

Pc 7 Química

1. Estado gaseoso: generalidades

1.5: La ley de Avogadro fija que si poseen volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión poseen mismo número de moléculas, en otras palabras la ley de Avogadro es una de las bases que sustentan el modelo de gas ideal.

$$1.4. -196^{\circ}\text{C} + 273 = 77. \text{ redondeado}$$

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

2. Características estado gaseoso

2.1 gases: reducen su volumen al aplicar presión

líquido y sólido poseen estructuras más ordenadas

2.2 I. Compresibilidad

II. Volumen

III. densidad

3. Definición y problemas sobre presión

$$3.1. PV = n.R.T$$

$$\rightarrow \frac{0.5 \cdot 8.3 \cdot 298}{10} = \frac{1236.7}{10} = 123.6$$

$$T = 25 + 273 = 298$$

$$R = 8.3$$

$$n = 0.5$$

$$V = 10 \text{ L}$$

$$3.4 \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$P_1 = 750 \text{ mmHg} \rightarrow 750/760 = 0.987 \text{ atm}$$

$$V_1 = 500 \text{ ml}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$\rightarrow 0.987 \cdot 500 = 1 \cdot V_2$$

$$V_2 = 493.5 \text{ ml}$$

4. Principios de la teoría cinética

4.1. Los partículas en un gas están en constante movimiento es decir estado caótico

II. El choque entre partículas con las paredes del recipiente son elásticos

III. No hay fuerza de atracción o repulsión significativa

4.2. Las partículas de un gas ideal se caracterizan por un movimiento caótico y aleatorio, donde se desplaza a velocidades variables y experimenta colisiones elásticas entre si. La teoría cinética de los gases proporciona una descripción simplificada de como se comporta los gases en términos de movimiento y colisiones

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.

$$PV=nRT$$

$$T=25^{\circ}\text{C}+273.15=298.15\text{K}$$

$$n=2\text{ mol}$$

$$V=5\text{ litros} \rightarrow 5 \times 0.001=0.005$$

$$R=8.314$$

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

$$P=98,768.7\text{Pa}$$

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

$$PV=nRT$$

$$T=0^{\circ}\text{C}+273.15=273.15\text{K}$$

$$P=1\text{atm} \times 101,325\text{Pa/atm}=101,325\text{Pa}$$

$$(101,325\text{Pa})(V)=n(8.314\text{J}/(\text{mol}\cdot\text{K}))(273.15\text{K})$$

$$n=1\text{mol}$$

$$(101,325\text{Pa})(V)=(1\text{mol})(8.314\text{J}/(\text{mol}\cdot\text{K}))(273.15\text{K})$$

$$V=22.71$$

6. Ley de Gay-Lussac:

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?

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

$$P_2 = 2P_1$$

$$P_1 / 300\text{K} = 2P_1 / T_2$$

$$T_2 = 600\text{K}$$

6.4. Un recipiente de gas contiene 0.5 moles de gas a una temperatura de 27 °C. Si la presión se triplica manteniendo constante el volumen, ¿cuál será la nueva temperatura?

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273.15\text{K} = 300.15\text{K}$$

$$P_2 = 3P_1$$

$$P_1 / 300.15\text{K} = 3P_1 / T_2$$

$$T_2 = 900.45\text{K}$$

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?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273.15\text{K} = 298.15\text{K}$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C} + 273.15\text{K} = 323.15\text{K}$$

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

$$V_2 = 5.45\text{L}$$

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?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$T_1 = 0^\circ\text{C} + 273.15\text{K} = 273.15\text{K}$$

$$T_2 = 100^\circ\text{C} + 273.15\text{K} = 373.15\text{K}$$

$$2\text{L} / 273.15\text{K} = V_2 / 373.15\text{K}$$

$$V_2 = 2.72\text{L}$$

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?

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

$$3\text{atm} \cdot 2\text{L} = P_2 \cdot 1\text{L}$$

$$P_2 = 3\text{atm} \cdot 2\text{L} = 6\text{atm}$$

8.3. Un gas ocupa 5 litros a 4 atmósferas de presión. Si se expande a 15 litros, ¿cuál será la nueva presión a temperatura constante?

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

$$4\text{atm} \cdot 5\text{L} = P_2 \cdot 15\text{L}$$

$$P_2 = 4\text{atm} \times 5\text{L} / 15\text{L}$$

$$20\text{atm} \cdot \text{L} / 15\text{L} = P_2$$

$$P_2 = 4/3 \text{ atm}$$

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?

$$P_{\text{total}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2}$$

$$3\text{atm} = 1\text{atm} + P_{\text{N}_2}$$

$$2\text{atm} = P_{\text{N}_2}$$

9.3. Un tanque contiene helio (He) y argón (Ar) a una presión total de 5 atmósferas. Si la presión parcial de He es de 3 atmósferas, ¿cuál es la presión parcial de Ar?

$$P_{\text{total}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ar}}$$

$$5 \text{ atm} = 3 \text{ atm} + P_{\text{Ar}}$$

$$2 \text{ atm} = P(\text{Ar})$$

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?

$$PV = ZnRT$$

$$P = 2 \text{ atm} \times 101,325 \text{ Pa/atm} = 202,650 \text{ Pa}$$

$$V = 3 \text{ L} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.003 \text{ m}^3$$

$$n = 2 \text{ mol} \quad / \quad T = 300 \text{ K}$$

$$(202,650 \text{ Pa})(0.003 \text{ m}^3) = Z(2 \text{ mol})(8.314 \text{ J}/(300 \text{ K}))$$

$$Z = 0.962$$

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.

$$PV = ZnRT$$

$$P = 5 \text{ atm} \times 101,325 \text{ Pa/atm} = 506,625 \text{ Pa}$$

$$V = 10 \text{ L} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.01 \text{ m}^3$$

$$(506,625 \text{ Pa})(0.01 \text{ m}^3) = Z(3 \text{ mol})(8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}))(400 \text{ K})$$

$$50,662.5 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 = Z(3 \text{ mol})(8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}))(400 \text{ K})$$

$$Z = 1.46$$