

Leyes fundamentales de la química

En contexto (Pág. 53)

a. — Respuesta sugerida:

La masa de un átomo se denomina masa atómica y se expresa en unidades de masa atómica. Por acuerdo internacional, se definió la unidad de masa atómica como una unidad de masa equivalente a una doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C : $1 \text{ u} = 1/12 m_a(^{12}\text{C})$.

La unidad de masa atómica como cantidad física es inmensamente pequeña, de ahí que su utilización no resulte adecuada para expresar cantidades de elementos y compuestos. Entre el gramo y la unidad de masa atómica existe la siguiente relación numérica: $1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$.

Este factor de conversión entre ambas unidades, por razones históricas, recibe el nombre de constante de Avogadro y su valor más preciso es $6,022\ 141\ 79\ (30) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (las cifras que aparecen entre paréntesis son las que están sujetas a la imprecisión de la medida).

El Sistema Internacional de Unidades (SI) propone expresar la cantidad de sustancia mediante una magnitud propia diferente de la masa, aunque relacionada con ella. Se trata de una unidad de medida característica que recibe el nombre de mol.

— Respuesta sugerida:

Las variaciones de temperatura (podrían provocar dilatación) o el efecto de oxidación podrían producir pequeños cambios a lo largo de los años. Por este motivo, la unidad de masa se encuentra en un entorno sumamente controlado; para evitar que se produzcan alteraciones en su estructura que modifiquen su masa.

b. — Respuesta sugerida:

Como se puede ver en las imágenes, los gases tienen un papel clave en nuestra sociedad en ámbitos muy diferentes. Por ejemplo, en la preparación y conservación de alimentos y en el submarinismo (profesional o de ocio).

Además, conocemos la importancia de los gases en la sanidad (p. ej., en respiración asistida), en la metalurgia (p. ej., en la soldadura por llama y en la protección del material fundido), en la investigación meteorológica (p. ej., en los globos de helio de los instrumentos de medición), etc.

De este modo, se puede afirmar que los gases tienen un papel muy importante en nuestra sociedad. Además, son esenciales en nuestra supervivencia ya que necesitamos respirar una mezcla gaseosa cuya composición se encuentre dentro de unos límites bien definidos.

Los alumnos de la clase plasmarán sus opiniones de forma conjunta en un documento, que puede encargarse de elaborar, por ejemplo, un voluntario. Así, al fi-

nalizar la unidad, podrán comprobar si opinan o no de la misma forma.

c. — Respuesta sugerida:

Se propone que los alumnos organicen distintas visitas para poder comprobar por ellos mismos la importancia de los gases en la sociedad. De este modo, se propone visitar instalaciones como un hospital, una industria de envasado de carne, fruta y/o pescado, una industria metalúrgica o un laboratorio de investigación química, donde poder observar cómo se usan diferentes gases y el propósito del empleo de cada uno.

También se puede atender a una clase de submarinismo donde aprenderán la importancia crítica que para nuestro organismo tiene el conocer y controlar la mezcla gaseosa que respiramos. Al finalizar la excursión podrán compartir lo que han aprendido en cada visita.

Con la información recabada, cada alumno elaborará un breve informe enumerando los usos y aplicaciones de los gases en casos concretos.

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 (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 Pa y 273 K :

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

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

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

$$n(\text{O}_2) = \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot 1,507 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

— Calculamos la masa total de los productos obtenidos y a partir de ella determinamos la masa de 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):

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

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

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

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

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

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

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

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

— Calculamos la riqueza del 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 KClO_3 comercial es del 87,3 %.

2. Datos: m (pirita) = 20 t; porcentaje en masa (FeS_2) = 92 %; porcentaje en masa (H_2SO_4) = 78 %; d (H_2SO_4) = $1704 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

Incógnitas: V (disolución H_2SO_4)

— Obtenemos la cantidad de 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:

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

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

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

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

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

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

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

— 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 $2,3 \cdot 10^4 \text{ L}$ de ácido sulfúrico comercial, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, del 78 % en masa.

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

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 SO_2 por cada mol de 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 CaSO_4 , tienen un valor de $3,4 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ y $1,7 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, respectivamente.

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

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

— Calculamos la cantidad de los gases obtenidos a partir de la cantidad de NH_4NO_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:

$$V_1 = 2,5 \cancel{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \cancel{\text{L}}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_1 = (300 + 273) \text{ K} = 573 \text{ K}$$

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

$$p = \frac{21,9 \cancel{\text{mol}} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \cancel{\text{m}^3} \cdot \cancel{\text{K}}^{-1} \cdot 573 \cancel{\text{K}}}{2,5 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{m}^3}} = 4,2 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$p = 4,2 \cdot 10^7 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ MPa}}{10^6 \cancel{\text{Pa}}} = 42 \text{ MPa}$$

- Determinamos la fracción molar de cada gas y su presión parcial. Como se forman dos moles de N_2 y cuatro moles de H_2O por cada mol de O_2 , tenemos lo siguiente:

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{2 \text{ mol N}_2}{7 \text{ mol total}} = \frac{2}{7}; p(\text{N}_2) = 42 \text{ MPa} \cdot \frac{2}{7} =$$

$$= 12 \text{ MPa}$$

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = \frac{4 \text{ mol O}_2}{7 \text{ mol total}} = \frac{4}{7}; p(\text{H}_2\text{O}) = 42 \text{ MPa} \cdot \frac{4}{7} =$$

$$= 24 \text{ MPa}$$

$$\chi(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ mol O}_2}{7 \text{ mol total}} = \frac{1}{7}; p(\text{O}_2) = 42 \text{ MPa} \cdot \frac{1}{7} =$$

$$= 6,0 \text{ MPa}$$

La presión total generada es de 42 MPa y las presiones parciales de cada gas en el interior tienen los siguientes valores: 12 MPa (N_2); 24 MPa (H_2O) y 6,0 MPa (O_2).

- Respuesta sugerida:

Buscamos información en Internet y respondemos a las preguntas. Sugerimos estos enlaces web para la investigación:

<http://triplenlace.com/2013/04/19/las-mayores-exposiciones-de-nitrato-amonico-en-el-ultimo-siglo/>

En este enlace web podemos encontrar información sobre los principales accidentes que se han producido por explosiones de nitrato de amonio en el último siglo.

<http://www.nationalgeographic.es/noticias/natural-gas-drilling-linked-to-methane-in-water/la-exposion-de-texas>

En el enlace web anterior se puede leer en profundidad la noticia de la explosión de Texas el 17 de abril del 2003.

http://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato_de_amonio

En este enlace web podemos encontrar información sobre manejo y almacenamiento, medidas de seguridad e información sobre el transporte.

5. Datos: d (hidruro de silicio) = $2,66 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$, p = 1,013 bar; T = 15 °C; m (hidruro de silicio) = 63,0 mg; m (Si) = 56,8 mg

Incógnitas: fórmula empírica; fórmula molecular

- Hallamos la masa molar del hidruro de silicio gaseoso a partir de su densidad y de la ecuación de estado de los gases ideales. Consideraremos un volumen de $1,0 \text{ m}^3$ de compuesto:

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

$$T = (15 + 273) \text{ K} = 288 \text{ K}$$

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

$$n = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cancel{\text{Pa}} \cdot 1,0 \cancel{\text{m}^3}}{8,31 \cancel{\text{Pa}} \cdot \cancel{\text{m}^3} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}}^{-1} \cdot 288 \cancel{\text{K}}} =$$

$$= 42 \text{ mol de compuesto}$$

$$d(\text{compuesto}) = \frac{2,66 \cancel{\text{kg}}}{1 \cancel{\text{m}^3}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \cancel{\text{kg}}} = 2,66 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$$

Por lo tanto, $1,0 \text{ m}^3$ de compuesto gaseoso, medido a $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y 288 K contiene 42 mol, que equivalen a una masa de $2,66 \cdot 10^3 \text{ g}$. Hallamos entonces la masa molar del compuesto:

$$n = \frac{m}{M(\text{compuesto})}; 42 \text{ mol} = \frac{2,66 \cdot 10^3 \text{ g}}{M(\text{compuesto})}$$

$$M(\text{compuesto}) = \frac{2,66 \cdot 10^3 \text{ g}}{42 \text{ mol}} = 63,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Calculamos las masas de hidrógeno y de silicio en el compuesto y a partir de ellas su fórmula empírica:

$$m(\text{H}) = 63,0 \text{ mg hidruro} - 56,8 \text{ mg Si} = 6,20 \text{ mg H}$$

$$n(\text{H}) = 6,20 \cancel{\text{mg H}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{g H}}}{1000 \cancel{\text{mg H}}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \cancel{\text{g H}}}$$

$$n(\text{H}) = 6,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}$$

$$n(\text{Si}) = 56,8 \cancel{\text{mg Si}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{g Si}}}{1000 \cancel{\text{mg Si}}} \cdot \frac{1 \text{ mol Si}}{28,09 \cancel{\text{mg Si}}}$$

$$n(\text{Si}) = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol Si};$$

$$\frac{\text{átomos H}}{\text{átomos Si}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{Si})} = \frac{6,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}}{2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol Si}} \approx \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol Si}}$$

Fórmula empírica: SiH_3

- Determinamos la fórmula molecular a partir de los resultados obtenidos:

$$M_r(\text{SiH}_3): 1 \cdot 28,09 + 3 \cdot 1,01 = 31,12;$$

$$M(\text{SiH}_3): 31,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(\text{SiH}_3)} = \frac{63,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{31,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 2;$$

Fórmula molecular = 2 · Fórmula empírica

- Como conocemos la fórmula molecular del compuesto, podemos determinar su masa molar a partir de los datos de la Tabla Periódica:

$$M_r(\text{Si}_2\text{H}_6): 2 \cdot 28,09 + 6 \cdot 1,01 = 62,24;$$

$$M(\text{SiH}_3): 62,24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La fórmula molecular del compuesto es Si_2H_6 , y su masa molar es $62,24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

6. Datos: m (hidrocarburo combustión) = 1,25 g; m (CO₂) = 4,23 g; m (H₂O) = 0,865 g; m (hidrocarburo vaporizado) = 0,758 g; V (hidrocarburo vaporizado) = 273 cm³, 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(\text{SiH}_3)} = \frac{77,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{13,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 6;$$

Fórmula molecular = 6 · Fórmula empírica

La fórmula empírica del hidrocarburo es CH y su fórmula molecular C₆H₆.

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 encerradas 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 (Al₂O₃) = 51,2 %

Incógnitas: m (Al)

- Obtenemos la cantidad de alúmina (Al₂O₃) 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 % en Al₂O₃ 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 diníquel, Ni₂O₃, tienen la siguiente proporción de masas de níquel que se combinan con 1 g de oxígeno:

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

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

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

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

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:

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

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

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:

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

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 (CaCl₂)

— 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 (Ca₃(PO₄)₂) = 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

14. 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 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas: porcentaje en masa (FeCl_2); porcentaje en masa (FeCl_3)

— Calculamos la cantidad de FeCl_2 de la muestra y su porcentaje en masa en la muestra:

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

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

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

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

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

— Por diferencia, obtenemos el porcentaje en masa de FeCl_3 :

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

La composición de la mezcla es 80,8 % en masa de FeCl_2 y 19,2 % en masa de 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:

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

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

- Comprobamos que se cumple la ley de las proporciones múltiples, pues las masas del fósforo en cada uno de los compuestos están en relación de números enteros sencillos, relacionados con una cantidad determinada de azufre:

$$\frac{1,288 \text{ gP}}{0,386 \text{ gP}} = 3,33 = \frac{10}{3}$$

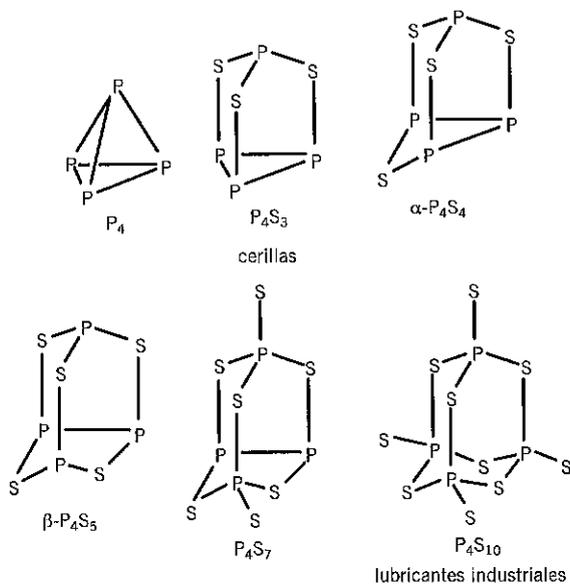
Se trata del P_4S_{3x} en la muestra de la industria cerillera y del P_4S_{10x} en la muestra de la industria de lubricantes.

- Respuesta sugerida:

Los sulfuros de fósforo comprenden una familia de compuestos inorgánicos de fórmula P_4S_n ($n = 3, 4, 5, 7, 9, 10$). Todos ellos son sólidos y amarillos y sus estructuras moleculares son el resultado de la inserción de átomos de S en los tetraedros P_4 .

Dos son de importancia comercial y sus fórmulas se ajustan al resultado obtenido: decasulfuro de tetrafósforo (P_4S_{10}), que se utiliza para la producción de otros compuestos orgánicos de azufre, y trisulfuro de tetrafósforo (P_4S_3), empleado en la fabricación de cerillas.

El principal método para la preparación de estos compuestos es la termólisis de mezclas de fósforo y azufre. Las distribuciones de productos pueden ser analizadas por determinación del ^{31}P mediante espectroscopia de resonancia magnética nuclear.



2 TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Pág.73

17. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben buscar evidencias experimentales de la época de Dalton que apoyen cada uno de los principios de la teoría atómica y analizar la validez actual de dichos principios.

Después reflejarán todo este contenido en un informe correctamente estructurado (título, índice, introducción, contenido principal, conclusiones).

El contenido del informe podría incluir la información que se muestra a continuación.

Los postulados básicos de esta teoría atómica son:

- La materia está formada por átomos, que son unidades muy pequeñas, indivisibles e inalterables de materia.

