

**UNIVERSIDAD NACIONAL DE CALLAO**

**FACULTAD DE INGENIERIA QUÍMICA**

**“LEY DE LOS GASES Y METODO DE DUMAS”**

• **Curso** : Laboratorio Físico Químico

• **Profesor** : Cesar Gutiérrez Cuba

ALUMNOS:

- **Cerna**
- **Principe laguna, Francis** 040830 – E
- **Sandival Anaya Romel** 032720 – J
- **Yataco Salazar, Paul** 032710-D

**BELLAVISTA-CALLAO**

**2006**

**1966**

## **LEY DE GASES**

### **I. OBJETIVOS**

- Determinación del peso de la masa molecular de una sustancia fácilmente volatilizable (METODO DE DUMAS).
- Comprobación de la ley de Boyle
- Leer presiones en un manómetro de "aire a presión".
- Tomar una serie de medidas de P y V.
- Realizar una representación gráfica de P frente a V e interpretarla.
- Realizar una representación gráfica de P frente a 1/V e interpretarla

### **II. FUNDAMENTO TEORICO**

En el año de 1662, el físico y químico inglés Robert Boyle realizó uno de los experimentos clásicos de la historia científica. Varias semanas antes de efectuar la demostración, Boyle solicitó a un vidriero de Londres que hiciera el tubo de dicho vidrio más largo y fuerte que jamás hubiera hecho. Dicho tubo debería tener la forma de una U, con una rama mayor de cinco metros de longitud y una menor de un metro y medio, cerrado en la parte superior con una llave de paso.

El vidriero consiguió hacer lo que se le pedía. Boyle colocó el tubo en la escalera de su casa descansando la parte inferior en un recipiente de metal, a fin de recoger el mercurio en caso de que se rompiera el vidrio. Abrieron unos barriles que contenían mercurio; un ayudante comenzó a verter el mercurio en el extremo abierto del tubo, situado en la parte alta de la escalera. Al ir agregando más mercurio, este se iba introduciendo en la rama pequeña que contenía aire cerrado, el cual se iba comprimiendo.

Boyle continuó entonces su experimento abriendo la llave de paso de la rama corta y agregando mercurio, hasta que tuvo un espacio de 75 cm, entre la llave de paso y la parte superior de la columna de mercurio.

El nivel de mercurio era ahora igual en las dos ramas y la presión de aire en ambas columnas era igual. Entonces cerró la llave de paso, sabiendo que esta columna de aire encerrado tenía una presión que era igual a la presión atmosférica. Luego, su ayudante vertió más mercurio en la rama del tubo hasta que el aire encerrado se comprimió a 37.5 cm. Se agregó otra vez mercurio hasta que la columna de aire se produjo de 18.7 cm., es decir, la cuarta parte del volumen de la presión atmosférica. La cantidad de mercurio aumentó, al ir agregando más, mientras que proporcionalmente el volumen de gas disminuyó.

El experimento se siguió repitiendo, a veces se rompía el tubo, pero los resultados que obtenía Boyle siempre eran los mismos.

La ley de Boyle: a una temperatura constante y para una masa dada de un gas, el volumen del gas varía de manera inversamente proporcional a la presión absoluta que recibe.

El experimento de Boyle permite deducir lo siguiente:

- Al duplicar  $p$ , el volumen  $V$  queda dividida entre 2 y  $p$  se duplica
- Al triplicar  $p$ , el volumen  $V$  queda dividido entre 3 y  $p$  se triplica
- Al cuadruplicar  $p$ , el volumen  $V$  queda dividido entre 4 y  $p$  se cuadruplica, etc.

### **El principio de Arquímedes**

El principio de Arquímedes se enuncia en la siguiente forma:

Un objeto que se encuentra parcial o totalmente sumergidos en un fluido experimenta una fuerza ascendente (empuje) igual al peso del fluido desalojado.

El principio de Arquímedes se puede demostrar estudiando las fuerzas que ejerce el fluido sobre un cuerpo que se encuentra suspendido en él.

Considere un disco de área  $A$  y de altura  $H$  que esta totalmente sumergido en un fluido. Recuerda que la presión a cualquier profundidad  $h$  en el fluido esta dada por:

$$P = p \cdot g \cdot h$$

Donde  $p$  es la densidad de más del fluido y  $g$  es la aceleración de la gravedad. Por supuesto, si deseamos representar la presión absoluta dentro del fluido, tenemos que sumar también la presión externa ejercida por la atmósfera. La presión total hacia abajo  $P_1$  ejercida sobre la parte superior del disco, según la figura, es por lo tanto:

$$P_1 = P_a + p \cdot g \cdot h_1 \quad (\text{hacia abajo})$$

Donde  $P_a$  es la presión atmosférica y  $h_1$  es la profundidad en la parte superior del disco es:

