl}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 110,98;$$

$$M(\text{CaCl}_2): 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Cl})_{\text{KCl}} = 25,0 \text{ g KCl} \cdot \frac{35,45 \text{ g Cl}}{74,55 \text{ g KCl}} = 11,89 \text{ g Cl}$$

$$m(\text{K})_{\text{KCl}} = 25,0 \text{ g KCl} \cdot \frac{39,10 \text{ g K}}{74,55 \text{ g KCl}} = 13,11 \text{ g K}$$

$$m(\text{Ca})_{\text{CaCl}_2} = 15,0 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{40,08 \text{ g Ca}}{110,98 \text{ g CaCl}_2} = 5,42 \text{ g Ca}$$

$$m(\text{Cl})_{\text{CaCl}_2} = 15,0 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 35,45 \text{ g Cl}}{110,98 \text{ g CaCl}_2} = 9,58 \text{ g Cl}$$

— Obtenemos los porcentajes de masa de cada elemento:

$$m_{\text{total}} = m(\text{KCl}) + m(\text{CaCl}_2) = 25 \text{ g} + 15 \text{ g} = 40 \text{ g}$$

$$\%(\text{K}) = \frac{13,11 \text{ g K}}{40 \text{ g total}} \cdot 100 = 32,8 \%$$

$$\%(\text{Cl}) = \frac{11,89 \text{ g Cl} + 9,58 \text{ g Cl}}{40 \text{ g total}} \cdot 100 = 53,7 \%$$

$$\%(\text{Ca}) = \frac{5,42 \text{ g Ca}}{40 \text{ g total}} \cdot 100 = 13,5 \%$$

Los porcentajes en masa de potasio, calcio y cloro en la mezcla son: 32,8 % de K, 13,5 % de Ca y 53,7 % de Cl.

12. Datos: materia orgánica:  $\frac{1}{3}$  en masa; materia mineral:  $\frac{2}{3}$  en

masa; % masa (Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>) = 85 %

Incógnitas: porcentaje en masa (Ca)

— Calculamos la masa de calcio contenida en la materia mineral de  $m$  gramos de hueso:

$$m \text{ g de hueso} \cdot \frac{2 \text{ g materia mineral}}{3 \text{ g de hueso}}$$

$$\cdot \frac{85 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{100 \text{ g materia mineral}} \cdot \frac{3 \cdot 40,08 \text{ g Ca}}{310,18 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} =$$

$$= (0,22 \cdot m) \text{ g Ca}$$

— Por lo que el porcentaje en masa de calcio en el hueso será:

$$\%(\text{Ca}) = \frac{\text{masa de Ca}}{\text{masa de hueso}} \cdot 100 = \frac{(0,22 \cdot m) \text{ g Ca}}{(m) \text{ g de hueso}} \cdot 100$$

$$\%(\text{Ca}) = 22 \%$$

El contenido en calcio de un hueso seco típico es del 22 % en masa.

13. Datos:  $m(\text{latón}) = 1,528 \text{ g}$ ;  $m(\text{PbSO}_4) = 0,0120 \text{ g}$ ;  
 $m(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) = 0,2206 \text{ g}$

Incógnitas: porcentaje en masa (Cu), porcentaje de Zn; porcentaje en masa (Pb)

— Calculamos la masa de plomo y cinc contenida en la mezcla y la masa de cobre se calcula por diferencia. A partir de las masas, determinamos la composición centesimal:

$$M_r(\text{PbSO}_4): 1 \cdot 207,19 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 303,26;$$

$$M(\text{PbSO}_4): 303,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7): 2 \cdot 65,41 + 2 \cdot 30,97 + 7 \cdot 16,00 = 304,7;$$

$$M(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7): 304,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Pb}) = 0,0120 \text{ g } \cancel{\text{PbSO}_4} \cdot \frac{207,19 \text{ g Pb}}{303,26 \text{ g } \cancel{\text{PbSO}_4}}$$

$$m(\text{Pb}) = 8,20 \cdot 10^{-3} \text{ g Pb}$$

$$\%(\text{Pb}) = \frac{8,20 \cdot 10^{-3} \text{ g Pb}}{1,528 \text{ g total}} \cdot 100 = 0,537 \%$$

$$m(\text{Zn}) = 0,2206 \text{ g } \cancel{\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7} \cdot \frac{2 \cdot 65,41 \text{ g Zn}}{304,7 \text{ g } \cancel{\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7}}$$

$$m(\text{Zn}) = 9,471 \cdot 10^{-2} \text{ g Zn}$$

$$\%(\text{Zn}) = \frac{9,471 \cdot 10^{-2} \text{ g Zn}}{1,528 \text{ g total}} \cdot 100 = 6,198 \%$$

$$\%(\text{Cu}) = 100,000 - 6,198 - 0,537 = 93,265 \%$$

De esta manera, la composición centesimal de un latón rojo sería: 93,265 % de Cu, 6,198 % de Zn, y 0,537 % de Pb.