Planteó la existencia de los átomos y utilizó símbolos para representar su combinación; usaba círculos negros para los átomos de carbono y círculos blancos para los átomos de oxígeno. Un círculo negro junto a otro blanco simbolizaba el monóxido de carbono.

Actualmente, se sabe que los átomos sí pueden dividirse y alterarse. Los átomos están formados por partículas subatómicas.

- Los átomos que forman un elemento son todos iguales, tienen la misma masa e idénticas propiedades.

Actualmente es necesario introducir el concepto de isótopos: átomos de un mismo elemento que tienen distinta masa, y esa es justamente la característica que los diferencia entre sí. No todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa.

Las plantas de energía nuclear aprovechan la desintegración del núcleo, que libera una enorme cantidad de energía que se transforma en energía eléctrica en los reactores nucleares, para beneficio del ser humano.

- Los átomos de elementos distintos se diferencian porque tienen distinta masa y distintas propiedades.

Intentó caracterizar los átomos, como finalmente acabaría llamando a estas partículas, mediante su peso y su tamaño. Para abordar esta tarea, fijó como unidad el peso de un átomo de hidrógeno (la sustancia más ligera que se conocía) y se basó en las leyes ponderales que ya hemos mencionado en un apartado anterior. Se encontró con el problema importante de desconocer el número de átomos que se asociaban para originar la sustancia. Intentó solventar el problema aplicando una «regla de simplicidad». De esta manera, elaboró la primera tabla de pesos atómicos relativos y, a partir de ellos, calculó también los volúmenes y los radios atómicos.

- Los compuestos se forman cuando los átomos se unen entre sí, en una relación constante y sencilla.

Al suponer que la relación numérica entre los átomos era la más sencilla posible, Dalton asignó al agua la fórmula HO , al amoníaco la fórmula NH , etc. Sin embargo, las técnicas modernas de medición indican que dos átomos de hidrógeno se combinan con un átomo de oxígeno en el agua, y tres átomos de hidrógeno se combinan con un átomo de nitrógeno en el amoníaco.

18. Respuesta sugerida:

- a) (Págs. 211 a 215). La hipótesis manejada por Dalton de considerar los átomos indivisibles e inalterables durante el proceso químico hace que la cantidad de átomos de cada tipo se mantenga constante.

Además, las masas de los elementos que forman un compuesto estarán relacionadas con la cantidad de átomos de cada tipo. En todos los casos, los pesos se expresan en unidades de hidrógeno. Así, representó los elementos con círculos que presentaban diferentes marcas y explicó cómo se combinaban. Dos elementos, A y B, se combinan y el orden de las combinaciones es el más simple:

- 1 átomo de A + 1 átomo de B = 1 átomo de C, binario.
- 1 átomo de A + 2 átomos de B = 1 átomo de D, ternario.
- 2 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de E, ternario.
- 2 átomos de A + 2 átomos de B = 1 átomo de F, cuaternario.
- 3 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de G, cuaternario.

b) (Págs. 556 a 559). Dalton hace alusión a las observaciones de Gay-Lussac según las cuales una medida de nitrógeno y una medida de oxígeno dan lugar a dos medidas de gas nitroso, o dos medidas de nitrógeno y tres de hidrógeno dan lugar a tres medidas de amoníaco.

Él afirma que Gay-Lussac comete un error y que estas medidas no concuerdan con sus resultados experimentales. Opina que los gases no se unen en medidas iguales o exactas, pues sus experimentos más exactos dan 1,97 unidades de hidrógeno por cada unidad de oxígeno.

c) (Págs. 270 a 276). Mediante la aplicación de la «regla de simplicidad» al caso del agua, supuso que su fórmula sería HO y, teniendo en cuenta que empíricamente ya se había calculado que 87,4 partes en peso de oxígeno se combinaban con 12,6 partes de hidrógeno, obtuvo que los pesos relativos para los átomos de oxígeno e hidrógeno eran de 7 a 1. En la página 276 dejó abierta la posibilidad de que el agua fuera un compuesto ternario.

Los resultados obtenidos por Lavoisier y otros (págs. 272, 273 y 275) y los obtenidos por Humbolt y Gay-Lussac (pág. 274) los toma como válidos, aunque no sean concordantes, pero Dalton los relaciona llegando a la conclusión que más le favorece.

Por último, cabe destacar que se emplearon dos tipos de análisis: descomposición y síntesis. Por este motivo, los resultados podrían ser muy variados y difíciles de interpretar debido a que se partió de hipótesis falsas, como es la de máxima simplicidad.

d) (Págs. 556 a 559). Dalton no consideraba que las moléculas de los elementos gaseosos con los que experimentaba pudieran ser diatómicas. Por ejemplo, en el caso de nitrógeno + hidrógeno para dar amoníaco, un volumen de nitrógeno reacciona con tres volúmenes de hidrógeno y produce dos volúmenes de amoníaco.

Dalton rebate los resultados de Gay-Lussac aduciendo inexactitud en los cálculos, pero en realidad su conclusión no es exacta debido a una premisa inexacta y a la imprecisión de las medidas de masas de sustancias, que daba lugar a un margen de error tan amplio que cabían muchas interpretaciones.

Otro ejemplo: cuando un volumen de oxígeno se une con un volumen de nitrógeno para dar «gas nitroso», experimentalmente se encuentra que se producen dos volúmenes de este último; pero Dalton predecía uno solo, pues entendía que un «átomo de oxígeno» y un «átomo de nitrógeno» engendraban «un átomo de gas nitroso». Y además lo sustentaba basándose en que los resultados obtenidos no contradecían su hipótesis, pero era debido a la imprecisión de las medidas en aquel momento (págs. 558, 274 y 275).

3 TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR Págs. 73 y 74

19. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben ir al enlace y leer el artículo sobre la química moderna y la evolución que ha tenido desde el congreso de 1860 en Karlsruhe hasta el 2011, año internacional de la química. Deberán organizar un debate exponiendo los tres aspectos más relevantes del documento según su opinión.

Aspectos que hay que destacar:

- El congreso de Karlsruhe permitió un progreso sin precedentes de la química y fue el germen de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por su sigla en inglés).
- Stanislo Cannizzaro fue el gran triunfador del congreso al clarificar el concepto de masa atómica (peso atómico) relacionándolo correctamente con la masa molecular y sentar las bases a través de la teoría atómica despejando la incertidumbre que imperaba en la época en la definición de los conceptos fundamentales de la química.
- Importancia de la creación del Sistema Periódico.

20. Respuesta sugerida:

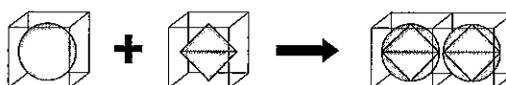
Avogadro:

La cantidad de partículas de gas es proporcional al volumen ocupado, de modo que la cantidad de partículas de cada gas en el proceso es diferente. Cada partícula de cloruro de hidrógeno estaría formada por una porción de partícula de hidrógeno y una porción de partícula de cloro.

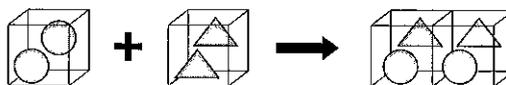
Cannizzaro:

Los gases están formados por agrupaciones de átomos (moléculas). Las moléculas de hidrógeno y cloro son diatómicas y la molécula de cloruro de hidrógeno está formada por un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro. Los volúmenes de combinación serían un volumen de hidrógeno que reacciona con un volumen de cloro y produce dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

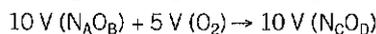
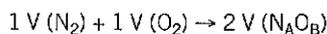
Modelo Avogadro



Modelo Cannizzaro

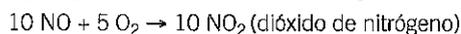


21. Datos:



Respuesta sugerida:

Según el principio de Avogadro, la cantidad de partículas de gas se encuentra en la misma proporción que los volúmenes, medidos a la misma presión y temperatura. Por lo tanto, se trata de:



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

http://es.wikipedia.org/wiki/Lluvia_%C3%A1cida

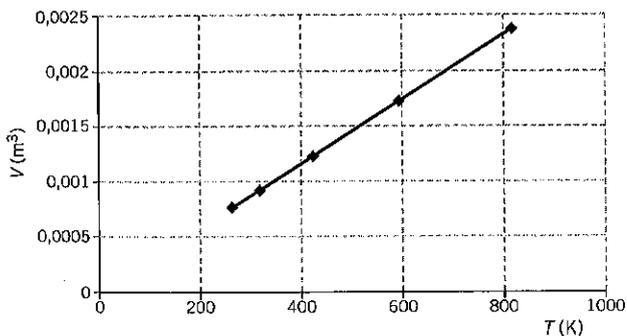
http://www.ceresnet.com/ceresnet/esp/servicios/teleformacion/agroambiente/contaminacion_atmosferica.pdf

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 (NO_2) que a su vez reacciona con el agua (humedad del aire) dando lugar a ácido nítrico (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 CO_2 atmosférico que forma ácido carbónico, H_2CO_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, 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: $V_1 = 500 \text{ mL}$; $T_1 = 37 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 10 \text{ }^\circ\text{C}$

Incógnitas: V_2

— Expresamos las unidades en el SI:

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

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

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

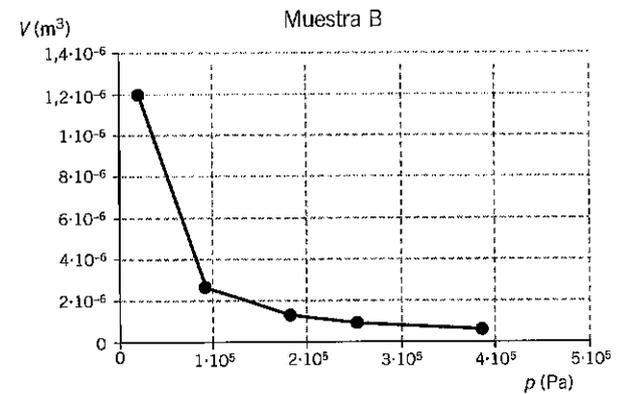
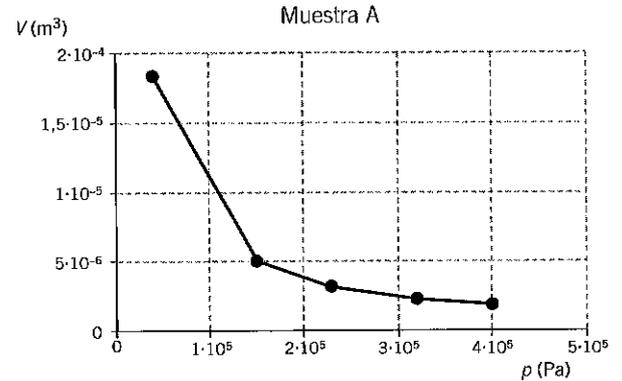
— Calculamos el volumen final aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac:

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

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

El volumen de aire a $10 \text{ }^\circ\text{C}$ 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:

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

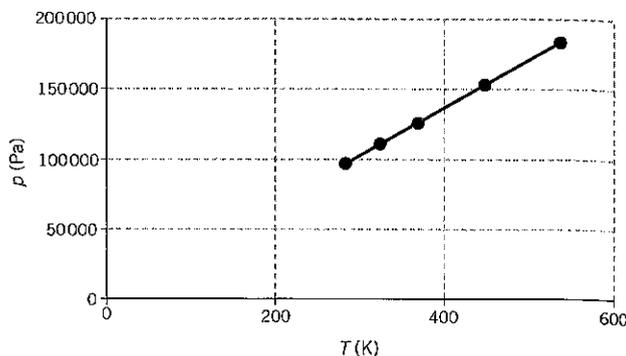
$$p_2 = \frac{2,35 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 320 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 2,58 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

— 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.seguridadialparajovenes.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 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:

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

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

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

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

c) Datos: $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 10 \text{ L}$; $V(\text{O}_2) = 59,0 \text{ L}$; $V(\text{CO}_2) = 36,3 \text{ L}$

La afirmación es verdadera, el $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ se encuentra en exceso y reacciona la totalidad del $\text{O}_2(\text{g})$ disponible, produciendo el volumen de $\text{CO}_2(\text{g})$ indicado:

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

$$V(\text{O}_2(\text{g})) = 65 \text{ L } \text{O}_2(\text{g}) \text{ necesario.}$$

Reacciona la totalidad del $\text{O}_2(\text{g})$ y hay exceso de $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})}{6,5 \text{ moles } \text{O}_2(\text{g})} = \frac{V(\text{C}_4\text{H}_{10})}{59,0 \text{ L } \text{O}_2(\text{g})};$$

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 9,08 \text{ L } \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) \text{ reaccionan.}$$

$$\frac{6,5 \text{ moles } \text{O}_2(\text{g})}{4 \text{ moles } \text{CO}_2(\text{g})} = \frac{59,0 \text{ L } \text{O}_2(\text{g})}{V(\text{CO}_2)};$$

$$V(\text{CO}_2) = 36,3 \text{ L } \text{CO}_2(\text{g}) \text{ se obtienen.}$$

28. Datos: $n(\text{N}_2) = 0,25 \text{ mol}$; $V(\text{N}_2) = V(\text{gas}) = V$; $m(\text{gas}) = 1 \text{ g}$
Incógnitas: M

— Determinamos la cantidad del gas desconocido considerando el principio de Avogadro, que manifiesta que el comportamiento gaseoso depende de la cantidad de moléculas de gas y no de su naturaleza; y aplicando la ley de Avogadro, ya que ambos volúmenes están medidos a la misma presión y temperatura.

