



UNIVERSIDAD NACIONAL  
AUTONOMA DE MEXICO



Facultad de Estudios Superiores  
Cuautitlán

MANUAL DE PRACTICAS PARA EL LABORATORIO DE FISICOQUIMICA IV  
PARA LA CARRERA DE QUIMICA DE LA FACULTAD DE  
ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

TEJIS CON  
FALLA DE ORIGEN

T E S I S

Que para obtener el Título de  
INGENIERA QUIMICA

p r e s e n t a

**GUADALUPE FRANCO RODRIGUEZ**

**Asesor Q. GUILLERMO RODRIGUEZ ROMERO**



Universidad Nacional  
Autónoma de México



## **UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso**

### **DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis está protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

# CONTENIDO

Introducción.....	1
Objetivos.....	5
Capítulo I).- Guía Metodológica para el Alumno.....	9
Experimento 1. Índice de Refracción.....	10
Experimento 2. Densidad.....	22
Experimento 3. Viscosidad.....	33
Experimento 4. Calorimetría.....	41
Experimento 5. Volúmenes Molares Parciales..	47
Experimento 6. Diagrama de Fases.....	54
Experimento 7. Equilibrio Líquido-Vapor con Azeótropo.....	59
Experimento 8. Equilibrio Líquido-Líquido...	66
Experimento 9. Equilibrio Sólido-Líquido....	71
Capítulo II).- Guía Metodológica para el Asesor .....	77
Experimento 1. Índice de Refracción.....	78
Experimento 2. Densidad.....	86
Experimento 3. Viscosidad.....	92
Experimento 4. Calorimetría.....	101
Experimento 5. Volúmenes Molares Parciales..	109
Experimento 6. Diagrama de Fases.....	115
Experimento 7. Equilibrio Líquido-Vapor con Azeótropo.....	122
Experimento 8. Equilibrio Líquido-Líquido...	130
Experimento 9. Equilibrio Sólido-Líquido....	138
Capítulo III).- Costos y Tiempos de Operación.....	147

Conclusiones.....	164
Apéndice A).- Normas de Seguridad en el Laboratorio.....	166
Apéndice B).- Programa Teórico de la Asignatura de Fisicoquímica IV.....	170
Apéndice C).- Datos Termodinámicos.....	174
Bibliografía.....	186

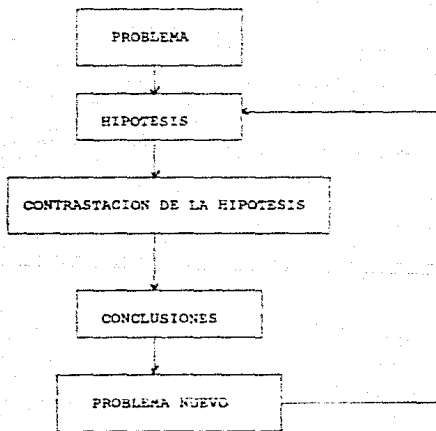
## I N T R O D U C C I O N

## I N T R O D U C C I O N

El propósito del presente trabajo es la elaboración de un manual de experimentos para introducir al alumno al estudio de fenómenos de la fisicoquímica, observando un enfoque metodológico con el que aprenda a desarrollar técnicas operacionales e instrumentales propias de la termodinámica del equilibrio de fases (Laboratorio de Fisicoquímica IV).

Las guías metodológicas propuestas, tanto para el alumno como para el asesor cumplen con los rubros metodológicos necesarios y suficientes sugeridos por el método científico; ya que a partir del planteamiento de un problema se instrumentan una serie de actividades con la finalidad de que el alumno pueda llegar a la resolución del mismo. El esquema genérico de dichas actividades se muestra a continuación:

Diagrama 1, (2).



En el capítulo I, se hace la propuesta de la guía metodológica para el alumno, con base en la metodología adquirida en cursos experimentales previos, en los cuales se realizan actividades de investigación previa que se cubren con un diseño experimental de primer nivel y que ubica al alumno dentro de un marco referencial adecuado al tema.

El formato que se presenta contempla aspectos básicos del método científico experimental para sistematizar el desarrollo de la investigación, lo que conlleva a adquirir aprendizajes significativos de los fenómenos estudiados. Este se divide en dos partes:

La parte metodológica sugiere al alumno la secuencia de actividades que debe realizar para abordar el fenómeno de manera sistemática; y

En la parte de desarrollo bibliográfico y/o experimental, el alumno debe verter la información suficiente y necesaria que cubra las actividades propuestas.

El capítulo II, presenta la guía metodológica para el asesor y contempla una serie de actividades básicas que él mismo debe realizar para orientar al alumno tanto en la investigación previa como en el desarrollo experimental para que los alumnos alcancen los aprendizajes propuestos.

Las ventajas de que el asesor cuente con una guía metodológica estructurada son :

- 1) Conocer con más detalle los conocimientos mínimos que el alumno debe alcanzar.
- 2) Unificar el nivel de conocimientos, habilidades y destrezas que los alumnos deben aprender, así como homogenizar los criterios en el manejo de técnicas específicas empleadas.
- 3) Evitar la improvisación de los temas.

4) Tener un seguimiento claro y específico de los alumnos que le permita efectuar una mejor evaluación.

5) Que con base a los resultados observados, el asesor proponga modificaciones, sugerencias y nuevos experimentos que permitan la retroalimentación y enriquecimiento del manual.

La propuesta de los costos de operación se consideró de la manera siguiente:

Debido a problemas económicos administrativos, los experimentos que se han planeado emplean reactivos y material cuyos costos son accesibles. La evaluación económica se hizo con base a las cotizaciones dadas en el catálogo Aldrich Chemical Company, Inc. 1969.

El plan de estudios para la carrera de Química indica que el número de créditos asignados al laboratorio de Fisicoquímica IV es de tres, correspondientes a tres horas semanales; este hecho se tomó en cuenta para la calendarización, y el número total de experimentos, así como las actividades propuestas.

Al final de la guía metodológica se incluyen una serie de apéndices, entre los cuales se proporcionan una serie de tablas con datos termodinámicos que sirven de consulta en el manejo de datos experimentales.



## O B J E T I V O S

## OBJETIVO GENERAL.

PROPONER UNA GUIA METODOLÓGICA FORMAL TANTO PARA EL ALUMNO COMO PARA EL ASESOR CON EL FIN DE SISTEMATIZAR LA ADQUISICION DE CONOCIMIENTOS EN EL TRABAJO EXPERIMENTAL DEL LABORATORIO DE FISICOQUIMICA IV.

## OBJETIVO GENERAL

### DE LA GUIA METODOLOGICA PARA EL ALUMNO

AL FINALIZAR EL CURSO, EL ALUMNO SERA CAPAZ DE RESOLVER PROBLEMAS DE TERMODINAMICA (LABORATORIO DE FISICOQUIMICA IV, PARA LA CARRERA DE QUIMICA), APLICANDO LA METODOLOGIA CIENTIFICO EXPERIMENTAL.

### OBJETIVOS PARTICULARES.

AL FINALIZAR CADA EXPERIMENTO, EL ALUMNO SERA CAPAZ DE:

1. DESARROLLAR HABILIDADES Y DESTREZAS PSICOMOTRICES.
2. DESARROLLAR UN PENSAMIENTO ANALITICO.
3. MANEJAR MATEMATICA Y/O ESTADISTICAMENTE UN CONJUNTO DE DATOS OBTENIDOS EXPERIMENTALMENTE.
4. EXPRESAR RESULTADOS Y CONCLUSIONES EN UN INFORME DE TRABAJO.

## C A P I T U L O I

## GUIA METODOLOGICA PARA EL ALUMNO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN/UNAM.  
DIVISION DE CIENCIAS QUIMICO-BIOLÓGICAS.  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA.  
SECCION DE FÍSICOQUÍMICA.

GUIA METODOLÓGICA PARA EL LABORATORIO  
DE FÍSICOQUÍMICA IV PARA LA CARRERA DE QUÍMICA

CONTENIDO.

Experimento 1: INDICE DE REFRACCION.

EXPERIMENTO 2: DENSIDAD.

EXPERIMENTO 3: VISCOSIDAD.

EXPERIMENTO 4: CALORIMETRIA.

EXPERIMENTO 5: VOLUMEN MOLAR PARCIAL.

EXPERIMENTO 6: DIAGRAMA DE FASES.

EXPERIMENTO 7: EQUILIBRIO LIQUIDO - VAPOR CON AZEOTROPO.

EXPERIMENTO 8: EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO.

EXPERIMENTO 9: EQUILIBRIO SOLIDO - LIQUIDO.

**EXPERIMENTO 1****INDICE DE REFRACCION.****Guia Metodológica del Alumno.**

**Introducción.**

**Guia metodológica de trabajo.**

**Cuestionamiento.**

**Desarrollo Experimental.**

**Instrucciones para el uso  
del refractómetro.**

**Reactivos.**

**Propiedades físicas generales.**

**Propiedades físicas específicas.**

**Bibliografía.**

## INTRODUCCION

En el proceso de conocimiento de la naturaleza, el investigador se auxilia de técnicas analíticas para verificar experimentalmente la validez de los modelos que ha formulado.

Los métodos de análisis nos proporcionan un procedimiento por medio del cual se determina la naturaleza de los constituyentes, así como su cantidad. El método de análisis que ha de ser utilizado debe tomar en cuenta las características físicas y/o químicas de los componentes de ese sistema que son relevantes. El índice de refracción es una propiedad física que relaciona el cambio de dirección de un haz de luz al pasar de un medio a otro, de densidad diferente, que da como resultado un cambio en la velocidad del haz.

El índice de refracción depende de la densidad, temperatura, la naturaleza química de la sustancia y la longitud de onda de la luz. Si el segundo medio se trata de una disolución el índice de refracción depende también de la concentración.

El refractómetro de Abbe es el aparato que se basa en estos principios para determinar el índice de refracción de sustancias puras, que es una propiedad física que le caracteriza. La medición del índice de refracción en disoluciones de dos componentes, permite determinar indirectamente la concentración de éstos. Se pueden construir gráficas que indiquen la variación del índice de refracción como función a la concentración, manteniendo constantes los parámetros restantes, obteniéndose de esta forma las curvas patrón.

## GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

PROBLEMA
----------

PARTE METODOLOGICA.	DESARROLLO.
<p>Cuestionamiento.</p> <p>Selección de propiedades generales del sistema.</p> <p>Selección de las variables experimentales.</p> <p>Selección de las propiedades que se controlan.</p>	

HIPOTESIS.
------------

<p>Consecuencias contrastables de la hipótesis.</p> <p>Instrumentos de medición.</p> <p>Precisión de los aparatos de medición.</p> <p>Unidades de medida.</p> <p>Desarrollo experimental.</p> <p>Material opcional.</p>	
---	--



Reactivos necesarios.

Selección de sustancias  
(o sujetos de estudio).

Obtención de resultados,  
(captura o recolección de datos  
en forma sistemática para efec-  
tuar el tratamiento adecuado de  
los mismos), por medio de  
tablas, y/o gráficas.

Análisis de resultados.

Conclusiones.

Bibliografía.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué es el índice de refracción ?
2. ¿Qué es la refractividad molar?
3. ¿Cuál es el principio del funcionamiento del refractómetro?
4. ¿Qué es el ángulo crítico y cuál es su importancia en el funcionamiento del refractómetro?
5. ¿La presencia de sustancias coloridas afectan el índice de refracción ?
6. ¿Cómo se modifica el índice de refracción por la presencia de

substancias coloreadas?

7. Si se cambia el medio en que se está tomando el índice de refracción, ¿éste lo afectará?
8. ¿Cómo se afectará la medición del índice de refracción cuando se modifica el medio en que se está efectuando?
9. ¿Porqué se tiene que controlar la temperatura para la lectura del índice de refracción ?
10. ¿Qué conducta esperaría del índice de refracción con respecto a la variación de la composición ?
11. ¿Qué es y cómo se calcula la fracción mol en una disolución conociendo los volúmenes de los componentes y la densidad?
12. ¿Qué es una curva patrón y cómo se construye?
13. ¿En qué se podría aplicar el conocimiento del índice de refracción?

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Conectar el refractómetro y limpiarlo, adecuadamente, utilizando la torunda de algodón previamente humedecida en acetona frotando muy suavemente las cubiertas de los prismas del aparato, especialmente el de cara pulida, y dejar que se evapore totalmente la acetona. Cada que se realice una lectura se llevará a efecto esta limpieza.
3. Preparar las soluciones, mezclando los volúmenes de los componentes puros, que a continuación se indica:

Vol.A(ml.)	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5
Vol.B(ml.)	5.0	5.5	4	3.5	3	2.5	2	1.5	1	0.5	0

4. Conectar el baño de temperatura constante ( sistema de regulación de temperatura) al refractómetro, mediante las mangueras de hule.

5. Aplicar una a dos gotas de uno de los componentes puros sobre la cara del prisma inferior del refractómetro, cerrar la caja de prismas y hacer la lectura del índice de refracción.
6. Repetir la operación, para cada una de las soluciones, hasta llegar a determinar el índice de refracción del otro componente puro.

#### INSTRUCCIONES PARA EL USO DEL REFRACTOMETRO DE ABBE.

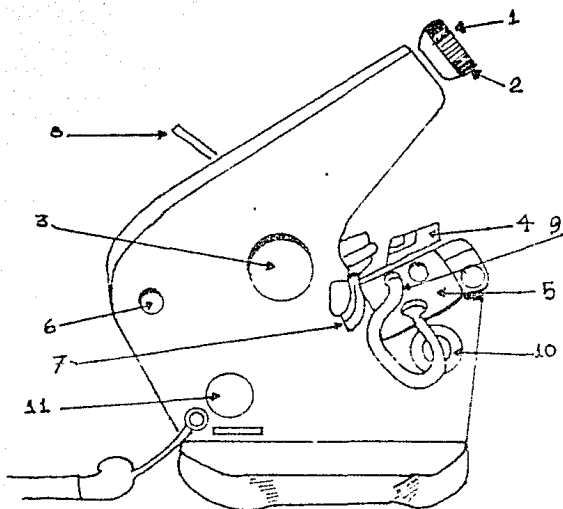
1. Encender el aparato, con el control de encendido (6).
2. Conecte el sistema de regulación de temperatura (9), a la llave de su mesa y verifique la temperatura, leyendo el termómetro (8) que va conectado a la caja de prismas.
3. Abrir la caja de prismas, haciendo hacia adelante el seguro (7) y girando la cubierta del prisma superior (4) hacia arriba.
4. Se frota suavemente ambos prismas con una torunda de algodón no usada, humedecida con acetona o alcohol y se deja secar.
5. Se coloca la muestra con un gotero, una ó dos gotas de sustancia, en la cubierta del prisma inferior (5).
6. Se cierra la cubierta del prisma superior y se le coloca el seguro.
7. Se hace girar el prisma hasta que aparezca bien delimitado el campo luminoso del obscuro, utilizando el control de lectura de campo (12).
8. Si es necesario se hacen girar los prismas de Amici para eliminar la franja coloreada y que aparezca bien definido el límite, utilizando el control de dispersión (3).
9. Se hace el ajuste fino necesario para que coincida la línea divisoria entre los campos iluminado y obscuro con la línea de intersección de los hilos cruzados (8).
10. Se hace la lectura del índice de refracción, con el

indicador (G) en el campo de lectura (B).

11. Se abre la caja de prismas y se limpia suavemente con una torunda de algodón previamente humedecida con acetona y se deja que se evapore completamente. Una vez seco se cierra la caja de prismas.

12. Se apaga el aparato y se protege del polvo.

## LADO IZQUIERDO DEL REFRACTOMETRO.



1. Ocular.

2. Ajuste de ocular.

3. Control de dispersión  
(Rotación de prismas Amici).

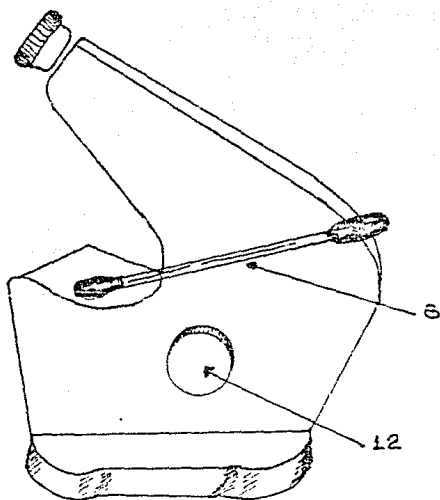
4. Cubierta de prisma superior.

5. Cubierta de prisma inferior.

6. Control de encendido.

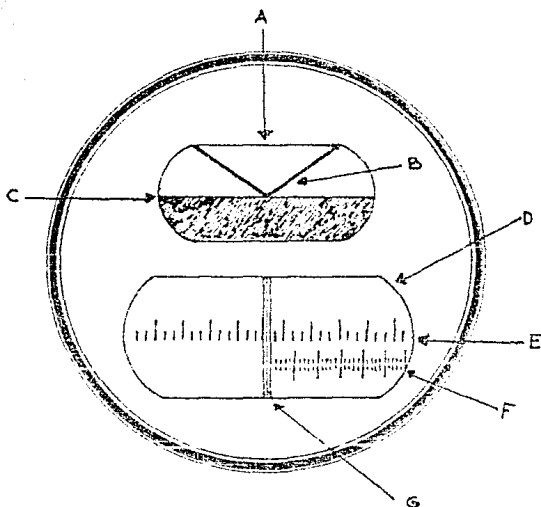
7. Seguro.

## LADO DERECHO DEL REFRACTOMETRO.



- 8) Termómetro.
- 9) Sistema de regulación de temperatura.
- 10) Entrada para lámpara de medición.

- 11) Entrada para lámpara de iluminación.
- 12) Control de lectura de campo.



A) Campo de medición.

B) Hilos cruzados.

C) Frontera entre campos.

D) Campo de lectura.

E) Escala de índice  
de refracción.

F) Escala de % de azúcar.

G) indicador.

REACTIVOS:

20

Alcohol etílico.

Tolueno.

Alcohol metílico.

Tetracloruro de carbono.

Benceno.

Alcohol N-butílico.

Acetona.

Alcohol N-propílico.

PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

a. Masa.

b. Peso.

c. Estado físico.

d. Color.

e. Olor.

f. toxicidad

PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

a. Punto de ebullición.

b. Punto de fusión.

c. Densidad.

e. Índice de refracción.

f. Solubilidad.

g. Conductividad eléctrica.

BIBLIOGRAFIA.

Breenam, D. et.al., "Manual de Laboratorio para Prácticas de Fisicoquímica", URMS, Bilbao, 1970.

Daniels, Farrington et.al., "Curso de Fisicoquímica Experimental", Mc. Graw Hill, México, 1972.

Shoemaker, David P. y Garland. "Experimentos de Fisicoquímica", UTEHA, México, 1968.



Perry, John H., et. al. "Manual del Ingeniero Químico", Mc. Graw Hill, New York, 1971.

Willard, Merritt., et. al. "Metodos Instrumentales de Análisis". CECSA, México, 1984.

## EXPERIMENTO 2

## DENSIDAD.

## Guía Metodológica del Alumno.

Introducción.

Guía metodológica de trabajo

Cuestionamiento.

Desarrollo Experimental.

Instrucciones para el uso de la balanza de Westphal.

Instrucciones para el uso del picnómetro.

Instrucciones para el uso del densímetro.

Reactivos.

Propiedades físicas generales.

Propiedades físicas específicas.

Bibliografía.

## INTRODUCCION.

La ciencia y la tecnología exigen conocimientos referentes a la materia y sus propiedades, con el fin de aprovecharlos. Se han hecho estudios para desarrollar técnicas experimentales que describan el comportamiento de la materia y de éstas se han perfeccionado aquellas que cuentan, básicamente, con las siguientes características:

- a Alta sensibilidad.
- b Exactitud.
- c Facilidad y rapidez de ejecución.

La densidad es una propiedad física específica de cada sustancia y se determina midiendo la masa contenida en un volumen específico, esta propiedad no depende de la cantidad de sustancia con la que se experimente; dicho de otra manera, es una propiedad intensiva.

La densidad de una sustancia pura, en fase gaseosa, depende de la temperatura y presión, una mezcla gaseosa dependerá, también, de la composición.

Los sólidos y líquidos puros son, prácticamente, incompresibles de tal manera que la densidad de éstos depende únicamente de la temperatura y en el caso de las mezclas, la composición es otra variable determinante.

Las unidades usadas para masa y volumen dependen del sistema de medición empleado. La densidad en los líquidos puede ser determinada midiendo la masa del líquido que ocupa un volumen conocido, que se conoce como método del picnómetro y por el método de la presión ascendente, basado en el principio de Arquímedes.

La determinación de la densidad nos da información que puede ser utilizada para la identificación de sustancias puras, la concentración de alguna especie en mezclas binarias y para determinar otras propiedades termodinámicas.

Con la densidad podemos construir curvas patrón de variación de densidad, con respecto a otra variable de interés, posteriormente esta curva patrón puede ser utilizada para seguir el comportamiento de dicha variable en un proceso determinado.

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1, solo que en este caso no se tiene consecuencia contrastable.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué es la densidad?
2. ¿De qué parámetros depende la densidad?
3. Explique el significado de las siguientes escalas:
  - Grados Gay Lussac.
  - Grados Baumé.
  - Grados Brix.
  - Grados A.P.I.
4. Dar el significado del peso específico.
5. ¿Cuál es el principio del funcionamiento de la balanza de Westphal?
6. ¿Cuál es el principio del funcionamiento del densímetro?
7. ¿Cuál es el principio del funcionamiento del picnómetro?
8. ¿Qué lecturas de densidad esperarías?
9. ¿Qué aplicaciones tiene la densidad?

Colocar en una probeta limpia y seca la substancia problema.

1. Determinar la temperatura de cada una de las substancia problema y del agua destilada.
2. Determinar la densidad por el método del picnómetro, densímetro y balanza de Westphal.

