

VICTOR ANTERO VERA VIDAL

23190212

G8

QUIMICA PC 7

SOLUCIONARIO Balotario: Estado Gaseoso

1. El estado Gaseoso: generalidades

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

$$\text{Kelvin (K)} = \text{Celsius (}^{\circ}\text{C)} + 273.15$$

$$\text{Kelvin} = -196^{\circ}\text{C} + 273.15$$

$$\text{Kelvin} = 77.15 \text{ K}$$

1.5. Explica brevemente la Ley de Avogadro y cómo se relaciona con el estado gaseoso:

La Ley de Avogadro establece que volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas, lo que significa que el número de moles es proporcional al volumen ocupado. Esta ley es fundamental para comprender el comportamiento de los gases, especialmente en el estado gaseoso, y es esencial en la química y la física de los gases. En el estado gaseoso, los gases pueden expandirse y ocupar diferentes volúmenes, pero la Ley de Avogadro establece una relación constante entre el número de moles y el volumen cuando se mantienen las condiciones de temperatura y presión.

2. Características del estado gaseoso

2.1. ¿Cuál es la principal característica que distingue a los gases de los líquidos y sólidos?:

La característica principal que distingue a los gases de los líquidos y sólidos es la libertad de movimiento total de sus partículas. Los gases no tienen forma ni volumen definidos, y sus partículas se mueven caóticamente a alta velocidad, llenando todo el espacio disponible en el recipiente que los contiene. En contraste, los líquidos y sólidos tienen volumen y estructura definidos, con partículas que están más cerca entre sí y con fuerzas intermoleculares que les otorgan características específicas.

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

Un gas es "compresible" cuando su volumen puede reducirse al aplicar presión sobre él. Esto es posible debido a que las partículas en los gases están separadas y, al ejercer presión, las partículas se acercan sin que cambie significativamente su número. Un ejemplo común de esto es el gas propano almacenado en cilindros bajo alta presión, que se expande al liberarse para su uso en aplicaciones como parrillas de barbacoa.

3. Definición y problemas sobre presión

3.5. Explica cómo se relacionan la fuerza de impacto de las partículas gaseosas con la presión:

La presión en un gas está relacionada con la fuerza de impacto de las partículas gaseosas en las paredes del recipiente. Cuando las partículas chocan con las paredes, ejercen una fuerza que genera presión. Esta relación se rige por la Ley de Boyle-Mariotte, donde la presión es proporcional a la fuerza de impacto y la frecuencia de colisiones. Un aumento en la fuerza de impacto o la frecuencia de colisiones resultará en un aumento de la presión.

3.2. Si tienes un gas a una presión de 1 atmósfera y lo comprimes a la mitad de su volumen, ¿cuál será la nueva presión? Supón que la temperatura y el número de moles es constante:

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

$$1 \text{ atm} * V_1 = P_2 * (0.5 * V_1)$$

Para P2:

$$P_2 = (1 \text{ atm} * V_1) / (0.5 * V_1)$$

$$P_2 = 2 \text{ atm}$$

4. Principios de la Teoría Cinético Molecular de los gases

4.1. ¿Cuáles son los postulados clave de la teoría cinético-molecular de los gases?:

Los postulados clave de la teoría cinético-molecular de los gases son:

- Los gases están compuestos por partículas muy pequeñas en constante movimiento.
- Las colisiones entre partículas de gas son elásticas y sin pérdida de energía.
- No hay fuerzas de atracción o repulsión significativas entre las partículas.
- La temperatura se relaciona con la energía cinética promedio de las partículas.
- El volumen de las partículas se considera despreciable en comparación con el espacio entre ellas. Estos postulados son fundamentales para entender el comportamiento de los gases.

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

La temperatura se relaciona con la velocidad promedio de las partículas en un gas ideal porque un aumento en la temperatura significa que las partículas del gas tienen más energía cinética, lo que se traduce en velocidades promedio más altas. Esto se basa en la teoría cinético-molecular de los gases, que establece que la temperatura y la energía cinética de las partículas están directamente vinculadas. A temperaturas más altas, las partículas se mueven más rápido en promedio.

