

PRACTICA No. 4

DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR

(APLICACION PRACTICA DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES)

OBJETIVO:

Aplicará la Ley de los Gases ideales para determinar el peso molecular de un compuesto.

FUNDAMENTO:

Los postulados de la TCM (Teoría Cinético-Molecular) describen el comportamiento de un gas idealizado al que nos referiremos como un gas - perfecto o gas ideal. La Ley de los Gases perfectos nos es muy útil porque indica la relación que existe entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles asociados a una muestra de gas. A veces se desea determinar experimentalmente la masa molar (peso molecular) de una sustancia gaseosa. Partiendo de la Ley de los Gases Ideales es posible calcular el peso molecular de un gas conocidas la temperatura, presión, el volumen y la masa del gas.

Una de las más importantes aplicaciones de la Ley de los Gases Ideales, $PV = nRT$, es la determinación del peso molecular de un líquido que pueda transformarse en vapor. El peso molecular se calcula a partir de

$$n = \frac{\text{peso del gas}}{\text{peso molecular del gas}}$$

Por lo tanto la ecuación de los gases ideales puede expresarse.

$$PV = \frac{\text{peso(gas)} RT}{P.M. \text{ (gas)}}$$

Despejando el P.M.

$$P.M. = \frac{\text{peso(gas)} RT}{PV}$$

MATERIAL:

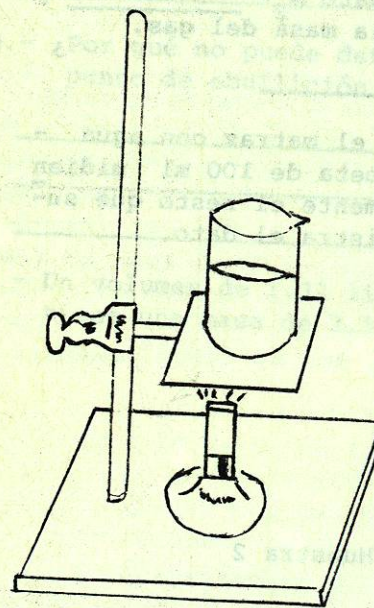
- 1 Soporte universal
- 1 Pinzas para soporte
- 1 Tela de asbesto
- 1 Mechero
- 1 Anillo para soporte
- 1 Balanza
- 1 Termómetro
- 1 Vaso de precipitado de 1000 ml.
- 1 Matraz Erlen Meyer de 250 ml.
- 1 Probeta de 100 ml.
- 1 Papel aluminio (trozo de 10 X 10 cm)
- 1 Liga

SUSTANCIAS:

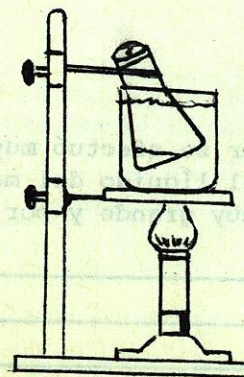
Cloroformo

TECNICA.

- 1.- Agrega 600 ml. de agua al vaso y monta un aparato como el siguiente y calienta el agua hasta ebullición.



- 2.- Pesa el matraz, el trozo de aluminio y una liga al mismo tiempo y registra el dato.
- $m_1 =$ _____
- 3.- Introduce 5 ml. de cloroformo en el matraz y sujeta el aluminio alrededor de la boca del matraz (tapándola) con la liga.
- 4.- Con un alfiler delgado haz una perforación, tan pequeña como sea posible, en el centro del papel aluminio.
- 5.- Coloca el matraz en el vaso con agua hirviendo, manteniendolo casi completamente sumergido y deteniendolo con una pinza como se muestra en la figura que sigue.



CAPILLA ALFONCINA
 BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

6.- Después de que se haya consumido todo el líquido y ya no salgan vapores por el orificio, mide la temperatura del agua y registra el dato.

T= _____

7.- Suspende el calentamiento y retira el matraz del vaso y deja a que se enfríe y se seque.

