

## **INTRODUCCION**

El peso molecular de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los elementos constituyentes del compuesto.

El conocimiento del peso molecular es de importancia por que facilita el cálculo del número de moles y de las cantidades de átomos individuales en una determinada cantidad de un compuesto.

Cuando se trata de una mezcla, el peso molecular se obtiene mediante el promedio ponderado de los pesos moleculares de las sustancias que componen la mezcla

# **DETERMINACIÓN DEL PESO MOLECULAR Y DENSIDAD DEL AIRE**

## **I. OBJETIVOS**

- Determinar el peso molecular de aire atmosférico.

## **II. FUNDAMENTO TEÓRICO**

### **1. LA ATMÓSFERA**

La atmósfera es la envoltura gaseosa que rodea el planeta y está compuesta principalmente por una mezcla de gases (78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de otros gases) que denominamos aire. A estos constituyentes hay que añadir el vapor de agua concentrado en las capas más bajas, cuya cantidad depende de las condiciones climatológicas y la localización geográfica, pudiendo variar entre el 0% y el 5%. A medida que aumenta el vapor de agua, los demás gases disminuyen proporcionalmente.

Dado que unos componentes tienen más peso que otros, existe una tendencia natural de los más pesados a permanecer en las capas más bajas (oxígeno por ejemplo) mientras que los más ligeros se encuentran en las capas más altas. Esto explica porqué la mayor parte del oxígeno se encuentra por debajo de los 35.000 pies de altitud, y porqué a medida que se asciende (piense en el Everest) disminuye la cantidad de oxígeno presente en la atmósfera.

Este elemento gaseoso que denominamos aire tiene masa, peso y una forma indeterminada. Es capaz de fluir, y cuando está sujeto a cambios de presión cambia su forma debido a la carencia de una fuerte cohesión molecular, es decir, tiende a expandirse o contraerse ocupando todo el volumen del recipiente que lo contiene. Dado que el aire tiene masa y peso, está sujeto y reacciona a las leyes físicas de la misma manera que otros cuerpos gaseosos.

Aunque este elemento gaseoso que denominamos aire tiene muchas otras propiedades importantes, para poder explicar porque vuela un avión, en este

momento interesa centrarse en las características básicas que definen su comportamiento como fluido: presión, temperatura y densidad. Como se verá a lo largo de varios capítulos, estos tres conceptos están íntimamente relacionados y afectan de forma muy importante al vuelo.

## **2. PRESIÓN ATMOSFÉRICA**

Se define como presión a la cantidad de fuerza aplicada por unidad de superficie. De acuerdo con esta definición, presión atmosférica es la fuerza ejercida por la atmósfera sobre una unidad de superficie, fuerza que se debe al peso del aire contenido en una columna imaginaria que tiene como base dicha unidad. La altura de esta columna y por tanto el peso del aire que contiene, depende del lugar en que nos encontremos. A nivel del mar la columna que tenemos encima es mayor que en la cumbre del Aneto, la cual es a su vez mayor de la que tendríamos en la cima del Everest.

Esta circunstancia explica una primera cualidad del aire que nos interesa conocer: la presión atmosférica cambia de forma inversamente proporcional a la altura, "a mayor altura menor presión".

La magnitud de este cambio es de 1 milibar por cada 9 metros de altura lo cual equivale a 110 milibares cada 1000 metros, o 1 pulgada por cada 1000 pies aproximadamente (1 mb cada 9 mts. o 1" cada 1000 ft.).

Debido precisamente a esta propiedad (y a la menor densidad del aire), los aviones que vuelan por encima de una altitud determinada deben estar provistos de sistemas de presurización en la cabina de pasajeros.

