

REPÚBLICA BOLIVARIANA DE VENEZUELA
MINISTERIO DEL PODER POPULAR PARA LA DEFENSA
UNIVERSIDAD NACIONAL EXPERIMENTAL
DE LA FUERZA ARMADA
NÚCLEO ZULIA
DIVISIÓN ACADÉMICA
DEPARTAMENTO DE ING. PETROQUÍMICA



GUÍA DE LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

UNEFA- NÚCLEO ZULIA



Maracaibo, Septiembre del 2009

ACTIVIDADES DEL LABORATORIO

1. El primer día de clases el Profesor debe instruir al estudiante sobre: el contenido del laboratorio, alcance y mecanismos de evaluación.
2. Para la evaluación: Debe emplear informes de laboratorio y pruebas cortas por prácticas.
3. En cada práctica se debe realizar un Pre-laboratorio: el cual ha de ser presentado al inicio de la sesión; en caso de no presentar este; todo el grupo queda excluido de la práctica; asignando la calificación de 01.
4. Los resultados obtenidos en la práctica deben ser presentados en tinta color negro; firmados por el profesor al finalizar las experiencias.
5. Las prácticas de laboratorio no pueden ser recuperadas; en caso de no asistir se le colocará la calificación de 01.
6. El estudiante o los estudiantes retardados por cinco minutos a la entrada de la clase de laboratorio que no se encuentren con su respectivo pre-laboratorio, guía de laboratorio y materiales (completos), quedará excluido de la práctica y obtendrá la calificación de 01.
7. Queda prohibido terminantemente que los estudiantes se ausenten del laboratorio por cualquier motivo.
8. En caso de algún problema con los equipos, debe notificarlo al Auxiliar Docente quien decidirá las respectivas acciones que deben tomarse.
9. El profesor será el responsable de llevar el control de asistencia de los alumnos.
10. El profesor deberá firmar al final de la clase el control del contenido que lleva el Auxiliar Docente, verificando la asistencia de los alumnos.
11. En caso de ausencia a clase del Profesor, éstas deberán ser recuperadas en coordinación con los alumnos y el Departamento.
12. Las calificaciones han de ausentarse en la escala del 1 al 20 (sin decimales y redondeadas) cuando el alumno no presente alguna evaluación se colocará "01". Las notas definitivas deben entregarse en la fecha indicada. Previamente el profesor debe haber dado a conocer a todos sus alumnos las notas definitivas, y estos haber firmado en señal de estar en conocimiento y conforme con la nota obtenida.

Fuente: VICERRECTORADO ACADÉMICO (UNEFA)

PRÁCTICAS DEL LABORATORIO

PRACTICA #1: Termoquímica

PRÁCTICA #2: Presión de vapor de líquidos (Ebulloscopía) – Propiedades Coligativas

PRACTICA #3: Destilación de líquidos inmiscibles

PRACTICA #4: Sistema Binario de líquidos

PRACTICA #5: Sistemas ternarios

PRACTICA #6: Viscosidad de líquidos

PRACTICA #7: Tensión Superficial

PRACTICA #8: Isotermas de Adsorción

PRACTICA #9: Factores que modifican la velocidad de reacción



PRÁCTICA 1:

Termoquímica

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudiante estará en la capacidad de:

1. Conocer los conceptos fundamentales de calorimetría, capacidad calorífica y calor específico.
2. Determinar experimentalmente la constante de un calorímetro.
3. Determinar los calores integrales de solución.
4. Determinar el calor integral de solución a dilución infinita

PRACTICA Nº 1 TERMOQUIMICA

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

1. Conocer los conceptos fundamentales de calorimetría, capacidad calorífica y calor específico.
2. Determinar experimentalmente la constante del calorímetro.
3. Determinar los calores integrales de solución por mol de etanol a diferentes concentraciones.
4. Determinar el calor integral de solución a dilución infinita para el etanol.

II. GENERALIDADES:

La termoquímica estudia los cambios de calor que acompañan a las reacciones. Las reacciones químicas por lo general se asocian a un proceso de absorción o liberación (producción) de energía, comúnmente en forma de calor.

El calor es la transferencia de energía térmica entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas. Con frecuencia se habla de “flujo de calor” desde un objeto caliente hacia uno frío. A pesar de que el término calor por sí mismo implica transferencia de energía, generalmente se habla de “calor absorbido” o “calor liberado” para describir los cambios energéticos que ocurren durante un proceso.

Las reacciones que ocurren durante un proceso pueden ser endotérmicas, si absorben calor, o exotérmicas, si desprenden calor. Los cambios endotérmicos se expresan con signo positivo, y los cambios exotérmicos con signo negativo, de acuerdo con la primera ley de la termodinámica. El cambio de entalpía ocurrido en la reacción directa es exactamente opuesto en la reacción inversa. Este efecto térmico es el mismo sin importar si la reacción ocurre en una o varias etapas. La magnitud del cambio depende de la constitución, el estado físico de reactivos y productos y de la ecuación química involucrada en el proceso.

Los cambios térmicos pueden ocurrir a presión constante o a volumen constante y se expresan con las siguientes ecuaciones:

$$\Delta H = q_p = 0$$

$$\Delta E = q_v = 0$$

Donde ΔH representa el cambio de entalpía, y ΔE es el cambio de energía. El valor de ΔH se puede determinar experimentalmente midiendo el flujo de calor que

acompaña a una reacción a presión constante, y el valor de ΔE a volumen constante.

En el laboratorio, los cambios de calor de los procesos físicos o químicos se miden con un *calorímetro*, que es un recipiente cerrado y próximo a ser aislado, diseñado específicamente para este propósito. Consta de dos recipientes, un agitador y un termómetro en su forma más simple.

El estudio de la **calorimetría**, *la medición de los cambios de calor*, depende de la comprensión de los conceptos de calor específico y capacidad calorífica.

El **calor específico** de una sustancia *es la cantidad de calor necesario para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de la sustancia*.

La **capacidad calorífica** de una sustancia *es la cantidad de calor necesario para elevar un grado Celsius la temperatura de una determinada cantidad de sustancia*.

El calor específico es una propiedad intensiva, en tanto la capacidad calorífica es una propiedad extensiva. La relación entre la capacidad calorífica (C) y el calor específico (S) de una sustancia es:

$$C = m \cdot S$$

Donde m es la masa de la sustancia en gramos.

La cantidad de calor que se desprende o se absorbe en el calorímetro se determina a través de la siguiente expresión:

$$q = (T_f - T_i) \cdot C_{tot}$$

Donde:

T_f es la temperatura final

T_i es la temperatura inicial

C_{tot} es la capacidad calorífica del sistema

$$C_{tot} = S_1 \cdot m_1 + S_2 \cdot m_2$$

Donde:

S_1 y m_1 designan el calor específico y la masa del recipiente

S_2 y m_2 designan el calor específico y la masa del líquido que se encuentra en el calorímetro.

La capacidad calorífica a presión constante para el calorímetro esta dada por:

$$C_{p_{cal}} = \frac{\Delta H}{\Delta T}$$

Se puede calcular midiendo el cambio de temperatura que resulta cuando una cantidad medida de calor se introduce o se extrae del sistema.

La disolución de un soluto puede ser un proceso exotérmico o endotérmico. Debido a que las interacciones soluto-soluto varían con la concentración, la magnitud del efecto calorífico depende de la concentración de la solución final.

El calor integral de solución ΔH_{int} a una concentración molal particular m , es el calor absorbido o desprendido a la temperatura y presión especificada cuando 1 mol de soluto es disuelto en suficiente solvente puro para producir una solución de concentración m .

Si la cantidad de solvente es muy grande se origina una solución diluida, donde el efecto calorífico es generalmente independiente de la concentración. Cuando la concentración de soluto se incrementa, las interacciones soluto-soluto tienden a aumentar con una correspondiente disminución del calor de solución. Así ΔH_{int} como función de m , tiene pendiente cero a molalidades cerca de cero, de modo que el calor integral de solución a dilución infinita ΔH_{int}^{∞} puede obtenerse mediante el intercepto en el eje de ΔH_{int} .

III. MATERIALES Y EQUIPOS

1 Calorímetro de Mezclas
 1 Probeta Graduada 10 ml
 1 Probeta Graduada 50 ml
 1 Probeta Graduada 100 ml
 1 Beaker 1 lt
 1 Plancha de calentamiento
 1 Balanza Macroanalítica
 1 Termometro

IV. REACTIVOS:

Agua Destilada
 Alcohol etílico

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1. Capacidad calorífica del calorímetro

Uno de los métodos utilizados para aproximar la capacidad calorífica de un calorímetro consiste en mezclar agua caliente con cierta cantidad de agua fría. El calor transferido desde el agua caliente hasta el agua fría constituye el ΔH del sistema. A continuación se procede a efectuar un balance de calor en el calorímetro.

Agregar 50 mL de agua destilada fría al envase interior del calorímetro y anotar su temperatura.

Determinar la masa del calorímetro con el contenido de agua fría.

Verter 50 mL de agua destilada caliente (aproximadamente 65°C) en el envase del calorímetro. De inmediato cierre el calorímetro e inicie la agitación.

Leer durante 5 minutos cada 30 segundos la temperatura y registrar los resultados obtenidos.

Construir en un papel milimetrado una grafica que representa la variación de la temperatura en función del tiempo.

Extrapolar la marcha lineal suave de la temperatura del periodo final al momento del inicio de la reacción, de lo cual resulta una aproximación de la temperatura final teniendo en cuenta el intercambio de calor del calorímetro con el medio ambiente. Calcular la variación de temperatura.

2. Calor integral de solución

Registrar la temperatura del etanol y del agua.

Mezclar los volúmenes de etanol y agua que aparecen en la **Tabla 1**.

Tabla 1. Volúmenes a utilizar para el cálculo del calor integral de solución

Volumen de Etanol (mL)	Volumen de Agua (mL)
20	40
15	50

10	50
10	60
5	50
5	60
2.5	50
2.5	60

Registrar la temperatura después de efectuar el proceso de mezclado durante 5 minutos cada 30 segundos.

Determinar los calores integrales de solución por mol de etanol para las diferentes concentraciones utilizadas.

Determinar el calor integral de solución a dilución infinita para el etanol.

**PRACTICA Nº1
TERMOQUIMICA
REPORTE DE RESULTADOS**

1.- Capacidad calorífica del calorímetro

Temperatura del agua: _____

Masa del calorímetro + agua: _____

Lectura de Temperaturas

t (min)	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5
T (°C)											

Variación de Temperatura: _____

2.- Calor integral de solución

Temperatura del etanol: _____

Temperatura del agua: _____

Lectura de Temperaturas

t (min)	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5
T (°C)											

Calores integrales de solución

Volumen de Etanol (mL)	Volumen de Agua (mL)	Calor integral de solución por mol de etanol
20	40	
15	50	
10	50	
10	60	
5	50	
5	60	
2.5	50	
2.5	60	

Calor integral de solución a dilución infinita para el etanol: _____

Conclusiones:

Fecha: / /

Alumno: _____

CUESTIONARIO N°1

- 1.- ¿Mencione y explique los tipos de calorímetro, y su utilidad en el laboratorio?
- 2.- ¿Explique y detalle cada una de las partes de un calorímetro de mezclas?
- 3.- ¿Explique el término dilución infinita, y mencione sus principales aplicaciones?
- 4.- ¿Explique la razón por la cual se determina la capacidad calorífica del calorímetro?
- 5.- ¿Qué es la entalpía, es una propiedad, es una función de estado?
- 6.- ¿Mencione las propiedades que afectan la entalpía de un sistema?
- 7.- ¿Explique bajo que condiciones se hace significativo un calor de solución, explique a nivel molecular?
- 8.- ¿Mencione algunos procesos industriales, en los cuales se debe considerar importante los calores de mezclado?
- 9.- ¿Explique la razón por la cual el calorímetro debe estar próximo a ser aislado?
- 10.- Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA N°2:

Ebulloscopía

Presión de vapor de líquidos

Propiedades Coligativas

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

- 1.- Determinar a partir de datos experimentales el peso molecular de un soluto no volátil por medio del ascenso del punto de ebullición.
- 2.- Estudiar las ecuaciones implicadas en los cálculos relacionados con las propiedades coligativas.

PRACTICA N°2
PRESIÓN DE VAPOR DE LÍQUIDOS (EBULLOSCOPIA)
PROPIEDADES COLIGATIVAS

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

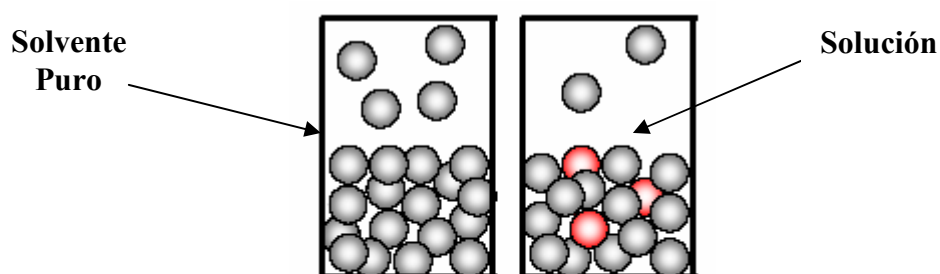
1. Determinar el peso molecular de la Naftalina a partir de los datos experimentales obtenidos de una solución de la misma con Cloroformo.
2. Estudiar la utilidad de la ecuación de Clausius-Clapeyron.
3. Deducir las formulas implicadas en el procedimiento de calculo.

