



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE CIENCIAS

Fisicoquímica

MANUAL DE PRÁCTICAS



BIOLOGIA: PLAN DE ESTUDIOS 2008

Dr. Alejandro Martínez Ruiz:

CONTENIDO

<i>No. de práctica</i>	<i>Nombre de la práctica</i>	<i>No. Página</i>
	<i>Reglas de seguridad en el laboratorio</i>	<i>2</i>
<i>1</i>	<i>CONSTRUCCION DE UN BAROMETRO</i>	<i>5</i>
<i>2</i>	<i>LEY DE BOYLE</i>	<i>7</i>
<i>3</i>	<i>DETERMINACIÓN DE PESOS MOLECULARES</i>	<i>9</i>
<i>4</i>	<i>LEY DE DIFUSIÓN DE GRAHAM</i>	<i>12</i>
<i>5</i>	<i>CALORÍMETRO</i>	<i>14</i>
<i>6</i>	<i>CAPACIDAD CALORIFICA MOLAR DE UN SOLIDO</i>	<i>16</i>
<i>7</i>	<i>ENTALPIA</i>	<i>18</i>
<i>8</i>	<i>ELEVACION DEL PUNTO DE EBULLICION</i>	<i>20</i>
<i>9</i>	<i>DESCENSO DEL PUNTO DE FUSION</i>	<i>21</i>
<i>10</i>	<i>PRESION DE VAPOR</i>	<i>22</i>
<i>11</i>	<i>Preparación de Coloides</i>	<i>24</i>
<i>12</i>	<i>COLOIDES - EFECTO TYNDALL</i>	<i>26</i>
	<i>Literatura</i>	<i>28</i>

REGLAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO



- Localizar todos los equipos de seguridad como extinguidores, lavador de ojos, regaderas, etc.
- Proteger los ojos si trabajará con reactivos corrosivos, peligrosos o con luz ultravioleta.
- Usar bata de laboratorio, lo protegerá del material corrosivo o blanqueadores.
- Nunca pipetee con la boca o pruebe algún reactivo.
- No fumar, comer o beber en el laboratorio.
- El pelo largo de preferencia recogerlo.
- No usar sandalias con los pies descubiertos.
- No colocar los libros o cuadernos en el área de trabajo.
- Reporte cualquier daño o accidente en el laboratorio.
- Pregunte al maestro cualquier duda en el manejo de reactivos y/o equipos.
- Todos los reactivos pueden ser un riesgo para la salud, trabaje con cuidado.
- La mayoría de las prácticas de este laboratorio usan reactivos cancerígenos o tóxicos, así como agentes potencialmente patógenos, trabaje con seriedad y cuidado.
- En caso de contaminarse con algún reactivo lavarse con agua rápidamente y avisar al maestro.

PRACTICA No. 1

CONSTRUCCION DE UN BAROMETRO

OBJETIVO: Construcción de un barómetro y comprensión de su funcionamiento.

INTRODUCCION: La altura de la atmósfera de la tierra es de unos pocos cientos de kilómetros. De acuerdo con la ecuación $P=Dgh$, existirá sobre la superficie terrestre una presión P_o igual al producto de la altura de la atmósfera por g por la densidad del aire promediada con respecto a la altura de la atmósfera. El resultado numérico es

$$P_o= 1.01 \times 10^6 \text{ dinas/cm}^2$$

Supóngase que tomamos un tubo lleno de mercurio ($D=13.6 \text{ g/cm}^3$) y lo invertimos sobre un recipiente lleno del mismo metal como se muestra en la figura. Las presiones que existen en los puntos A y B deben ser iguales, puesto que estos se encuentran en el mismo nivel. De acuerdo con la ecuación $P=Dgh$, $P_a=Dgh$, donde h es la altura de la columna de mercurio. La presión que existe en la superficie de contacto entre el mercurio y el aire debe ser $P_b=P_o$ la presión atmosférica. Entonces:

$$Dgh= P_o$$

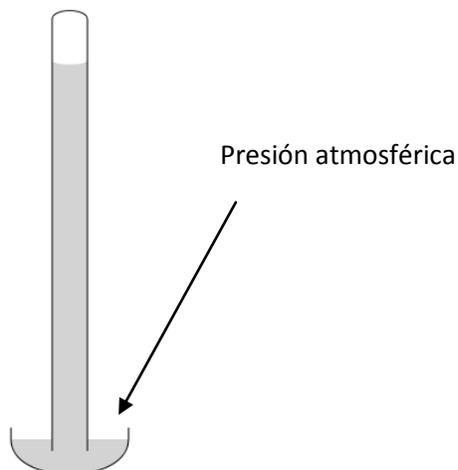
$$h= P_o / Dg$$

$$h = 1.01 \times 10^6 \text{ dinas/cm}^2 / 13.6 \times 980 \text{ cm/s}^2 = 76.0 \text{ cm}$$

La altura de la columna de mercurio es proporcional a la presión atmosférica. Para medir el valor de la presión atmosférica se emplea un aparato llamado barómetro.