8.- Pesa nuevamente todo el conjunto y registra el dato $m_2 =$ _____ y efectúa la siguiente operación para determinar la masa del gas.

$$m(\text{gas}) = m_2 - m_1 \quad m(\text{gas}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

9.- Mide el volumen total del matraz, primero llena el matraz con agua hasta el ras y segundo, vacía el agua en la probeta de 100 ml midiendo 100 ml primero y luego otros 100 ml y finalmente el resto que sumado a los 200 ml te dará el volumen total. Registra el dato.

$V_t =$ _____

10.- Repite el mismo procedimiento con otra muestra.

Resultados y Conclusiones.

1.- Registra todos los datos obtenidos.

Datos.	Muestra 1	Muestra 2
Presión	_____	_____
Volumen	_____	_____
Temperatura	_____	_____
Masa	_____	_____

2.- Calcula el peso molecular del compuesto sustituyendo los datos obtenidos en la fórmula.

$$P.M. = \frac{\text{masa (peso)} \cdot RT}{PV}$$

$$P.M. = \underline{\hspace{2cm}}$$

3.- Supongase que esta determinación del peso molecular se efectuó muy precipitadamente y que no se llegó a vaporizar todo el líquido del matraz. ¿Sería el peso molecular calculado muy pequeño o muy grande y por qué?

¿Qué tipo de error de procedimiento podría conducir a un error de resultado que fuera opuesto al anterior.

4.- ¿Por qué no puede determinarse el peso molecular del n-butanol (si su punto de ebullición fuera de 118°C) con este método?

5.- Un volumen de 1.32 litros de un gas, medido a 19°C y 0.97 atmósferas, tiene una masa de 2.55 gramos. ¿Calcular la masa molecular del gas?

6.- ¿Cuál es el volumen ocupado por 3.0 moles de nitrógeno a 1520 torr de presión y 0°C?

CAPILLA ALFONSO DE ARAGON UNIVERSIDAD DE ZARAGOZA

PRACTICA No. 5

SOLUCIONES, SUSPENSIONES Y COLOIDES

OBJETIVO:

El alumno distinguirá entre soluciones, suspensiones y coloides.

FUNDAMENTO:

Una sustancia se puede dispersar dentro de otra. Una dispersión se forma cuando una sustancia se dispersa dentro de otra. Dependiendo del tamaño de las partículas disueltas, las dispersiones se clasifican en soluciones verdaderas, coloides y suspensiones. Una solución verdadera es un sistema homogéneo en el cual el tamaño de las partículas es menor de 10^{-7} cm. (tamaño molecular o iónico). Un coloide es un sistema homogéneo en el cual el tamaño de las partículas está entre 10^{-7} y 10^{-4} cm. (agregado molecular). Una suspensión es un sistema heterogéneo en el cual el tamaño de las partículas es mayor de 10^{-4} cm. (partículas visibles, por ser de mayor tamaño).

MATERIAL:

6 Tubos de ensaye (13 X 100 mm)
1 Gradilla
1 Mechero
1 Pinzas para tubo de ensaye
1 Pizeta
1 Probeta graduada

SUSTANCIAS:

Cloruro de sodio
Grenetina
Hidróxido de magnesio
Azúcar
Goma arábica
Yoduro de potasio
Nitrato de plomo
Agua.

TECNICA:

1.- Solución verdadera:

Vacíe un poco de cloruro de sodio en un tubo de ensaye y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite hasta que la sustancia se disuelva completamente. Observe la solución a través de la luz y registre.

2.- Coloides:

Coloque en un tubo de ensaye una pequeña cantidad de grenetina y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite, observe la dispersión a través de la luz y registre.

3.- Suspensiones:

Deposite en un tubo de ensaye un poco de hidróxido de magnesio y añádale agua hasta la tercera parte. Agite. Observe la dispersión a través de la luz y registre.

4.- Identificación del tipo de dispersión.