A. DETERMINACION CON EL PICNOMETRO.

1. Determinación del volumen del picnómetro.
2. Determinación de la masa de la substancia problema.

B. DETERMINACION CON EL DENSIMETRO.

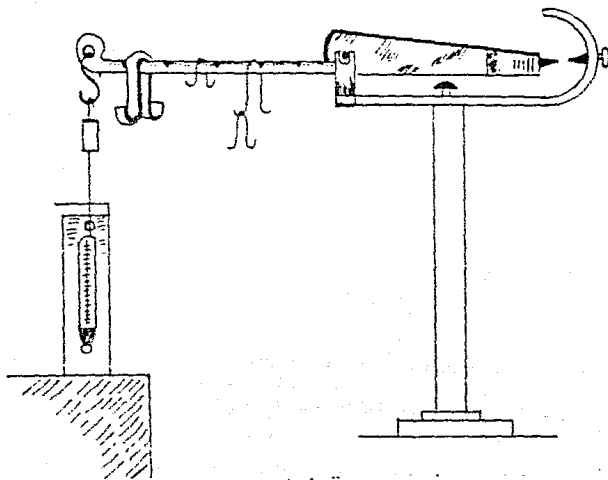
1. Lavar y secar el densímetro.
2. Sumergir el densímetro en la substancia problema.

C. DETERMINACION CON LA BALANZA DE WESTPHAL.

1. Nivelación de la balanza.
2. Calibración de la Balanza.
3. Lectura de la densidad de la substancia problema.

INSTRUCCIONES PARA EL USO DE LA BALANZA DE WESTPHAL.

Se arma la balanza de la forma que se ilustra.



Como se observa esta balanza consta de dos brazos desiguales, las pesas son substituidas por jinetillos, que se cuelgan a distancias variables del punto de apoyo, en las divisiones del brazo largo que sirve para la nivelación. Del extremo de este brazo largo de la balanza pende un flotador.

El brazo largo esta dividido en diez partes iguales con ranuras en donde se colocan los jinetillos, el brazo corto tiene una masa cilíndrica que suele entrar a la tuerca en un tornillo terminado en punta y que coincide con otra punta fija que se encuentra en la armadura, cuando los pesantes son iguales o cuando se dice que alcanzo el equilibrio.

#### LECTURA DE LOS JINETILLOS.

El jinetillo A, marca la cifra de las décimas (0.1).

El jinetillo B, marca la cifra de las centésimas (0.01).

El jinetillo C, marca la cifra de las milésimas (0.001).

El jinetillo D, marca la cifra de las diezmilésimas (0.001).

La posición de la escala da el valor numérico para cada jinete, es decir si el jinete, A (0.1) esta en el valor 9, el B (0.001) en 8 y el C (0.001) en 7 se leerá lo siguiente: 0.987.

Los jinetillos se toman con las pinzas.

#### NIVELACION DE LA BALANZA.

Se pone en equilibrio el cuerpo sumergible, que se encuentra en el aire y el contrapeso o masa cilíndrica esto lo podemos tener cuando las dos puntas coinciden. Esto lo logramos mediante el contrapeso y el tornillo de nivelación.

#### CALIBRACION DE LA BALANZA.

En la probeta sin graduar que es parte del equipo de la balanza de

Westphal, se coloca agua destilada y se introduce totalmente el flotador en el agua, se tiene cuidado de que no roce las paredes del recipiente. Al efectuar esta operación el flotador experimenta un empuje hacia arriba, alterándose el equilibrio alcanzado anteriormente, se restablecerá el equilibrio colocando los jinetillos en las posiciones adecuadas.

#### LECTURA DE LA DENSIDAD PARA UN LIQUIDO PROBLEMA.

Se descuelga el flotador, se saca del agua y se seca completamente. Se vacía el agua de la probeta se seca y

se procede a llenarla con el líquido problema, se introduce el fletador, estableciendo el equilibrio como se indicó en el paso anterior.

#### INSTRUCCIONES PARA EL USO DEL PICNÓMETRO

1. Lavar y secar perfectamente el picnómetro.
2. Pesar el picnómetro vacío.
3. Llenar el picnómetro de la sustancia problema hasta la mitad del cuello esmerilado.
4. Colocar el tapón capilar.
5. Secar perfectamente el exceso del líquido.
6. Pesar el picnómetro con líquido.

Por diferencia de peso obtener el peso de la sustancia problema y ya conociendo el volumen del picnómetro se obtendrá la densidad.

#### 7. Determinación del volumen del picnómetro.

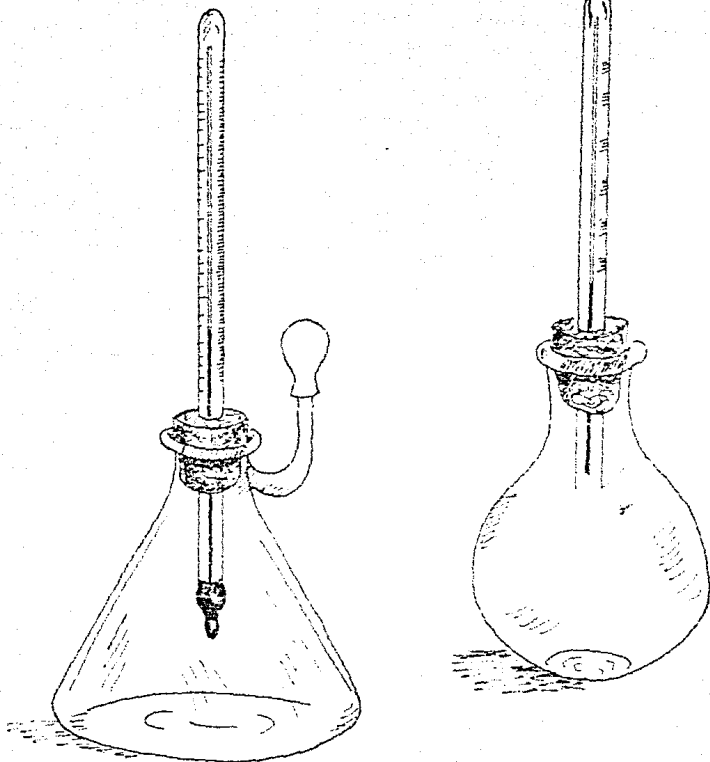
Se realiza con los pasos del 1 al 6, para agua destilada a 20°C y consultando la densidad en tablas, el volumen se determina por medio de la fórmula :

$$V_p = \frac{m}{\rho}$$

En donde:

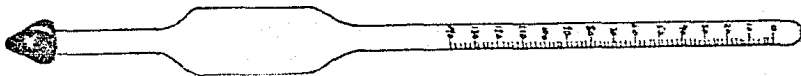
$V_p$  = Volumen del picnómetro.  
 $m$  = Masa de agua (a 20°C).  
 $\rho$  = Densidad de agua (a 20°C).





Cada que se realiza una lectura se llevará a efecto los pasos del 1 al 6.

Los densímetros están formados de un tubo de vidrio delgado llamado vástago; dentro del mismo se encuentra una escala graduada, este tubo se ensancha en su diámetro hasta formar el llamado bulbo, el que contiene en su parte interior un material denso, que pueden ser pedigones de plomo o mercurio, formando el lastre que es el que le permite flotar en posición vertical.



1. Lavar y secar perfectamente el densímetro.
2. Llenar una probeta del líquido problema.
3. Sumergir el densímetro en la probeta con el líquido problema, para que flote.
4. Cuando esta, estable se lee lo que marca el tubo graduado, sobre la superficie.
5. Cada que se realice una lectura llevar a efecto los pasos del 1 al 5.

Aceite para auto de 20, 40 grados SAE y multigrado.

Leche.

Alcohol.

Agua destilada.

1. PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

- a. Masa.
- b. Peso.
- c. Estado fisico.
- d. Color.
- e. Olor.

2. PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

BIBLIOGRAFIA.

Daniels, Farrington, et. al. "Curso de Fisicoquímica Experimental".  
Ed.Mc. Graw Hill. 7a. Edición. Tokyo 1972.

Kirk ,Raymond E.; Otmer, Donald F. "Enciclopedia de la Tecnología  
Química".

Vol. I Editorial Hispano-Americana. 1a. Edición. México 1962.

32

Whitten, Kenneth W.; Galley, Kenneth D. "Química General". Ed. Mc. Graw Hill. 1a. Edición. México 1989.

Perry, John H., et. al. "Manual del Ingeniero Químico", Mc. Graw Hill, New York, 1971.

## EXPERIMENTO 3

## VISCOSIDAD.

## Guía Metodológica del Alumno.

Introducción.

Guía metodológica de trabajo.

Cuestionamiento.

Desarrollo Experimental.

Reactivos.

Propiedades físicas generales.

Propiedades físicas específicas.

Bibliografía.

## VISCOSIDAD

## INTRODUCCION.

No hay duda de que tener conocimiento de las propiedades físico - químicas es un paso esencial en el diseño eficiente de un proceso químico. Una propiedad física importante, para el flujo de fluidos, es la viscosidad; de la cual es indispensable conocer su comportamiento en un proceso determinado. Un fluido es una sustancia que sufre deformación continua cuando se somete a un esfuerzo cortante. La resistencia que ofrece un fluido real a una deformación de esta índole se conoce como consistencia. Para gases y líquidos simples, la consistencia es constante si la presión estática y la temperatura son fijas, en mezclas esta dependerá también de la composición, la consistencia es conocida comúnmente como la viscosidad. La viscosidad de un líquido es la medida de su resistencia al flujo, debido a fuerzas internas de fricción, esta resistencia interna da como resultado una transferencia de la energía de traslación de una capa de líquido a la siguiente, cuando el fluido se pone en movimiento por una fuerza que se aplique. El resultado neto es una transferencia de momentum entre capas sucesivas del líquido. Dos de los instrumentos más utilizados para la determinación de la viscosidad es el viscosímetro de Ostwald y el de Saybolt. Los cuales se basan en medir el tiempo que tarda en fluir un líquido en un volumen conocido, bajo la acción de la gravedad.

## GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

## CUESTIONARIO.

1. ¿Qué es la viscosidad ?
2. ¿Por qué se dice que la viscosidad es un fenómeno irreversible?
3. Enunciar la ley de Newton sobre la viscosidad.
4. ¿Cuáles son los fluidos newtonianos y los no newtonianos?  
Representarlos en una gráfica.
5. ¿De qué factores depende la viscosidad de un líquido?
6. ¿Cuál es la ecuación de Poiseuille para calcular la viscosidad? ¿De qué variables depende y para qué tipo de viscosímetro se usa?
7. ¿Qué es la viscosidad...
  - a. Absoluta ó dinámica?
  - b. Cinemática?
  - c. Saybolt?
8. ¿En qué unidades se expresa cada una de ellas, cuáles son las dimensiones de dichas unidades y qué relación existe entre las diferentes formas de expresar la viscosidad ?
9. Explique Ud. ¿porqué la viscosidad de un gas aumenta al aumentar la temperatura y en un líquido la viscosidad disminuye al aumentar la temperatura?. ¿Cómo es ésta variación para líquidos?
10. ¿En qué unidades se maneja la viscosidad de productos comerciales como aceites automotrices, pinturas, etc.?
11. ¿Qué comportamiento espera en las mediciones que realizará ?
12. Mencionar tres aplicaciones de la viscosidad.

## DESARROLLO EXPERIMENTAL.

## VISCOSIMETRO DE OSWALD.

1. Lavar el viscosímetro con agua destilada

2. Efectar las mediciones a 25, 35 y 45°C. con agua destilada y con líquido problema, teniendo cuidado de secar perfectamente el interior del viscosímetro después de las mediciones con agua y siguiendo la siguiente técnica:

A. Verter el líquido cuya viscosidad va a terminar por el extremo grueso del viscosímetro, en una cantidad tal que al succionar con la perrilla por el extremo delgado del aparato, el bulbo superior A y el inferior B queden a la mitad de su volumen.

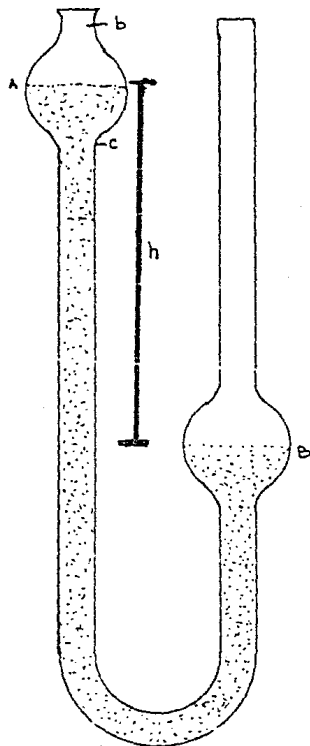
B. Colocar el viscosímetro dentro de un baño constante, permitiendo que el sistema se equilibre térmicamente.

C. Succione por el extremo delgado con la perilla y oblique al líquido a subir sobre la marca b.

D. Con el cronómetro mida el tiempo que tarda la muestra en pasar de la marca b a la marca c. Repetir esta medición tres veces para cada temperatura.

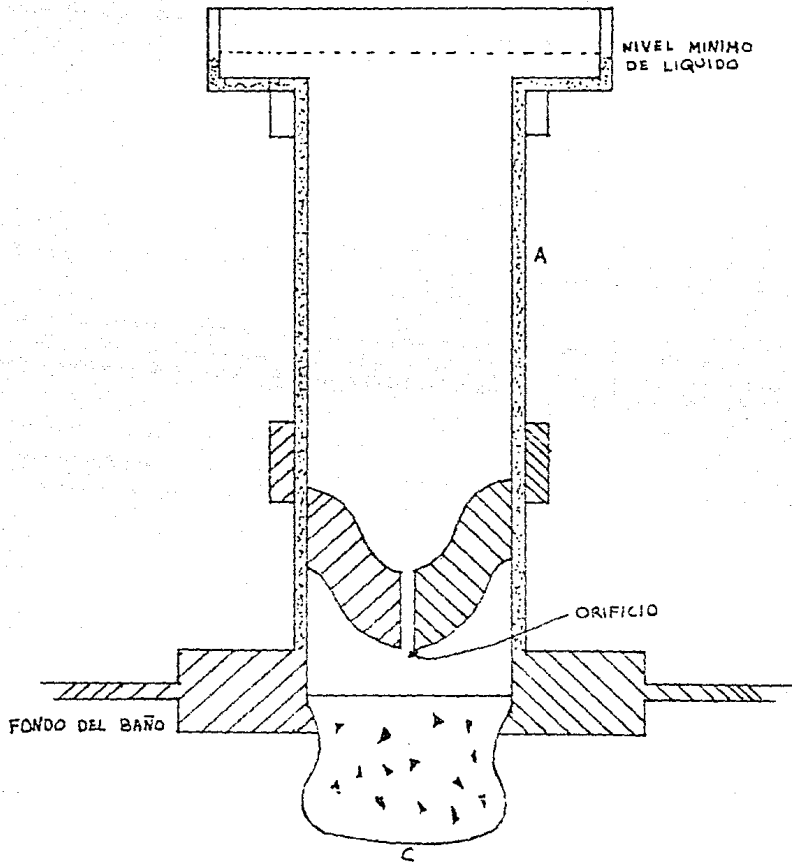


## VISCOSIMETRO DE OSWALD.



## VISCOSIMETRO DE SAYBOLT.

1. El tubo para el aceite se limpia y se seca perfectamente.
2. En un vaso de pp. se cuele el aceite con un pedazo de alambre que es accesorio del aparato.
3. Colocar el aceite en el tubo Saybolt Universal hasta que empiece a derramar un poco en la galería e introducir un termómetro.
4. La temperatura del baño debe ajustarse y la temperatura del aceite deberá equilibrarse y permanecer constante a la temperatura deseada (a  $100^{\circ}\text{f} = 37.8^{\circ}\text{C}$  y  $210^{\circ}\text{f} = 98.9^{\circ}\text{C}$ ).
5. Cuando se ha logrado el equilibrio térmico se retira el termómetro del tubo de aceite y con una pipeta se retirará también el exceso de aceite en la galería.
6. Se coloca el recipiente receptor debajo del tubo de salida.
7. Se retira el corcho de un jalón y se acciona en ese instante el cronómetro, el cual se detiene cuando se termina de vaciar el tubo del aceite, pero con el hilo del fluido continuo (no cuando gotea).



**REACTIVOS.**

Aceite para auto de 20, 40 grados SAE. y multigrado.

Alcohol.

Agua destilada.

Benceno.

**1. PROPIEDADES FISICAS GENERALES.**

a. Masa.

b. Peso.

c. Estado físico.

d. Color.

e. Olor.

**2. PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS..**

a. Punto de ebullición.

b. Peso específico.

c. Punto de fusión.

d. Densidad.

e. Índice de refracción.

f. Solubilidad.

g. Conductividad eléctrica.

**BIBLIOGRAFIA.**

R.B. Bird, W.E. Stewart. "Fenómenos de Transporte". ED. Reverté S.A.  
(1982)

Barrow, Gordon M. " Physical Chemistry". ED. Mc. Graw Hill. Japón  
1966.

**EXPERIMENTO 4.****CALORIMETRIA.****Guía Metodológica del Alumno.**

**Introducción.**

**Guía metodológica de trabajo.**

**Cuestionamiento.**

**Desarrollo Experimental.**

**Reactivos.**

**Propiedades físicas generales.**

**Propiedades físicas específicas.**

**Bibliografía.**

## CALORIMETRIA.

## INTRODUCCION.

Entre los problemas más notables que ha afrontado el hombre esta haber llegado a comprender el concepto de calor, el de temperatura y, finalmente, el de energía. Ya que las transformaciones físicas y químicas van asociadas a cambios térmicos de gran o poca magnitud segun sea el tipo de proceso experimentado por el sistema.

En termodinámica se estudia como se transporta la energía en forma de calor y su conversión en otras forma de energía. En un proceso de transporte de calor, la temperatura, la presión o el volumen pueden experimentar cambios.

Los estudios termoquímicos se basan en la medición de dos tipos demagnitudes; la energía interna y la entalpia. La energía interna de una substancia dada depende de su temperatura, presión y estado de agregación y es independiente de los medios por los que ha alcanzado este estado. Así la variación de la energía interna de un sistema.  $\Delta U$ , que resulte de cualquier cambio físico o reacción química dependerá solo del estado inicial y final del sistema y será independiente del camino seguido durante el proceso. La energía interna se define como la energía en forma de calor producida por un proceso a volumen constante y la entalpia es la energía producida por un proceso a presión constante. Así tenemos que contamos con diferentes procesos en los cuales hay desprendimiento o absorción de energía en forma de calor por ejemplo; el calor de formación, calor de combustión, calor de solución, calor de neutralización, calor de fusión, etc.

Quando un sistema absorbe energía, se dice que es endotérmico, y los valores de estas magnitudes son positivas, si por el contrario el sistema desprende energía, será exotérmico, y el valor es menor que cero.

El cambio de temperatura del sistema depende directamente de la cantidad de calor intercambiado que se mide en unidades llamadas calorías.

La caloría se define como la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua. En estas unidades se mide el llamado calor específico de una sustancia, que es el calor necesario para elevar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de sustancia.

La evaluación experimental del calor absorbido o cedido por un sistema es tarea que le está asignado a la calorimetría. Los instrumentos utilizados por la calorimetría son los calorímetros, éstos pueden ser de distinto tipo según su funcionamiento y las sustancias o mezclas cuyo calor se desea medir.

El calorímetro más simple es el vaso Dewar, el cual es un recipiente de vidrio de doble pared entre las que se ha hecho vacío, lo que reduce considerablemente su conductividad calorífica con el medio, con esto obtenemos resultados con un grado de precisión bastante aceptable.

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. Explique en que consiste la ley cero de la termodinámica.
2. ¿Qué es la entalpía de un proceso?
3. ¿Cuáles son los procesos endotérmicos y cuales los exotérmicos?
4. ¿Qué es un calorímetro y para qué sirve?

5. ¿Qué es la constante de un calorímetro?
6. ¿Qué es calor diferencial molar de una solución?
7. ¿Qué es calor integral de solución y cómo se calcula?
8. ¿Qué es calor sensible y cómo se calcula?
9. ¿Qué es el calor latente?
10. ¿Qué es el calor de neutralización. Explique por qué es constante al neutralizar álcalis con ácidos fuertes.?
11. ¿Cómo calculará los calores de neutralización y latente?
12. ¿Cómo calcularía la entalpía de reacción a una temperatura diferente de las condiciones estándar?
13. Dar la definición de capacidad calorífica a P -cte.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

##### 1. CONSTANTE DEL CALORIMETRO.

En el frasco Dewar se colocan 100 ml. de agua destilada a temperatura ambiente y se determina su temperatura cada 30 seg. Durante 5 min. En seguida se añaden 100 ml. de agua destilada a 50°C., se agita suavemente y se determina la temperatura de mezcla con intervalos de 30 seg. hasta que la temperatura permanezca constante. Anotar los datos.

##### 2. CALOR DE SOLUCION.

Colocar en el frasco Dewar 200 ml. de agua destilada en la que se le determina su temperatura con intervalos de 30 seg. (10 lecturas) hasta que la temperatura permanezca constante: luego se añaden de 10 a 15 g. de sal que indique el profesor y se toman lecturas de temperatura cada 30 seg. agitando el sistema suavemente hasta que la temperatura permanezca constante.



### 3. CALOR DE NEUTRALIZACION.

Se colocan 200 ml. de solución 0.5 M. de NaOH en el calorímetro, se agita suavemente y se determina la temperatura en intervalos de tiempo de 30 seg. hasta no tener variación en la temperatura. En seguida adicionar 200 ml. de solución 0.5M. de HCl agitando suavemente y determinar la temperatura cada 10 seg. el primer minuto y cada 15 seg. los dos minutos siguientes y cada 30 seg. a partir del tercer minuto hasta que se alcance la temperatura de equilibrio.

### 4. CALOR LATENTE DE FUSION.

Colocar en el frasco Dewar 200 ml. de agua destilada a  $50^{\circ}\text{C}$ , tapar el recipiente y tomar lecturas cada 20 seg. hasta que la temperatura permanezca constante. En seguida agregar 50 g. de hielo, tapar el frasco, agitar suavemente y tomar lecturas de temperatura cada 20 seg. hasta alcanzar el equilibrio.

### REACTIVOS.

Acido clorhídrico.  
Hidróxido de sodio.  
Cloruro de amonio.  
Acido sulfúrico.  
Hielo.  
Agua destilada.

### PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

a. Masa.

- b. Peso.
- c. Estado físico.
- d. Color.
- e. Olor.

#### PROPIEDADES FÍSICAS ESPECÍFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

#### BIBLIOGRAFIA.

Maron, Samuel H ; Pruton, Carl f. "Fundamentos de Fisicoquímica".  
Ed. Limusa y Wiley. 12a. Reimpresion, México, 1980.

