

# 2

# Los gases



## PARA COMENZAR (página 47)

### ¿Por qué los géiseres son típicos de zonas volcánicas?

Porque para que se produzca un géiser debe establecerse contacto entre las aguas subterráneas y rocas calentadas por el magma, que se sitúan precisamente en zonas volcánicas.

### ¿Qué cambios de estado se producen durante el estallido de un géiser?

Durante el estallido de un géiser tiene lugar la vaporización del agua subterránea.

### ¿Se te ocurre alguna manera de aprovechar la energía que hay disponible en las regiones donde abundan los géiseres?

La energía térmica producida se puede aprovechar para calentar o para generar otros tipos de energía, por ejemplo eléctrica.

## PRACTICA (página 48)

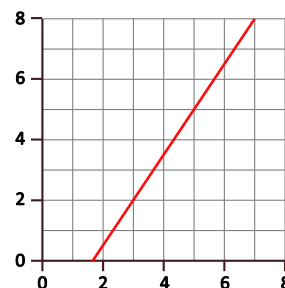
### 1. Representa las siguientes rectas.

a) Pasa por el punto (3, 2) y tiene pendiente  $0,6$ . ¿Es función de proporcionalidad directa?

b) Su pendiente es 0 y su ordenada en el origen es 2. ¿Qué tipo de función es?

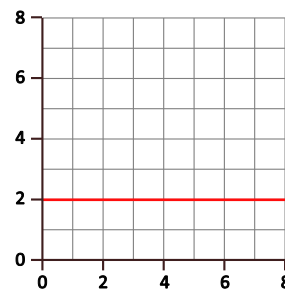
a)  $y - y_0 = m \cdot (x - x_0) \Rightarrow y - 2 = 0,6 \cdot (x - 3) \Rightarrow 2x - 3y + 5 = 0$

No es una función de proporcionalidad directa ya que la ordenada en el origen no es nula.



b)  $y = m \cdot x + n \Rightarrow y = 2$

Es una función constante.



2. Representa gráficamente los datos de esta tabla. ¿Qué tipo de función es?

x	0,5	1	2	4
y	4	2	1	0,5

$$y \cdot x = 2$$

Es una función de proporcionalidad inversa.



### PRACTICA (página 49)

3. ¿Qué quiere decir que la forma de los gases es variable?

Significa que no tienen forma fija, adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.

4. ¿De qué depende la temperatura de un gas, según la teoría cinética?

Según la teoría cinética, la temperatura de un gas es directamente proporcional a la velocidad con la que se muevan las partículas y la masa de las partículas. Para un mismo gas es más alta cuando las partículas se mueven con mayor rapidez. Si las partículas del gas se mueven más despacio, la temperatura disminuye. Llegará un momento en que las partículas no se mueven; entonces, la temperatura ya no puede bajar más (cero absoluto, equivale a  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).

5. ¿Por qué podemos oler el perfume que lleva una persona situada al otro lado de una habitación?

De acuerdo con la teoría cinética, los gases se expanden ocupando todo el volumen del recipiente que los contiene. Por esta razón, en cualquier punto de la habitación las partículas volátiles del perfume tienen libertad de movimiento, llegando hasta todos los rincones de la misma y pueden ser respiradas por otra persona que se encuentre en el otro extremo.

6. Según la teoría cinética, ¿qué ocurre cuando ponemos en contacto agua a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  con hielo a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?  
¿Qué intercambios de energía se producen?

Cuando un cuerpo a mayor temperatura se pone en contacto con un cuerpo a menor temperatura, le cede calor. En este caso, diremos que el agua cede calor al hielo hasta que sus temperaturas se igualen y se alcance el equilibrio térmico.

Podemos separar lo que ocurre en varias fases:

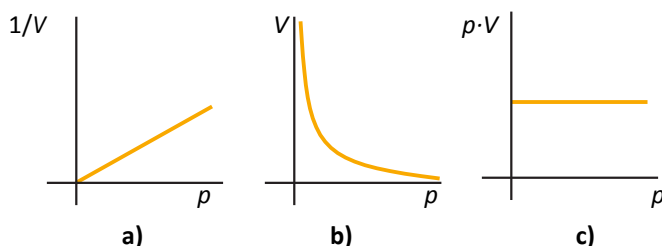
- 1.ª fase. El agua cede calor al hielo: Las partículas que forman el hielo pueden vibrar, pero su movimiento está muy limitado, al entrar en contacto con el agua, la energía que se le comunica hace que las partículas vibren más rápido. Toda la energía que se comunica a la sustancia se invierte en vencer las fuerzas que unen las partículas del sólido hasta llegar al estado líquido, en el que las fuerzas que mantiene unidas las partículas son menores que en el sólido. Se produce, por tanto, el cambio de estado de sólido (hielo) a

líquido (agua). El calor que se comunica mientras se produce el cambio de estado no se invierte en modificar su temperatura.

- **2.ª fase. Alcanzar el equilibrio:** El agua que se ha obtenido tras derretirse el hielo se encuentra a 0 °C. El agua que se encuentra a una mayor temperatura sigue cediendo energía que se invierte en aumentar el movimiento de vibración de las partículas, lo que hace que se eleve la temperatura hasta alcanzar el equilibrio térmico.

**ACTIVIDADES (página 51)**

- 7.** Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas cuando se modifica el volumen del recipiente en el que se encuentra, manteniendo constante su temperatura.



A temperatura constante,  $p \cdot V = \text{cte}$ .

- La gráfica a) indica que  $p$  es directamente proporcional a  $1/V$ . Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica b) indica que  $p$  y  $V$  son inversamente proporcionales. Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica c) indica que el producto de  $p \cdot V$  es constante a cualquier presión. También es coherente con la ley.

Las tres gráficas representan de forma coherente la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.

- 8.** En un cilindro de émbolo móvil tenemos un gas a 30 °C que ejerce una presión de 350 mm de Hg cuando el volumen del cilindro es de 1,25 L. ¿Qué presión ejercerá el gas si desplazamos el émbolo hasta que el volumen sea de 250 cm<sup>3</sup>, manteniendo constante la temperatura?

$$V_1 = 1,25 \text{ L}$$

$$V_2 = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ L}$$



$$p_1 = 350 \text{ mm de Hg}$$

$$p_2 = ?$$

De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{350 \text{ mm de Hg} \cdot 1,25 \cancel{\text{ L}}}{0,250 \cancel{\text{ L}}} = 1750 \text{ mm de Hg}$$

**ACTIVIDADES (página 53)**

- 9.** ¿En cuánto cambia la presión de un gas si su temperatura pasa de 20 a 40 °C (se duplica la temperatura Celsius), manteniendo constante su volumen?

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} = \frac{(20 + 273)\text{K}}{(40 + 273)\text{K}} = \frac{293\text{K}}{313\text{K}} \Rightarrow \frac{p_2}{p_1} = \frac{313 \cancel{\text{K}}}{293 \cancel{\text{K}}} = 1,07$$

Aumenta la presión un 7 %:  $p_2 = 1,07 p_1$ .

