

**Universidad Nacional Mayor de San Marcos**

**Universidad del Perú. Decana de América**

Facultad de Ingeniería Electrónica y Eléctrica

**ESTADO GASEOSO. PRINCIPIOS DE LA TEORÍA DE GASES, LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES.**

**AUTOR**

ALVARADO CÁNOVA, André Manuel

**DOCENTE**

Mg. Ing. María Vanessa Cuba Tello

**Lima, Perú 2023**

**1. Una mezcla de 17,6 g de CO₂, 4,81 g de CH₄ y 5,6 g de CO, ejerce una presión sobre el recipiente que la contiene, de 800mmHg. Calcula la presión parcial del CH₄ en la mezcla.**

**Datos:**

***Presión parcial del CH4:***

=**266.67 mmHg**

**266.67 mmHg**

***Masas moleculares:***

MCO2= 12g/mol + 2(16 gr/mol) = 44g/mol

MCH4= 12g/mol + 4(1 gr/mol) = 16 g/mol

MCO= 12g/mol + 16 gr/mol) = 28 g/mol

***# de moles de cada uno:***

Moles CO₂: 17.6 gr / 44 gr/mol= 0.4 moles

Moles CH₄: 4.81 gr / 16 gr/mol= 0.3 moles

Moles CO: 5.6 gr / 28 gr/mol= 0.2 moles

***# de moles totales:*** 0.9 moles

mCO2=17.6 gr

mCH4= 4.81gr

mCO=5.6 g

PT=800mmHg

**Calcular PCH4=X**

**2. Un globo inflado tiene un volumen de 6.0 L en el nivel del mar (1.0 atm) y se le permite ascender hasta que la presión es de 0.45 atm. Durante el ascenso, la temperatura del gas baja desde 22ºC hasta 21ºC. Calcule el volumen del globo en su altitud final.**

**Datos:**

Volumen inicial: V1 = 6 L

Presión inicial: P1 = 1 atm

Presión final: P2 = 0.45 atm

Temperatura inicial: T1 = 22 °C

Temperatura final: T2= 21 °C

Volumen final: V2 = X L

**Solución:**

Temperatura inicial: 22°C = (22 + 273.15) °K = 295.15 °K

Temperatura final: 21°C = (21 + 273.15) °K = 294.15 °K

**1. Calculamos el volumen final con la ley combinada de los gases:**

=

=

V2 =

V2 = 13.3 L

**3. Una muestra de aire seco de masa total 1,0 g contiene casi exclusivamente: 0,76 g de nitrógeno (N₂) y de 0,24 g de oxígeno (O₂). Datos MA: N = 14, O = 16. Calcula:**

1. **La cantidad de cada gas en moles.**

**Para N2:**

**Para O2:**

1. **Los moles totales.**

**Moles totales:**  + =

1. **Las fracciones molares.**

**Nitrógeno:**

xN2= / = 0.784

**Oxígeno:**

xO2= / = 0.216

1. **Las presiones parciales, siendo PT = 10 atm.**

**Nitrógeno:**

PN2: 10 atm \* 0.784 = 7.84 atm

**Oxígeno:**

PO2: 10 atm \* 0.216 = 2.16 atm

**4. Se efectúa una serie de mediciones para determinar la masa molar de un gas desconocido. Primero, se evacua un matraz grande y se determina su masa, que es de 134.567 g. A continuación, se llena el matraz con el gas hasta una presión de 735 torr a 31ºC y se vuelve a determinar la masa, que ahora es de 137.456 g. Por último, el matraz se llena con agua a 31°C y se vuelve a pesar; su masa es ahora de 1067.9 g. (La densidad del agua a esta temperatura es de 0.997 g/mL.) Suponiendo que la ecuación del gas ideal es válida para este caso, calcule la masa molar del gas desconocido.**

**Datos:**

Masa del matraz = 134.567 g

Masa del matraz con gas = 137.456 g

Masa del matraz con agua y gas = 1067.9 g

Presión = 735 torr

Temperatura = 31°C

Densidad = 0.997 g/mol

**Solución:**

Masa del gas = 137.456 g - 134.567 g = 2.889 g

= Masa molar del gas

**1. Aplicamos la Ley de los gases ideales**

**2. Hallamos masa del agua**

Masa del agua

Masa del agua

**3. Hallamos volumen**

**4. Reemplazamos en la primera ecuación y hallamos la masa molar del gas**

**5. Una mezcla gaseosa hecha con 6.00 g de O₂ y 9.00 g de CH₄ se coloca en un recipiente de 15.0 L a 0ºC. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el recipiente.**

