



■ Actividad de refuerzo pág. 78

Cuando mezclamos un exceso de oxígeno con 32,178 g de calcio obtenemos una sustancia blanca, el óxido de calcio (CaO).

Sabiendo que las masas atómicas del oxígeno y del calcio son 15,999 y 40,078, respectivamente, calcula cuánto oxígeno se consume en la reacción y cuánto óxido de calcio obtenemos. Explica en cada momento en qué ley te basas para hacer cada razonamiento.

Solución:

Por la Ley de las proporciones definidas se tiene que cumplir:

$$\frac{\text{masa atómica del oxígeno}}{\text{masa atómica del calcio}} = \frac{\text{masa de oxígeno}}{\text{masa de calcio}}$$

$$\frac{15,999}{40,078} = \frac{\text{masa de oxígeno}}{32,178 \text{ g}}$$

De donde $m(\text{O}_2) = 12,845 \text{ g}$ de oxígeno

Aplicando la Ley de conservación de la masa, podemos calcular la cantidad de óxido de calcio, puesto que la suma de las masas de los reactivos (oxígeno y calcio) tiene que ser igual a la suma de las masas de los productos (óxido de calcio).

Por lo tanto, se obtienen 45,023 g de CaO.

■ Actividad de ampliación pág. 78

Sabemos que el oxígeno y el carbono se juntan en la proporción de 3 g de carbono por cada 8 g de oxígeno, para dar dióxido de carbono. En una habitación estanca, ponemos a quemar un trozo de carbón que contiene 450 g de carbono. Si sabemos que en la habitación hay 1 400 g de oxígeno, ¿se quemará completamente el trozo de carbón? ¿De qué elemento tendremos un sobrante? Supón que el carbono sólo puede transformarse en CO_2 .

Solución:

Para consumir por completo el carbono necesitamos:

$$450 \text{ g de C} \cdot \frac{8 \text{ g de oxígeno}}{3 \text{ g de carbono}} = 1 200 \text{ g de oxígeno}$$

Por lo tanto se consumirá completamente el carbono y sobrarán 200 g de oxígeno.

■ Actividad de ampliación pág. 80

Sabiendo que 10 g de A se combinan con 18 g de B y que 14 g de C se combinan con 18 g de B, ¿cuántos gramos de A se combinan con 23,5 g de C cuando estos dos elementos se combinan entre sí?

Solución:

Aplicando la Ley de Richter:

$$\frac{\text{masa de A combinado con B}}{\text{masa de C combinado con B}} = \frac{\text{masa de A}}{\text{masa de C}}$$

$$\frac{10}{14} = \frac{\text{masa de A}}{23,5 \text{ g}}$$

masa de A = 16,8 g

■ Actividad de ampliación pág. 81

Un compañero de laboratorio comenta que ha realizado la combustión de 10 L de propano en presencia de oxígeno y que ha comprobado que se han consumido 3,63 L de O_2 . Por otro lado, ha observado que se obtienen 6,12 L de CO_2 y 7,51 L de vapor de agua, por lo que se cumple la Ley de conservación de los volúmenes de reacción.

La experiencia que ha realizado tu amigo ¿está bien hecha o hay errores? Con sus datos en la mano, ¿podemos confirmar que se cumple lo esperado según la ley?

Solución:

No hay ningunos números sencillos que cumplan la proporcionalidad encontrada en los datos, por tanto no se ajusta a la Ley de los volúmenes de combinación, y podemos concluir que debe ser errónea la medida de los volúmenes.

Además, se basa en una ley inexistente, porque los volúmenes no se conservan, sino la masa. De esta manera, podemos sacar la conclusión de que se ha realizado mal o la experiencia o la toma de valores.

■ Actividad de ampliación pág. 82

Cuando el butano gas (C_4H_{10}) se combina con oxígeno en presencia de una llama se forma dióxido de carbono y vapor de agua.

