

Solución del Problema:

a) Convertir 600 mm de Hg a atm, donde el factor de conversión es:
 1 atm = 760 mm Hg

$$600 \text{ mm Hg} = 600 \text{ mm Hg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \right)$$

$$600 \text{ mm Hg} = 0.78 \text{ atm}$$

b) Convertir 500ml a lts, donde el factor de conversión es:
 1 lts = 1,000 mls

$$500 \text{ ml} = 500 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ lts}}{1000 \text{ mls}} \right)$$

$$500 \text{ ml} = 0.51 \text{ lts}$$

c) Convertir 13°C a °K; su fórmula es:

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 13 + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 286$$

d) Sustituyendo los datos

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(0.78 \text{ atm})(0.5 \text{ lts})}{(0.0821 \text{ lts atm}) (286^{\circ}\text{K})}$$

$$n = 0.016 \text{ moles}$$

Ejemplo 3: ¿Qué presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 lts a una temperatura de 24°C?

Datos:

$$P = ?$$

$$n = 0.4 \text{ moles H}_2$$

$$V = 8 \text{ lts}$$

$$T = 24^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} ?$$

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 24^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 297$$

$$R = \frac{0.0821 \text{ lts atm}}{\text{mol } ^{\circ}\text{K}}$$

Fórmula:

$$PV = nRT$$

Despejando

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Sustituyendo los datos:

$$P = \frac{(0.4 \text{ moles}) \left(\frac{0.0821 \text{ lts atm}}{\text{mol } ^{\circ}\text{K}} \right) (297^{\circ}\text{K})}{8 \text{ lts}}$$

$$P = 1.21 \text{ atm}$$

LEY DE DALTON SOBRE LAS PRESIONES PARCIALES

En las leyes anteriores, nos describían la presencia solamente de un gas variando las condiciones de presión, temperatura y volumen, ¿Que pasaría si mezcláramos 2 ó 3 gases en un recipiente? ocuparían todo el volumen y el valor de la temperatura será constante, pero cada uno de ellos ejercería una presión determinada.

La presión parcial de un componente de una mezcla - gaseosa es la presión que ejercería ese componente si ocupara todo el volumen el solo. La Ley de las Presiones Parciales de Dalton establece: La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes de la mezcla.

Fórmula

$$P \text{ total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Ejemplo 1: En una mezcla gaseosa a 20°C, las presiones parciales de los componentes son: hidrógeno 200 torr; dióxido de carbono 150 torr; metano 320 torr; etileno 105 torr. ¿Cuál es la presión total de la mezcla?

Datos:

$$P_{\text{H}_2} = 200 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 150 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 320 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CH}_2 = \text{CH}_2} = 105 \text{ torr}$$

$$P_T = ?$$

Fórmula:

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CH}_4} + P_{\text{CH}_2 = \text{CH}_2}$$

Sustituyendo los valores

$$P_T = 200 \text{ torr} + 150 \text{ torr} + 320 \text{ torr} + 105 \text{ torr}$$

$$P_T = 755 \text{ torr}$$

Las presiones parciales de cada uno de los componentes deben de estar expresados en un solo sistema de unidades, para sumarse, si alguno de ellos tiene diferente unidad, hay que efectuar conversiones.

Volumen Molar

Basándose en la hipótesis de Avogadro que establece que un mol de cualquier gas tiene el mismo número de moléculas, que un mol de cualquier otro gas, tendrán volúmenes iguales bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, podemos calcular el volumen ocupado por 1 mol de cualquier gas a temperatura y presión normal utilizando la ecuación del gas ideal.

Datos:

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

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

$$T = 273^{\circ}\text{K}$$

$$R = \frac{0.0821 \text{ lt-atm}}{\text{mol } ^{\circ}\text{K}}$$

Fórmula:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación.

$$V = \frac{(.0821 \text{ lt-atm}) (1 \text{ mol}) (273^{\circ}\text{K})}{1 \text{ atm}} = 22.411 \text{ lt}$$

Entonces el Volumen Molar de un gas es el volumen de 1.00 mol de cualquier gas a condiciones normales, tendrá un valor de 22.4 lt.

El volumen molar se usa como un factor de conversión para transformar el número de moles de un gas a volumen en C.N. o viceversa. Donde 1 mol = 22.4 lt.

