

- 1) Cierta cantidad de nitrógeno ocupa un volumen de 30 L a una presión de 1 200 torr. ¿Qué volumen ocupará a 500 torr?

Aplicando la ley de Boyle, dado que podemos suponer que la temperatura es constante:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{1\,200\text{ torr} \cdot 30\text{ L}}{500\text{ torr}} = 72\text{ L}$$

- 2) Un globo contiene 14 L de metano (gas) cuando está a 20 °C y presión atmosférica. ¿Cuál será su volumen si duplicamos la presión y lo enfriamos hasta los 15 °C?

A partir de la ecuación general de los gases podemos despejar el volumen final del sistema:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2}$$

$$V_2 = \frac{1\text{ atm} \cdot 14\text{ L} \cdot 288\text{ K}}{293\text{ K} \cdot 2\text{ atm}} = 6,88\text{ L}$$

- 3) Tenemos inicialmente 2 L de hidrógeno a una presión de 1,2 atm. Si lo comprimimos, a temperatura constante, hasta una presión de 2,7 atm, ¿cuál es el volumen final del gas?

Según la ley de Boyle-Mariotte, el producto de la presión por el volumen ha de ser constante:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Despejando el valor del volumen final:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{1,2\text{ atm} \cdot 2\text{ L}}{2,7\text{ atm}} = 0,89\text{ L}$$

- 4) Tenemos inicialmente 5 L de oxígeno a 20 °C que se calientan, a presión constante, hasta que el volumen final es de 15 L. ¿Cuál es la temperatura final expresada en kelvin?

Aplicamos la ley de Charles que nos dice que el cociente entre el volumen y la temperatura de un gas

que está a presión constante ha de ser siempre el mismo: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Despejamos el valor de la temperatura final, T_2 , y sustituimos:

$$T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{15\text{ L} \cdot 293}{5\text{ L}} = 879\text{ K}$$

Es importante recordar que la temperatura ha de estar expresada en escala absoluta siempre que hacemos problemas de gases.

- 5) 15 gramos de un gas cuyo comportamiento es ideal están en un recipiente de 19,5 litros a 145 °C. Si la temperatura se disminuye hasta - 20 °C, ¿cuál será el volumen final del gas?

La masa y la presión del gas se pueden considerar constantes. En este caso aplicamos la ley de

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

Despejamos el valor de V_2 y sustituimos:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{19,5 \text{ L} \cdot 253 \text{ K}}{418 \text{ K}} = 11,8 \text{ L}$$

Recordemos que la temperatura debe estar expresada en escala absoluta.

- 6) ¿Cuál es la temperatura de un gas ideal si 0,242 moles ocupan un volumen de 1,03 litros a la presión de 6,7 atm?

A partir de la ecuación de los gases ideales, despejamos la temperatura:

$$PV = nRT \rightarrow \frac{PV}{nR} = T$$

Sustituimos los valores:

$$T = \frac{6,7 \text{ atm} \cdot 1,03 \text{ L}}{0,242 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} = 347,8 \text{ K}$$

- 7) ¿Cuál es el volumen, en litros, que ocupa un gas ideal si 0,222 moles se encuentran a una temperatura de 159 °C y una presión de 1 148 mm Hg?

Antes de aplicar la ecuación de los gases ideales es necesario hacer las conversiones de unidades adecuadas.

$$T = 159 + 273 = 432 \text{ K}$$

$$P = 1\,148 \text{ mm} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1,51 \text{ atm}$$

Despejamos el volumen y sustituimos:

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,222 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 432 \text{ K}}{1,51 \text{ atm}} = 5,21 \text{ L}$$

- 8) Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de aire de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atm y a una temperatura de 11 °C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1 atm y la temperatura de 18 °C?

El ejercicio lo hacemos aplicando la ecuación general de los gases: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$

Despejamos el valor de V_2 y sustituimos, teniendo en cuenta que las temperaturas deben estar en escala absoluta:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 25 \text{ mL} \cdot 291 \text{ K}}{284 \text{ K} \cdot 1 \text{ atm}} = \mathbf{102,5 \text{ mL}}$$

9) Calcula la presión final de un gas que se ha sometido a una transformación, a temperatura constante, en la que se ha triplicado su volumen, sabiendo que inicialmente se encontraba a una presión de 750 mm de Hg.

- a) 250 atm
- b) 2250 mm de Hg
- c) 250 mm de Hg

Aplicamos la Ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Despejamos y sustituimos:

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{750 \text{ mm Hg} \cdot V_1}{3V_1} = \mathbf{250 \text{ mm Hg}}$$

La respuesta correcta es c)

10) ¿Cuántos grados centígrados debe disminuir la temperatura de un gas para que, manteniendo la presión a la que se encontraba inicialmente, el volumen sea cinco veces menor? (Temperatura inicial del gas: -10°C)

- a) $220,4^\circ\text{C}$
- b) $218,4^\circ\text{C}$
- c) 8°C

Debemos aplicar la Ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

La temperatura debe estar expresada, siempre, en escala absoluta. Despejamos el valor de T_2 :

$$T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{\frac{V_1}{5} \cdot 263 \text{ K}}{V_1} = \mathbf{52,6 \text{ K}}$$

La temperatura debe disminuir: $(273 - 52,6) = \mathbf{220,4^\circ\text{C}}$

La respuesta correcta será a)

www.yoquieroaprobar.es