Castellan . Gilbert.W. "Fisicoquímica". Ed. Fondo Educativo  
Interamericano. México 1987.

Lewis, Gilbert Newton; Randall, Merle. "Thermodynamics". Ed. Mc.  
Graw Hill. 2a. Edición. Tokyo 1961.

Daniels, Farrigton, et. al. "Curso de Fisicoquímica Experimental".  
Ed. Mc. Graw Hill. 7a. Edición. Tokyo 1972.

## EXPERIMENTO 5.

## VOLUMEN MOLAR PARCIAL.

## Guía Metodológica del Alumno.

Introducción.

Guía metodológica de trabajo.

Cuestionamiento.

Desarrollo Experimental.

Reactivos.

Propiedades físicas generales.

Propiedades físicas específicas.

Bibliografía.

## VOLUMEN MOLAR PARCIAL.

## INTRODUCCION.

Las propiedades de las mezclas de gases ideales y soluciones ideales dependen tan sólo de las propiedades de los componentes constitutivos puros, esto a su vez da un comportamiento aproximado para ciertas mezclas reales, pero no son adecuados para representar el comportamiento de muchas mezclas de interés práctico, que contengan dos o más especies químicas diferentes, además hay sistemas que están conformados por varias fases; Cuando se tienen estos sistemas las distribuciones de las especies casi nunca es uniforme entre las fases.

Así ningún constituyente de la mezcla tendrá propiedades termodinámicas independientes que puedan identificarlo, sin embargo podemos considerar que la propiedad de la mezcla está distribuida de alguna manera apropiada entre los constituyentes de la misma.

Una vez que el sistema adopte la distribución de equilibrio,  $DG=0$ , los valores de las propiedades termodinámicas resultantes se podrán tratar como propiedad de los constituyentes individuales tal como existen en la solución. (Propiedades molares parciales).

Por eso las cantidades molares parciales, son de extremada importancia para la termodinámica, específicamente para describir sistemas multicomponentes. El volumen molar parcial en una solución nos proporciona importantes conocimientos de la interacción soluto-solvente. Se define el volumen molar parcial de la siguiente forma:

En un sentido gráfico es la pendiente a la curva que describe el cambio de volumen con respecto al cambio de número de moles de la

especie 1, en un punto determinado de la misma obviamente cada punto tendrá pendiente diferente y el caso especial sería en donde la pendiente fuera la misma para todos los puntos.

$$x = n_1 \bar{x}_1 + n_2 \bar{x}_2 + \dots + n_i \bar{x}_i$$

donde  $\bar{x}_i$  es la cantidad molar parcial del i-ésimo constituyente.

Para un sistema de dos componentes:

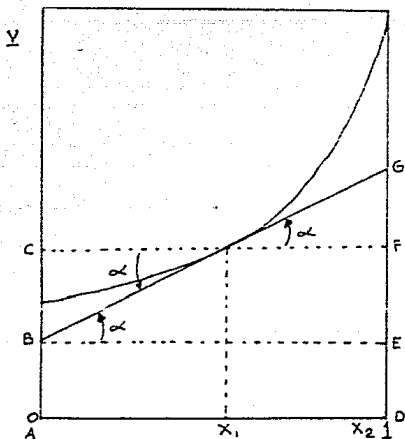
$$x_1 + x_2 = 1 \quad \text{y} \quad dx_1 + dx_2 = 0$$

además  $v = n_1 \bar{v}_1 + n_2 \bar{v}_2$  como  $v = \frac{v}{n_1 n_2} \text{ y } \frac{n_1}{n_1 + n_2} = x_1$

entonces  $\underline{v} = x_1 \bar{v}_1 + x_2 \bar{v}_2$  y  $d\underline{v} = \bar{v}_1 dx_1 + \bar{v}_2 dx_2$  lo que

se puede reducir a lo siguiente :  $d\underline{v} = (\bar{v}_2 - \bar{v}_1) dx_2 \dots \text{Ec.1}$

Grafiquemos el volúmen molar de una solución contra la fracción molar del componente 2.



De la ec. 1 es claro que  $dV/dX_2 = \tan \alpha = V_2 - V_1$   
 $DG = DF + FG$  pero  $DF = V$  y  $\tan \alpha = FG/X_1$  de donde  
 $FG = X_1 \tan \alpha$  por lo tanto  $DG = V + X_1 \tan \alpha$   
 sabemos ya que :

$$V = X_1 V_1 + X_2 V_2 \quad \text{y} \quad \tan \alpha = V_2 - V_1$$

sustituyendo ambas expresiones en la anterior:

$$\overline{DG} = X_1 \overline{V_1} + X_2 \overline{V_2} + X_1 (\overline{V_2} - \overline{V_1}) = \overline{V_2} (X_2 + X_1) = \overline{V_2}$$

de la misma manera:

$$AB = DF - EF$$

Sabemos de álgebra trigonométrica que dos ángulos opuestos son iguales , a la pendiente (recta BG ) y el segmento CF forman ángulos opuestos a de aquí se deduce que  $BC = EF$ .

$$\tan \alpha = BC / X_2 \quad BC = X_2 \tan \alpha \text{ como } \underline{V} = DF$$

entonces:

$$AB = \underline{V} - X_2 \tan \alpha = X_1 V_1 + X_2 V_2 - X_2 (V_2 - V_1) = V_1$$

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

#### CUESTIONARIENIO.

1. ¿Qué son las propiedades molares parciales ?
2. Definir el volúmen molar parcial.
3. Experimentalmente a partir de los datos de densidad cómo se determinaría el volúmen molar parcial de una solución ideal y de un electrolito.

4. ¿Cómo espera la variación de volúmen molar parcial de electrolitos con respecto a los no electrolitos.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar las soluciones acuosas de alcohol etílico absoluto en % en peso.  
0,5, 10, 15, 20, 25, 30, 35, 40, 45, 50, 55, 60, 65, 70, 75, 80, 85, 90, 95, 100, %.
3. Tomar la temperatura a las soluciones para comprobar que todas estén a la misma temperatura.
4. Calibrar el picnómetro con agua destilada.
5. Determinar la densidad de las soluciones, de la menos concentrada a la de mayor concentración, por medio del picnómetro.
6. Cada que se use el picnómetro hay que lavarlo y secarlo.

Nota: Al preparar las soluciones de alcohol etílico tomar en cuenta el grado de pureza.

#### REACTIVOS.

Alcohol etílico.  
Agua destilada.

#### PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

- a. Masa.
- b. Peso.
- c. Estado físico.
- d. Color.
- f. Olor.

## PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

## BIBLIOGRAFIA.

Daniels, Farrington, et. al. "Curso de Fisicoquímica Experimental". Ed. Mc. Graw Hill. 7a. Edición. Tokyo 1972.

Crockford, Horace D. et. al. "Laboratory Manual of Physical Chemistry". Ed. John Wiley and Sons. E.U.A. 1975.

Bettelheim, Frederick A. "Experimental Physical Chemistry". Ed. W.B.Saunders Company. E.U.A. 1971.

Moore Walter J. "Physical Chemistry". Ed. Prentice Hall Inc. E.U.A. 1972.

Eggers et. al. "Physical Chemistry". Ed. Limusa Wilwy S. A. 1a. Edición. México 1967.

Smith M.J. and. Van Ness C.H. "Introducción a la Termodinámica en la Ingeniería Química. Ed. Mc. Graw Hill 1989.

Castellan . Gilbert.W. "Fisicoquímica". Ed. Fondo Educativo Interamericano. México 1967.



Barrow, Gordon M. "Physical Chemistry". ED. Mc. Graw Hill. Japon  
1966.

**EXPERIMENTO 6****DIAGRAMA DE FASES.****Guía Metodológica del Alumno.**

**Introducción.**

**Guía metodológica de trabajo.**

**Cuestionamiento.**

**Desarrollo Experimental.**

**Reactivos.**

**Propiedades físicas generales.**

**Propiedades físicas específicas.**

**Bibliografía.**

## DIAGRAMA DE FASES.

### INTRODUCCION.

Una manera sistemática de estudiar los cambios de las mezclas cuando son calentadas o enfriadas y cuando se modifica su composición, es conociendo los diagramas de fases, ya que el análisis de estos permiten conocer si dos o tres sustancias son mutuamente miscibles, y si un equilibrio en particular puede existir en un intervalo de condiciones o si el sistema debe ser ajustado a una presión, temperatura y composición definida para que pueda establecerse éste.

La determinación de un diagrama de fases es directa, manteniendo el sistema a presión constante se observa la temperatura del cambio de fase. Detectar un cambio de fase no siempre es tan simple, por lo que se han desarrollado técnicas especiales. Un método importante es el análisis térmico que se aprovecha del efecto del cambio de entalpia durante las transiciones. Así la regla de las fases nos puede mostrar que el enfriamiento debe detenerse totalmente hasta que hay una transición completa de fase.

Tomando en cuenta el modelo matemático de la regla de las fases:

$$F = C - P + 2$$

Este nos expresará las condiciones que debe reunir el sistema en las interacciones para que fases homogéneas coexistan en equilibrio termodinámico. Cuando se presentan dos fases en equilibrio tenemos la siguiente condición. (Suponiendo el caso de una sustancia pura

$$\mu_A(T, P) = \mu_B(T, P)$$

$$T^{\alpha} = T^{\beta} \quad \text{y} \quad P^{\alpha} = P^{\beta}$$

Que significa que las dos variables intensivas, requeridas ordinariamente para describir el estado de un fluido puro, no son independientes entre si, sino que son iguales. Debido a esta relación, se necesita determinar sólo una variable intensiva, la temperatura o la presión para describir completamente el estado del sistema.

El sistema, por tanto, tiene un grado de libertad, es univariante. Mientras que cuando sólo una fase está presente se necesitan dos variables por el conjunto de ecuaciones escritos anteriormente, el sistema tiene dos grados de libertad o es bivariante. Si están presentes tres fases, entre T y p existen las relaciones.

$$\begin{aligned} \mu_{\alpha}(T, P) &= \mu_{\beta}(T, P) & \mu_{\alpha}(T, P) &= \mu_{\gamma}(T, P) \\ T^{\alpha} &= T^{\beta} & T^{\alpha} &= T^{\gamma} \\ P^{\alpha} &= P^{\beta} & P^{\alpha} &= P^{\gamma} \end{aligned}$$

Estas relaciones determinan completamente a T y p no se necesita otra información para la descripción del estado del sistema. Así, decimos que este sistema es invariante y no tiene grados de libertad.

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué entiende por fase y por componente?
2. ¿Qué condiciones se requieren para que dos líquidos sean parcialmente miscibles?

3. ¿Qué diagramas presentan los sistemas parcialmente miscibles?
4. ¿Qué diagrama espera para el sistema fenol agua?
5. ¿Qué nos expresa la regla de las fases?
6. Calcule el número de grados de libertad en cada zona del diagrama fenol - agua.
7. ¿Qué es una línea de unión y cómo se encuentra el porcentaje de cada componente?
8. ¿Qué es la temperatura crítica y cómo se calcula?

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar soluciones acuosas de fenol en por ciento en peso.

10,            20    30,    40,    50,    60,    70 %

3. Cada solución se coloca en un tubo de ensayo y se tapa ligeramente.
4. Se colocan los tubos, con solución, en hielo.
5. En el vaso de precipitado grande se calienta agua a  $80^{\circ}\text{C}$ . Los tubos de ensayo con la muestra se colocan en este vaso de agua, utilizando el disco de unicel.  
Los tubos de ensayo se fijan al disco de unicel mediante un anillo de hule.
6. Se deja enfriar lentamente, agitando cada uno de los tubos. Nunca se calientan las muestras a una temperatura mayor de  $90^{\circ}\text{C}$ . Ya que de éstas se podría evaporar el fenol.
7. Anote la temperatura a la que las mezclas se enturbian.
8. Caliente las mezclas y tome la temperatura en el momento en que la mezcla se vuelve transparente.

#### REACTIVOS.

Fenol.

Agua destilada.

PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

- a. Masa.
- b. Peso.
- c. Estado físico.
- d. Color.
- e. olor.

PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

BIBLIOGRAFIA.

Castellan. Gilbert. W. "Fisicoquímica". Ed. Fondo Educativo Interamericano. México 1987.

Urquiza, H. "Experimentos de Fisicoquímica". Ed. LIMUSA - WILEY S.A. México. 1974.

Shoemaker David P.y Garland. "Experimentos de Fisicoquímica". Ed. UTHEA. 1963.

## EXPERIMENTO 7

## EQUILIBRIO LIQUIDO-VAPOR CON AZEOTROPO.

## Guía Metodológica del Alumno.

Introducción.

Guía metodológica de trabajo

Cuestionamiento.

Desarrollo Experimental.

Reactivos.

Propiedades físicas generales.

Propiedades físicas específicas.

Bibliografía.

## EQUILIBRIO LIQUIDO-VAPOR CON AZEOTROPO.

## INTRODUCCION.

La separación de mezclas es un problema cotidiano en la química, para cuya resolución se han desarrollado una gran variedad de técnicas, un ejemplo de ellas es la destilación.

La destilación es el proceso de calentamiento de un líquido hasta su punto de ebullición, condensando los vapores a través de un refrigerante es como se separa un fluido enriquecido en el componente, de interés particular. Este es el método más utilizado, industrialmente, en la purificación de soluciones. Como puede observarse, existen dos fases en contacto, por eso es importante el estudio de la distribución de masa que existe entre ellas y la situación de equilibrio.

El equilibrio es una condición estática en la que no ocurren cambios en las propiedades macroscópicas de un sistema con el tiempo, esto implica una correlación de los potenciales químicos que causan el cambio en la distribución de los componentes entre las fases.

La temperatura, presión y composición en las fases alcanzan valores definidos cuando el sistema está en equilibrio. Sin embargo, en el nivel microscópico las condiciones no son estáticas, las moléculas que se encuentran en una fase, en un momento dado, no son las mismas, en esa fase, un instante después. Moléculas cercanas a la interface, con velocidades suficientemente altas, vencen las fuerzas superficiales y pasan a la otra fase; no obstante, el flujo promedio de las moléculas es el mismo en ambas direcciones.

Es común suponer el equilibrio entre las dos fases líquido y vapor



en el proceso de destilación, para propósitos de diseño de equipo. Cuando en una solución no se experimentan interacciones entre sus moléculas, es posible observar que dicha solución no presenta cambios en las propiedades termodinámicas de mezclado; tales como la energía interna, la entalpía y el volumen. Además, obedece leyes límite, en un cierto intervalo, de composición: como la ley de Raoult; entonces, se dice que dichas soluciones son ideales. Si la idealidad es conservada en todo el intervalo de composición; entonces dicha solución se dice que es perfecta. Sin embargo, la mayoría de las soluciones no cumplen con estas condiciones y se desvían del comportamiento ideal, a veces las desviaciones son tan grandes que conducen a la formación de los azeótropos.

Las soluciones azeotrópicas son aquellas en donde la composición de cada una de las especies es la misma tanto en la fase vapor como en el líquido. Los azeótropos se pueden clasificar; como azeótropos de punto de ebullición mínimo y azeótropos de punto de ebullición máximo, estos se clasifican así, porque pueden tener un punto de ebullición menor que cualquiera de los compuestos puros o un punto de ebullición mayor que el de los componentes puros, cuando el proceso se lleva a cabo a presión constante.

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. Con base en los diagramas T-x-y, identificar las zonas en donde son estables las fases líquida y vapor; además de la zona de coexistencia de fases, de una solución, con y sin azeótropo.
2. ¿Cuáles son los grados de libertad del sistema en las diferentes zonas del diagrama T-x-y ? Dar la información necesaria para definir o especificar el sistema en las

diferentes zonas incluido el azeótropo.

3. Dar las relaciones de equilibrio para este sistema de manera general o indicar cómo se determinan los diferentes parámetros que intervienen en ellas.
4. ¿Qué simplificaciones resultan en las relaciones de equilibrio, considerando que tanto la fase vapor como la líquida se comportan idealmente? Bajo que condiciones es válido suponer comportamiento ideal.
5. ¿Para qué sirve una prueba de consistencia termodinámica de datos y cómo se efectúa?
6. Proporcionar algunos modelos de energía libre de exceso y su relación con la predicción del equilibrio líquido-vapor. ¿Cómo se efectúa un ajuste de datos a algún modelo de éstos?
7. Investigar la manera de predecir el equilibrio líquido-vapor por medio de ecuaciones de estado.
8. Investigar aplicaciones de esta práctica.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Efectuar el montaje experimental para llevar a cabo una destilación fraccionada empleando las partes necesarias del Quickfit. Fijar perfectamente el sistema. Colocar adecuadamente los termómetros para medir la temperatura del líquido y del vapor.
2. Determinar los índices de refracción de los componentes puros. A 10 ml. iniciales del componente 1, añadir de 2 en 2 ml. del componente 2 hasta completar 20 ml. Cada vez que se agregan 2 ml. del componente 2, medir el índice de refracción de la mezcla. De la misma forma, medir el índice de refracción de las mezclas tomadas a partir de 10 ml. del componente 2.
3. Trazar la curva de calibración del índice de refracción contra la fracción mol del componente 1.
4. Determinar la temperatura de ebullición del componente 1 (50ml). Agregar de 10 en 10 ml del componente 2 hasta 100 ml. Cada vez que se agregan 10 ml., determinar el punto de ebullición y composición de las fases, dejando que se alcance el equilibrio (temperatura igual en ambas fases). De la misma

forma medir la temperatura de ebullición y composición de las mezclas formadas a partir de 50 ml. del componente 2.

#### REACTIVOS.

Etanol.

Metanol.

Benceno.

Acetona.

Tolueno.

Disulfuro de Carbono.

Tetracloruro de carbono.

Acetonitrilo.

#### PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

a. Masa.

b. Peso.

c. Estado físico.

e. Color.

f. Olor.

#### PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

a. Punto de ebullición.

b. Peso específico.

c. Punto de fusión.

d. Densidad.

e. Índice de refracción.

f. Solubilidad.

g. Conductividad eléctrica.

PROPIEDADES DEL AZEOTROPO (SEGUN LA MEZCLA QUE SE ELIJA).

- a. Composición.
- b. Temperatura.
- c. Presión.
- d. Fases que se forman.

Nota: Para elegir el azeótropo debe tomar en cuenta lo siguiente:

1. Que no forme dos fases.
2. Que el punto de ebullición no se encuentre muy cerca de los puntos de ebullición de los componentes puros.
3. Que se encuentre entre las sustancias que se mencionan.
4. Que sea un azeótropo con un mínimo en el punto de ebullición.

BIBLIOGRAFIA.

Treybal, Robert E. "Operaciones de transferencia de Masa". Ed. Mc. Graw Hill. 3a. Edición. EUA. 1980.

King, C. Judson. "Separation Processes". Mc. Graw Hill. 2a. Edición. EUA. 1980.

Hougen, Watson y Ragatz. "Principios de los Procesos Químicos". Ed. Reverté Vol. II Termodinámica. España. 1972.

Castellan . Gilbert. W. "Fisicoquímica". Ed. Fondo Educativo Interamericano. México 1987.

Balzhiser E.R., Samuels R.M., Eliasson D.J". "Termodinámica Química para Ingenieros." Ed. Prentice Hall. España 1982.

Smith M.J. and. Van Ness C.H. "Introducción a la Termodinámica en la Ingeniería Química". Ed. Mc. Graw Hill 1989.

Ferry, John H., et. al. "Manual del Ingeniero Químico", Mc. Graw Hill, New York, 1971.

## EXPERIMENTO 8

## EQUILIBRIO LIQUIDO-LIQUIDO.

## Guía Metodológica del Alumno.

Introducción.

Guía metodológica de trabajo.

Cuestionamiento.

Desarrollo experimental.

Reactivos.

Propiedades físicas generales.

Propiedades físicas específicas.

Bibliografía.

## EQUILIBRIO LIQUIDO-LIQUIDO.

## INTRODUCCION.

Las características de una solución son parte del estudio de la termodinámica ya que a través de ésta se pueden obtener aquéllas y así describir su comportamiento en el curso de un proceso.

El equilibrio líquido-líquido es un caso especial de equilibrio de fases entre mezclas que contienen tres componentes líquidos, sus puntos de equilibrio son descritos en un triángulo equilátero, que contiene gráficas que representan isotermas a una presión suficiente para mantener el sistema totalmente líquido.

Si el sistema está compuesto de tres componentes A, B, y C sus fracciones mol deben sumar uno y el diagrama triangular nos asegura automáticamente el cumplimiento de esta condición. Se deduce de geometría elemental que la suma de las distancias a un punto medio paralelamente a los tres lados es igual al lado del triángulo, entonces una mezcla de cualquier composición es representable mediante un punto en el interior del triángulo. La temperatura en estos diagramas es muy significativo ya que se tratan de líquidos, por esto mismo los cambios de presión tienen un efecto despreciable.

Es importante el estudio de este equilibrio, por que los procesos de extracción líquido-líquido se basan en ésto y han cobrado gran importancia en los últimos años, sobre todo para procesos en los cuales es importante no elevar demasiado la temperatura, por razones tales como degradación o descomposición de los productos por efectos térmicos. La extracción supone el uso de sistemas compuestos por tres sustancias cuando menos, aunque las fases insolubles son predominantemente por que son muy distintas desde el punto de vista químico, en la mayoría de los casos los tres compuestos aparecen en cierto grado en las fases.

**GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.**

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

**CUESTIONAMIENTO.**

1. Investigar los diferentes tipos de equilibrio líquido - líquido que pueden resultar de la inmiscibilidad de un sistema ternario. Proporcionar las principales características.
2. Apartir de la regla de las fases de Gibbs y con base en un diagrama triangular con un par inmiscible, obtener los grados de libertad del sistema en las diferentes zonas (3 componentes 1 fase, 3 compuestos 2 fases, 2 compuestos 1 fase, 2 compuestos 2 fases 1 compuesto 1 fase, punto plato).  
Indicar la información necesaria para cubrir los grados de libertad resultantes.
3. Investigar el procedimiento para hacer una gráfica en coordenadas triangulares y la técnica utilizada para interpolar puntos de equilibrio.
4. A partir del desarrollo experimental proponer la manera de construir el gráfico de equilibrio líquido - líquido ternario.
5. Investigar la manera de predecir el equilibrio líquido - líquido ternario a partir de información de los tres sistemas binarios posibles.
6. Investigar la utilidad de estos diagramas de equilibrio en la separación de mezclas.