Escribe la reacción, ajústala y calcula cuántos litros de oxígeno se necesitan para quemar completamente 100 L de butano. ¿Cuántos litros de productos se obtienen?

Solución:



Por carbonos: $4 a = c$

Por hidrógenos: $10 a = 2 d$

Por oxígenos: $2 b = 2 c + d$

Elegimos $a = 1$; de C $\Rightarrow c = 4$; de H $\Rightarrow d = 5$; de O $\Rightarrow b = 13/2$; multiplicamos todo por 2 y: $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{ O}_2 \longrightarrow 8 \text{ CO}_2 + 10 \text{ H}_2\text{O}$

Como la proporción en litros es la misma que la de los coeficientes este-

quiométricos, se necesitan $100 \text{ L} \cdot \frac{13 \text{ L de O}_2}{2 \text{ L de C}_4\text{H}_{10}} = 650 \text{ L de O}_2$

Se obtienen $100 \text{ L} \cdot \frac{8 \text{ L de CO}_2}{2 \text{ L de C}_4\text{H}_{10}} = 400 \text{ L de CO}_2$

y $100 \text{ L} \cdot \frac{10 \text{ L de H}_2\text{O}}{2 \text{ L de C}_4\text{H}_{10}} = 500 \text{ L de H}_2\text{O}$, o sea, un total de 900 L de productos.

■ Actividad de refuerzo pág. 85

Sabiendo que la masa atómica relativa del hidrógeno es 1, la del oxígeno 16, la del carbono 12 y la del nitrógeno 14, calcula cuántos átomos de cada elemento y moléculas hay en 1 mol de H_2 , H_2O_2 , CH_4 , NH_3 , N, O_2 , $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{NH}_2$, CO_2 y C_8H_{18} .

Asimismo, calcula la masa de un mol de cada una de las sustancias dadas.

**Solución:**

| | Número de átomos | | | | N.º de moléculas | masa |
|--|-------------------------|------------------------|------------------------|----------------------|----------------------|-------|
| | H | O | C | N | | |
| H ₂ | 1,2 · 10 ²⁴ | - | - | - | 6 · 10 ²³ | 2 g |
| H ₂ O ₂ | 1,2 · 10 ²⁴ | 1,2 · 10 ²⁴ | - | - | 6 · 10 ²³ | 34 g |
| CH ₄ | 2,4 · 10 ²⁴ | - | 6 · 10 ²³ | - | 6 · 10 ²³ | 16 g |
| NH ₃ | - | 1,8 · 10 ²⁴ | - | 6 · 10 ²³ | 6 · 10 ²³ | 17 g |
| N | - | - | - | 6 · 10 ²³ | - | 14 g |
| O ₂ | - | 1,2 · 10 ²⁴ | - | - | 6 · 10 ²³ | 32 g |
| CH ₃ -CH ₂ NH ₂ | 3,6 · 10 ²⁴ | - | 1,2 · 10 ²⁴ | 6 · 10 ²³ | 6 · 10 ²³ | 43 g |
| CO ₂ | - | 1,2 · 10 ²⁴ | 6 · 10 ²³ | - | 6 · 10 ²³ | 44 g |
| C ₈ H ₁₈ | 1,08 · 10 ²⁵ | - | 4,8 · 10 ²⁴ | - | 6 · 10 ²³ | 114 g |

■ Actividad de refuerzo pág. 88

Calcula el volumen que ocupa el aire en el interior de un cilindro cerrado por un émbolo móvil si inicialmente tenemos encerrados en el cilindro 23 L de un gas ideal a 30 °C y elevamos la temperatura hasta 100 °C, manteniendo constante la presión externa en 1 atmósfera. Si en ese momento fijamos la posición del émbolo y enfriamos hasta los 20 °C bajo cero, ¿a qué presión se encuentra el cilindro? Explica en cada paso en qué ley te basas para hacer los cálculos.