$$P_2 = P_a + p \cdot g \cdot h_2 \quad (\text{hacia arriba})$$

Donde  $h_2$  es la profundidad medida en la parte inferior del disco. Puesto que  $h_2$  es mayor que  $h_1$ , la presión registrada en la parte inferior del disco es mayor que la presión superior, lo cual da por resultado una fuerza neta hacia arriba. Si representamos la fuerza hacia abajo como  $F_1$  y la fuerza hacia arriba como  $F_2$ , podemos escribimos

$$F_1 = P_1.A \qquad F_2 = P_2.A$$

La fuerza neta hacia arriba ejercida por el fluido sobre el disco se llama empuje y esta dada por

$$\begin{aligned} F_B &= F_2 - F_1 = A(P_2 - P_1) \\ F_B &= A(Pa + p.g.h_2 - Pa - p.g.h_1) \\ F_B &= A.p.g.(h_2 - h_1) = A.p.g.H \end{aligned}$$

El empuje que se ejerce sobre el disco es igual al peso del fluido que se desaloja.

Donde  $H = h_2 - h_1$  es la altura del disco. Finalmente, si recordamos que el volumen del disco es  $V = AH$ , obtenemos este importante resultado:

$$F_B = V.p.g = m.g$$

Empuje = peso del fluido desalojado

que es el principio de Arquímedes.

Al aplicar este resultado debemos recordar que la ecuación (15-10) nos permite calcular únicamente el empuje ocasionando por diferencia de presiones. No representa en realidad la fuerza resultante. Un cuerpo se sumergirá si el peso del fluido que desaloja (el empuje) es menor que el peso de dicho cuerpo.

### **Definición de presión**

Para determinar la fuerza total ejercida sobre una superficie es necesario conocer la presión o fuerza sobre la unidad de área. Generalmente expresamos esta presión en Kp por  $\text{cm}^2$ . Conociendo la presión y el número. De  $\text{cm}^2$  de la superficie sobre la cual se ejerce, se puede determinar fácilmente la fuerza total. (fuerza en Kp = presión en  $\text{Kp}/\text{cm}^2$  x superficie en  $\text{cm}^2$ )

### **Como se crea la presión**

La presión se origina siempre que se produce una resistencia a la circulación de un líquido, o una fuerza que trata de impulsar el líquido. La tendencia a suministrar caudal (o empuje) puede originarse mediante una bomba mecánica o simplemente por el peso del fluido.

Es un hecho bien conocido que en una columna de agua la presión aumenta con la profundidad. La presión es siempre la misma a una profundidad determinada, debido al peso de la columna de agua sobre ella. En la época de Pascal, un científico italiano llamado Torricelli demostró que si se hace un

agujero en el fondo de un tanque de agua, el agua se escapa a la máxima velocidad cuando el tanque está lleno y que el caudal disminuye a medida que baja el nivel de agua. En otras palabras a medida que disminuye la columna de agua sobre la abertura también se reduce la presión.

Torricelli pudo expresar la presión en el fondo del tanque solamente como "carga de agua" o sea la altura en metros de la columna de agua. Hoy en día, con el valor de Kp/cm<sup>2</sup> como unidad de presión, podemos expresar la presión en cualquier punto de un líquido o de un gas en términos más convenientes. Todo lo que se necesita es conocer el peso de un metro cúbico del fluido.

Una columna de un metro de agua es equivalente a 0,1 Kp; una columna de agua de 5 metros equivale a 0,5 Kp/cm<sup>2</sup>, y así sucesivamente. Una columna de aceite de la misma altura es equivalente aproximadamente, a 0,09 Kp/cm<sup>2</sup> por metro.

En muchos lugares se utiliza el término "carga" para describir la presión, sin tener en cuenta cómo ha sido creada. Por ejemplo, se dice que una caldera crea una carga de vapor cuando la presión se origina vaporizando agua en un recipiente cerrado. Los términos presión y carga se utilizan, a veces, indistintamente.

### **Presión atmosférica**

La presión atmosférica no es otra cosa que la presión ejercida por el aire de nuestra atmósfera, debida a su propio peso. Al nivel del mar, una columna de aire de 1 cm<sup>2</sup> de sección, y cuya altura es la atmosférica pesa 1,03 Kp.

Así pues, la presión es 1,03 Kp/cm<sup>2</sup>. A alturas más elevadas, naturalmente la columna pesa menos y la presión es inferior. Bajo el nivel del mar la presión atmosférica es superior a 1 Kp/cm<sup>2</sup>.

Cualquier condición donde la presión sea inferior a la presión atmosférica se denomina vacío o vacío parcial. Un vacío perfecto es la ausencia total de presión o sea 0 Kp/cm<sup>2</sup> absolutos. La presión atmosférica también puede medirse en milímetros de mercurio (mm.Hg) mediante un aparato llamado barómetro.