Datos:  $d(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 789,00 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ;  $V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 75,0 \text{ L}$

Incógnitas:  $m(\text{CO}_2)$ ;  $m(\text{H}_2\text{O})$

— Calculamos la masa de etanol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ , que reacciona:

$$V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 75,0 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 7,50 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$d = \frac{m}{V}; m = d \cdot V;$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 789,00 \text{ kg} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot 7,50 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{ m}^3} = 59,2 \text{ kg}$$

— Determinamos las masas de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  que se producen.

Para ello, relacionaremos la composición de estas sustancias con la de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$  y tendremos en cuenta que, antes de la combustión, todo el carbono y el hidrógeno componen el  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$  y que, después de la combustión, la totalidad de esos elementos se encuentra en el  $\text{CO}_2(\text{g})$  y el  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ :

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}): 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 46,08$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}): 46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$M_r(\text{CO}_2): 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01;$$

$$M(\text{CO}_2): 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 59,2 \cancel{\text{ kg}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \cancel{\text{ kg}}} = 5,92 \cdot 10^4 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 5,92 \cdot 10^4 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})} \cdot \frac{2 \cdot 12,01 \cancel{\text{ g C}}}{46,08 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})}}$$

$$\cdot \frac{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2(\text{g})}}{1 \cdot 12,01 \cancel{\text{ g C}}} = 1,13 \cdot 10^5 \text{ g } \text{CO}_2(\text{g})$$

$$m(\text{CO}_2) = 1,13 \cdot 10^5 \cancel{\text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{ g}}} = 113 \text{ kg}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 5,92 \cdot 10^4 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})} \cdot \frac{6 \cdot 1,01 \cancel{\text{ g H}}}{46,08 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})}}$$

$$\cdot \frac{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}}{2 \cdot 1,01 \cancel{\text{ g H}}} = 6,95 \cdot 10^4 \text{ g } \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 6,95 \cdot 10^4 \cancel{\text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{ g}}} = 69,5 \text{ kg}$$

La combustión de 75,0 L de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$  de densidad  $789,00 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$  produce 113 kg de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y 69,5 kg de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .

15. Datos:  $m(\text{mezcla}) = 0,525 \text{ g}$ ;  $m(\text{Fe}(\text{II})) = 0,187 \text{ g}$

Incógnitas: porcentaje en masa ( $\text{FeCl}_2$ ); porcentaje en masa ( $\text{FeCl}_3$ )

— Calculamos la cantidad de  $\text{FeCl}_2$  de la muestra y su porcentaje en masa en la muestra:

$$M_r(\text{FeCl}_2): 1 \cdot 55,85 + 2 \cdot 35,45 = 126,85;$$

$$M(\text{FeCl}_2): 126,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 0,187 \text{ g } \cancel{\text{Fe}(\text{II})} \cdot \frac{126,85 \text{ g } \cancel{\text{FeCl}_2}}{55,85 \text{ g } \cancel{\text{Fe}(\text{II})}}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 0,425 \text{ g } \text{FeCl}_2$$

$$\%(\text{FeCl}_2) = \frac{0,425 \text{ g } \text{FeCl}_2}{0,525 \text{ g total}} \cdot 100 = 80,8 \%$$

— Por diferencia, obtenemos el porcentaje en masa de  $\text{FeCl}_3$ :

$$\%(\text{FeCl}_3) = 100,0 - 80,8 = 19,2 \%$$

La composición de la mezcla es 80,8 % en masa de  $\text{FeCl}_2$  y 19,2 % en masa de  $\text{FeCl}_3$ .

16. Datos: compuesto 1 (lubricantes), porcentaje en masa (P) = 27,86 %; compuesto 2 (industria cerillera), porcentaje en masa (P) = 56,29 %

— Calculamos la proporción de masas de fósforo y azufre en cada una de las muestras:

Muestra 1:

$$\%(\text{S}) = 100 - 27,86 = 72,14 \%$$

$$\frac{27,86 \text{ g P}}{72,14 \text{ g S}} = \frac{0,386 \text{ g P}}{1 \text{ g S}}$$

Muestra 2:

$$\%(\text{S}) = 100 - 56,29 = 43,71 \%$$

$$\frac{56,29 \text{ g P}}{43,71 \text{ g S}} = \frac{1,288 \text{ g P}}{1 \text{ g S}}$$

Buscamos información en Internet acerca de estos compuestos. Sugerimos estos enlaces web para la investigación:

[http://es.wikipedia.org/wiki/Lluvia\\_%C3%A1cida](http://es.wikipedia.org/wiki/Lluvia_%C3%A1cida)