A presión y temperatura constantes:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Y según el principio de Avogadro:

$$\frac{V(\text{N}_2)}{n(\text{N}_2)} = \frac{V(\text{gas})}{n(\text{gas})}$$

Como $V(\text{N}_2) = V(\text{gas}) = V$; y $n(\text{N}_2) = 0,25 \text{ mol}$; hallamos la masa molar de gas:

$$n(\text{gas}) = \frac{V(\text{gas}) \cdot n(\text{N}_2)}{V(\text{N}_2)} = \frac{V \cdot 0,25 \text{ mol}}{V} = 0,25 \text{ mol};$$

$$n = \frac{m}{M}; M = \frac{m}{n} = \frac{1 \text{ g}}{0,25 \text{ mol}} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El gas desconocido es el helio, ya que su masa molar es $4 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

29. Respuesta sugerida:

Los alumnos se deben organizar en grupos de tres o cuatro compañeros y buscar información en Internet acerca de las distintas atmósferas de envasado.

Sugerimos estos enlaces web para la investigación:

<http://atmosferaprotectora.es/>

http://es.wikipedia.org/wiki/Atm%C3%B3sfera_protectora

En estos enlaces web encontramos información sobre los factores que provocan que la comida se estropee:

El oxígeno del aire puede originar un proceso de descomposición llamado oxidación. Por ejemplo, las grasas y los aceites de la comida pueden oxidarse estropeando los alimentos.

Una de las razones principales de que la comida se estropee es el desarrollo de microbios como bacterias, levaduras y mohos que están presentes por todas partes, incluso en nuestro propio cuerpo.

Existen varias formas de ralentizar estos procesos de descomposición y de mantener la comida atractiva y comestible el mayor tiempo posible. Entre ellas se incluye la refrigeración, o sellar el alimento en un envase que contenga una mezcla de gases (en adecuadas proporciones para reducir el proceso de descomposición y el desarrollo de los microbios). El tipo y proporción de gas utilizado en el envasado depende del tipo de alimento del envase y del tipo de descomposición o cambio que sufra el alimento.

En las **frutas y vegetales frescos**, no se elimina completamente el oxígeno. Este tipo de alimentos sigue respirando después de recolectado. En este caso es mejor reducir mucho el nivel de oxígeno y añadir CO_2 , para reducir su metabolismo y disminuir así su degradación.

En las **carnes**, se pueden añadir pequeñas cantidades de monóxido de carbono. Este se combina con la hemoglobina y la mioglobina, al igual que hace el oxígeno, dándole un color más rojizo.

La atmósfera modificada a presión puede ayudar a que la comida o el envase sufra menos daños físicos. Las bolsas de **patatas fritas** llevan una atmósfera de nitrógeno con una leve presión para evitar que se aplasten.

En las latas y botellas de **bebidas carbonatadas**, el CO_2 a presión ayuda a aumentar la resistencia a la compresión del envase. Cuando se trata de bebidas sin gas se puede añadir nitrógeno a presión, que no produce la efervescencia.

Cada grupo debe organizar la información en un informe que contenga la descripción de las técnicas, su fundamento, las ventajas de cada una y ejemplos de productos cotidianos envasados de esa forma.

30. Datos: $V_1 = 4,8 \text{ L}$; $p_2 = 486 \text{ hPa}$; $p_1 = 1012 \text{ hPa}$; $T_1 = 28 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_2 = 16 \text{ }^\circ\text{C}$

Incógnitas: número de veces que debemos llenar los pulmones respecto al nivel del mar

— Expresamos las unidades en el SI:

$$T_1 = (28 + 273) \text{ K} = 301 \text{ K}; T_2 = (16 + 273) \text{ K} = 289 \text{ K}$$

$$V_1 = 4,8 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{ L}}} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

— Calculamos el volumen que ocupa en el puerto de montaña el aire de una inspiración a nivel del mar. Para ello empleamos la ley completa de los gases, ya que varían la presión y la temperatura:

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

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1} = \frac{1012 \cancel{\text{ hPa}} \cdot 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 289 \text{ K}}{486 \cancel{\text{ hPa}} \cdot 301 \text{ K}}$$

$$V_2 = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

- Comparando ambos volúmenes determinamos el número de veces que hay que llenar los pulmones en el puerto de montaña, para tener la misma cantidad de aire que a nivel del mar:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{9,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{4,8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 2,0$$

En el puerto de montaña deberíamos llenar los pulmones dos veces para que circulara por ellos la misma cantidad de aire que al llenarlos una sola vez a nivel del mar.

31. Datos: $p_1 = 1 \text{ atm}$; $V_1 = 6,3 \text{ L}$; $h = 214 \text{ m}$

Incógnitas: V (pulmones)

- Expresamos las unidades en el SI:

$$V_1 = 6,3 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \cancel{\text{ L}}} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$p_1 = 1,0 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

- Calculamos la presión a que estará sometido el deportista cuando la profundidad es de 214 m, teniendo en cuenta que la presión hidrostática en esas aguas aumenta 1 atm por cada 10,1 m de profundidad:

$$p_{\text{hidrostática}} = 214 \cancel{\text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{10,1 \cancel{\text{ m}}} = 21,2 \text{ atm}$$

$$p_2 = p_1 + p_{\text{hidrostática}} = 1 \text{ atm} + 21,2 \text{ atm} = 22,2 \text{ atm}$$

- Expresamos la presión anterior en unidades del SI:

$$p_2 = 22,2 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 2,25 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

- Calculamos el volumen cuando el deportista está a 214 m. Para ello aplicamos la ley de Boyle-Mariotte, que relaciona la presión con el volumen, a temperatura constante. Se expresan las unidades en el SI:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 ;$$

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{1,0 \cdot 10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{2,25 \cdot 10^6 \cancel{\text{ Pa}}} =$$

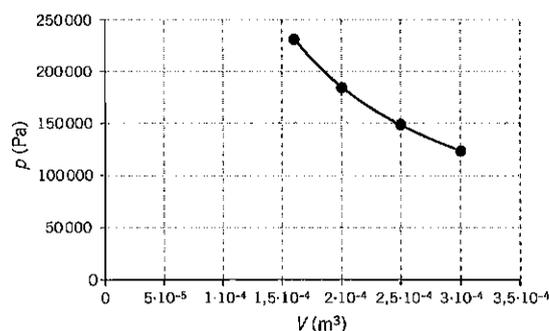
$$= 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

El volumen de los pulmones de este deportista a la máxima profundidad es $2,8 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$.

32. Datos: $m(\text{Al}) = 0,270 \text{ g}$; $T_1 = 23 \text{ }^\circ\text{C}$; $p_1 = 101\,000 \text{ Pa}$; $V = 7,17 \text{ L}$; $n = 0,316 \text{ mol}$; $T_2 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$; $p_2 = 10^5 \text{ Pa}$

Incógnitas: n_2

- Representamos gráficamente los datos p - V empleando las unidades del SI:



- En primer lugar comprobamos la ley de Boyle y Mariotte, $p \cdot V = \text{constante}$:

Ensayo 1:

$$p_1 \cdot V_1 = 122\,984 \text{ Pa} \cdot 300,0 \text{ mL} \approx 3,690 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot \text{mL}$$

Ensayo 2:

$$p_2 \cdot V_2 = 147\,581 \text{ Pa} \cdot 250,0 \text{ mL} \approx 3,690 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot \text{mL}$$

Ensayo 3:

$$p_3 \cdot V_3 = 184\,476 \text{ Pa} \cdot 200,0 \text{ mL} \approx 3,690 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot \text{mL}$$

Ensayo 4:

$$p_4 \cdot V_4 = 230\,595 \text{ Pa} \cdot 160,0 \text{ mL} \approx 3,690 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot \text{mL}$$

Observamos que el producto $p \cdot V$ se mantiene constante durante la experiencia. Por lo tanto, se cumple la ley de Boyle y Mariotte.

- Para determinar la cantidad de gas obtenido en la experiencia calculamos primero el volumen que ocupa a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 10^5 Pa .

Empleamos la ley completa de los gases:

$$T_1 = (23 + 273) \text{ K} = 296 \text{ K}; T_2 = (0 + 273) \text{ K} = 273 \text{ K}$$

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

$$\frac{122\,984 \text{ Pa} \cdot 300,0 \text{ mL}}{296 \text{ K}} = \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot V_2}{273 \text{ K}};$$

$$V_2 = \frac{122\,984 \cancel{\text{ Pa}} \cdot 300,0 \text{ mL} \cdot 273 \cancel{\text{ K}}}{296 \cancel{\text{ K}} \cdot 10^5 \cancel{\text{ Pa}}} = 340 \text{ mL}$$

- A partir de este resultado calculamos la cantidad de gas empleando la ley de Avogadro:

$$V_1 = 7,17 \cancel{\text{ L}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 7,17 \cdot 10^3 \text{ mL}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}; \frac{7,17 \cdot 10^3 \text{ mL}}{0,316 \text{ mol}} = \frac{340 \text{ mL}}{n_2};$$

$$n_2 = \frac{0,316 \text{ mol} \cdot 340 \text{ mL}}{7,17 \cdot 10^3 \text{ mL}} = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La cantidad química del gas obtenido es $1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

33 Datos: $p_1 = 200 \text{ atm}$; $V_1 = 0,5 \text{ L}$; $p_2 = 300 \text{ atm}$; $V_2 = 18 \text{ L}$
Incógnitas: número de recargas

- Calculamos el número de recargas que se pueden hacer en las condiciones finales. Para ello aplicamos la ley de Boyle-Mariotte que relaciona la presión con el volumen, a temperatura constante:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 ; 300 \text{ atm} \cdot 18 \text{ L} = 200 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 27 \text{ L}$$

- Como disponemos de 27 L de aire a 200 atm, pero la bombona es de 18 L, podremos extraer un máximo de:

$$V_{\text{extraer}} = 27 \text{ L} - 18 \text{ L} = 9 \text{ L, a } 200 \text{ atm}$$

- Sabemos que el depósito de la marcadora es de 0,5 L y que lo llenamos de aire a 200 atm, por lo que podemos hacer el siguiente número de recargas:

$$n.º \text{ de recargas} = 9 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ recarga}}{0,5 \text{ L}} = 18 \text{ recargas}$$

Al efectuar la decimioctava recarga, la presión en la bombona de 18 L será de 200 atm, por lo que las recargas sucesivas ya no se podrán efectuar a 200 atm, sino a una presión inferior.

Con la bombona de 18 L a 300 atm podemos recargar 18 veces el depósito de 0,5 L de una marcadora de *paintball*, a una presión de 200 atm, y quedará la bombona llena de aire a 200 atm.

34. Datos: $T_1 = 20 \text{ °C}$; $T_2 = 20 \text{ °C}$

Incógnitas: porcentaje de variación de d (aire)

— Expresamos las magnitudes en unidades del SI:

$$T_1 = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}$$

$$T_2 = (120 + 273) \text{ K} = 393 \text{ K}$$

— Calculamos la relación entre los volúmenes aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{V_1 \cdot 393 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,34 \cdot V_1$$

— Determinamos la variación de la densidad relacionando los valores en las dos condiciones:

$$V_2 = 1,34 \cdot V_1; d_1 = \frac{m}{V_1};$$

$$d_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{m}{1,34 \cdot V_1} = 0,746 \cdot \frac{m}{V_1} = 0,746 \cdot d_1$$

La densidad a 120 °C es 0,746 veces la inicial, o lo que es lo mismo, la densidad final ha disminuido un 25,4 %.

5 TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

Págs. 75 y 76

35. Respuesta sugerida:

La ecuación de Boltzmann relaciona las propiedades macroscópicas de la materia con el comportamiento individual de las partículas; así relaciona las magnitudes energía cinética, temperatura y presión:

$$\bar{E}_{\text{cinética}} = \left(\frac{3}{2}\right) \cdot k \cdot T; p \cdot V = \left(\frac{2}{3}\right) \cdot N \cdot \bar{E}_{\text{cinética}}$$

$$p \cdot V = \left(\frac{2}{3}\right) \cdot N \cdot \left(\frac{3}{2}\right) \cdot k \cdot T;$$

$$p \cdot V = N \cdot k \cdot T$$

Como el número de moléculas de gas se puede expresar como $N = n \cdot N_A$; siendo N_A el número de Avogadro.

$$p \cdot V = N \cdot k \cdot T;$$

$$p \cdot V = n \cdot N_A \cdot k \cdot T$$

Sabemos que $N_A \cdot k = R$, siendo $R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Así obtenemos la ecuación de estado de los gases:

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

36. Respuesta sugerida:

Por parejas, los alumnos deben redactar un pequeño informe explicando la ley de Boyle y Mariotte y la ley de Avogadro basándose en los principios de la teoría cinético-molecular de los gases.

El contenido del informe podría incluir la siguiente información:

— *Principios del modelo de gas ideal:*

Las partículas de gas se caracterizan por describir trayectorias rectilíneas, hasta colisionar entre ellas o contra las paredes del recipiente, y por tener una velocidad promedio según la temperatura (agitación térmica).

La presión de un gas sobre las paredes del recipiente es proporcional a la cantidad de colisiones por unidad de tiempo de las moléculas de gas contra ellas.

La cantidad de colisiones por unidad de tiempo de las moléculas de gas contra las paredes del recipiente depende de la velocidad promedio de las moléculas (agitación térmica), y de la distancia que puede recorrer sin chocar contra las paredes del recipiente (recorrido libre); siendo directamente proporcional a la agitación térmica e inversamente proporcional al recorrido libre.

— *Ley de Boyle y Mariotte:*

«A temperatura constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es inversamente proporcional a la presión del gas».

Explicación según el modelo de gas ideal:

Si aumenta el volumen del recipiente aumenta la distancia entre sus paredes y, consecuentemente, aumenta el recorrido libre.

Si la velocidad promedio de las moléculas se mantiene constante (temperatura constante) y aumenta su recorrido libre, la cantidad de colisiones por unidad de tiempo contra las paredes del recipiente será menor, por lo que la presión del gas también será menor.

Esto explica la ley de Boyle y Mariotte, ya que, a temperatura constante, la presión que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene disminuye cuando el volumen del recipiente aumenta, y viceversa.

— *Ley de Avogadro:*

«A presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de moléculas que contiene».

Explicación según el modelo de gas ideal:

A mayor cantidad de moléculas en las mismas condiciones de temperatura (misma velocidad promedio), la cantidad de choques contra las paredes del recipiente aumentará si se mantiene constante el recorrido libre.