- 10.** Manteniendo constante el volumen de un gas, modificamos su temperatura. ¿Qué cambio debe experimentar su temperatura absoluta para que la presión se reduzca a la mitad? ¿Su temperatura Celsius cambia en la misma proporción?

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

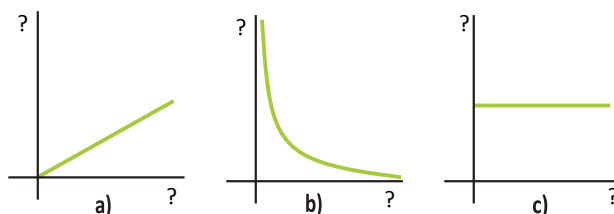
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{\cancel{p_1}}{T_1} = \frac{\frac{\cancel{p_1}}{2}}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1}{2}$$

Por tanto, se reduce a la mitad la temperatura absoluta.

La temperatura Celsius no cambia en la misma proporción, ya que estas expresiones son válidas para la temperatura absoluta.

**ACTIVIDADES (página 55)**

- 11.** Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación en el volumen frente a la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a presión constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje. Calculamos el vector desplazamiento:

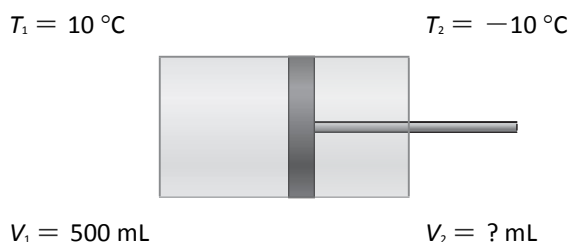


De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta de un gas:

$$\frac{V}{T} = \text{cte.}$$

- La gráfica a) representa dos magnitudes directamente proporcionales. En un eje se representa  $V$ ; y en otro,  $T$  absoluta.
- La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se representa  $V$ ; y en otro,  $1/T$  absoluta (o  $T$  y  $1/V$ ).
- La gráfica c) representa dos magnitudes independientes, por mucho que cambie una, la otra permanece constante. En el eje de abscisas se representa la temperatura centígrada, y en el de ordenadas, el volumen. El volumen tiende a 0 cuando la temperatura tiende a  $-273\text{ °C}$ .

- 12.** En un recipiente de émbolo móvil (ver ilustración) tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa 500 mL y se encuentra a  $10\text{ °C}$ . ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta  $-10\text{ °C}$  sin que varíe la presión?



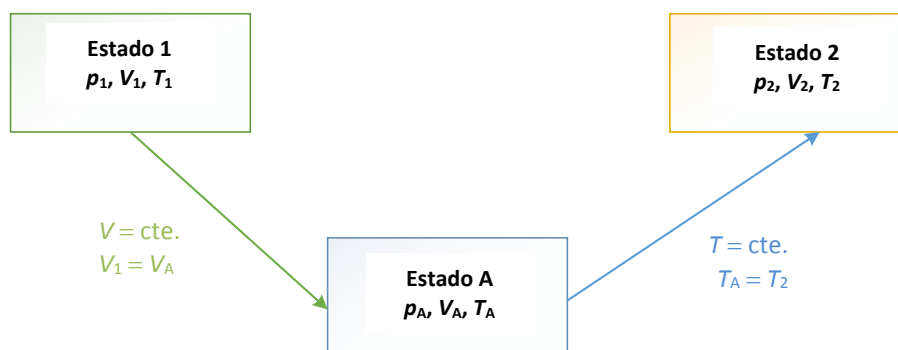
De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión de un gas ideal se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{500\text{ mL} \cdot (-10 + 273)\text{ K}}{(10 + 273)\text{ K}} = 465\text{ mL}$$

2 Los gases

## ACTIVIDADES (página 57)

13. Deduce la ecuación de estado de los gases ideales suponiendo que el gas pasa del estado 1 a A en un proceso con volumen constante y de A a 2 en un proceso con temperatura constante.



- Transformación 1, a  $V = \text{cte.}$  Se cumple la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_A}{T_A} \Rightarrow p_A = \frac{p_1 \cdot T_A}{T_1}$$

- Transformación 2, a  $T = \text{cte.}$  Se cumple la ley de Boyle-Mariotte:

$$p_A \cdot V_A = p_2 \cdot V_2$$

Teniendo en cuenta que  $T_A = T_2$  y  $V_1 = V_A$ , estas expresiones se transforman:

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

Despejamos  $p_A$  en ambas expresiones y las igualamos:

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

Reordenamos la expresión poniendo todo lo que se refiere al estado 1 en un miembro y lo que se refiere al estado 2 en el otro, y obtenemos la ecuación general de los gases ideales:

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

14. ¿Es posible que un gas experimente una transformación en la que se mantengan constantes el volumen y la presión?

Para que esto suceda también debe permanecer constante la temperatura, con lo que el gas no sufrirá transformación.

15. En un recipiente de 15 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 2 atm. Determina cuál será ahora el volumen del recipiente si lo calentamos hasta 100 °C y dejamos que la presión llegue hasta 3 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot p_2} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} \cdot (100 + 273) \text{ K}}{3 \text{ atm} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 11,55 \text{ L}$$

16. Una bombona de 3 L contiene CO<sub>2</sub> que, a temperatura ambiente (20 °C), ejerce una presión de 2 atm. En un descuido, la bombona se acerca a un fuego y llega a alcanzar 800 °C. ¿Llegará a explotar? La bombona está hecha de un material que soporta hasta 10 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 3 \cancel{\text{ L}} \cdot (800 + 273) \cancel{\text{ K}}}{(20 + 273) \cancel{\text{ K}} \cdot 3 \cancel{\text{ L}}} = 7,32 \text{ atm}$$

Como:  $p_2 = 7,32 \text{ atm} < 10 \text{ atm}$ , la bombona no explota.

- 17.** Como resultado de una reacción química se ha generado un gas que ocupa un volumen de 10 L a la presión de 2500 mm de Hg. ¿Cuál será la temperatura inicial de ese gas si cuando se enfría hasta  $-10^\circ\text{C}$  ejerce una presión de 2,5 atm y ocupa 7 L?

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

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

$$T_1 = \frac{\left( 2500 \cancel{\text{ mm de Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ mm de Hg}}} \right) \cdot 10 \cancel{\text{ L}} \cdot (-10 + 273) \cancel{\text{ K}}}{2,5 \cancel{\text{ atm}} \cdot 7 \cancel{\text{ L}}} = 494,26 \text{ K} = 221,36^\circ\text{C}$$

- 18.** En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg a  $35^\circ\text{C}$ . ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la presión y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su temperatura?