II. GENERALIDADES

Las **propiedades coligativas** de las soluciones no electrolíticas proporcionan métodos valiosos de determinación de peso molecular de las sustancias disueltas, lo cual es útil para sustancias nuevas que se caracterizan por primera vez; además de permitir la evaluación de cantidades termodinámicas de gran importancia. Las propiedades coligativas son las siguientes:

1. **Descenso de la presión de vapor**
2. **Elevación del punto de ebullición**
3. Descenso del punto de congelación
4. Presión osmótica.

Un soluto disuelto hace descender la presión de vapor del liquido solvente en el cual se encuentra, a consecuencia del incremento del desorden en la solución a nivel molecular respecto al desorden existente en el liquido puro.



La presencia de soluto incrementa la entropía en la solución, resultando en una disminución a la tendencia de escape de las moléculas de solvente.

Figura 1. Variación de la entropía en una solución respecto a la de un solvente puro

El descenso de la presión de vapor se visualiza a partir de la **Ley de Raoult**:

$$P = x_1 \cdot P^0$$

Donde:

P : presión de vapor del solvente sobre una solución dada.

x_1 : fracción molar del solvente.

P^0 : presión de vapor del solvente puro.

El descenso de la presión de vapor, dada la presencia de un soluto no volátil y no electrolítico, se traduce en un incremento en el punto de ebullición de la solución respecto al solvente puro; esto se puede entender a partir de la definición de punto de ebullición en función de la presión de vapor.

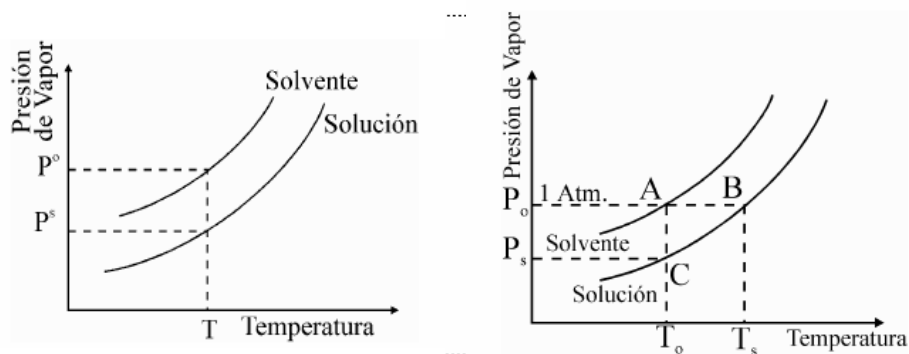


Figura 2. Propiedades coligativas

Las Propiedades Coligativas para soluciones diluidas, solo dependen de la concentración del soluto, siempre que este no se ionice; aunque lo que realmente se requiere es que el **coeficiente de actividad** del disolvente sea independiente de la naturaleza química del soluto. Al aplicar la ecuación de **Clausius-Clapeyron** es posible deducir una relación entre el ascenso del punto de ebullición y la concentración del soluto.

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_0^2}{\Delta H_v} \cdot x_2$$

Donde:

ΔT_b : incremento del punto de ebullición.

R : constante de los gases ideales

T_0 : punto de ebullición del solvente puro.

ΔH_v : calor de vaporización del solvente puro.

x_2 : fracción molar del soluto.

Dado que el primer término de la derecha en la ecuación anterior es constante para un solvente específico, el incremento en el punto de ebullición es proporcional a la fracción molar del soluto. Si se expresa la concentración del soluto en molalidad (m) resulta:

$$\Delta T_b = \frac{R \cdot T_0^2}{\Delta H_v \cdot n_1} \cdot m$$

Donde:

n_1 : es el número de moles de solvente en 1000 gr.

m : número de moles de soluto en 1000 gr.

De forma equivalente:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

Donde:

K_b : es la constante molal de elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

1 Tubo de ensayo
 Perlas de ebullición
 1 Mechero Bunsen
 1 Termómetro
 Pinzas para tubos de ensayo

IV. REACTIVOS:

Cloroformo
Naftalina

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Agregar en un tubo de ensayo el volumen en mL del solvente (Cloroformo) indicado por el profesor y algunas perlas de ebullición.

Calentar con la ayuda de un mechero bunsen agitando suavemente sin acercar el tubo de ensayo al mechero, determinar la temperatura de ebullición.

Dejar enfriar el solvente y agregar la masa en gr de naftalina indicada por el profesor, agitar hasta formar una solución homogénea.

Calentar la solución hasta ebullición y determinar la temperatura.

Estimar el peso molecular de la naftalina a partir de los datos experimentales.

PRÁCTICA Nº2
PRESIÓN DE VAPOR DE LÍQUIDOS (EBULLOSCOPIA)
PROPIEDADES COLIGATIVAS
REPORTE DE RESULTADOS

Solvente: _____

Formula química del solvente: _____

Masa molecular del solvente: _____

Volumen de solvente: _____

Temperatura de ebullición del solvente puro: _____

Soluto: _____

Formula química del soluto: _____

Masa molecular del soluto: _____

Densidad del soluto: _____

Masa de soluto: _____

Temperatura de ebullición de la solución: _____

% de error en la masa molecular: _____

Conclusiones:

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Verificar el paso de fracción molar a molalidad en las expresiones utilizadas.?
- 2.- ¿Deducir la expresión que permite calcular el peso molecular del soluto a partir de los datos experimentales de ascenso del punto de ebullición?.
- 3.- ¿Que es el coeficiente de actividad y explique su utilidad?.
- 4.- ¿Explique la utilidad de la ecuación de **Clausius-Clapeyron** en el cálculo de propiedades coligativas y en forma general?.
- 5.- ¿Investigue la aplicación principal que se tiene en el campo de la Ingeniería para este tipo de expresiones de aproximación del peso molecular. Discuta la razón por la cual para esta principal aplicación solo se determina el peso molecular medio?.
- 6.- ¿Interprete lo que significa la constante K_b ?
- 7.- ¿Explique las diferencias existentes entre una solución ideal y una solución diluida ideal. Investigue como se modifican las expresiones de cálculo de las propiedades coligativas para estos dos tipos de soluciones?.
- 8.- ¿Explique la razón por la cual el soluto debe ser no volátil. Explique la razón por la cual el soluto no se debe disociar?.
- 9.- ¿Como se puede saber cual es la temperatura de ebullición?
- 10.- ¿Cual es el peso molecular calculado de la naftalina?
- 11.- Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA N°3:

Destilación de líquidos inmiscibles

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

- 1.- Calcular el peso molecular de un líquido de alto punto de ebullición a partir de un proceso de destilación.
- 2.- Estudiar las propiedades de líquidos inmiscibles en procesos de destilación.
- 2.- Aplicar la Ley de Dalton de las Presiones Parciales.

PRACTICA N°3 DESTILACIÓN DE LÍQUIDOS INMISCIBLES

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.- Calcular el peso molecular del kerosene a partir de un proceso de destilación por arrastre de vapor.
- 2.- Estudiar las propiedades de líquidos inmiscibles en procesos de destilación.
- 2.- Aplicar la Ley de Dalton de las Presiones Parciales.

II. GENERALIDADES

Un sistema en el cual una o más sustancias están mezcladas de forma homogénea, o disueltas en otra sustancia, se conoce con el nombre de solución. Los líquidos que tienen la capacidad de mezclarse para formar una solución, se conocen con el nombre de líquidos miscibles, ejemplo el agua y metanol. Los líquidos que no forman soluciones o que en general son insolubles entre si, se conocen con el nombre de líquidos inmiscibles, ejemplo el agua y el aceite.

La unión de dos líquidos inmiscibles o mutuamente insolubles no afecta las propiedades de los líquidos puros involucrados, es decir, cada uno se comporta como si el otro no estuviera presente. Esto se traduce en lo siguiente: en la mezcla de dos líquidos inmiscibles cada uno ejerce la presión de vapor que corresponde al líquido puro a una temperatura dada.

Lo que permite que la destilación se de es que cada liquido ejerce su presión de vapor por separado, las cuales serán directamente proporcionales a la presión total, en función de la fracción molar en la fase de vapor da cada sustancia involucrada.

$$P_A^0 = y_A \cdot P \qquad P_B^0 = y_B \cdot P$$

Donde:

P_A^0 : presión de vapor del componente puro A

y_A : fracción molar en la fase de vapor del componente puro A.

P_B^0 : presión de vapor del componente puro B

y_B : fracción molar en la fase de vapor del componente puro B.

P : presión de vapor total del sistema

De acuerdo con la **Ley de Dalton** la presión total del sistema (presión que dirige la destilación) queda definida como:

$$P = P_A^0 + P_B^0$$

En función de la definición de fracción molar se puede obtener la siguiente expresión:

$$\frac{P_A^0}{P_B^0} = \frac{W_A/M_A}{W_B/M_B} = \frac{W_A \cdot M_B}{W_B \cdot M_A}$$

Donde:

W_A : masa destilada del componente A

M_A : peso molecular del componente A

W_B : masa destilada del componente B

M_B : peso molecular del componente B

La expresión anterior relaciona directamente las masas de los dos constituyentes destilados y sus pesos moleculares, con las presiones de vapor de los componentes puros. Se observa que la masa destilada depende de la presión de vapor del componente así como de su peso molecular, de allí que el efecto de una presión de vapor baja este contrarrestado por un peso molecular elevado.

El punto de ebullición de cualquier sistema es la temperatura a la cual la presión total de vapor se iguala a la presión externa. Dado que los dos líquidos alcanzan una presión total dada a una temperatura mas baja que la de cualquiera de ellos, esto permite concluir que cualquier mezcla de dos líquidos hervirá a una temperatura menor que la de cualquiera de los líquidos puros.

A una temperatura dada no hay cambio en la presión de vapor total con la variación de la composición global, esto permite concluir que el punto de ebullición de todas las mezclas posibles de los dos líquidos es constante.

El proceso mediante el cual el vapor de un líquido a ebullición se transfiere a una zona de enfriamiento donde se condensa para posteriormente ser colectado, se conoce con el nombre de destilación. Este método permite la purificación e

identificación de líquidos y se utiliza para separar líquidos volátiles de sustancias que no lo son, o bien para separar dos líquidos cuyos puntos de ebullición sean diferentes en gran medida.

Destilación por arrastre con vapor

Esta técnica es útil para la separación mezclas compuestas por sustancias volátiles insolubles en agua y compuestos no volátiles. La destilación por arrastre puede ser *directa*, es decir que la mezcla a destilar y el agua, se encuentran en el mismo balón, o *indirecta*, cuando se inyecta una corriente de vapor de agua generada en un recipiente separado.

La destilación por arrastre de vapor se emplea para separar una sustancia de una mezcla que posee un punto de ebullición muy alto y que se descomponen al destilar. También se emplea para purificar sustancias contaminadas por grandes cantidades de impurezas resinosas y para separar disolventes de alto punto de ebullición de sólidos.

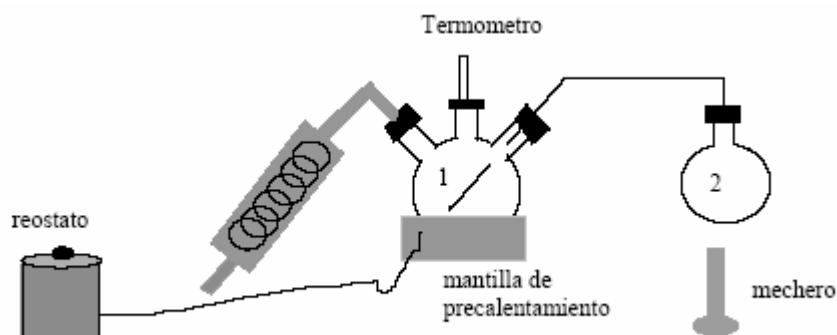


Figura 3. Sistema de destilación por arrastre de vapor

La destilación de líquidos inmiscibles puede ser empleada en la determinación de pesos moleculares aproximados de uno de los líquidos involucrados. Cuando las presiones de vapor, las relaciones de masa de los componentes destilados involucrados, y el peso molecular de uno de los líquidos se conocen, es posible determinar el peso molecular del otro componente a partir de los principios involucrados en esta técnica.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

- 1 Matraz de tres bocas 500 mL
- 1 Balón de fondo redondo 500 mL
- 1 Mechero Bunsen
- 1 Manta de Calentamiento

1 Condensador doble tubo
1 Termómetro 20 – 150 °C
Taponés varios
Tubos para cortar y doblar
1 Probeta graduada 100 mL

IV. REACTIVOS:

Kerosene
Agua destilada

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Armar el sistema mostrado en la Figura 3 con la ayuda del Profesor, el matraz de tres bocas funciona como alambique de destilación, y está conectado a un condensador que se encarga de disminuir la temperatura del destilado obtenido.