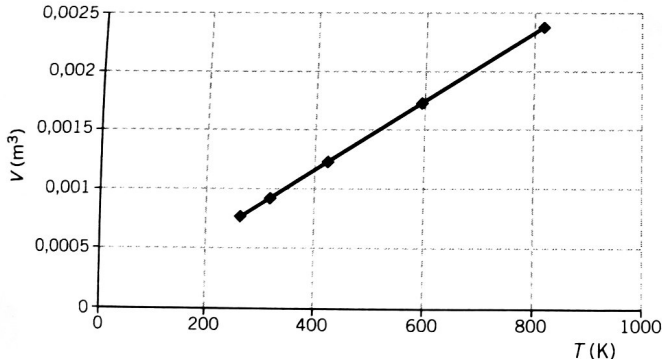
[http://www.ceresnet.com/ceresnet/esp/servicios/teleformacion/agroambiente/contaminacion\\_atmosferica.pdf](http://www.ceresnet.com/ceresnet/esp/servicios/teleformacion/agroambiente/contaminacion_atmosferica.pdf)

Encontramos información sobre las reacciones de formación de monóxido de nitrógeno a partir de las reacciones producidas en los motores térmicos de los automóviles y aviones, donde se alcanzan temperaturas muy altas. Este monóxido de nitrógeno se oxida con el oxígeno atmosférico para dar lugar a dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) que a su vez reacciona con el agua (humedad del aire) dando lugar a ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Finalmente, estas sustancias químicas caen a la tierra acompañando a las precipitaciones y constituyen la lluvia ácida.

Los contaminantes atmosféricos primarios que dan origen a la lluvia ácida pueden recorrer grandes distancias al ser trasladados por los vientos cientos o miles de kilómetros antes de precipitar en forma de rocío, lluvia, llovizna, granizo, nieve, niebla o neblina. Cuando la precipitación se produce, puede provocar importantes deterioros en el ambiente. Normalmente, la lluvia presenta un pH de aproximadamente 5.65 (ligera-mente ácido) debido a la presencia de  $\text{CO}_2$  atmosférico que forma ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Se considera lluvia ácida si presenta un pH menor que 5 y puede alcanzar el pH del vinagre (pH = 3). Estos valores de pH se alcanzan por la presencia de ácidos como el ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ .

#### 4 LEYES DE LOS GASES IDEALES Págs. 74 y 75

22. Los alumnos deben representar gráficamente los datos  $V-T$  empleando las unidades del SI:



Este experimento refleja la primera ley de Charles y Gay-Lussac, que relaciona el volumen y la temperatura de una cantidad de gas bajo unas condiciones de presión constante.

El volumen de una cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

23. Datos:  $V_1 = 500 \text{ mL}$ ;  $T_1 = 37^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 10^\circ\text{C}$

Incógnitas:  $V_2$

— Expresamos las unidades en el SI:

$$V_1 = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$T_1 = (37 + 273) \text{ K} = 310 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

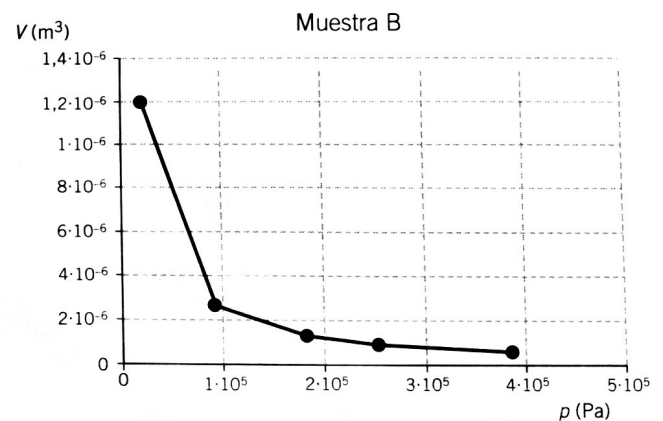
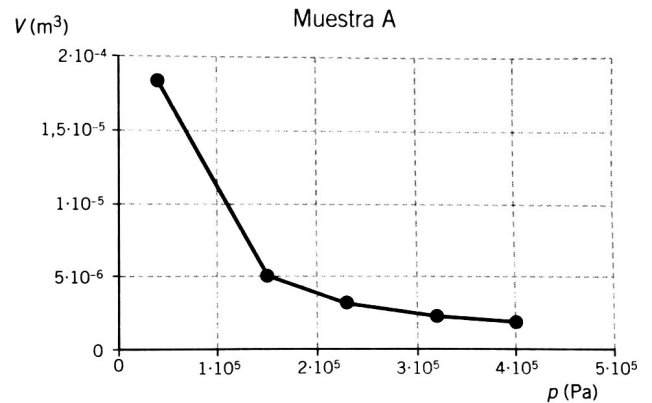
— Calculamos el volumen final aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{5,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \cdot 283 \text{ K}}{310 \text{ K}} = 4,56 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

El volumen de aire a  $10^\circ\text{C}$  en una inspiración normal es de  $4,6 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$ .