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{2 p_1 \cdot 2 V_1}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{2 p_1 \cdot 2 V_1 \cdot T_1}{p_1 \cdot V_1} = 4 T_1$$

La temperatura del gas se cuadruplica. Por tanto, tendrá un valor de:

$$T_2 = 4 \cdot (35 + 273) \text{ K} = 1232 \text{ K} = 959^\circ\text{C}$$

- 19.** Tenemos el mismo gas del ejercicio anterior. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la temperatura y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su presión?

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot 2 V_1}{2 T_1} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot \cancel{V_1} \cdot \cancel{2} \cancel{T_1}}{\cancel{T_1} \cdot \cancel{2} \cancel{V_1}} = p_1$$

La presión del gas no varía.

### ACTIVIDADES (página 58)

- 20.** Tenemos  $\text{CO}_2$  a 2 atm y  $70^\circ\text{C}$  ocupando 10 L. ¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  tenemos? ¿Cuántas moléculas de gas dióxido de carbono son? ¿Cuántos átomos de oxígeno son? ¿Cuántos moles de oxígeno son?

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cancel{\text{ atm}} \cdot 10 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\cancel{\text{ atm}} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (70 + 273) \cancel{\text{ K}}} = 0,71 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Hallamos el número de moléculas de  $\text{CO}_2$ :

$$0,71 \cancel{\text{ mol de } \text{CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{CO}_2}} = 4,28 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$



Calculamos el número de átomos de oxígeno partiendo del resultado anterior:

$$4,28 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de CO}_2} = 8,56 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

El número de moles de oxígeno será:

$$0,71 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 1,42 \text{ mol de O}$$

- 21.** En dos recipientes, del mismo volumen y a la misma temperatura, se introducen 10 g de gas hidrógeno en el primero y 10 g de gas cloro en el segundo. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

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

A igual volumen y temperatura, la presión será mayor donde sea mayor la cantidad de sustancia:

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2,016 \text{ g de H}_2} = 4,96 \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{Cl}_2) = 35,45 \cdot 2 = 70,90 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70,9 \text{ g de Cl}_2} = 0,14 \text{ mol de Cl}_2$$

Por tanto, la presión es mayor en el recipiente que contiene gas hidrógeno (el primero).

- 22.** ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono tendremos en un recipiente de 10 L si ejerce una presión de 1500 mm de Hg cuando se encuentra a 70 °C?

Pasamos las unidades de presión a atmósferas:

$$p = 1500 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,9737 \text{ atm}$$

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales calculamos la cantidad de sustancia expresada en moles:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,9737 \text{ atm} \cdot 10 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (70 + 273) \cancel{\text{K}}} = 0,7017 \text{ mol de CO}_2$$

Expresamos en gramos la cantidad de sustancia anterior:

$$M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

$$0,7017 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{44,00 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 30,88 \text{ g de CO}_2 \approx 30,9 \text{ g de CO}_2$$

- 23.** Calcula la presión que ejercen 3 mol de gas oxígeno en un recipiente de 15 L a 50 °C.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (50 + 273) \cancel{\text{K}}}{15 \cancel{\text{L}}} = 5,3 \text{ atm}$$

- 24.** Calcula la masa de 15 L de gas helio en condiciones estándar. ¿Y si el gas fuese cloro?

Para conocer la masa necesitamos saber la cantidad de sustancia en mol y relacionarla con los gramos.

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la cantidad de sustancia:

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

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,01325 \cancel{\text{ Pa}}} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

Sustituimos los datos en la expresión de la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,98692 \cancel{\text{ atm}} \cdot 15 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\cancel{\text{ atm}} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \cancel{\text{ K}}} = 0,6613 \text{ mol de He}$$

Expresamos en gramos los moles anteriores:

$$M(\text{He}) = 4,003 \text{ g/mol}$$

$$0,6613 \cancel{\text{ mol de He}} \cdot \frac{4,003 \text{ g de He}}{1 \cancel{\text{ mol de He}}} = \mathbf{2,647 \text{ g de He}}$$

Si el gas fuese cloro, también tendríamos 0,6613 mol. Expresamos en gramos:

$$M(\text{Cl}_2) = 35,5 \cdot 2 = 70,9 \text{ g/mol}$$

$$0,6613 \cancel{\text{ mol de He}} \cdot \frac{70,9 \text{ g de Cl}_2}{1 \cancel{\text{ mol de He}}} = \mathbf{46,89 \text{ g de Cl}_2}$$

### ACTIVIDAD (página 59)

- 25.** En un recipiente de 1 L se introducen 0,1 mol de gas  $\text{H}_2$  a 27 °C. Calcula la presión que ejerce y compárala con la que ejercerían 0,1 mol de  $\text{NH}_3$  en el mismo recipiente y a la misma temperatura. En la tabla del margen se muestran las constantes de Van der Waals de ambos gases.

Gas	a ( $\text{atm} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$ )	b ( $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
$\text{H}_2$	0,2452	0,0265
$\text{NH}_3$	4,225	0,0371

Aplicamos la ecuación de estado de los gases reales:

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

Despejamos la presión:

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

Sustituimos para cada gas:

$$p_{\text{H}_2} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{\left( 1 \text{ L} - 0,1 \text{ mol} \cdot 0,0265 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right)} - \frac{0,2452 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} \cdot (0,1 \text{ mol})^2}{(1 \text{ L})^2} = \mathbf{2,646 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{\left( 1 \text{ L} - 0,1 \text{ mol} \cdot 0,0371 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right)} - \frac{4,225 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} \cdot (0,1 \text{ mol})^2}{(1 \text{ L})^2} = \mathbf{2,427 \text{ atm}}$$

Por tanto:

$$\frac{\rho_{\text{H}_2}}{\rho_{\text{NH}_3}} = \frac{2,646 \text{ atm}}{2,427 \text{ atm}} = 1,015$$

**ACTIVIDADES (página 60)**

- 26.** Calcula la densidad del metano,  $\text{CH}_4$ , a  $40^\circ\text{C}$  y a 3 atm de presión.

Calculamos la masa molar del metano:

$$M(\text{CH}_4) = 12,00 + 1,008 \cdot 4 = 16,032 \text{ g/mol}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad de un gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 16,032 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (40 + 273) \text{ K}} = 1,89 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- 27.** Calcula la densidad del metano en condiciones estándar.

Calculamos la masa molar del metano:

$$M(\text{CH}_4) = 12,00 + 1,008 \cdot 4 = 16,032 \text{ g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,01325 \cdot 10^5 \cancel{\text{Pa}}} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad de un gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{0,98692 \text{ atm} \cdot 16,032 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,71 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- 28.** En una ampolla se ha introducido un gas cuya densidad, a  $50^\circ\text{C}$  y 2,2 atm, es 6,7 g/L. Determina si se trata de dióxido de azufre, dióxido de carbono o trióxido de azufre.