PROCEDIMIENTO: El barómetro se utiliza para determinar la presión atmosférica. El mas sencillo (barómetro de Torricelli) consiste en un tubo cerrado en un extremo de ± 2.0 cm de diámetro (se pueden emplear tubos mas delgados pero se obtendrán fluctuaciones en los valores debidos a la capilaridad) y por lo menos de 50 cm de longitud; el tubo se llena completamente de mercurio e invirtiéndolo se introduce en un recipiente que contenga este mismo elemento teniendo cuidado de que no entre aire al tubo durante esta operación. La altura de la columna, h , nos dará la presión atmosférica en mmHg.

NOTA importante. Es conveniente hacer la práctica con otro material previamente fabricado, por ejemplo un aceite coloidal, y NO usar mercurio. En consecuencia habrá que realizar los cálculos de altura y densidad correspondientes.



CUESTIONARIO:

1. ¿Qué es presión. Qué tipos de presión se pueden diferenciar?
2. ¿Cuáles son las unidades mecánicas de presión?
3. ¿En qué otras unidades se puede indicar la presión?. Defínelas
4. ¿Cómo se explica el funcionamiento del barómetro?
5. ¿Influye la temperatura en las determinaciones barométricas? ¿Por qué?

PRACTICA No. 2

LEY DE BOYLE

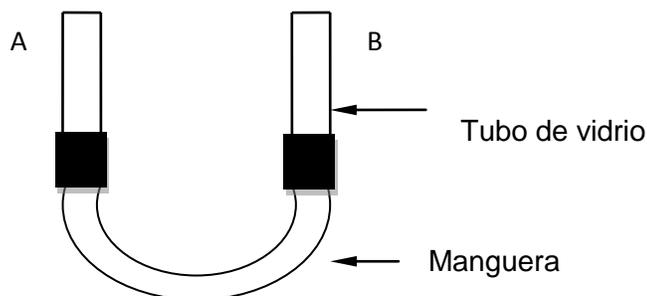
OBJETIVO: Los experimentos de ésta práctica le permitirán conocer las propiedades del estado gaseoso y establecer un modelo que explique la estructura de un gas.

INTRODUCCIÓN: La primera determinación del volumen de un gas a diferentes presiones, se remonta a los experimentos hechos por Robert Boyle en 1662. Boyle encontró que, a temperatura constante, el volumen de cierta cantidad de un gas disminuía a medida que aumentaba la presión, es decir, que el volumen es inversamente proporcional a la presión aplicada como se expresa en la ecuación siguiente:

$$V = k / P \quad ; \quad PV = k \quad (\text{a temperatura constante})$$

en la cual k es una constante.

PROCEDIMIENTO: Construya un aparato como el que se muestra en la figura 1.



La rama A del aparato está formada por un tubo de vidrio cerrado en su extremo superior y unido a través de un manguera flexible, con la rama B que consiste también en un tubo de vidrio pero abierto en su extremo libre.

El tubo U se llena de mercurio, agua o aceite, permitiendo que en la rama A quede encerrada cierta cantidad de gas y que los niveles del mercurio en ambas ramas estén a la misma altura como se indica en la figura.

P mm. Hg	V ml.	$P \times V$

- 1) Llene el tubo en U como se indicó y determine el volumen de gas en la rama A.
- 2) Levante la rama B y observe lo que pasa. Cómo explica este hecho?
- 3) Aplique diferentes presiones al gas. Para determinar el valor de estas presiones mida la diferencia de altura de la columna de mercurio entre ambas ramas. Mida en cada caso los volúmenes correspondientes y construya la tabla anterior.

CUESTIONARIO:

- 1.- Que conclusiones puede obtener de la tabla?
- 2.- Con los datos de la tabla construya una gráfica de P contra V.
- 3.- Interprete los puntos graficados al unirlos formando una curva de geometría conocida
- 4.-Con la columna del producto $P \times V$ de la tabla construya una gráfica de PV contra P.
- 5.- Mencione la ley de Boyle.

PRACTICA No. 3

DETERMINACIÓN DE PESOS MOLECULARES

OBJETIVO: Que el alumno pueda manejar y explicar las bases para la determinación de pesos moleculares de líquidos volátiles o gases.