Solución:

Para la primera parte aplicamos la Ley de Charles, ya que la presión es constante.

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{V_0 T_f}{T_0} = \frac{23 \text{ L} \cdot 373 \text{ K}}{303 \text{ K}} = 28,3 \text{ L}$$

Para la segunda parte aplicamos la Ley de Gay-Lussac, ya que lo constante es el volumen:

$$\frac{p_0}{T_0} = \frac{p_f}{T_f} \Rightarrow p_f = \frac{p_0 T_f}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 253 \text{ K}}{373 \text{ K}} = 0,68 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 515 \text{ mmHg}$$

■ Actividad de ampliación pág. 88

Un recipiente, que se encuentra a presión atmosférica, contiene aire a 20 °C y se calienta hasta que el volumen que ocupa se hace el doble. ¿A qué temperatura se encuentra ahora el aire?

Solución:

Ahora no nos dan los valores de volumen, pero sí su relación, que nos permite resolver el problema. Aplicamos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{2 V_1 T_1}{V_1} = 2 T_1 = 2(20 + 273) = 586 \text{ K} = (586 - 273) ^\circ\text{C} = 313 ^\circ\text{C}$$

■ Actividad de refuerzo pág. 89

En un recipiente, tenemos una determinada cantidad de un gas a 20 °C, 723 mmHg de presión y ocupando un volumen de 3,42 L.

Si la presión aumenta hasta 833 mmHg mientras la temperatura disminuye en 13 grados, ¿qué volumen de gas tenemos dentro del recipiente? ¿Cuántos moles de ese gas y cuántas moléculas hay?

Solución:

Aplicando la Ecuación de estado de los gases:

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_f V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{p_0 V_0 T_f}{p_f T_0} = \frac{723 \text{ mmHg} \cdot 3,42 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}}{833 \text{ mmHg} \cdot 303 \text{ K}} = 2,87 \text{ L}$$

Aplicando la Ecuación de Clapeyron:

$$p_0 V_0 = n R T_0 \Rightarrow n = \frac{p_0 V_0}{R T_0} = \frac{723 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 3,42 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,13 \text{ moles}$$

$$0,13 \text{ moles} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 7,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

■ Actividad de ampliación pág. 89

Un recipiente hinchable, inicialmente de 5 L de capacidad, que se encuentra a presión atmosférica, contiene aire a 20 °C y se calienta hasta los 80 °C, observando que el volumen que ocupa ahora ha aumentado hasta los 5,5 L. ¿Qué presión soporta ahora la pared del recipiente?

Solución:

$$\text{Aplicando } \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Leftrightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} \cdot 353 \text{ K}}{5,5 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}} = 1,1 \text{ atm}$$

■ Actividad de refuerzo pág. 90

Sabemos que 14 g de un gas ocupan 26,5 L cuando nos encontramos a 50 °C y a 380 mmHg de presión. ¿Cuál es su masa molar? Compara los datos con la tabla de volúmenes molares y contesta si podrías hacer el problema sin usar calculadora ni hacer operaciones.

Solución:

Aplicando $p V = n R T$ obtenemos n :

$$n = \frac{p V}{R T} = \frac{380 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 26,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 323 \text{ K}} = 0,5 \text{ moles}$$

Para hallar la masa molecular:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{14 \text{ g}}{0,5 \text{ moles}} = 28 \text{ g}$$

En la Tabla, a 50 °C y 1 atm corresponden justo los litros que nos da el problema, por lo que si en el problema estamos a 0,5 atm es porque tenemos la mitad de un mol. Como tenemos 14 g, un mol serán 28 g.



Actividad de refuerzo pág. 91

En una lista obtenida en el laboratorio, al trabajar con gases biatómicos correspondientes a elementos químicos, tenemos los siguientes datos:

Gas A: densidad 1,246 g/L a 40 °C y 1 atm.

Gas B: densidad 1,706 g/L a 27 °C y 1,5 atm.