Conocida la densidad de un gas en determinadas condiciones, podemos calcular su masa molar y así identificar de qué gas se trata:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{6,7 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{2,2 \text{ atm}} = 80,66 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Comparamos con las masas molares de los gases:

$$M(\text{SO}_2) = 32,06 + 16,00 \cdot 2 = 64,06 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_3) = 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 80,06 \text{ g/mol}$$

El gas del problema es el  $\text{SO}_3$ .

- 29.** La composición centesimal de un compuesto orgánico es 52,12 % de carbono, 13,13 % de hidrógeno y 34,75 % de oxígeno. Determina su fórmula sabiendo que su densidad, a 1,5 atm y  $25^\circ\text{C}$ , es 2,85 g/L.

La expresión de la densidad nos permite calcular la masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,85 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{K}}{1,5 \text{ atm}} = 46,43 \text{ g/mol}$$

La composición centesimal determina la proporción en masa de cada elemento. Así, en 100 g del compuesto:

$$100 \text{ g del compuesto} \begin{cases} 52,12 \text{ g de C} \\ 13,3 \text{ g de H} \\ 34,75 \text{ g de O} \end{cases}$$

Determinamos la cantidad, en mol, de cada elemento que corresponde a esa masa usando la masa atómica:

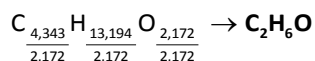
$$52,12 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 4,343 \text{ mol de C}$$

$$13,3 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 13,194 \text{ mol de H}$$

$$34,75 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,172 \text{ mol de O}$$

La fórmula del compuesto será del tipo:  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ . Por tanto, la fórmula del compuesto es:  $\text{C}_{4,343}\text{H}_{13,194}\text{O}_{2,172}$

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:



Comprobamos si es la fórmula molecular del compuesto. Para ello calculamos su masa molar:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = (12,00 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00) \text{ g/mol} = 46,048 \text{ g/mol}$$

La fórmula molar, en este caso, coincide con la fórmula empírica ya que la masa molar coincide con el valor obtenido de los datos de la densidad.

- 30.** La densidad de un gas es 2,15 g/L a 25 °C y 1000 mm de Hg. ¿A qué temperatura se duplicará su densidad sin que varíe la presión?

Comparamos ambas densidades teniendo en cuenta que la presión no varía:

$$\left. \begin{array}{l} d_1 = \frac{p \cdot M}{R \cdot T_1} \\ d_2 = \frac{p \cdot M}{R \cdot T_2} \end{array} \right\} \xrightarrow{d_2=2d_1} \frac{p \cdot M}{R \cdot T_2} = 2 \cdot \frac{p \cdot M}{R \cdot T_1} \Rightarrow \frac{1}{T_2} = \frac{2}{T_1} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1}{2} = \frac{(25 + 273) \text{K}}{2} = 149 \text{ K} = -124 \text{ °C}$$

### ACTIVIDADES (página 62)

- 31.** En tres recipientes distintos de 1 L de capacidad tenemos  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{N}_2$ , cada uno a la presión de 1 atm y todos a la misma temperatura. Metemos los tres gases en un recipiente de 1 L de capacidad a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?

De acuerdo con la ley de Dalton:

$$p_T = p_{\text{H}_2} + p_{\text{CO}_2} + p_{\text{N}_2} = (1 + 1 + 1) \text{ atm} = 3 \text{ atm}$$

- 32.** En un recipiente de 1 L introducimos gas  $\text{H}_2$  a la presión de 1 atm y en otro recipiente de 3 L introducimos  $\text{CO}_2$ , también a la presión de 1 atm. Ambos recipientes se encuentran a la misma temperatura. Metemos los dos gases en un recipiente de 4 L, también a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?

Calculamos la presión que ejerce el hidrógeno en las nuevas condiciones con la ley general de los gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \cancel{\text{ L}} \cdot \cancel{\text{ T}}}{\cancel{\text{ T}} \cdot 4 \cancel{\text{ L}}} = 0,25 \text{ atm}$$

Calculamos la presión que ejerce el dióxido de carbono en las nuevas condiciones con la ley general de los gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 3 \cancel{\text{ L}} \cdot \cancel{\text{ T}}}{\cancel{\text{ T}} \cdot 4 \cancel{\text{ L}}} = 0,75 \text{ atm}$$

De acuerdo con la Ley de Dalton, la presión de la mezcla de gases:

$$p_T = p_{\text{H}_2} + p_{\text{CO}_2} = 0,25 \text{ atm} + 0,75 \text{ atm} = \mathbf{1 \text{ atm}}$$

- 33.** En una ampolla se introducen 20 g de gas H<sub>2</sub> y 50 g de gas N<sub>2</sub>. Si el manómetro indica que la presión en la ampolla es de 1200 mm de Hg, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas?

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,008 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$p_{\text{H}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{H}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 1200 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{\frac{20 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}}}{\frac{20 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{50 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{1017,06 \text{ mm de Hg}}$$

$$M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,01 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$p_{\text{N}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{N}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 1200 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{\frac{50 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}}{\frac{20 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{50 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{182,94 \text{ mm de Hg}}$$

- 34.** En un recipiente tenemos 5 g de gas H<sub>2</sub> y 5 g de gas N<sub>2</sub>. La mezcla ejerce una presión de 800 mm de Hg. Calcula:

- La presión parcial que ejerce cada componente de la mezcla.
- La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

- a) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, para cada componente:

$$p_1 = p_T \cdot \chi_{\text{H}_2}$$

Para calcular las fracciones molares debemos conocer la cantidad de cada componente. Lo calculamos dividiendo la masa en gramos de cada uno entre su masa molar:

$$M(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$p_{\text{H}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{H}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}}}{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{746,3 \text{ mm de Hg}}$$

$$M(\text{N}_2) = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$p_{\text{N}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{N}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{\frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}}{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{53,7 \text{ mm de Hg}}$$

b) Composición de la mezcla como porcentaje en masa: 50 % de cada uno, ya que tenemos la misma masa:

$$\% \text{ en masa (H}_2\text{)} = 50 \%$$

$$\% \text{ en masa (N}_2\text{)} = 50 \%$$

Composición de la mezcla como porcentaje en volumen: coincide con el porcentaje en número de partículas:

$$\% \text{ en volumen (H}_2\text{)} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}}}{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} \cdot 100 = 93,29 \%$$

$$\% \text{ en volumen (N}_2\text{)} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}}{\frac{5 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{5 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}} \cdot 100 = 6,71 \%$$

### ACTIVIDADES FINALES (páginas 66)

#### Leyes de los gases. Ecuación general de los gases ideales

35. ¿En cuánto tiene que cambiar el volumen de un recipiente que contiene un gas si queremos que su presión se cuadruplique sin que varíe su temperatura?

De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{p_1 \cdot V_1}{4 p_1} = \frac{1}{4} V_1$$

El volumen se debe reducir a la cuarta parte.