El Balón de fondo redondo debe contener agua, la cual con la ayuda del mechero bunsen se debe llevar a ebullición, el vapor producido debe ser alimentado al matraz de tres bocas.

Verter la cantidad de agua destilada que indique el profesor al balón de fondo redondo, y cargar el matraz de tres bocas con kerosene + agua (cantidad indicada por el profesor). Con la finalidad de agilizar el proceso encender la manta de calentamiento hasta aproximadamente 70 °C, una vez registrada esta temperatura apagar la misma.

Abrir la válvula de alimentación de agua al condensador. Encender el mechero bunsen para generar el vapor de agua que será inyectado al matraz de tres bocas. Registrar la temperatura del residuo en el momento en que comience a hervir el agua.

Recolectar el volumen de destilado que indique el profesor, dejar reposar y una vez que se separen los líquidos del destilado, determinar el volumen de agua y kerosene obtenidos.

Apagar el mechero bunsen, y ventear el matraz de tres bocas. Determinar con la ayuda de un barómetro la presión atmosférica.

Calcular el peso molecular aproximado del kerosene y comparar con los extremos de hidrocarburos reales.

PRÁCTICA N°3
DESTILACIÓN DE LÍQUIDOS INMISCIBLES
REPORTE DE RESULTADOS

Volumen de agua indicado por el profesor: _____

Volumen de kerosene indicado por el profesor: _____

Temperatura al inicio de la destilación: _____

Presión de vapor del agua a la temperatura de inicio de la destilación:

Presión atmosférica: _____

Volumen total destilado: _____

Volumen de kerosene en el destilado: _____

Densidad del kerosene: _____

Volumen de agua en el destilado: _____

Densidad del agua: _____

Residuo (masa restante en el matraz de tres bocas): _____

Conclusiones:

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Que es el punto de ebullición de una sustancia?
- 2.- ¿Qué características deben cumplir dos sustancias para que puedan separarse por técnicas de destilación por arrastre con vapor?
- 3.- ¿Mencione algunos ejemplos de sistemas en los que resultaría útil una separación por arrastre de vapor?.
- 4.- ¿Explique la razón por la cual se debe ventear al finalizar el proceso el matraz de tres bocas?.
- 5.- ¿Explique la constitución del kerosene, cual es su peso molecular?
- 6.- ¿Como es el punto de ebullición del kerosene respecto al del agua, explique esta diferencia?
- 7.- ¿Como se explica que el kerosene se evapore al punto de ebullición del agua pura?
- 8.- ¿Para que es necesario determinar la presión del laboratorio?
- 9.- ¿Explique la utilidad de la Ley de Dalton de las presiones parciales?
- 10.- ¿Emplearía usted otra sustancia que sustituya al agua en el proceso, argumente su respuesta, que características debe tener esta sustancia para poder trabajar de forma similar con el kerosene?
- 11.- ¿Utilizaría usted esta técnica de destilación para separar los componentes de cualquier mezcla, argumente su respuesta en base a las características que debe cumplir la misma?.
- 12.- Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA N°4:

Sistema Binario de líquidos

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

- 1.- Trazar la curva de solubilidad mutua en función de la temperatura para un par de líquidos parcialmente miscibles.
- 2.- Determinar la temperatura crítica o temperatura máxima característica de la solución de dos líquidos parcialmente miscibles.
- 3.- Identificar el intervalo de solubilidad de un par de líquidos parcialmente miscibles.

PRACTICA N°4 SISTEMA BINARIO DE LIQUIDOS

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.- Trazar la curva de solubilidad mutua de un sistema fenol/agua en función de la temperatura.
- 2.- Determinar la temperatura crítica o temperatura máxima característica de un sistema fenol/agua.
- 3.- Identificar el intervalo de solubilidad del sistema fenol/agua.

II. GENERALIDADES

Si las fases líquidas α y β están en equilibrio, y el sistema es de dos componentes **A** y **B**, la condición para el equilibrio es que se igualen los potenciales químicos de cada componente en cada una de las fases, es decir:

$$\mu_A^\alpha = \mu_A^\beta \qquad \mu_B^\alpha = \mu_B^\beta$$

Dado que la solubilidad de **B** en **A** es limitada, se generarán soluciones ricas en **A** que se pueden designar como fase α ; dado que también es limitada la solubilidad de **A** en **B**, se generarán soluciones ricas en **B** que se pueden designar como fase β . Las solubilidades máximas pueden designarse como S^α y S^β , donde S^α es la composición de una solución saturada con respecto a **B** y S^β es la de una solución saturada respecto a **A**.

Las composiciones S^α y S^β no son muy dependientes de la presión, se necesitan presiones bastante grandes para modificar apreciablemente las energías libres de los líquidos, sin embargo, se observa una dependencia respecto a la temperatura, esta dependencia se grafica en diagramas de solubilidad en función de la temperatura a 1 atm de presión.

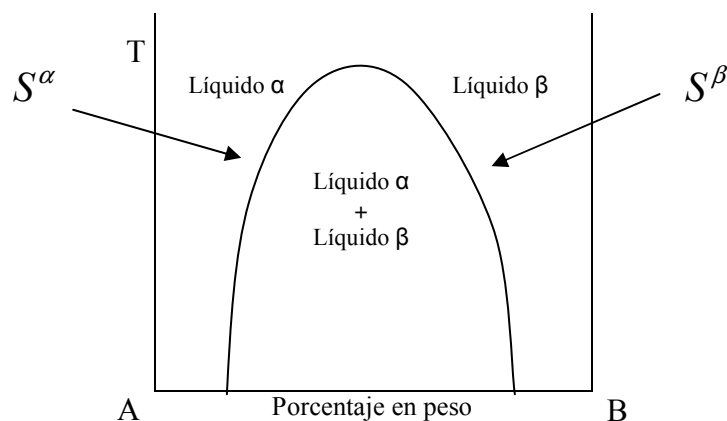


Figura 4. Solubilidad mutua de dos líquidos parcialmente miscibles A y B

El diagrama esquemático de composición temperatura para dos líquidos parcialmente miscibles A y B se muestran en la Figura 4. La curva de la izquierda se define como la variación con la temperatura de S^α y la curva de la derecha la de S^β , el comportamiento que se presenta en la Figura 4 es el mas común. Existe como consecuencia una **temperatura crítica T_c** en la cual se igualan las fases y por encima de la cual los dos líquidos son completamente miscibles, en este caso como se observa la temperatura crítica representa el punto máximo y se conoce con el nombre de sistema con temperatura critica superior.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

1 Pipeta graduada 10 mL
 1 Tubo de ensayo
 1 Mechero Bunsen
 1 Termómetro 50 – 100 °C
 Pinzas para tubos de ensayo

IV. REACTIVOS:

Fenol
 Agua destilada

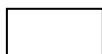
V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Agregar en un tubo de ensayo la cantidad de fenol que indique el profesor, se procede a agregar volúmenes cuantificables de 1 mL de agua agitando suavemente. En un comienzo se observa que no se modifica la uniformidad de la solución, después del punto de saturación se formaran dos fases, lo que indica que se esta en presencia de la región de dos fases.

Calentar la muestra de dos fases hasta que desaparezca la turbidez, lo que implica que el incremento de la temperatura traslado el sistema a la región de una fase, de forma inmediata determine la temperatura; observar como al retirar el mechero la muestra se torna turbia de nuevo. Se debe tener precaución de no sobrecalentar la solución, retirar el mechero una vez que se observa una sola fase.

Agregar 1 mL adicional de agua y repetir el procedimiento, hasta que la temperatura de retorno a las dos fases permanezca constante. El número de mediciones necesarias dependerá de la solubilidad del agua en el fenol.

El procedimiento anterior permite construir un ramal de la curva mostrado en la Figura 4. Con la finalidad de construir la otra parte de la grafica debe proceder a



repetir el procedimiento anterior, para ello se debe iniciar con una cantidad de agua indicada por el profesor en un tubo de ensayo, y agregar 1 mL de fenol hasta que la temperatura de cambio a una sola fase permanezca constante.

PRÁCTICA Nº4
SISTEMA BINARIO DE LIQUIDOS
REPORTE DE RESULTADOS

Sistema 1.- Tubo de ensayo con fenol – Agregar agua

Volumen de **fenol** indicado por el profesor: _____

Densidad de la solución de fenol: _____

% p/p: _____

mL de agua	Temperatura (°C)	% p/p de fenol

Sistema 2.- Tubo de ensayo con agua – Agregar fenol

Volumen de **agua** indicado por el profesor: _____

mL de fenol	Temperatura (°C)	% p/p de fenol

Construcción de la Curva de solubilidad aproximada



Pagina 1 de 2 Reporte de Resultados

Temperatura crítica del sistema fenol-agua: _____

Conclusiones:

Pagina 2 de 2
Reporte de Resultados

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Que otros comportamientos presentan las curvas de solubilidad para sistemas de par de líquidos parcialmente miscibles, explique como se modifica la temperatura crítica para estos tipos de comportamiento?
- 2.- ¿Explique la razón por la cual el comportamiento de la curva de solubilidad estudiado en la práctica, es el más común para un par de líquidos parcialmente miscibles?
- 3.- ¿Explique a nivel molecular los factores que determinan la miscibilidad de los compuestos estudiados en la práctica?
- 4.- ¿Explique el término saturación, que sucede a partir de este punto si se incrementa la cantidad del componente que se esta agregando?
- 5.- ¿Es posible a partir de la grafica obtener las composiciones de ambos componentes en cada una de las fases involucradas dentro de la región de dos fases, explique como?
- 6.- Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA Nº5:

Sistemas Ternarios

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

- 1.- Estudiar las relaciones de solubilidad de un sistema de tres componentes donde se presenta un par de líquidos parcialmente miscible.
- 2.- Obtener datos experimentales que permitan trazar la curva de solubilidad de un sistema de tres componentes a una temperatura fija.
- 3.- Obtener datos experimentales que permitan trazar las líneas de unión y encontrar el punto de pliegue de un sistema de tres componentes a una temperatura fija.

PRACTICA N°5 SISTEMAS TERNARIOS

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.- Estudiar las relaciones de solubilidad del sistema agua, benceno y ácido acético.
- 2.- Obtener datos experimentales que permitan trazar la curva de solubilidad del sistema agua, benceno y ácido acético a una temperatura fija.
- 3.- Obtener datos experimentales que permitan trazar las líneas de unión y encontrar el punto de pliegue del sistema agua, benceno y ácido acético a una temperatura fija.

II. GENERALIDADES

Para simplificar la representación gráfica de las condiciones de equilibrio de un sistema de tres componentes, se suponen **temperatura y presión constantes** (en el caso de la **presión el efecto es despreciable**) y, además, generalmente se considera que el sistema en estudio es condensado, es decir que se desprecia la fase vapor. En estas condiciones, las variables independientes son las concentraciones de dos componentes, siendo la concentración del tercero una función de ellas. Una alternativa para representar gráficamente una función de este tipo es usar un sistema de coordenadas rectangulares lo que dará origen a una superficie en el espacio de tres dimensiones isóbaro. Se utilizarán dos coordenadas para fijar la composición, y una para fijar la temperatura. La representación de la composición de un sistema de tres componentes se hace frecuentemente en función de las propiedades de un triángulo equilátero, en lo que se conoce como **diagramas triangulares** o **coordenadas triangulares** como se muestra en la Figura 5.

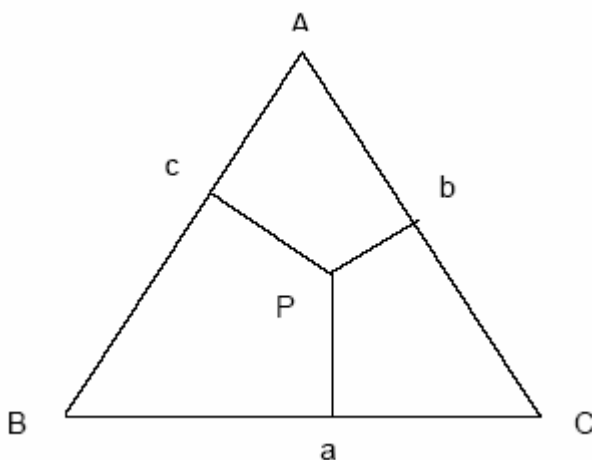


Figura 5. Coordenadas Triangulares

Sea el triángulo equilátero de la Figura 5 y sea P cualquier punto de su interior, la suma de las distancias perpendiculares de P a los tres lados es siempre la misma e igual a la altura del triángulo. Tomando entonces la altura como unidad y expresando las cantidades de los tres componentes como fracciones del total será posible representar la **composición** de cualquier sistema ternario por un **punto en el diagrama**.

Cualquier punto en el interior del triángulo representa así tres componentes, y un punto situado sobre uno de los lados indica sólo dos componentes. Un punto ubicado en uno de los vértices indica que el componente en cuestión es puro.