**DESARROLLO EXPERIMENTAL.****1. CONSTRUCCION DE LA CURVA DE SATURACION.**

Efectuar mezclas de ácido acético y de benceno, de acuerdo a la siguiente tabla.



Matraz núm.	1	2	3	4	5	6	7
Acido acético (ml).	0.0	1.5	3.0	4.5	6.0	8.0	9.0
Benceno (ml).	10.0	8.5	7.0	5.5	4.0	2.0	1.0

Estas mezclas se valoran con agua agitando vigorosamente. En el momento que aparezca turbidez (signo de la presencia de dos fases), se anota la cantidad de agua agregada. Posteriormente, se repite el mismo procedimiento formando mezclas de ácido acético y agua valorando con benceno. Para los primeros matraces la cantidad de agua es pequeña, por lo que se debe agregar gota a gota.

## 2. DETERMINACION DE PUNTOS DE EQUILIBRIO.

Preparar cuatro mezclas de benceno (10 ml.) y agua (10 ml.) a las que se agregan 2,4,7 y 10 m. de ácido acético, respectivamente; Agitar vigorosamente y dejar reposar hasta la completa separación de las fases, si se presentan, luego preparar cuatro mezclas de benceno (5 ml.) y agua (5 ml.) a la que se agregan 7,8,5,10 y 15 de ácido acético, respectivamente. Determinar la densidad de las fases acuosa y organica. Valorar potenciométricamente con NaOH 0.1 M la fase acuosa.

Nota: aprovechar la mezclas de la parte 1, completando lo que se requiera.

## REACTIVOS.

Acido Acético.

Hidróxido de sodio.

Agua destilada.

## PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

- a. Masa.
- b. Peso.
- c. Estado físico.
- d. Color.
- e. Olor.

## PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

## BIBLIOGRAFIA.

Urquiza M. "Experimentos de Fisicoquímica". Ed. Limusa. 1974.

Treybal, Robert E. "Operaciones de Transferencia de masa". Ed. Mc. Graw Hill. 3a. Edición. E.U.A. 1960.

King. J.C. "Separation Processes". Ed. Mc. Graw Hill. 2a. Edición . E.U.A. 1960.

Treybal E. R. "Extracción en fase líquida". Ed. Uteha. E.U.A. 1980.

Gorbachev, S. V. "Prácticas de Química Física". Ed. Mir. Moscú. 1977.

Perry, John H., et. al. "Manual del Ingeniero Químico", Mc. Graw Hill, New York, 1971.

**EXPERIMENTO 9.****EQUILIBRIO DE FASES SOLIDO-LIQUIDO..****Guía Metodológica del Alumno.**

**Introducción.**

**Guía metodológica de trabajo.**

**Cuestionamiento.**

**Desarrollo experimental.**

**Reactivos.**

**Propiedades físicas generales.**

**Propiedades físicas específicas.**

**Bibliografía.**

## EQUILIBRIO DE FASES SOLIDO-LIQUIDO.

## INTRODUCCION.

Se ha observado que la presencia de un cuerpo extraño en una substancia pura, modifica su comportamiento. Las propiedades coligativas se observan a partir de la adición de un soluto en un solvente puro y estas son ; disminución de la presión de vapor, descenso de la temperatura de fusión, aumento de la temperatura de ebullición y la presión osmótica.

El punto de congelación de una solución es menor que el del disolvente puro llamada el descenso del punto de congelación ; esto se debe a una consecuencia directa de la disminución de la presión de vapor del solvente por el soluto disuelto.

Datos obtenidos por este fenómeno tienen un valor considerable en el estudio termodinámico de las soluciones. Así, los coeficientes de actividad del disolvente y soluto pueden en especial determinarse como una función de las concentraciones con un alto grado de exactitud.

La ecuación que nos representa la disminución de la temperatura de congelación para soluciones diluidas es:

$$\lim_{m \rightarrow 0} \frac{\Delta T_f}{\delta_m} = K_f$$

Es importante resolver esta ecuación para soluciones de molalidad estiquiométrica  $m$ , para casos diluidos e ideales.

$$\Theta = K_f m$$

La importancia del estudio de las propiedades coligativas radica en la determinación de pesos moleculares de sustancias desconocidas o en aleaciones y, como la aplicaremos, para la determinación de actividades y coeficientes de actividad para soluciones.

#### GUIA METODOLOGICA DE TRABAJO.

Es la misma que se presenta en el experimento 1.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué entiende por cada una de las propiedades coligativas?
2. Deduzca la ó las ecuaciones que describen el comportamiento del sistema.
3. ¿Cuál es la ecuación que nos describe la disminución de la temperatura de congelación.
4. ¿Cómo se aplicaría para una solución ideal diluida.
5. ¿Qué entiende por asociación ó disociación en una solución?
6. En una grafica de  $h/m$  contra  $m$ , ¿Cómo lo explicaría?
7. ¿Qué entiende por coeficiente osmótico?
8. ¿Cómo se relaciona el coeficiente osmótico con la actividad y con el coeficiente de actividad?

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar solución frigorífica 2.8 molar.
3. Determinación de la constante del calorímetro.
4. Curva de calibración de densidad contra molaridad:
  - 4.1 Preparar soluciones molares frigoríficas de:
 

0.5	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0
-----	-----	-----	-----	-----	-----

#### 4.2 Determinar la densidad de las soluciones.

#### 5. Determinación el descenso en el punto de congelación:

5.1 Poner en el vaso Dewar 200 ml. de agua destialda lo más fría posible y 200 ml. de agua destilada y congelada previamente, (hielo).

5.2 Colocar el tapón al vaso Dewar y el termómetro.

5.3 El hielo y el agua se agitan vigorosamente hasta que se logra la temperatura de equilibrio.

5.4 Se saca el agua y se sutituye por la solución frigorífica.

5.5 La solución frigorífica y el hielo se agitan con fuerza, hasta que se logra la temperatura de equilibrio.

5.6 Con una pipeta se saca una muestra, esto se hace rapidamente para perturbar lo menos posible el equilibrio. Se vacia en tubo de precipitado y se tapa.

Cuando se sara la muestra se añade una pequeña cantidad de hielo, para compensar el que se va derritiendo.

Agitar vigorosamente hasta alcanzar la temperatura de equilibrio.

Se toman por lo menos seis muestras con sus temperaturas de equilibrio respectivamente.

5.7 Determinar la densidad de las muestras de los tubos de ensayo, para la determinación de la molaridad.

Las densidades deben de tomarse a la temperatura de equilibrio a la que se tomo la muestra.

#### REACTIVOS.

Agua destialda.

Alcohol isoporcipilico.

Alcohol n-propilico.

Acetona.

## PROPIEDADES FISICAS GENERALES.

- a. Masa.
- b. Peso.
- c. Estado físico.
- d. Color.
- f. Olor.

## PROPIEDADES FISICAS ESPECIFICAS.

- a. Punto de ebullición.
- b. Peso específico.
- c. Punto de fusión.
- d. Densidad.
- e. Índice de refracción.
- f. Solubilidad.
- g. Conductividad eléctrica.

## BIBLIOGRAFIA.

Castellan. Gilbert. W. "Fisicoquímica". Ed. Fondo Educativo Interamericano. México 1987.

Barrow, Gordon M. "Physical Chemistry". ED. Mc. Graw Hill. Japón 1966.

Daniels, Farrington, et. al. "Curso de Fisicoquímica Experimental". Ed. Mc. Graw Hill. 7a. Edición. Tokyo 1972.

Moore Walter J. "Physical Chemistry". Ed. Prentice Hall Inc. E.U.A. 1972.

## C A P I T U L O I I

## GUIA METODOLOGICA PARA EL ASESOR



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN/UNAM.

DIVISION DE CIENCIAS QUIMICO-BIOLÓGICAS.

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA.

SECCION DE FISICOQUÍMICA.

GUIA METODOLÓGICA PARA EL LABORATORIO  
DE FISICOQUÍMICA IV PARA LA CARRERA DE QUÍMICA

CONTENIDO.

Experimento 1: INDICE DE REFRACCION.

EXPERIMENTO 2: DENSIDAD.

EXPERIMENTO 3: VISCOSIDAD.

EXPERIMENTO 4: CALORIMETRIA.

EXPERIMENTO 5: VOLUMEN MOLAR PARCIAL.

EXPERIMENTO 6: DIAGRAMA DE FASES.

EXPERIMENTO 7: EQUILIBRIO LIQUIDO - VAPOR CON AZEOTROPO.

EXPERIMENTO 8: EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO.

EXPERIMENTO 9: EQUILIBRIO SOLIDO - LIQUIDO.

## EXPERIMENTO 1

## INDICE DE REFRACCION

## Guía Metodológica del Asesor.

Objetivos.

Problema.

Asignación de Variables.

Sujeto de Estudio.

Hipótesis.

Cuestionamiento.

Consecuencias contrastables de la hipótesis.

Aparatos.

Material.

Desarrollo Experimental.

Resultados.

Selección de Grupos de Trabajo.

Grupo Propuesto.

Craficación.

Análisis de resultados.

Sugerencias.

OBJETIVOS.

El alumno:

- Conocerá los fundamentos físicos, manejo y aplicación del refractómetro de Abbe.
- Calculará las fracciones mol, a partir de los volúmenes de las sustancias puras, en una disolución de dos componentes.
- Construirá las curvas patrón, utilizando el índice de refracción, para soluciones de dos componentes.
- Conocerá los fundamentos físicos, manejo y aplicación del refractómetro de Abbe.

Con esto se pretende que, en la realización de la práctica el alumno entienda que las sustancias tienen propiedades físicas específicas de cada una de ellas y que estas propiedades dependen de variables como: la composición, temperatura y en algunos casos la presión, en el caso de gases.

Así comprobarán que el índice de refracción depende de la composición y que éste se puede aprovechar para cuantificar una solución y así caracterizarla en todo el intervalo de composición, para hacer la caracterización los alumnos tendrán que saber lo que es una curva patrón, que podrá construir con los datos que obtenga experimentalmente.

El alumno, también, aprenderá a operar los diferentes aparatos que se emplean en el laboratorio de fisicoquímica, como en este caso el refractómetro de Abbe.

PROBLEMA.

Determinar la variación cuantitativa entre el índice de refracción y la composición de una mezcla binaria.

#### ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: composición de una solución binaria.

Variable dependiente: índice de refracción de la mezcla binaria de composición conocida.

#### SUJETOS DE ESTUDIO.

Dos líquidos los cuales deberán ser solubles entre sí en todo el intervalo de composición para poder efectuar diversas disoluciones de composición conocida, expresada en fracción molar.

#### HIPOTESIS.

El índice de refracción de una mezcla binaria varía en forma directamente proporcional con su composición a temperatura y presión constantes (Por lo menos en un intervalo pequeño de composición).

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué es el índice de refracción.?
2. ¿Qué es la refractividad molar.?
3. ¿Cuál es el principio del funcionamiento del refractómetro.?
4. ¿Que es el ángulo crítico y cual es su importancia en el funcionamiento del refractómetro.?
5. ¿La presencia de sustancias coloridas afectan el índice de refracción.?
6. Si se cambia el medio en que se está tomando el índice de refracción ,¿éste lo afectará.?
7. ¿Por que se tiene que controlar la temperatura para la lectura del índice de refracción.?

8. ¿Qué conducta esperaría del índice de refracción con respecto a la variación de la composición.?
9. ¿Qué es y cómo se calcula la fracción mol en una disolución conociendo los volúmenes de los componentes.?
10. ¿Qué es una curva patrón y cómo se construye ?
11. ¿En qué se podría aplicar el conocimiento del índice de refracción.?

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

Observar las variables experimentales y el procedimiento experimental ; en función de la facilidad para la cuantificación de las mismas.

#### APARATOS.

Índice de refracción; Refractómetro de Abbe.

Composición; Balanza granatari

Matraces volumétricos.

#### MATERIAL.

Cantidad	Nombre de material	Capacidad
2	Pipetas graduadas.	5.0 ml.
9	Matraces erlenmeyer.	30ml.
2	Propipetas.	
1	Paquete.	10 g.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar el material perfectamente.

2. Conectar el refractómetro de Abbe y limpiarlo adecuadamente utilizando la torunda de algodón previamente humedecida con acetona, frotando muy suavemente las cubiertas de los prismas del aparato, especialmente el de cara pulida, y dejar que se evapore totalmente la acetona. Cada que se realice una lectura, llevar a efecto esta limpieza.
3. Preparar las soluciones, mezclando los volúmenes de los componentes puros que abajo se indica:

Vol.A(ml.)	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5
Vol.B(ml.)	5	4.5	4	3.5	3	2.5	2	1.5	1	0.5	0

4. Conectar el baño de temperatura constante (sistema de regulación de temperatura).
5. Aplicar una a dos gotas de uno de los componentes puros sobre la cara del prisma inferior del refractómetro y cerrar la caja de prismas, hacer la lectura del índice de refracción.
6. Repetir la operación, para cada una de las soluciones hasta llegar a determinar el índice de refracción del otro componente puro.

#### RESULTADOS.

Elaboración de una tabla adecuada para la recolección sistemática de los datos experimentales.



#### SELECCION DE GRUPOS DE TRABAJO.

En función de los componentes líquidos puros de que se disponga efectuar una propuesta de un sistema que se desee ensayar.

#### GRUPO PROPUESTO.

Metanol - Agua.

Etanol - Acetona.

Benceno - Acetona.

Tetracloruro de carbono - Benceno.

Etanol - Agua (etc.).

#### GRAFICACION.

Elaboración de la curva ideal que se esperaría.

Elaboración de la curva real que se obtiene. (curva patrón).

#### ANALISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

-Tabulación.

-Gráficación.

-Propuesta de hipótesis.

-Constrastación de la hipótesis.

#### SUGERENCIAS.

Repetir cada evento un número determinado de veces, para que cada



determinación sea verificada estadísticamente, los ensayos de cada evento deberán ser un número par para poder llevar a cabo el promedio con un número non de eventos, debido a la eliminación del primer dato.

**EXPERIMENTO 2****DENSIDAD****Guía Metodológica del Asesor.**

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## DENSIDAD.

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Adquirirá habilidad en la determinación de la densidad de líquidos, en forma experimental.
- Reconocerá la importancia de calibrar los instrumentos de medición.
- Adquirirá destreza en el uso del picnómetro, densímetro y la balanza de Westphal.
- Conocerá las diferentes escalas de densidad.

Con la realización de esta sesión experimental se pretende que el alumno conozca otra propiedad física, característica de cada sustancia, que puede determinarse experimentalmente; así al determinarla comprobará que esta propiedad no depende de la cantidad de sustancia y que existen diferentes métodos para determinarla. Que ésta depende de la composición, en caso de mezclas, de la temperatura y en caso de gases de la presión. También, en esta sesión se observará que existen diversos aparatos para medir la densidad y que ésta se puede expresar en diferentes unidades; pero que hay relación entre ellas. Finalmente, en esta sesión experimental aprenderá a manipular, e investigará los principios, del picnómetro, densímetro y la balanza de Westphal.

## PROBLEMA.

Determinar la relación cuantitativa que guarda el cociente de la masa entre el volumen en líquidos puros.

Tres líquidos de marcada diferencia en su peso aun mismo volumen, para poder determinar exactamente su masa en un volumen dado.

HIPOTESIS.

La relación que guarden el cociente de la masa entre el volumen ocupado no dependerá de la cantidad de masa, ni del método que se utilice para su determinación. Siempre guardaran la misma relación a composición, temperatura y presión constante.

CUESTIONAMIENTO.

- 1.¿ Qué es la densidad ?
- 2.¿ De qué parámetros depende la densidad ?
3. Explique el significado de las siguientes escalas:  
Grados Gay Lusac.                      Grados Baumé.  
Grados Erix.                              Grados A.P.I.
4. Dé el significado del peso específico.
- 5.¿Cuál es el principio del funcionamiento de la balanza de Westphal ?
- 6.¿Cuál es el principio del funcionamiento del densímetro?
- 7.¿Cuál es el principio del funcionamiento del picnómetro ?
- 8.¿Qué lecturas de densidad esperaria ?
- 9.¿ Qué aplicaciones tiene la densidad ?

CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

Observar el procedimiento experimental ,en función de la facilidad para la cuantificación de la densidad.

Densidad; Balanza de Westphal.

Picnómetro.

Densímetro.

Temperatura; Termómetro.

MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad
5	Probetas	100 ml.
1	Piseta	
5	Vasos de precipitado	100 ml.

DESARROLLO EXPERIMENTAL.

Poner en una probeta limpia y seca la substancia problema.

1. Determinar la temperatura de cada una de las substancia problema y del agua destilada.
2. Determinar la densidad por el método del picnómetro, densímetro y balanza de Westphal.
  - a. Determinación con el picnómetro.
    - 1.a Determinación del volumen del picnómetro.
    - 2.a Determinación de la masa de la substancia problema.
  - b. Determinación con el densímetro .
    - 1.b Lavar y secar el densímetro.
    - 2.b Sumergir el densímetro en la substancia problema.
  - c. Determinación con la balanza de Westphal.
    - 1.c Nivelación de la balanza.
    - 2.c Calibración de la Balanza.
    - 3.c Lectura de la densidad de la substancia problema.

Elaboración de una tabla adecuada para la recolección sistemática de los datos experimentales.

Tabla núm.	Substancia:	Temperatura:		
Evento	Método.			
Núm.	Picnómetro.	Densímetro.	Balanza de Wesephal.	
e	$\rho$	$\rho$	$\rho$	

#### SELECCION DE SUBSTANCIAS DE TRABAJO.

En función de las sustancias líquidas de que se disponen, efectuar una propuesta.

**Substancias propuestas.**

Aceite

Agua

Alcohol

Leche

**ANALISIS DE RESULTADOS.**

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación de datos.
- Propuesta de hipótesis.
- Contrastación de la hipótesis.
- Datos obtenidos en la literatura.

**SUGERENCIAS.**

Repetir cada evento un número determinado de veces para que cada determinación sea verificada estadísticamente.

Y al determinar la densidad tener cuidado de que el picnómetro este completamente lleno hasta el tubo capilar y seco, en la balanza de Westphal es importante la calibración de esta para tener lecturas confiables.

## EXPERIMENTO 3

## VISCOSIDAD

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.



## VISCOSIDAD

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Aprenderá a determinar la viscosidad de líquidos en forma experimental.
- Revisará el uso y fundamentos de diferentes viscosímetros.
- Adquirirá destreza para manejar el viscosímetro de Ostwald y Saybolt.
- Conocerá las diferentes formas de expresar la viscosidad.
- Determinará como afectan los cambios de temperatura a la viscosidad en líquidos simples.

En esta práctica se revisa otra propiedad física, que se considerará que los alumnos deben conocer, para así tener un mejor conocimiento de las sustancias. Al determinarla, experimentalmente, se espera que pruebe que ésta depende de la temperatura, de la composición si se trata de mezclas y de la presión en caso de gases, que dependiendo de la sustancia a la que se le quiera determinar su viscosidad, el alumno debe de tener el criterio suficiente para elegir el viscosímetro más adecuado para determinarla. Así dependiendo del viscosímetro que utilice serán las unidades en que se exprese la viscosidad y sabiendo que hay relación entre las diferentes formas de expresar la viscosidad.

En la realización de esta practica el alumno aprendera a manejar y explicará los fundamentos de los viscosímetros de Ostwald y Sayvolt.

## PROBLEMA.

Determinar cuantitativamente la resistencia que presenta un líquido al hacerlo fluir por un tubo y la variación de esta

resistencia a diferentes temperaturas.

#### SUJETO DE ESTUDIO.

Cuatro líquidos de diferente peso molecular, para determinar su resistencia al fluir. Líquidos simples que no presenten efectos elásticos al aumentar la temperatura.

#### HIPOTESIS.

La viscosidad, de un líquido simple, disminuirá directamente proporcional al aumentar la temperatura.

#### ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Temperatura del líquido problema.

Variable dependiente: Viscosidad del líquido a la temperatura registrada.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué es la viscosidad ?
2. ¿Por qué se dice que la viscosidad es un fenómeno irreversible?
3. ¿Qué dice la ley de Newton sobre la viscosidad ?
4. ¿Cuáles son los fluidos newtonianos y los no newtonianos ?  
representalos en una gráfica.
5. ¿De qué factores depende la viscosidad de un líquido ?
6. ¿Cuál es la ecuación de Poiseuille para calcular la viscosidad?  
¿De qué variables depende y para qué tipo de viscosímetro se usa?

7. ¿Qué son las viscosidades:

- a). Absoluta o dinámica
- b). Cinemática
- c). Saybolt

8. ¿En qué unidades se expresa cada una de ellas, cuáles son las dimensiones de dichas unidades y qué relación existe entre las diferentes formas de expresar la viscosidad ?

9. Explique Ud. ¿por qué la viscosidad de un gas aumenta al aumentar la temperatura y en un líquido la viscosidad disminuye al aumentar la temperatura ? ¿Cómo es esta variación para líquidos ?

10. ¿En qué unidades se maneja la viscosidad de productos comerciales como aceites automotrices, pinturas, etc.

11. ¿Que comportamiento espera en las mediciones que realizará?

12. Mencione tres aplicaciones de la viscosidad.

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

Observar las variables experimentales y el procedimiento experimental, en función de la facilidad para la cuantificación de las mismas.

Para el caso de la determinación de la viscosidad por medio del viscosímetro de Ostwald se observará la ecuación que de acuerdo a la ley de Stokes que es:

$$\eta = \frac{p r^4 t P}{8 L V}$$

Donde V es volúmen del líquido de viscosidad  $\eta$ , que fluye en el tiempo t, por un tubo capilar de radio r y longitud L, bajo una presión P en dinas por cm cuadrado.

Y por tanto conociendo una viscosidad de referencia y tomando experimentalmente el tiempo que en este caso es el parametro a medir podemos determinarla.

### APARATOS.

Viscosidad: Viscosímetro de Ostwald.

Viscosímetro de Saybolt.

Tiempo: Cronómetro.

Temperatura: Termómetro.

### MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad
3	Vasos de precipitado	100 ml
1	Vaso de precipitado	2 lt.
1	Soporte universal	
1	Pinzas de sujeción	
1	Parrilla	
1	Perilla	
1	Piseta	

### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

#### Viscosímetro de Ostwald.

1. Enjuague el viscosímetro con agua destilada
2. Efectúe las mediciones a 25, 35 y 45°C. con agua destilada y con líquido problema, teniendo cuidado de secar perfectamente el interior del viscosímetro después de las mediciones con agua y siguiendo la siguiente técnica:
  - a. Vierta el líquido, cuya viscosidad va a determinar, por el extremo grueso del viscosímetro en una cantidad tal que al succionar con la perilla por el extremo delgado del aparato, el bulbo superior A y el inferior B queden a la mitad de su volumen.

- b. Colocar el viscosímetro dentro de un baño de temperatura constante, permitiendo que el sistema alcance el equilibrio térmico.
- c. Succione por el extremo delgado con la perilla y obligue al líquido a subir sobre la marca b.
- d. Con el cronómetro mida el tiempo que tarda la muestra en pasar de la marca b a la marca c. Repetir esta medición tres veces para cada temperatura.

#### Viscosímetro Saybolt.

1. El tubo para el aceite se limpia y se seca perfectamente.
2. En un vaso de precipitados se cuele el aceite con un pedazo de tela de alambre que es accesorio del aparato.
3. Colocar el aceite en el tubo Saybolt Universal hasta que empiece a derramar un poco en la galería e introducir un termómetro.
4. La temperatura del baño se ajusta y la temperatura del aceite deberá regularse hasta permanecer constante a la temperatura deseada (a  $100^{\circ}\text{F} = 37.6^{\circ}\text{C}$  y  $210^{\circ}\text{F} = 98.9^{\circ}\text{C}$ ).
5. Cuando se ha logrado el equilibrio térmico se retira el termómetro del tubo de aceite y con una pipeta se retirará también el exceso de aceite en la galería.
6. Se coloca el recipiente receptor debajo del tubo de salida.
7. Se retira el corcho de un jalón y se acciona en ese instante el cronómetro, el cual se detiene cuando se termina de vaciar el tubo del aceite; mientras el flujo es continuo, ( no cuando gotea ).

#### RESULTADOS.

Elaboración de tablas adecuadas para la recolección sistemática de los datos experimentales.



TABLA NUMERO.		SUSTANCIA				APARATO		
Evento	Vi(unidades)	Vd(unidades)						
e	T	4	4	4	4	4	4	4

SELECCION DE SUSTANCIAS DE TRABAJO.

En función de las sustancias líquidas de que se disponen efectuar una propuesta de las sustancias que se desee ensayar.

**SUBSTANCIAS PROPUESTAS.**

Aceite

Agua

Alcohol

Benceno

**GRAFICACION.**

Elaboración de la curva ideal que se esperaría de l contra T.

Elaboración de la curva real que se obtiene de l contra T.

**ANALISIS DE RESULTADOS.**

-Tabulación de datos.

-Graficación.

-Datos obtenidos en la literatura.

-Constrastación de la hipótesis.

**SUGERENCIAS.**

Repetir cada evento un número determinado de veces para que cada determinación sea verificada estadísticamente.



## EXPERIMENTO 4

## CALORIMETRIA

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## CALORIMETRIA

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Determinará los calores de solución, neutralización y latente de fusión.
- Determinará las variables involucradas en un sistema adiabático ó isocentrópico.
- Manejará y determinará las características propias del calorímetro.
- Comparará los resultados obtenidos en el laboratorio con los obtenidos teóricamente.

Esta sesión se considera que es importante, por que al realizarla se pretende aplicar los conceptos de temperatura, capacidad calorífica, calor y energía. Esto se llevará a cabo mediante la determinación de los calores de solución, neutralización y el calor latente de fusión; así se ilustrará que las transformaciones físicas y químicas pueden asociarse a cambios térmicos. Al realizar la experimentación determinará las variables que se involucran en cada proceso; así como del tipo de proceso que se trate.

Además, en esta sesión aprenderá el manejo del calorímetro más simple, que es el vaso Dewar, su uso, calibración y los principios en los que se basa su funcionamiento. Comprobará que, aunque el diseño experimental es simple, se obtienen resultados experimentales aproximados a los reportados en la literatura.

## PROBLEMA.

Determinar los cambios de temperatura que se registran al efectuar diversos procesos y así calcular sus respectivos efectos térmicos.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Tiempo.

Variable dependiente: Temperatura.

## SUJETO DE ESTUDIO.

Substancias que al ponerse en contacto presentan un cambio en la temperatura del sistema, para así poder determinar el calor que se haya transferido.

## HIPOTESIS.

Al realizar mediciones calorimétricas en reacciones o cambios de estado, éstas pueden desprender calor o absorberlo y una parte de este calor será absorbido por el calorímetro.

La transferencia de energía en forma de calor se efectúa de la fuente de mayor temperatura a la de menor.

## CUESTIONAMIENTO.

1. Explique en que consiste la ley cero de la termodinámica.
2. ¿Qué es la entalpía de un proceso.?
3. ¿Cuáles son los procesos endotérmicos y cuales los exotérmicos.?
4. ¿Qué es un calorímetro y para qué sirve.?
5. ¿Qué es la constante de un calorímetro.?
6. ¿Qué es calor diferencial molar de una solución.?
7. ¿Qué es calor integral de solución y cómo se calcula.?
8. ¿Qué es calor sensible y cómo se calcula.?
9. ¿Qué es el calor latente.?
10. ¿Qué es el calor de neutralización. Explique por qué es constante al neutralizar bicarbonatos con ácidos fuertes.?

- 11.¿ Cómo calculará los calores de neutralización y latente.?
- 12.¿ Cómo calcularía la entalpía de reacción a una temperatura diferente de las condiciones estandar.?
13. Dar la definición de capacidad calorífica a presión constante.

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

La determinación del calor no es un parámetro que pueda realizarse en forma directa, éste a su vez depende tanto de la capacidad calorífica de la sustancia ensayada como del incremento de la temperatura y de la masa de las sustancias que intervengan. En este caso la temperatura es el único parametro experimeal por cuantificar el cual se hace en forma directa.

#### APARATOS.

Masa: Balanza granataria.

Volumen: Matracas volumetricos.  
 Probeta.

Temperatura: Termómetro.

Tiempo: Cronometro.

#### MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad.
1	Vaso Dewar	
1	Tapón horadado	
1	Agitador	
1	Parrilla	
2	Vasos de precipitado	250 ml.
1	Espatula	
1	Piseta	

1

Vidrio de reloj  
Pipetas graduadas

10 ml.

**DESARROLLO EXPERIMENTAL.****Constante del calorímetro.**

1. En el frasco Dewar se colocan 100 ml. de agua destilada a temperatura ambiente y se determina su temperatura cada 30 seg. Durante 5 min. En seguida se añaden 100 ml. de agua destilada a  $50^{\circ}\text{C}$ ., se agita suavemente y se determina la temperatura de mezcla con intervalos de 30 seg. hasta que la temperatura permanezca constante. Anotar los datos.

**2. Calor de solución.**

Colocar en el frasco Dewar 200 ml. de agua destilada en la que se le determina su temperatura con intervalos de 30 seg. (10 lecturas) hasta que la temperatura permanezca constante; luego se añaden de 10 a 15 g. de sal que indique el profesor y se toman lecturas de temperatura cada 30 seg. agitando el sistema suavemente hasta que la temperatura permanezca constante.

**3. Calor de neutralización.**

Se colocan 200 ml. de solución 0.5 M. de NaOH en el calorímetro, se agita suavemente y se determina la temperatura en intervalos de tiempo de 30 seg. hasta no tener variación en la temperatura. En seguida adicionar 200 ml. de solución 0.5 M. de HCl agitando suavemente y determinar la temperatura cada 10 seg. el primer minuto y cada 15 seg. los dos minutos siguientes y cada 30 seg. a partir del tercer minuto hasta que se alcance la temperatura de equilibrio.

**4. Calor latente de fusión.**

Colocar en el frasco Dewar 200 ml. de agua destilada a  $50^{\circ}\text{C}$ ., tapar el recipiente y tomar lecturas cada 20 seg. hasta que la temperatura permanezca constante. En seguida, agregar 50 g de hielo, tapar el frasco, agitar suavemente y tomar



TABLA NUMERO.		PROCESO.		SUBSTANCIAS.	
Tiempo	Temperatura de agua a 25°C	Temperatura al la substancia	Temperatura equilibrio		

#### SELECCION DE GRUPOS DE TRABAJO.

En función de las sustancias con que se dispone, efectuar una propuesta de los sistemas que se desee ensayar.

#### GRUPOS PROPUESTOS.

Agua - Sal. (  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ).

Na OH -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ó  $\text{HCl}$ .

Hielo - Agua a 25°C.

#### ANALISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación de datos.
- Propuesta de hipótesis.
- Constrastación de la hipótesis.
- Datos obtenidos en la literatura.

#### SUGERENCIAS.

En esta experimento es importante la determinación de la constante del calorímetro.

Tener cuidado de tomar las temperaturas cuando ésta es constante.



## EXPERIMENTO 5

## VOLUMEN MOLAR PARCIAL

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## VOLUMENES MOLARES PARCIALES

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Observará la variación del volumen molar parcial, con la composición, en una solución binaria.
- Discernirá entre el comportamiento de una solución binaria real del de una solución ideal binaria.
- Discernirá entre el comportamiento de un componente puro y el comportamiento del mismo componente en solución.
- Entenderá la importancia de las propiedades molares parciales.

Aquí, el alumno describirá el comportamiento real de una solución en cuanto se refiere al volumen. Observará que ningún constituyente en solución tiene propiedades termodinámicas independientes; sin embargo, concluirá, a través de esta propiedad, que en solución las propiedades molares parciales son aditivas. Determinará, que el volumen molar parcial depende de la composición y la temperatura.

Se subrayará la importancia del volumen molar parcial, ya que éste nos proporciona información sobre las interacciones, en una solución, entre el soluto y el solvente.

## PROBLEMA.

Determinar cuantitativamente el volumen molar parcial en una disolución binaria, a diferentes composiciones manteniendo la temperatura y presión constantes.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Composición de una solución binaria.

Variable dependiente : La densidad.

#### SUJETO DE ESTUDIO.

Dos líquidos que son miscibles en todo el intervalo de composición , para poder efectuar diversas disoluciones de composición conocida, expresadas en % en peso.

#### HIPOTESIS.

El comportamiento de un componente en solución dependerá de la presencia de todos los componentes, en la solución, así como de la cantidad relativa de éstos.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Que son las propiedades molares parciales ?
2. Definir el volumen molar parcial.
3. Experimentalmente a partir de los datos de densidad, ¿cómo se determinaría el volumen molar parcial de una solución ideal y de una real, para el caso de electrolitos y no electrolitos?
4. ¿Cómo espera la variación de volumen molar parcial de electrolitos con respecto a los no electrolitos.

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

En la determinación del volumen molar parcial está involucrado la determinación de la densidad de la soluciones a diferentes concentraciones por lo tanto la densidad se obtiene de manera indirecta empleando el método del picnómetro; y la concentración a su vez no se realiza en forma directa.

APARATOS.

Densidad: Picnómetro, balanza analítica.  
 Composición: Matraces volumétricos, pipetas.  
 Temperatura: Termómetro.

MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad
2	Vasos de precipitado	100ml.
1	Piseta	
1	Pinsa para tubo de ensaye	
1	Probeta	100 ml.

DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar las soluciones acuosas de alcohol etílico absoluto en % en peso.  
 0.5, 10, 15, 20, 25, 30, 35, 40, 45, 50, 55, 60, 65, 70, 75, 80, 85, 90, 95, 100, %.
3. Tomar la temperatura a las soluciones para comprobar que están todas a la misma temperatura.
4. Calibrar el picnómetro con agua destilada.
5. Determinar la densidad de las soluciones, de la menos concentrada a la de mayor concentración. Por medio del picnómetro.
- 6.- Cada que se use el picnómetro hay que labarlo y secarlo.

Nota: Al preparar las soluciones de alcohol etílico tomar en cuenta el grado de pureza.

## RESULTADOS.

Elaboración de tablas adecuadas para la recolección de datos.

Tabla.núm. Fecha.		Sistema	Temperatura.	
Evento	Composición	Peso del picnómetro con la muestra.		Densidad.
e	x	$W_p$		$\rho$

## GRUPO PROPUESTO.

Alcohol etílico. - Agua destilada.

## GRAFICACION.

Elaboración de la curva  $1/\rho$  Vs.  $t_w$ .

Elaboración de la curva V. Vs.  $X_2$ .

#### ANÁLISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados de debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación.
- Graficación.
- Propuesta de hipótesis.
- Contrastación de la hipótesis.

#### SUGERENCIAS.

Si no se cuenta con alcohol etílico absoluto, se puede trabajar con alcohol al 98%, pero se tomará en cuenta para la preparación de las soluciones.

Al manejar el picnómetro asegúrese de que lo hagan siempre con las pinzas, de que esté completamente seco por fuera.

## EXPERIMENTO 6

## DIAGRAMA DE FASES

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## DIAGRAMA DE FASES

## OBJETIVO.

El alumno:

- Determinará experimentalmente la solubilidad del sistema fenol-agua a distintas temperaturas.
- Aprenderá a elaborar un diagrama de fases.
- Comprenderá y aplicará la regla de las fases.

Esta experiencia se considera adecuada para introducir al alumno en la aplicación de la regla de las fases; así como al análisis termodinámico del equilibrio de fases. En particular, se ha elegido la solubilidad entre fases condensadas porque son sencillas de manejar experimentalmente.

## PROBLEMA.

Determinar cuantitativamente la solubilidad de sustancias parcialmente miscibles al afectarla por temperatura.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Temperatura de la solución parcialmente miscible.

Variable dependiente: Composición de la solución en cada fase.

## SUJETO DE ESTUDIO.

Una solución que sea parcialmente miscible en un intervalo de temperatura, para poder tomar mediciones de solubilidad a diferentes temperaturas.



## HIPOTESIS.

El número de variables que describirá a un sistema en equilibrio, dependerá de las condiciones a que esté restringido y de las relaciones que satisfagan dichas condiciones de equilibrio.

## CUESTIONAMIENTO.

- 1.-¿Qué entiende por fase y por componente?
- 2.¿Qué condiciones se requieren para que dos líquidos sean parcialmente miscibles?
- 3.¿Qué diagramas presentan los sistemas parcialmente miscibles?
- 4.¿Qué diagrama espera para el sistema fenol agua?
- 5.¿Qué nos expresa la regla de las fases?
- 6.Calcule el número de grados de libertad en cada zona del diagrama fenol - agua.
- 7.¿Qué es una línea de unión y cómo se encuentra el porcentaje de cada componente?
- 8.¿Qué es la temperatura crítica y cómo se calcula?

## CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

La concentración es un parámetro el cual no se realiza de manera directa, si no que se realiza en función de dos parámetros que son la masa total y el volumen total de la disolución preparada.

## APARATOS.

Composición de la solución: Balanza analítica, matraces volumétricos.

Temperatura.- Termómetro.

## MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad
1	Disco de unisel	
7	Tubos de ensayo	15 X 2 cm.
7	Tapones para los tubos de ensayo	
1	Vaso de precipitado	2 lt.
1	Parrilla electrica	

## DESARROLLO EXPERIEMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar soluciones acuosas de fenol en por ciento en peso.

10,            20    30,    40,    50,    60,    70 %

3. Cada solución se coloca en un tubo de ensayo y se tapa ligeramente.
4. Se colocan los tubos con solución en hielo.
5. En el vaso de precipitado grande se calienta agua a 80°C. Los tubos de ensayo con la muestra se colocan en este baso de agua, utilizando el disco de unisel.  
Los tubos de precipitado se fijan al disco de unisel mediante un anillo de hule.
6. Se deja enfriar lentamente agitando cada uno de los tubos.  
Nunca se calientan las muestras a una temperatura mayor de 90°C. Ya que en las muestras se podría evaporar el fenol.
7. Anote la temperatura a la que las mezclas se enturbian.
8. Caliente las mezclas y tome la temperatura en el momento en que la mezcla se vuelve transparente.



Tabla núm.	Substancias		Fecha
Tubo de ensayo núm.	X mol. fenol	X mol. agua	Temp. °C

#### SELECCION DE GRUPOS DE TRABAJO.

Se seleccionaron por la miscibilidad parcial que presentan y el intervalo de temperatura que presenta para la total miscibilidad.

#### GRUPO PROPUESTO.

Fenol - Agua destilada.

#### GRAFICACION.

Elaboración de la gráfica de temperatura contra composición en

por ciento en peso.

Elaboración de la gráfica de temperatura contra composición en fracción mol.

#### ANÁLISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación.
- Grificación.
- Propuesta de hipótesis.
- Contratación de la hipótesis.

#### SUGERENCIAS.

Es importante que tome la temperatura a la cual se da la segregación de fase.

## EXPERIMENTO 7

## EQUILIBRIO LIQUIDO - VAPOR CON AZEOTROPO

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## EQUILIBRIO LIQUIDO - VAPOR CON AZEOTROPO.

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Determinará experimentalmente el equilibrio líquido - vapor.
- Construirá los diagramas de T-X-Y y X-Y , para un sistema binario con azeótropo.
- Aprenderá a usar la información experimental para pruebas de consistencia termodinámica y ajuste de modelos de Energía libre de Gibbs de exceso.

Cuando se hace el estudio de soluciones es indispensable tratar el equilibrio líquido - vapor, por eso es que se incluye en esta guía metodológica, aquí los alumnos determinarán experimentalmente las condiciones en que se lleva a cabo el equilibrio líquido - vapor. Por simplicidad, el estudio se realizará en una solución binaria con fuertes desviaciones del comportamiento ideal; esto es, una solución azeotrópica.

Con los datos experimentales construirá los diagramas de T-x-y y x - y , esto es con el fin de que el alumno visualice como cambia la composición de la fase vapor y la fase líquida al cambiar la temperatura, y como ésta es la misma en ambas fases al llegar al punto azeotrópico.

Una vez que obtenga los datos experimentales podrá obtener la información termodinámica relevante para describir el equilibrio líquido - vapor y determinará la consistencia termodinámica de éstos.

## PROBLEMA.

Hacer el estudio termodinámico del equilibrio líquido - vapor, en una solución binaria con azeótropo.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Composición de la solución.

Variable dependiente: Temperatura del sistema..

## SUJETO DE ESTUDIO.

Una solución binaria que presenta un azeótropo , para determinar su composición y temperatura en un diagrama de T-X-Y.

## HIPOTESIS.

La composición en una mezcla binaria se modificará si se cambia las condiciones de equilibrio entre las fases , enriqueciéndose la fase vapor en el componente más volátil.

## CUESTIONAMIENTO.

1. Establecer las características principales del equilibrio líquido - vapor con y sin azeótropo a partir del diagrama T-x-y..
2. ¿Cuáles son los grados de libertad del sistema en las diferentes zonas del diagrama T-x-y ? Dar la información necesaria para definir ó especificar el sistema en las diferentes zonas incluido el azeótropo.
3. Dar las relaciones de equilibrio para este sistema de manera general e indicar cómo se determinan los diferentes parámetros que intervienen en ellas.
4. Si se considera gas ideal al vapor y solución ideal al líquido ¿qué simplificaciones resultan en las relaciones de equilibrio ?. Bajo que condiciones es valido suponer idealidad.



5. Para qué sirve una prueba de consistencia termodinámica de datos y cómo se efectúa.
6. Proporcionar algunos modelos de energía libre de exceso y su relación con la predicción del equilibrio líquido-vapor. Cómo se efectúa un ajuste de datos a algún modelo.
7. Investigar la manera de predecir el equilibrio líquido-vapor por medio de ecuaciones de estado.
8. Investigar aplicaciones de esta práctica.

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

En este experimento la determinación de la concentración se lleva a cabo de manera indirecta, aprovechando la propiedad física característica de la sustancia que es el índice de refracción.

#### APARATOS.

Índice de refracción - refractómetro de Abbe.

composición - Matraces colimétricos, pipetas.

Temperatura - Termómetros.

#### MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material.	Capacidad
1	Quickfit.	
1	Reostato	
4	Mangueras de hule	
2	Puntas defijación	
1	Soporteuniversal	
1	Mantilla eléctrica	
1	Perilla	
1	Pipeta volumétrica	5 ml.
2	Pipetas graduadas	5 ml.

2	Pipetas volumétricas	10 ml.
2	Vasos de precipitado	50 ml.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Efectuar el montaje experimental para llevar a cabo una destilación fraccionada empleando las partes necesarias del Quickfit. Fijar perfectamente el sistema. Colocar adecuadamente los termómetros para medir la temperatura del líquido y del vapor.
2. Determinar los índices de refracción de los componentes puros. A 10 ml. iniciales del componente 1, añadir de 2 ml. en 2 del componente 2 hasta 20 ml. Cada vez que se agregan 2 ml. del componente 2, medir el índice de refracción de la mezcla. De la misma forma, medir el índice de refracción de las mezclas formadas a partir de 10 ml. del componente 2.
3. Trazar la curva de calibración del índice de refracción contra la fracción mol del componente 1.
4. Determinar la temperatura de ebullición del componente 1 (50ml). Agregar de 10 en 10 ml del componente 2 hasta 100 ml. Cada vez que se agregan 10 ml., determinar el punto de ebullición y composición de las fases, dejando que se alcance el equilibrio (temperatura igual en ambas fases). De la misma forma medir la temperatura de ebullición y composición de las mezclas formadas a partir de 50 ml. del componente 2.

#### RESULTADOS.

Elaboración de una tabla adecuada para la recolección sistemática de los datos experimentales.



Mezclas azeótropicas que presenten un mínimo en el punto de ebullición a presión constante y que no presenten dos fases.

GRUPOS PROPUESTOS.

Agua destilada - etanol.  
Benceno - metanol.  
Disulfuro de carbono - acetona.  
Tetracloruro de carbono - metanol.  
Metanol - Acetonitrilo.  
Metanol - Acetona.

GRAFICACION.

Curva patrón de índice de refracción contra fracción mol.  
Diagrama de temperatura de ebullición contra composición de la fase vapor y la fase líquida ( T-X-Y ).  
Diagrama de composición de vapor contra composición del líquido ( Y - X ).

ANALISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación.
- Graficación.
- Propuesta de hipótesis.
- Contrastación de la hipótesis.

**SUGERENCIAS.**

Esta práctica se recomienda se desarrolle en dos secciones de laboratorio.

Empacar la columna de destilación con fibra de vidrio y cuidar que ésta no quede muy apretada.

## EXPERIMENTO 8

## EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Determinará experimentalmente el equilibrio líquido - líquido, para un sistema ternario.
- Comparará el efecto que tiene mezclar sustancias de diferentes propiedades químicas.
- Aprenderá a construir el diagrama triangular de composición.

Este es otro caso de equilibrio en soluciones que es indispensable estudiar. Aquí el alumno determinará experimentalmente el equilibrio líquido - líquido para un sistema ternario con un par de sustancias que son parcialmente miscibles y una más que es totalmente soluble en las dos; también, aplicando la regla de las fases, podrá determinar las variables que intervienen en el proceso. Los datos representados en una gráfica triangular describirán el comportamiento de este sistema, se observará que este experimento se lleva a cabo a temperatura y presión constantes y que el sistema experimenta cambios cuando se modifica la composición .

## PROBLEMA.

Determinar la composición cuantitativa de cada una de las especies en una solución ternaria, para distintas concentraciones y representarlas en un diagrama triangular.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: Composición de la solución binaria.

Variable independiente: Composición de la solución ternaria.

**SUJETO DE ESTUDIO.**

Tres líquidos los cuales deberán ser parcialmente miscibles para poder efectuar diversas disoluciones y determinar la composición de cada una de las especies.

**HIPOTESIS.**

Cuando se tiene una mezcla ternaria líquido - líquido, en donde dos de los componentes, son líquidos parcialmente miscibles a una temperatura dada y al añadir un tercero que es completamente miscible en ellos, se formaran dos fases, las cuales contendrán a esta tercera sustancia en cantidades que dependerá de la solubilidad de estas.

**CUESTIONAMIENTO.**

1. Investigar los diferentes tipos de equilibrio líquido - líquido que pueden resultar de la inmiscibilidad de un sistema ternario. Proporcionar las principales características.
2. Apartir de la regla de las fases de Gibbs y con base en un diagrama triangular con un par inmiscible, obtener los grados de libertad del sistema en las diferentes zonas (3 compuestos 1 fase, 3 compuestos 2 fases, 2 compuestos 1 fase, 2 compuestos 2 fases 1 compuesto 1 fase, punto plato). Indicar la información necesaria para cubrir los grados de libertad resultantes.
3. Investigar el procedimiento para graficar en coordenadas triangulares y la técnica seguida para interpolar puntos de equilibrio.
4. A partir del desarrollo experimental proponer la manera de construir el gráfico de equilibrio líquido - líquido ternario.



5. Investigar la manera de predecir el equilibrio líquido - líquido ternario a partir de información de los tres sistemas binarios posibles.
6. Investigar la utilidad de estos diagramas de equilibrio en la separación de mezclas.

#### CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

La composición en las distintas fases se hace de forma indirecta que es a través de una titulación potenciométrica.

#### APARATOS.

Composición de la solución binaria; Pipetas graduadas, Buretas.

Composición en la solución ternaria; Potenciómetro.

#### MATERIAL.

Cantidad	Nombre de material	Capacidad
8	Matraces Earlenmeyer	125 ml.
2	Soportes.	
2	Pinzas para bureta	
3	Vasos de precipitado	100 ml.
1	Pipeta graduada	10 ml.

#### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Construcción de la curva de saturación.

Hacer mezclas de ácido acético y de benceno, de acuerdo a la siguiente tabla.

Matras n.º.	1	2	3	4	5	6	7
Acido acético (ml).	0.0	1.5	3.0	4.5	6.0	8.0	9.0
Benceno (ml).	10.0	8.5	7.0	5.5	4.0	2.0	1.0

Estas mezclas se valoran con agua agitando vigorosamente. En el momento que aparezca turbidez (signo de la presencia de dos fases), se anota la cantidad de agua agregada. Posteriormente, se repite el mismo procedimiento formando mezclas de ácido acético y agua valorando con benceno. Para los primeros matraces la cantidad de agua es pequeña, por lo que se debe agregar gota a gota.

#### 2. Determinación de puntos de equilibrio.

Preparar cuatro mezclas de benceno (10 ml.) y agua (10 ml.) a las que se agregan 2, 4, 7 y 10 m. de ácido acético, respectivamente. Agitar vigorosamente y dejar reposar hasta la completa separación de las fases, si se presentan, luego preparar cuatro mezclas de benceno (5 ml.) y agua (5 ml.) a la que se agregan 7, 8, 5, 10 y 15 de ácido acético, respectivamente. Determinar la densidad de las fases acuosa y orgánica. Valorar potenciométricamente con NaOH 0.1 M la fase acuosa.

Nota: aprovechar las mezclas de la parte 1, completando lo que se requiera.

#### RESULTADOS.

Elaboración de una tabla adecuada para la recolección sistemática de los datos experimentales.

Tabla núm.				Fecha.		
Matraz	moles			gramos		
núm.	Ac. Acético	Benceno	Agua	Ac. Acético	Benceno	Agua

Tabla núm.		Substancias	Fecha
Mezcla	ml. Ac. Ac. agregados	Densidad.	

Tabla núm. Fecha.		Substancias			Temperatura		
Matraz	ml.de substancia agregada.	Concentraciones					
		fracción peso.			fracción mol.		
núm	ml	$X_1$	$X_2$	$X_3$	$X_1$	$X_2$	$X_3$

## SELECCION DE GRUPOS DE TRABAJO.

Se seleccionaron por la selectividad que presentan por el ácido acético y lo parcialmente soluble que son , características que serán necesarias en este experimento.

## GRUPO PROPUESTO.

Benceno - Acido Acético - Agua destilada.

## GRAFICACION.

En un diagrama triangular representar las concentraciones en fracción peso.

En un diagrama triangular representar las concentraciones en fracción mol.

#### ANÁLISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se debe tomar en cuenta lo siguiente:

- Tabulación.
- Graficación.
- Propuesta de hipótesis.
- Contrastación de la hipótesis.

#### SUGERENCIAS.

Esta práctica se recomienda que se haga en dos secciones de laboratorio.

Al determinar las densidades se recomienda que se tomen a la misma temperatura

Que se separe muy bien las dos fases. Al usar el embudo de separación cuidar que no se derrame líquido.

## EXPERIMENTO 9

## EQUILIBRIO SOLIDO - LIQUIDO

## Guía Metodológica del Asesor.

- Objetivos.
- Problema.
- Sujetos de Estudio.
- Hipótesis.
- Cuestionamiento.
- Aparatos.
- Material.
- Desarrollo Experimental.
- Resultados.
- Selección de Grupos de Trabajo.
- Grupo Propuesto.
- Gráfica.
- Análisis de Resultados.
- Sugerencias.

## EQUILIBRIO DE FASES SOLIDO - LIQUIDO.

## OBJETIVOS.

El alumno:

- Aprenderá lo que son las propiedades coligativas.
- Aprenderá a evaluar experimentalmente una propiedad coligativa.
- Determinará experimentalmente el constante para un equilibrio sólido - líquido.
- Comparará el conducta ideal del sistema y el observación real que presenta.
- Evaluará a partir de las {propiedades coligativas, la actividad y el coeficiente de actividad.

Para completar el estudio de los diferentes equilibrios en soluciones se propone esta práctica. Aquí, el alumno determinará experimentalmente el constante de equilibrio, aprovechando una de las propiedades coligativas que es el descenso en el punto de congelación y con estos resultados podrá evaluar la actividad y los coeficientes de actividad ; así comprobará que éste sistema también no se puede tratar como solución ideal. Los datos obtenidos por este método experimental pueden ser bastante confiables y útiles en la práctica.

## PROBLEMA.

Determinar cuantitativamente el descenso del punto de congelación a diferentes intervalos de concentración, para con esto poder determinar la actividad y el coeficiente de actividad.

## ASIGNACION DE VARIABLES.

Variable independiente: La composición de la solución.

Variable dependiente: La temperatura de fusión.

#### SUJETO DE ESTUDIO.

Una solución binaria que presente un punto eutéctico simple para poder efectuar varias determinaciones a diferente composición.

#### HIPOTESIS.

Al agregar un soluto a un solvente puro éste modificará su comportamiento termodinámico, el cual se manifestará en las propiedades observables de la solución.

#### CUESTIONAMIENTO.

1. ¿Qué entiende por cada una de las propiedades coligativas?
2. Deducir la o las ecuaciones que revelan el comportamiento del sistema.
3. ¿Cuál es la ecuación que describe la disminución de la temperatura de fusión?
4. ¿Cómo se aplicaría para una solución ideal diluida?
5. ¿Qué debe entenderse por asociación o disociación en una solución?
6. Con base a la gráfica  $h/m$  vs.  $m$ . ¿Cómo explicaría el comportamiento de  $h/m$  cuando  $m$  tiende a cero?
7. ¿Cómo se define el coeficiente osmótico?
8. ¿Cómo se relaciona el coeficiente osmótico con la actividad y con el coeficiente de actividad?



## CONSECUENCIAS CONTRASTABLES DE LA HIPOTESIS.

La medición de el descenso en el punto de congelación se hace de una manera directa por medio de un termómetro, no así la composición de la solución frigorífica.

### APARATOS.

Composición: Matraces volumétricos, pipetas graduadas.

Densidad: Picnómetro.

Temperatura: Termómetro.

### MATERIAL.

Cantidad	Nombre del material	Capacidad
1	Vaso Dewar.	
6	Tubos de ensayo	35 ml.
1	Tapón para el vaso Dewar, con orificio.	
6	tapones para los - tubos de ensayo.	
1	Agitador de vidrio.	
1	piseta.	

### DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1. Lavar y secar perfectamente el material.
2. Preparar solución frigorífica 2.8 molar.
3. Determinación de la constante del calorímetro.
4. Curva de calibración de densidad contra molaridad.
  - 4.1. Prepare soluciones molares frigoríficas de:

0.5 1.0 1.5 2.0 2.5 3.0

- 4.2. Determinar la densidad de las soluciones.
5. Determinación del descenso en el punto de congelación.
- 5.1. Colocar en el vaso Dewar 200 ml. de agua destilada lo más fría posible y 200 ml. de agua destilada y congelada previamente, (hielo).
- 5.2. Colocar el tapón al vaso Dewar y el termómetro.
- 5.3. El hielo y el agua se agitan vigorosamente hasta que se logra la temperatura de equilibrio.
- 5.4. Se saca el agua y se sustituye por la solución frigorífica.
- 5.5. La solución frigorífica y el hielo se agitan con fuerza, hasta que se logra la temperatura de equilibrio.
- 5.6. Con una pipeta se saca una muestra, esto se hace rápidamente para trastornar lo menos posible el equilibrio. Se vacía en tubo de precipitado y se tapa. Cuando se saca la muestra se añade una pequeña cantidad de hielo, para compensar el que se va derritiendo. Se agita vigorosamente hasta alcanzar la temperatura de equilibrio. Se toman por lo menos seis muestras con sus temperaturas de equilibrio respectivamente.
- 5.7. Determinar la densidad de las muestras de los tubos de ensayo, para la determinación de la molaridad.

Las densidades deben de tomarse a la temperatura de equilibrio en que se tomo la muestra.

#### RESULTADOS.

Elaboración de una tabla adecuada para la recolección sistemática de los datos.

TABLA NO.	SUBSTANCIA	TEMPERATURA
FECHA		$M_p$ VACIO=
$M_p$ LLENO	COMPOSICION	DENSIDAD

TABLA NO.	SUBSTANCIA	TEMP. DE EQUILIBRIO AGUA-HIELO
FECHA		
COMPOSICION $x_1$	TEMP. DE EQ. $^{\circ}\text{C}$	DESCENSO EN EL PUNTO DE CONGELAMIENTO. $\theta$

## SELECCION DE GRUPOS DE TRABAJO.

En función de las sustancias puras con que se cuenta y un estudio teórico de cómo abate cada sustancia el punto de congelamiento, efectuar una propuesta de la sustancia a investigar, en términos de  $K_f$  y cuidando que no reaccionen entre sí.

## GRUPOS PROPUESTOS.

Alcohol isopropílico-hielo.

Alcohol n-propílico-hielo.

Acetona-hielo.

## GRAFICACION.

Elaboración de la curva patrón de densidad vs molaridad  $\{d \text{ vs } m\}$ .

Elaboración de la gráfica  $\rho/m \text{ vs } m$ .

Elaboración de la gráfica  $[\rho_0 - 1]/m \text{ vs } m$ .

Elaboración de la gráfica  $\alpha \text{ vs } T$ .

## ANALISIS DE RESULTADOS.

Para el análisis de resultados se tomarán en cuenta:

- Tablas de datos.
- Gráficas.
- Hipótesis.
- Consecuencias contrastables de la hipótesis.

## SUGERENCIAS.

Para la determinación de la disminución en el punto de congelación

el hielo a utilizar se preparará con anterioridad, este debe hacerse con agua destilada y pesar la cantidad de agua que se va a solidificar.

## C A P I T U L O   I I I

## C O S T O S   Y   T I E M P O S   D E   O P E R A C I O N

## COSTOS Y TIEMPOS.

En este capítulo se presenta el costo y tiempo de realización, de cada experimento, para así tener un marco de referencia en relación a las actividades que debe desempeñar el alumno en el horario de laboratorio y la cantidad que la Institución invierte por este concepto. La posibilidad de introducir nuevos experimentos; tanto para reducir el tiempo como el costo de ellas, necesitarán de esta información, la cual tendrá que actualizarse regularmente.

### TIEMPOS DE REALIZACION.

El tiempo para la realización de los experimentos será para efectuar la redacción de el repote de trabajo y el diseño experimental. Se calcula que el alumno debe trabajar aproximadamente tres horas , y tres y media horas en el trabajo de laboratorio. Exepto en los experimentos de Equilibrio Líquido - Vapor y Equilibrio Líquido - Líquido en las cuales se ha calculado que el alumno trabajara alrededor de cuatro horas en su reporte de trabajo y en el diseño experimental y para el trabajo de laboratorio alrededor de seis horas.

Con todo este programa de experimentos y el tiempo que se tiene destinado a el laboratorio se cubren perfectamente los tiempos.

### COSTOS.

El costo de un curso de laboratorio es de \$514.694 , este costo lo obtuvimos sumando el costo de cada una de los experimentos, los cuales se desglosan a continuación. El costo de cada una de las experimentos lo obtuvimos tomando en cuenta que por lo regular se formarán cinco grupos de trabajo con tres o cuatro alumnos por equipo.



## Experimento 1. Índice de Refracción.

En este experimento se utilizan los siguientes reactivos, los cuales tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico	11.75	35,250
Alcohol metílico	9.05	27,150
Benceno	15.60	46,800
Tolueno	10.94	32,820
Tetracloruro de carbono.	12.15	36,450
Acetona.	10.13	30,390
Agua.		500

De cada substancia se utiliza en la realización de el experimento:27.5 ml.

Y los grupos que se proponen son los siguientes, con un costo de

Grupos que se proponen.	Costo de los grupos.	
	Dólares	Pesos
Alcohol metílico - Agua.	0.67	2,010
Alcohol etílico - Acetona.	1.20	3,600
Benceno - Acetona.	1.41	4,230
Tetracloruro de carbono - Benceno.	1.52	4,560
Alcohol etílico - Agua.	0.65	1,950

Para la limpieza del refractómetro se utilizan, por equipo, alrededor de 40 ml. de acetona. La cual tiene un costo de:

Acetona                      0.81 Dólares                      2,430 Pesos.

Costo del grupo propuesto, más acetona de limpieza.

Grupo propuesto más acetona de limpieza.	Costo.
Alcohol metílico-Agua.	4,440
Alcohol etílico-Acetona.	6,030
Benceno-Acetona.	6,660

Tetracloruro de Carbono-Benceno.	6,990
Alcohol etílico-Agua.	4,380

El costo que tendrá, este experimento es :\$28,500

#### Experimento 2 Densidad.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico	11.75	35,250
Alcohol metílico	9.05	27,150
Alcohol n-butílico.	11.88	35,640
Alcohol n-propílico.	18.56	55,590
Alcohol isopropílico.	12.42	37,260
Agua.		500

De cualquiera de los alcoholes se utilizarán 50 ml y de agua 100 ml. para la realización de el experimento.

Substancias.	Costo de las substancias.	
	Dólares	Pesos
Alcohol metílico.	0.91	2,730
Alcohol etílico.	1.18	3,540
Alcohol n-butílico.	1.19	3,570
Alcohol n-propílico.	1.86	5,580
Alcohol isopropílico.	1.24	3,720
Agua.		100

Para la limpieza del picnómetro se utilizan por equipo alrededor de 10 ml. de acetona, que tiene un costo de:

Acetona                      0.203 Dólares                      609 Pesos.

Costo del substancia propuesta más acetona de limpieza.

Substancia propuesta, más acetona de limpieza.	Costo.
Alcohol metílico.	3,323
Alcohol etílico.	4,133

Alcohol n-butílico.	4,184
Alcohol n-propílico.	6,197
Alcohol isopropílico.	4,337

El costo que tendrá este experimento es: \$ 22,174

### Experimento 3 Viscosidad.

En este experimento se utilizan los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico	11.75	35,250
Alcohol metílico	9.05	27,150
Alcohol n-Butílico.	11.88	35,640
Alcohol n-propílico.	18.56	55,580

Alcohol isopropilico.	12.42	37,260
Agua.		500
Benceno.	15.60	46,800

De cualquiera de los alcoholes se utilizarán 50 ml ,de benceno 50 ml. y de agua 100 ml.para la realización de el experimento.

Substancias.	Costo de las substancias.	
	Dólares	Pesos
Alcohol metilico.	0.91	2,730
Alcohol etilico.	1.18	3,540
Alcohol n-butilico.	1.19	3,570
Alcohol n-propilico.	1.86	5,580
Alcohol isopropilico.	1.24	3,720
Agua.		100
Benceno	1.56	4,680

Para la limpieza del viscosímetro se utilizan por equipo al rededor de 10 ml. de acetona. que tiene un costo de:

Acetona                      0.203 Dólares                      609 Pesos.

Costo de las substancias propuestas, más acetona de limpieza.

Substancia propuesto más acetona de limpieza.	Costo.
Alcohol metílico.	3,323
Alcohol etílico.	4,133
Alcohol n-butílico.	4,184
Alcohol n-propílico.	6,197
Alcohol isopropílico.	4,337
Benceno.	5,288

El costo que se tendrá por este experimento es : \$27,462

#### Experimento 4 Calorimetría.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Acido Clorhídrico.	18.90	56,700
Acido sulfúrico.	16.20	48,600
Agua.		500

Substancia	Costo por 500 gr.	
	Dólares	Pesos
Hidróxido de sodio.	15.1	45,300
Cloruro de Amonio.	13.8	41,400

Para la realización de el experimento se requiere:

Cloruro de amonio. 15 g

Hidróxido de sodio. 4 g

Acido Clorhídrico. 8.5 ml.

Acido Sulfúrico. 14.4 ml.

Agua. 200 ml.

Los cuales tienen un costo de:

Substancia	C o s t o .	
	Dólares	Pesos
Acido sulfúrico.	0.47	1,410
Acido Clorhídrico.	0.24	720
Cloruro de Amonio.	0.41	1,230
Agua.		2,000
Hidróxido de sodio.	0.13	390



El costo que tendrá este experimento es de : \$ 26,750

157

#### Experimento 5 Volumen Molar Parcial.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Alcohol etílico.	11.75 Dólares/500 ml.	35,250 Pesos/500ml
Agua		500 Pesos/500 ml.
Acetona	10.13 Dólares/500 ml.	30,390 Pesos/500 ml.

Para la realización de el experimento se requiere:

Alcohol etílico.	500 ml.
Agua	2000 ml.
Acetona	50 ml.

Que tienen un costo de:

Alcohol etílico.	11.75 Dólares.	35,250 Pesos.
Agua.		2,000 Pesos
Acetona	.20 Dólares.	600 Pesos

El costo que se tendrá por este experimento es de : \$37,850

#### Experimento 6 Diagrama de Fases.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Fenol.	46.44 Dólares/500 g	139,320 pesos/500 g
Agua		500 pesos/500 ml.

Para la realización de el experimento se requiere:

Fenol. 117 g  
 Agua 1000 ml.

Que tienen un costo de:

Fenol. 10.90 Dólares. 32,730 Pesos.  
 Agua. 1000 Pesos.

El costo que se tendrá por este experimento es de : \$33,730

Experimento 7 Equilibrio Líquido - Vapor con Azeótropo.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico	11.75	35,250
Alcohol metílico	9.05	27,150
Benceno	15.60	46,800
Tolueno	10.94	32,820
Tetracloruro de carbono.	12.15	36,450
Acetona.	10.13	30,390

Agua.		500
Disulfuro de Carbono.	15.60	46,800
Acetonitrilo.	24.64	73,920

De cada substancia que se utilizará en la realización de el experimento es 140 ml.

Y los grupos que se proponen son los siguientes, con un costo de :

Grupos que se proponen.	Costo de los grupos.	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico - Agua.	0.67	2,010
Alcohol metílico - Benceno.	1.20	3,600
Disulfuro de Carbono - Acetona.	7.21	21,630
Tetracloruro de carbono - Alcohol metílico.	5.94	17,820
Alcohol metílico - Acetonitrilo.	9.44	28,320
Alcohol metílico - Acetona	5.34	16,020

Para la limpieza del material se utilizan por equipo alrededor de 40 ml. de acetona. La cual tiene un costo de:

Acetona                      0.81 Dólares                      2,430 Pesos.

Costo del grupo propuesto, más acetona de limpieza.

Grupos propuestos más Acetona de limpieza.	Costo	
	Dólares	Pesos
Alcohol etílico - Agua.	4.16	12,480
Alcohol metílico - Benceno.	7.71	23,130
Disulfuro de Carbono - Acetona.	8.02	24,068
Tetracloruro de carbono - Alcohol metílico.	6.75	20,250
Alcohol metílico - Acetonitrilo.	10.25	30,750
Alcohol metílico - Acetona	6.15	18,450

El costo que tendrá este experimento es : \$98,378  
se descarto el grupo más costoso (Alcohol metílico -  
Acetonitrilo).