36. En un recipiente de volumen variable tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg cuando el volumen es de 1,2 L. ¿Cuál será el volumen si la presión alcanza 1,25 atm sin que varíe su temperatura?

De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

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

Pasamos las unidades de la presión en el estado 1 a atmósferas:

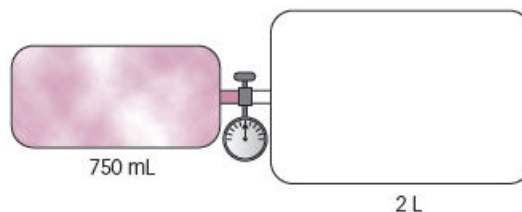
$$p_1 = 600 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 0,7895 \text{ atm}$$

Despejamos el volumen en el estado final de la ley de Boyle-Mariotte:

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{0,7895 \text{ atm} \cdot 1,2 \text{ L}}{1,25 \text{ atm}} = 0,758 \text{ L} = 758 \text{ mL}$$

37. En una ampolla de 750 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1,25 atm a 50 °C. Lo conectamos a una segunda ampolla de 2 L. ¿Qué presión leeremos ahora en el manómetro si no varía la temperatura?

De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:



$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1,25 \text{ atm} \cdot 0,750 \text{ L}}{0,750 \text{ L} + 2 \text{ L}} = 0,34091 \text{ atm}$$

Expresamos esta presión en mm de Hg:

$$p_2 = 0,34091 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = 259 \text{ mm de Hg}$$

**38. Razona si es posible aumentar el volumen de un gas sin calentarlo.**

De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

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

Para que el  $V_2$  aumente  $p_2$  debe reducirse en la misma proporción, ya que  $p$  y  $V$  son inversamente proporcionales.

**39. Tenemos un gas encerrado en un recipiente rígido de 5 L. ¿En cuánto cambia su temperatura si su presión pasa de 300 mm de Hg a 600 mm de Hg?**

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 \cdot T_1}{p_1} = \frac{600 \text{ mm de Hg} \cdot T_1}{300 \text{ mm de Hg}} = 2T_1$$

Por tanto, **su temperatura absoluta se duplica.**

**40. Tenemos un gas dentro de un cilindro de émbolo móvil. ¿Hay algún modo de reducir el volumen sin variar la presión ni empujar el émbolo?**

De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión de un gas ideal se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

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

Así, para que se reduzca el  $V_2$  sin variar la presión hay que disminuir la temperatura  $T_2$  del gas.

**41. Una pieza de una máquina está formada por un pistón que tiene un gas en su interior. En un momento dado, el volumen del pistón es de 225 mL y la temperatura del gas es de 50 °C. ¿Cuánto debe cambiar la temperatura para que el volumen sea de 275 mL si la presión no varía?**

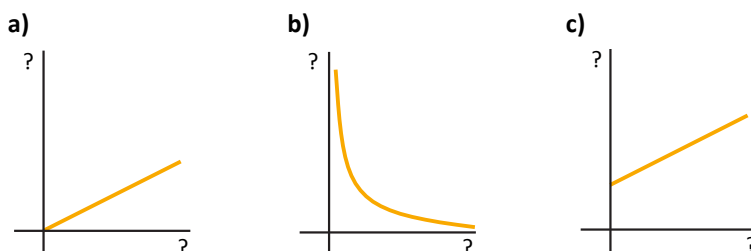
Según la ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{275 \text{ mL} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{225 \text{ mL}} = 394,7 \text{ K}$$

Entonces el incremento de temperatura del pistón debe ser de:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 394,7 \text{ K} - (50 + 273) \text{ K} = 71,7 \text{ K}$$

**42. Las tres gráficas siguientes pueden representar la variación de la presión frente a la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a volumen constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje y sus unidades.**



Para un gas ideal que sufre transformaciones a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \text{cte.} \quad (\text{Ley de Gay-Lussac})$$

- En la gráfica a) se representa en un eje  $p$ ; y en el otro,  $T$  (temperatura absoluta).
- La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se debe representar  $p$ , y en el otro,  $1/T$  (o viceversa).
- La gráfica c) representa dos magnitudes directamente proporcionales con ordenada en el origen. En el eje de ordenadas se debe representar  $p$ , y en el de abscisas, la temperatura centígrada.  $p$  tiende a 0 cuando  $T = -273$  °C.

**43. Justifica si son ciertas las siguientes afirmaciones:**

- Cuando un gas que ocupa  $300 \text{ cm}^3$  se comprime hasta ocupar  $100 \text{ cm}^3$  sin que varíe su temperatura, triplica la presión que ejerce.
- Cuando un gas que se encuentra a  $10$  °C se calienta hasta que esté a  $20$  °C sin que varíe su presión, su volumen se duplica.
- Cuando un gas que ocupa  $300 \text{ cm}^3$  se comprime hasta ocupar  $100 \text{ cm}^3$  sin que varíe su presión, triplica la temperatura a la que estaba.

a) **Cierta.** De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{p_1 \cdot 300 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} = 3 p_1$$

b) **Falsa.** Según la ley de Charles, a presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{V_1 \cdot (10 + 273) \text{ K}}{(20 + 273) \text{ K}} = \frac{1}{2} V_1$$

Su volumen se reduce a la mitad.

c) **Falsa.** Según la ley de Charles, a presión constante:

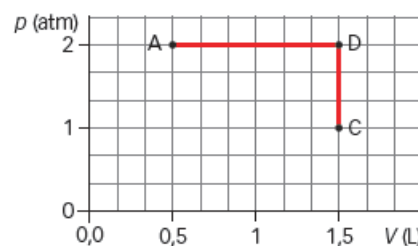
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{100 \text{ cm}^3 \cdot T_1}{300 \text{ cm}^3} = \frac{1}{3} T_1$$

Su temperatura se reduce a la tercera parte.

**44. Un gas ideal, cuya temperatura es  $27$  °C, se encuentra en las condiciones del punto A. Determina su temperatura en los puntos D y C.**

La gráfica nos permite leer el valor de  $p$  y  $V$  de cada estado. Además, conocemos la temperatura en A.

La ecuación general de los gases ideales permite obtener la temperatura en B y C comparando estados:



$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_D \cdot V_D}{T_D}$$

Despejamos, sustituimos y operamos:

$$T_D = \frac{p_D \cdot V_D}{p_A \cdot V_A} \cdot T_A = \frac{2 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{2 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}} \cdot (27 + 273) \text{ K} = 900 \text{ K} = \mathbf{627} \text{ °C}$$



De nuevo:

$$\frac{p_D \cdot V_D}{T_D} = \frac{p_C \cdot V_C}{T_C}$$

Despejamos, sustituimos y operamos:

$$T_C = \frac{p_C \cdot V_C}{p_D \cdot V_D} \cdot T_D = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}}{2 \text{ atm} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}} \cdot 900 \text{ K} = 450 \text{ K} = 177^\circ \text{C}$$

### ACTIVIDADES FINALES (páginas 67)

- 45.** En un recipiente de 500 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1500 mm de Hg cuando se encuentra a 80 °C. Calcula qué volumen ocupará el gas si lo enfriamos hasta 40 °C y hacemos que la presión sea de 0,9 atm.