Para que la presión se mantenga constante cuando aumenta la cantidad de moléculas de gas, sin variar su temperatura, debe aumentar el recorrido libre de las moléculas de gas. Por tanto la distancia entre las paredes del recipiente debe ser mayor, es decir, debe aumentar su volumen.

Esto explica la ley de Avogadro, ya que la presión de un gas, a temperatura y volumen constantes, aumenta cuando aumenta la cantidad de gas en el recipiente y viceversa.

37. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben redactar un pequeño informe relacionando las características de las moléculas de los gases helio y neón con los modelos de gas ideal y de Van der Waals para un gas real.

El contenido del informe podría incluir la siguiente información:

- La diferencia entre el comportamiento de un gas real, según el modelo de Van der Waals, respecto al modelo de gas ideal, se basa en el volumen de las moléculas de gas y en la interacción entre ellas, que tienen una influencia diferente sobre la presión. Al aumentar el volumen molecular aumentará la presión, ya que disminuye el espacio libre en el recipiente, mientras que cuanto mayor sea la atracción entre las moléculas gaseosas, menor será la presión que ejerzan, puesto que disminuye la velocidad de impacto contra las paredes.
- Como el helio y el neón presentan comportamientos muy similares al del modelo de gas ideal, debemos considerar que sus moléculas son muy pequeñas y que la atracción entre ellas es muy débil.
- Helio y neón son gases nobles, por lo que están constituidos por moléculas monoatómicas, lo que unido a su pequeño número atómico ($Z = 2$ y $Z = 10$, respectivamente) hace que el volumen de sus moléculas sea el menor posible. Así, son lo más parecido al concepto descrito por el modelo de gas ideal, que considera las moléculas de gas como puntos en el espacio de volumen insignificante.
- Como la atracción entre las moléculas de estos gases es muy débil, se pueden asimilar también al modelo de gas ideal, que considera que las moléculas de gas solamente interactúan entre sí cuando colisionan, y lo hacen mediante choques elásticos.

- La explicación de la débil atracción entre las moléculas de estos gases se sustenta en la baja probabilidad de aparición de momento dipolar instantáneo, lo que está relacionado con la pequeña cantidad de electrones de su corteza.

38. Respuesta sugerida:

Por parejas, los alumnos deben buscar información en Internet acerca de las distintas ecuaciones que describen el comportamiento de los gases. Sugerimos estos enlaces web para la investigación:

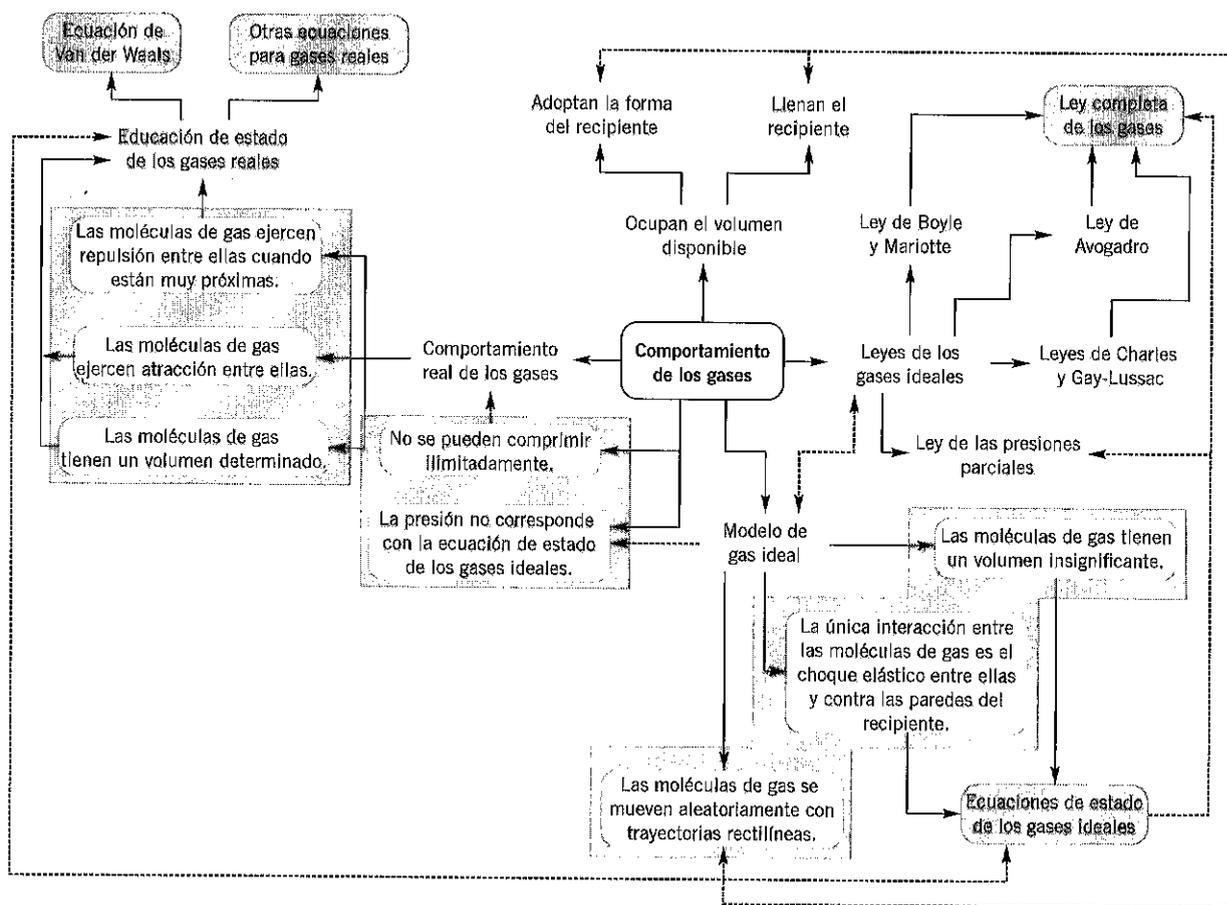
- http://es.wikipedia.org/wiki/Gas_real
- <http://www.monografias.com/trabajos/gasesreales/gasesreales.shtml>
- http://www.fisicanet.com.ar/fisica/gases/ap02_gases_reales.php
- http://www.fisicanet.com.ar/fisica/gases/ap05_gases_reales.php
- http://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci%C3%B3n_de_estado

Los alumnos tienen que relacionar entre sí las diferentes ecuaciones, atendiendo a la fiabilidad de los resultados, el rango de condiciones al que se puede aplicar, la cantidad de parámetros, etc.

39. Respuesta sugerida:

Se trata de elaborar un mapa mental en el que se recojan las propiedades de los gases y la explicación de la divergencia entre el comportamiento real y el propuesto por el modelo de gas ideal. Para ello, los alumnos deben tener en cuenta las características de un mapa mental y plasmar en él la información que les parezca más adecuada para responder a la actividad que se plantea.

Una posibilidad es la propuesta siguiente:



Proponemos que cada pareja muestre su mapa mental al resto de la clase y que entre todos elaboren uno conjunto en la pizarra.

40. Datos: $p_1(\text{O}_2) = 0,170 \text{ atm}$; $p_2(\text{O}_2) = 0,500 \text{ atm}$; porcentaje en volumen (He) = 97,0 %; porcentaje en volumen (O_2) = 3,00 %

Incógnitas: profundidad mínima; profundidad máxima

— Obtenemos las presiones totales que marcan el rango de profundidades con la mezcla de gases empleada en este buceo profundo.

Para ello aplicamos la ley de presiones parciales utilizando el dato de porcentaje en volumen de oxígeno:

$$p(\text{O}_2) = \chi(\text{O}_2) \cdot p_t; \chi(\text{O}_2) = \frac{3,00}{100} = 0,0300$$

$$p_t = \frac{p(\text{O}_2)}{\chi(\text{O}_2)}$$

$$p_{t(1)} = \frac{0,170 \text{ atm}}{0,0300} = 5,67 \text{ atm}$$

$$p_{t(2)} = \frac{0,500 \text{ atm}}{0,0300} = 16,7 \text{ atm}$$

— Para evitar la hipoxia, la mezcla de gases debe utilizarse a una profundidad que genere, como mínimo, la presión total de 5,67 atm.

Considerando la presión atmosférica de 1 atm, el agua del mar debe producir una presión de 4,67 atm, que equivale a una profundidad de:

$$\text{Profundidad mínima} = 4,67 \text{ atm} \cdot \frac{10,1 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 47,2 \text{ m}$$

— Para evitar la hiperoxia, la mezcla de gases debe utilizarse a una profundidad que genere, como máximo, una presión total de 16,7 atm.

Considerando la presión atmosférica de 1 atm, el agua del mar debe producir una presión de 15,7 atm, que equivale a una profundidad de:

$$\text{Profundidad máxima} = 15,7 \text{ atm} \cdot \frac{10,1 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 159 \text{ m}$$

El rango de profundidades a las que puede utilizarse esta mezcla gaseosa sin riesgo de intoxicación es de 47,2 m a 159 m.

41. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben investigar las consecuencias de la hipoxia en nuestro organismo. Sugerimos estos enlaces web:

<http://es.wikipedia.org/wiki/Hipoxia>

http://es.wikipedia.org/wiki/Efectos_de_la_altitud_en_los_humanos

En estos enlaces encontramos información sobre la hipoxia, causas, síntomas y consecuencias. Por ejemplo, los síntomas de la hipoxia generalizada dependen de la gravedad y la velocidad del ataque. Entre ellos se incluyen dolores de cabeza, fatiga, náuseas, inestabilidad y, a veces, incluso inconsciencia, falta de respiración, falta de respuesta pupilar a la luz y coma.

La hipoxia grave induce una coloración azul de la piel o cianosis (las células sanguíneas desoxigenadas pierden su color rojo y se tornan de color azul). Además, la hipoxia aumenta la producción de eritropoyetina; con lo que aumenta la producción de hematíes (eritrocitos).

— Datos: $p = 33000 \text{ Pa}$; $T = -25 \text{ °C}$; porcentaje en volumen (O_2) = 21 %

Incógnitas: $p(\text{O}_2)$

Obtenemos la presión parcial aplicando la ley de presiones parciales:

$$p(\text{O}_2) = \chi(\text{O}_2) \cdot p_t; \chi(\text{O}_2) = \frac{21}{100} = 0,21$$

$$p(\text{O}_2) = 0,21 \cdot 33000 \text{ Pa} = 6,9 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

La presión parcial de oxígeno, considerando que la composición del aire es igual que a nivel del mar (21 % en volumen de O_2), es de $6,9 \cdot 10^3 \text{ Pa}$, es decir, 6,9 kPa.

42. Datos: $p_{\text{int}} = 0,5 \text{ atm}$; $h = 39068 \text{ m}$; $T = -8 \text{ °C}$; $p_{\text{ext}} = 3 \text{ mbar}$; porcentaje en volumen (N_2) = 78 %; porcentaje en volumen (O_2) = 21 %; porcentaje en volumen (Ar) = 1 %

Incógnitas: $p(\text{N}_2)$; $p(\text{O}_2)$; $p(\text{Ar})$, en el exterior y en el interior

— Expresamos las presiones en unidades del SI:

$$p_{\text{int}} = 0,5 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{ext}} = 3 \text{ mbar} \cdot \frac{10^{-3} \text{ bar}}{1 \text{ mbar}} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} = 3 \cdot 10^2 \text{ Pa}$$

— Como el porcentaje en volumen de cada componente de una mezcla coincide numéricamente con la cantidad de cada gas en la mezcla, la fracción molar de cada gas será:

$$\chi(\text{N}_2) = 0,78; \chi(\text{O}_2) = 0,21; \chi(\text{Ar}) = 0,01$$

— Obtenemos la presión parcial aplicando la ley de presiones parciales:

$$p_A = \chi_A \cdot p_t$$

En el exterior de la cápsula:

$$p_{\text{ext}}(\text{N}_2) = 0,78 \cdot 3 \cdot 10^2 \text{ Pa} = 2 \cdot 10^2 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{ext}}(\text{O}_2) = 0,21 \cdot 3 \cdot 10^2 \text{ Pa} = 6 \cdot 10 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{ext}}(\text{Ar}) = 0,01 \cdot 3 \cdot 10^2 \text{ Pa} = 3 \text{ Pa}$$

En el interior de la cápsula:

$$p_{\text{int}}(\text{N}_2) = 0,78 \cdot 5 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 4 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{int}}(\text{O}_2) = 0,21 \cdot 5 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 1 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{int}}(\text{Ar}) = 0,01 \cdot 5 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 5 \cdot 10^2 \text{ Pa}$$

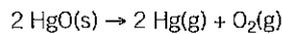
Las presiones parciales de nitrógeno, oxígeno y argón en el exterior de la cápsula son, respectivamente: $2 \cdot 10^2 \text{ Pa}$, $6 \cdot 10 \text{ Pa}$ y 3 Pa .

Y en el interior de la cápsula: $4 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, $1 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ y $5 \cdot 10^2 \text{ Pa}$ (en el mismo orden).

43. Datos: $T = 380 \text{ °C}$; $p_f = 0,185 \text{ atm}$

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

- Fijándonos en la ecuación química observamos que cuando se descomponen n moles de $\text{HgO}(s)$ se obtienen $2n$ mol de $\text{Hg}(g)$ y n mol de $\text{O}_2(g)$:



Por tanto, las fracciones molares de los gases en la mezcla son:

$$\chi(\text{Hg}) = \frac{(2n) \text{ mol Hg}(g)}{(2n + n) \text{ mol total}} = \frac{2}{3}$$

$$\chi(\text{O}_2) = \frac{(n) \text{ mol O}_2(g)}{(2n + n) \text{ mol total}} = \frac{1}{3}$$

- Obtenemos la presión parcial aplicando la ley de presiones parciales:

$$p(\text{Hg}) = \frac{2}{3} \cdot 1,87 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 1,25 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{1}{3} \cdot 1,87 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 6,23 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

La presión parcial de mercurio es de $1,25 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, y la del oxígeno de $6,23 \cdot 10^3 \text{ Pa}$.