24. Los alumnos deben representar gráficamente los datos  $V-p$  empleando las unidades del SI:



A la vista de las gráficas podemos pensar en comprobar si se cumple la ley de Boyle y Mariotte:  $p \cdot V = \text{constante}$ .

Lo hacemos para cada una de las muestras:

Muestra A:

$$p_1 \cdot V_1 = 0,40 \text{ bar} \cdot 18,6 \text{ L} = 7,4 \text{ bar} \cdot \text{L}$$

$$p_2 \cdot V_2 = 1,5 \text{ bar} \cdot 4,9 \text{ L} = 7,4 \text{ bar} \cdot \text{L}$$

$$p_3 \cdot V_3 = 2,3 \text{ bar} \cdot 3,2 \text{ L} = 7,4 \text{ bar} \cdot \text{L}$$

$$p_4 \cdot V_4 = 3,2 \text{ bar} \cdot 2,3 \text{ L} = 7,4 \text{ bar} \cdot \text{L}$$

$$p_5 \cdot V_5 = 3,9 \text{ bar} \cdot 1,9 \text{ L} = 7,4 \text{ bar} \cdot \text{L}$$

Muestra B:

$$p_1 \cdot V_1 = 0,20 \text{ bar} \cdot 12019 \text{ mL} \approx 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$$

$$p_2 \cdot V_2 = 0,9 \text{ bar} \cdot 2671 \text{ mL} \approx 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$$

$$p_3 \cdot V_3 = 1,8 \text{ bar} \cdot 1335 \text{ mL} \approx 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$$

$$p_4 \cdot V_4 = 2,5 \text{ bar} \cdot 962 \text{ mL} \approx 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$$

$$p_5 \cdot V_5 = 3,8 \text{ bar} \cdot 633 \text{ mL} \approx 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$$

Estos resultados indican que se cumple la ley de Boyle y Mariotte.

Para deducir en qué muestra hay mayor cantidad de gas, podemos recurrir al principio de Avogadro y determinar el volumen que ocuparía cada muestra de gas si ambas estuvieran sometidas a la misma presión. La que ocupe mayor volumen será la que tendrá mayor cantidad de moléculas de gas. Tomamos un valor aleatorio de la presión, por ejemplo, 3,2 bar:

Muestra A:  $V = 2,3 \text{ L}$ .

Muestra B: como no disponemos de ese dato, calculamos el volumen correspondiente aplicando la ley de Boyle y Mariotte:  $3,2 \text{ bar} \cdot V = 2400 \text{ bar} \cdot \text{mL}$ ;  $V = 750 \text{ mL}$ .

Como la muestra A ocupa mayor volumen que la muestra B (a la misma temperatura y presión) y el principio de Avogadro afirma que en esas condiciones el volumen de un gas es proporcional a la cantidad de moléculas, podemos deducir lo siguiente:

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{V_A}{V_B} = \frac{2,3 \text{ L}}{0,75 \text{ L}} = 3; n_A = 3 \cdot n_B$$

Por lo tanto, en la muestra A hay triple cantidad de gas que en la muestra B.

25. Datos:  $p_1 = 2,35 \text{ bar}$ ;  $T_1 = 18 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 47 \text{ }^\circ\text{C}$

Incógnitas:  $p_2$

— Expresamos las unidades en el SI:

$$p_1 = 2,35 \text{ bar} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} = 2,35 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = (47 + 273) \text{ K} = 320 \text{ K}$$

— Calculamos la presión final aplicando la segunda ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}; p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1}$$

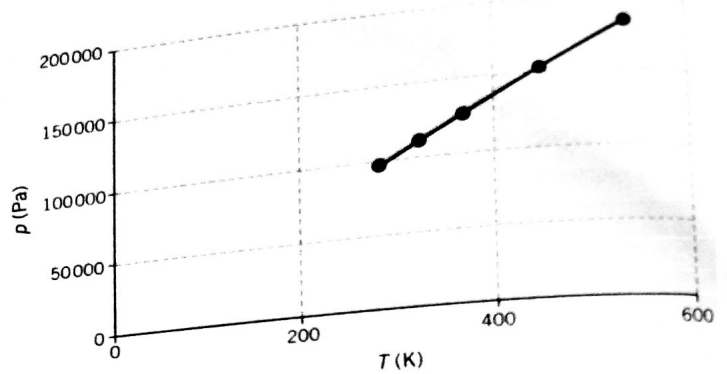
$$p_2 = \frac{2,35 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 320 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 2,58 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

— Los alumnos deben buscar información en Internet acerca de las consecuencias de la presión inadecuada de los neumáticos. Sugerimos este enlace web para la investigación:

<http://www.seguridadvialparajovenes.com/blog/como-saber-la-presion-adecuada-de-los-neumaticos>

En este enlace web encontramos información detallada de las consecuencias en la conducción con una presión inadecuada en los neumáticos. La presión de inflado correcta proporciona un mejor control sobre el coche y optimiza su comportamiento y su estabilidad, al tiempo que reduce la distancia de frenado.