Pasamos las unidades de la presión en el estado 1 a atmósferas:

$$p_1 = 1500 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,97368 \text{ atm}$$

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1} = \frac{1,97368 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL} \cdot (40 + 273) \text{ K}}{0,9 \text{ atm} \cdot (80 + 273) \text{ K}} = 972,24 \text{ mL}$$

- 46.** En un recipiente de 2 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 4 atm. Determina qué presión ejercerá el gas si lo calentamos hasta 100 °C y hacemos que el volumen del recipiente se reduzca hasta 750 mL.

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{V_2 \cdot T_1} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \cancel{\text{L}} \cdot (100 + 273) \text{ K}}{0,750 \cancel{\text{L}} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 12,32 \text{ atm}$$

### Ecuación de estado de los gases ideales

- 47.** Determina:

- ¿Qué masa de gas metano, CH<sub>4</sub>, tenemos en un recipiente de 8 L si está a la presión de 1140 mm de Hg y a 117 °C?
  - ¿Cuántas moléculas de gas metano son?
  - ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay?
  - ¿Cuántos moles de carbono hay?
- a) Para conocer la masa necesitamos saber la cantidad de sustancia en mol y relacionarlo con los gramos. Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la cantidad de sustancia:

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

Las condiciones de presión y temperatura son:

$$p = 1140 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 117^\circ \text{C} = (117 + 273) \text{ K} = 390 \text{ K}$$

Sustituimos los datos en la expresión de la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 390 \text{ K}} = 0,375 \text{ mol de CH}_4$$

Expresamos en gramos la cantidad de sustancia anterior:

$$M(\text{CH}_4) = 12,00 + 1,008 \cdot 4 = 16,032 \text{ g/mol}$$

$$0,375 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{16,032 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} = 6,016 \text{ g de CO}_2 \approx \mathbf{6 \text{ g de CH}_4}$$

b) Hallamos el número de moléculas de CH<sub>4</sub>:

$$0,375 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4}{1 \text{ mol de CH}_4} = \mathbf{2,26 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4}$$

c) Calculamos el número de átomos de hidrógeno partiendo del resultado anterior:

$$2,26 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4 \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de CH}_4} = \mathbf{9,04 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}$$

d) El número de moles de carbono será:

$$0,375 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CH}_4} = \mathbf{0,375 \text{ mol de C}}$$

**48.** ¿Cuál es la temperatura de un recipiente de 8 L que contiene 7 g de gas nitrógeno a una presión de 650 mm de Hg?

Expresamos la presión en atmósferas:

$$p = 650 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 0,855 \text{ atm}$$

Hallamos la cantidad de sustancia:

$$M(\text{N}_2) = 14,01 \cdot 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7 \text{ g}}{28,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2499 \text{ mol}$$

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos la temperatura y la calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow T = \frac{p \cdot V}{n \cdot R} = \frac{0,855 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{0,2499 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 334 \text{ K} = \mathbf{61 \text{ }^\circ\text{C}}$$

**49.** Una bombona de butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, tiene una capacidad de 26 L, y cuando está llena su masa es 12,5 kg mayor que cuando está vacía. ¿Qué presión ejercería el butano que hay en su interior si estuviese en fase gaseosa? Consideramos que la temperatura es de 20 °C.

Hallamos la masa molar del butano y calculamos la cantidad de sustancia:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12,00 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,08 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12,5 \cdot 10^3 \text{ g}}{58,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 215,22 \text{ mol}$$

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos la presión y la calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{215,22 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \cancel{\text{K}}}{26 \cancel{\text{L}}} = 198,9 \text{ atm}$$

- 50.** Decimos que una bombona de butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , se ha consumido cuando ya no sale gas de su interior. Eso sucede cuando la presión en su interior es igual a la presión atmosférica. ¿Qué masa de butano queda en el interior de una bombona vacía si la temperatura de la cocina es  $20^\circ\text{C}$ ?

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la cantidad de sustancia:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 26 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \cancel{\text{K}}} = 1,0822 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Expresamos en gramos los moles anteriores:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12,00 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,08 \text{ g/mol}$$

$$1,0822 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{58,08 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 62,85 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

- 51.** En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 5 g de gas helio y 5 g de gas dióxido de carbono. Determina en cuál de los dos recipientes será mayor la presión.

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, si  $V$  y  $T$  son iguales, ejercerá mayor presión el gas que tenga mayor cantidad de sustancia:

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

Hallamos la cantidad de sustancia de cada gas:

$$M(\text{He}) = 4,003 \text{ g/mol}$$

$$5 \text{ g de He} \cdot \frac{1 \text{ mol de He}}{4,003 \text{ g de He}} = 1,25 \text{ mol de He}$$

$$M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

$$5 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,00 \text{ g de CO}_2} = 0,11 \text{ mol de CO}_2$$

Por tanto, la presión será mayor **en el recipiente de helio**.

- 52.** En un globo hemos introducido 5 g de gas helio. ¿Cuál será el volumen del globo si la presión en el interior es de  $1,5 \text{ atm}$  y la temperatura es de  $20^\circ\text{C}$ ?

Calculamos la cantidad de sustancia:

$$M(\text{He}) = 4,003 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5 \cancel{\text{g}}}{4,003 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 1,249 \text{ mol}$$

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos el volumen

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,249 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \cancel{\text{K}}}{1,5 \text{ atm}} = 20 \text{ L}$$

**Densidad de un gas**

- 53.** La densidad de un gas en condiciones estándar es 1,25 g/L. Determina si el gas es monóxido de carbono, monóxido de azufre o amoníaco.

Calculamos la masa molar del monóxido de carbono y del amoníaco:

$$M(\text{CO}) = 12,00 + 16,00 = 28,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,01325 \cdot 10^5 \cancel{\text{Pa}}} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

La expresión de la densidad nos permite calcular la masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,25 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}}{0,98692 \cancel{\text{atm}}} = 28,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 28,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = M(\text{CO})$$

Por tanto, el gas es **monóxido de carbono, CO**.

- 54.** La densidad de un gas en condiciones estándar es 1,42 g/L. Calcula la masa de 750 mL de ese gas a 3,5 atm y 17 °C.

La densidad del gas en condiciones estándar nos permite conocer su masa molar.

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,42 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}}{0,98692 \cancel{\text{atm}}} = 32,21 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

A partir de la masa molar podemos conocer la densidad del gas en las nuevas condiciones:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{3,5 \cancel{\text{atm}} \cdot 32,21 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{0,082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot (17 + 273) \cancel{\text{K}}} = 4,74 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Por último, teniendo en cuenta la densidad calculada determinamos la masa correspondiente a 750 mL:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 4,74 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,750 \cancel{\text{L}} = 3,56 \text{ g}$$

- 55.** Calcula la densidad del monóxido de dinitrógeno en condiciones estándar. En una ampolla tenemos monóxido de dinitrógeno a una presión de 1000 mm de Hg. ¿A qué temperatura su densidad será de 2,15 g/L?

