

## DENSIDAD

Es una propiedad empleada ampliamente para caracterizar las sustancias. Se define como la cantidad de masa en una unidad de volumen de la sustancia:

densidad = masa/volumen

o como símbolo

= m/v

Como es de propiedad cuantitativa suele ser de mayor utilidad para identificar una sustancia que una propiedad cualitativa, como el color o el olor. Además, la densidad determina si un objeto flota en un cierto líquido.

Aunque la unidad básica de la densidad es Kg/m<sup>3</sup>, es más común expresar la densidad de unidades de gramos por centímetro cúbico.

## LEYES DE LOS GASES

En general, el volumen de cualquier sustancia, ya sea sólida, líquida o gaseosa, depende de la temperatura y la presión a las que está sometida. Existe una relación matemática entre el volumen de una cantidad de sustancia y los valores de presión y temperatura; esta relación matemática se llama **ecuación de estado**, y puede escribirse simbólicamente

$$V = V(t, P, n)$$

Donde:

V = Volumen

t = Temperatura

P = Presión

n = Número de moles

La determinación de una ecuación de estado de los gases implica inevitablemente la medición de la **presión**, o fuerza por unidad de área, que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente que lo contiene. La presión de los gases comúnmente se expresa en atmósferas o milímetros de mercurio.

## LEY DE BOYLE

La relación matemática que existe entre la presión y el volumen de una cantidad fija de un gas a una cierta temperatura fue descubierta por **Robert Boyle** en 1662. Boyle encerró una cantidad de aire en el extremo cerrado de un tubo en forma de U, utilizando mercurio como fluido de retención. Boyle descubrió que el producto de la presión por volumen de una cantidad fija de gas era un valor aproximadamente constante. También observó que al calentar un gas aumentaba su volumen si la presión se mantenía constante, a este proceso se le llama proceso isobárico.

La ley de Boyle se puede expresar como:

$K_{n,t}$

$$P = \frac{P_1 V_1}{V_2} \text{ y } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$V$

donde  $K_{n,t}$  es una constante cuyo valor depende de la temperatura y de la cantidad de gas.

### **LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC**

Cuando se investiga experimentalmente como depende entre si el volumen y la temperatura de un gas a una presión fija, se encuentra que el volumen aumenta linealmente al aumentar la temperatura. Esta relación se conoce como **ley de charles y gay-lussac**, y se puede expresar algebraicamente por:

$$V = V_0(1 + \frac{t}{273})$$

Donde  $V_0$  es el volumen que a la temperatura de 0 °C,  $t$  es una constante que tiene aproximadamente el valor 1/273 para todos los gases y  $t$  es la temperatura en la escala Celsius. Esta ecuación establece que el volumen de un gas aumenta linealmente al aumentar su temperatura.

### **LA ECUACION DEL GAS IDEAL**

Las mediciones experimentales analizadas antes han demostrado que a temperatura constante  $PV$  es una constante, y que a presión constante,  $V$  es proporcional a  $T$ . Ahora se combinaran estas relaciones en una ecuación que exprese el comportamiento de los gases Según la ley de Boyle.

$$PV = C(T,n)$$

Donde  $C(T,n)$  es una constante que depende únicamente de la temperatura y del numero de moles de gas. Por tanto se puede escribir como:

$$PV = C(n)T$$

El gas que obedece esta ecuación de estado, que incorpora las leyes de Boyle y de Charles, se llama gas ideal. Esta relación también puede escribirse como:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Puede usarse para calcular el volumen  $V_2$  de un gas en las condiciones arbitrarias  $P_2$  y  $T_2$ , conociendo su volumen  $V_1$  a presión  $P_1$  y temperatura  $T_1$ .