El barómetro de mercurio, inventado por Torricelli, se considera generalmente como el punto de partida y la inspiración de los estudios de Pascal sobre la presión. Torricelli descubrió que cuando se invierte un tubo lleno de mercurio, sumergiéndolo en un recipiente abierto que contenga el mismo líquido, la columna del tubo desciende sólo una cierta distancia. Su razonamiento fue que la presión atmosférica sobre la superficie del líquido equilibraba el peso de la columna de mercurio al existir un vacío perfecto en la parte superior del tubo.

En una atmósfera normal, la columna tendrá siempre una altura de 760 mm. Así pues, 760 mm. de mercurio es otro equivalente de la presión atmosférica.

### **La compresibilidad de los gases. Ley de Boyle**

El volumen del gas contenido en un recipiente se reduce si se aumenta la presión. Esta propiedad que presentan los gases de poder ser comprimidos se conoce como *compresibilidad* y fue estudiada por el físico inglés *Robert Boyle* (1627-1691). Si se dispone de un cilindro con un émbolo móvil que puede modificar el volumen de aquél y se introduce un gas en su interior, el volumen ocupado por el gas variará con la presión del émbolo de tal modo que su producto se mantiene constante si la temperatura es constante durante el experimento. Es decir:

$$p \cdot V = \text{cte.}$$

Ello significa que a *temperatura constante* la presión y el volumen de un gas son magnitudes inversamente proporcionales

$$P = \text{cte}/V$$

y por tanto la representación gráfica de  $p$  frente a  $V$  corresponde a una hipérbola equilátera. Este resultado se conoce como *ley de Boyle* y describe de forma aproximada el comportamiento de un gas en un amplio rango de presiones y volúmenes. No obstante, a temperaturas elevadas o a presiones elevadas, para las cuales el gas se aproxima bastante al estado líquido, la ley de Boyle deja de cumplirse con una precisión razonable

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.

#### **¿Por qué ocurre esto?**

Al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo: aumenta la presión.

Lo que Boyle descubrió es que si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor.

Como hemos visto, la expresión matemática de esta ley es:

$$P \cdot V = k$$

(el producto de la presión por el volumen es constante)

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas  $V_1$  que se encuentra a una presión  $P_1$  al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor  $V_2$ , entonces la presión cambiará a  $P_2$ , y se cumplirá:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

**Ejemplo:**

4.0 L de un gas están a 600.0 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800.0 mmHg?

Solución: Sustituimos los valores en la ecuación  $P_1V_1 = P_2V_2$ .

$$(600.0 \text{ mmHg}) (4.0 \text{ L}) = (800.0 \text{ mmHg}) (V_2)$$

Si despejas  $V_2$  obtendrás un valor para el nuevo volumen de 3L.

**La masa molecular** de una sustancia es la suma de las masas de cada uno de sus átomos. La masa de un átomo se expresa en una unidad del mismo orden de magnitud llamada **unidad de masa atómica**. Las masas atómicas expresadas en estas unidades se llaman **pesos atómicos**. El peso atómico de un elemento es la masa promedio de los átomos de un elemento.

La unidad de masa atómica se define como la doceava parte de la masa del isótopo más común del carbono.

La masa molecular expresada en unidades de masa atómica se llama peso molecular.

En el laboratorio no se trabaja con una sola molécula, sino con grandes grupos de moléculas; por ello se define **el mol** de una sustancia como la cantidad de la misma que contiene un número de moléculas igual a:

$$6,023 \times 10^{23}$$

La masa de un mol expresada en gramos coincide numéricamente con la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica.

Para una sustancia en estado gaseoso:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T \quad (1)$$

siendo:

$P$  = Presión del gas (expresada en atmósferas).

$V$  = Volumen del gas (expresado en litros).

$M$  = Gramos de sustancia gaseosa.

$m$  = Masa de un mol de sustancia expresada en gramos.

atm – litro

$$R = \text{Constante de los gases perfectos} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

K - mol

T = Temperatura (en Kelvin).

La determinación del peso molecular de un gas, por tanto, exige conocer los datos experimentales que figuran en la anterior expresión.

La presión y temperatura de un gas son fácilmente determinables experimentalmente; para obtener los restantes datos, los métodos generales se fundan en determinar la masa de sustancia contenida en un volumen fácilmente conocido, o en hallar el volumen de gas o aire equivalente al mismo, producido por un peso de sustancia.

### **DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR DE UN LIQUIDO VOLATIL(METODO DE DUMAS )**

En el método de dumas una muestra de líquidos volátiles se introduce en un matraz previamente pesado, y el matraz se introduce en un baño de agua hirviendo

El líquido se deja evaporar y el exceso de vapor se escapa al aire. Cuando el último resto de líquido se evapora el recipiente se llena completamente con vapor del líquido volátil a 100°C .