44. a) Datos:

Incógnitas: p (ideal); $p(\text{CH}_4)$; $p(\text{CCl}_4)$

Parámetros de Van der Waals (a y b) para los gases CH_4 y CCl_4 ; $T = 80,00 \text{ }^\circ\text{C}$; $V = 10,00 \text{ L}$.

- Expresamos los valores en unidades del SI:

$$T = (80,00 + 273) \text{ K} = 353 \text{ K}$$

$$V = 10,00 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

- Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales:

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

$$p = \frac{1,000 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}}{1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}$$

$$p = 2,933 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Nota: Tenemos la precaución de considerar cuatro cifras significativas en la cantidad de sustancia ($n = 1,000 \text{ mol}$), para luego poder comparar los resultados con ambos modelos con mayor precisión.

- Aplicamos la ecuación de estado de Van der Waals para gases reales:

$$\left[p + a \cdot \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T;$$

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - a \cdot \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

Para el CH_4 :

$$a = 2,283 \cdot 10^{-1} \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2}; b = 4,278 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$p(\text{CH}_4) =$$

$$= \frac{1,000 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}}{1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 - 1,000 \text{ mol} \cdot 4,278 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$- 2,283 \cdot 10^{-1} \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \left(\frac{1,00 \text{ mol}}{1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3} \right)^2$$

$$p(\text{CH}_4) = 2,923 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Para el CCl_4 :

$$a = 2,067 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2}; b = 1,380 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$p(\text{CCl}_4) =$$

$$= \frac{1,000 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}}{1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 - 1,000 \text{ mol} \cdot 1,380 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$- 2,067 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \left(\frac{1,00 \text{ mol}}{1,000 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3} \right)^2$$

$$p(\text{CCl}_4) = 2,768 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

La presión de un mol de gas, según el modelo de gas ideal, a $80,00 \text{ }^\circ\text{C}$ en un recipiente de $10,00 \text{ L}$ sería de $2,933 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Sin embargo, según el modelo de Van der Waals para gases reales, sería de $2,923 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ para el metano (CH_4) y de $2,768 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ para el tetraclorometano (CCl_4).

- b) Observamos que la presión obtenida según el modelo de Van der Waals es diferente a la obtenida según el modelo de gas ideal.

Esta diferencia debemos atribuirla al volumen molecular y a la atracción entre las moléculas de gas, cuyas influencias sobre la presión que ejerce el gas son antagónicas entre sí y se pueden describir de la manera siguiente:

- El volumen molecular, representado por el parámetro b , reduce el espacio libre disponible en el recipiente provocando el aumento de la presión del gas respecto a la del gas ideal.

- El propio volumen de las moléculas de gas hace que el espacio libre en el recipiente sea menor, por lo que la frecuencia de colisiones contra las paredes aumenta y, por lo tanto, la presión del gas sobre ellas es mayor que si se comportara como ideal, es decir, que si las moléculas carecieran de volumen.

- La atracción intermolecular, representada por el parámetro a , reduce la velocidad de las moléculas de gas cuando chocan contra las paredes del recipiente, provocando la disminución de la presión del gas respecto a la del gas ideal.

- Cuando una molécula de gas se encuentra cerca de la pared del recipiente, como puede ser antes de la colisión contra la pared, no se encuentra rodeada por moléculas de gas, sino que solamente hay moléculas próximas a ella hacia el interior del recipiente. Como consecuencia, la atracción que existe entre las moléculas de gas sobre una molécula que se encuentra en estas condiciones da lugar a una fuerza resultante hacia el interior, que reduce su velocidad de impacto, por lo que la presión que produce el gas será menor que si se comportara como ideal, es decir, que si no existiera esa atracción entre las moléculas.

Podemos justificar las diferencias analizando las contribuciones de los parámetros de Van der Waals a la presión de cada gas:

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

$$p(\text{gas ideal}) = 2,933 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p(\text{gas real}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2;$$

$$p(\text{CH}_4) = 2,946 \cdot 10^5 \text{ Pa} - 2,283 \cdot 10^3 \text{ Pa} =$$

$$= 2,923 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p(\text{CCl}_4) = 2,974 \cdot 10^5 \text{ Pa} - 2,067 \cdot 10^4 \text{ Pa} =$$

$$= 2,767 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

- Comprobamos que la influencia del volumen molecular incrementa la presión respecto a la del gas ideal, $2,946 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y $2,974 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ respecto a $2,933 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, y que el efecto es mayor en CCl_4 debido a su mayor volumen molecular.
- Por otro lado, la influencia de la atracción intermolecular reduce la presión respecto a la del gas ideal, lo que viene reflejado por el sustraendo de la expresión de Van der Waals, $2,283 \cdot 10^3 \text{ Pa}$ y $2,067 \cdot 10^4 \text{ Pa}$. El efecto es mayor en el CCl_4 debido a que la atracción entre sus moléculas es más intensa que entre las de CH_4 .
- Como en ambos gases la presión es menor que la calculada según el modelo de gas ideal, debemos considerar que en esas condiciones la presión se encuentra más influenciada por la atracción intermolecular que por el volumen molecular.

45. Respuesta sugerida:

El objetivo de este problema es que los alumnos adquieran experiencia en el empleo de una hoja de cálculo, tanto para automatizar los cálculos como para obtener gráficos a partir de los resultados.

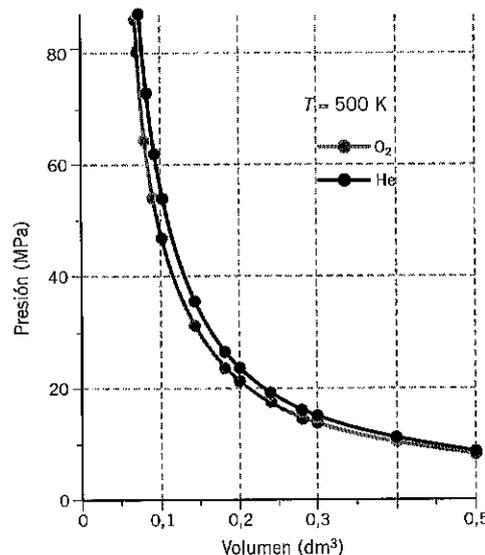
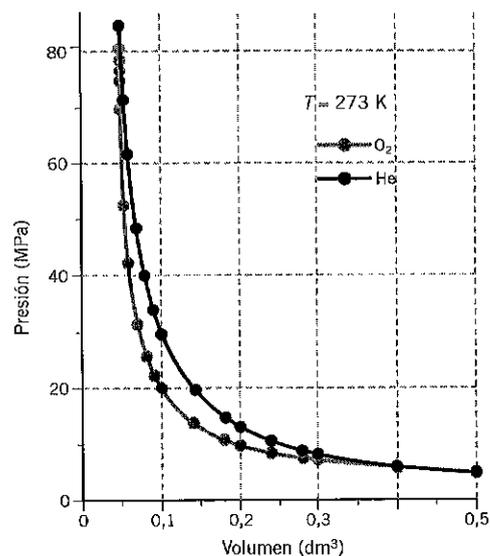
- Escribimos la ecuación de Van der Waals:

$$\left[p + a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2 \right] \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T;$$

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2$$

A partir de valores conocidos de temperatura y volumen se puede obtener el valor de la presión para un mol de gas, mediante los parámetros a y b de Van der Waals que aparecen en la tabla.

- Como en el enunciado no especifica la temperatura, se propone el estudio para dos temperaturas arbitrarias: 273 K y 500 K, de modo que se puedan comparar entre sí los comportamientos de ambos gases a cada temperatura.
- Se trata de obtener de manera sencilla y cómoda el correspondiente valor de p , a una temperatura determinada, para cada uno de los valores de V de una colección de valores tan amplia como se requiera. A partir de ella plantearemos la representación gráfica p - V para cada gas:



- Podemos comprobar que ambos gases presentan un comportamiento más próximo entre sí cuando la temperatura es mayor y que cuando la presión es muy pequeña el comportamiento de ambos es muy similar a cualquier temperatura.
- Ambas observaciones están de acuerdo con que los gases presentan menores divergencias con el modelo ideal, y por lo tanto entre ellos, a medida que aumenta la temperatura y disminuye la presión.
- A presiones medias, comprobamos que el oxígeno genera una presión inferior a la del helio, lo que debe atribuirse a que la atracción intermolecular entre las moléculas de oxígeno es mayor que entre las moléculas de helio (lo que se pone de manifiesto en el valor del parámetro a).
- Por último, a presiones elevadas los comportamientos son muy similares entre sí a cualquier temperatura, lo que puede atribuirse a que el factor de Van der Waals correspondiente al volumen molecular (b) adquiere valores muy parecidos en los dos gases.

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 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 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 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 C_3H_8 .

— Comprobamos si el volumen de CO_2 obtenido por la combustión de 254 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 CO_2 y H_2O . Si se tratase de C_3H_8 , la combustión completa de un mol produciría tres moles de CO_2 y cuatro moles de H_2O . Por tanto, la combustión de 254 mg de C_3H_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 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 CO₂ 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: $V = 1,77 \text{ L}$; $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 1,11 \text{ atm}$
 CO₂ 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

— La cantidad de compuesto que reacciona es:

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

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

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

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

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

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

— Como la fórmula general es C_nH_{2n+2} 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 C₃H₈. Con este resultado se puede calcular su composición centesimal:

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

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

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

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

Se trata del C₃H₈, 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

La masa molar de la sustancia gaseosa es 2,02 g · mol⁻¹, por lo que debe tratarse del hidrógeno, H₂(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:

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

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

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

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

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

No corresponde con el dato del problema.

— Segunda serie de valores:

$$p_2 = 1,2 \text{ bar} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} = 1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa};$$

$$T_2 = (600 + 273) \text{ K} = 873 \text{ K}$$

$$V_2 = 2,15 \cdot 10^4 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}} = 0,36 \text{ mol}$$

En este caso, los valores son coherentes con el dato inicial (0,356 mol). Por lo tanto, podremos emplear esta serie de datos como referencia para comprobar y completar los valores de p , T y V del resto de la tabla. Para ello aplicaremos la ley completa de los gases.

A partir de su densidad, podemos determinar la masa de gas y su masa molar:

$$d_2 = \frac{m}{V_2}; m = d_2 \cdot V_2$$

$$m = 7,28 \cdot 10^{-1} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \approx 1,57 \cdot 10^{-2} \text{ kg}$$

$$m = 1,57 \cdot 10^{-2} \text{ kg} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 15,7 \text{ g}$$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{15,7 \text{ g}}{0,356 \text{ mol}} = 44,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Podemos corregir la primera serie de valores:

$$d_1 = \frac{m}{V_1};$$

$$m = d_1 \cdot V_1 = 307,2 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 = 16 \text{ g}$$

Lo que es coherente con el resultado anterior, por lo que el volumen y la densidad de esta serie debemos considerarlos correctos. El valor erróneo será el de presión o el de volumen, o ambos, ya que deben cumplir:

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

$$\frac{p_1 \cdot 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{T_1} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{873 \text{ K}}$$

$$\text{Si } p_1 = 8,66 \cdot 10^4 \text{ Pa:}$$

$$T_1 = \frac{8,66 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 873 \text{ K}}{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3} \approx 1500 \text{ K}$$

$$\text{Si } T_1 = 1221 \text{ K:}$$

$$p_1 = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 1221 \text{ K}}{873 \text{ K} \cdot 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3} = 7,1 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

— Completamos la tercera serie de valores:

$$p_3 = 3,0 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 3,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\frac{p_3 \cdot V_3}{T_3} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{3,0 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot V_3}{462,5 \text{ K}} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{873 \text{ K}};$$

$$V_3 = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 462,5 \text{ K}}{3,0 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 873 \text{ K}} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Por lo tanto, la densidad será:

$$d_3 = \frac{15,7 \text{ g}}{4,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 3,4 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

— Completamos la cuarta serie de valores:

$$d_4 = \frac{m}{V_4}; V_4 = \frac{m}{d_4}$$

$$V_4 = \frac{15,7 \text{ g}}{626,7 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ g}} = 2,51 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$$

$$T_4 = (250 + 273) \text{ K} = 523 \text{ K}$$

$$\frac{p_4 \cdot V_4}{T_4} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2};$$

$$\frac{p_4 \cdot 2,51 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{523 \text{ K}} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{873 \text{ K}};$$

$$p_4 = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 523 \text{ K}}{2,51 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot 873 \text{ K}} = 6,2 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

— Completamos la quinta serie de valores:

$$d_5 = \frac{m}{V_5}; V_5 = \frac{m}{d_5}$$

$$V_5 = \frac{15,7 \text{ g}}{0,3072 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 5,11 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$p_5 = 173319 \text{ Pa}$$

$$\frac{p_5 \cdot V_5}{T_5} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2};$$

$$\frac{173319 \text{ Pa} \cdot 5,11 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{T_5} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{873 \text{ K}};$$

$$T_5 = \frac{173319 \text{ Pa} \cdot 5,11 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 873 \text{ K}}{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3} \approx 3000 \text{ K}$$

— Completamos la sexta serie de valores:

$$d_6 = \frac{m}{V_6} = \frac{15,7 \text{ g}}{6,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 2,43 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\frac{p_6 \cdot V_6}{T_6} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2};$$

$$\frac{p_6 \cdot 6,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{2619,5 \text{ K}} = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{873 \text{ K}}$$

$$p_6 = \frac{1,2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot 2619,5 \text{ K}}{6,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 873 \text{ K}} =$$

$$= 1,2 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

51. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben ir al enlace y consultar los conceptos de condiciones estándar de los gases, condiciones normales, cantidad de sustancia y moles según la IUPAC. Además deben consultar los mismos conceptos en Internet para comparar y extraer conclusiones.