INTRODUCCIÓN: La determinación de pesos moleculares es esencial para todo tipo de cálculos, ya que el análisis químico solo, resulta insuficiente para determinar el peso molecular de una sustancia, por que nos revela solo los elementos que forman parte de la composición de una molécula y no cuantos átomos de cada sustancia la constituyen.

En fsicoquímica se conocen varios métodos para determinar el peso molecular de un líquido muy volátil o de un gas de estos, los más usados son:

- A. Método de Regnault
- B. Método de Dumas
- C. Método de Victor Meyer

En esta práctica estudiaremos el método de Victor Meyer. El método de Victor Meyer es de los más frecuentemente empleados para determinar la densidad del vapor y pesos moleculares de sustancias en estado líquido y muy volátiles, por su sencillez y flexibilidad. Para el cálculo del peso molecular (M) se emplea la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \text{ ----- (1)}$$

Donde :

P = Presión expresadas en atmósferas.

V = Volumen de gas (líquido evaporado)

n = Número de moles.

T = Temperatura

R = Constante de los gases en lt-atm / mol[⊕]K.

Sabemos que:

$$n = m/M \quad \text{-----}(2)$$

m = Masa del líquido en gramos

M = Peso molecular

Sustituyendo 2 en 1 nos queda en :

$$PV = (m/M) RT \quad \text{-----}(3)$$

Si lo que nos interesa es encontrar la densidad (δ) del gas (líquido evaporado), se calcula como sigue:

$$MPV = mR$$

$$MP = (m/V)RT$$

Como $\delta = m/V$; tenemos la siguiente expresión:

$$MP = \delta RT \quad \text{-----}(4)$$

- 1.- Explique el concepto de densidad
- 2.- Explique densidad de un gas
- 3.- Qué diferencias hay entre la densidad de un sólido y un gas?
- 4.- qué opina de este método?

PRACTICA No. 4

LEY DE DIFUSIÓN DE GRAHAM

OBJETIVO: Determinara las velocidades de difusión de dos gases lo que permitira conocer la importancia de la densidad y peso molecular en dicho proceso.

INTRODUCCIÓN: La ley de Graham establece que las velocidades de difusión de dos gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades.

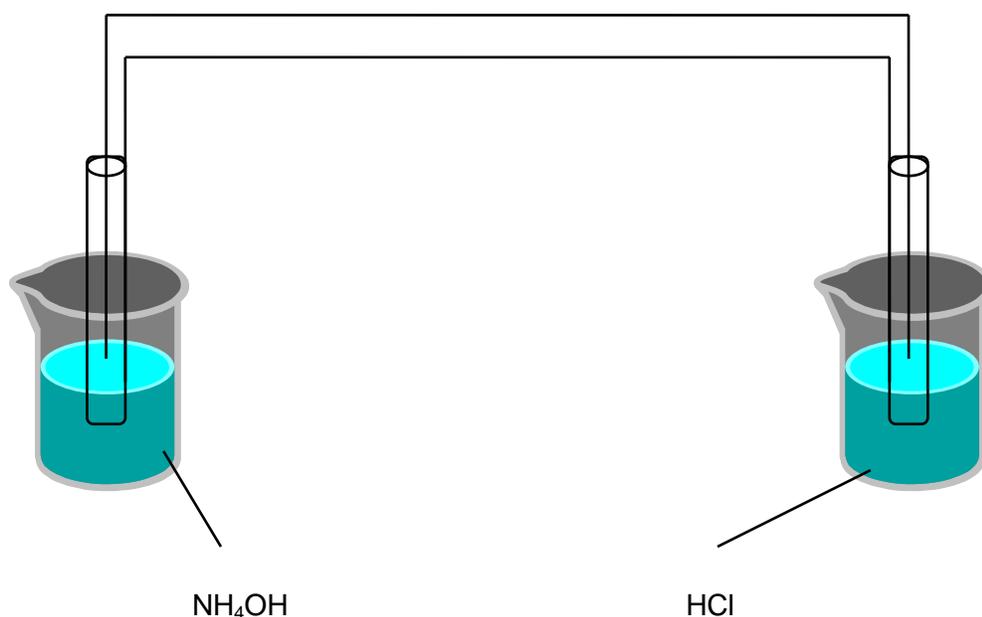
$$V_1/V_2 = \sqrt{d_2}/\sqrt{d_1}$$

Como la densidad de un gas es proporcional al peso molecular, la ley de Graham puede escribirse así

$$V_1/V_2 = \sqrt{M_2}/\sqrt{M_1}$$

La validez de esta ley puede comprobarse fácilmente por medida de las velocidades relativas de difusión de dos sustancias como se muestra a continuación.