26. Los alumnos deben representar gráficamente los datos  $p-T$  empleando las unidades del SI:



Este experimento refleja la segunda ley de Charles y Gay-Lussac, que relaciona la presión y la temperatura de una cantidad de gas bajo unas condiciones de volumen constante.

La presión de una cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura:

$$\frac{p}{T} = \text{constante}$$

27. Para resolver este problema nos basamos en la ley de Avogadro que establece que, a presión y temperatura constantes, el volumen de una cantidad de gas es directamente proporcional a la cantidad de moléculas que contiene e independiente de la naturaleza del gas. Los volúmenes de las sustancias gaseosas que participan en la reacción están en la misma proporción que las cantidades de sustancia con que intervienen.

Teniendo en cuenta la ley de Lavoisier y que la combustión de un hidrocarburo —que es la reacción con oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ — da lugar únicamente a  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , podemos deducir fácilmente la cantidad con que interviene cada sustancia en el proceso.

La combustión de 1 mol de  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$  producirá 4 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y 5 mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Y para ello se necesitarán 6,5 mol de  $\text{O}_2$ . (Recuerda que la cantidad de C, H y O en las sustancias antes de la reacción es idéntica a la que se encuentra en las sustancias después de la reacción: 4 mol de C, 10 mol de H y 13 mol de O).

a) Datos:  $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 1,5 \text{ L}$ ;  $V(\text{O}_2) = 9 \text{ L}$

La afirmación es falsa, ya que hay menos  $\text{O}_2(\text{g})$  del necesario para reaccionar totalmente el  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$  disponible:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{6,5 \text{ moles } \text{O}_2(\text{g})} = \frac{1,5 \text{ L } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{V(\text{O}_2)}$$

$$V(\text{O}_2) = 9,8 \text{ L } \text{O}_2(\text{g}) \text{ necesarios}$$

b) Datos:  $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 3,2 \text{ L}$ ;  $V(\text{CO}_2) = 12 \text{ L}$ ;  $V(\text{H}_2\text{O}) = 16 \text{ L}$

La afirmación es falsa, porque el volumen de  $\text{CO}_2(\text{g})$  es incorrecto:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{4 \text{ mol } \text{CO}_2(\text{g})} = \frac{3,2 \text{ L } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{V(\text{CO}_2)}$$

$$V(\text{CO}_2) = 13 \text{ L } \text{CO}_2(\text{g}) \text{ se obtienen}$$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}(\text{g})} = \frac{3,2 \text{ L } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 16 \text{ L } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \text{ se obtienen.}$$

46. Datos:  $T = 55,0\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $p = 21,78\text{ atm}$ ;  $Z = 0,821$ ;  $V = 5,00\text{ L}$

Incógnitas:  $m(\text{Cl}_2)$ ;  $n(\text{Cl}_2)$

— Expresamos las variables de estado en unidades del SI:

$$T = (55,0 + 273)\text{K} = 328\text{ K}$$

$$V = 5,00\text{ L} \cdot \frac{1\text{ m}^3}{10^3\text{ L}} = 5,00 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3$$

$$p = 21,78\text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}}{1\text{ atm}} = 2,206 \cdot 10^6\text{ Pa}$$

— Empleamos la ecuación de los gases reales y calculamos la cantidad de cloro:

$$p_{\text{real}} \cdot V_{\text{real}} = Z \cdot n \cdot R \cdot T;$$

$$n = \frac{p_{\text{real}} \cdot V_{\text{real}}}{Z \cdot R \cdot T}$$

$$n = \frac{2,206 \cdot 10^6\text{ Pa} \cdot 5,00 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3}{0,821 \cdot 8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 328\text{ K}}$$

$$= 4,93\text{ mol}$$

A partir de la masa molar hallamos la masa de cloro:

$$M_r(\text{Cl}_2): 2 \cdot 35,45 = 70,90; M(\text{Cl}_2): 70,90\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 4,93\text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{70,90\text{ g Cl}_2}{1\text{ mol Cl}_2} = 350\text{ g Cl}$$

— Si se comportara como gas ideal:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{2,206 \cdot 10^6\text{ Pa} \cdot 5,00 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3}{8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 328\text{ K}} = 4,05\text{ mol}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 4,05\text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{70,90\text{ g Cl}_2}{1\text{ mol Cl}_2} \approx 287\text{ g Cl}_2$$

La cantidad de cloro almacenada a  $55,0\text{ }^\circ\text{C}$  y  $21,78\text{ atm}$  es de  $4,93\text{ mol}$ , que equivale a una masa de  $350\text{ g}$ .