Condiciones estándar de los gases

— *Standard conditions for gases: Temperature, 273.15 K (0 °C) and pressure of 10⁵ pascals. IUPAC recommends the former use of the pressure of 1 atm as standard pressure (equivalent to 1,01325 · 10⁵ Pa) should be discontinued.*

<http://goldbook.iupac.org/S05910.html>

— En química, el estado estándar de un material (sustancia pura, mezcla o solución) es un estado de referencia utilizado para calcular sus propiedades bajo diferentes condiciones. En principio, la elección del estado de referencia es arbitraria, aunque la IUPAC recomienda un conjunto convencional de estados estándar para su uso general. La IUPAC recomienda usar una presión estándar de 10⁵ Pa.

[http://es.wikipedia.org/wiki/Condiciones_est%C3%A1ndar_\(qu%C3%ADmica\)](http://es.wikipedia.org/wiki/Condiciones_est%C3%A1ndar_(qu%C3%ADmica))

Condiciones normales

— La IUPAC define las condiciones normales como un término cualitativo, en función de la preferencia del investigador, que usualmente implica la presión ambiental y la temperatura del lugar. Preferiblemente, las variables de temperatura y presión deberían ser tomadas como valores representativos de las condiciones reales (o rango de condiciones) empleadas en el estudio. Un ejemplo en el que se cita claramente este concepto es el punto de ebullición normal, referido a 1 atm: *evaporation*.

<http://goldbook.iupac.org/E02227.html>

Cantidad de sustancia

— *Base quantity in the system of quantities upon which SI is based. It is the number of elementary entities divided by the Avogadro constant. Since it is proportional to the number of entities, the proportionality constant being the reciprocal Avogadro constant and the same for all substances, it has to be treated almost identically with the number of entities. Thus the counted elementary entities must always be specified. The words 'of substance' may be replaced by the specification of the entity, for example: amount of chlorine atoms, amount of chlorine molecules. The quantity had no name prior to 1969 and was simply referred to as the number of moles.*

<http://goldbook.iupac.org/A00297.html>

— El SI define la cantidad de sustancia como una unidad fundamental que es proporcional al número de entidades elementales presentes. La constante de proporcionalidad

depende de la unidad elegida para la cantidad de sustancia; sin embargo, una vez hecha esta elección, la constante es la misma para todos los tipos posibles de entidades elementales. La identidad de las «entidades elementales» depende del contexto y debe indicarse; por lo general estas entidades son: átomos, moléculas, iones, o partículas elementales como los electrones. La cantidad de sustancia a veces se denomina como cantidad química. La unidad SI para la cantidad de sustancia, que es una de las unidades fundamentales del SI, es el mol.

http://es.wikipedia.org/wiki/Cantidad_de_sustancia

Mol

— *SI base unit for the amount of substance (symbol: mol). The mole is the amount of substance of a system which contains as many elementary entities as there are atoms in 0.012 kilogram of carbon-12. When the mole is used, the elementary entities must be specified and may be atoms, molecules, ions, electrons, other particles or specified groups of such particles.*

<http://goldbook.iupac.org/M03980.html>

— El mol (símbolo: mol) es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del SI. El número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, radicales u otras partículas o grupos específicos de estas) existentes en un mol de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad se denomina número de Avogadro (N_A).

<http://es.wikipedia.org/wiki/Mol>

52. Datos: T = 300 K; V₁ = 12 L; p₁ = 250 bar; Z₁ = 1,0669; V₂ = 10 L; p₂ = 300 bar; Z₂ = 1,1089

Incógnitas: n₁; n₂

— Calculamos la cantidad de aire que puede contener cada bombona a partir de la ecuación para gases reales basada en el factor de compresibilidad, Z:

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

Bombona 1:

$$p_1 = 250 \text{ bar} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} = 2,50 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 12,0 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 1,20 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$n_1 = \frac{2,50 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 1,20 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{1,0669 \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} =$$

$$= 113 \text{ mol}$$

Bombona 2:

$$p_2 = 300 \text{ bar} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} = 3,00 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$V_2 = 10,0 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$n_2 = \frac{3,00 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{1,1089 \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 109 \text{ mol}$$

Si se considera el aire como un gas ideal:

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

$$n_1 = \frac{2,50 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 1,20 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 120 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{3,00 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 120 \text{ mol}$$

En la bombona de 12,0 L a 250 bar y 300 K podemos transportar mayor cantidad de aire que en la bombona de 10,0 L a 300 bar y 300 K, 113 mol y 109 mol de aire respectivamente.

- Se debe destacar que entre los aficionados al buceo con escafandra autónoma es habitual estimar la cantidad de aire que contiene una bombona mediante el resultado de multiplicar su capacidad por la presión de carga (que equivale a considerar que el aire se comporta como gas ideal en esas condiciones).

Según esa regla, la cantidad de aire contenido en ambas bombonas sería la misma. En esta situación, elegir una u otra dependería solamente de variables como la comodidad de uso y el precio.

Pero como el aire no presenta un comportamiento ideal, la cantidad real de aire almacenado en cada bombona es diferente entre ellas e inferior a la estimación como gas ideal, siendo mayor en la de 12,0 L a 250 bar que en la de 10 L a 300 bar. Por tanto, la elección entre una u otra debe valorar también esta circunstancia, ya que a mayor cantidad de aire almacenado mayor podrá ser la duración de la inmersión o la profundidad a la que se realice.

- 53.** Datos: $a = 0,4530 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-1}$; $b = 5,714 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$; $T_1 = 300 \text{ K}$; $T_2 = 600 \text{ K}$; $T_3 = 900 \text{ K}$

El objetivo de este problema es que los alumnos adquieran experiencia en el empleo de una hoja de cálculo, tanto para automatizar los cálculos como para obtener gráficos a partir de los resultados.

Como ejemplo se presentan los gráficos realizados mediante una hoja de cálculo Excel.

Se trata de obtener una aproximación del valor del factor de compresibilidad a través de los resultados obtenidos empleando la ecuación de Van der Waals para gases reales:

- Factor de compresibilidad:

$$Z = \frac{p_{\text{real}} \cdot V_{\text{real}}}{p_{\text{ideal}} \cdot V_{\text{ideal}}}$$

- Ecuación de estado de los gases ideales:

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

Donde p y V se corresponden con p_{ideal} y V_{ideal} .

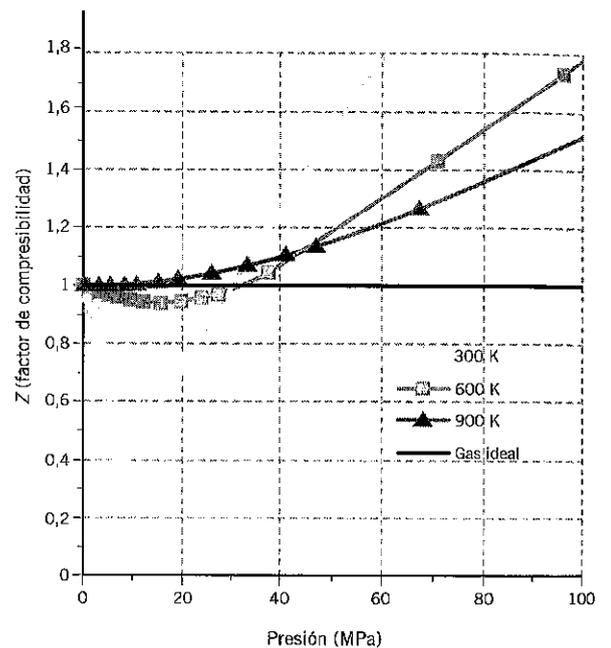
- Ecuación de estado de Van der Waals para gases reales:

$$\left[p + a \cdot \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Donde p y V se corresponden con p_{real} y V_{real} .

Para realizar el cálculo de Z tomaremos como referencia una cantidad determinada de gas (p. ej., 1 mol). De modo que se trata de automatizar el cálculo de p para diferentes valores de V empleando la ecuación de estado de los gases ideales y la ecuación de estado de Van der Waals para gases reales.

Por último, se debe calcular el valor de Z en todos los casos y plantear la representación gráfica $Z-p$ para cada valor de T :



Comprobamos que el comportamiento del eteno es más próximo al comportamiento ideal a medida que aumenta la temperatura.

A presiones bajas (inferior a 10^6 Pa), el comportamiento es muy similar al ideal, mientras la temperatura no sea cercana a la de condensación (que para el eteno es inferior a 200 K).

SÍNTESIS

Pág. 76

- 54.** Datos: $m(\text{CaCO}_3) = 0,3 \text{ g}$; $c(\text{HCl}) = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$; $V_1(\text{HCl}) = 20 \text{ mL}$; $V_1(\text{gas}) = 2,4 \text{ mL}$; $V_2(\text{HCl}) = 40 \text{ mL}$; $V_2(\text{gas}) = 4,8 \text{ mL}$; $V_3(\text{HCl}) = 60 \text{ mL}$; $V_3(\text{gas}) = 7,1 \text{ mL}$; $V_4(\text{HCl}) = 70 \text{ mL}$; $V_4(\text{gas}) = 7,1 \text{ mL}$; $T = 18 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 1 \text{ atm}$

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

- Debemos calcular la cantidad y masa de CO_2 en cada uno de los ensayos.

Primero calculamos la masa molar del CO_2 y expresamos las variables de estado de los gases en unidades del SI:

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

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

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

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

$$V_1(\text{gas}) = 2,4 \text{ mL} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ dm}^3} =$$

$$= 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$V_2(\text{gas}) = 4,8 \text{ mL} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ dm}^3} =$$

$$= 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$V_3(\text{gas}) = 7,1 \text{ mL} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ dm}^3} =$$

$$= 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$V_1(\text{gas}) = V_3(\text{gas}) = 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

A continuación aplicamos la ley de los gases ideales:

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

$$n_1 = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 291 \text{ K}}$$

$$n_1 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

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

$$m_1 = n_1 \cdot M = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$m_1 = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_2 = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 291 \text{ K}}$$

$$n_2 = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m_2 = n_2 \cdot M = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$m_2 = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_3 = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 291 \text{ K}}$$

$$n_3 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m_3 = n_3 \cdot M = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$m_3 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$n_4 = n_3 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m_4 = m_3 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

Los resultados son coherentes con la ley de Avogadro que dice que, a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de moléculas que contiene, o lo que es lo mismo, es propor-

cional a la cantidad química. La cantidad de gas producido es proporcional a la cantidad de HCl que se añade a una cantidad determinada de CaCO_3 , mientras haya exceso de CaCO_3 , como se aprecia en los ensayos 1, 2 y 3.

A partir de una determinada cantidad de HCl se produce la misma cantidad de CO_2 , lo que debe sugerir que ha reaccionado la totalidad del CaCO_3 disponible y se ha producido la máxima cantidad de CO_2 . Así, aunque se añada mayor cantidad de ácido, la cantidad de CO_2 producida será la misma; tal como se aprecia en los ensayos 3 y 4.

— Respuesta sugerida:

Los alumnos deben ver el vídeo que se les propone y consultar la obra de Stephen Hales, *Vegetable Staticks*, según las indicaciones del enunciado. Resulta llamativo que en ambos documentos aparecen montajes similares, a pesar de encontrarse separados en el tiempo más de trescientos años.

El montaje propuesto por Stephen Hales en 1727 es muy común hoy en día para recoger los gases obtenidos mediante cualquier procedimiento.

— Respuesta sugerida:

No se cumplen las medidas de seguridad, pues se trabaja fuera de una campana extractora de gases, sin guantes y sin gafas de seguridad.

55. Datos: Porcentaje en masa (F) = 75,98; porcentaje en masa (C) = 24,02 %; $m_1 = 625 \text{ mg}$; $V_1 = 90 \text{ mL}$; $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$; $p_1 = 0,835 \text{ atm}$

a) — Consideramos una base de cálculo de 100 g de compuesto. Así, tenemos las siguientes masas de flúor y carbono:

$$m(\text{F}) = 75,98 \text{ g}; m(\text{C}) = 24,02 \text{ g}$$

— Hallamos la masa molar del flúor y del carbono y determinamos la cantidad de sustancia:

$$A_r(\text{F}): 19,00; M(\text{F}): 19,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{C}): 12,01; M(\text{C}): 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{F}) = 75,98 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol F}}{19,00 \text{ g}} \approx 3,999 \text{ mol F}$$

$$n(\text{C}) = 24,02 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g}} = 2,000 \text{ mol C}$$

— Determinamos la fórmula empírica del Freón C318:

$$\frac{\text{átomos de F}}{\text{átomos de C}} = \frac{n(\text{F})}{n(\text{C})} = \frac{3,999 \text{ mol F}}{2,000 \text{ mol C}} \approx \frac{2 \text{ mol F}}{1 \text{ mol C}}$$

$$\text{Fórmula empírica (Freón C318): CF}_2$$

— Obtenemos la masa molar del compuesto:

$$p = 0,835 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 8,46 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

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

$$m = 625 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} = 0,625 \text{ g}$$

$$V = 90 \text{ mL} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{10^3 \cancel{\text{mL}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{dm}^3}}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{dm}^3}} =$$

$$= 9,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$$

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

$$n = \frac{8,46 \cdot 10^4 \cancel{\text{Pa}} \cdot 9,0 \cdot 10^{-5} \cancel{\text{m}^3}}{8,31 \cancel{\text{Pa}} \cdot \cancel{\text{m}^3} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}} =$$

$$= 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M(\text{Freón C318})};$$

$$M(\text{Freón C318}) = \frac{m}{n} = \frac{0,625 \text{ g}}{3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \approx 200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Determinamos la fórmula molecular del compuesto:

$$M_r(\text{CF}_2): 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 19,00 = 50,01;$$

$$M(\text{CF}_2) = 50,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$n = \frac{M(\text{Freón C318})}{M(\text{CF}_2)} = \frac{200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{50,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 4$$

Fórmula molecular = 4 · fórmula empírica;

Fórmula empírica (Freón C318): C_4F_8

La fórmula molecular del Freón C318 es C_4F_8 .