Entonces el recipiente se retira del baño de vapor de agua , se enfría rápidamente y se pesa de nuevo.

El enfriamiento rápido condensa el vapor que llenaba el matraz a 100°C y entra aire en el matraz acuerda que el volumen de líquido es extremadamente pequeño en comparación con el volumen ocupado por la misma masa del compuesto gaseoso a presión atmosférica

La diferencia entre la masa del matraz que contiene el líquido condensado y la masa del matraz vacío es la masa del líquido condensado  
También es igual a la masa del vapor que llenó el matraz a 100°C y a presión atmosférica

El matraz vacío contiene casi la misma cantidad de aire las dos veces que pesa, así que la masa del aire no afecta al resultado

Aunque el compuesto es líquido a temperatura ambiente .es gas a 100°C,y por tanto podemos aplicar las leyes de los gases . Si el agua que odea al matraz se

cambia por un líquido de punto de ebullición más alto, el método de dumas se aplica a líquidos que se vaporizan a o debajo del punto de ebullición del líquido que rodea al matraz.

El aire atmosférico es una mezcla de aire seco y vapor de agua, en proporciones variables en la tabla se muestra la composición promedio en volumen del aire seco.

Composición	% V/V
O <sub>2</sub>	20.99
N <sub>2</sub>	78.03
Ar	0.94
CO <sub>2</sub>	0.033
Ne	0.015
He	0.00524
Kr	0.00014
Xe	0.00006
Total	100.00

El aire atmosférico es una mezcla de gases en proporciones variables peso molecular (promedio) = 28.97 g/mol al ser el aire atmosférico una mezcla de aire seco y vapor de agua (asumiendo que tiene un comportamiento ideal en la mezcla de gases) debe tener el peso molecular comprendido entre 28.97 y 18.015 a medida que el contenido de humedad sea menor, el peso molecular del aire atmosférico se aproxima más al peso molecular del aire seco.

Los gases a presiones bajas y temperaturas altas, cumplen aproximadamente bien en su comportamiento con la ecuación:

$$PV=nRT$$

$$m = \frac{PVMa}{RT}$$

Donde:

m = masa de n moles de agua

V = volumen ocupado por el gas

Ma = peso molecular del gas (en el caso de la práctica es el aire atmosférico)

R = constante universal de los gases

Si se tiene un sistema experimenta abierto a a presión atmosférica, entonces  $p = 1 \text{ atm}$  y para un volumen definido (volumen en el cual esta contenido el gas: el erlenmeyer en caso de la practica), se puede determinar el peso molecular del gas graficando  $m$  vs  $1/T$  de la ecuación, la pendiente de este grafico es igual a  $PVMa/ R$  y es una constate para las condiciones experimentales tambien  $Ma$  es constante ya que las proporciones de componentes de aire no varia con la temperatura.

### **III. MATERIALES Y REACTIVOS**

#### **Reactivos:**

- Mercurio (Hg)
- Muestra Problema (M.P.)

#### **Materiales:**

- Matraz 250mL
- Abrazaderas
- Barómetro
- Rejilla (2)
- Piceta
- Soporte
- Termómetro
- Vaso de precipitados de 500 ml
- Pinzas de tubo de ensayo

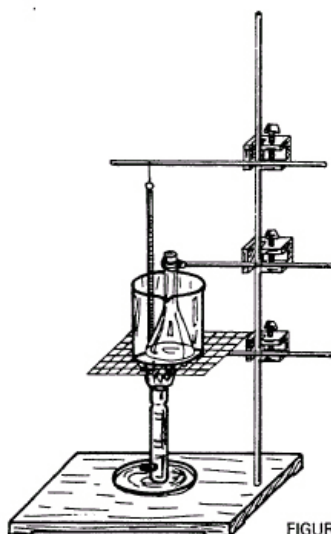


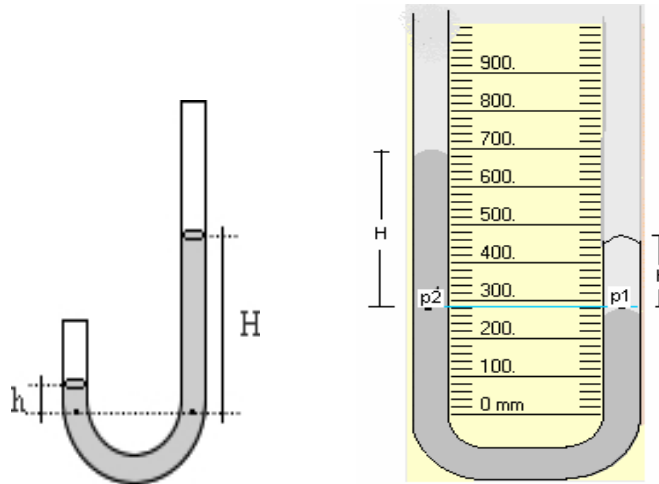
FIGURA 31.1

**IV. PARTE EXPERIMENTAL**

**EXPERIENCIA N° 1: Ley de Boyle**

Se preparo el equipo para tomar las respectivas alturas H y h.