PROCEDIMIENTO : Se medirán las velocidades relativas de difusión del amoniaco y del Cloruro de Hidrógeno para lo cual mójtese el aparato que se muestra en la figura.



El tubo de vidrio se prepara con un trozo de tubo ordinario de vidrio de 60 cm de longitud y seco. Poner en un tubo de ensaye 3ml de NH_4OH concentrado y en otro 3ml. de ácido clorhídrico concentrado. Es preciso que los tubos de ensayo estén llenos de líquido hasta la misma profundidad, unos 2mm. Estos ajustes deben realizarse antes de colocar las sustancias en los tubos. Cuando las alturas de los líquidos y las longitudes de las ramas se han ajustado, introducir las dos ramas simultáneamente en los líquidos. La difusión se establece inmediatamente al evaporarse el amoniaco y cloruro de hidrógeno gaseosos de sus respectivas disoluciones, no obstante tardará en formarse NH_4Cl de 3 a 5 minutos.

Separar el tubo de vidrio, lavar sus extremos para eliminar el HCl y el NH_3 y luego medir cuidadosamente las distancias recorridas por el NH_3 y el HCl . Para el NH_3 esta distancia es la que hay entre el nivel de NH_4OH hasta el punto en que se forma la primera porción de NH_4Cl . Para el HCl se obtiene la distancia de forma similar.

Calcular el valor: $V_{\text{NH}_3} / V_{\text{HCl}}$

Mida la velocidad de cada gas a la temperatura de laboratorio.

Saque conclusiones.

CUESTIONARIO:

- 1.- Calcula $V_{\text{NH}_3} / V_{\text{HCl}}$ en términos de pesos moleculares y cuál es el error en tanto por ciento con respecto al valor experimental. Concluye
- 2.- Cuantas veces más de prisa se difundirán el He que el SO_3 ?
- 3.- Explique por qué la velocidad de difusión es función de peso molecular o densidad
- 4.- Se encontró experimentalmente que el compuesto gaseoso X se difunde a lo largo de 20.8 cm en el mismo periodo de tiempo que el CO_2 se difunde a 31.3 cm. La temperatura en ambos casos es de 20 °C. Calcular el peso molecular de X.

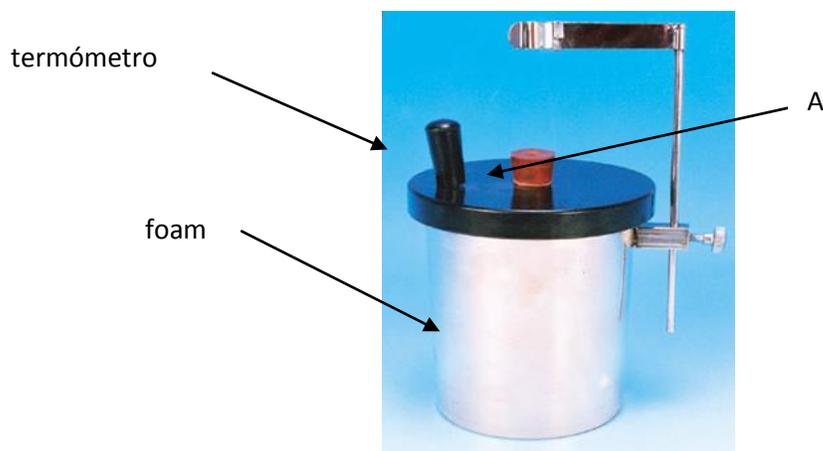
PRACTICA No. 5

CALORÍMETRO

OBJETIVO: Construcción de un calorímetro y explicar su funcionamiento.

INTRODUCCIÓN: Una manera práctica sencilla para medir el calor involucrado en un cambio de estado o en una reacción química, es utilizando el calorímetro, cuyo principio se basa en el intercambio de calor con el medio reactante.

PROCEDIMIENTO: Construya un calorímetro como el de la figura.



Coloque en el tubo A del calorímetro 30 ml de NaOH 5M. Llene con H₂O el recipiente de foam determinando en gramos la cantidad de agua empleada. Espere que la temperatura se estabilice. Agregue ahora rápidamente, 30 ml de HCl 5M; tape el calorímetro y agite el agua del baño para que la temperatura sea homogénea en todo él. En el momento en que empiece a agregar el ácido comience a anotar, minuto a minuto, las temperaturas que registra el termómetro hasta que se vuelva a estabilizar.