Gas C: densidad 2,536 g/L a 0 °C y a 0,8 atm.

Utilizando una tabla de masas atómicas, descubre cuál es cada uno de los gases de la lista.

Solución:

Aplicando $pV = nRT$ y sustituyendo n por m/M_m y despejando M_m sustituyendo m/V por densidad:

$$M_m = \frac{dRT}{p}$$

$$\text{Gas A: } M_m = \frac{1,246 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 313 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}. \text{ Es oxígeno}$$

$$\text{Gas B: } M_m = \frac{1,706 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}. \text{ Es nitrógeno}$$

$$\text{Gas C: } M_m = \frac{2,536 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,8 \text{ atm}} = 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}. \text{ Es cloro}$$

Actividad de ampliación pág. 92

Al medir la presión que ejerce una mezcla de oxígeno y vapor de agua a 180 °C sobre las paredes de un recipiente de 5 L de capacidad, comprobamos que vale 1,26 atm, mientras que si lo medimos a 40 °C el valor de la presión es 0,57 atm. ¿Cuál es la fracción molar del oxígeno en la mezcla? ¿Cuántos gramos hay de cada componente dentro del recipiente?

Solución:

A 180 °C el oxígeno y el vapor de agua se encuentran en estado gaseoso, por lo que ambos crean presión:

$$p_T V_T = n_T R T$$

$$n_T = \frac{p_T V_T}{R T} = \frac{1,26 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 453 \text{ K}} = 0,17 \text{ moles}$$

A 40 °C, sólo el O₂ crea presión, por lo que:

$$n_{O_2} = \frac{p_{O_2} V_{O_2}}{R T} = \frac{0,57 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 313 \text{ K}} = 0,11 \text{ moles}$$

Por tanto:

$$X_{O_2} = \frac{X_{O_2}}{X_{\text{totales}}} = \frac{0,11 \text{ moles}}{0,17 \text{ moles}} = 0,65 = 65\%$$

$$n = 0,11 \text{ moles de } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 3,5 \text{ g de } O_2$$

$$n = 0,06 \text{ moles de } H_2O \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1,1 \text{ g de } H_2O$$

Actividad de refuerzo pág. 94

Halla la composición centesimal del KH₂PO₄ —dihidrógenotetraoxofosfato (V) de potasio— [antiguamente, fosfato diácido de potasio].

Datos: M_{at} H = 1 ; O = 16 ; P = 30,9 ; K = 39,1

Solución:

El total de la masa de la molécula es:

$$M_{mol} = 39,1 \cdot 1 + 1 \cdot 2 + 30,9 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 136$$

Por lo que la composición centesimal es:

$$K: 39,1 \cdot 1/136 \times 100\% = 28,7\%$$

$$H: 1 \cdot 2/136 \times 100\% = 1,5\%$$

$$P: 30,9 \cdot 1/136 \times 100\% = 22,7\%$$

$$O: 16 \cdot 4/136 \times 100\% = 47,1\%$$

Actividad de ampliación pág. 94

Calcula la masa molecular correspondiente a la fórmula empírica de un compuesto con la siguiente composición centesimal: K, 15,1%; Al, 10,5%; S, 24,8% y O, 49,6%.

Datos: M_{at} O = 16 ; Al = 26,9 ; S = 32 ; K = 39,1

Solución:

$$\frac{15,1 \text{ g de K}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de át. de K}}{39,1 \text{ g de K}} = 0,0039 \text{ át. de K}$$

$$\frac{10,5 \text{ g de Al}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de át. de Al}}{26,9 \text{ g de Al}} = 0,0039 \text{ át. de Al}$$

$$\frac{24,8 \text{ g de S}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de át. de S}}{32 \text{ g de S}} = 0,0078 \text{ át. de S}$$

$$\frac{49,6 \text{ g de O}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de át. de O}}{16 \text{ g de O}} = 0,031 \text{ át. de O}$$

Dividiendo todos los valores por 0,0039 para convertirlos en enteros, nos queda:



Evaluación

1. Escribe las tres leyes ponderales más importantes, comentando quién las enunció.

Solución:

Pregunta teórica donde deben responder a:

Ley de conservación de la masa de Lavoisier;

Ley de las proporciones definidas de Proust;

Ley de las proporciones múltiples de Dalton.