## **3. TEMPERATURA DEL AIRE**

Aunque existen factores particulares que afectan a la temperatura del aire, como por ejemplo lo cercano o lejano que esté un lugar respecto a la línea del ecuador, su lejanía o proximidad a la costa, etc., un hecho común es que el calor del sol atraviesa la atmósfera sin elevar significativamente su temperatura; esta energía es absorbida por la Tierra provocando que esta se caliente y eleve su temperatura, la cual es cedida gradualmente a las capas de aire en contacto con ella. En este

ciclo continuo, cuanto más alejadas están las capas de aire de la tierra menos calor reciben de esta.

#### **4. RELACIÓN ENTRE PRESIÓN Y TEMPERATURA**

Si calentamos una masa de gas contenida en un recipiente, la presión que ejerce esta masa sobre el recipiente se incrementa, pero si enfriamos dicha masa la presión disminuye. Igualmente, comprimir un gas aumenta su temperatura mientras que descomprimirlo lo enfría. Esto demuestra que hay una relación directa entre temperatura y presión. Así, la presión del aire cálido es mayor que la del aire frío. Al escuchar las predicciones meteorológicas, asociamos ya de forma intuitiva altas presiones con calor y bajas presiones con frío. La ley de compresión de los gases de Gay-Lu

rsac ya lo dice: "La presión de los gases es función de la temperatura e independiente de la naturaleza de los mismos".

#### **5. DENSIDAD DEL AIRE**

La densidad de cualquier cuerpo sea sólido, líquido o gaseoso expresa la cantidad de masa del mismo por unidad de volumen ( $d=m/v$ ). Esta propiedad en el aire es en principio mal asimilada por poco intuitiva, pues es cierto que la densidad del aire es poca si la comparamos por ejemplo con la del agua, pero es precisamente esta diferencia lo que hace el vuelo posible. Dado que con la altura cambian la presión y la temperatura, para saber como cambia la densidad nada mejor que ver como afectan a esta las variaciones de presión y temperatura.

Si se comprime, una misma masa de gas ocupará menos volumen, o el mismo volumen alojará mayor cantidad de gas. Este hecho se conoce en Física como ley de Boyle: "A temperatura constante, los volúmenes ocupados por un gas son inversamente proporcionales a las presiones a las que está sometido". De esta ley y de la definición de densidad dada, se deduce que la densidad aumenta o disminuye en relación directa con la presión.

Por otra parte, sabemos que si se aplica calor a un cuerpo este se dilata y ocupa más volumen, hecho conocido en Física como Ley de dilatación de los gases de

Gay-Lussac: "La dilatación de los gases es función de la temperatura e independiente de la naturaleza de los mismos". De acuerdo con esta ley y volviendo de nuevo a la definición de densidad, si una misma masa ocupa más volumen su densidad será menor. Así pues, la densidad del aire cambia en proporción inversa a la temperatura.

Se plantea ahora un dilema, porque si al aumentar la altura, por un lado disminuye la presión (disminuye la densidad) y por otro disminuye la temperatura (aumenta la densidad), ¿cómo queda la densidad? Pues bien, influye en mayor medida el cambio de presión que el de temperatura, resultando que "a mayor altura menor densidad". En capítulos posteriores se detalla cómo afecta la densidad a la sustentación, la resistencia y al rendimiento general del avión.

## **6. ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES**

Para una misma masa gaseosa, podemos afirmar que existe una constante directamente proporcional a la presión y volumen del gas, e inversamente proporcional a su temperatura.

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

## **7. PROCESOS GASEOSOS RESTRINGIDOS**

Procesos realizados mientras se mantiene constante la masa del gas, y uno de sus otros 3 factores: Volumen, Temperatura o Presión.

## **8. LEY DE BOYLE-MARIOTTE**

También llamado proceso isotérmico. Afirma que, a temperatura constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

## **9. LEYES DE CHARLES Y GAY-LUSSAC**

En 1802, Louis Gay Lussac publica los resultados de sus experimentos, basados en los que Jacques Charles hizo en el 1787. Se considera así al proceso isobárico para la Ley de Charles, y al isométrico para la ley de Gay Lussac.