Con los datos anotados construya una gráfica de la temperatura contra el tiempo. La reacción que se ha producido es la siguiente:



y libera 14 Kcal/mol. En consecuencia la temperatura subirá y registrará un máximo después del cual empezará a bajar como se ilustra en la gráfica. Conociendo las temperaturas registradas durante el proceso se podrá obtener el incremento de temperatura del calorímetro.

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿Qué cantidad de calor libera la reacción cuando se emplean 30 ml de HCl 5M y 30 ml de NaOH 5M?
- 2.- Con la energía térmica del inciso anterior, determine el calor específico global del calorímetro.
- 3.- ¿Cómo ocurre la reacción, a volumen o a presión constante? Explique.
- 4.- En que procesos aplicará el calorímetro

PRACTICA No. 6

CAPACIDAD CALORIFICA MOLAR DE UN SOLIDO

OBJETIVO: En este experimento se determinará el calor específico de un elemento desconocido y se calculará el peso molecular aproximado del mismo, utilizando la ley de Dulong y de Petit.

INTRODUCCIÓN: Los calores específicos de los elementos cristalinos sólidos se utilizaron en el establecimiento de los pesos atómicos aproximados de algunos elementos. La regla descubierta por Dulong y Petit dice que la capacidad calorífica por mol es constante; esto es, el calor específico multiplicado por el peso de un mol de átomo es una constante:

$$\text{cal} / (\text{g} \times \text{grado}) \times \text{peso molecular} = 6.0$$

Esto significa que un número de átomos de un elemento igual al de Avogadro necesita la misma cantidad de energía calorífica para elevar un grado su temperatura sea cual sea el peso de los átomos. Numerosas excepciones de esta ley son útiles también en la determinación de estructura de elementos sólidos. Si, por ejemplo, los átomos del elemento están fuertemente unidos a otros átomos en el cristal, hay menos de 6.02×10^{23} partículas efectivas para absorber calor en cada mol de átomos del elemento y, por tanto, se necesita menos cantidad de energía para elevar un grado la temperatura.

PROCEDIMIENTO: Colocar en el calorímetro 50 ml de agua a temperatura ambiente. Leer la temperatura del agua con precisión de 0.1°C . Pesar con precisión de 0.1 g aproximadamente 50 g de un elemento desconocido. El elemento debe estar en forma de granitos, lentejas o pequeños trozos en lugar de en grandes porciones o en polvo fino, para que se maneje con más facilidad en el experimento. Colocar la muestra pesada del elemento en un tubo de ensayo y sumergir este en un vaso de agua hirviendo a suficiente profundidad para que la muestra sólida quede totalmente bajo el nivel del agua contenida en el vaso. Con un termómetro sumergido en la muestra leer con aproximación de 0.1°C la temperatura máxima alcanzada por la muestra. El calentamiento de la muestra puede invertir varios minutos. Luego con rapidez, pero con cuidado de evitar salpicaduras, poner la muestra caliente en el calorímetro. Agitar la mezcla y leer el termómetro. Anotar la temperatura máxima alcanzada por la muestra.

CUESTIONARIO:

- 1.- Calcular el calor consumido por el calorímetro.
- 2.- Calcular el calor específico de la muestra.
- 3.- Utilizando la ley de Dulong y Petit calcular el peso molecular de la sustancia que constituye la muestra.
- 4.- ¿Qué es calor específico?
- 5.- ¿Qué factores ambientales influyen en la presente determinación?

PRACTICA No 7

ENTALPIA

- OBJETIVOS :
- a) Determinar calores a presión constante.
 - b) Observar y medir el trabajo presión - volumen desarrollado por una reacción química.

INTRODUCCIÓN : Numerosas reacciones químicas se efectúan a presión constante en general a la presión atmosférica. Se denomina calor de reacción a presión constante q_p a la temperatura T , a la energía calorífica intercambiada en una reacción efectuada a presión constante, siendo la temperatura final idéntica a la inicial T . Este calor de reacción es igual a la variación de entalpia ΔH que acompaña a la reacción, o sea:

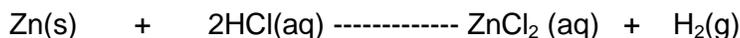
$$q_p = \Delta H$$

Esto lleva como consecuencia que q_p sean funciones de estado. Todos los cálculos de calor de reacción utilizan esta propiedad importante.

Cuando q_p es positivo, la reacción endotérmica, o sea la entalpia de los productos de la reacción es superior a la temperatura de las sustancias reaccionantes.

Si q_p es negativo, la reacción es exotérmica, o sea la entalpia de los productos de la reacción es inferior a la de las sustancias reaccionantes.