**Datos:**

V = 15 L

T = 0ºC = 273 ºK

**Solución:**

**1.Hallamos el número de moles**

n°O2 = 32/6 = 5.3 mol

n°CH4 = 16/9 = 1.7 mol

n°Totales = 5.3 + 1.7 = 7 moles

**2.Hallamos la presión total**

P x V = R x T x n

Pt x 15 L = 0.082 x 273 ºK x 7 mol

Pt = 10.45 atm

**3.Hallamos la presión parcial de O2**

Aplicamos la ecuación de estado para la mezcla y el oxígeno

O2: PO2 x Vt = R x T x nO2

Mezcla = Pt x Vt = R x T x n° Totales

Dividimos ambas ecuaciones

=

Reemplazamos

=

PO2 = 7.91 atm

**4.Hallamos la presión parcial de CH4 usando la ley de Dalton**

Pt = PO2 + PCH4

10.45 atm = 7.91 atm + PCH4

PCH4 = 2.54 atm

**6. El CO se oxida a CO2 según la ecuación 2CO(g)+ O2(g)→ 2CO2(g). Si se mezclan 2 L de CO(g) con 2 L de O2(g), ¿qué volumen total final se tendrá una vez que la reacción haya llegado a su término, suponiendo que no hay cambio en la temperatura y en la presión total?**

Ecuación de la reacción química:

***Se mezclan:***

VCO= 2L de CO

VO2= 2L de O2

P=cte.

T=cte.

Reactivo Limitante: CO

#moles CO= 2 moles

#moles O2= 2 moles

Se requieren reaccionar 2 moles de CO con 1 mol de O₂ para formar 2 moles de CO₂.

Reactivo Limitante: CO

(teoría)

(en la ecuación)

- De acuerdo con la reacción dada.

2 CO(g) + O₂(g) → 2 CO₂(g)

Se requieren reaccionar 2 moles de CO con 1 mol de O₂ para formar 2 moles de CO₂.

Es decir, cuando se mezclan 2L de CO con 2 L de O₂, el volumen total de la mezcla será:

Aplicando la Ley de los Gases:

PV= nRT → n = PV/RT (1)

Donde: R = 0,08206 atm. L/mol °C

Así para cada uno de los componentes el número de moles será:

nco = P x 2L/RT

no₂ = P x 2L/RT

nco₂ = P x V/RT

Como no hay cambios en la temperatura, ni la presión total y R: la constante de los gases es igual, se tiene de acuerdo con la reacción:

nco + no₂ → nco₂

P 2L/RT + P 1L/RT → P2L/RT

P/RT (2 L + 1L) → P/RT (2L) + 1LO₂

-Simplificando de cada lado de la reacción el término P/RT

2 L CO + 1L O₂ → 2 L CO₂ + 1 L O₂

***Lo que significa que la mezcla total será igual a 3 L, 2 L de CO₂ más 1 L de O₂ excedente, que no reacciona.***

**7. Un estudio de los efectos de ciertos gases sobre el crecimiento de las plantas requiere una atmósfera sintética formada por 1.5% mol de CO₂, 18.0% mol de O₂ y 80.5% mol de Ar.**

1. **Calcule la presión parcial del O₂ en la mezcla si la presión total de la atmósfera debe ser de 745 torr.**
2. **Si esta atmósfera se debe contener en un espacio de 120 L a 295 K, ¿cuántos moles de O₂ se necesitan?**

Aplicaremos la ecuación de presión parcial que nos indica que la presión total es la suma de las presiones parciales:

Donde X representa la fracción molar de cada compuesto. Ahora la atmósfera se tiene que está compuesta por 1.5 % de CO₂, 18% O₂ y 80.5 % de Ar. Estos porcentajes representan la fracción molar de cada elemento. Entonces la presión parcial del oxígeno será:

La presión parcial del oxígeno es de 0.1764 atm.

Aplicamos ahora la ecuación de gases ideales.

Bajo esa presión parcial se necesitan 0.87 moles de oxígeno.