**PROCESO ISOBÁRICO:**

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

**PROCESO ISOCÓRICO:**

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

**10. LEY DE LOS GASES IDEALES**

Los **gases ideales** son gases hipotéticos, idealizados del comportamiento de los gases reales en condiciones corrientes. Así, los gases reales manifiestan un comportamiento muy parecido al ideal a altas temperaturas y bajas presiones.

Los gases ideales se encuentran en un estado homogéneo, tomando la forma y el volumen del recipiente que lo contenga. Sus moléculas se encuentran muy separadas unas de otras, por tanto el gas se puede comprimir o expandir con facilidad.

Empíricamente, se pueden observar una serie de relaciones entre la temperatura **T**, la presión **P** y el volumen **V** de los gases ideales.

$$PV = nRT = \frac{m_{gas}}{M_r} \cdot RT \quad (1)$$

Donde:

$P$  = indica la presión del gas.

$V$  = indica el volumen del gas.

$n$  = es el número de mol-gramos del gas.

$R$  = la constante de los gases.

$T$  = la temperatura del gas.

Esta ecuación de estado reúne las leyes anteriores, expresando la relación que existe entre las magnitudes relevantes en los gases ideales, y describe satisfactoriamente el comportamiento de los gases en condiciones de bajas

presiones y altas temperaturas. Cuando la presión aumenta mucho o la temperatura disminuye, el comportamiento de los gases se aparta del descrito por esta ecuación.

### **11. TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR**

Desarrollada por Ludwig Boltzmann y Maxwell. Nos indica las propiedades de un gas noble a nivel molecular.

Todo gas está formado por pequeñas partículas esféricas llamadas moléculas.

Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades, en forma recta y desordenada.

Los gases ejercen una presión continua al recipiente debido a los choques de las moléculas con las paredes de éste.

Los choques moleculares son perfectamente elásticos. No hay cambio de energía.

No se toman en cuenta las interacciones de atracción y repulsión molecular.

La energía cinética media de la translación de una molécula es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

### **12. LA ECUACIÓN DE VAN DER WAALS**

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right) (V_m - b) = RT$$

Nótese que  $V_m$  es el volumen molar.

En esta expresión,  $a$ ,  $b$  y  $R$  son constantes que dependen de la sustancia en cuestión. Pueden calcularse a partir de las propiedades críticas de este modo:

$$a = 3P_c V_c^2$$

$$b = \frac{V_c}{3}$$

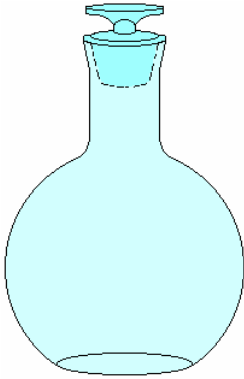
$$R = \frac{8P_c V_c}{3T_c}$$

Propuesta en 1873, la ecuación de Van der Waals fue una de las primeras que describía mejor el comportamiento de los gases visiblemente mejor que la ley del gas ideal. En esta ecuación  $a$  se denomina el parámetro de atracción y  $b$  el parámetro de repulsión o el volumen molar efectivo. Mientras que la ecuación es muy superior a la ley del gas ideal y predice la formación de una fase líquida, sólo concuerda con los datos experimentales en las condiciones en las que el líquido se forma. Mientras que la ecuación de Van der Waals se suele apuntar en los libros de texto y en la documentación por razones históricas, hoy en día está obsoleta. Otras ecuaciones modernas sólo un poco más difíciles son mucho más precisas. La ecuación de Van der Waals puede ser considerada como la "ley del gas ideal mejorada", por las siguientes razones:

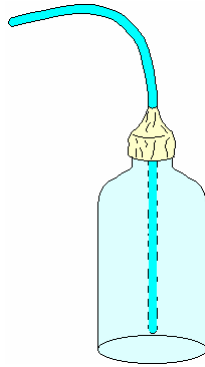
Trata a las moléculas como partículas con volumen, no como puntos en el espacio. Por ello  $V$  no puede ser demasiado pequeño, y trabajamos con  $(V - b)$  en lugar de  $V$ .