Se agrego el mercurio y se fueron tomando las alturas respectivas.



Con las siguientes ecuaciones se realizaran los cálculos para los valores de P y V.

$$P = P_{atm} + \rho_{Hg} \cdot g \cdot H \quad ; \quad V = \frac{\pi \cdot D^2 \cdot h}{4}$$

Teniendo como datos:

$$1atm = 101325Pa, \quad 1Pa = 1N/m^2$$

$$\text{Gravedad} = 9.8m/s^2$$

$$\rho = 13.6Kg/L = 13600Kg/m^3$$

$$D = 5.6mm = 0.56cm = 0.0056m$$

H,aire(cm)	14.5	13.4	11.9	11.4	11.2	10.75	9.3
H,Hg(cm)	7.0	14.0	24.7	30.0	32.7	37.2	55.5

Calculo de las respectivas presiones:

$$P_1 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 9.8 \times 0.07) \text{N/m}^2 = 110.6546 \times 10^3 \text{Pa} \times 1 \text{atm} / 101325 \text{Pa} = 1.092 \text{atm}$$

$$P_2 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.14) \text{N/m}^2 = 1.1842 \text{ atm}$$

$$P_3 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.247) \text{N/m}^2 = 1.3249 \text{ atm}$$

$$P_4 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.030) \text{N/m}^2 = 1.3946 \text{ atm}$$

$$P_5 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.327) \text{N/m}^2 = 1.4301 \text{ atm}$$

$$P_6 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.372) \text{N/m}^2 = 1.4893 \text{ atm}$$

$$P_7 = 101325(\text{N/m}^2) + (13600 \times 8.9 \times 0.555) \text{N/m}^2 = 1.7300 \text{ atm}$$

Calculo de volumen de aire:

$$V_1 = \pi(0.56)^2 \times 14.5 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 3.571 \times 10^{-3} \text{L}$$

$$V_2 = \pi(0.56)^2 \times 13.4 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 3.300 \times 10^{-3} \text{L}$$

$$V_3 = \pi(0.56)^2 \times 11.9 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 2.931 \times 10^{-3} \text{L}$$

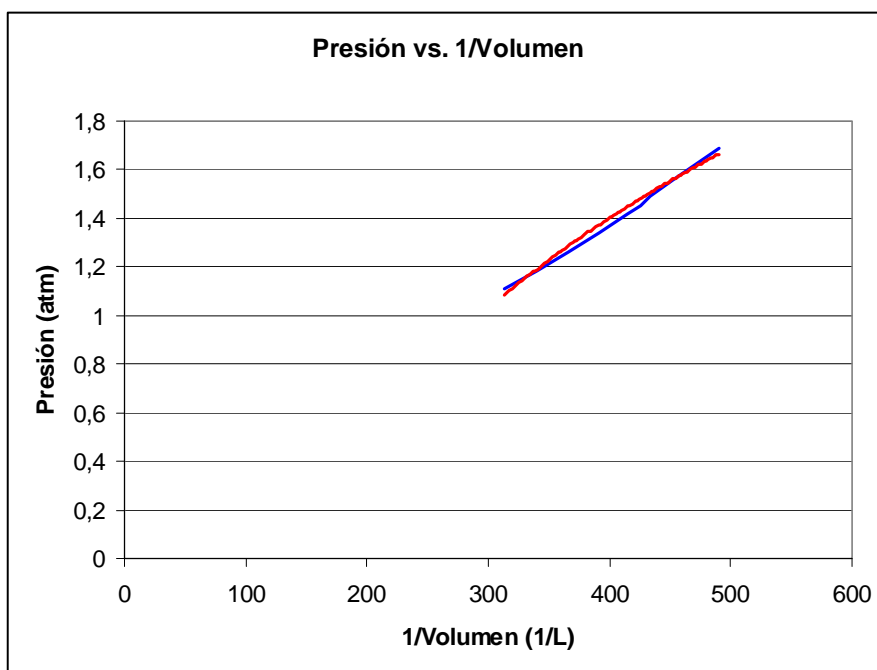
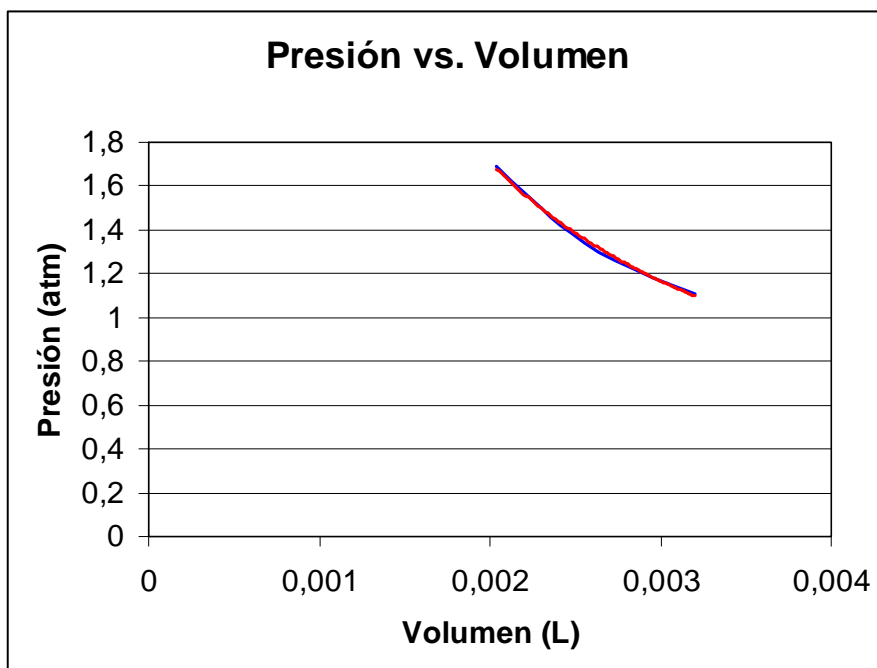
$$V_4 = \pi(0.56)^2 \times 11.4 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 2.808 \times 10^{-3} \text{L}$$