PROCEDIMIENTO: Se quiere determinar el calor de reacción a presión constante (entalpia) de la reacción:



Utilizando el calorímetro de la práctica anterior, adapte un tubo para permitir el escape la producción de gas. Deje que se establezca la temperatura; haga caer el zinc al ácido y determine el cambio de temperatura del baño. El objeto de la jeringa en cada experimento es observar de una manera directa el trabajo presión - volumen que se ha desarrollado durante la reacción.



CUESTIONARIO:

- 1.-Calcule el trabajo presión-volumen de la reacción
- 2.-Determine el calor producido por la reacción.
- 3.-Calcule la entalpía de la reacción.
- 4.-Si la reacción se llevara a cabo a volumen constante, Cuál sería la energía liberada por la reacción?

PRACTICA No. 8

ELEVACION DEL PUNTO DE EBULLICION

OBJETIVO: Comprender la influencia que tiene la concentración de una solución en su punto de ebullición.

INTRODUCCION: En muchos casos las propiedades de una disolución pueden considerarse como las del disolvente puro modificadas por la presencia de las moléculas de soluto. Estos casos el efecto sobre las propiedades del disolvente depende del número de moléculas de soluto que hay en una cantidad dada de disolvente y no de las propiedades específicas de soluto. Por ejemplo, las alteraciones en los puntos de fusión, ebullición y presión de vapor de una disolución son propiedades coligativas, puesto que la magnitud del cambio depende principalmente del número de partículas implicado.

PROCEDIMIENTO: Equipar un matraz de 500 ml con un tapón de dos bocas. Poner un termómetro en uno de los orificios; dejar abierto el otro orificio. Medir 100 ml de H₂O y ponerlos en el matraz. En este momento, con el bulbo del termómetro sumergirlo en el agua (véase fig.) calentar a ebullición. Ajustar la llama del mechero de forma que el agua hierva suavemente. Cuando la temperatura del termómetro permanece constante, léase con precisión y anote. Interrumpir el calentamiento. Deje enfriar. Añadir al agua del matraz 22.5 ml de etilenglicol y determinar el punto de ebullición.

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿Cual sera el punto de ebullición teórico de ésta solución si la densidad del etilenglicol es de 1.10 g / ml ?
- 2.-¿En la determinación de los puntos de ebullición es importante la presión? ¿porqué?
- 3.-¿Qué sucederá si se aumenta la cantidad de etilenglicol?
- 4.-¿Explique a qué se debe la elevación del punto de ebullición?

PRACTICA No. 9

DESCENSO DEL PUNTO DE FUSION

OBJETIVO: Analizar y comprender la importancia del descenso del punto de fusión de un disolvente cuando se le agrega determinada cantidad de un soluto cualquiera.

INTRODUCCION: Al igual que el aumento ebulloscópico, el descenso de punto de fusión es una propiedad coligativa ya que depende primordialmente de la relación existente entre solvente y soluto.

PROCEDIMIENTO: Se utiliza como baño para hallar el punto de fusión un vaso de 600 ml lleno de H₂O en sus dos terceras partes (dibuja el profesor) Colocar en un tubo de ensayo 5 gr de baftaleno. Introducir en el tubo un termómetro y colocar el conjunto en el baño de H₂O. Calentar el baño de H₂O hasta que el naftaleno esté completamente fundido. Suspender el calentamiento y dejar enfriar el baño. Cuando el naftaleno empieza a solidificarse leer el termómetro con precisión. Deje solidificar completamente.

Pesar 0.5 gr de un soluto (se le proporcionará), luego introducir esta muestra en el tubo que contiene el naftaleno y calentar la muestra en el baño de H₂O hasta que se funda completamente. Determine el punto de solidificación. Compare y concluya.

CUESTIONARIO:

- 1.-A partir de los datos que obtuvo, calcular el peso molecular del soluto.
- 2.-¿A qué se debe el descenso del punto de fusión?
- 3.-¿Importa la naturaleza del soluto? ¿porqué?
- 4.-¿Porqué el punto de fusión lo toma a partir del punto de solidificación?

PRACTICA No. 10

PRESION DE VAPOR

OBJETIVO: Concluir acerca de la presión de vapor en función a la temperatura y composición de una solución.

INTRODUCCION: Presión de vapor de un líquido, a una temperatura determinada, es la presión gaseosa que ejercen las moléculas vaporizadas en el vacío y en equilibrio con el líquido. Para comprender el significado de la presión de vapor, basta recordar el experimento de Torricelli: un tubo de un metro de longitud, lleno de mercurio, se invierte sobre una vasija con Hg. El nivel de Hg en el interior del tubo alcanza, en condiciones normales, la altura de 760 mm con relación al nivel de la vasija, que dando sobre el Hg un espacio prácticamente vacío. Si, con un dispositivo adecuado, vamos introduciendo gotas del líquido problema en el interior de la columna, ascienden hasta la superficie del Hg y se vaporizan, hasta que una gota permanecen líquida en la superficie del Hg. En este momento la cámara superior ha quedado saturada de vapor. La presión que ejerce el vapor saturante que viene medida por el descenso de la columna se llama presión de vapor del líquido a temperatura del experimento.