— Respuesta sugerida:

Los alumnos deben buscar información acerca de esta sustancia. En primer lugar podrían indagar en la nomenclatura, relacionando el nombre con la molécula. En este caso se trata del octafluorociclobutano. Sugerimos consultar el siguiente enlace:

http://www.insht.es/InshtWeb/Contenidos/Documentacion/FichasTécnicas/NTP/Ficheros/101a200/ntp_118.pdf

Los alumnos deberían asociar este compuesto con los refrigerantes y conocer las propiedades de estas sustancias, sus consecuencias medioambientales y sus posibles sustitutos. Proponemos estos enlaces web:

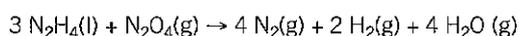
<http://www.fenercom.com/pdf/publicaciones/Manual-de-manipulacion-de-gases-refrigerantes-fenercom-2013.pdf>

http://www.ipcc.ch/pdf/special-reports/sroc/sroc_spmts_sp.pdf

Para recabar más información sobre el tema, los alumnos puede introducir las palabras clave «gases refrigerantes» en un buscador web.

b) Con la información anterior, cada alumno debe elaborar una presentación en formato digital (p. ej., en PowerPoint o en Prezi) para exponerla después en clase.

56. Datos: a) $T_2 = 2000 \text{ }^\circ\text{C}$; $m(\text{N}_2\text{H}_4) = 100 \text{ g}$; b) $T_3 = 1700 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 18 \text{ atm}$



Incógnitas: a) p ; b) V

a) — Calculamos la cantidad de gas producida, teniendo en cuenta la ecuación química de la reacción.

Observamos que tres moles de hidracina producen diez moles de gas:

$$n(\text{gas}) = 3,12 \frac{\text{mol N}_2\text{H}_4}{3 \text{ mol N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol gas}} =$$

$$= 10,4 \text{ mol gas}$$

— Hallamos el volumen que ocupa el gas producido, a 273 K y 10^5 Pa (condiciones estándar).

Como el volumen que ocupa un gas, medido a p y T determinadas, es proporcional a la cantidad de moléculas de gas (principio de Avogadro), tenemos el siguiente volumen de gas en condiciones estándar:

$$V_1 = 10,4 \frac{\text{mol gas}}{1 \text{ mol gas}} \cdot \frac{22,7 \text{ L}}{1 \text{ mol gas}} = 236 \text{ L}$$

— Calculamos la presión que ejercerán los gases producidos en la combustión en el interior de la cámara, cuya capacidad es de 6 L, a $2000 \text{ }^\circ\text{C}$.

Para ello aplicamos la ecuación completa de los gases:

$$T_2 = (2000 + 273) \text{ K} = 2273 \text{ K}$$

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}; \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot 236 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 6,0 \text{ L}}{2273 \text{ K}};$$

$$p_2 = 3,3 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

La presión que ejercerán los gases producidos por la reacción en el interior de la cámara es de $3,3 \cdot 10^7 \text{ Pa}$.

b) — Obtenemos el volumen a la salida de la tobera aplicando de nuevo la ecuación completa de los gases:

$$T_2 = 2273 \text{ K}; p_2 = 3,3 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$V_2 = 6,0 \cancel{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{L}}} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_3 = (1700 + 273) \text{ K} = 1973 \text{ K}$$

$$p_3 = 18 \cancel{\text{atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 1,8 \cdot 10^6 \text{ Pa};$$

$$\frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3}; V_3 = \frac{p_2 \cdot V_2 \cdot T_3}{p_3 \cdot T_2};$$

$$V_3 = \frac{3,3 \cdot 10^7 \cancel{\text{Pa}} \cdot 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 1973 \cancel{\text{K}}}{1,8 \cdot 10^6 \cancel{\text{Pa}} \cdot 2273 \cancel{\text{K}}}$$

$$V_3 = 9,5 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

El volumen que ocuparán los gases a la salida de la tobera, si la temperatura es de $1700 \text{ }^\circ\text{C}$ y la presión de 18 atm, será de $9,5 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$.

Evaluación (Pág. 78)

1. a) La afirmación es verdadera.

La ley de Proust de proporciones definidas determina que los elementos que forman un compuesto presentan una proporción fija en masa que es característica del compuesto e independiente de cómo se prepare o de su procedencia. Hay excepciones como los compuestos que no

presentan una fórmula empírica constante debido a anomalías en su cristalización y no al proceso de obtención (compuestos bertóolidos).

b) La afirmación es falsa.

La teoría atómica de Dalton es consecuencia de las leyes de las reacciones químicas, ya que Dalton propuso sus hipótesis para explicarlas, no al contrario.

c) La afirmación es falsa.

La ecuación de los gases ideales se obtiene a partir de las ecuaciones de Boltzmann surgidas de la teoría cinético-molecular de los gases, sustituyendo la expresión de la energía cinética promedio de las partículas de gas.

d) La afirmación es verdadera.

Los gases presentan un comportamiento diferente según el volumen molecular y la atracción intermolecular, por lo que dicho comportamiento se encuentra directamente relacionado con su composición y su estructura molecular.

2. Datos: $p_1 = 150\,000\text{ Pa}$; $V_1 = 0,0216\text{ m}^3$; $T_1 = 300\text{ K}$

— Datos: $p_2 = 0,9\text{ bar}$; $V_2 = 50\text{ L}$

Expresamos primero las unidades en el SI:

$$p_2 = 0,9\text{ bar} \cdot \frac{10^5\text{ Pa}}{1\text{ bar}} = 9 \cdot 10^4\text{ Pa}$$

$$V_2 = 50\text{ L} \cdot \frac{1\text{ m}^3}{10^3\text{ L}} = 5 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3$$

Aplicamos a continuación la ley completa de los gases para determinar la temperatura:

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

$$T_2 = \frac{300\text{ K} \cdot 9 \cdot 10^4\text{ Pa} \cdot 5 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3}{1,5 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot 2,16 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3} \approx 417\text{ K}$$

— Datos: $p_3 = 1125\text{ mmHg}$; $T_3 = -15\text{ }^\circ\text{C}$

Expresamos primero las unidades en el SI:

$$p_3 = 1125\text{ mmHg} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}}{760\text{ mmHg}} = 1,500 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$T_3 = (-15 + 273)\text{ K} = 258\text{ K}$$

Como la presión no cambia, podemos aplicar la primera ley de Charles y Gay Lussac para hallar el volumen:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_3}{T_3} \rightarrow V_3 = \frac{T_3 \cdot V_1}{T_1}$$

$$V_3 = \frac{258\text{ K} \cdot 2,16 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3}{300\text{ K}} = 1,86 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3$$

$$V_3 = 1,86 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3 \cdot \frac{10^3\text{ L}}{1\text{ m}^3} = 18,6\text{ L}$$

— Datos: $T_4 = 854\text{ K}$; $V_4 = 32,55\text{ L}$

Expresamos primero las unidades en el SI:

$$V_4 = 32,5\text{ L} \cdot \frac{1\text{ m}^3}{10^3\text{ L}} = 3,25 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3$$

Aplicamos a continuación la ley completa de los gases para determinar la presión:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_4 \cdot V_4}{T_4} \rightarrow p_4 = \frac{T_4 \cdot p_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot V_4}$$

$$p_4 = \frac{854\text{ K} \cdot 1,5 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot 2,16 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3}{300\text{ K} \cdot 3,25 \cdot 10^{-2}\text{ m}^3} \approx$$

$$\approx 2,84 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$p_4 = 2,84 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot \frac{1\text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}} = 2,80\text{ atm}$$

Completamos la tabla con los resultados obtenidos.

3. Datos: $V_1 = 6,0\text{ m}^3$; $p_1 = 300\text{ kPa}$; $T_1 = 10\text{ }^\circ\text{C}$; $p_2 = 2,5\text{ bar}$; $T_2 = 20\text{ }^\circ\text{C}$; $V_{\text{bombona}} = 3,0\text{ L}$

Incógnitas: número de bombonas

— Expresamos las variables de estado en unidades del SI:

$$p_1 = 300\text{ kPa} \cdot \frac{10^3\text{ Pa}}{1\text{ kPa}} = 3,00 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$p_2 = 2,5\text{ bar} \cdot \frac{10^5\text{ Pa}}{1\text{ bar}} = 2,5 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$T_1 = (10 + 273)\text{ K} = 283\text{ K}; T_2 = (20 + 273)\text{ K} = 293\text{ K}$$

— Obtenemos el volumen aplicando la ley completa de los gases:

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

$$V_2 = \frac{293\text{ K} \cdot 3,00 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot 6,0\text{ m}^3}{2,5 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot 283\text{ K}} = 7,5\text{ m}^3$$

— Determinamos el número de bombonas que se pueden rellenar:

$$V_2 = 7,5\text{ m}^3 \cdot \frac{10^3\text{ L}}{1\text{ m}^3} = 7,5 \cdot 10^3\text{ L}$$

$$7,5 \cdot 10^3\text{ L} \cdot \frac{1\text{ bombona}}{3,0\text{ L}} = 2,5 \cdot 10^3\text{ bombonas}$$

Se pueden llenar $2,5 \cdot 10^3$ bombonas de $3,0\text{ L}$.

4. a) La afirmación es verdadera.

b) La afirmación es falsa.

La teoría cinético-molecular se aplica a los gases ideales, mientras que los gases reales tienen una ecuación de estado, propuesta por Van der Waals en 1873, donde se considera el volumen real de las moléculas (insignificante en la teoría cinético-molecular) y las fuerzas de atracción entre ellas (el choque elástico es la única interacción en la teoría cinético-molecular).

c) La afirmación es falsa.

La divergencia entre los valores obtenidos mediante la ecuación de estado de los gases ideales y los obtenidos con la ecuación de Van der Waals para gases reales depende del tipo de gas y de las condiciones a las que se determina. Cuando la presión es pequeña y la temperatura es elevada, las diferencias entre los resultados obtenidos con ambas ecuaciones son muy similares.

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 (CO₂) = 1,51 g; m_1 (H₂O) = 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: CH₂O

— 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 C₂H₄O₂.

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 C₂H₄O₂.

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: $V_1 = 800$ m³; $T_{\text{int}} = 130$ °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:

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

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

El volumen de aire sería de 600 m^3 si la temperatura exterior es de $30 \text{ }^\circ\text{C}$.

8. Respuesta sugerida:

Los gases propuestos tienen un volumen molecular diferente y se puede sugerir que, atendiendo a la cantidad y tipo de átomos que constituyen cada molécula, el volumen molecular de NH_3 puede ser menor que el de CH_3OH .

Según este razonamiento se debería asignar el menor valor del parámetro b a la sustancia NH_3 , por lo que los parámetros de Van der Waals correspondientes a cada sustancia serían:

CH_3OH : $a = 0,9649 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2}$; $b = 6,702 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

NH_3 : $a = 0,4225 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6 \cdot \text{mol}^{-2}$; $b = 3,707 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

Observamos que el valor del parámetro a para CH_3OH es mayor que para NH_3 , lo que sugiere que la atracción entre las moléculas de CH_3OH debe ser más intensa que entre las moléculas de NH_3 .

9. Basándonos en la ley de conservación de la masa, sabemos que para obtener 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a partir de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ se necesitan 1 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0,5 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ ya que la cantidad de H y O en el proceso se debe mantener constante y, con esas cantidades, encontramos 2 mol de H y 1 mol de O antes y después de la reacción química.

Analizando esos valores en otro sentido, podemos concluir que en el proceso de formación de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a partir de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ disminuye la cantidad total de gas; ya que 1,5 mol de gas, $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, se transforma en 1 mol de gas, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Según estas consideraciones:

a) La afirmación es verdadera.

Un total de gases de 1,5 mol se transforma en 1 mol de gas, por lo que disminuye la cantidad de sustancia gaseosa y, por lo tanto, disminuirá también la presión total del sistema.

b) La afirmación es verdadera.

Produce 1 mol de agua y sobra 0,5 mol de oxígeno, que está en exceso.

c) La afirmación es verdadera.

Produce cuatro moles de agua y sobra un mol de hidrógeno.

d) La afirmación es verdadera.

La presión parcial de cada gas es directamente proporcional a la cantidad de gas, por lo que podemos deducir que la cantidad inicial de hidrógeno es la misma que la de oxígeno. Cuando el hidrógeno y el oxígeno reaccionan entre sí, se necesita el doble de hidrógeno que de oxígeno y produce una cantidad de agua igual a la cantidad de hidrógeno que ha reaccionado. Por lo tanto, el hidrógeno se agota y da lugar a una cantidad de agua que ejerce 3 atm de presión, y el oxígeno se consume en parte y queda la cantidad que ejerce 1,5 atm de presión, por lo que el resultado final (oxígeno y agua) ejerce una presión total de 4,5 atm.

10. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben justificar las leyes de Charles y Gay-Lussac basándose en los principios de la teoría cinético-molecular de los gases.

— Principios del modelo de gas ideal:

Las partículas de gas se caracterizan por describir trayectorias rectilíneas, hasta colisionar entre ellas o contra las paredes del recipiente, y por tener una velocidad promedio según la temperatura (agitación térmica).

La presión de un gas sobre las paredes del recipiente es proporcional a la cantidad de colisiones por unidad de tiempo de las moléculas de gas contra ellas.

La cantidad de colisiones por unidad de tiempo de las moléculas de gas contra las paredes del recipiente depende de la velocidad promedio de las moléculas (agitación térmica), y de la distancia que puede recorrer sin chocar contra las paredes del recipiente (recorrido libre), siendo directamente proporcional a la agitación térmica e inversamente proporcional al recorrido libre.

— Primera ley de Charles y Gay-Lussac:

A presión constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

— Explicación según el modelo de gas ideal:

Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad promedio de las partículas de gas; y si la cantidad de colisiones por unidad de tiempo no varía (presión constante) es porque ha aumentado el recorrido libre medio entre las paredes del recipiente, es decir, ha aumentado su volumen.

Lo que explica la primera ley de Charles y Gay-Lussac, ya que, a presión constante, el volumen y la temperatura varían del mismo modo, aumentando o disminuyendo a la vez.