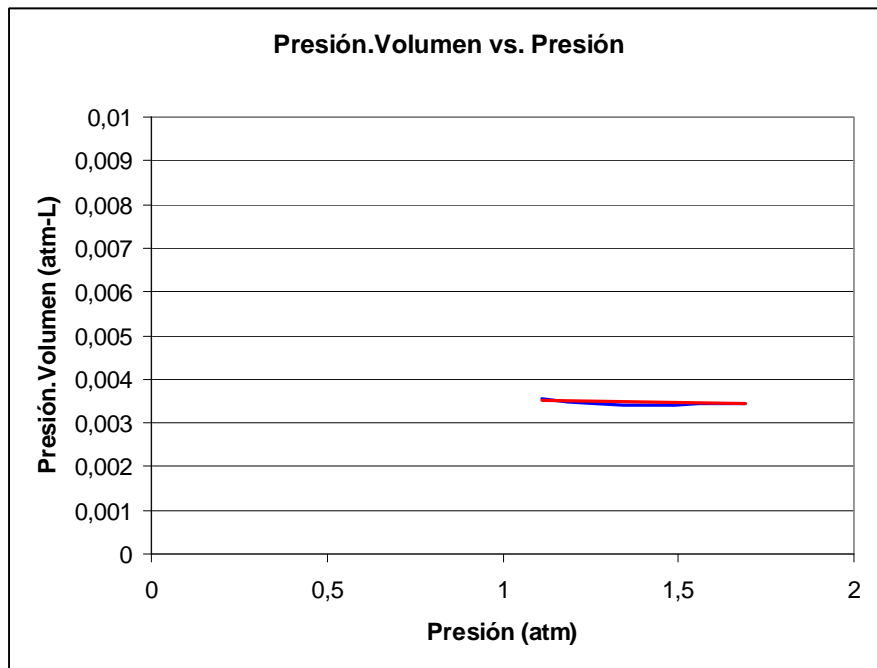
$$V_5 = \pi(0.56)^2 \times 11.2 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 2.759 \times 10^{-3} \text{L}$$

$$V_6 = \pi(0.56)^2 \times 10.75 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 2.648 \times 10^{-3} \text{L}$$

$$V_7 = \pi(0.56)^2 \times 9.30 / 4 \text{ cm}^3 \times 1 \text{L} / 1000 \text{cm}^3 = 2.291 \times 10^{-3} \text{L}$$

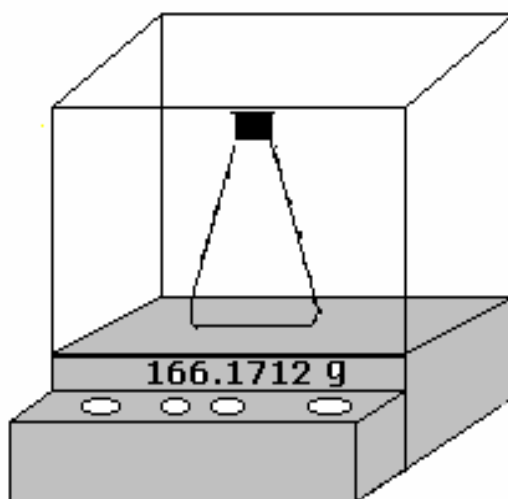
P (atm)	V (L)	P.V (L-atm)
1.092	$3.571 \times 10^{-3}$	$3.899 \times 10^{-3}$
1.1842	$3.300 \times 10^{-3}$	$3.908 \times 10^{-3}$
1.3249	$2.931 \times 10^{-3}$	$3.883 \times 10^{-3}$
1.3946	$2.808 \times 10^{-3}$	$3.916 \times 10^{-3}$
1.4301	$2.759 \times 10^{-3}$	$3.946 \times 10^{-3}$
1.4893	$2.648 \times 10^{-3}$	$3.944 \times 10^{-3}$
1.7300	$2.291 \times 10^{-3}$	$3.963 \times 10^{-3}$