### **LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES**

Cuando Dalton formulo por primera vez su teoría atómica poco había elaborado la teoría acerca de la vaporización del agua y el comportamiento de mezclas gaseosas. A partir de sus mediciones dedujo que dos gases es una mezcla actuaban de manera mutuamente independiente. Establece que la presión total de una

mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases individuales.

$$P = p_a + p_b + p_c$$

## LEY DE AVOGADRO

Como una mol de cualquier sustancia contiene el mismo numero de moléculas, se puede deducir que volúmenes iguales de todos los gases a la misma temperatura y presión contiene el mismo numero de moléculas. Esta ley se conoce como la ley de Avogadro, en honor del físico italiano cuyas investigaciones sobre los gases ayudaron a establecer parte de nuestro conocimiento sobre el comportamiento gaseoso. Esta ley puede expresarse matemáticamente como:

$$V \propto n \quad (P, T \text{ constantes})$$

En esta ecuación n es igual al numero de moles de gas presente en el sistema

Se ha establecido mediante procedimientos diferentes que el numero de moléculas en 1 mol de una sustancia es de  $6.02 \times 10^{23}$ .

## OBJETIVOS

- 1.- Producir oxígeno por descomposición térmica del bióxido de plomo.
- 2.- Calcular la densidad del oxígeno, a las condiciones en que se desarrolla el experimento.
- 3.- Corregir la densidad del oxígeno, de los condiciones del experimento a las estándar de temperatura y presión.
- 4.- Determinar el error relativo, comparando la densidad experimental, contra la densidad teórica del oxigeno.

## MATERIAL

- 1 Tubo de ensaye.
- 1 Tapón de hule No. 3 monohoradado.
- 1 Frasco de boca ancha de 0.5 litros.
- 1 Tapón de hule No. 12 bihoradado.
- 1 Vaso de 250 cm<sup>3</sup>.
- 1 Pinza para tubo de ensaye.
- 1 Probeta de 100 cm<sup>3</sup>.
- 2 Tubos de vidrio para conexión.
- 1 Mechero buzen
- 1 Termómetro de -20°C a 120°C.

1 Espátula.

1 Balanza

## **DESARROLLO**

1.– Pesar con precisión en el tubo de ensaye 0.5 g. de bióxido de plomo (PbO<sub>2</sub>).

Anotar los datos correspondientes a:

- Masa del tubo de ensaye vacío
- Masa del tubo de ensaye con PbO<sub>2</sub>.

2.– Montar el equipo como se muestra en el esquema 1.

3.– Calentar el tubo de ensaye, aplicando la flama sobre toda la superficie del tubo.

4.– Observar la transformación que sufre el PbO<sub>2</sub> en el tubo de ensaye.

5.– Observar que se desprende un gas, que desaloja una cantidad de agua equivalente al volumen del gas en el frasco de boca ancha.

6.– Suspender el calentamiento del tubo de ensaye cuando se haya recogido aproximadamente 70 cm<sup>3</sup>. de agua en el vaso de precipitados.

7.– Medir con precisión y anotar el volumen de agua desplazada.

8.– Separar el tubo de ensaye del sistema y dejarlo enfriar, pesando y anotando la masa del tubo con residuo.

9.– Determinar las condiciones de presión y temperatura del experimento.

## **DATOS EXPERIMENTALES**

masa del tubo de ensaye vacio 31.1 g.

masa del PbO<sub>2</sub> 0.5 g.

masa del oxigeno 0.05g.

temperatura (°C) 24 °C

Presión total 585 mmHg

Presión en condiciones normales 760 mmHg

Temperatura en condiciones Normales 273 °K

Volumen Desplazado de O<sub>2</sub>. 52.5 ml.

n = 1 mol

$$V = 22.414 \text{ L}$$

## CUESTIONARIO

1.- Escribir la ecuación química de la reacción efectuada.