Mientras que las moléculas del gas ideal no interaccionan, Van der Waals considera que unas moléculas atraen a otras dentro de una distancia equivalente al radio de varias moléculas. No provoca efectos dentro del gas, pero las moléculas de la superficie se ven atraídas hacia el interior. Vemos esto al disminuir la presión exterior (usada en la ley del gas ideal), por ello escribimos  $(P + \text{algo})$  en lugar de  $P$ . Para evaluar este 'algo', examinaremos la fuerza de atracción actuando en un elemento de la superficie del gas. Mientras que la fuerza que actúa sobre cada molécula superficial es  $\sim \rho$ , la resultante sobre el elemento completo es  $\sim \rho^2 \sim \frac{1}{V_m^2}$

### III. MATERIALES Y EQUIPOS



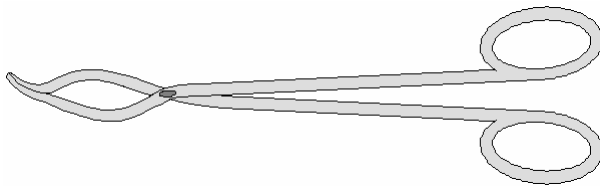
Balón con tapa esmerilada



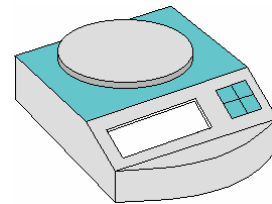
Piceta con agua destilada



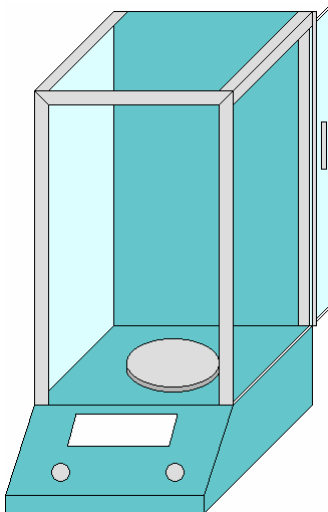
Termómetro



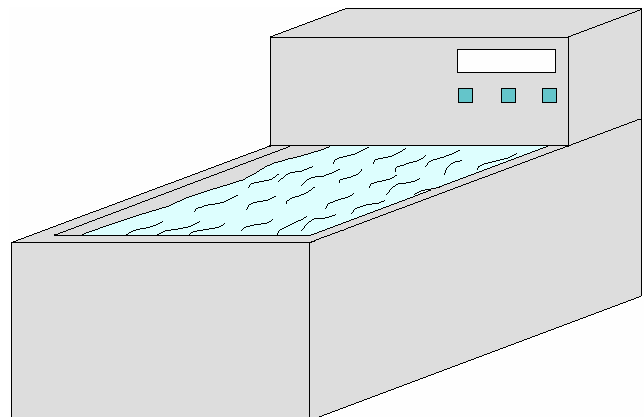
Pinza



Balanza de Precisión



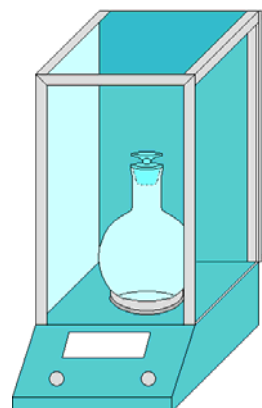
Balanza analítica



Baño termostático

#### IV. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

**1.PASO:** Procederemos a pesar el balón de fondo plano con tapa, el cual previamente lo lavamos y lo secamos en la estufa, y cuando esté a  $T_{amb.}$  lo pesamos en una balanza analítica y anotamos su valor.