#### Experimento 3 Equilibrio Líquido - Líquido.

En este experimento se proponen los siguientes reactivos,  
que tienen un costo de :

Acido Acético.	11.21 Dólares/100 g	33,630 Pesos/100g
Benceno.	15.50 Dólares/500 ml.	46,800 Pesos/500g
Hidróxido de Sodio.	15.67 Dólares/500 g	47,010 Pesos/500g
Agua		500 pesos/500 ml.

Para la realización de el experimento se requiere:

Acido Acético.	100 ml.
Benceno	105 ml.
Hidróxido de sodio.	1 g
Agua	1000 ml.

Que tienen un costo de:

Substancia	C o s t o .	
	Dólares	Pesos
Acido .acético	10.67	32,010
Benceno.	3.27	9,810
Hidróxido de sodio.	0.03	90
Agua.		1,000

El costo que tendrá este experimento es : \$214,550

Experimento 9 Equilibrio de Fases Sólido - Líquido..

En este experimento se proponen los siguientes reactivos, que tienen un costo de :

Substancia	Costo por 500 ml.	
	Dólares	Pesos
Alcohol isopropílico.	12.42	37,260
Alcohol n-propílico	18.56	55,580
Acetona.	10.13	30,390
Agua.		500

Para la realización de el experimento se utilizarán:

Alcohol n-propílico. 15ml.

Alcohol isopropílico. 15 ml.

Acetona. 14 ml.

Agua. 1000 ml.

Las cuales tienen un costo de:

Substancia	C o s t o .	
	Dólares	Pesos
Alcohol isopropílico.	0.39	1,140
Alcohol n-propílico	0.56	1,680
Acetona.	0.28	840
Agua.		1,000

El costo que tendrá este experimento es : \$23,300

Así tenemos que el costo global del laboratorio será:

Experimento 1	\$ 28,500
Experimento 2	\$ 22,174
Experimento 3	\$ 27,462
Experimento 4	\$ 28,750
Experimento 5	\$ 37,850
Experimento 6	\$ 33,730
Experimento 7	\$ 98,378
Experimento 8	\$214,550
Experimento 9	\$ 23,200

Total            \$514,694

## C O N C L U S I O N E S.



## CONCLUSIONES.

La elaboración de la presente guía metodológica, se llevó a cabo estableciendo una serie de experimentos que pueden ser realizados por alumnos de la carrera de Química, principalmente, debido a que se ha hecho énfasis en aspectos termodinámicos representativos del contenido del programa correspondiente a la asignatura de Fisicoquímica IV.

El formato elegido, contempla una serie de aspectos metodológicos, que obligan al estudiante a desarrollar criterios de investigación documental y experimental de acuerdo a las necesidades propias de cada experimento y su interrelación con la parte teórica.

En cuanto al aspecto económico, de acuerdo a lo estimado podemos afirmar en función a dichos costos que la propuesta de los experimentos no implica grandes erogaciones en un corto plazo, por lo cual podría afirmarse que sí pueden ser implementados.

Los tiempos determinados para cubrir la parte experimental se estima que son adecuados ya que se cubriría de acuerdo con los tiempos estimados que actualmente se asignan a las sesiones de laboratorio de la asignatura de Fisicoquímica IV, así como el número de prácticas totales, cubre totalmente el tiempo asignado al mismo durante un semestre escolar.

## A P E N D I C E "A"

## NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

### Normas de Seguridad en el Laboratorio.

Para tener seguridad en el laboratorio se debe de seguir un reglamento que el profesor dará a conocer a los alumnos desde el primer día de clases de laboratorio.

Así como se aprenden las técnicas de cada práctica, se deben tomar las precauciones necesarias para manejar los solventes volátiles inflamables, productos químicos, material de vidrio y los aparatos que se utilicen para la enseñanza experimental.

Con estas precauciones y el reglamento que se dará a continuación se pretendemos tener una mayor seguridad al trabajar en el laboratorio.

#### Reglamento de Seguridad.

- 1.- Antes de comenzar a trabajar con alguna sustancia química es esencial conocer sus propiedades y las precauciones para su manejo.
- 2.- Condiciones del área de trabajo: Mantener el área de trabajo libre de libros, ropa, bolsas, de derrames de sustancias químicas, basura, equipo innecesario y de los frascos de reactivos. Todos los derrames deberán ser limpiados inmediata y correctamente.
- 3.- Disposición de materiales de desecho: Los desperdicios químicos deben ponerse en un recipiente de desechos debidamente etiquetados, los desechos de papel, servilletas y otros desechos deberán ser colocados en el bote de basura.
- 4.- Protección a los ojos: Deberán ser usados lentes apropiados el tiempo que se esté en el laboratorio. Los lentes de contacto

no se recomiendan en el laboratorio.

Si una sustancia química es salpicada en los ojos, use un lava ojos y lávelo completamente durante quince minutos.

- 5.- Derrames químicos en el cuerpo: La regadera de seguridad localizada en la parte trasera de cada laboratorio deberá ser usada en caso de derrame en el cuerpo. Toda la ropa contaminada deberá ser removida tan rápido como sea posible.
- 6.- Fuego en el laboratorio: Si es pequeño el fuego se puede extinguir con el extinguidor de fuego.  
Si el fuego es grande, evacue el edificio y llame a los bomberos.  
Si el fuego es sobre una persona, no correr, ponerse debajo de la regadera de seguridad ó apagarlo con el extinguidor. Las mantas contra el fuego también son recomendadas.
- 7.- Pipeteando líquidos: Siempre usar una perilla ó jeringa para succionar los líquidos, nunca usar la boca.
- 8.- Comiendo o bebiendo: Siempre hay una posibilidad de que un alimento se contamine con una sustancia tóxica; por lo tanto, no se permite comer ó beber en el laboratorio.
- 9.- Fumar: No se permite fumar en el laboratorio.
- 10.- Calentando líquidos: Al calentar líquidos hágalo siempre con el recipiente abierto, alejado de uno y del área de trabajo de los demás, asegurándose de colocar piedras de ebullición en el recipiente. No agregar piedras de ebullición una vez que se inicio el calentamiento.
- 11.- Para colocar un tubo de vidrio dentro de tapones; al insertar una pieza de un tubo de vidrio dentro de un tapón hacer lo

siguiente:

Humedecer un extremo del tubo con glicerina ó agua.

Cubrir con un trapo su mano y sujetar el otro extremo del tubo y dar vueltas al tubo para irlo introduciendo en el tapón.

12.- Conducta en el laboratorio: Ejercer el sentido común y un buen juicio en el laboratorio. No deberán ser practicadas bromas y juegos en el laboratorio.

13.- Bajo ninguna circunstancia deberá trabajar solo en el laboratorio.

14.- Siempre lave sus manos si há tocado un producto químico y antes de marcharse del laboratorio.

15.- Nunca usar una substancia química de un recipiente que no esté debidamente etiquetado. Nunca substituir un producto químico en un experimento a menos que lo permita el asesor.

16.- Siempre tratar a las substancias químicas no familiares como si fueran peligrosas.

17.- Usar bata blanca para protegerse de los materiales utilizados en el laboratorio.

18.- Revisar el material de trabajo: Al iniciar y finalizar la sesión, éste debe estar perfectamente limpio y seco.

## A P E N D I C E "B"

PROGRAMA TEORICO DE LA ASIGNATURA DE FISICOQUIMICA IV

## FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN.

División de Ciencias Químico-Biológicas  
Departamento de Ciencias Químicas  
Sección de Fisicoquímica

- I.- Asignatura: FISICOQUIMICA IV  
II.- Clave de la asignatura: D263  
III.- Carrera: Químico  
IV.- Objetivo de la asignatura:

Analizar con mayor formalidad las diferentes propiedades termodinámicas y condiciones de equilibrio para sistemas termodinámicos reales mediante el uso de métodos matemáticos mas rigurosos.

## V.- Contenidos de la asignatura:

## 1.-PROBLEMAS FUNDAMENTALES DE LA TERMODINAMICA.

- 1.1 Equilibrio térmico y temperatura.
- 1.2 Calor, trabajo y conservación de la energía.
- 1.3 Expresión de la Primera Ley.
- 1.4 Procesos reversibles.
- 1.5 Equilibrio y entropía.
  - 1.5.1 Cambios de entropía en procesos irreversibles.
  - 1.5.2 Conversión de calor a trabajo.
- 1.6 Composición como una variable.
  - 1.6.1 Propiedades molares parciales.
  - 1.6.2 El potencial químico.
  - 1.6.3 Medición de las cantidades molares parciales.

## 2.-POTENCIALES TERMODINAMICOS.

- 2.1 Principios sobre derivadas parciales
- 2.2 Energía interna como un potencial termodinámico.
- 2.3 Principio de mínima energía y principio de máxima entropía.
- 2.4 Transformadas de Legendre.
- 2.5 Potenciales termodinámicos.(Potencial de Helmholtz, Entalpia La función de Gibbs).
- 2.6 Ecuación de Maxwell.
- 2.7 Diagramas termodinámicos. Mexonicos.
- 2.8 Transformaciones Jacobianas.
- 2.9 Ecuaciones de Bridgman.

## 3.-ECUACIONES DE ESTADO.

- 3.1 Ecuación de estado.
- 3.2 Factor de compresibilidad ( $z$ ) generalizado.
- 3.3 Ecuación de Van der Waals.
- 3.4 Ecuación Virial.
- 3.5 Coeficiente de expansión térmico y coeficiente de compresibilidad.
- 3.6 Capacidad caloríficas ( $C_p$  y  $C_v$ ).
- 3.7 Coeficiente de Joule-Thomson.
- 3.8 Cambio de energía y expansión de Joule.
- 3.9 Cambios de Entalpia y expansión de Joule.

## 4.-SOLUCIONES.

- 4.1 Solución ideal.
- 4.2 Ley de Raoult.
- 4.3 Formación de Soluciones ideales.
- 4.4 Fugacidad y Actividad.
- 4.5 Variación de la fugacidad y la actividad con la presión y temperatura.
- 4.6 Cálculo de la fugacidad y la actividad para sistemas



homogéneos y puros.

- 4.7 Cálculo de fugacidades y actividades para sistemas de varios componentes.
- 4.8 Regla de Lewis.
- 4.9 Presión de vapor y Ley de Henry.
- 4.10 Azeotropía.
- 4.11 Miscibilidad parcial.
- 4.12 Funciones de exceso.
- 4.13 Calor de mezclado.

#### 5.-EQUILIBRIO QUIMICO.

- 5.1 La constante de equilibrio.
- 5.2 La dependencia de la temperatura de la constante de equilibrio.
- 5.3 Equilibrios de reacciones que involucran gases junto con líquidos inmiscibles y sólidos.
- 5.4 Equilibrio de reacciones en solución.
- 5.5 Producto de solubilidad.
- 5.6 Constante de equilibrio para reacciones iónicas.
- 5.7 Coeficientes de actividad (Debye - Hückel).

## A P E N D I C E "C"

## D A T O S T E R M O D I N A M I C O S

## DIMENSIONES Y UNIDADES.

Cant. d física	Dimensiones		Unidades				
			Métrico			Imperial	
	Sistema M.T.	Sistema F.L.T.	Sistema C.G.S.	Sistema M.K.S.	Sistema Técnico	Sistema F.P.S.	Sistema de Ingeniería
Longitud	L	L	cm	m	m	pie	pie
Masa	M	FL <sup>-1</sup> T <sup>2</sup>	g	kg	U.T.M.	lb <sub>m</sub>	slug
Tiempo	T	T	seg	seg	seg	seg	seg
Velocidad	LT <sup>-1</sup>	LT <sup>-1</sup>	cm/seg	m/seg	m/seg	pie/seg	pie/seg
Aceleración	LT <sup>-2</sup>	LT <sup>-2</sup>	cm/seg <sup>2</sup>	m/seg <sup>2</sup>	m/seg <sup>2</sup>	pie/seg <sup>2</sup>	pie/seg <sup>2</sup>
Fuerza	MLT <sup>-2</sup>	F	g cm/seg <sup>2</sup> = dina	kg m/seg <sup>2</sup> = newton	UTM m/seg <sup>2</sup> = kilogramo	lb <sub>m</sub> pie/seg <sup>2</sup> = poundal	slug pie/seg <sup>2</sup> = lb <sub>f</sub>
Cantidad de movimiento impulso	MLT <sup>-1</sup>	FT	g cm/seg = dina seg	kg m/seg = newton seg	UTM m/seg = kg m	lb <sub>m</sub> pie/seg = pdl seg	slug pie/seg = lb <sub>f</sub> seg
Energía, trabajo	ML <sup>2</sup> T <sup>-2</sup>	FL	g cm <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = dina cm = ergio	kg m <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = joule = wat	UTM m <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = kg m	lb <sub>m</sub> pie <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = pie pdl	slug pie <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = pie lb <sub>f</sub>
Potencia	ML <sup>2</sup> T <sup>-3</sup>	FLT <sup>-3</sup>	g cm <sup>2</sup> /seg <sup>3</sup> = dina cm/seg = ergio/seg	kg m <sup>2</sup> /seg <sup>3</sup> = joule/seg = wat	kg m/seg	lb <sub>m</sub> pie <sup>2</sup> /seg <sup>3</sup> = pie pdl/seg	slug pie <sup>2</sup> /seg <sup>3</sup> = pie lb <sub>f</sub> /seg
Densidad	ML <sup>-3</sup>	FL <sup>-3</sup> T <sup>3</sup>	g/cm <sup>3</sup>	kg/m <sup>3</sup>	UTM m <sup>3</sup>	lb <sub>m</sub> /pie <sup>3</sup>	slug/pie <sup>3</sup>
Velocidad angular	T <sup>-1</sup>	T <sup>-1</sup>	rad/seg	rad/seg	rad/seg	rad/seg	rad/seg
Aceleración angular	T <sup>-2</sup>	T <sup>-2</sup>	rad/seg <sup>2</sup>	rad/seg <sup>2</sup>	rad/seg <sup>2</sup>	rad/seg <sup>2</sup>	rad/seg <sup>2</sup>
Par motor	ML <sup>2</sup> T <sup>-2</sup>	FL	g cm <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = dina cm	kg m <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = joule	kg m	lb <sub>m</sub> pie <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = pie pdl	slug pie <sup>2</sup> /seg <sup>2</sup> = pie lb <sub>f</sub>
Cantidad de movimiento angular	ML <sup>2</sup> T <sup>-1</sup>	FLT	g cm <sup>2</sup> /seg	kg m <sup>2</sup> /seg	kg m/seg	lb <sub>m</sub> pie <sup>2</sup> /seg	slug pie <sup>2</sup> /seg
Momento de inercia	ML <sup>2</sup>	FLT <sup>2</sup>	g cm <sup>2</sup>	kg m <sup>2</sup>	UTM m <sup>2</sup>	lb <sub>m</sub> pie <sup>2</sup>	slug pie <sup>2</sup>
Presión, esfuerzo	ML <sup>-1</sup> T <sup>-2</sup>	FL <sup>-1</sup>	g/cm seg <sup>2</sup> = dina/cm <sup>2</sup>	kg/m seg <sup>2</sup> = nt/m <sup>2</sup>	kg/m <sup>2</sup>	pdl/pie <sup>2</sup>	lb <sub>f</sub> /pie <sup>2</sup>
Viscosidad (al)	ML <sup>-1</sup> T <sup>-1</sup>	FL <sup>-1</sup> T	g/cm seg = dina seg/cm	kg/m seg = nt seg/cm	kg/m <sup>2</sup>	lb <sub>m</sub> pie/seg = pdl/seg <sup>2</sup>	slug pie/seg = lb <sub>f</sub> seg/pie <sup>2</sup>
Viscosidad cinemática (al)	LT <sup>-2</sup>	LT <sup>-2</sup>	cm <sup>2</sup> /seg	m <sup>2</sup> /seg	m <sup>2</sup> /seg	pie <sup>2</sup> /seg	pie <sup>2</sup> /seg
Tensión superficial	MT <sup>-2</sup>	FL <sup>-1</sup>	g/seg <sup>2</sup> = dina/cm	kg/seg <sup>2</sup> = nt/cm	kg/m	lb <sub>m</sub> /seg <sup>2</sup> = pdl/pie	slug/seg <sup>2</sup> = lb <sub>f</sub> /pie

## CONVERSION DE UNIDADES.

<b>Longitud</b>	1 kilómetro (km) = 1000 metros	1 pulgada = 2.54 centímetros
	1 metro (m) = 100 (cm)	1 pie = 30.48 cm
	1 centímetro (cm) = $10^{-2}$ m	1 milla (mi) = 1,609 km
	1 milímetro (mm) = $10^{-3}$ m	1 mil = $10^{-3}$ pul
	1 micrómetro ( $\mu$ ) = $10^{-6}$ m	1 centímetro = 0.3937 pul
	1 milimicrómetro (m $\mu$ ) = $10^{-9}$ m	1 metro (m) = 39.37 pul
1 angstrom (Å) = $10^{-10}$ m	1 kilómetro = 0.6214 millas	
<b>Area</b>	1 metro cuadrado (m <sup>2</sup> ) = 10.76 pie <sup>2</sup>	
	1 pie cuadrado (ft <sup>2</sup> ) = 92.9 cm <sup>2</sup>	
<b>Volúmen</b>	1 litro (l) = 1000 cm <sup>3</sup> = 1.057 cuartos (qt) = 61.02 pul <sup>3</sup> = 0.03532 pie <sup>3</sup>	
	1 metro cúbico (m <sup>3</sup> ) = 1000 litros = 35.32 pie <sup>3</sup>	
	1 pie cúbico (pie <sup>3</sup> ) = 7.481 galones U.S. = 0.22812 m <sup>3</sup> = 28.32 l	
	1 galón U.S. (gal) = 231 pul <sup>3</sup> = 2.785 litros	
1 galón inglés = 1.201 galones U.S. = 277.4 pul <sup>3</sup>		
<b>Masa</b>	1 kilogramo (kg) = 2.2046 lb <sub>m</sub> = 0.00068 slug = 0.102 UTM	
	1 lb <sub>m</sub> = 453.6 g = 0.03108 slug	
	1 slug = 32.174 lb <sub>m</sub> = 14.59 kg = 1.488 UTM	
<b>Velocidad</b>	1 km/hr = 0.2778 m/sec = 0.214 mi/hr = 0.9113 pie/sec	
	1 mi/hr = 1.467 pie/sec = 1.609 km/hr = 0.4470 m/sec	
<b>Densidad</b>	1 g/cm <sup>3</sup> = 10 <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup> = 62.43 lb <sub>m</sub> /pie <sup>3</sup> = 1.94 slug/pie <sup>3</sup> = 102.0734 lb/m <sup>3</sup>	
	1 lb <sub>m</sub> /pie <sup>3</sup> = 0.01573 g/cm <sup>3</sup>	
	1 slug/pie <sup>3</sup> = 0.5154 g/cm <sup>3</sup>	
<b>Fuerza</b>	1 newton (n) = 105 dina = 0.1020 kg <sub>f</sub> = 0.2248 lb <sub>f</sub>	
	1 lb <sub>f</sub> = 4.448 n = 0.4536 kg <sub>f</sub> = 32.17 poundals	
	1 kilogramo fuerza (kg <sub>f</sub> ) = 2.205 lb <sub>f</sub> = 9.807 n	
	1 tonelada corta U.S. = 2000 lb <sub>f</sub> , 1 tonelada larga = 2240 lb <sub>f</sub>	
	1 tonelada métrica = 2205 lb <sub>f</sub> = 1000 kg <sub>f</sub>	
<b>Energía</b>	1 julio = 1 nm = 10 <sup>7</sup> ergios = 0.7376 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> = 0.239 cal = 9.48 × 10 <sup>-4</sup> BTU	
	1 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> = 1.356 julios = 0.225 cal = 1.356 × 10 <sup>-4</sup> BTU	
	1 caloría (cal) = 4.186 julios = 0.427 kg <sub>m</sub> = 1.057 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> = 3.968 × 10 <sup>-3</sup> BTU	
	1 BTU = 778 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> = 1055 julios = 105.51 kg <sub>m</sub> = 0.293 calorías hora	
	1 kilowatt hora (kw·hr) = 3.6 × 10 <sup>6</sup> julios = 800.7 kcal = 3413 BTU <sup>1</sup>	
	1 electron voltio (eV) = 1.602 × 10 <sup>-19</sup> julios	
<b>Potencia</b>	1 watio = 1 julio/seg = 10 <sup>7</sup> ergios/seg = 0.239 cal/seg	
	1 caballo de fuerza (hp) = 550 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> /seg = 33,000 ft·lb <sub>f</sub> /min = 745.7 wat	
	1 kilowatio (kw) = 1.341 hp = 737.6 pie <sub>f</sub> ·lb <sub>f</sub> /seg = 429.9 BTU/seg	
<b>Presión</b>	1 kg/cm <sup>2</sup> (dinámico) = 9.807 × 10 <sup>4</sup> dina/cm <sup>2</sup> = 2.089 × 10 <sup>4</sup> lb <sub>f</sub> /pie <sup>2</sup>	
	1 lb <sub>f</sub> /pie <sup>2</sup> = 68.95 dina/cm <sup>2</sup> = 5.101 cm de columna = 2.768 pul agua	
	1 atmósfera (atm) = 1.013 × 10 <sup>5</sup> dina/cm <sup>2</sup> = 1.013 × 10 <sup>5</sup> dina/m <sup>2</sup> = 14.70 lb <sub>f</sub> /pie <sup>2</sup> = 76 cm de columna = 40.68 pul agua	
	1 milímetro (mm) = 0.0295 in = 0.04710 pulgadas	
<b>Ángulo</b>	1 radian (rad) = 57.296° = 0.15915 radianes	



EQUIVALENCIAS DE GRADOS API, GRADOS BAUME, GRAVEDAD ESPECIFICA, DENSIDAD PESO Y LIBRAS POR GALON A 60°F/60°F.