- Coloque en un tubo de ensaye una pequeña cantidad de azúcar y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite. Observe la dispersión y registre.
- Ponga en un tubo de ensaye un poco de goma arábica y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite fuertemente. Observe la dispersión y registre.
- Coloque en un tubo de ensaye 20 gotas de nitrato de plomo. Agregue 20 gotas de yoduro de potasio; en seguida agregue 5 ml. de agua. Caliente con cuidado, directamente a la flama del mechero, hasta que desaparezca el color amarillo. Espere a que se enfríe. Observe la dispersión y registre.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- Identifique los siguientes tipos de dispersiones:

a) $KI + Pb(NO_3)_2$ _____

b) Goma arábica + agua _____

c) Azúcar + agua _____

2.- Defina cada uno de los siguientes conceptos:

a) Solución verdadera. _____

b) Coloide. _____

c) Suspensión. _____

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
CAPILLA ALFONSO

PRACTICA No. 6
PREPARACION DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

El alumno preparará soluciones molares y porcentuales.

FUNDAMENTO:

El agua de los océanos es una solución que contiene sal. Esta es una descripción cualitativa que no nos dice nada acerca de la cantidad de soluto presente en la solución. La cantidad de soluto en una solución depende de la cantidad de solución considerada.

La mejor forma de describir una solución es establecer la concentración del soluto. La concentración expresa la cantidad de soluto contenido en una cantidad unitaria de solución. Por ejemplo, la concentración de sal disuelta en el agua de mar se expresa como 30 gramos de cloruro de sodio por litro de agua de mar. La concentración en un volumen grande de solución es la misma que en un volumen pequeño. La concentración de sal disuelta en una taza de agua de mar es la misma que la concentración de sal en un enorme tanque de agua de mar.

La concentración de una solución se puede expresar en diferentes formas, hay unidades físicas y unidades químicas de las cuales las más comunes son:

% en peso	Molaridad
% en volumen	Normalidad
	Partes por millon.

MATERIAL:

- 1 Balanza
1 Agitador
2 Vasos de precipitado de 150ml
1 Probeta de 10 ml
1 Probeta de 100 ml.
1 Matraz erlen meyer de 250 m

SUSTANCIAS:

- Sacarosa (azúcar) $C_{12}H_{22}O_{11}$
Cloruro de sodio NaCl
Etanol (C_2H_5OH)
Sulfato de cobre ($CuSO_4$)
Agua destilada

TECNICA:

A: % en peso:

- 1.- Preparar 100 gramos de solución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) al 8% en peso.

La solución debe contener 8 gramos de sacarosa y 92 gramos de agua.

- a) Pesa 8 gr. de sacarosa en un vaso de precipitado, previamente tarado.
b) Pesa en otro vaso, previamente tarado, los 92 gr. de agua.
c) Añadele el agua, poco a poco, al vaso que contiene el azúcar agitandolo constantemente.

B: % en volumen:

- 2.- Preparar 100 ml de solución de alcohol etílico (C_2H_5OH) al 10% en volumen.

La solución debe contener 10 ml. de alcohol y 90 ml. de agua.

- a) Mide 10 ml. de alcohol etílico, con la probeta de 10 ml., y colócalos - en el matraz erlen-meyer
b) Mide 90 ml de agua, con la probeta de 100 ml, y adicióncelos al alcohol poco a poco, agitando constantemente.

C: MOLARIDAD.

- 3.- Preparar 100 ml de una solución de sulfato de cobre 0.1 m.

- a) Determina el peso molecular del sulfato de cobre ($CuSO_4$)

Pesos atómicos	P.M.=suma de los pesos atómicos
Cu = 63.5	P.M.=P.A.(Cu) +P.A.(S) + P.A.(O)
S = 32	P.M.=63.5 + 32 + 64
$O_4 = 16 \times 4$	P.M.=159.5

- b) Determina el peso de soluto para preparar 100 ml. de solución 0.1 M.

$$n = \frac{m}{P.M.} \quad M = \frac{n}{lto.}$$

$$n = (M) (lto.)$$

$$\frac{M}{P.M.} = (M) (lto.)$$

$$M = (M) (lto.) (P.M.)$$

$$M = (.1) (.1) (159.5)$$

$$M = 1.595 \text{ y}$$

peso del soluto

- c) Pesa 1.595gr de sulfato de cobre y deposítalos en un vaso (matraz de aforación) y agregale agua, poco a poco, agitando constantemente hasta completar 100 ml. Auxiliándote con la probeta.

Resultados y Conclusiones.

- 1.- Qué entiendes por:

- a) Solución normal?

- b) Solución molar?