Calculamos la masa molar del monóxido de dinitrógeno:

$$M(\text{N}_2\text{O}) = 14,01 \cdot 2 + 16,00 = 44,02 \text{ g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,01325 \cdot 10^5 \cancel{\text{Pa}}} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad del gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{0,98692 \text{ atm} \cdot 44,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,94 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Hallamos la temperatura a la que la densidad será de 2,15 g/L para la presión dada:

$$p = 1000 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,3158 \text{ atm}$$

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow T = \frac{p \cdot M}{d \cdot R} = \frac{1,3158 \text{ atm} \cdot 44,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2,15 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 328,5 \text{ K} = 55,5 \text{ }^\circ\text{C}$$

### ACTIVIDADES FINALES (páginas 68)

#### Mezclas de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales

- 56.** En una bombona tenemos una mezcla de gas hidrógeno y gas nitrógeno al 50 % en volumen. Si la presión de la mezcla es de 800 mm de Hg, ¿cuál es la presión parcial que ejerce cada gas?

El porcentaje en volumen de la mezcla coincide con el porcentaje del número de partículas:

$$\%V_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} \cdot 100 = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = 50\% \Rightarrow \chi_{\text{H}_2} = 0,50$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{T}} \cdot \chi_{\text{H}_2} = p_{\text{T}} \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm de Hg} \cdot 0,50 = 400 \text{ mm de Hg}$$

Análogamente:

$$\%V_{\text{N}_2} = 50\% \Rightarrow \chi_{\text{N}_2} = 0,50 \Rightarrow p_{\text{N}_2} = p_{\text{H}_2} = 400 \text{ mm de Hg}$$

- 57.** En un recipiente tenemos 3,2 g de oxígeno que ejercen una presión de 500 mm de Hg. Sin que varíen la temperatura ni el volumen, añadimos al mismo recipiente 4,2 g de gas hidrógeno. ¿Cuál será el valor de la presión ahora?

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$p_{\text{O}_2} = p_{\text{T}} \cdot \chi_{\text{O}_2} \Rightarrow p_{\text{T}} = \frac{p_{\text{O}_2}}{\chi_{\text{O}_2}} = \frac{500 \text{ mm de Hg}}{\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{H}_2}}} = \frac{500 \text{ mm de Hg}}{\frac{3,2 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol} + \frac{4,2 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}}}} = 11\,000 \text{ mm de Hg}$$

- 58.** En una bombona tenemos una mezcla de gas hidrógeno y gas nitrógeno al 50 % en masa. Si la presión de la mezcla es de 800 mm de Hg, ¿cuál es la presión parcial que ejerce cada gas?

Como el porcentaje en masa de la mezcla es del 50 %:

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{N}_2) = 14,01 \cdot 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

Como el porcentaje en masa de la mezcla es del 50 %:

$$\% m_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2}} \cdot 100 = 50 \%$$

$$\% m_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2}} \cdot 100 = 100 \% - \% m_{\text{H}_2} = 50 \%$$

$$\frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2}} = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2}} \Rightarrow m_{\text{H}_2} = m_{\text{N}_2} = m$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_{\text{H}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{H}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = p_T \cdot \frac{\frac{m}{2,016 \text{ g/mol}}}{\frac{m}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{m}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{746,30 \text{ mm de Hg}}$$

Análogamente:

$$p_{\text{N}_2} = p_T \cdot \chi_{\text{N}_2} = p_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = p_T \cdot \frac{\frac{m}{28,02 \text{ g/mol}}}{\frac{m}{2,016 \text{ g/mol}} + \frac{m}{28,02 \text{ g/mol}}} = \mathbf{53,70 \text{ mm de Hg}}$$

### Ampliación (página 68)

- 59.** En el laboratorio tenemos una bombona de 5 L que contiene oxígeno a la presión de 7 atm. Abrimos la bombona y dejamos que salga el gas hasta que la presión en su interior es de 1 atm. ¿Cuánto ha disminuido la masa de la bombona si la temperatura se ha mantenido en 20 °C?

Para conocer la masa necesitamos saber la cantidad de sustancia, en mol, y relacionarla con la masa, en gramos. Con la ecuación de estado de los gases ideales calculamos la cantidad de oxígeno que hay en el interior de la bombona antes y después de abrirla:

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

Antes de abrir la bombona:

$$n = \frac{7 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 1,46 \text{ mol de O}_2$$

Después de abrir la bombona:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \text{ K}} = 0,21 \text{ mol de O}_2$$

La diferencia serán los moles de oxígeno que salieron de la bombona:

$$n = 1,46 \text{ molde O}_2 - 0,21 \text{ molde O}_2 = 1,25 \text{ molde O}_2$$

Calculamos la masa del oxígeno perdido:

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$1,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{32,00 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 40 \text{ g de O}_2$$

- 60.** El acetileno es un gas que se utiliza como combustible en los sopletes de soldadura. En su composición interviene un 92,3 % de C y un 7,7 % de H. Determina la fórmula del acetileno si al introducir 4,15 g en una ampolla de 1,5 L a 70 °C hay 3 atm de presión.

La composición centesimal nos permitirá conocer la fórmula empírica. Con los datos que se refieren al estado del gas calculamos su masa molar y, con ello, su fórmula molecular.

La composición centesimal determina la proporción en masa de cada elemento. Así, en 100 g del compuesto:

$$100 \text{ g del compuesto} \begin{cases} 92,3 \text{ g de C} \\ 7,7 \text{ g de H} \end{cases}$$

Determinamos los moles de cada elemento que representa esa cantidad usando la masa atómica:

$$92,3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 7,69 \text{ mol de C}$$

$$7,7 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 7,64 \text{ mol de H}$$

La fórmula empírica del compuesto será del tipo:  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ . Por tanto, la fórmula del compuesto es:  $\text{C}_{7,69}\text{H}_{7,64}$ .

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:

$$\text{C}_{\frac{7,69}{7,64}}\text{H}_{\frac{7,64}{7,64}} \Rightarrow \text{CH}$$

Determinamos la masa molar correspondiente a esta fórmula:

$$M(\text{CH}) = 12,00 + 1,008 = 13,008 \text{ g/mol}$$

Hallamos la masa molar del acetileno aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

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

$$M = \frac{4,15 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (70 + 273) \cancel{\text{K}}}{3 \text{ atm} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}} = 25,94 \text{ g/mol}$$

Determinamos la relación entre ambas masas molares:

$$\frac{25,94 \text{ g/mol}}{13,008 \text{ g/mol}} \approx 2$$

Por tanto, la fórmula molecular del acetileno es:  $\text{C}_2\text{H}_2$

- 61.** En un recipiente cerrado tenemos 0,5 g de gas hidrógeno a 150 °C y 2 atm. A continuación, y sin modificar el volumen ni la temperatura, añadimos 0,1 mol de oxígeno.