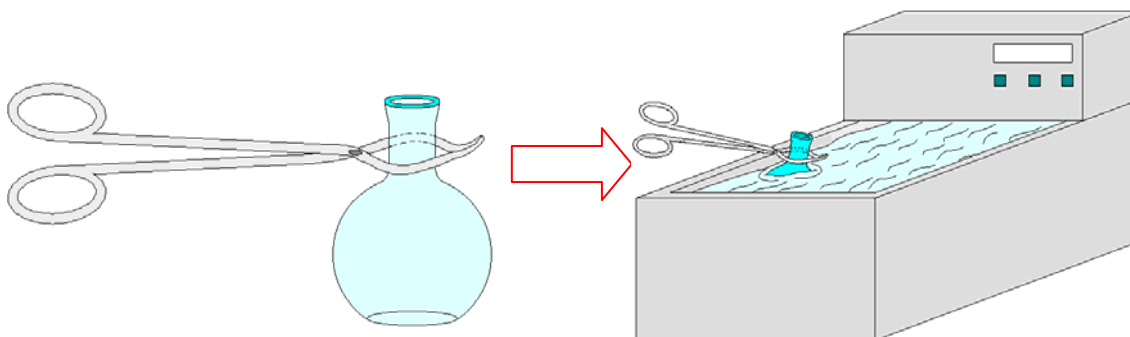


**Masa del Balón de tapa esmerilada + masa del aire = 163.6596 g**

**2.PASO:** Tomamos un termómetro y tomamos la temperatura del medio Ambiente y tomamos nota.

**Temp. Ambiente ( $t_1$ ) = 20 °C**

**3.PASO:** Con la ayuda de una pinza, mantenemos el balón de fondo plano sin tapa dentro del baño maría a la temperatura  $t_2 = 30$  °C, permitiendo que el balón de fondo plano sin tapa y su contenido (aire atmosférico) alcancen el equilibrio térmico presentado líneas arriba, por aproximadamente 15 minutos.



**4.PASO:** Con un termómetro medimos la temperatura del aire atmosférico que se halla dentro del balón de fondo plano que esta dentro del baño maría, el cual si marca la temperatura requerida,  $t_2 = 30\text{ }^\circ\text{C}$ , procedemos a tapar el balón de fondo plano e inmediatamente lo sacamos del baño maría, lo secamos con papel toalla, y lo llevamos a pesar en la balanza analítica. Y anotamos los valores en la **tabla #1**.

**5.PASO:** Luego aumentamos la temperatura del baño maría a  $45\text{ }^\circ\text{C}$ , y procedemos a llevar nuevamente el balón de fondo plano sin tapa al baño permitiendo que el balón y su contenido (aire atmosférico) alcance el equilibrio térmico durante 15 min. . Medimos la temperatura del contenido del balón de fondo plano sin tapa, cuando marca la esperada  $45\text{ }^\circ\text{C}$ , procedemos de la misma marea que el caso anterior, lo tapamos, lo secamos y lo llevamos a pesar de inmediatamente a la balanza analítica, anotamos el valor en la **tabla # 1**.

**6.PASO:** Procedemos de la misma manera para temperaturas:  $t_3 = 60\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_4 = 70\text{ }^\circ\text{C}$ , y los valores lo anotamos en la **tabla # 1**.

**Tabla #1: masas experimentales a diferentes temperaturas**

Temperatura ( $^\circ\text{C}$ )	$M_t = M_{\text{Balón con tapa esmerilada}} + M_{\text{aire}}$
$T_1 = 20$ (Temp Amb.)	163.6596 g
$T_2 = 30$	163.6558 g
$T_3 = 45$	163.6535 g
$T_4 = 60$	163.6174 g
$T_5 = 70$	163.6153 g

**7.PASO:** Determinamos el volumen correcto del balón de fondo plano, llenando este con agua destilada, determinando su masa y haciendo uso de la densidad del agua a la temperatura de trabajo.

$$M_1 = M_{\text{balón de fondo plano} + \text{tapa}} + M_{\text{agua}} = 468.52$$

