

1. El estado Gaseoso: generalidades

1.2. En condiciones estándar, ¿cuántos moles de gas hay en 5 litros de oxígeno (O₂)?

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &= 22.4 \text{ litros} \\ 5 \text{ litros} / 22.4 \text{ litros/mol} &= 0.2232 \text{ moles} \end{aligned}$$

1.4. El nitrógeno líquido se encuentra a -196°C. ¿Cuál es esta temperatura en Kelvin?

$$\text{Temperatura} = -196^{\circ}\text{C} + 273.15 = 77.15\text{K}$$

2. Características del estado gaseoso

2.4. ¿Qué significa que un gas sea compresible? Menciona un ejemplo.

Un gas es compresible cuando su volumen disminuye significativamente a causa de un aumento de presión y/o disminución de temperatura.

Ejemplo:

Aire: el volumen del aire disminuye a medida que aumenta la presión.

2.5. ¿Por qué los gases no tienen una forma o un volumen definidos?

Los gases tienen la capacidad de expandirse y llenar completamente cualquier recipiente que los contenga. Esto significa que los gases ocupan todo el espacio disponible en un recipiente y adoptan la forma de dicho recipiente.

3. Definición y problemas sobre presión

3.1. Calcula la presión ejercida por 0.5 moles de gas en un recipiente de 10 litros a 25°C.

$$\begin{aligned} PV &= nRT \\ P &= nRT/V, R=8.314\text{J y } T = 298.15\text{K} \\ P &= (0.5 \times 8.314 \times 298.15) / 10 \\ P &= 123.94 \text{ Pa} \end{aligned}$$

3.3. ¿Cuál es la presión en torr de un gas que ejerce una presión de 2.5 atmósferas?

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ torr} \\ 2.5 * 760 &= 1900 \text{ torr} \end{aligned}$$

4. Principios de la Teoría Cinético Molecular de los gases

4.3. ¿Por qué la temperatura se relaciona con la velocidad promedio de las partículas en un gas ideal?

La temperatura de un gas está relacionada con la energía cinética promedio de sus partículas. A una temperatura más alta, las partículas del gas tienen una mayor energía cinética promedio, lo que se puede traducir en una mayor velocidad promedio de las partículas.

4.4. ¿Cómo cambia la presión de un gas ideal si se aumenta la velocidad promedio de sus partículas manteniendo constantes otros factores?

Si se aumenta la velocidad promedio de las partículas de un gas ideal manteniendo constantes otros factores, la presión del gas también aumentará. Esto se debe a la relación directa entre la velocidad promedio de las partículas y la presión de un gas ideal, como se describe en la anterior pregunta.

5. Ley General de los Gases Ideales

5.2. Si tienes un gas que ocupa 10 litros a 3 atmósferas de presión y 273 K de temperatura, ¿cuántos moles de gas tienes?

$$PV = nRT$$
$$n = RT/PV, V=10L=10 \times 0.001m^3=0.01m^3, P=3 \text{ atm} \times 101325 \text{ Pa/atm}=303975 \text{ Pa y } T=273 \text{ K}$$
$$n = (0.01 \times 303975) / 8.314 \times 273K$$
$$n = 1.33 \text{ mol}$$

5.3. ¿Cuál es el volumen molar de un gas ideal a 1 atmósfera de presión y 0°C?

El valor del volumen molar a condiciones estándar es de 22.4L/mol. Por lo tanto, a una atmósfera de presión y 273.15 K, el volumen molar de un gas ideal es de **22.4 L/mol**.

6. Ley de Gay-Lussac:

6.2. Un globo se llena con 3 moles de gas a 25 °C. Si la temperatura se incrementa a 75 °C, ¿cuál será el nuevo volumen del globo?

$$PV = nRT$$
$$T = 273.15 + 25 = 298.15K$$
$$(1) P_1V=nRT_1 \rightarrow V = nRT_1/P_1 \quad || (2) P_2V=nRT_2 \rightarrow V = nRT_2/P_2$$

$$(1) V = 3 * 8.314 * 298.15K / P1 \quad | \quad (2) V = 3 * 8.314 * 348.15K / P2$$

$$V = 7.436/P1 \quad | \quad (2) V = 8.683/P2, \text{ Presión constante}$$

6.3. Si un recipiente de 4 litros contiene 3 moles de un gas a 400 K, ¿cuál será la presión si el volumen se reduce a 2 litros a temperatura constante?

$$P1 * V1 = P2 * V2$$

$$(P1)(4L) = (P2)(2L)$$

$$2P1 = P2, \text{ la presión será la mitad}$$

7. Ley de Charles:

7.4. Un gas ocupa un volumen de 3 litros a 300 K. ¿Cuál sería su volumen a -100 °C si la presión se mantiene constante?

$$V1 / T1 = V2 / T2$$

$$3L / 300 K = V2 / 173.15 K$$

$$V2 = 1,73 L$$

7.5. Si un gas ocupa 10 litros a 20 °C y luego se enfría a -10 °C, ¿cuál será el nuevo volumen si la presión permanece constante?

$$V1 / T1 = V2 / T2$$

$$10 L / 293.15 K = V2 / 263.15 K$$

$$V2 = 8.97 L$$

8. Ley de Boyle-Mariotte:

8.2. Si un gas a 2 atmósferas de presión ocupa un volumen de 10 litros, ¿cuál sería el nuevo volumen si la presión se duplica?

$$P1 * V1 = P2 * V2$$

$$2 \text{ atm} * 10 L = 4 \text{ atm} * V2$$

$$V2 = 5 L$$

8.4. Un gas a 2 atmósferas de presión ocupa un volumen de 12 litros. ¿Cuál sería el nuevo volumen si la presión se reduce a 1 atmósfera?

$$P1 * V1 = P2 * V2$$

$$2 \text{ atm} * 12 L = 1 \text{ atm} * V2$$

$$V2 = 24 L$$

9. Ley de las presiones parciales de Dalton:

9.1. Un recipiente contiene oxígeno (O₂) y nitrógeno (N₂) a una presión total de 3 atmósferas. Si la presión parcial de O₂ es de 1 atmósfera, ¿cuál es la presión parcial de N₂?

$$\text{Presión total} = \text{Presión parcial de O}_2 + \text{Presión parcial de N}_2$$

$$3 \text{ atm} = 1 \text{ atm} + \text{Presión parcial de N}_2$$

$$\text{Presión parcial de N}_2 = 2 \text{ atm}$$

9.5. Un tanque contiene vapor de agua (H₂O) y oxígeno (O₂) a una presión total de 4 atmósferas. Si la presión parcial de H₂O es de 1 atmósfera, ¿cuál es la presión parcial de O₂?

$$\text{Presión total} = \text{Presión parcial de H}_2\text{O} + \text{Presión parcial de O}_2$$

$$4 \text{ atm} = 1 \text{ atm (H}_2\text{O)} + \text{Presión parcial de O}_2$$

$$\text{Presión parcial de O}_2 = 3 \text{ atm}$$