PROCEDIMIENTO: a) la muestra (10 ml) cuya presión de vapor se va a determinar se coloca en el tubo de ebullición (A) como se muestra en la figura que proporcionará el profesor, procurando que el bulbo del termómetro quede a la altura de la rama lateral.

b) se hace circular agua por el refrigerante (B) y se cierra el tubo de ebullición (A) con el tapón que detiene al termómetro.

c) Mediante un bomba de vacío se hace succión al matraz regulador (C) hasta obtener en el manómetro (D) una diferencia de niveles de aproximadamente 230 mm Hg, se cierra la llave (E) y se comprueba que el sistema no tenga fuga (la diferencia de niveles de se mantenga constante).

d) Utilizando un micromejorador (F), se calienta lentamente la muestra hasta alcanzar la ebullición, lo que se notará porque la temperatura se mantiene constante.

e) Se anotan los valores de diferencia de niveles en el manómetro y la temperatura de ebullición. Disminuyendo las diferencias de niveles se repite la experiencia un número de veces adecuado para trazar la curva de presión contra temperatura de ebullición.

f) Determina la presión barométrica durante la experiencia.

Con los datos obtenidos de cada muestra construya la gráfica de presión de vapor contra temperatura. La presión de vapor será igual a la presión atmosférica en un barómetro menos la presión manométrica.

Encuentra la ecuación que relaciona la presión de vapor de cada sustancia con la temperatura.

CUESTIONARIO:

1.-¿Qué entiende usted por presión de vapor?

2.-¿Qué es temperatura de ebullición?

3.-¿Qué y cuáles son las propiedades coligativas?

4.-Obtenga la expresión matemática de la ley de Raoult. Explíquela y diga cuáles son sus aplicaciones más importantes.

Practica No.11

Preparación de Coloides

Objetivo: Preparar y distinguir diferentes tipos de dispersiones coloidales.

Introducción: Los fenómenos coloidales son frecuentes en gran numero de sistemas; Plásticos, Pinturas, Papel, Alimento, etc. Desde un punto de vista termodinámica los sistemas coloidales pueden ser:

- 1.- Dispersiones coloidales
- 2.- Soluciones macromoleculares
- 3.- Coloides de asociación.

En esta práctica nos enfocaremos al estudio de las dispersiones coloidales que se clasifican en:

- 1.- Solución dispersa coloidal que a la vista parece como una solución (fluida y parece homogénea)
- 2.- Gelación, dispersión coloidal que posee más o menos las propiedades de un sólido.
- 3.- Emulsión, Dispersión coloidal dispersada por pequeñas gotas de un líquido, dispersadas en otro líquido.
- 4.- Espumas, Dispersión coloidal formada por un gas insoluble en un líquido o sólido.

Procedimiento: 1) Preparación del Sol de AgI (ioduro de plata). En un matraz erlenmeyer se coloca 1 ml. de KI 0.1 N y se diluye a 12.5 ml con H₂O. En otro matraz se coloca 0.5 ml de AgNO₃ 0.1N y se diluye a 12.5 ml, con H₂O. Poco a poco y agitando se vierte la solución de AgNO₃ sobre la solución de KI. se deja reposar 10 minutos y se observa.

2) Obtención de Gel de Gelatina. A 1g de gelatina se le agrega una poca de agua y se le deja reposar para que se hidrate; Se agrega agua hirviendo y se agita hasta disolución. Se completa el volumen hasta 50ml.

3) Obtención de Emulsión Diluida. En un tubo de ensaye conteniendo 6ml de agua, se agrega 2ml de solución de aceite, se agita fuertemente.

4) Obtención de Espumas. En un tubo de ensaye conteniendo 6ml de agua, se agrega 1g de jabón en polvo. Agite.

Cuestionario:

1.- Escriba la reacción química involucrada en cada caso.

2.- ¿Qué características podría dar a los soles? los geles? emulsiones? espumas?

- 3.- ¿Cuál es el objeto de calentamiento de los geles?
- 4.- Defina nucleación y velocidad de nucleación.
- 5.- ¿Qué es peptización?
- 6.- ¿Cómo influye la concentración en la formación de geles?
- 7.- ¿Cuál es la relación entre tensión superficial y energía de superficie?
- 8.- ¿Qué es un agente emulsificante?
- 9.- ¿Qué se entiende por gelación?