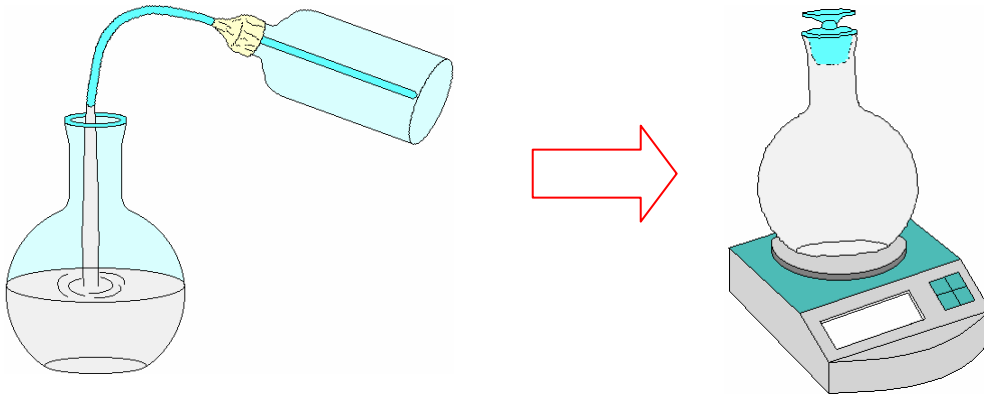
$$\rho_{H_2O(T=20^\circ C)} = 0,9982 \text{ g} / \text{cm}^3$$

$$m_1 = m_{\text{balón+tapa}} = 163,6596 \text{ g}$$

$$V_{H_2O} = \frac{304,8604}{0,9982 \text{ g} / \text{cm}^3}$$

$$V_{\text{balón+tapa}} = V_{H_2O} = 305,41 \text{ ml}$$

$$m_p = PVM_a/R$$



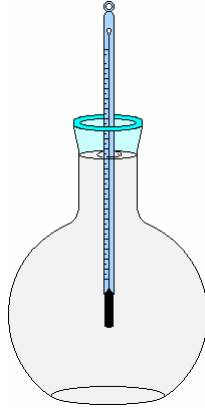
Hallando la pendiente promedio tenemos = 1.201 g\*°C

Igualando a la equivalencia:  $m_p =$  pendiente promedio

**8.PASO:** Determinamos la masa del agua contenida en el balón de fondo plano.

$$m_0 = 468,52 \text{ g} - 163,6596 \text{ g} = 304,8604 \text{ g}$$

**9.PASO:** Medimos la temperatura del agua con el termómetro y anotamos su valor.



*Temperatura del agua = 20 °C*

## V. CÁLCULOS Y RESULTADOS

1.-Elaborar un grafico de  $m_t$  vs.  $1/T$  donde T esta en k.

$$m_a = \frac{P V M_a}{R T}$$

$m_t$ (g)	$1/T$ (K)
163,6596	$3,4 \cdot 10^{-3}$
163,6598	$3,3 \cdot 10^{-3}$
163,6535	$3,14 \cdot 10^{-3}$
163,6174	$3 \cdot 10^{-3}$
163,6153	$2,9 \cdot 10^{-3}$

C = constante

$$m_t = m_{\text{balon}} + m_{\text{tapa}} + m_{\text{aire}}$$

$m_{\text{aire}}$  = masa del aire a condiciones experimentales.

$M_a$  = peso molecular del aire atmosférico.

**2.- Calcular el valor de la pendiente aplicando regresión lineal, a partir de este calcule el peso molecular del aire  $M_a$ . Indique además el índice de correlación( $r$ ) de los datos de la recta obtenida.**