Una característica valiosa del gráfico triangular es que la adición de uno de los componentes origina que la composición del sistema se mueva a lo largo de una línea trazada entre ella y la arista del componente que se está adicionando, en el caso mostrado en la Figura 6 todos los puntos sobre la recta AX representan una relación constante de B y C con cantidades variables de A

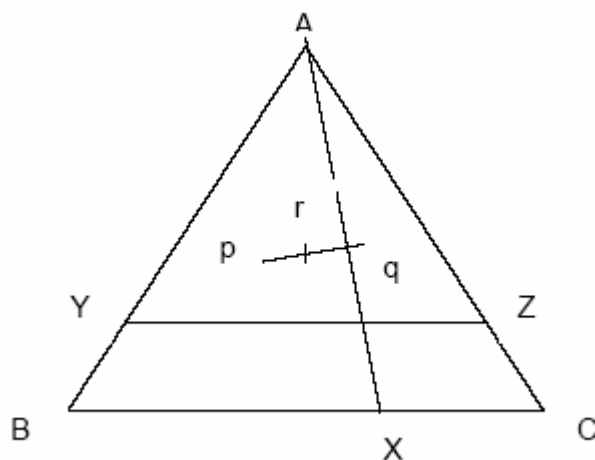


Figura 6. Propiedades del diagrama triangular

Una recta paralela a uno de los lados, como la YZ de la Figura 6, representa una proporción constante de un componente, en esta caso A, con cantidades variables de los otros dos. Si los puntos p y q indican las composiciones de dos mezclas cualesquiera de los tres componentes, cualquier punto r sobre la recta que los une, representa la composición global del sistema obtenido al mezclar una masa m_p del sistema de composición p con una masa m_q del sistema de composición q. Si el punto pivote de la regla de la palanca es r, se puede afirmar lo siguiente:

$$\frac{m_p}{m_q} = \frac{\overline{r}q}{\overline{r}p}$$

Miscibilidad parcial en sistemas de tres componentes

Sean los componentes líquidos A, B y C tales que a una temperatura dada A y B, y A y C son completamente miscibles, pero B y C son sólo parcialmente miscibles (caso a estudiar de forma práctica). Si se mezclan los líquidos B y C en ausencia de A, el sistema obtenido se separará en dos fases conjugadas cuyas composiciones serán las dadas por los puntos b y c como se muestra en la Figura 7.

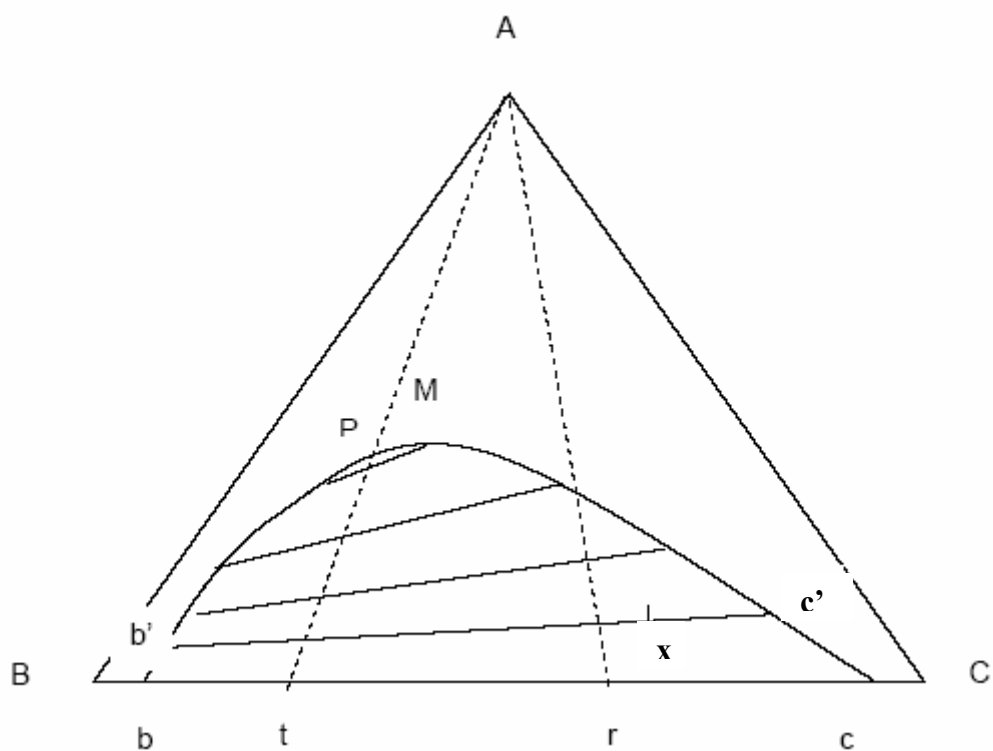


Figura 7. Miscibilidad parcial en sistemas de tres componentes

Si se agrega algo de A al sistema, como es completamente miscible con B y con C, se distribuirá en las dos capas que formarán ahora soluciones ternarias conjugadas. Las composiciones de estas soluciones estarán dadas por los puntos b' y c' de la Figura 7, los cuales pueden conectarse por una **línea de unión**. Un sistema cuya composición global corresponda al punto x, consistirá en dos capas separadas cuyas composiciones estarán dadas por los extremos de la línea de unión que pasa por x, es decir, se puede hacer la siguiente afirmación:

$$\frac{m_B}{m_C} = \frac{xc'}{xb'}$$

La inclinación de las líneas de unión se debe a que el componente A es más soluble en la capa rica en C que en la capa rica en B. En el punto P las disoluciones conjugadas tienen la misma composición; este punto se denomina **punto de pliegue**. Cualquier punto fuera de la curva representa una capa líquida única.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

2 Buretas de 50 mL
2 Matraz Erlenmeyer 250 mL
1 Pipeta de 5 mL
1 Probeta graduada de 25 mL
1 Probeta graduada de 100 mL
4 embudos de separación 150 mL

IV. REACTIVOS:

Agua destilada
Benceno
Acido acético

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1. Construcción de la curva de solubilidad del sistema

Sistema 1

Añadir a un matraz erlenmeyer de 250 mL la cantidad de benceno que indique el profesor, titular lentamente con agua (agitando intensamente después del agregado de cada gota) hasta que la solución se torne turbia tras por lo menos un minuto de intensa agitación.

Añadir acido acético con la ayuda de una bureta hasta que desaparezca la turbidez, proceder a titular con agua hasta que de nuevo la solución se torne turbia. En cada paso debe anotar los volúmenes de agua y acido acético que se han agregado.

Repetir los pasos anteriores hasta que desaparezca la turbidez después de haber añadido aproximadamente 5 mL de agua destilada.

Calcular dos de los tres % v/v, cada valor representa un punto sobre la curva de solubilidad del sistema de tres componentes.

Sistema 2

Añadir a un matraz erlenmeyer de 250 mL la cantidad de benceno que indique el profesor, añadir 25 mL de agua y agitar.

Añadir ácido acético con la ayuda de una bureta hasta que desaparezca la turbidez de la solución, anotar el volumen agregado.

Añadir 25 mL de agua, y titular con ácido acético hasta que desaparezca la turbidez de la solución, anotar el volumen agregado.

Repetir los pasos anteriores hasta que al agregar 25 mL de agua la solución se mantenga sin turbidez.

Calcular dos de los tres % v/v, cada valor representa un punto sobre la curva de solubilidad del sistema de tres componentes.

Los % v/v calculados permiten construir la curva de solubilidad del sistema ácido acético-benceno-agua con la ayuda de un papel con coordenadas triangulares.

2. Construcción de las líneas de unión

Generar en 4 embudos de separación 4 mezclas de los 3 componentes, en función de los volúmenes que se presenta a continuación, observe como el volumen total es 100 mL.

Mezcla 1	Mezcla 2	Mezcla 3	Mezcla 4
10 mL ácido acet.	15 mL ácido acet.	20 mL ácido acet.	25 mL ácido acet.
40 mL agua	40 mL agua	40 mL agua	40 mL agua
50 mL benceno	45 mL benceno	40 mL benceno	35 mL benceno

Proceder a efectuar el **siguiente procedimiento** para **cada una de las mezclas**, cada mezcla permite la construcción de **una línea de unión**:

1. Agitar intensamente, y destapar de vez en cuando hasta observar la presencia marcada de dos fases.

2. Medir el volumen de la fase rica en agua. Tener en cuenta que el volumen total de cada solución es 100 mL.

Después de efectuar el procedimiento para cada una de las soluciones, proceder a aplicar la regla de la palanca para tantear cada una de las líneas de unión.

Determinar el punto de pliegue del sistema.

**PRÁCTICA Nº5
SISTEMAS TERNARIOS
REPORTE DE RESULTADOS**

1. Construcción de la curva de solubilidad del sistema

Sistema 1

Volumen de benceno indicado por el profesor:	
Volumen de agua agregado	Volumen de acido acético agregado

% v/v agua	% v/v acido acético

Observaciones:

Sistema 2

Volumen de benceno indicado por el profesor:

Volumen de agua agregado	Volumen de acido acético agregado
25 mL	
25 mL	
25 mL	
25 mL	
25 mL	
25 mL	

Página 1 de 2

Reporte de Resultados

% v/v agua	% v/v benceno

Observaciones:

2. Construcción de las líneas de unión

Volumen de la fase rica en agua (mezcla 1): _____

Volumen de la fase rica en agua (mezcla 2): _____

Volumen de la fase rica en agua (mezcla 3): _____

Volumen de la fase rica en agua (mezcla 4): _____

Conclusiones:

Nota: debe anexar la curva de solubilidad con sus respectivas líneas de unión y punto de pliegue a estos resultados.

Página 2 de 2
Reporte de Resultados

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Utilidad de los diagramas triangulares?
- 2.- ¿Cuales son los procesos donde resulta útil disponer la curva de solubilidad de un sistema específico?
- 3.- ¿Explique a nivel molecular el comportamiento de la inclinación de las líneas de unión del sistema estudiado?
- 4.- ¿Compare los resultados obtenidos con datos bibliográficos, se presentan diferencias, de ser afirmativa su respuesta, comente la razón por la cual los datos no coinciden en su totalidad?.
- 5.- Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA N°6:

Viscosidad de Líquidos

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

- 1.- Calibrar un viscosímetro Ostwald.
- 2.- Determinar la viscosidad de líquidos con el viscosímetro Ostwald.
- 3.- Estudiar el efecto de la temperatura sobre la viscosidad de líquidos.
- 4.- Comparar la viscosidad de líquidos en función de la estructura molecular.

PRACTICA N°6 VISCOSIDAD DE LIQUIDOS

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.- Calibrar un viscosímetro Ostwald.
- 2.- Determinar la viscosidad del aceite, leche y miel con el viscosímetro Ostwald.
- 3.- Estudiar el efecto de la temperatura sobre la viscosidad del aceite, leche y miel.
- 4.- Comparar la viscosidad del aceite, leche y miel en función de la estructura molecular.

II. GENERALIDADES

Un fluido puede diferenciarse de un sólido por su comportamiento cuando se somete a un esfuerzo o fuerza aplicada. Un sólido elástico se deforma en una magnitud proporcional al esfuerzo aplicado. Sin embargo, cuando un fluido se somete a un esfuerzo aplicado continúa deformándose, es decir, fluye a una velocidad que aumenta con el esfuerzo creciente. Un fluido exhibe resistencia a ese esfuerzo.

La **viscosidad** es la propiedad de un fluido que da lugar a fuerzas que se oponen al movimiento relativo de capas adyacentes en el fluido. Estas fuerzas viscosas se originan de las que existen entre las moléculas del fluido y son de carácter similar a las fuerzas cortantes de los sólidos, es decir, a **fuerzas intermoleculares** elevadas, mayor será la viscosidad y menor la movilidad del líquido.

En forma general la viscosidad se compara con la fuerza requerida para mover una capa de fluido con una diferencia de velocidad de un centímetro por segundo respecto a otra capa situada a un centímetro de separación.

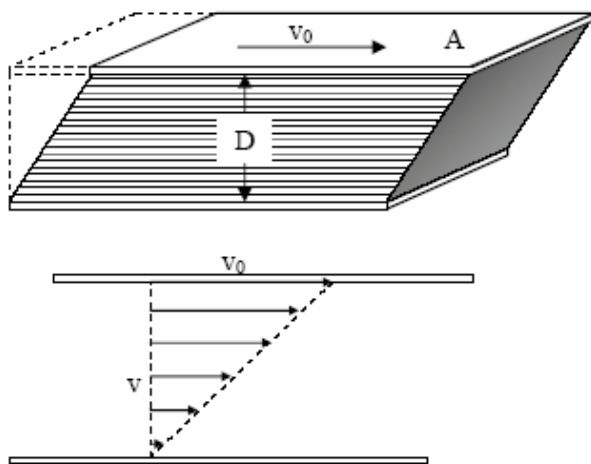


Figura 8. Interpretación de la definición de viscosidad

Un **fluido** es **Newtoniano** cuando la fuerza por unidad de área (T) entre dos planos paralelos del líquido en movimiento relativo es proporcional al gradiente de velocidad entre los planos, es decir:

$$T = -\eta \cdot \frac{dv}{dx}$$

Donde:

η : coeficiente de viscosidad

Esto se cumple para líquidos puros y algunas soluciones y dispersiones. Para otras soluciones y dispersiones, especialmente si son concentradas y/o las partículas son asimétricas, se observan desviaciones de este comportamiento, a los cuales se les conoce como **fluidos no Newtonianos**.