- Calcula la presión que ejerce la mezcla.
- Los dos gases reaccionan para dar agua (vapor), hasta que se consume todo el oxígeno. Calcula la presión en el recipiente al finalizar el proceso, suponiendo que no cambia la temperatura ni el volumen.

a) A partir de la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_T = p_{H_2} + p_{O_2} \quad \text{donde} \quad p_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,1}{0,1 + 0,25} \cdot p_T = 0,28 \cdot p_T$$

Despejamos y calculamos la presión total:

$$p_T = p_{H_2} + \frac{n_{O_2}}{n_T} \cdot p_T \Rightarrow p_T = \frac{p_{H_2}}{\left(1 - \frac{n_{O_2}}{n_T}\right)} = \frac{2 \text{ atm}}{\left(1 - \frac{0,1 \text{ mol}}{(0,1 + 0,25) \text{ mol}}\right)} = 2,8 \text{ atm}$$

b) A partir de la ecuación de los gases ideales, como el volumen permanece constante, con los datos iniciales, calculamos el volumen final de la mezcla:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,25 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \cdot (150 + 273) \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 4,34 \text{ L}$$

Calculamos los moles que tenemos al final del proceso. Para ello, escribimos la reacción:

	2H <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> → 2H <sub>2</sub> O		
Inicial	0,25 mol	0,1 mol	--
Reaccionan	0,2 mol	0,1 mol	--
Final	0,05 mol	--	0,2 mol

Al finalizar el proceso tenemos 0,05 mol de H<sub>2</sub> y 0,2 mol de H<sub>2</sub>O. Sustituimos en la ecuación de los gases ideales, despejamos la presión y calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(0,05 + 0,2) \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \cdot (150 + 273) \text{ K}}{4,34 \text{ L}} = 2 \text{ atm}$$

## QUÍMICA EN TU VIDA (página 70)

### INTERPRETA

#### 1. ¿Por qué hay que medir la presión en frío?

Debemos medir la presión de los neumáticos en frío para tener un valor fiable que comparar con el otorgado por el fabricante.

La presión de un gas se ve afectada por la temperatura. Como el volumen de los neumáticos es constante, según la ley de Gay-Lussac,  $p$  y  $T$  son directamente proporcionales:

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

Por este motivo, si medimos la presión tras un largo viaje, los neumáticos estarán calientes, y el valor de presión obtenido será superior al que obtendríamos en la medida en frío.

#### 2. Imagina que inflamos un neumático a una temperatura ambiente de 20 °C con 2,2 atm de presión.

a) ¿Cuál será la presión si el neumático alcanza una temperatura de 50 °C?

b) ¿Qué ocurrirá cuando el neumático se enfríe de nuevo?

a) De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{2,2 \text{ atm} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{(20 + 273) \text{ K}} = 2,4 \text{ atm}$$

b) Cuando el neumático se vuelva a enfriar, la presión disminuirá.



**REFLEXIONA**

3. Si ajustamos la presión de los neumáticos en caliente, ¿estaremos usando una presión mayor o menor de la que indica el fabricante?

Estaremos tomando como referencia una presión mayor que la indicada por el fabricante para los neumáticos en frío, puesto que al aumentar la temperatura de un gas, aumenta su presión ( $p$  y  $T$  son directamente proporcionales).

**USA LAS TIC**

4. Los manómetros utilizados para medir la presión de los neumáticos emplean como unidad el  $\text{kg}/\text{cm}^2$ , es decir, la presión que ejerce el peso de una masa de un kilogramo actuando sobre una superficie de  $1 \text{ cm}^2$ . Usa una hoja de cálculo para establecer una equivalencia entre esta unidad y la atmósfera (atm).

Una posible manera de presentar la hoja de cálculo:

	A	B	C	D	E	F	G	
1								
2			CONVERSIÓN DE UNIDADES DE PRESIÓN					
3		Unidades	$\text{kg}/\text{cm}^2$	$\text{N}/\text{cm}^2$	$\text{Pa (N/m}^2)$	atm		
4			1	10	100000	1		
5			2	20	200000	2		
6			3	30	300000	3		
7			4	40	400000	4		
8			5	50	500000	5		
9			6	60	600000	6		
10			7	70	700000	7		
11			8	80	800000	8		
12			9	90	900000	9		
13			10	100	1000000	10		
14								

Los datos y las fórmulas:

	A	B	C	D	E	F	G	
1								
2			CONVERSIÓN DE UNIDADES DE PRESIÓN					
3		Unidades	$\text{kg}/\text{cm}^2$	$\text{N}/\text{cm}^2$	$\text{Pa (N/m}^2)$	atm		
4			1	=C4*10	=D4*10^4	=E4/10^5		
5			2	=C5*10	=D5*10^4	=E5/10^5		
6			3	=C6*10	=D6*10^4	=E6/10^5		
7			4	=C7*10	=D7*10^4	=E7/10^5		
8			5	=C8*10	=D8*10^4	=E8/10^5		
9			6	=C9*10	=D9*10^4	=E9/10^5		
10			7	=C10*10	=D10*10^4	=E10/10^5		
11			8	=C11*10	=D11*10^4	=E11/10^5		
12			9	=C12*10	=D12*10^4	=E12/10^5		
13			10	=C13*10	=D13*10^4	=E13/10^5		
14								

**OPINA**

5. ¿Crees que todos los vehículos deberían llevar sensores que detecten automáticamente una alteración en la presión del aire de los neumáticos? Ten en cuenta los costes asociados y las ventajas de esta medida.

Por un lado, si todos los vehículos llevasen sensores de presión de neumáticos, aumentaría la seguridad en el vehículo (al disminuir el número de pinchazos) y la comodidad de los pasajeros, se reduciría el consumo de combustible (lo que repercutiría directamente en un ahorro económico), y se alargaría la vida de los neumáticos (suponiendo también un ahorro económico a largo plazo).

Sin embargo, por otro lado, puede que esta prestación añadida suponga un coste elevado que se puede evitar simplemente realizando un correcto mantenimiento del coche. Así, se debe comprobar la presión de los neumáticos periódicamente, sobre todo con el cambio de invierno al verano y viceversa, ya que, como hemos visto, la temperatura desempeña un papel fundamental en la presión de los neumáticos. Además, siempre es

recomendable medir la presión de los neumáticos antes de emprender un viaje largo, ajustándola si fuera necesario.

Por tanto, de forma individual y responsable, cada conductor debería evaluar si le merece la pena o no adquirir el vehículo con esta nueva prestación, teniendo en cuenta siempre la importancia de la seguridad en el vehículo, tanto la de él mismo como la de los acompañantes.