Degrees API or Baume Scale	Values for API Scale			Values for Baumé Scale					
	Oil			Liquids Lighter Than Water			Liquids Heavier Than Water		
	Specific Gravity	Weight Density Lb/Ft <sup>3</sup>	Pounds per Gallon	Specific Gravity	Weight Density Lb/Ft <sup>3</sup>	Pounds per Gallon	Specific Gravity	Weight Density Lb/Ft <sup>3</sup>	Pounds per Gallon
<i>S</i>	<i>P</i>	<i>G</i>	<i>S</i>	<i>P</i>	<i>G</i>	<i>S</i>	<i>P</i>	<i>G</i>	
0							1.0000	62.36	8.337
2							1.0169	63.24	8.454
4							1.0338	64.14	8.574
6							1.0507	65.06	8.697
8							1.0684	66.01	8.824
10	1.0000	62.36	8.337	1.0000	62.36	8.337	1.0741	66.90	8.955
12	0.9981	61.50	8.221	0.9424	61.49	8.214	1.0522	65.94	8.809
14	0.9925	60.65	8.108	0.8722	60.63	8.165	1.0308	65.03	8.674
16	0.9870	59.81	7.998	0.8029	59.80	7.984	1.0103	64.15	8.547
18	0.9816	59.03	7.891	0.7439	59.59	7.888	1.0117	71.20	9.515
20	0.9342	58.28	7.787	0.6833	58.20	7.781	1.0000	71.34	9.521
22	0.8218	57.57	7.736	0.6211	57.44	7.674	1.0299	75.52	9.824
24	0.8100	56.75	7.687	0.5601	56.70	7.579	1.0484	74.35	9.745
26	0.8084	56.01	7.490	0.5004	55.97	7.482	1.0255	75.99	10.125
28	0.8071	55.31	7.396	0.4501	55.76	7.387	1.0219	77.79	10.451
30	0.8161	54.64	7.305	0.4090	54.52	7.295	1.0269	78.64	10.511
32	0.8154	53.97	7.215	0.3681	53.90	7.205	1.0212	79.63	10.608
34	0.8550	53.32	7.128	0.3273	53.24	7.117	1.0263	81.47	10.891
36	0.8444	52.59	7.043	0.2866	52.60	7.021	1.0205	82.46	11.014
38	0.8448	51.86	6.956	0.2460	51.97	6.927	1.0251	80.51	11.297
40	0.8271	51.45	6.870	0.2055	51.36	6.835	1.0219	80.11	11.253
42	0.8155	50.89	6.786	0.1650	50.79	6.746	1.0278	82.50	11.725
44	0.8083	50.38	6.702	0.1246	50.18	6.718	1.0250	80.73	11.608
46	0.7977	49.72	6.618	0.0843	49.61	6.632	1.0405	81.34	12.119
48	0.7883	49.16	6.532	0.0440	49.65	6.557	1.0443	93.72	12.462
50	0.7790	48.62	6.499	0.0035	48.51	6.484	1.0243	95.10	12.725
52	0.7711	48.09	6.426	0.0365	47.87	6.413	1.0211	92.23	12.608
54	0.7625	47.57	6.359	0.0769	47.45	6.344	1.0284	95.37	13.264
56	0.7542	47.07	6.292	0.1227	46.84	6.275	1.0392	101.10	13.582
58	0.7461	46.57	6.225	0.1745	46.44	6.207	1.0667	103.94	13.675
60	0.7384	46.08	6.160	0.2315	45.85	6.143	1.0769	106.29	14.222
62	0.7313	45.61	6.097	0.2945	45.48	6.079	1.0740	108.51	14.865
64	0.7248	45.15	6.034	0.3635	45.03	6.016	1.0714	111.64	14.924
66	0.7183	44.71	5.973	0.4385	44.55	5.952	1.0734	114.46	15.902
68	0.7124	44.23	5.913	0.5205	44.11	5.895	1.0831	117.44	15.899
70	0.7072	43.79	5.854	0.6095	43.66	5.836	1.0911	120.57	15.512
72	0.7021	43.27	5.797	0.6941	43.21	5.778	1.0978	...	...
74	0.6986	42.84	5.741	0.7841	42.87	5.722	1.1041	...	...
76	0.6949	42.53	5.685	0.8796	42.38	5.665	1.1099	...	...
78	0.6924	42.17	5.631	0.9811	41.94	5.612	1.1154	...	...
80	0.6900	41.72	5.577	0.1062	41.58	5.558	1.1206	...	...
82	0.6918	41.33	5.525	0.2064	41.19	5.506	1.1255	...	...
84	0.6959	40.95	5.474	0.3121	40.82	5.454	1.1301	...	...
86	0.6982	40.57	5.424	0.4242	40.47	5.404	1.1344	...	...
88	0.6945	40.20	5.374	0.5421	40.05	5.364	1.1384	...	...
90	0.6308	39.85	5.325	0.6654	39.65	5.326	1.1421	...	...
92	0.6275	39.44	5.276	0.7949	39.32	5.287	1.1455	...	...
94	0.6275	39.13	5.221	0.9307	38.95	5.241	1.1485	...	...
96	0.6279	38.79	5.166	1.0738	38.53	5.195	1.1511	...	...
98	0.6316	38.45	5.111	1.2241	38.29	5.149	1.1533	...	...
100	0.6313	38.12	5.056	1.3817	37.96	5.075	1.1551	...	...

## EQUIVALENCIAS DE VISCOSIDAD ABSOLUTA.

Abreviatura de Dinamica Viscosidad	Centipoise	Poise Gram. Cm. Sec. Dyna Sec. Cm <sup>2</sup> (100 g)	Stokes Pound. Ft. Sec. *Pound. Sec. Ft <sup>2</sup>	Centistokes Poundal Sec. Ft <sup>2</sup>
(g)	(g)	(g)	(g)	(g)
Centipoise	1	0.01	$1.09 \cdot 10^{-3}$	$6.72 \cdot 10^{-4}$
Poise Gram. Cm. Sec. Dyna Sec. Cm <sup>2</sup>	100	1	$1.09 \cdot 10^{-1}$	0.0672
Stokes Pound. Ft. Sec. *Pound. Sec. Ft <sup>2</sup>	47.503	475	1	g or 32.2
1/2 Pound. Ft. Sec. Poundal Sec. Ft <sup>2</sup>	1447	14.57	$\frac{1}{2}$ re. 0.311	1

\*Pound = Pound of Force      1/2 Pound = Pound of Mass

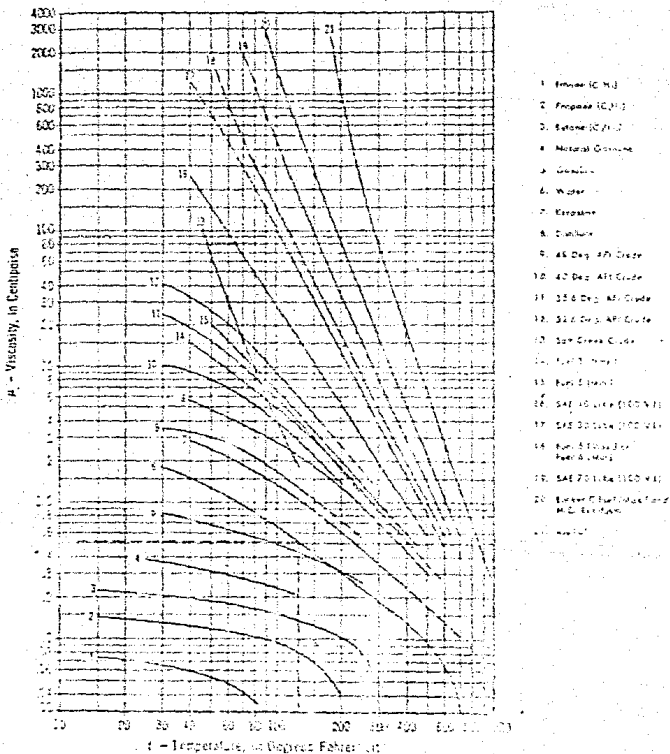
## EQUIVALENCIAS DE VISCOSIDAD CINEMATICA.

Kinematic Viscosity	Centistokes	Stokes Cm <sup>2</sup> Sec. (100 g)	Ft <sup>2</sup> Sec.
(g)	(g)	(g)	(g)
Centistokes	1	0.01	$1.076 \cdot 10^{-5}$
Stokes Cm <sup>2</sup> Sec.	100	1	$1.076 \cdot 10^{-3}$
Ft <sup>2</sup> Sec.	92.906	929	1





# VISCOSIDAD DE AGUA Y PRODUCTOS LIQUIDOS DEL PETROLEO.



EQUIVALENTAS DE VISCOSIDAD  
CINEMATICA Y UNIVERSAL SAYBOLT.

Kinematic Viscosity, Centistokes	Equivalent Saybolt Universal Viscosity, Sec	
	At 100 F 150°C. Values	At 210 F 77°C.
1.83	32.01	32.33
2.0	32.67	32.85
4.0	34.14	34.41
6.0	45.56	45.88
8.0	52.04	52.45
10.0	58.91	59.32
15.0	77.39	77.93
20.0	97.77	98.43
25.0	119.3	120.1
30.0	141.3	141.3
35.0	163.7	164.9
40.0	186.3	187.6
45.0	209.1	210.5
50.0	232.2	233.8
55.0	255.2	257.0
60.0	278.3	280.2
65.0	301.4	303.5
70.0	324.4	326.7
75.0	347.6	350.0
80.0	370.8	373.4
85.0	394.0	396.7
90.0	417.1	420.0
95.0	440.3	443.4
100.0	463.5	466.7
120.0	536.2	566.1
140.0	645.9	653.4
160.0	777.6	
180.0	934.2	
200.0	1096.6	
220.0	1264.9	
240.0	1438.1	
260.0	1575.8	
280.0	1668.5	
300.0	1761.1	
400.0	1833.9	Saybolt Seconds equal Centistokes times 4 (rel.)
420.0	1946.6	
440.0	2037.3	
460.0	2117.0	
480.0	2222.2	
500.0	2317.4	
Over 500	Saybolt Seconds equal Centistokes times 4 (rel.)	

Note: To obtain the Saybolt Universal viscosity equivalent to a kinematic viscosity, determine if multiply the kinematic Saybolt Universal viscosity at 100 F by 1.47 or 1.48 (approximate).  
For example, 100 at 210 F is equivalent to 50.0 multiplied by 1.47 or 1.48 to obtain Saybolt Universal at 210 F.

These tables are printed with the permission of the American Society of Mechanical Engineers (ASME). The table is taken from the 1933 ASME Standard, 1933 Edition. The data in this table was obtained from Table 1, 1933 Edition.

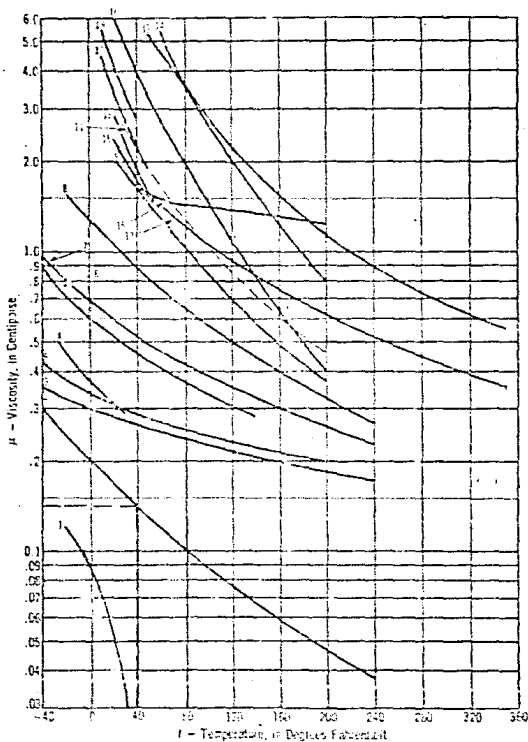
EQUIVALENCIA DE VISCOSIDAD  
CINEMATICA Y FUROL SAYBOLT.

Kinematic Viscosity, Centistokes	Equivalent Saybolt Furool Viscosity, Sec	
	At 122 F 50°C.	At 210 F 77°C.
48	75.3	
50	76.1	25.1
60	80.6	29.8
70	85.1	34.4
80	89.6	39.0
90	94.1	43.7
100	98.6	48.3
115	107.1	60.1
150	121.7	71.8
175	133.8	83.7
200	145.0	95.6
225	156.2	107.5
250	167.4	119.4
275	178.6	131.4
300	189.8	143.3
325	201.0	155.5
350	212.2	167.6
375	223.4	179.7
400	234.6	191.8
425	245.8	203.9
450	257.0	216.1
475	268.2	228.2
500	279.4	240.3
525	290.6	252.4
550	301.8	264.5
575	313.0	276.6
600	324.2	288.7
625	335.4	300.8
650	346.6	312.9
675	357.8	325.0
700	369.0	337.1
725	380.2	349.2
750	391.4	361.3
775	402.6	373.4
800	413.8	385.5
825	425.0	397.6
850	436.2	409.7
875	447.4	421.8
900	458.6	433.9
925	469.8	446.0
950	481.0	458.1
1000	502.2	479.2
1025	513.4	491.3
1050	524.6	503.4
1075	535.8	515.5
1100	547.0	527.6
1125	558.2	539.7
1150	569.4	551.8
1175	580.6	563.9
1200	591.8	576.0
1225	603.0	588.1
1250	614.2	600.2
1275	625.4	612.3
1300	636.6	624.4
Over 1300		

OVER 1000 CENTISTOKES AT 122 F  
Saybolt Furool Sec = Centistokes x 0.7177

OVER 1000 CENTISTOKES AT 210 F  
Saybolt Furool Sec = Centistokes x 1.2722  
1.0770 (1.0770 Centistokes = 1.0000)

## VISCOSIDAD DE VARIOS LIQUIDOS.



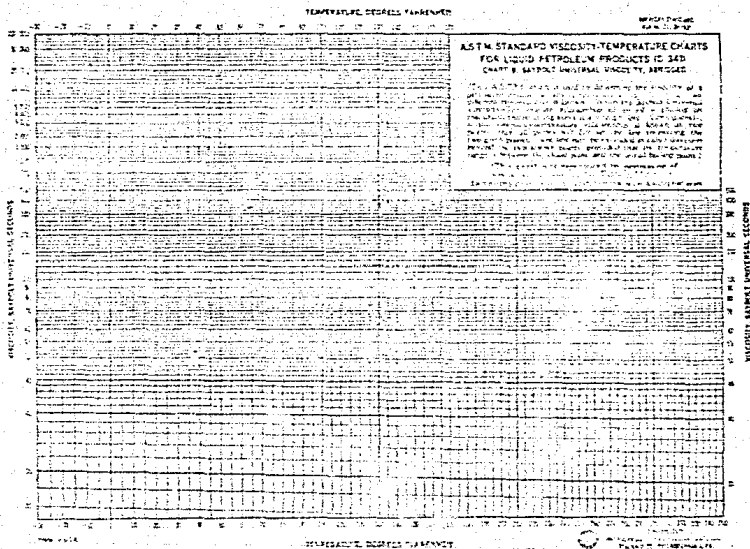
1. Carbon Dioxide...CO<sub>2</sub>  
 2. Ammonia.....NH<sub>3</sub>  
 3. Hydro Chloride...HCl  
 4. Sulphur Dioxide...SO<sub>2</sub>  
 5. Benzene.....C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>  
 6. Freon 114.....C<sub>2</sub>F<sub>4</sub>  
 7. Freon 11.....C<sub>2</sub>F<sub>2</sub>  
 8. Freon 113.....C<sub>2</sub>F<sub>3</sub>

9. Ethyl Alcohol  
 10. Acetone.....CH<sub>3</sub>CO  
 11. 20% Sulphuric Acid.....20% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 12. Glycerine  
 13. Dioxane A  
 14. 20% Sodium Hydroxide.....20% NaOH  
 15. Mercury

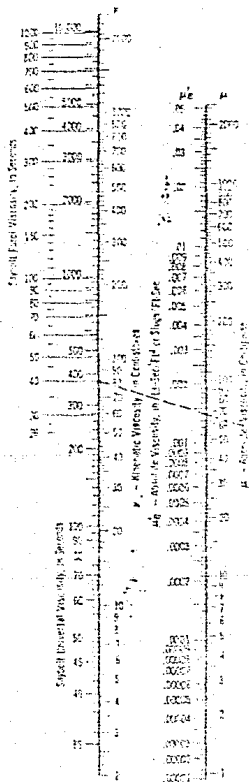
16. 10% Sodium Chloride Brine...10% NaCl  
 17. 20% Sodium Chloride Brine...20% NaCl  
 18. 10% Calcium Chloride Brine...10% CaCl<sub>2</sub>  
 19. 20% Calcium Chloride Brine...20% CaCl<sub>2</sub>

Example: The viscosity of ammonia at 40° F. is 0.14 centipoise

## CARTA DE VISCOSIDAD SAYBOLT UNIVERSAL.



EQUIVALENCIAS DE VISCOSIDAD CINEMATICA, UNIVERSAL SAYBOLT, FUROL SAYBOL, Y VISCOSIDAD ABSOLUTA.

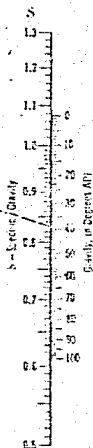

 $\mu = \rho S$ 

The empirical relation between Saybolt Universal Viscosity and Saybolt Furol Viscosity at 100 F and 122 F, respectively, and Kinematic Viscosity is taken from A.S.T.M. D2161-63T. At other temperatures, the Saybolt Viscosities vary only slightly.

Saybolt Viscosities above these shown are given by the relationships

$$\text{Saybolt Universal Seconds} = \text{Centistokes} \times 4.6347$$

$$\text{Saybolt Furol Seconds} = \text{Centistokes} \times 0.4717$$



## B I B L I O G R A F I A

## BIBLIOGRAFIA

1. Aldrich. "Aldrich Chemical Company, Inc". Aldrich. 1989.
2. Baird, D.C. "Experimentación- Una Introducción a la Teoría de Mediciones y al Diseño de Experimentos", Prentice-Hall, México, 1991.
3. Balchiser, E.R., Samuels R.M. y Eliassen D.J. "Termodinámica Química para Ingenieros", Prentice Hall, España, 1982.
4. Barrow, Gordon M. "Physical Chemistry". 3 a., Mc. Graw Hill, Tokyo, 1966.
5. Bettelheim, Frederick A. "Experimental Physical Chemistry". W.B.Saunders Company. 1971.
6. Bird R.B. y Stewart W.F. "Fenómenos de Transporte". Revertó, Barcelona. 1982.
7. Breenam, D. y Tipper C.F.M. "Manual de Laboratorio para Prácticas de Fisicoquímica". Urmo, Bilbao, 1970.
8. Castellan, Gilbert W. "Fisicoquímica", Fondo Educativo, Interamericano, México, 1967.
9. CRANE. "Flow of Fluids Through Valves, Fittings and Pipe", 1977.
10. Crockford, Horace D., et. al. "Laboratory Manual of Physical Chemistry", John Wiley and Sons. E.U.A., 1975.
11. Daniels-Farrington. et.al., "Curso de Fisicoquímica Experimental", 7 a., Mc. Graw Hill, Tokyo, 1972.

12. Eggers, D.F. "Physical Chemistry", Limusa Wiley, México, 1967.
13. Goddard, W.F. y James F.J.F. "The Elements of Physical Chemistry", Longmans, 1976.
14. Gómez Romero, José. "El Método Experimental", Harla, México, 1983.
15. Gómez Alvarez, Laura. "Manual de Seguridad para Unidades de Enseñanza Experimental en el Area de Ciencias Biologicas", México, 1987.
16. Gorbachev, S. V. "Prácticas de Química Física", Mir, Moscú, 1977.
17. Hougen, Wattson y Ragatz. "Principio de los Procesos Químicos", Vol. II, Termodinámica, Reverte, España, 1982.
18. King, J.C. "Separation Processes", 2 a., Mc. Graw Hill, E.U.A., 1980.
19. Kirk, Raymond E. y Donald F. Otmer "Enciclopedia de la Tecnología Química", Vol.I, Hispano-Americana, México.
20. Lewis, Gilbert N. y Merle Randall, "Thermodynamics". 2 a., Mc. Graw Hill, Tokyo, 1961.
21. Haron , Samuel H y Carl F. Pruton. "Fundamentos de Fisicoquímica", Limusa y Wiley, México, 1960.
22. Mischenko, P.K., A. A. Ravdel, y M. A. Panofariava, "Prácticas de Química Física", Mir, Moscú, 1965.
23. Moore, Walter J. "Physical Chemistry", Prentice Hall, E.U.A., 1972.



24. Obaya Valdivia Adolfo. "Experimentación". F.E.S.C. Sección de Fisicoquímica.
25. Perry, John H., et. al. "Manual del Ingeniero Químico", Mc. Graw Hill, New York, 1971.
26. Reyes Hernández, Renato Joel. "Propuesta para Mejorar los Aspectos de Seguridad en los Laboratorios de Enseñanza Experimental del Area de Química en la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlan", México, 1987.
27. Rojas Soriano, Raúl. "Guía para Realizar Investigaciones Sociales", Plaza y Valdés, México, 1991.
28. Smith, M.J. and. C.H.Van Ness . "Introducción a la Termodinámica en la Ingeniería Química", 4 a, Mc. Graw Hill, México, 1989.
29. Shoemaker, David P. "Experimentos de Fisicoquímica", Uthea, 1968.
30. Treybal, E. R. "Extracción en Fase Líquida", Uthea, New York. 1982.
31. Treybal, Robert E. "Operaciones de Transferencia de Masa", 3 a, Mc. Graw Hill, New York, 1980.
32. Urquiza M. "Experimentos de Fisicoquímica", Limusa, México, 1974.
33. Welty, James R., Charles E Wicks. y Robert E Wilson . "Fundamentos de Transferencia de Momento Calor y Masa". 3 a, Limusa.E.U.A. 1984.

34. West, Robert C. "Hand Book of Chemistry and Physics", C R C , 1988.
35. Whitten, Kenneth W. y Kenneth Gailey "Química General", Mc. Graw Hill, México. 1989.
36. Willard, Habart, et. al. "Metodos Instrumentales de Analisis", 6a, C.E.C.S.A., México, 1984.
37. Wilson M.J., J.R. Newcombe , R.A. Denaro y W.H.R. Rickett. "Experiments in Physical Chemistry", Millan Company, 1962.
38. Yurén Camarena, María Teresa. "Leyes Teorias y Modelos", Trillas. México, 1988.
39. Zorrilla Arenas, Santiago. "Introducción a la Metodología de la Investigación", MELO, México, 1989.