Por el método de los mínimos cuadrados, la pendiente resulto: 102,4083 g.K

Por tanto:  $M_a = R \cdot 102,4083 / P.V.$

$$V = \frac{M}{\rho} = \frac{304,8604}{0,9982} = 305,41ml$$

$$M_a = 27,495 \text{ g/mol}$$

$$m_T = 102,4083 \cdot \frac{1}{T} + 163,3144$$

**3.- El valor de  $M_a$  obtenido reemplazar con el valor de  $M_a$  para el aire seco y determinar el valor relativo.**

$$M_{a \text{ experimental}} = 27,495 \text{ g/mol}$$

$$M_{a \text{ teórico}} = 28,97 \text{ g/mol}$$

$$\text{Error relativo} = \frac{28,97 - 27,495}{28,97} = 0,05091$$

$$\% \text{error} = 5,091\%$$

**4.-Reemplazando el valor de ( $M_a$ ) experimentalmente obtenido en la ecuación (2), determinar la densidad del aire para cada temperatura del experimento. Elabore una tabla de  $\rho$  vs T y grafique.**

Usando la ecuación donde  $M_a$  es igual a 27.163 g/mol se va a determinar la densidad del aire en las diversas temperaturas:

De la ecuación  $m_{\text{aire}} = \frac{PVM_a}{RT}$  podemos obtener la densidad del aire

$$\rho_{\text{aire}} = \frac{PM_a}{RT} \text{ reemplazando para cada temperatura:}$$

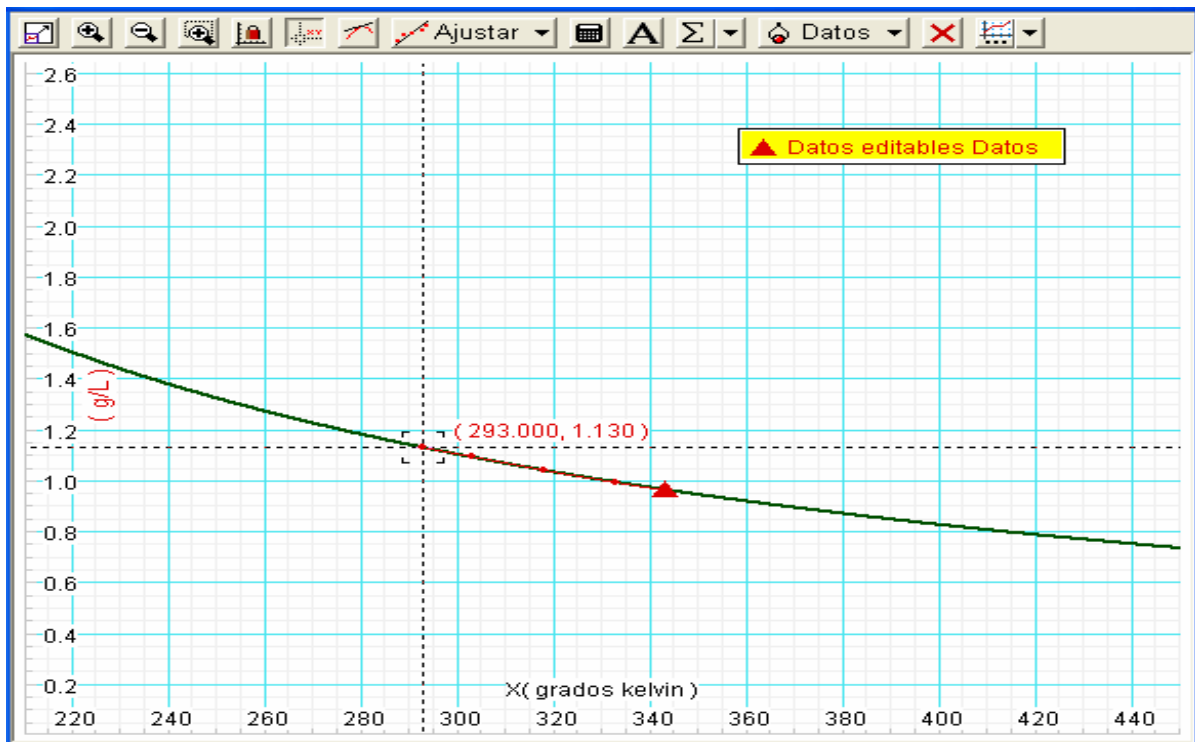
$$T_1 = 293K \quad \rho_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} * 27.163 \text{ g / mol.k}}{0.082 \text{ atmL / molK} * 293} = 1130 \text{ g/cm}^3$$