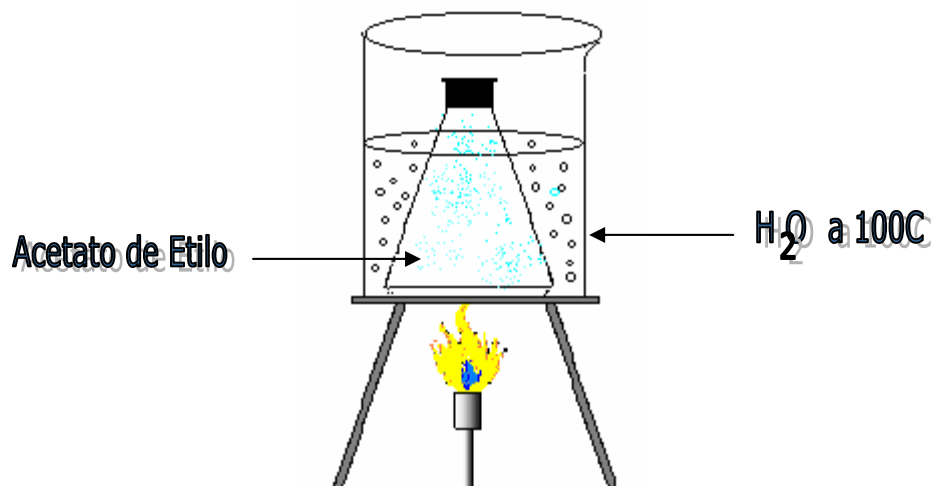


## PESO MOLECULAR DE UN LÍQUIDO VOLATIL POR EL METODO DE DUMAS

1. Pesar un Erlenmeyer de 250mL con tapa esmerilada =  $m_0$



2. Agregar al Erlenmeyer aprox. 5mL de Acetato de Etilo; luego preparamos el siguiente equipo :



Notemos que todo el Acetato evapora y asienta por las paredes del Erlenmeyer; condensando a temperatura ambiente y luego pesamos el Erlenmeyer más condensado =  $m_1$

Realizamos 3 veces la misma experiencia y trabajamos también con el promedio de estos.

$$m_0 = 166.1712\text{g}$$

$$m_{1,1} = 166.9787\text{g}$$

$$m_{1,2} = 166.962\text{g}$$

$$m_{1,3} = 166.9053\text{g}$$

$$m_p = 166.9487\text{g}$$

**Conocemos:**

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{mRT}{M} \quad ; \quad M_{AE} = \frac{\rho_{AE}RT}{P} \dots\dots\dots(*)$$

$\rho_{AE}$  = densidad del A.E condensado

$P$  = 1atm.

$T$  = 373k

$$\rho_{AE} = \frac{m_{AE}}{V_{AE}} = \frac{m_1 - m_0}{V_{H2O}} = \frac{(m_1 - m_0)}{m_{H2O}} \times \rho_{H2O}$$

$$\rho_{H2O} = 0.997996\text{g/mL}$$

$$V_{AE} = V_{H2O}$$

$$m_{H2O} = 248\text{g}$$

❖ Para  $m_{1,1}$  :

$$\rho_{AE} = \frac{(m_{1,1} - m_0)}{m_{H2O}} \times \rho_{H2O}$$

$$\rho_{AE} = \frac{(166.9787\text{g} - 166.1712\text{g})}{248\text{g}} \times 0.998\text{g/mL} = 3.25\text{g/L}$$

En (\*) :

$$M_{AE} = \frac{3.25\text{g/L}}{1\text{atm}} \cdot \frac{0.082\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 373\text{K} = 99.39\text{g/mol}$$

❖ Para  $m_{1,2}$  :

$$\rho_{AE} = \frac{(m_{1,2}-m_0)}{m_{H_2O}} \cdot \rho_{H_2O}$$

$$\rho_{AE} = \frac{(166.9620\text{g}-166.1712\text{g})}{248\text{g}} \cdot 0.998\text{g/mL} = 3.2395\text{g/L}$$

En (\*) :

$$M_{AE} = \frac{3.2395\text{g/L}}{1\text{atm}} \cdot \frac{0.082\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 373\text{K} = 99.08\text{g/mol}$$