— Segunda ley de Charles y Gay-Lussac:

A volumen constante, la presión de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

— Explicación según el modelo de gas ideal:

Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad promedio de las partículas de gas. Si además el recorrido libre medio entre las paredes del recipiente no varía (volumen constante), se producirá un aumento de la cantidad de colisiones por unidad de tiempo contra las paredes del recipiente, es decir, aumentará la presión.

Lo que explica la segunda ley de Charles y Gay-Lussac, ya que, a volumen constante, la presión y la temperatura varían del mismo modo, aumentando o disminuyendo a la vez.

11. Respuesta sugerida:

Como no disponemos de la ecuación química ajustada, debemos basar el razonamiento en las leyes ponderales de las reacciones químicas: ley de las proporciones definidas y ley de conservación de la masa.

En este proceso químico es importante destacar que la totalidad del hierro y del carbono se encuentran formando parte de un solo reactivo y de un solo producto, cada uno de ellos. Por tanto, la cantidad de hierro en el $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ que reacciona se encontrará en el $\text{Fe}(\text{s})$ formado y la cantidad de carbono en el $\text{CO}(\text{g})$ que reacciona se encontrará en el $\text{CO}_2(\text{g})$ formado.

En el caso del oxígeno, la cantidad de este elemento en el $\text{CO}_2(\text{g})$ producido será la suma de las cantidades que se encuentren formando el $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ y el $\text{CO}(\text{g})$ que reaccionan.

Primera serie de valores:

Datos: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1\,000\text{ kg}$; $m(\text{Fe}) = 699\text{ kg}$;
 $V(\text{CO}_2) = 426,3\text{ m}^3$; $p = 1\text{ atm}$; $T = 0\text{ }^\circ\text{C}$

Tomamos como valor de referencia la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ producido. A partir de ella deducimos la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$ que debería haber reaccionado y con este resultado calculamos la cantidad necesaria de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ y, consecuentemente, la cantidad de $\text{Fe}(\text{s})$ que se debería obtener.

— Expresamos la presión y la temperatura en unidades del SI:

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

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

— Calculamos la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

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

$$n(\text{CO}_2) = \frac{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa} \cdot 426,3\text{ m}^3}{8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273\text{ K}}$$

$$n(\text{CO}_2) = 1,904 \cdot 10^4\text{ mol}$$

— A partir de la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ hallamos la de $\text{CO}(\text{g})$:

$$n(\text{CO}) = 1,904 \cdot 10^4 \frac{\text{mol CO}_2}{1\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1\text{ mol CO}}{1\text{ mol CO}_2}$$

$$\cdot \frac{1\text{ mol CO}(\text{g})}{1\text{ mol CO}}$$

$$n(\text{CO}) = 1,904 \cdot 10^4\text{ mol}$$

— Determinamos las cantidades de oxígeno en el $\text{CO}_2(\text{g})$ y en el $\text{CO}(\text{g})$:

$$n(\text{O})_{\text{productos}} = n(\text{O})_{\text{CO}_2}$$

$$n(\text{O})_{\text{CO}_2} = 1,904 \cdot 10^4 \frac{\text{mol CO}_2}{1\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol CO}_2} =$$

$$= 3,808 \cdot 10^4\text{ mol}$$

$$n(\text{O})_{\text{CO}} = 1,904 \cdot 10^4 \frac{\text{mol CO}}{1\text{ mol CO}} \cdot \frac{1\text{ mol O}}{1\text{ mol CO}} =$$

$$= 1,904 \cdot 10^4\text{ mol}$$

— A partir de los resultados anteriores obtenemos la cantidad correspondiente al otro reactivo, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$:

$$n(\text{O})_{\text{reactivos}} = n(\text{O})_{\text{productos}}$$

$$n(\text{O})_{\text{reactivos}} = n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + n(\text{O})_{\text{CO}}$$

$$3,808 \cdot 10^4\text{ mol O} = n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 1,904 \cdot 10^4\text{ mol O}$$

$$n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1,904 \cdot 10^4\text{ mol O}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,904 \cdot 10^4 \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{3\text{ mol O}}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 6,347 \cdot 10^3\text{ mol}$$

— Finalmente, hallamos la masa de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ que debe reaccionar:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3): 2 \cdot 55,84 + 3 \cdot 16,00 = 159,68;$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3): 159,68\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 6,347 \cdot 10^3 \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,68\text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,013 \cdot 10^6\text{ g}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,013 \cdot 10^6 \frac{\text{g}}{10^3 \frac{\text{g}}{\text{kg}}} = 1013\text{ kg}$$

Comprobamos que los datos son incorrectos, ya que para obtener $426,3\text{ m}^3$ de $\text{CO}_2(\text{g})$, a 1 atm y $0\text{ }^\circ\text{C}$, se necesitan $1\,013\text{ kg}$ de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.

La masa de $\text{Fe}(\text{s})$ que se formaría es:

$$n(\text{Fe}) = 6,347 \cdot 10^3 \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2\text{ mol Fe}}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

$$n(\text{Fe}) = 1,269 \cdot 10^4\text{ mol}$$

$$M_r(\text{Fe}): 55,84; M(\text{Fe}): 55,84\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Fe}) = 1,269 \cdot 10^4 \frac{\text{mol}}{1\text{ mol}} \cdot \frac{55,84\text{ g}}{10^3 \frac{\text{g}}{\text{kg}}}$$

$$m(\text{Fe}) = 708,6\text{ kg}$$

Para obtener $426,3\text{ m}^3$ de $\text{CO}_2(\text{g})$, a 1 atm y $0\text{ }^\circ\text{C}$, deben reaccionar 1013 kg de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ con $1,904 \cdot 10^4\text{ mol}$ de $\text{CO}(\text{g})$ y se producirían, además, $708,6\text{ kg}$ de $\text{Fe}(\text{s})$.

Segunda serie de valores:

Datos: $m(\text{reactivos}) = 228,9\text{ kg}$; $m(\text{Fe}) = 104,9\text{ kg}$;
 $p(\text{CO}_2) = 850\text{ mm Hg}$; $T = 25\text{ }^\circ\text{C}$

— En primer lugar deducimos la masa de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ que debe reaccionar para obtener $104,9\text{ kg}$ de $\text{Fe}(\text{s})$:

$$m(\text{Fe}) = 104,9\text{ kg} \cdot \frac{10^3\text{ g}}{1\text{ kg}} \cdot \frac{1\text{ mol Fe}}{55,84\text{ g Fe}}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,049 \cdot 10^5\text{ g Fe} \cdot \frac{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{55,84\text{ g Fe}}$$

$$\cdot \frac{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2\text{ mol Fe}} \cdot \frac{159,68\text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1\text{ kg Fe}_2\text{O}_3}{10^3\text{ g Fe}_2\text{O}_3} =$$

$$= 150,0\text{ kg Fe}_2\text{O}_3$$

— Con este resultado podemos determinar la masa de $\text{CO}(\text{g})$ correspondiente a los datos del problema:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) + m(\text{CO}) = 228,9\text{ kg}$$

$$m(\text{CO}) = 228,9\text{ kg} - m(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{CO}) = 228,9\text{ kg} - 150,0\text{ kg Fe}_2\text{O}_3 = 78,9\text{ kg}$$

— Por último deducimos el volumen de $\text{CO}_2(\text{g})$ que debería producirse:

$$n(\text{CO}) = 79,5\text{ kg CO} \cdot \frac{10^3\text{ g CO}}{1\text{ kg CO}} \cdot \frac{1\text{ mol CO}}{28,01\text{ g CO}}$$

$$n(\text{CO}) = 2,84 \cdot 10^3\text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = 2,84 \cdot 10^3 \frac{\text{mol CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}}$$

$$n(\text{CO}_2) = 2,84 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$p = 850 \frac{\text{mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,12 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

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

$$V(\text{CO}_2) = \frac{2,84 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,12 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$$

$$V(\text{CO}_2) = 62,8 \text{ m}^3$$

$$V(\text{CO}_2) = 62,8 \frac{\text{m}^3}{1 \text{ m}^3} \cdot 10^3 \text{ L} = 6,28 \cdot 10^4 \text{ L}$$

Como comprobación confirmamos que la cantidad de oxígeno antes y después del proceso químico sea la misma:

$$n(\text{O})_{\text{reactivos}} = n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + n(\text{O})_{\text{CO}}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 150,0 \frac{\text{kg Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,68 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 939,4 \text{ mol}$$

$$n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 939,4 \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

$$n(\text{O})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2818 \text{ mol O}$$

$$n(\text{O})_{\text{CO}} = 2818 \frac{\text{mol CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}} = 2818 \text{ mol O}$$

$$n(\text{O})_{\text{reactivos}} = (2818 + 2818) \text{ mol O} = 5636 \text{ mol O}$$

$$n(\text{O})_{\text{productos}} = n(\text{O})_{\text{CO}_2}$$

$$n(\text{O})_{\text{productos}} = 2818 \frac{\text{mol CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2} = 5636 \text{ mol O}$$

No hay diferencia entre las cantidades de oxígeno en los reactivos y en los productos.

Se obtienen $6,27 \cdot 10^4 \text{ L}$ de $\text{CO}_2(\text{g})$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 850 mmHg .

12. Datos: $T = 114 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 30 \text{ mmHg}$; $V = 250 \text{ mL}$

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

— Expresamos los datos en unidades del SI:

$$T = (114 + 273) \text{ K} = 387 \text{ K}$$

$$p = 30 \frac{\text{mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 4,0 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$V = 250 \frac{\text{mL}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ mL}} = 2,50 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

— Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para determinar la cantidad de yodo gaseoso, $\text{I}_2(\text{g})$:

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

$$n(\text{I}_2) = \frac{4,0 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot 2,50 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 387 \text{ K}}$$

$$= 3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

— Posteriormente calculamos la masa de $\text{I}_2(\text{g})$:

$$M_r(\text{I}_2): 2 \cdot 126,90 = 253,8; M(\text{I}_2): 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{I}_2) = 3,1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol I}_2}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 7,9 \cdot 10^{-2} \text{ g I}_2$$

La cantidad de yodo en estado gaseoso, $\text{I}_2(\text{g})$, es de $3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, que equivale a una masa de $7,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}$.

Zona + (Pág. 79)

— Pocas, pero importantes...

Los alumnos buscarán en Internet las biografías y descubrimientos destacados de estas mujeres científicas y harán una ficha con los datos de cada una. Después, el profesor puede organizar un debate en la clase.

El contenido del trabajo podría incluir la siguiente información:

- **Hypathia de Alejandría.** Se considera la primera mujer en la historia humana que hace importantes contribuciones al campo de las matemáticas, así como a la astronomía. Enlace web sugerido:

<http://www.ojocientifico.com/3933/hipatia-de-alejandría-primeramujer-científica-de-la-historia>

- **Mileva Maric.** Fue una matemática serbia y la primera esposa de Albert Einstein, del que fue compañera, colega y confidente. El grado de participación en sus descubrimientos es muy discutido fuera del ámbito científico. Enlaces web sugeridos:

http://es.wikipedia.org/wiki/Mileva_Mari%C4%87

<http://inmaculadaperdomo.blogspot.com.es/2013/11/mileva-maric-la-sombra-del-genio.html>

- **Irène Joliot-Curie.** Era hija de Pierre Curie (Nobel de Física en 1903) y de Marie Curie (Nobel de Física en 1903 y de Química en 1911). Tras estudiar física y química, inició junto a su marido sus investigaciones en el campo de la física nuclear y la estructura del átomo, en particular en la estructura y proyección del núcleo, hecho que fue fundamental para el posterior descubrimiento del neutrón en 1934, año en el que consiguieron producir artificialmente elementos radiactivos. En 1935, ambos científicos fueron galardonados con el Premio Nobel de Química «por sus trabajos en la síntesis de nuevos elementos radiactivos». Enlace web sugerido:

http://es.wikipedia.org/wiki/Ir%C3%A9ne_Joliot-Curie

- **Dorothy Hodgkin.** Fue una química y profesora universitaria inglesa galardonada con el Premio Nobel de Química del año 1964 por la determinación de la estructura de muchas sustancias biológicas mediante los rayos X, lo que la convirtió en la tercera mujer que consiguió este galardón después de Marie Curie e Irène Joliot-Curie.

Enlace web sugerido:

http://es.wikipedia.org/wiki/Dorothy_Crowfoot_Hodgkin

- **Rosalind Frankin.** Fue una química y cristalógrafa inglesa autora de importantes contribuciones a la comprensión de la estructura del ADN, los virus, el carbón y el grafito. Se la recuerda principalmente por la llamada «Fotografía 51», la imagen del ADN obtenida mediante difracción de rayos X que sirvió como fundamento para la hipótesis de la estructura doble helicoidal del ADN en la publicación del artículo de James Watson y Francis Crick de 1953 y que, tras su publicación, constituyó una prueba crítica para la hipótesis. Enlace web sugerido:

http://es.wikipedia.org/wiki/Rosalind_Franklin

- **Margarita Salas.** Es licenciada en Ciencias Químicas por la Universidad Complutense de Madrid y ha publicado más de 200 trabajos científicos. Fue discípula de Severo Ochoa, con el que trabajó en los Estados Unidos después de haber trabajado con Alberto Sols en Madrid. Ha dado gran impulso a la investigación española en el campo de la bioquímica y de la biología molecular.

http://es.wikipedia.org/wiki/Margarita_Salas

— *¿Cómo influye la investigación científica en la sociedad?*

Los alumnos deben organizarse en grupos de cuatro o cinco. Deben informarse sobre los avances científicos en el conocimiento de la materia y el comportamiento de los gases y, de forma simultánea, los avances sociales y tecnológicos.

Cada grupo se encargará de una franja de 50 años aproximadamente, de forma que ningún grupo repita la misma franja. Sugerimos plasmar la información en forma de póster, para que el día de la exposición se consiga un eje cronológico que se pueda colgar en la pared.

Se pueden consultar los siguientes enlaces web para obtener información:

http://es.wikipedia.org/wiki/Cronolog%C3%ADa_de_los_descubrimientos_cient%C3%ADficos

http://es.wikipedia.org/wiki/Historia_de_la_qu%C3%ADmica#Qu.C3.ADmica_cu.C3.A1ntica