Ejemplos:

1. Calcular los moles de hidrógeno que ocupan un volumen de 4.5 litros a T.P.E.

Datos:

V = 4.5 lt.
n = ? moles
T.P.E.

$$n = (4.5 \text{ lt. de H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ lt.}} \right) = \boxed{0.2 \text{ mol}}$$

2. Encontrar la masa de 3.00 lt. de amoníaco a condiciones normales de Temperatura y Presión (P.M. NH₃ = 17gr/mol)

Datos:

V = 3.0 lt. NH₃
n = ? moles
C.N. de T. y P.
P.M. NH₃ = 17gr/mol

$$n = 3.0 \text{ lt.} \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ lt.}} \right) = \boxed{0.13 \text{ mol}}$$

El dato calculado está expresado en moles por lo que se tiene que utilizar la ecuación $n = \frac{M}{P.M.}$ para poder encontrar la masa, se efectúa un despeje quedando:

$$\text{masa} = n \times P.M.$$

Sustituyendo los valores

$$\text{masa} = (0.13 \text{ mol}) \times 17 \text{ gr/mol} = \boxed{2.21 \text{ gr}}$$

3. Calcular el volumen ocupado por 4.0 gr de oxígeno a T.P.E. El peso molecular del oxígeno es de 32gr/mol.

Datos:

M = 4gr de O₂
P.M. O₂ = 32gr/mol

T.P.E.

V = ?

Fórmula:

$$n = \frac{M}{P.M.}$$

se sustituyen los datos

$$n = \frac{4 \text{ gr}}{32 \text{ gr/mol}} = \boxed{0.125 \text{ mol}}$$

Mediante la masa del oxígeno se calcula los moles para poder aplicar el concepto de volumen molar.

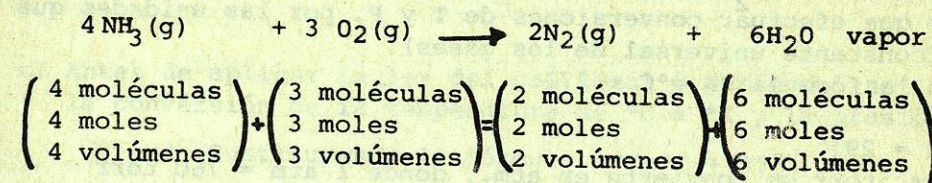
Dato encontrado

n = 0.125 mol

$$V.M. = 0.125 \text{ mol} \left(\frac{22.4 \text{ lt}}{1 \text{ mol}} \right) = \boxed{2.8 \text{ lt}}$$

USARA LAS LEYES DEL ESTADO GASEOSO EN LA RESOLUCION DE CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO PESO-VOLUMEN

En una ecuación química que representa la reacción o producción de dos ó mas sustancias gaseosas indica directamente los volúmenes de los gases que participan en la reacción. Los volúmenes están relacionados con el número de moléculas indicadas en una ecuación ya balanceada y pueden calcularse sin hacer referencia a los pesos reaccionantes de los gases. Por ejemplo:



Debe reconocerse que los cálculos de volúmenes gaseosos requieren de más conocimiento y las condiciones de temperatura y presión deben indicarse con el fin de saber que sustancias existen como gases, y las fórmulas de estos gases deben representar el número correcto de átomos en las moléculas gaseosas. "En cálculos estequiométricos, siempre se aplica la ley del gas ideal ó volumen molar".

Los pasos a seguir para la resolución de problemas son los siguientes:

- 1.- Escribir la ecuación balanceada.
- 2.- Obtener el número de moles del reactante y de los productos involucrados.
- 3.- Aplicación del Gas Ideal ó V. molar.

Ejemplo 1: ¿Que volumen de oxígeno a 18°C y 750 torr se pueden obtener a partir de 100gr de KClO₃?



- a) La ecuación ya está balanceada, se tiene que convertir la masa de KClO₃ en moles.

Datos:

V_{O₂} = ?

T = 18°C

M. KClO₃ = 100gr

P = 750 torr

P.M. KClO₃ = 122.6gr/mol

Fórmula:

$$n \text{ KClO}_3 = \frac{M_{\text{KClO}_3}}{P.M. \text{ KClO}_3}$$

Sustituyendo los valores

$$n \text{ KClO}_3 = \frac{100 \text{ gr}}{122.6 \text{ gr/mol}} = \boxed{0.815 \text{ mol de KClO}_3}$$

- b) Al encontrarse los moles de KClO₃ hay que transformarlos a moles de O₂ utilizando una regla de tres simple y basándose en los datos de la ecuación balanceada.

.815 moles de KClO_3 están 2 moléculas de KClO_3

X moles de O_2 están 3 moléculas de O_2

$$X \text{ mol de } \text{O}_2 = \frac{(.815 \text{ mol}) (3 \text{ molec})}{2 \text{ molec.}} = \frac{2.445}{2} \text{ mol}$$

$$X \text{ mol de } \text{O}_2 = 1.225 \text{ mol}$$

c) Al tener los moles de O_2 , se aplica la ley del Gas Ideal, sin olvidar que se tiene que efectuar conversiones de T y P, por las unidades que posee la R (constante universal de los gases).