El vidrio y los polímeros fundidos son muy viscosos porque sus grandes moléculas se enredan. El agua es más viscosa que el benceno, pues sus moléculas se enlazan con más fuerza y dificultan el flujo.

La viscosidad disminuye con el aumento de la temperatura dado que las partículas se mueven con mayor energía y pueden escapar con más facilidad de sus vecinas. El cambio de una molécula de una posición a otra implica la ruptura de **enlaces de Van Der Waals** débiles. En el caso de muchos líquidos la viscosidad disminuye con la temperatura de forma exponencial, esta disminución se puede expresar mediante la siguiente ecuación empírica:

$$\frac{1}{\eta} = C \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$

donde R es la constante universal de los gases ($8,31441 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}$), C es una constante que depende del sistema y E es una expresión de la energía molar que se necesita para superar la fricción interna; esta energía de activación (por analogía a la ecuación de Arrhenius) puede determinarse a partir de la pendiente de la representación gráfica de $\ln \eta$ vs. $1/T$.

Los líquidos exhiben una resistencia a fluir mucho mayor que los gases por lo que presentan viscosidades más elevadas. Las unidades de viscosidad en el sistema cgs es el **poise** o **centipoise** (cp).

El **viscosímetro de Ostwald** es un equipo relativamente simple para medir viscosidad de fluidos Newtonianos. En un experimento típico se registra el tiempo de flujo (t) de un volumen dado V a través de un tubo capilar vertical (de longitud L) bajo la influencia de la gravedad. La magnitud P es la diferencia de presión entre los dos extremos del tubo en U y se considera que es directamente proporcional a la densidad del líquido.

$$\eta = \frac{\pi \cdot P \cdot R^4 \cdot t}{8 \cdot V \cdot L}$$

Donde

R: radio del tubo capilar

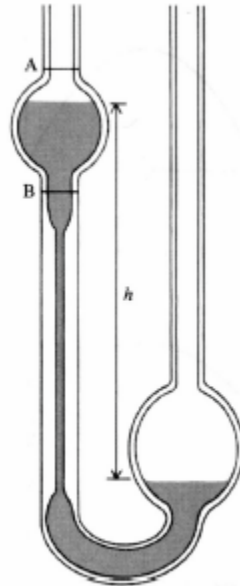


Figura 9. Viscosímetro Ostwald

Usando esta ecuación, es difícil la medición exacta de viscosidad debido a la incertidumbre de R. En la práctica, se determina por medio de la comparación con un líquido de referencia, cuya viscosidad se conoce con exactitud. La relación entre las viscosidades de una muestra y el líquido de referencia está dado por:

$$\frac{\eta_{\text{muestra}}}{\eta_{\text{referencia}}} = \frac{(\pi P R^4 t)_{\text{muestra}}}{8 V L} \frac{8 V L}{(\pi P R^4 t)_{\text{referencia}}}$$

V, L, R son iguales si se emplea el mismo viscosímetro y la P que actúa sobre el líquido es directamente proporcional a su densidad:

$$\frac{\eta_{\text{muestra}}}{\eta_{\text{referencia}}} = \frac{\rho t_{\text{muestra}}}{\rho t_{\text{referencia}}}$$

Donde

ρ : densidad

t : tiempo de flujo

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

1 Sistema de Baño de Maria
1 Viscosímetro Ostwald
Cronometro

IV. REACTIVOS:

Agua destilada
Acetona

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Limpiar el viscosímetro con agua, dejar escurrir perfectamente. Agregar una alícuota de 10 ml. de agua y permitir que alcance el equilibrio térmico (25 °C). Ambas marcas del viscosímetro, deben estar bajo el nivel del baño de agua.

Succionar el agua del viscosímetro por encima de la marca superior y medir el tiempo necesario para el flujo de a-b. Repetir con la misma alícuota de agua 10 veces.

El tiempo de flujo para agua, permite con su densidad (0.99777 g/cm^3 a 25 °C) y viscosidad (η) 0.8937 cp que se use con la ecuación para determinar η .

Drenar el agua del viscosímetro, si se usan solventes orgánicos, limpiar con unos mL de acetona y posteriormente con unos mL del solvente a utilizar.

Agregar una alícuota de 10 mL de solvente, después de que viscosímetro y solvente están en equilibrio térmico medir el tiempo de flujo.

Repetir la secuencia de pasos para la acetona.

Repetir la secuencia de pasos para el agua a diferentes temperaturas, iniciar los ensayos con 20 °C, repetir la medición 5 veces; introducir el viscosímetro en el Baño de Maria y esperar unos cinco minutos para que el líquido problema alcance la temperatura medida.

Incrementar 5 °C, efectuar de nuevo 5 mediciones, hasta llegar a 50 °C.

Al finalizar las mediciones, limpiar el viscosímetro con agua abundante, luego con acetona y finalmente secar con aire.

Calcular las diferentes viscosidades involucradas.

Comparar los valores obtenidos y generar conclusiones.

PRÁCTICA N°6
VISCOSIDAD DE LIQUIDOS
REPORTE DE RESULTADOS

Temperatura _____ °C

MEDIDAS CON ACETONA

Medida nº	Tiempo, t_i (s)	$(t_i - \langle t \rangle)^2$
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$

MEDIDAS CON AGUA

Medida nº	Tiempo, t_i (s)	$(t_i - \langle t \rangle)^2$
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$

MEDIDAS CON AGUA

Temperatura _____ °C		Temperatura _____ °C		Temperatura _____ °C	
Medida nº	Tiempo, t_i (s)	Medida nº	Tiempo, t_i (s)	Medida nº	Tiempo, t_i (s)
1		1		1	
2		2		2	
3		3		3	
4		4		4	
5		5		5	

$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$	$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$	$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$
---	---	---

Temperatura _____ °C		Temperatura _____ °C		Temperatura _____ °C	
Medida nº	Tiempo, t_i (s)	Medida nº	Tiempo, t_i (s)	Medida nº	Tiempo, t_i (s)
1		1		1	
2		2		2	
3		3		3	
4		4		4	
5		5		5	

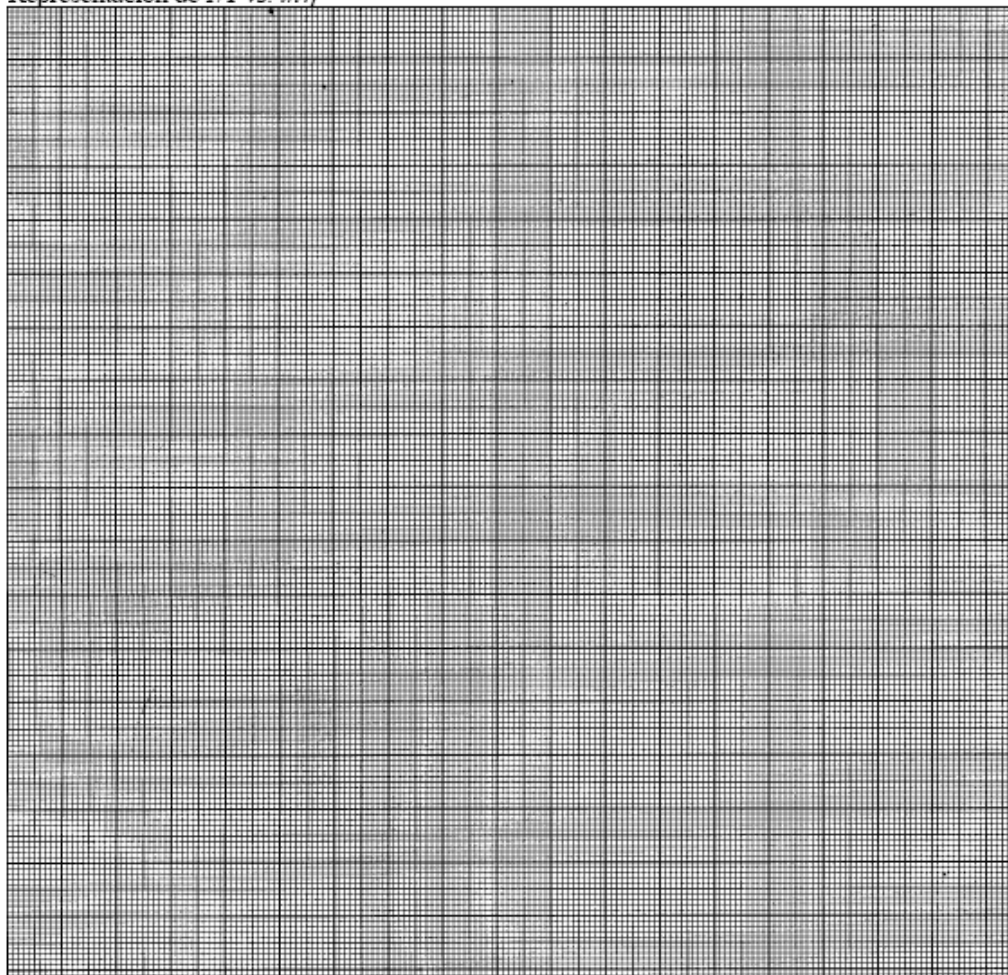
$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$	$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$	$t = \text{_____} \pm \text{_____} \text{ s}$
---	---	---

Observaciones:

-Dependencia de la viscosidad del agua con la temperatura

Temperatura (°C)	η del agua ()	$1/T$ (K^{-1})	$\ln(\eta)$

Representación de $1/T$ vs. $\ln \eta$



Energía de activación: _____

Fecha: / / .

Alumno: _____.

ANEXO

Viscosidad del agua de 0°C a 100°C.

°C	η (cP)	°C	η (cP)	°C	η (cP)	°C	η (cP)
0	1.787	13	1.202	26	0.8705	39	0.6654
1	1.728	14	1.169	27	0.8513	40	0.6529
2	1.671	15	1.139	28	0.8327	41	0.6408
3	1.618	16	1.109	29	0.8148	42	0.6291
4	1.567	17	1.081	30	0.7975	43	0.6178
5	1.519	18	1.053	31	0.7808	44	0.6067
6	1.472	19	1.027	32	0.7647	45	0.5960
7	1.428	20	1.002	33	0.7491	46	0.5856
8	1.386	21	0.9779	34	0.7240	47	0.5755
9	1.346	22	0.9548	35	0.7194	48	0.5656
10	1.307	23	0.9325	36	0.7052	49	0.5561
11	1.271	24	0.9111	37	0.6915	50	0.5468
12	1.235	25	0.8904	38	0.6783		

Densidad del agua (kg/m³)

°C	ρ	°C	ρ	°C	ρ	°C	ρ
10	999.7026	20	998.2071	30	995.6502	40	992.2187
11	999.6081	21	997.9955	31	995.3440	41	991.8327
12	999.5004	22	997.7735	32	995.0292	42	991.4394
13	999.3801	23	997.5415	33	994.7060	43	991.0388
14	999.2474	24	997.2995	34	994.3745	44	990.6310
15	999.1026	25	997.0479	35	994.0349	45	990.2162
16	998.9460	26	996.7867	36	993.6872	46	989.7944
17	998.7779	27	996.5162	37	993.3316	47	989.3657
18	998.5986	28	996.2365	38	992.9683	48	988.9303
19	998.4082	29	995.9478	39	992.5973	49	988.4881

Densidad acetona a 20°C: 791 kg/m³

CUESTIONARIO

1. ¿Porque es necesario conocer la viscosidad de una sustancia?
2. ¿Como es la variación de la viscosidad con la temperatura. Explique el fenómeno?
3. ¿En que procesos es fundamental el estudio de la viscosidad?
4. ¿Como es la viscosidad de los líquidos respecto a los gases. Explique el fenómeno?
5. ¿Explique que es una ecuación empírica?
6. ¿Explique el procedimiento utilizado para el cálculo de la energía de activación?
7. ¿Especifique la importancia de calibrar el Viscosímetro Ostwald o cualquier otro instrumento de laboratorio?
8. ¿Explique otros métodos analíticos o gráficos para estimar la viscosidad de una sustancia?.
9. ¿Explique que es un nomograma, ubique la viscosidad del agua y compárela con los valores experimentales, genere conclusiones a partir de los resultados?.
10. ¿Que otras técnicas se emplean comúnmente para determinar la viscosidad de líquidos puros, explique los fundamentos que las caracteriza?.
11. ¿Cual es la importancia de estudiar la estructura molecular en los estudios de viscosidad?.
12. Elabore un diagrama de bloques de la técnica.



PRÁCTICA N°7:

Tensión Superficial

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

1. Determinar la tensión superficial a partir del método de ascenso capilar
2. Obtener datos experimentales para determinar el tipo de agente tensoactivo
3. Calcular el valor de γ

PRACTICA N°7 TENSION SUPERFICIAL

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

1. Determinar la tensión superficial a partir del método de ascenso capilar de diversas soluciones de ácido acético.
2. Obtener datos experimentales para determinar el tipo de agente tensoactivo a partir de la variación de la tensión superficial con la concentración de ácido acético.
3. Calcular el valor de γ a una concentración 0.08 M de ácido acético.

