

- 1) Se ensaya un tanque que resiste una presión de 36 atm. Se llena de aire a 30 °C y 18 atm. ¿Ofrece seguridad para someterlo, una vez lleno a una temperatura de 600 °C?

La respuesta es NO, no ofrece seguridad para ello. Vemos por qué.

Suponemos que el volumen es constante, por lo tanto tenemos que ver cómo están relacionadas la

presión y la temperatura. Aplicamos la ley de Gay-Lussac: $\frac{P}{T} = cte$

Esto quiere decir que el cociente entre la presión y la temperatura debe ser siempre el mismo valor, si el volumen y la cantidad de gas en el recipiente son constantes.

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

Sustituimos en la ecuación:

$$P_2 = \frac{18 \text{ atm} \cdot 873 \text{ K}}{303 \text{ K}} = 51,8 \text{ atm}$$

¡Cuidado! La temperatura debe estar expresada en escala absoluta.

- 2) ¿Qué volumen, expresado en litros, ocupará una mol de gas a 273 K y 2 atm de presión?

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

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

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 11,19 \text{ L}$$

- 3) ¿Cuál es el volumen que ocupan 126 g de hidrógeno cuando están a 5 atmósferas de presión y 27 °C de temperatura?

Primero debemos calcular los moles de hidrógeno (H_2) que son los 126 g. La masa molecular del hidrógeno es 2 g/mol:

$$126 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 63 \text{ mol } H_2$$

Ahora aplicamos la ecuación de los gases ideales:

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

(Hay que recordar que la temperatura debe estar expresada en escala absoluta):

$$V = \frac{63 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{5 \text{ atm}} = \mathbf{310 \text{ L H}_2}$$

- 4) El volumen de un gas, medido a presión estándar, es de 20,4 litros. Calcula la presión del gas en mm de mercurio si el volumen cambia a 28,2 litros y la temperatura permanece constante.

Aplicamos la Ley de Boyle y despejamos:

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

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20,4 \text{ L}}{28,2 \text{ L}} = 0,723 \text{ atm}$$

Convertimos las atmósferas a mm Hg:

$$0,723 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{549,48 \text{ mm Hg}}$$

- 5) Se encuentran 6 litros de un gas ideal a 24 °C y presión constante. ¿Cuánto disminuye su temperatura para que su volumen sea de 4 litros?

Este tipo de problemas requiere que la temperatura esté expresada siempre en escala absoluta. Si sumamos 273 al valor de la temperatura inicial tendremos que son 297 K.

La ley de Charles la podemos expresar como:

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Como necesitamos calcular la temperatura final de la mezcla, despejamos y sustituimos:

$$T_f = \frac{V_f \cdot T_i}{V_i} = \frac{4 \text{ L} \cdot 297 \text{ K}}{6 \text{ L}} = 198 \text{ K}$$

Si hacemos la diferencia entre los valores de temperatura inicial y final tenemos:

$$\Delta T = T_f - T_i = (297 - 198) \text{ K} = -99 \text{ K}$$

Es decir, la temperatura ha descendido 99 K.

- 6) Un globo tenía en principio un volumen de 4,39 L a 44 °C y una presión de 729 torr. ¿A qué temperatura se debe enfriar el globo para reducir su volumen hasta 3,782 L si la presión es constante?

Si la presión es constante sólo nos interesan los valores de temperatura y volumen y cómo varían éstos. Vamos a emplear la ley de Charles, que es la que relaciona la T y el V de un gas. Esta ley indica que el cociente entre el volumen y la temperatura de un gas es constante siempre que la presión y la cantidad de gas encerrado también lo sean.

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

Recordemos que es imprescindible que la temperatura esté expresada en escala absoluta, así que los 44 °C son: $44 + 273 = 317 \text{ K}$

$$T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{3,782 \text{ L} \cdot 317 \text{ K}}{4,39 \text{ L}} = 273 \text{ K}$$

La temperatura obtenida equivale a 0 °C.

- 7) Se tienen 2,5 L de un gas bajo una presión de 1 atm y a una temperatura de 273 K. Sabiendo que la masa molecular de ese gas es de 40 g/mol, ¿qué masa de gas contiene el sistema?

En primer lugar debemos hallar el número de moles a los que equivalen esos 2,5 L. Las condiciones de presión y temperatura son *condiciones normales*:

$$2,5 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,11 \text{ mol}$$

Ahora basta con tener en cuenta la masa molecular del gas para determinar la masa:

$$0,11 \text{ mol} \cdot \frac{40 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,4 \text{ g}$$

- 8) ¿Qué ocurrirá con el volumen de un gas si se disminuye a la mitad la presión que se aplica sobre él manteniendo la temperatura constante? Por ejemplo, se tienen 4,5 litros de un gas sometido a 4,8 atm y de pronto se reduce esa presión a 2,4 atm, ¿Cuál será el volumen que ocupa el gas?

La Ley de Boyle es la que relaciona la presión y el volumen de un gas, cuando permanecen constantes la cantidad de gas y la temperatura. Esa ley dice que la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales, es decir, que cuando una de las variables aumenta la otra disminuye en la misma proporción. Se expresa como:

$$P \cdot V = k$$

Podemos aplicar esa ley de la siguiente manera:

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

Ahora basta con sustituir:

$$V_2 = \frac{4,8 \text{ atm} \cdot 4,5 \text{ L}}{2,4 \text{ atm}} = \mathbf{9 \text{ L}}$$

- 9) Determina el volumen que ocuparán cien mil millones de moléculas de un gas cuando están en un recipiente en condiciones normales.

Vamos a hacer el cálculo en un único paso usando dos factores de conversión:

$$10^{11} \text{ moléc} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{3,72 \cdot 10^{-12} \text{ L}}$$

- 10) ¿Qué volumen ocuparán 110 g de dicloro cuando están en condiciones normales?

$$\mathbf{V = 34,7 \text{ L}}$$