$$T_2 = 303K \quad \rho_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} * 27.163 \text{ g / mol.k}}{0.082 \text{ atmL / molK} * 303} = 1093 \text{ g/cm}^3$$

$$T_3 = 318K \quad \rho_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} * 27.163 \text{ g / mol.k}}{0.082 \text{ atmL / molK} * 318} = 1041 \text{ g/cm}^3$$

$$T_4 = 333K \quad \rho_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} * 27.163 \text{ g / mol.k}}{0.082 \text{ atmL / molK} * 333} = 994 \text{ g/cm}^3$$

$$T_5 = 343K \quad \rho_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} * 27.163 \text{ g / mol.k}}{0.082 \text{ atmL / molK} * 343} = 965 \text{ g/cm}^3$$



**5.-Empleando la ecuación de Van der Waals. Determinar la densidad del aire a 70°C y P = 5 atm.**

La ecuación de los gases reales según Van der Waals es como sigue:

$$P + \frac{a}{V_m^2} = \frac{RT}{V_m - b}$$

A las condiciones del problema.

$$a = 1.33 \text{ atm (dm}^3/\text{mol)}^2$$

$$b = 0.0366 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Haciendo operaciones elementales podemos obtener el volumen molar a estas condiciones

La expresión que relaciona este volumen en forma general es:

$$V_m^3 - \left(b + \frac{RT}{P}\right) V_m^2 + \frac{a}{P} V_m - \frac{ab}{P} = 0$$

Reemplazando los datos en la expresión anterior nos queda:

$$V_m^3 - \left(0.0366 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} + \frac{\left(0.082 \frac{\text{atm-L}}{\text{mol-}^\circ\text{k}}\right) \times 343^\circ\text{K}}{5 \text{ atm}}\right) V_m^2 + \frac{1.33 \text{ atm} \left(\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}\right)^2}{5 \text{ atm}} V_m - \frac{1.33 \text{ atm} \left(\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}\right)^2 \times 0.0366 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}{5 \text{ atm}} = 0$$

$$V_m^3 - 5.6618 V_m^2 + 0.266 V_m - 0.09576 = 0$$

Donde tenemos que  $V_m = 5.6175 \text{ dm}^3$

$$\text{Sabemos que } V_m = V/n = \frac{V}{m/Ma} = Ma \frac{V}{m} = Ma \frac{1}{\rho}$$

Entonces a estas condiciones la densidad del aire es:

$$\rho = \frac{Ma}{V_m} = \frac{27.163 \text{ g/mol}}{0.158 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 171.91 \text{ g/dm}^3$$

## **VI. CONCLUSIONES**

- Como he de esperar a medida que aumenta la temperatura disminuye la masa por lo tanto también disminuye la densidad.
- La masa molecular del aire experimental es de 27,163 g/mol y es válida ya que está en el rango de la masa del aire seco (28,97 g/mol) y la masa del agua (18 g/mol).

## **VII. RECOMENDACIONES**

- Lavar correctamente el balón o el matraz erlenmeyer, ya que este puede contener impurezas y podemos cometer errores en los cálculos.
- Luego de mantener el matraz dentro del baño termostático secar rápidamente ya que este puede sufrir un cambio de temperatura y la masa que pesamos es errónea.

## **VIII. BIBLIOGRAFÍA**

- LAIDLER, Keith J. - MEISER, John H., Físicoquímica, Editorial Continental, Año 2002
- CASTELLAN, Gilbert W., Físicoquímica, Editorial Fondo Educativo, Edición 1ª., Año 1974
- CROCKFORD, H.D., Fundamentos de físicoquímica, Editorial Ed. Continental, Edición 1ª, Año 1966