Si el cloro se comportara como gas ideal, la cantidad almacenada en las mismas condiciones de presión y temperatura sería de  $4,05\text{ mol}$ , equivalente a  $287\text{ g}$ .

El comportamiento real del gas a  $55,0\text{ }^\circ\text{C}$  y  $21,78\text{ atm}$  supone un beneficio en la práctica, ya que se puede almacenar más cantidad de gas que si se comportara según el modelo de gas ideal.

47. Datos:  $m_1$  (hidrocarburo) =  $254\text{ mg}$ ;  $V_1$  ( $\text{CO}_2$ ) =  $678\text{ mL}$ ;  $p_1 = 735\text{ mmHg}$ ;  $T_1 = 150\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $d$  (hidrocarburo) =  $1,616\text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ;  $p_2 = 1\text{ atm}$ ;  $T_2 = 60\text{ }^\circ\text{C}$

— Obtenemos la masa molar del hidrocarburo a partir de la densidad:

$$T_2 = (60 + 273)\text{K} = 333\text{ K}$$

$$p_2 = 1\text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}}{1\text{ atm}} = 1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$d = 1,616\text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

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

$$\text{Como } n = \frac{m}{M} \text{ y } p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

$$\text{Como además: } d = \frac{m}{V} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p};$$

$$M = \frac{1,616\text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 333\text{ K}}{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}}$$

$$M = 0,0441\text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,1\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Como se trata de un hidrocarburo saturado, su fórmula general es  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ :

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}): n \cdot 12,01 + (2n + 2) \cdot 1,01;$$

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}): n \cdot 12,01 + n \cdot 2,02 + 2,02 =$$

$$= n \cdot 14,03 + 2,02;$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}): (n \cdot 14,03 + 2,02)\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Como la masa molar del hidrocarburo es  $44,1\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ :

$$n \cdot 14,03 + 2,02 = 44,1; n = \frac{44,1 - 2,02}{14,03} \approx 3$$

Por tanto, podemos considerar que se trata del  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

— Comprobamos si el volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido por la combustión de  $254\text{ mg}$  del hidrocarburo es coherente con la fórmula propuesta:

$$m_1 = 254\text{ mg} \cdot \frac{1\text{ g}}{10^3\text{ mg}} = 2,54 \cdot 10^{-1}\text{ g}$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8): 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 44,11 = 44,11\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_1 = 2,54 \cdot 10^{-1}\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{44,11\text{ g}} =$$

$$= 5,76 \cdot 10^{-3}\text{ mol hidrocarburo}$$

La combustión completa de un hidrocarburo lo transforma en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Si se tratase de  $\text{C}_3\text{H}_8$ , la combustión completa de un mol produciría tres moles de  $\text{CO}_2$  y cuatro moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . Por tanto, la combustión de  $254\text{ mg}$  de  $\text{C}_3\text{H}_8$  daría lugar a:

$$5,76 \cdot 10^{-3}\text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3\text{ mol CO}_2}{1\text{ mol C}_3\text{H}_8} = 1,73 \cdot 10^{-2}\text{ mol de CO}_2$$

Calculamos el volumen que ocuparía el  $\text{CO}_2$  obtenido, a  $T_1$  y  $p_1$ :

$$T_1 = (150 + 273)\text{K} = 423\text{ K}$$

$$p_1 = 735\text{ mmHg} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}}{760\text{ mmHg}} = 9,80 \cdot 10^4\text{ Pa}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p};$$

$$V = \frac{1,73 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot 8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423\text{ K}}{9,80 \cdot 10^4\text{ Pa}}$$

$$V = 6,21 \cdot 10^{-4}\text{ m}^3$$

$$V = 6,21 \cdot 10^{-4}\text{ m}^3 \cdot \frac{10^3\text{ L}}{1\text{ m}^3} \cdot \frac{10^3\text{ mL}}{1\text{ L}} = 621\text{ mL}$$



El volumen de CO<sub>2</sub> calculado (621 mL) no coincide con el volumen medido (678 mL), por lo que debemos considerar que los resultados de nuestro cuaderno corresponden a ensayos realizados con hidrocarburos diferentes.