ó



2.- Calcular la masa en gramos de oxígeno producido.

$$m_{\text{O}_2} = m_i\text{PbO}_2 - m_f\text{PbO}_2$$

$$m_{\text{O}_2} = 0.5\text{gr.} - 0.45\text{gr.}$$

$$m_{\text{O}_2} = 0.05\text{gr.}$$

3.- Calcular la densidad del oxígeno en las condiciones del experimento.

a) Directamente: por medio del cociente de la masa de oxígeno, entre su volumen equivalente de agua.

$$m_{\text{O}_2} 0.05 \text{ gr.}$$

$$= \frac{m_{\text{O}_2}}{V} = \frac{0.05 \text{ gr.}}{52.5 \text{ ml}} = 9.5238 \times 10^{-4} \text{ gr/ml.}$$

$$V 52.5 \text{ ml}$$

$$= (9.5238 \times 10^{-4} \text{ gr/ml.}) \times (1000 \text{ ml/l}) = 0.95238 \text{ gr/lt.}$$

b) Indirectamente: Aplicando la ecuación modificada de los gases ideales (es necesario utilizar la presión parcial de oxígeno en la mezcla).

Sabemos que:  $P_T = P_1 + P_2 + \dots + P_n$

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{donde } P_T = 585 \text{ mmHg } P_{\text{H}_2\text{O}} = 22.377 \text{ mmHg a } 24^\circ\text{C}$$

$$\text{Entonces } P_{\text{O}_2} = P_T - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = (585 - 22.377)\text{mmHg}$$

$$P_{\text{O}_2} = 562.623\text{mmHg}$$

Transformamos la  $P_{\text{O}_2}$  en atmósferas

$$1 \text{ atm } 760\text{mmHg.}$$

$$P_{\text{O}_2} 562.623\text{mmHg.}$$

$$P_{O_2} = 0.7402 \text{ atm.}$$

$$PM(O_2) = 32 \text{ gr/mol.}$$

$$R = 0.0821 \text{ atm L / mol } ^\circ\text{K}$$

$$T = 24 \text{ } ^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} = 297^\circ\text{K}$$

$$P_{O_2} ( PM_{O_2} ) (0.7402 \text{ atm}) (32 \text{ gr/mol})$$

$$O_2 = \frac{\text{-----}}{R T (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K}) (297^\circ\text{K})} = \text{-----}$$

$$R T (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K}) (297^\circ\text{K})$$

$$O_2 = 0.9714 \text{ gr/lt}$$

4.- Calcular la densidad del oxígeno en condiciones normales.

a) Encontrando el cociente de la masa de 1 mol en gramos, entre el volumen molar a esas condiciones de temperatura y presión.

$$P(PM) (1 \text{ atm})(32 \text{ gr/mol})$$

$$= \frac{\text{-----}}{RT (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K}) (273^\circ\text{K})} = 1.4277 \text{ gr/lt.}$$

$$RT (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K}) (273^\circ\text{K})$$

$$m 32 \text{ gr/mol}$$

$$= \frac{\text{-----}}{m} = \frac{\text{-----}}{32 \text{ gr/mol}} = 1.4276 \text{ gr/lt}$$

$$V 22.414 \text{ lt}$$

b) Encontrar el cociente de la masa de oxígeno producido entre su volumen corregido a esas condiciones de temperatura y presión.

$$P_1 V_1 P_2 V_2$$

$$\frac{\text{-----}}{P_1 T_1} = \frac{\text{-----}}{P_2 T_2}$$

$$T_1 T_2$$

$$P_1 V_1 T_2$$

$$V_2 = \frac{\text{-----}}{P_2 T_1}$$

$$P_2 T_1$$

Donde  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_1$  están dadas en condiciones normales y  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2$  son los valores medidos en el laboratorio.

$$(760 \text{ mmHg})(0.045 \text{ lt})(293^\circ\text{K})$$

$$V_2 = \text{-----}$$

$$(585 \text{ mmHg})(273^\circ\text{K})$$

$$V_2 = 0.0627 \text{ lt.}$$

$$m_{O_2} 0.05 \text{ gr}$$

$$= \text{-----} = \text{-----} = 0.7974 \text{ gr/lt}$$

$$V_{\text{corregido}} 0.0627 \text{ lt}$$

c) aplicando la ley de los gases ideales.