II. GENERALIDADES

Una molécula en el interior de un líquido, experimenta fuerzas de atracción debidas a las moléculas vecinas, como se muestra en la Figura 1. Si esta molécula se encuentra en la superficie libre del líquido, en contacto con aire, las fuerzas de interacción aire-líquido son menores que las del líquido-líquido, por lo que la energía potencial de la molécula en la interfase es mayor que la de las moléculas en el seno del líquido.

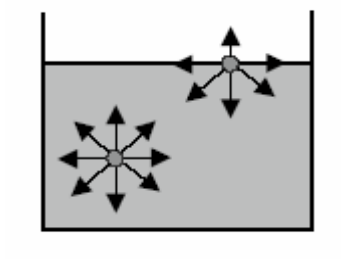


Figura 10. Interpretación de la tensión superficial

La tendencia de todo sistema a evolucionar hacia un estado de equilibrio estable, con una energía potencial mínima, obliga al fluido a adquirir una configuración tal que el área de la interfase de separación con otros medios sea lo más pequeña posible.

La tensión superficial de un líquido es la cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie por unidad de área. Esta definición implica que el líquido presenta una resistencia para aumentar su superficie. Los líquidos cuyas moléculas tengan fuerzas de atracción intermoleculares fuertes tendrán tensión superficial elevada.

La capilaridad es el ascenso espontáneo de un líquido en un tubo estrecho (capilar). Se debe a la existencia de dos tipos de fuerzas diferentes: **cohesivas** que son las fuerzas entre las moléculas del líquido y **adhesivas** que son las

fuerzas que operan entre las moléculas del líquido y el capilar. En el agua las fuerzas cohesivas corresponden a los **enlaces de hidrógeno**. Las fuerzas adhesivas ocurren cuando el capilar está compuesto de un material que tiene enlaces polares, como el vidrio.

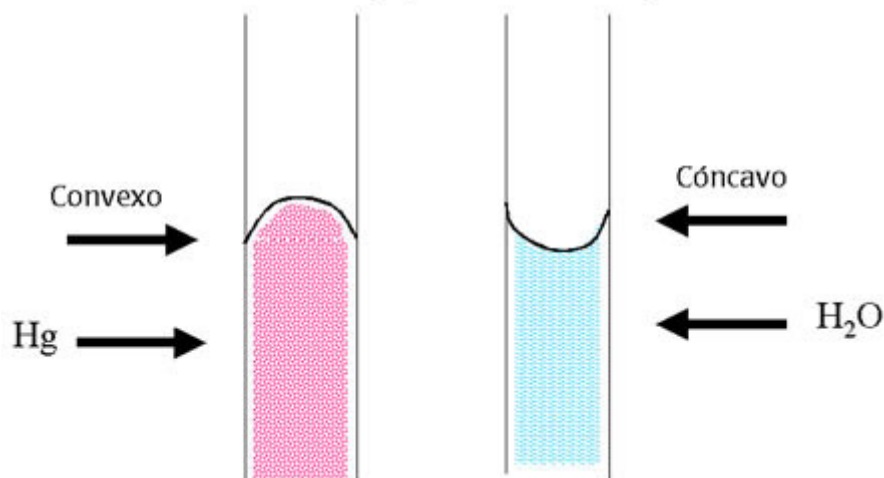


Figura 11. Tipos de meniscos en capilares

El agua tiene la capacidad de ascender por las paredes de un tubo de vidrio capilar cuando la superficie del agua toca el vidrio, por lo que el agua contenida en el capilar sube hasta que las fuerzas de atracción se hacen igual al peso de la columna de agua que se formó en su ascenso. El hecho que las fuerzas adhesivas en el agua sean mayores que las cohesivas, se manifiesta también en la formación de un menisco cóncavo (redondeado hacia abajo) en el extremo de la columna. Cuando las fuerzas cohesivas son mayores que las adhesivas, como en el caso del líquido mercurio, se forma un menisco convexo (redondeado hacia arriba) como se observa en la Figura 11.

En un líquido, cada molécula se desplaza siempre bajo influencia de sus moléculas vecinas. Una molécula cerca del centro del líquido, experimenta el efecto de que sus vecinas la atraen casi en la misma magnitud en todas direcciones. Sin embargo, una molécula en la superficie del líquido no está completamente rodeado por otras y, como resultado, solo experimenta la atracción de aquellas moléculas que están por abajo y a los lados. Por lo tanto la tensión superficial actúa en un líquido perpendicular a cualquier línea de 1 cm de longitud en la superficie del mismo. Se dispone la siguiente expresión para el cálculo de la tensión superficial:

$$\gamma = \frac{(r)(h)(g)(\rho)}{2 \cos \theta}$$

Donde:

r = Radio del tubo capilar.

h = Altura medida desde el nivel del líquido en el tubo de ensaye, hasta el nivel del líquido en el tubo capilar.

g = Aceleración de la gravedad.

θ = Angulo de contacto en el líquido con las paredes del tubo capilar.

γ = Tensión superficial.

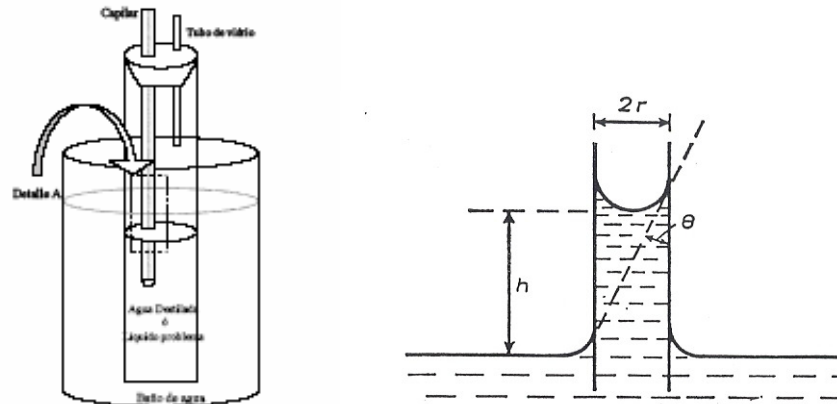


Figura 12. Método del ascenso capilar

Para los líquidos que mojan el vidrio, su ángulo de contacto se supone a 0° , y sacando el $(\cos 0^\circ)$ es 1, por lo que la ecuación anterior se reduce a:

$$\gamma = \frac{1}{2}(r)(h)(\rho)(g)$$

Es posible utilizar la expresión anterior para calcular la tensión superficial relativa respecto al agua, observe como se cancela el radio del capilar. La capacidad de humectar (mojar) que tienen las sustancias es inversamente proporcional a la tensión artificial de las mismas; por este motivo el mercurio no "moja" la superficie en donde se deposite, por ejemplo en un vidrio, y siempre forma partículas esféricas. La tensión superficial de un solvente dado es una función del tipo de soluto y su concentración en el mismo.

Efecto de la concentración del soluto sobre la tensión superficial.

Las sustancias disueltas en un solvente específico, llamadas solutos, afectan su tensión superficial, como puede observarse en la Figura 13. En las soluciones del tipo I, el soluto incrementa la tensión superficial, aunque no de manera apreciable. Tal conducta es mostrada por electrolitos fuertes, así como por sacarosa en agua, anilina o hexano.

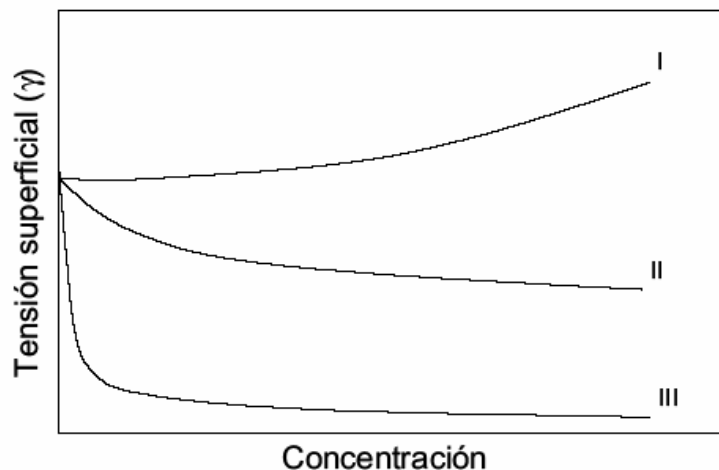


Figura 13. Efecto de la concentración sobre la tensión superficial

Por otro lado, los solutos que sean no electrolitos o electrolitos débiles en agua, muestran un comportamiento representado en la curva II. Finalmente, en la curva III se muestra el comportamiento de soluciones acuosas de jabón, ciertos ácidos sulfónicos y sulfonatos, así como tipos de compuestos orgánicos. Las sustancias que provocan este comportamiento sobre la tensión superficial del solvente se llaman agentes con superficie activa o **surfactantes**.

Los solutos que disminuyen la tensión superficial al aumentar la concentración, exhiben una actividad de superficie positiva, mientras que aquellos que la incrementan, tiene una actividad de superficie negativa. Dicha actividad de superficie se debe a una distribución no uniforme del soluto entre la superficie y el cuerpo de la solución.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

Baño de Maria
Tubos capilares
Tubo de ensayo
Tapones de goma con dos agujeros

IV. REACTIVOS:

Agua destilada
Acido acético

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Lavar perfectamente el tubo capilar y el tubo de ensayo con agua destilada.

Armado el equipo como se muestra en la Figura 12 dentro de un baño a la temperatura deseada. Dejar que el sistema alcance la temperatura del baño (10-15 minutos).

Succionar suave y lentamente a través del tubo de vidrio de tal manera que el agua destilada suba y baje dentro del capilar. Detener la succión y dejar que alcance el nivel de equilibrio.

Medir la diferencia del nivel del agua destilada entre el tubo capilar y el tubo de ensayo, como se muestra en la Figura 12, efectúe al menos dos lecturas repitiendo el ensayo.

Llevar a cabo el mismo procedimiento para las soluciones de ácido acético suministradas por el profesor.

Determinar la tensión superficial de los líquidos problema.

PRÁCTICA Nº7 TENSION SUPERFICIAL REPORTE DE RESULTADOS

Condiciones del laboratorio

Presión: _____

Temperatura: _____

Datos del líquido de referencia

Líquido de referencia: _____

Tensión superficial a las condiciones del laboratorio: _____

Densidad del agua a las condiciones del laboratorio: _____

Ascenso del agua por el capilar: _____

%CH ₃ COOH	1%	3%	5%	10%	30%	50%	70%
ρ							
C							
h_1 (1)							
h_1 (2)							

h_1 (prom.)							
γ_1							

Valor de q a 0.08 M: _____

Conclusiones:

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

1. ¿Explicar la relación que existe entre la tensión superficial y las fuerzas de Van Der Waals?
2. ¿Explique dos técnicas experimentales adicionales a la estudiada para determinar la tensión superficial?
3. ¿Compare la viscosidad del agua respecto a otros líquidos, a que considera usted se debe el valor tan elevado de la misma?
4. ¿Que relación tiene la capilaridad con la tensión superficial?
5. ¿Que propiedades del agua permiten que esta suba a través del tubo capilar?
6. ¿Que es un detergente, que función tiene, que relación tiene con los estudios de tensión superficial?
7. ¿Que es un agente tensoactivo y cual es su utilidad?
8. ¿Explique a nivel molecular, la tendencia natural del agua a ascender por el tubo capilar (explique las fuerzas adhesivas que intervienen)?
9. ¿Deduzca la ecuación de cálculo de la tensión superficial a partir de las fuerzas que intervienen en el líquido?

10. ¿Explique lo que es un surfactante y cual es su utilidad?
11. ¿Explique como varia la tensión superficial con la temperatura?
12. Elabore un diagrama de bloques de la técnica.
13. ¿Investigue como calcular el valor de q en los fenómenos de tensión superficial, su utilidad y significado?.



PRÁCTICA N°8:

Isotermas de Adsorción

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

1. Conocer los fundamentos de la teoría de adsorción
2. Estudiar las propiedades de un sólido adsorbente
3. Obtener datos experimentales para trazar una isoterma de adsorción

PRACTICA Nº8 ISOTERMAS DE ADSORCION

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

1. Conocer los fundamentos de la teoría de adsorción
2. Estudiar las propiedades del carbón activado
3. Obtener datos experimentales para trazar una isoterma de adsorción de una sustancia en solución por un sólido adsorbente.

II. GENERALIDADES

Las fuerzas intermoleculares en la superficie de un sólido donde las moléculas o iones no tienen satisfechas todas sus fuerzas de unión con otras partículas, al igual que en la de un líquido, se encuentran en un estado de inestabilidad o sin balancear. Esto trae como consecuencia que las moléculas de gases o de sustancias que se pongan en contacto con el mismo, sean atraídas y retenidas en su superficie.

El fenómeno de concentración de una sustancia sobre la superficie de un sólido o líquido se denomina **adsorción**, y la sustancia atraída hacia la superficie se llama fase adsorbida, mientras que aquella a la que se adhiere es el adsorbente.

Se deben diferenciar los fenómenos de **adsorción** y **absorción**; en los procesos de absorción la sustancia no es retenida en la superficie, sino que penetra y se distribuye por todo el cuerpo del sólido o líquido.