48. Datos:

Hidrocarburo gaseoso:  $V = 1,77 \text{ L}$ ;  $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $p = 1,11 \text{ atm}$   
 CO<sub>2</sub> producido en la combustión:  $V(\text{CO}_2) = 5,48 \text{ L}$ ;  $T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  
 $p = 10^5 \text{ Pa}$

Incógnitas: porcentaje en masa (C); porcentaje en masa (H)

— Determinamos la cantidad de carbono en el compuesto que ha reaccionado:

$$V(\text{CO}_2) = 5,48 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 5,48 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = (0 + 273) \text{ K} = 273 \text{ K}$$

$$p = 10^5 \text{ Pa};$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{p \cdot V(\text{CO}_2)}{R \cdot T} =$$

$$= \frac{10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 5,48 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3}}{8,31 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{ K}^{-1}} \cdot 273 \cancel{\text{ K}}}$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,242 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2};$$

$$0,242 \cancel{\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \cancel{\text{ mol CO}_2}} = 0,242 \text{ mol C}$$

— La cantidad de compuesto que reacciona es:

$$V = 1,77 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 1,77 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}$$

$$p = 1,11 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 1,12 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$n(\text{hidrocarburo}) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} =$$

$$= \frac{1,12 \cdot 10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 1,77 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3}}{8,31 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{ K}^{-1}} \cdot 293 \cancel{\text{ K}}}$$

$$n(\text{hidrocarburo}) = 0,0814 \text{ mol}$$

— Como la fórmula general es C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> significa que por cada mol de hidrocarburo hay  $n$  mol de C y  $(2n + 2)$  mol de H; se calcula la cantidad de carbono en 1 mol de compuesto:

$$\frac{0,242 \text{ mol C}}{0,0814 \text{ mol compuesto}} = \frac{2,97 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto}} \approx$$

$$\approx \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto}}$$

— Por lo tanto, la fórmula del compuesto es C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>. Con este resultado se puede calcular su composición centesimal:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8): 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 44,11;$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8): 44,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\% \text{C} = \frac{m(\text{C})}{m(\text{C}_3\text{H}_8)} \cdot 100 = \frac{3 \cdot 12,01 \text{ g C}}{44,11 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot 100 = 81,68 \% \text{C}$$

$$\% \text{H} = \frac{m(\text{H})}{m(\text{C}_3\text{H}_8)} \cdot 100 = \frac{8 \cdot 1,01 \text{ g H}}{44,11 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot 100 = 18,32 \% \text{H}$$

Se trata del C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, cuya composición centesimal en masa es 81,68 % en masa de C y 18,32 % en masa de H.

49. Datos:  $m_1 = 5,312 \text{ g}$ ;  $T_1 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $p_1 = 2,443 \text{ atm}$ ;  $V_1 = 27,01 \text{ L}$ ;  
 $m_2 = 4,897 \text{ g}$ ;  $T_2 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $p_2 = 2,288 \text{ atm}$ ;  $V_2 = 26,57 \text{ L}$

Incógnitas:  $M$

— Expresamos las variables anteriores en unidades del SI:

$$T_1 = (32 + 273) = 305 \text{ K}$$

$$p_1 = 2,443 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 2,475 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 27,01 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 27,01 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_2 = (32 + 273) = 305 \text{ K}$$

$$p_2 = 2,288 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 2,318 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_2 = 26,54 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 26,54 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

— Obtenemos la masa molar en cada uno de los resultados experimentales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; n = \frac{m}{M} \rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T;$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

$$M_1 = \frac{5,312 \text{ g} \cdot 8,31 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{ K}^{-1}} \cdot 305 \cancel{\text{ K}}}{2,475 \cdot 10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 27,01 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3}}$$

$$M_1 = 2,01 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}; 2,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_2 = \frac{4,897 \text{ g} \cdot 8,31 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{ K}^{-1}} \cdot 305 \cancel{\text{ K}}}{2,318 \cdot 10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 26,54 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3}}$$

$$M_2 = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}; 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa molar de la sustancia gaseosa es 2,02 g · mol<sup>-1</sup>, por lo que debe tratarse del hidrógeno, H<sub>2</sub>(g).

50. Datos:  $n = 0,356 \text{ mol}$

Comprobamos si los valores de  $p$ ,  $T$  y  $V$  son coherentes con la ecuación de estado de los gases ideales:

— Primera serie de valores:

$$p_1 = 650 \cancel{\text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{760 \cancel{\text{ mmHg}}} \approx 8,66 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 51 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3; T = 1221 \text{ K}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T;$$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{8,66 \cdot 10^4 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 5,1 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{ m}^3}}{8,31 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \cancel{\text{ m}^3} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{ K}^{-1}} \cdot 1221 \cancel{\text{ K}}}$$

$$\approx 0,44 \text{ mol}$$

d) La afirmación es falsa.

