Practica Dirigida #07

Estado gaseoso generalidades.

1.1) ¿Cuantos moles de gas hay en 8.5 litros de oxgeno?

$$n = \frac{8.5}{0.0821 \, L \cdot atm/mol \cdot K \cdot 273.15 \, K} \Rightarrow n = 0.201 \, moles$$

1.2) El nitrogeno liquido -196°C, calcular la temperatura en Kelvin:

$$K = -196°C + 273.15$$
$$K = 77.15 \, Kelvin$$

Caracteristicas del estado gaseoso

2.1) La fuerza de repulsion es mayor a la fuerza de atracción ademas no tiene volumen definido

2.5) Por la fuerza de repulsion que hace que mas moleculas se repelen

Definicion y problemas sobre presión.

3.1)

$$P = \frac{0.5 \, mol \cdot 0.081 \, atm/mol \cdot K \cdot 298.15 \, K}{10 \, L}$$

$$P = 1.22 \, atm$$

3.5) la presion es DP a la fuerza total de impacto de particulos gaseosos y es IP al area donde se producen los colisiones

4. Teoría cinética molecular de gases

4a) Los gases están compuestos de partículas más pequeñas
las partículas gaseosas están en movimiento constante
las colisiones son elásticas
no hay fuerzas de atracción entre partículas
la temperatura está relacionada con la energía cinética
volumen ocupado es despreciable

4b) a mayor temperatura, las partículas tienen mayor
energía cinética y se mueven más rápido

5. 2eg de gases ideales

5a) $V_m = 0,08206$ L·atm/K·mol · $273,15$ K / 1 atm
$V_m = 22,414$ L/mol

5b) conversiones

1 J = 0,10 13 atm·L

$R[J/(mol·K)] = R[L·atm/(K·mol)] · 0,101325$ J/(L·atm)

$R[J/mol·K] = 0,08206$ L·atm/K·mol · $0,101325$ J/(L·atm)
$R[J/mol·K] = 8,314$ J/mol·K

6. 2eg de Gay-Lussac

6a) $P_1/T_1 = P_2/T_2$

$1/200,15$ K $= 3/T_2$
$3 · 200,15$ K $= T_2$
$600,45$ K $= T_2$

6b) $V_1/T_1 = V_2/T_2$

$1/200$ K $= 0,5 · V_1/T_2$
$0,5 · 200$ K $= T_2$
150 K $= T_2$

3. Gases ideales

[1] $PV = Z \cdot n \cdot R \cdot T$

$\dfrac{P}{V} =$ 2 atm . 101.325 $\frac{Pa}{atm}$ = 202.650 Pa

V = 0,008 m³

T = 300 K

202.650 Pa . 0,008 m³ = Z . 2 moles . 8.314 J/mol K . 300

606,75 = Z . 4.988,4

0,1218 = Z

[2] $PV = Z \cdot n \cdot R \cdot T$

P = 4 atm . 101.325 Pa/atm = 405.300 Pa

V = 3L = 0,005 m³

t = 350 K

405.300 Pa . 0,005 m³ = Z . n . 8.314 J/mol·K . 300 K

$\dfrac{2.026,5}{2.909,9} = Z \cdot n$

ahora usamos para conocer n

405.300 Pa . 0,005 m³ = n . 8.314 J/mol·K . 350 K

2.026,5 = 2.926,9 n

0,6917 = n

ahora calculamos Z

2.026,5 = Z . 0,6917 moles . 2.909,9

Z = 2.026,5 / (0,6917 . 2.909,9)

Z = 0,244

4. Teoría cinética molecular de gases

4.1) Los gases están compuesto de partículas más pequeñas
las partículas gaseosas están en movimiento constante
las colisiones son elásticas
no hay fuerza de atracción entre partículas
la temperatura está relacionada con la energía cinética
volumen ocupado es despreciable

4.3) a mayor temperatura, las partículas tienen mayor
energía cinética y se mueven más rápido

5. 2do de gases ideales

5.3) $V_m = 0,08206$ L·atm/K·mol · $273,15$ K /1 atm
$V_m = 22,414$ L/mol

5.5) convertimos

$1 J = 0,1013$ atm·L

$R [J/(mol·K)] = R (L·atm / K·mol) · 0,101325$ J/(L·atm)

$R [J/mol·K] = 0,08206$ L·atm /K·mol · $0,101325$ J/(L·atm)
$R [J/mol·K] = 8,314$ J/mol·K

6. 2do de Gay-Lussac

6.1) $P_1/T_1 = P_2/T_2$

$1/300,15$ K $= 3/T_2$
$3 \cdot 300,15$ K $= T_2$
$900,45$ K $= T_2$

6.2) $V_1/T_1 = V_2/T_2$

$1/300$ K $= 0,5 \cdot V_1/T_2$
$0,5 \cdot 300$ K $= T_2$
150 K $= T_2$