Generalmente se distinguen dos tipos de adsorción, una **física o de Van Der Waals** y otra **química o activada**. La adsorción física se caracteriza por bajos efectos caloríficos por mol de adsorbato, y por el hecho de que el equilibrio es reversible y se establece rápidamente.

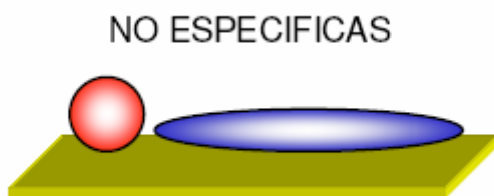


Figura 14. Adsorción física

La adsorción química o activada va acompañada por efectos caloríficos elevados, lo que ocasiona adherencia mucho más fuerte, resulta evidente que se da una combinación química de las sustancias formándose un compuesto sobre esta.

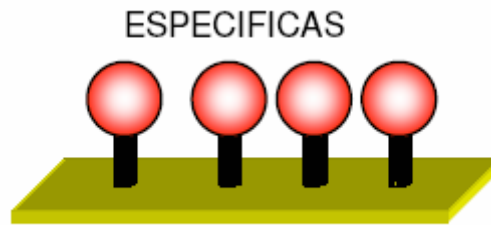
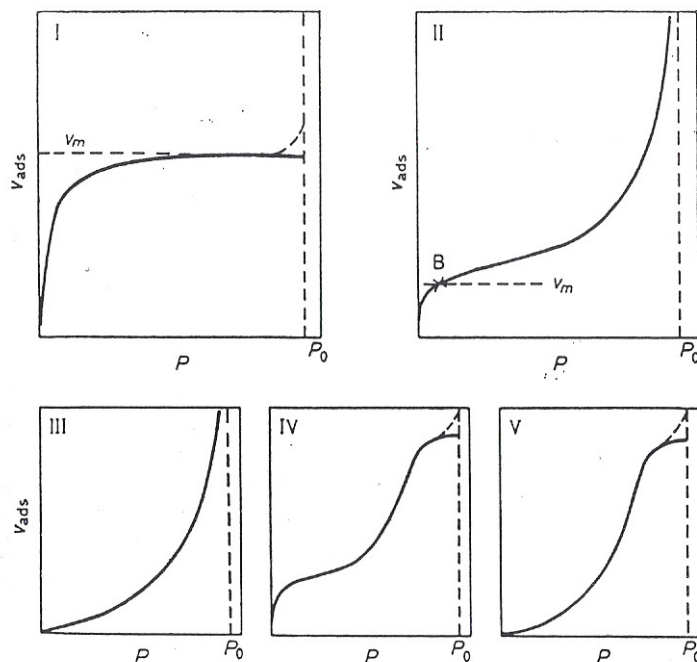


Figura 15. Adsorción química

La relación entre la cantidad de sustancia adsorbida por un adsorbente y la presión o concentración de equilibrio a una temperatura constante se denomina **isoterma de adsorción**. Se han observado en general cinco tipos de isotermas de **gases en sólidos**, que se presentan en la Figura 16. En los casos de Quimisorción solo se presentan isotermas del tipo I.

Las superficies sólidas pueden adsorber también sustancias disueltas. Uno de los adsorbentes más conocidos a nivel experimental es el carbón activado, el cual es mucho más efectivo en adsorber no electrolitos desde una solución, y el grado de adsorción depende del peso molecular del **adsorbato**.



Clasificación de Brunauer de isotermas de adsorción.
 P_0 = Presión de vapor de saturación.

Figura 16. Tipos de isotermas de adsorción

En el estudio de casos experimentales asociados a isothermas del tipo I, la cantidad de gas adsorbida por una cantidad dada de adsorbente se incrementa con relativa rapidez con la presión, para luego reducir la velocidad conforme la superficie comienza a cubrirse por las moléculas de gas.

Para representar la variación de la cantidad de adsorción por unidad de área o de masa con la concentración, dado que la adsorción a partir de soluciones sigue los mismos lineamientos establecidos para los gases, puede ser determinada por una expresión equivalente a la relación que Freundlich propuso para los gases con la presión:

$$y = k \cdot C^{1/n}$$

Donde:

y : es la masa adsorbida por unidad de área o masa de adsorbente

k, n : son constantes empíricas que dependen de la naturaleza del proceso.

C : concentración del soluto en el equilibrio

Al aplicar logaritmos a la expresión anterior, se obtiene el equivalente a una expresión lineal que nos permite obtener las constantes involucradas en el proceso.

Algunas de las aplicaciones de la adsorción desde soluciones son la recuperación de tintes de soluciones diluidas en numerosos solventes, la clarificación de los licores del azúcar por el negro de humo, entre otras.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

1 Bureta 50 mL
12 Matraz erlenmeyer 50 mL
Tapones de goma
Papel de filtro
Embudo de vidrio

IV. REACTIVOS:

Fenolftaleina
Carbón activado

Acido acético
 Agua destilada
 Hidróxido de sodio 0.1 N

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Agregar a 6 matraces erlenmeyer las siguientes cantidades de reactivos, identificar cada uno de los matraces.

1	Agua destilada	-
	Acido Acético	50 mL
2	Agua destilada	25 mL
	Acido Acético	25 mL
3	Agua destilada	35 mL
	Acido Acético	15 mL
4	Agua destilada	42 mL
	Acido Acético	8 mL
5	Agua destilada	46 mL
	Acido Acético	4 mL
6	Agua destilada	48 mL
	Acido Acético	2 mL

A través de un proceso de titulación con hidróxido de sodio 0.1 N, determine la concentración del acido acético a emplear, para ello trabaje con 2 mL del acido, note como esta concentración coincide con la de la solución 1.

Determinar a partir de factores de dilución la concentración de las soluciones diluidas restantes.

Agregar 1 gr de carbón activado a cada una de las soluciones.

Colocar los tapones y agitar durante 5 min.

Dejar reposar y filtrar cada una de las soluciones.

Titular cada una de las soluciones finales (después del proceso de filtración) con hidróxido de sodio 0.1 N, y determinar cada una de las concentraciones, para ello utilice los volúmenes que indique el profesor.

Determinar las constantes de la expresión de Freundlich.

Graficar la isoterma de adsorción correspondiente, comparar con los modelos teóricos y establecer conclusiones.

**PRÁCTICA Nº8
ISOTERMAS DE ADSORCION
REPORTE DE RESULTADOS**

Condiciones del laboratorio

Presión: _____

Temperatura: _____

Experimento

Volumen gastado para titular la solución inicial de ácido acético:

Concentración inicial de las soluciones

1	2	3	4	5	6

Volumen indicado por el profesor para titular las soluciones después del proceso de filtrado

1	2	3	4	5	6

Datos del proceso de titulación final

Datos	1	2	3	4	5	6
Volumen						
Normalidad						

Solución	Masa adsorbida X	Log(X/m)	Log(C)
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Conclusiones:

Nota: debe anexar las graficas solicitadas

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

1. ¿Especifique las diferencias fundamentales entre los procesos de adsorción y absorción?.
2. ¿Mencione algunos ejemplos prácticos donde se emplee carbón activado para adsorber sustancias de una solución?.
3. ¿Especifique las propiedades fundamentales del carbón activado?.
4. ¿Investigue que otro tipo de ecuaciones se utilizan para modelar las diferentes isotermas de adsorción?
5. ¿En que procesos químicos es importante el estudio de los fenómenos de adsorción?.
6. ¿Mencione otras aplicaciones de los procesos de adsorción de componentes de soluciones en sólidos adsorbentes?
7. Elabore un diagrama de bloques de la técnica.
8. ¿Investigue como se puede emplear un proceso de titulación para determinar la concentración desconocida de soluciones?.



PRÁCTICA N°9:

Factores que modifican la velocidad de reacción

OBJETIVOS TERMINALES:

Al concluir el estudio de esta unidad, el estudiante estará en capacidad de:

1. Estudiar los fundamentos relacionados con la cinética de reacciones químicas
2. Obtener datos experimentales que permitan evidenciar el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción
3. Obtener datos experimentales que permitan evidenciar el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción

PRACTICA N°9 FACTORES QUE MODIFICAN LA VELOCIDAD DE REACCION

I. OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

1. Estudiar la definición de velocidad de reacción
2. Conocer la definición de mecanismo de reacción
2. Obtener datos experimentales que permitan evidenciar el efecto de la concentración sobre la velocidad de una reacción reloj
3. Obtener datos experimentales que permitan evidenciar el efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción reloj

II. GENERALIDADES

El estudio de reacciones químicas puede enfocarse en dos aspectos fundamentales:

- a) Cambios cuantitativos que ocurren durante la reacción hasta alcanzar el estado final sin importar si la reacción ocurre lenta o rápidamente. En este caso las magnitudes importantes son la composición final del sistema y los parámetros termodinámicos de la reacción (DH , DG , etc.), por tanto importa la **termodinámica química**.
- b) En el segundo enfoque interesa la rapidez con la cual los reactivos son transformados en productos, teniendo en cuenta al **tiempo** como variable independiente. Este es el caso de la **cinética química** que abarca el estudio de las *velocidades de las reacciones químicas* y de todos los factores que influyen sobre la misma.

La relación entre **termodinámica y cinética química** es de vital importancia para la caracterización **fisicoquímica** de las reacciones químicas.

En cinética química el concepto de velocidad se relaciona con la rapidez del cambio de concentración de los sustratos en función del tiempo.

Por tanto la velocidad instantánea de **consumo** de reactivos debe ser **igual** a la de **formación** de los productos:

$$\boxed{-\frac{d[R]}{dt} = \frac{d[P]}{dt}}$$

Según la definición de velocidad de reacción, el valor instantáneo de la misma depende de la concentración presente de sustratos. Esta definición es válida para sistemas cerrados.

Considere la reacción: $aA + bB + \dots + xX \rightarrow \text{Productos}$

Para reacciones lejos de la situación de equilibrio y a temperatura constante, experimentalmente se observa que:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \dots = -\frac{1}{x} \frac{d[X]}{dt} = k_n [A]^p [B]^q \dots [X]^r$$

p = orden de reacción respecto a A
 q = orden de reacción respecto a B
 r = orden de reacción respecto a X

Los órdenes de reacción no deben confundirse o coincidir con los coeficientes estequiométricos a, b, \dots, x .

$n = p + q + r$ = orden total de la reacción
 k_n = constante de velocidad de orden n

En general, la velocidad de una reacción química **aumenta con T** . Este efecto sigue la relación empírica de **Arrhenius**:

$$k = A e^{-E_a/RT} \quad \text{ó en forma logarítmica} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Donde

A = **factor de frecuencia** y tiene las mismas dimensiones que k .
 E_a = **energía de activación** y tiene unidades de energía.

$$k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$$

— Mayores valores de A **aumenta** k
 — Mayores valores de E_a **disminuye** k

Ambos parámetros se obtienen experimentalmente a partir de la variación de k con la temperatura

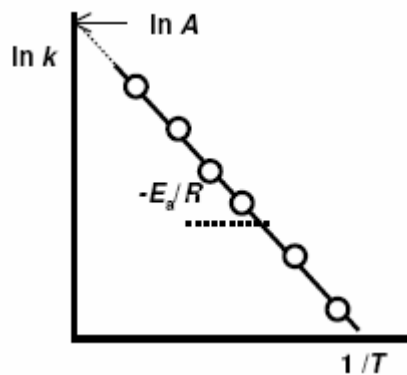


Figura 17. Parámetros de la ecuación de Arrhenius

La E_a puede interpretarse como la energía umbral mínima que deben poseer las moléculas para que la reacción ocurra.

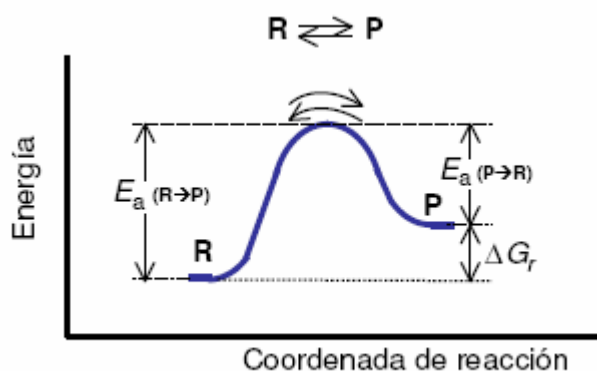


Figura 18. Interpretación de la energía de activación de una reacción

Un **catalizador** es una sustancia que afecta la velocidad de la reacción pero cuya concentración no se modifica y por tanto no participa en el balance de reacción global.

Si el catalizador acelera la reacción se denomina **acelerador o cat. Positivo**

Si el catalizador frena la reacción, se denomina **inhibidor o cat. negativo**.

Se ha comprobado que las velocidades de las reacciones químicas dependen fundamentalmente de los siguientes factores:

1. Naturaleza química de las sustancias que reaccionan.
2. Concentración de las sustancias que reaccionan.
3. La temperatura.
4. La presencia de catalizadores.

5. La energía radiante.

Los efectos de los cambios que provocan las concentraciones de los reactivos sobre la velocidad de la reacción solo se pueden determinar experimentalmente.