La presión de un gas está influenciada por el tamaño de las moléculas de gas y por la atracción intermolecular entre ellas. Además, la atracción intermolecular también se encuentra relacionada, entre otros factores, con el volumen molecular.

5. Datos:  $m_1$  (compuesto) = 1,03 g;  $m_1$  (CO<sub>2</sub>) = 1,51 g;  $m_1$  (H<sub>2</sub>O) = 0,62 g;  $m_2$  (compuesto) = 0,270 g;  $V_2 = 140,7$  mL;  $T_2 = 80$  °C

Incógnitas: porcentaje en masa (C); porcentaje en masa (H); porcentaje en masa (O); fórmula molecular

— Deducimos la masa de carbono, hidrógeno y oxígeno:

$$M_r(\text{CO}_2): 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01;$$

$$M(\text{CO}_2): 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,51 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 0,412 \text{ g C}$$

$$0,620 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \cdot 1,01 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 6,95 \cdot 10^{-2} \text{ g H}$$

$$m(\text{O}) = (1,03 - 0,412 - 6,95 \cdot 10^{-2}) \text{ g} = 0,549 \text{ g O}$$

— Obtenemos la composición centesimal del compuesto:

$$\%(\text{C}) = \frac{0,412 \text{ g C}}{1,03 \text{ g total}} \cdot 100 = 40,0 \%$$

$$\%(\text{H}) = \frac{6,95 \cdot 10^{-2} \text{ g H}}{1,03 \text{ g total}} \cdot 100 = 6,75 \%$$

$$\%(\text{O}) = \frac{0,549 \cdot 10^{-2} \text{ g O}}{1,03 \text{ g total}} \cdot 100 = 53,3 \%$$

— Calculamos la fórmula empírica:

$$n(\text{C}) = 0,412 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol C}$$

$$n(\text{H}) = 6,95 \cdot 10^{-2} \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g H}} = 6,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}$$

$$n(\text{O}) = 0,549 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}$$

$$\frac{\text{átomos C}}{\text{átomos O}} = \frac{n(\text{C})}{n(\text{O})} = \frac{3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol C}}{3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}} \approx \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}}$$

$$\frac{\text{átomos H}}{\text{átomos O}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{O})} = \frac{6,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}}{3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}} \approx \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol O}}$$

Fórmula empírica: CH<sub>2</sub>O

— Determinamos la masa molecular del compuesto:

$$V = 140,7 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 1,407 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$T = (80 + 273) \text{ K} = 353 \text{ K}$$

$$p = 703 \text{ mmHg} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} = 9,37 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{9,37 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 1,407 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}} = 4,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M(\text{compuesto})};$$

$$M(\text{compuesto}) = \frac{m}{n} = \frac{0,270 \text{ g}}{4,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 60,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Determinamos la fórmula molecular del compuesto:

$$M_r(\text{CH}_2\text{O}): 12,01 + 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 30,03;$$

$$M(\text{CH}_2\text{O}): 30,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{60,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{30,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 2$$

Fórmula molecular = 2 · Fórmula empírica

La fórmula molecular del compuesto es C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>.

Por tanto, la composición centesimal del compuesto es: 40,0 % en masa de C; 6,75 % en masa de H, y 53,3 % en masa de O. Su fórmula molecular es C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>.

6. Respuesta sugerida:

La ley de conservación de la masa, ley de conservación de la materia o ley de Lomonósov-Lavoisier es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. Se puede enunciar así: «En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos».

Sin embargo, en las reacciones nucleares sí se modifica la masa, debido a que la gran cantidad de energía que se libera influye significativamente en la masa del conjunto, por lo que en estos casos debe tenerse en cuenta la equivalencia entre masa y energía según la expresión propuesta por Albert Einstein,  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ .

En las reacciones nucleares, la energía liberada se puede relacionar con una masa apreciable y la ley de conservación de la masa se funde con la de conservación de la energía en un solo principio. La ley de Lavoisier, generalizada con la importante aportación de Einstein, puede escribirse de esta forma:

$$\sum \left( \text{masa} + \frac{\text{energía}}{c^2} \right) = \text{constante}$$

Así se indica que, en un sistema cerrado, la masa incrementada en el término equivalente de energía se mantiene constante.

7. Datos:  $V_1 = 800 \text{ m}^3$ ;  $T_{\text{int}} = 130$  °C,  $T_{\text{ext}} = 30$  °C

Incógnitas:  $V_2$

— Expresamos los datos en unidades del SI:

$$T_1 = (130 + 273) = 403 \text{ K}; T_2 = (30 + 273) = 303 \text{ K}$$

— Calculamos el volumen final aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{800 \text{ m}^3 \cdot 303 \text{ K}}{403 \text{ K}} = 600 \text{ m}^3$$