$$P(PM) (1 \text{ atm})(32 \text{ gr/mol})$$

$$= \text{-----} = \text{-----} = 1.4277 \text{ gr/lt.}$$

$$RT (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K})(273^\circ\text{K})$$

$$PO_2 (PM O_2) (0.7402 \text{ atm})(32 \text{ gr/mol})$$

$$O_2 = \text{-----} = \text{-----} = 0.9714 \text{ gr/lt}$$

$$R T (0.0821 \text{ atm lt/mol}^\circ\text{K})(297^\circ\text{K})$$

5.- Calcular el error relativo, entre los valores calculados en 3a y 3b, así como 4a y 4b.

teórica – experimental

$$\% \text{ error} = \text{-----} \times 100$$

teórico

Error relativo de 3a y 3b

$$(0.9714 - 0.95238) \text{ gr/lt}$$

$$\% \text{ error} = \text{-----} \times 100 = 1.95$$

$$0.9714 \text{ gr/lt}$$

$$\% \text{ error} = 1.95$$

Error relativo de 4a y 4b

$$(1.4276 - 0.9714) \text{ gr/lt}$$

$$\% \text{ error} = \text{-----} \times 100 = 31.95$$

$$1.4276 \text{ gr/lt}$$

% error = 31.95

6.- Calcular el porcentaje de bióxido de plomo (PbO<sub>2</sub>) descompuesto.

0.5 gr PO<sub>2</sub> 100%

0.05O<sub>2</sub> X

X = 10%

0.5 gr PO<sub>2</sub> 100%

(0.5–0.05)PbO<sub>2</sub> X

X = 90%

PbO<sub>2</sub> inicial – PbO<sub>2</sub> final

% PbO<sub>2</sub> des = ----- x 100

PbO<sub>2</sub> inicial

90 – 10

% PbO<sub>2</sub> des = ----- x 100 = 88.88%

90

7.- ¿Cual debería ser el volumen desplazado para el cual el porciento de error es de cero?

exp = teo

mO<sub>2</sub> exp

exp = -----

VO<sub>2</sub> exp

mO<sub>2</sub> exp 0.05 gr

VO<sub>2</sub> = ----- = ----- = 0.0627 lt

exp 0.7974 gr/lt

## CONCLUSIONES

La practica se realizo conforme no lo indico el profesor primero armando el equipo conforme se muestra en la figura, y apretando bien las conexiones para que no hubiera ninguna fuga que pudiera hacer que la presión disminuyera, tomamos volares de temperatura, presión, volumen para poder determinar la densidad del oxígeno que estabamos teniendo por la descomposición del PbO<sub>2</sub> al calentarla, también aprendimos que cuando el gas genera presión con el agua el agua tiende a calentarse y empieza a producirse vapor dentro del frasco, aprendiendo a tomar este factor como otro gas y que no se debe considerar para la densidad del

oxígeno sino que lo que hace es presión dentro del recipiente.

En esta práctica se cumplieron que se fijaron para la determinación de la densidad del oxígeno conforme a las leyes de los gases ideales, ley de Boyle, ley de Charles y Gay-Lussac, ecuación de gases ideales, ley de Dalton y la ley de Avogadro, observando que había cierta diferencia entre ellos pero era mínimo.

Esto lo podemos aplicar en la industria extractiva, donde se descomponen ciertos químicos para obtener otros, además que sirve para calcular la cantidad de masa que se encuentran en tanque de gases, podemos calcular el volumen que ocuparía un gas en un recipiente, así como la presión, esto también lo aplicaríamos en las industrias que hacen tanques para almacenar gases.

## BIBLIOGRAFIA

Autor: Bruce M. Mahan / Rollie J. Myers

Nombre: Química Curso universitario

Editorial: Addison-Wesley Iberoamericana

Pag. 31–33

Autor: H.D. Crockford y Samuel B. Knight

Nombre: Fundamentos de química

Editorial: Continental, S.A. de C.V.

Pag. 24–26