El método usual consiste en mantener invariables todas las condiciones, excepto la concentración de una de las sustancias que reaccionan. Esta se altera de modo sistemático y se mide el cambio que cada alteración produce en la velocidad. Esto último se consigue observando la rapidez con que desaparece alguno de los reactivos o con que se forma alguno de los productos. Las dificultades experimentales suelen radicar en la determinación de la concentración instantánea que presenta un componente dado a medida que dicha concentración se modifica.

III. MATERIALES Y EQUIPOS:

10 Tubos de ensayo
Pipetas
Cronometro
Termómetro
Mechero
Tela metálica
Trípode

IV. REACTIVOS:

KIO₃ 0.02 M
NaHSO₃ 0.02 M
Solución de almidón

V. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

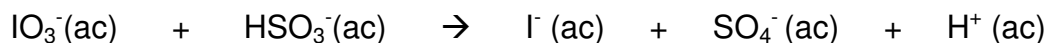
Se procederá a estudiar el efecto de la concentración y la temperatura sobre una reacción conocida como la “reacción reloj”. Para estudiar el efecto de cada factor independientemente, se variara la concentración de cada una de las especies que reaccionan en la Parte I y a su vez la temperatura en la Parte II. En cada caso, se mantendrán constantes otras posibles variables.

La reacción reloj se lleva a cabo mezclando las dos soluciones que se presentan a continuación:

Solución A: es una disolución diluida de iodato potásico, KIO₃, que es el origen de una de las sustancias que reaccionan, el ion iodato IO₃⁻(ac).

Solución B: contiene un poco de almidón y otro de los reactantes, el ion bisulfito, $\text{HSO}_3^-(\text{ac})$.

La etapa inicial de la reacción puede ser representada mediante la siguiente ecuación química (proceda a balancearla):



Cuando los iones bisulfito se consumen, los iones yoduro reaccionan con los iones iodato sobrantes para producir yodo (construya con la ayuda de su profesor la ecuación química que interviene en el proceso).

El producto de la reacción anterior forma un complejo de color azul con el almidón, que indica que la reacción terminó.

Parte I. Efecto de la concentración

Identificar 4 tubos de ensayo y proceder según el siguiente cuadro

Nota: se debe garantizar que cada uno de los tubos se encuentre en equilibrio con las condiciones de laboratorio.

Tubo N°	Solución A (cm ³)	H ₂ O destilada (cm ³)	Almidón (gotas)
1	5.0	-	5
2	4.0	1.0	5
3	2.5	2.5	5
4	2.0	3.0	5

Tubo N°1: Medir luego 5,0 cm³ de la solución B y agregarlo al tubo N°1, agitar y simultáneamente activar el cronómetro para medir el tiempo en que tarda la aparición del color azul. Este será el tiempo t1 en segundos.

Tubo N°2: proceder de igual manera que con el tubo N°2 para tomar el tiempo t2 en segundos.

Tubo N°3: proceder de igual manera que con el tubo N°3 para tomar el tiempo t3 en segundos.

Tubo N°4: proceder de igual manera que con el tubo N°4 para tomar el tiempo t4 en segundos.

ACLARACIÓN: de no emplear almidón como reactivo indicador, se debe tomar el tiempo cuando aparece un color pardo en vez de azul.

Grafique los datos de concentración de KIO_3 con el tiempo. Concluir y generalizar el efecto de la variación de la concentración sobre el tiempo de reacción.

Parte II. Efecto de la Temperatura

Preparar tres baños de agua a tres temperaturas diferentes; temperatura ambiente, 30°C y 40°C.

Identificar seis tubos de ensayo y proceder según el siguiente cuadro:

Tubo N°	Solución A (cm ³)	H ₂ O destilada (cm ³)	Almidón (gotas)	Solución B (cm ³)
1	2.5	2.5	5	-
2	2.5	2.5	5	-
3	2.5	2.5	5	-
4	-	-	-	5.0
5	-	-	-	5.0
6	-	-	-	5.0

Colocar los tubos N° 1 y 4 en el primer baño.

Colocar los tubos N° 2 y 5 en el segundo baño.

Colocar los tubos N° 3 y 6 en el tercer baño.

Dejar estos tubos en los respectivos baños durante por lo menos 10 minutos a fin de que el contenido de los mismos alcance la temperatura de los baños. Tomar la precaución que el nivel del baño sobrepase el nivel del líquido en el tubo de ensayo.

Verter el contenido del tubo N° 4 en el tubo N° 1, agitar y colocar el tubo nuevamente en el baño. Medir el tiempo t' en segundos en que tarda en aparecer el color azul.

Verter el contenido del tubo N° 5 en el tubo N° 2, agitar y colocar el tubo nuevamente en el baño. Medir el tiempo t'' en segundos en que tarda en aparecer el color azul.

Verter el contenido del tubo N° 6 en el tubo N° 3, agitar y colocar el tubo nuevamente en el baño. Medir el tiempo t''' en segundos en que tarda en aparecer el color azul.

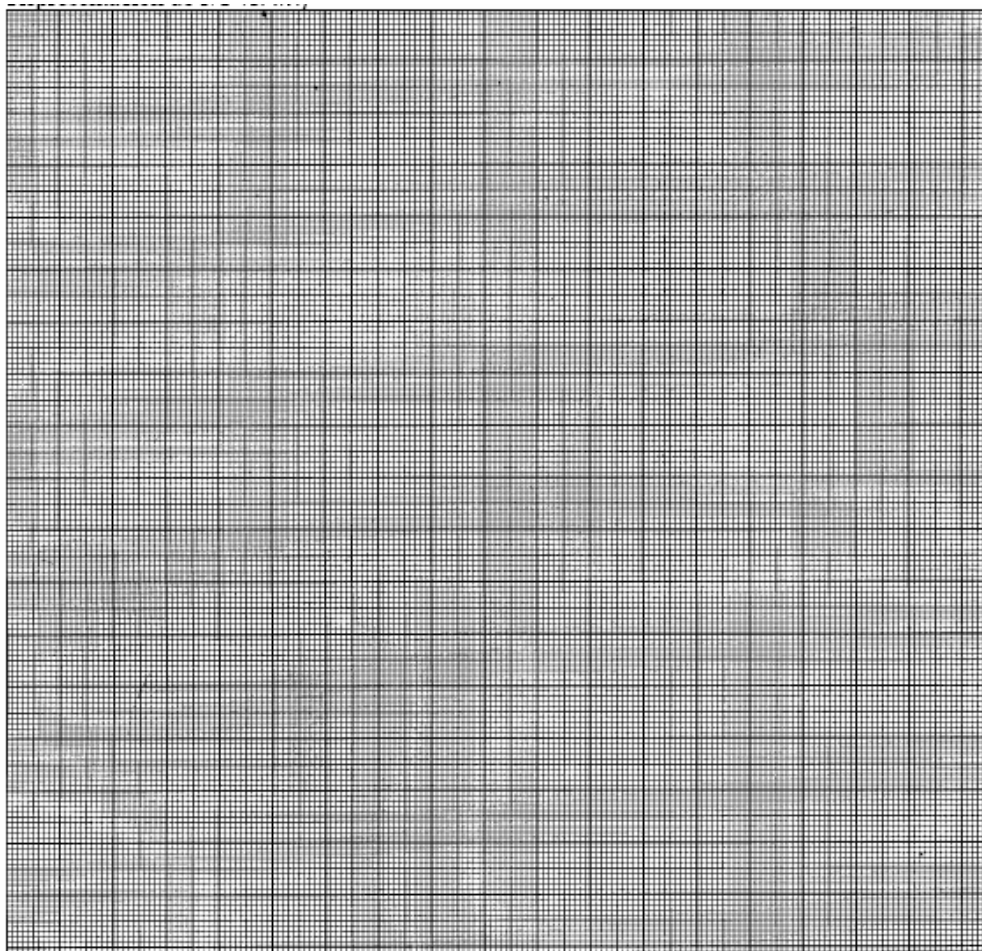
ACLARACIÓN: de no emplear almidón como reactivo indicador, se debe tomar el tiempo cuando aparece un color pardo en vez de azul.

Construir un gráfico que permita observar el efecto de la temperatura sobre el tiempo de reacción.

PRÁCTICA Nº9
FACTORES QUE MODIFICAN LA VELOCIDAD DE REACCION
REPORTE DE RESULTADOS

Parte I. Efecto de la concentración

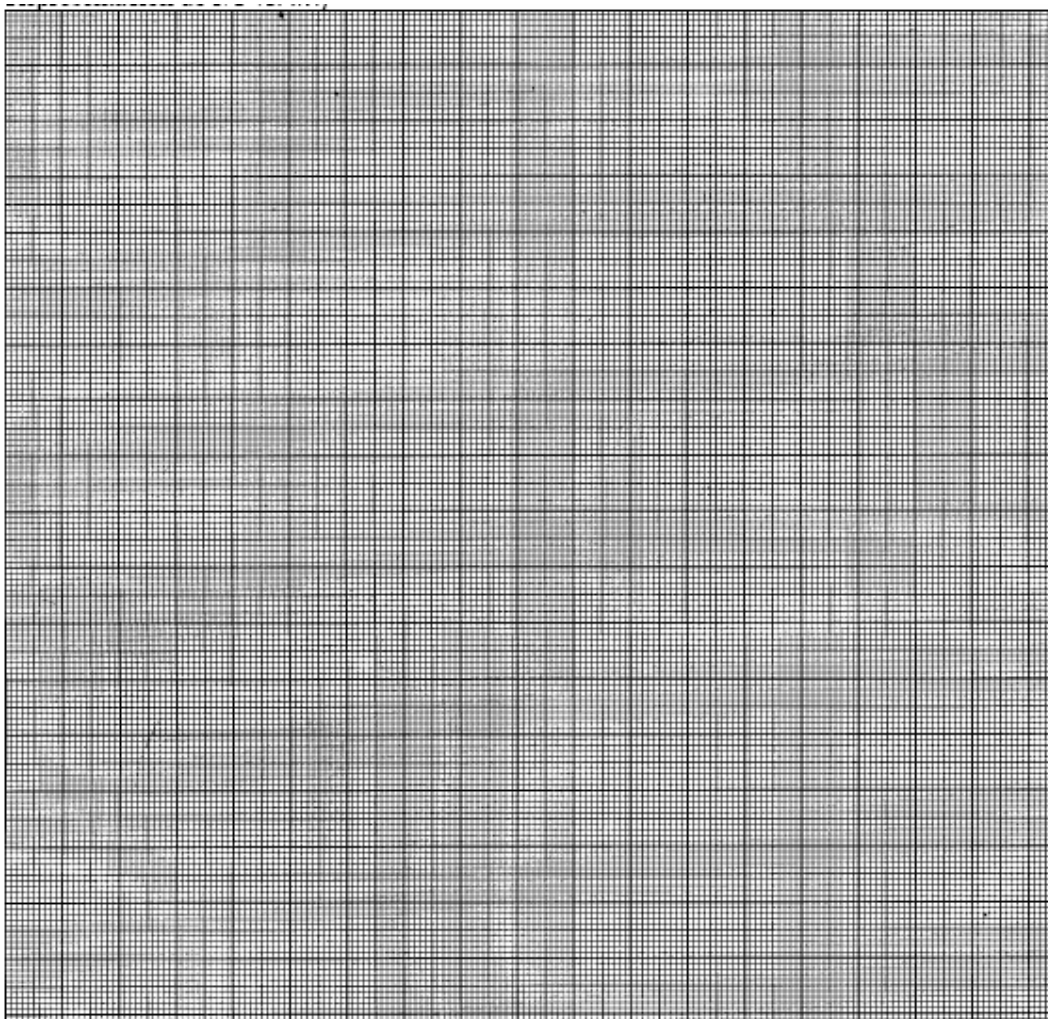
Tubo N°	Solución A (M)	Tiempo (seg)
1		
2		
3		
4		



Observaciones:

Parte II. Efecto de la Temperatura

Tubos N°	Temperatura (°C)	Tiempo (seg)
1+4		
2+5		
3+6		



Conclusiones:

Fecha: / / .

Alumno: _____.

CUESTIONARIO

1. ¿Cual es la composición química del almidón?
2. ¿Defina que es la velocidad de reacción y especifique los factores que la modifican?

3. ¿Concluya de la importancia de estudiar los factores que modifican la velocidad de reacción?
4. ¿Cual es el efecto general de la variación de la concentración sobre la velocidad de reacción?
5. ¿Como se pueden hacer inferencias a partir de los datos obtenidos en la práctica, de los efectos sobre la velocidad de reacción?
6. ¿Cual es el efecto general de la variación de la temperatura sobre la velocidad de reacción?
7. ¿Que es un mecanismo de reacción, explique su importancia?
8. ¿Que es un catalizador, mencione algunos ejemplos de procesos específicos?
9. ¿Investigue que sustancias pueden catalizar la reacción estudiada?
10. ¿Que es la energía de activación, cual es el efecto de un catalizador sobre la misma?
11. Elabore un diagrama de bloques de la técnica
12. ¿Investigue cual es el efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción, se consume este durante la misma, interviene en los mecanismos de reacción?