PRACTICA No. 12

COLOIDES - EFECTO TYNDALL

OBJETIVO: Analizar las propiedades ópticas de un coloide en base a su reflexión y transmisión de la luz (Efecto Tyndall) y compara con otro tipo de dispersiones.

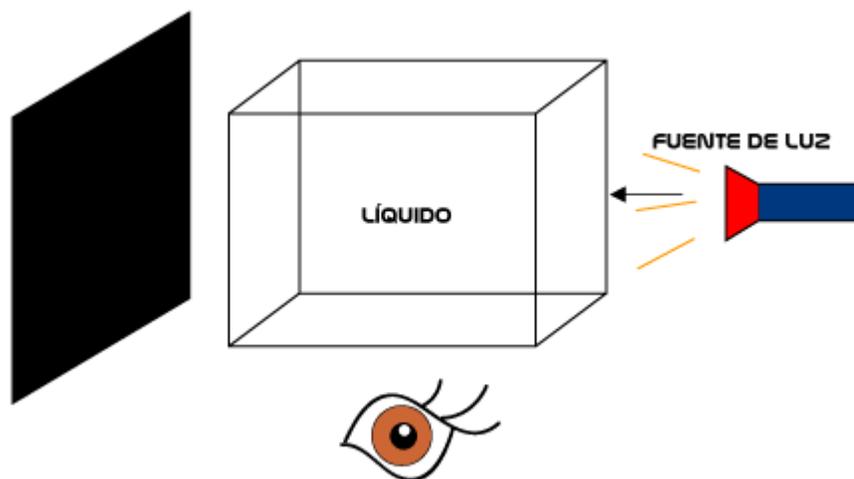
INTRODUCCIÓN: Una característica sobresaliente de las dispersiones coloidales, es su pronunciada dispersión de la luz. Cuando la luz viaja en el vacío, toda su intensidad se transmite en la dirección de su trayectoria. Sin embargo cuando la luz viaja a través de un medio en el que están presentes partículas discretas, estas interfieren y hacen que parte de su energía sea dispersada en todas direcciones. Tal dispersión, llamada Efecto Tyndall se observa en dispersiones coloidales. Como resultado de este efecto, la luz solo se observa no solo en la dirección de su trayectoria original, sino en diversos ángulos respecto a esta.

PROCEDIMIENTO: a) **PREPARACIÓN DEL COLOIDE.-** A 75 ml. de H₂O hirviendo añadir con agitación 1 ml. de cloruro férrico al 30%. Dejar enfriar. Comparar las propiedades físicas de la solución con las del coloide. La reacción con el H₂O en estas condiciones produce partículas coloidales de hidróxido férrico.



30% hirviendo coloide (sol)

b) **EFECTO TYNDALL.-** Para observar el efecto monte un dispositivo como el de la figura con una lampara de 100 a 200 vatios.



Cuestionario:

- 1.- Explique el efecto Tyndall
- 2.- ¿Cuál es la causa del efecto Tyndall?

- 3.- ¿Qué relación hay entre las partículas de soluto y la luz incidente?
- 4.- Explique algunos fenómenos naturales donde observa el efecto Tyndall

Bibliografía

1. Abbott, M.M., Vanness, H.C., (1991): Termodinámica. 2a. ed. México: McGraw-Hill.
2. Moran M.J., Shapiro H. N. (2003). Fundamentals of Engineering Thermodynamics. Wiley; 5th ed. USA.
3. Van Ness.H.C,(1983). Understanding Thermodynamics. Dover Publications, 3rd. edition. USA.
4. Bejan A. (2006). Advanced Engineering Thermodynamics. Adrian . Wiley; 3rd edition USA.
5. Sonntag R. E., Borgnakke C. and Van Wylen G. J , (2002). Fundamentals of Thermodynamics.Wiley; 6th edition
- 6 Ball D.B. (2004). Fisicoquímica. Thomson Editores. Mex.
- 7 Tinoco, I., K. Saber y J. C. Wang. Última edición. Fisicoquímica. Prentice Hall Inc. E.E.U.U.
- 8 Morris, J.G. Última edición. Fisicoquímica para biólogos. Ed. Reverte, S.A. España.
- 9 Lehninger, A.L. última edición. Bioenergética. Fondo educativo Interamericano, S.A. México.
- 10 Vargas, .J. y J. Ma. Macarulla, última edición. Fisicoquímica fisiológica. Ed. Interamericana, S.A. México.



LITERATURA