5. Ley General de los Gases Ideales

5.1. Utiliza la ecuación de los gases ideales para calcular la presión de 2 moles de gas en un recipiente de 5 litros a 25°C:

$$P \cdot 0.005 \text{ m}^3 = 2 \text{ moles} \cdot 8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298.15 \text{ K}$$

$$P \cdot 0.005 \text{ m}^3 = 4.71244 \text{ J}$$

Despejando la presión (P):

$$P = (4.71244 \text{ J}) / (0.005 \text{ m}^3)$$

$$P = 942.49 \text{ Pa}$$

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

$$V = (nRT) / P$$

$$V = (1 \text{ mol} \cdot 8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273.15 \text{ K}) / 1 \text{ atm}$$

$$V = 22.71 \text{ L/mol}$$

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?:

$$T1 = 25 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} = 298.15 \text{ K (temperatura inicial)}$$

$$T2 = 75 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} = 348.15 \text{ K (temperatura final)}$$

$$(P1 / T1) = (P2 / T2)$$

$$(3 \text{ moles} / 298.15 \text{ K}) = (3 \text{ moles} / T2)$$

Despejamos T2:

$$T2 = (3 \text{ moles} / 298.15 \text{ K}) \cdot 348.15 \text{ K}$$

$$T2 = 3510.45 \text{ K}$$

6.1. Un recipiente de 2 litros contiene 1 mol de gas a 300 K. Si la presión se duplica manteniendo el volumen constante, ¿cuál será la nueva temperatura?:

$$(P1 / T1) = (P2 / T2)$$

$$(P1 / 300 \text{ K}) = (2 \cdot P1 / T2)$$

Despejando T2:

$$T2 = (2 \cdot P1 \cdot 300 \text{ K}) / P1$$

$$T2 = 600 \text{ K}$$

7. Ley de Charles

7.1. Un globo se llena con 2 moles de gas a 25 °C. Si el volumen inicial es de 5 litros, ¿cuál será el volumen a 50 °C, manteniendo constante la presión?:

$$(V_1 / T_1) = (V_2 / T_2)$$

$$(5 \text{ L} / 298.15 \text{ K}) = (V_2 / 323.15 \text{ K})$$

despejamos V2 (el volumen a 50 °C):

$$V_2 = (5 \text{ L} / 298.15 \text{ K}) * 323.15 \text{ K}$$

$$V_2 = 5.17 \text{ litros}$$

7.2. Si un gas ocupa un volumen de 2 litros a 0 °C, ¿cuál será el volumen a 100 °C si la presión se mantiene constante?:

$$V_1 / T_1 = (V_2 / T_2)$$

$$(2 \text{ litros} / 273.15 \text{ K}) = (V_2 / 373.15 \text{ K})$$

$$V_2 = (2 \text{ litros} / 273.15 \text{ K}) * 373.15 \text{ K}$$

$$V_2 = 2.73 \text{ litros}$$

8. Ley de Boyle-Mariotte

8.1. Un gas ocupa 2 litros a una presión de 3 atmósferas. Si se comprime a 1 litro, ¿cuál será la nueva presión a temperatura constante?:

$$P_1 = 3 \text{ atmósferas}$$

$$V_1 = 2 \text{ litros}$$

$$V_2 = 1 \text{ litro}$$

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

$$(3 \text{ atm} * 2 \text{ L}) = P_2 * 1 \text{ L}$$

$$3 * 2 = P_2$$

$$P_2 = 6 \text{ atm}$$

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?:

$$P_1 = 2 \text{ atmósferas}$$

$$V_1 = 10 \text{ litros}$$

$$P_2 = 2 * 2 = 4 \text{ atm}$$

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

$$(2 \text{ atm} * 10 \text{ L}) = (4 \text{ atm} * V_2)$$

$$20 = 4 * V_2$$

$$V_2 = 20 / 4$$

$$V_2 = 5 \text{ litros}$$

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?:

Presión total = 3 atmósferas

Presión parcial de O₂ = 1 atmósfera

Presión total = Presión parcial de O₂ + Presión parcial de N₂

3 atm = 1 atm (presión parcial de O₂) + Presión parcial de N₂

Presión parcial de N₂ = 3 atm - 1 atm

Presión parcial de N₂ = 2 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?:

Presión total = 4 atmósferas

Presión parcial de H₂O = 1 atmósfera

Presión total = Presión parcial de H₂O + Presión parcial de O₂

4 atm = 1 atm (presión parcial de H₂O) + Presión parcial de O₂

Presión parcial de O₂ = 4 atm - 1 atm

Presión parcial de O₂ = 3 atm

10. Gases Reales

10.1. Si 2 moles de un gas real ocupan 3 litros a 300 K y 2 atmósferas de presión, ¿cuál es el factor de compresibilidad (Z) del gas?:

$$(P + a(n/V)^2)(V - nb) = nRT$$

$$a = 1.36 \text{ atm L}^2/\text{mol}^2$$

$$b = 0.0318 \text{ L/mol}$$

$$V_{\text{ideal}} = V / n$$

$$V_{\text{ideal}} = 3 \text{ L} / 2 \text{ mol}$$

$$V_{\text{ideal}} = 1.5 \text{ L/mol}$$

$$R = 0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$P = 2 \text{ atm}$$

$$V = 3 \text{ L}$$

$$n = PV / RT$$

$$n = (2 \text{ atm}) \times (3 \text{ L}) / [(0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K}) \times (300 \text{ K})]$$

$$n = 0.246 \text{ mol}$$

queremos calcular:

$$V_{\text{real}} = Z \times V_{\text{ideal}}$$

$$Z = (P + a(n/V)^2)(V - nb) / RT$$

Sustituyendo

$$Z = [(2 \text{ atm}) + (1.36 \text{ atm L}^2/\text{mol}^2) \times (0.246 \text{ mol} / 1.5 \text{ L})^2][(3 \text{ L}) - (0.0318 \text{ L/mol} \times 0.246 \text{ mol})]$$

$$Z = 0.965$$

10.2. Un gas real se encuentra en un recipiente de 5 litros a 350 K y 4 atmósferas de presión. Calcular el factor de compresibilidad (Z) del gas en estas condiciones:

$$n = (4 \text{ atm}) \times (5 \text{ L}) / [(0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K}) \times (350 \text{ K})]$$

$$n = 0.728 \text{ mol}$$

$$V_{\text{ideal}} = V / n$$

$$V_{\text{ideal}} = 5 \text{ L} / 0.728 \text{ mol}$$

$$V_{\text{ideal}} = 6.86 \text{ L/mol}$$

$$V_{\text{real}} = Z \times V_{\text{ideal}}$$

$$V_{\text{real}} = 0.578 \times 6.86 \text{ L/mol}$$

$$V_{\text{real}} = 3.96 \text{ L/mol}$$

$$a = (27/64) \times (R \times T_c)^2 / P_c$$

$$b = (R \times T_c) / (8 \times P_c)$$

$$a = (27/64) \times [(0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K}) \times (154.6 \text{ K})]^2 / (50.43 \text{ atm})$$

$$a = 1.361 \text{ L}^2 \text{ atm} / \text{mol}^2$$

$$b = [(0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K}) \times (154.6 \text{ K})] / (8 \times 50.43 \text{ atm})$$

$$b = 0.0318 \text{ L/mol}$$

ecuación de Van der Waals:

$$Z = (P + a(n/V)^2)(V - nb) / RT$$

Sustituyendo:

$$Z = [(4 \text{ atm}) + (1.361 \text{ L}^2 \text{ atm} / \text{mol}^2) \times (0.728 \text{ mol} / 3.96 \text{ L})^2][(3.96 \text{ L/mol}) - (0.0318 \text{ L/mol})]$$

$$Z = 0.998$$