❖ Para  $m_{1,3}$  :

$$\rho_{AE} = \frac{(m_{1,3}-m_0)}{m_{H_2O}} \cdot \rho_{H_2O}$$

$$\rho_{AE} = \frac{(166.9053\text{g}-166.1712\text{g})}{248\text{g}} \cdot 0.998\text{g/mL} = 2.9541\text{g/L}$$

En (\*) :

$$M_{AE} = \frac{2.945\text{g/L}}{1\text{atm}} \cdot \frac{0.082\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 373\text{K} = 90.354\text{g/mol}$$

❖ Para  $m_p$ :

$$\rho_{AE} = \frac{(m_p-m_0)}{m_{H_2O}} \cdot \rho_{H_2O}$$

$$\rho_{AE} = \frac{(166.9487\text{g}-166.1712\text{g})}{248\text{g}} \cdot 0.998\text{g/mL} = 3.1288\text{g/L}$$

En (\*) :

$$M_{AE} = \frac{3.1288\text{g/L}}{1\text{atm}} \cdot \frac{0.082\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \cdot 373\text{K} = 95.697\text{g/mol}$$

Calculamos los porcentajes de error de los pesos moleculares hallados respecto al teórico.

Sabemos que  **$M_{AE} = 88.04352\text{g/mol} \dots \text{(teórico)}$**

- Para  $m_{1,1}$  :            % ERROR =  $| 99.39 - 88.04352 | / 99.39 = 11.416\%$
- Para  $m_{1,2}$  :            % ERROR =  $| 99.08 - 88.04352 | / 99.08 = 11.139\%$
- Para  $m_{1,3}$  :            % ERROR =  $| 90.35 - 88.04352 | / 90.35 = 2.553\%$
- Para  $m_p$  :              % ERROR =  $| 95.697 - 88.04352 | / 95.697 = 7.998\%$

## **CONCLUSIONES**

- la ley de boyle se comprueba como una constante para una grafica **PV vs P** ,y se utiliza para predecir la presión de un gas cuando cambia su volumen entonces si los valores iniciales de presión y volumen se  $P_i$  y  $V_i$  ,y como el producto  $P_i V_i$  es una constante los valores finales cumplen la relación :  **$P_f V_f = P_i V_i$**  para mismo numero de moles y temperatura constante.
- la relación presión volumen que se ilustra en las graficas nos indica la relación inversamente proporcional presión volumen , esta curva corresponde a una isoterma , se sabe que los gases obedecen a esta ley en el limite  $p \rightarrow 0$
- A simple vista no apreciamos los gases, pero sabemos que están allí, y podemos saber que propiedades tienen en ese lugar en específico, una variación en la temperatura al igual que un cambio en la presión alteraría los factores de un gas. Sabiendo esto, podemos manipular los gases a nuestro antojo
- Sin lugar a duda, los gases cuentan con dos factores influyentes, que son, la presión y temperatura, y partiendo de estos factores, sin temor a equivocarse, podemos obtener una información mas detallada de lo que esta ocurriendo, ocurrió, u ocurrirá en los gases.
- Con las alturas obtenidas en la experiencia se pudo hallar el volumen del gas y su presión respectiva y así con estos datos pudimos hacer las graficas que verificando así(la ley de los gases (Ley de Boyle)
- Se recomienda tomar con exactitud las alturas para asi tener mejores resultados al hallar con ellas la presión y el volumen y verificar así la ley de Boyle

## **RECOMENDACIONES**

- Tener en cuenta que para la representación gráfica de la ley de Boyle debemos tener una suficiente cantidad de datos para una mejor representación gráfica de dicha ley, esto no sucede por encontrarnos con desperfectos de equipos.
- Para una mejor medición de la determinación de la masa molecular del líquido volátil al determinar el volumen de dicho líquido se comete un mayor error si utilizamos un líquido que va a ser pesado por partes como en la experiencia es recomendable hacer una sola pesada de la masa del agua para la determinación de un volumen más exacto.
- Al calentar el líquido volátil tener en cuenta que solo debe ser hasta que evapore todo el líquido y justo en ese momento taparlo, teniendo cuidado de no dejar escapar más líquido volátil en forma de vapor.

## **BIBLIOGRAFIA**

- GILBERT CASTELLAN Físicoquímica, Addison –Wesley-Longman. Segunda Edición
- P.W. ATKINS: Físicoquímica, Addison - Wesley-Iberoamericana. Tercera Edición
- [www.ucm.es/info/Geofis/practicas/prac09r.pdf](http://www.ucm.es/info/Geofis/practicas/prac09r.pdf)
- [www.monografias.com/trabajos4/ ladensidad/ladensidadshtml](http://www.monografias.com/trabajos4/ladensidad/ladensidadshtml)
- GASTON PONS MUZZO Físicoquímica, sexta edición