1. Sustituyendo la fórmula $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

$$^{\circ}\text{K} = 18 + 273 = 291$$

2. La presión en torr se convierte en atm., donde 1 atm = 760 torr

$$x \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = \frac{.986 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}$$

Datos para aplicar la ley del Gas Ideal:

$$n_{\text{O}_2} = 1.225 \text{ mol}$$

$$P = .986 \text{ atm}$$

$$T = 291^{\circ}\text{K}$$

$$R = .0821 \frac{\text{Lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}\text{K}}$$

Fórmula:

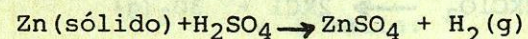
$$V = \frac{RnT}{P}$$

Sustituyendo los datos

$$V = \frac{(.0821 \frac{\text{Lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}\text{K}}) (1.225 \text{ mol}) (291^{\circ}\text{K})}{.986 \text{ atm}}$$

$$V = \frac{29.14 \text{ Lt}}{.986} = 29.5 \text{ Lt}$$

Ejemplo 2: Si 30gr de Zinc deben disolverse en ácido sulfúrico a 20°C y 770 torr ¿Cual será el volumen de hidrógeno producido?



a) La ecuación se encuentra balanceada, se tiene que convertir la masa del Zn en moles utilizando la ecuación siguiente:

Datos:

$$M_{\text{Zn}} = 30 \text{ gr}$$

$$P = 770 \text{ torr}$$

$$T = 20^{\circ}\text{C}$$

$$V_{\text{H}_2} = ?$$

$$P.M._{\text{Zn}} = 65 \text{ gr/mol}$$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{\text{masa Zn}}{P.M. \text{ Zn}}$$

Sustituyendo

$$n_{\text{Zn}} = \frac{30 \text{ gr}}{65 \text{ gr/mol}} = 0.46 \text{ mol}$$

b) Al encontrar los moles de Zn hay que transformarlos en moles de H_2 , utilizando una regla de tres simple, y basándose en la ecuación balanceada

.46 mol de Zn están 1 molécula de Zn

X mol de H_2 están 1 molécula de H_2

$$X \text{ moles de } \text{H}_2 = \frac{(.46 \text{ mol}) (1 \text{ molécula})}{1 \text{ molécula}}$$

$$X \text{ moles de } \text{H}_2 = 0.46 \text{ mol}$$

c) Antes de aplicar la ley del gas ideal ó perfecto, se tiene que efectuar la conversión de la temperatura de $^{\circ}\text{C}$ a $^{\circ}\text{K}$ y la presión de torr en atm.

1. Sustituyendo la fórmula $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

$$T^{\circ}\text{K} = 20 + 273$$

$$T^{\circ}\text{K} = 293$$

2. La presión en torr se convierte en atm. donde 1 atm. = 760 torr

$$x \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = \frac{1.01 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}$$

Datos para aplicar la ecuación ideal ó ley del Gas Ideal:

$$n_{\text{H}_2} = 0.46 \text{ mol}$$

$$P = 1.01 \text{ atm}$$

$$T = 293^{\circ}\text{K}$$

$$P = 0.0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}\text{K}}$$

$$V = \frac{RnT}{P}$$

Sustituyendo los datos

$$V = \frac{(.0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}\text{K}}) (.46 \text{ mol}) (293^{\circ}\text{K})}{1.01 \text{ atm}}$$

$$V = \frac{11.06 \text{ lt}}{1.01}$$

$$V = 10.95 \text{ lt}$$

UNIDAD I GASES
LABORATORIO # 1

1. Escribe las diferencias entre un gas ideal y real.

2. Enuncia los postulados de la Teoría Cinética-Molecular.

3. Da una explicación basada en la Teoría Cinética-Molecular a cada una de las siguientes afirmaciones:

a) Una burbuja de aire se suelta desde el fondo de un estanque de agua se va haciendo cada vez mayor a medida que se aproxima a la superficie:

b) Un mismo número de moléculas gaseosas colocadas en un recipiente ejercen más presión sobre las paredes del recipiente a medida que aumenta la temperatura. ¿Por qué?

c) Aunque una molécula de O_2 es 32 veces más pesada que una molécula de H_2 , contenidas en recipientes con el mismo volumen y a la misma temperatura, ejercen la misma presión. ¿Por qué?

4. Interpreta el comportamiento de un gas ideal.

5. Escribe los nombres de algunas propiedades de los gases.

6. ¿Cuál es la diferencia entre las siguientes propiedades de un gas?

a) Expansión: _____

b) Difusión: _____

c) Comprensión: _____

d) Efusividad: _____

7. Define las variables que afectan el comportamiento de un gas.

a) Presión: _____

b) Volumen: _____

c) Temperatura: _____

d) Número de moles: _____

8. Define la presión atmosférica.

9. Explica brevemente el funcionamiento del Barómetro, manómetro y donde son utilizados.

10. Da dos razones por las que el agua no es un líquido adecuado para un Barómetro.

11. ¿Por qué se seleccionó $-273^\circ C$ igual a 0° absolutos?
