

- 1) En una ampolla de émbolo móvil tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa  $800 \text{ cm}^3$  si se encuentra a  $50^\circ\text{C}$ . ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta  $-50^\circ\text{C}$  sin variar la presión?

Como la presión es constante, aplicamos la ley de Charles de los gases:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Despejamos y sustituimos, pero teniendo en cuenta que la temperatura tiene que estar expresada en kelvin:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{800 \text{ cm}^3 \cdot 223 \text{ K}}{323 \text{ K}} = 552,3 \text{ cm}^3$$

- 2) ¿A qué presión se debe someter una muestra de gas a temperatura constante para comprimirlo de 18 L a 8,2 L si su presión inicial es de 1,7 atm?

Al ser una compresión a temperatura constante debemos aplicar la ley de Boyle:

$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ . Despejamos el valor de la presión final:

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1,7 \text{ atm} \cdot 18 \text{ L}}{8,2 \text{ L}} = 3,73 \text{ atm}$$

- 3) Una muestra de cloro gaseoso ocupa un volumen de 430 mL a una presión de 780 tor. ¿Cuál será el volumen de la muestra a una presión de 420 tor?

Se trata de un ejercicio de aplicación de la ley de Boyle, porque consideramos la temperatura constante. Despejamos el valor del volumen final y sustituimos:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{780 \text{ tor} \cdot 430 \text{ mL}}{420 \text{ tor}} = 798,57 \text{ mL}$$

- 4) Un gas tiene un volumen de 150 mL cuando está a  $27^\circ\text{C}$ . Calcula su volumen, en mL, si baja su temperatura a  $0^\circ\text{C}$ , si la presión permanece constante.

Aplicamos la Ley de Charles, ya que la presión permanece constante en nuestro sistema gaseoso:

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

Despejamos el valor del volumen final y sustituimos por los valores dados. Hay que tener en cuenta que la temperatura ha de estar expresada en escala absoluta, por lo tanto habrá que sumar 273 a cada una de las temperaturas indicadas:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{150 \text{ mL} \cdot (0 + 273) \text{ K}}{(27 + 273) \text{ K}} = 136,5 \text{ mL}$$

- 5) Una muestra de gas tiene un volumen de 5,10 L a 27°C y 640 mm de Hg. Si su volumen y su temperatura cambian a 2,10 L y 100 °C, ¿cuál será la presión? Expresa el resultado en torr, Pa, kPa, atm y mm de Hg.

Aplicando la ecuación general de los gases y despejando el valor de la presión:

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

Sustituimos los datos:

$$P_2 = \frac{640 \text{ mm Hg} \cdot 5,1 \text{ L} \cdot 373 \text{ K}}{300 \text{ K} \cdot 2,1 \text{ L}} = 1932,5 \text{ mm Hg}$$

1 torr = 1 mm Hg, por lo que el resultado también se puede escribir como **1932,5 torr**.  
1 atm = 760 mm Hg. Aplicando el factor de conversión:

$$1932,5 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 2,54 \text{ atm}$$

Podemos tomar como equivalencia que  $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$ , luego tendríamos:

$$2,54 \text{ atm} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 2,54 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Por último, aplicamos otro factor de conversión:

$$2,54 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ kPa}}{10^3 \text{ Pa}} = 2,54 \cdot 10^2 \text{ kPa}$$

- 6) ¿Cuál es la presión, expresada en atm, de un gas ideal si 0,532 moles ocupan un volumen de 4 390 mL a la temperatura de 183,93 K?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en  $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar el volumen en litros y obtendremos la presión en atmósferas.

Despejamos la presión y sustituimos:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,532 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 183,93 \text{ K}}{4\,390 \text{ mL} \cdot \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}} = 1,82 \text{ atm}$$

- 7) Un gas tiene un volumen de 150 mL a 27 °C. Calcula su volumen, en mL, si baja su temperatura a 0 °C y la presión permanece constante.

Si la temperatura del sistema es constante, debemos aplicar la ley de Charles para resolver el problema. Recordemos que la temperatura tiene que estar expresada en escala absoluta y que convertimos los °C en K sumándole 273:

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

Ahora sustituimos los valores:

$$V_2 = \frac{150 \text{ mL} \cdot 273 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 136,5 \text{ mL}$$

- 8) ¿Cuál es la temperatura, en K, de un gas ideal si 0,322 moles ocupan un volumen de 4,71 litros a la presión de 1 201 mm Hg?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en  $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar la presión en atmósferas y obtendremos la temperatura en kelvin.

Despejamos la temperatura y sustituimos:

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1\,201 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 4,71 \text{ L}}{0,322 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} = 281,89 \text{ K}$$

- 9) ¿Cuál es la temperatura, expresada en °C, de un gas ideal si 0,746 moles ocupan un volumen de 9 890 mL a la presión de 1,41 atm?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en  $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar el volumen en litros y obtendremos la temperatura en kelvin.

Despejamos la temperatura y sustituimos:

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,41 \text{ atm} \cdot 9\,890 \text{ mL} \cdot \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}}{0,746 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} = 227,96 \text{ K}$$

Ahora debemos hacer el cambio de escala de temperatura. Para convertir los kelvin en grados centígrados debemos restar 273:  $T = (227,96 - 273)^\circ\text{C} = -45,04^\circ\text{C}$

- 10) ¿Cuál es la temperatura, en escala absoluta, de un gas ideal si 0,405 moles ocupan un volumen de 7 720 mL a la presión de 790 mm Hg?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en

$\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar la presión en atmósferas y el volumen en litros, así obtendremos la

temperatura en kelvin. Despejamos la temperatura y sustituimos:

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{790 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 7\,720 \text{ mL} \cdot \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}}{0,405 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} = \mathbf{241,64 \text{ K}}$$

- 11)** ¿Cuál es el volumen, expresado en mL, que ocupa un gas ideal si 0,757 moles se encuentran a una temperatura de 531,51 K y a una presión de 4 666 mm Hg?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en

$\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar la presión en atmósferas y obtendremos el volumen en litros. Al

final podemos hacer la conversión para expresar el volumen en la unidad deseada. Despejamos el volumen y sustituimos:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,757 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 531,51 \text{ K}}{4\,666 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 5,37 \text{ L}$$

Haciendo la conversión de unidades:

$$5,37 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{10^{-3} \text{ L}} = \mathbf{5\,370 \text{ mL}}$$

- 12)** ¿Cuál es el volumen, expresado en mL, que ocupa un gas ideal si 0,553 moles se encuentran a una temperatura de 1 226,49 K y a una presión de 4 932 mm Hg?

La expresión de los gases ideales es  $PV = nRT$ , en donde la constante R está expresada en

$\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ . Debemos expresar la presión en atmósferas y obtendremos el volumen en litros. Al

final podemos hacer la conversión para expresar el volumen en la unidad deseada. Despejamos el volumen y sustituimos:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,553 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 1\,226,49 \text{ K}}{4\,932 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 8,57 \text{ L}$$

Haciendo la conversión de unidades:

$$8,57 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{10^{-3} \text{ L}} = \mathbf{8\,570 \text{ mL}}$$