2. Calcula el número de moléculas, átomos y moles que hay en 8 g de oxígeno gas y la masa en gramos y umas de 0,2 moles de nitrógeno gas, sabiendo que ambos gases son biatómicos.

Datos: M_{at} N = 14; O = 16

Solución:

$$8 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,25 \text{ moles de O}_2$$

$$0,25 \text{ moles de O}_2 \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

$$1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de O}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$0,2 \text{ moles de N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g}}{1 \text{ mol de N}_2} = 5,6 \text{ g}$$

$$5,6 \text{ g} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ umas}}{1 \text{ g}} = 3,3 \cdot 10^{24} \text{ umas}$$

$$\text{o } 0,2 \text{ moles de N}_2 \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de N}_2}{1 \text{ mol de N}_2} \cdot \frac{28 \text{ umas}}{1 \text{ molécula de N}_2} = 3,3 \cdot 10^{24} \text{ umas}$$

3. Una determinada cantidad de un gas ideal, que se encuentra a una presión de 0,2 atm y una temperatura de 35 °C, ocupa un volumen de 17 L. Mediante dos procesos seguidos, primero se aumenta la presión hasta 700 mmHg —manteniendo constante la temperatura— y luego se eleva la temperatura hasta 210 °C —manteniendo constante la presión—. ¿Cuál será el volumen que ocupa al final el gas? ¿Cuántos moles de gas tenemos?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución:

Sería interesante que se hubieran dado cuenta de que la solución se puede hacer en un solo paso:

$$\begin{aligned} \frac{p_1 V_1}{T_1} &= \frac{p_2 V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{p_2 T_1} = \\ &= \frac{0,2 \text{ atm} \cdot 17 \text{ L} \cdot 483 \text{ K}}{700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 308 \text{ K}} = 5,79 \text{ L} \end{aligned}$$

$$p_1 V_1 = n R T_1 \Leftrightarrow n = \frac{p_1 V_1}{R T_1} = \frac{0,2 \text{ atm} \cdot 17 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 308 \text{ K}} = 0,13 \text{ moles}$$

4. Calcula la proporción centesimal en la que se encuentran los distintos elementos que componen el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Datos: M_{at} H = 1; C = 12; O = 16

Solución:

La M_{mol} del etanol es:

$$12 \cdot 2 + 1 \cdot 5 + 16 \cdot 1 + 1 \cdot 1 = 46 \text{ u/molécula}$$

$$\text{C: } 2 \text{ átomos de carbono} \cdot \frac{12 \text{ u}}{1 \text{ átomo de carbono}} \cdot \frac{100\%}{46 \text{ u}} = 52,2\%$$

$$\text{H: } 6 \text{ átomos de hidrógeno} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1 \text{ átomo de hidrógeno}} \cdot \frac{100\%}{46 \text{ u}} = 13,0\%$$

$$\text{O: } 1 \text{ átomo de oxígeno} \cdot \frac{16 \text{ u}}{1 \text{ átomo de oxígeno}} \cdot \frac{100\%}{46 \text{ u}} = 34,8\%$$

5. Calcula la masa molecular de un gas, sabiendo que su densidad es 1,96 g/L en condiciones normales.

De la ecuación $pV = nRT$, se puede hallar n :

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0447 \text{ moles}$$

$$\text{Como } n = \frac{m}{M_{\text{mol}}} \Leftrightarrow M_{\text{mol}} = \frac{m}{n} = \frac{1,96 \text{ g}}{0,0447 \text{ moles}} \approx 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$