



Nº 12
REV

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

**"PROPUESTA DE MATERIAL PARA EXPERIENCIAS
DE CATEDRA Y LABORATORIO PARA LA
ASIGNATURA EQUILIBRIO FISICOQUIMICO
(CLAVE 1387)"**

**T E S I S
MANCOMUNADA
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE
INGENIERO QUIMICO
PRESENTAN:**

**LUIS GABRIEL BARRAGAN TAFOLLA
VERONICA CERRILLA SOSA**



MEXICO, D.F.

1992

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



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.

INDICE

	PAGINA
CAPITULO I. INTRODUCCION	
JUSTIFICACION	2
CAPITULO II. ANTECEDENTES. EL LABORATORIO DE EQUILIBRIO FISICOQUIMICO	
EXPERIENCIAS EN LOS LABORATORIOS RELACIONADOS CON EL TEMA	5
CAMBIO DE PLAN DE ESTUDIOS. SITUACION ACADEMICA ACTUAL	5
CAPITULO III. METODOLOGIA DE ENSEÑANZA EN EL LABORATORIO	
PROPUESTA DE UNA METODOLOGIA DE ENSEÑANZA EN EL LABORATORIO	10
LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL	10
METODOLOGIA	10
METODOLOGIA DE ENSEÑANZA ACTUAL DEL LABORATORIO DE EQUILIBRIO FISICOQUIMICO	12
PROPUESTA DE METODOLOGIA	14
CAPITULO IV. PROPUESTA DE MATERIAL PARA PRACTICAS DE LABORATORIO Y PARA EXPERIENCIAS DE CATEDRA	
PROPUESTA DE MATERIAL PARA PRACTICAS DE LABORATORIO Y PARA EXPERIENCIAS DE CATEDRA	19
MATERIAL PARA PRACTICAS DE LABORATORIO	
"SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO EN SOLUCIONES"	21
"DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON	26
"CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO	34
"AZEOTROPOS"	40
"CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO"	48
"LA LEY DE RAULT"	54
"PROPIEDADES COLIGATIVAS"	61
"DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA"	66
"PROPIEDADES COLIGATIVAS. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE"	72
"DETERMINACION DE LA K_{EQ} EN UNA REACCION DE ESTERIFICACION"	78
MATERIAL PARA EXPERIENCIAS DE CATEDRA	
"DEMOSTRACION DE LA PRESION DE VAPOR"	88

	PAGINA
"HIELO BAJO PRESION"	93
"UNA DEMOSTRACION DE EBULLICION A TEMPERATURA AMBIENTE"	99
"UNA MEZCLA EUTECTICA CON APLICACIONES MEDICINALES"	105
CAPITULO V. ANALISIS DE RESULTADOS DEL MATERIAL PROPUESTO	
ESTUDIOS DE LAS PROPUESTAS	113
"SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO DE REACCION"	
"DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON"	123
"CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO"	133
"AZEOTROPOS"	144
"CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO"	153
"LA LEY DE RAULT"	164
"PROPIEDADES COLIGATIVAS"	182
"DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA"	187
"PROPIEDADES COLIGATIVAS. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE"	196
"DETERMINACION DE LA K_{eq} EN UNA REACCION DE ESTERIFICACION"	204
CAPITULO VI. CONCLUSIONES	
CONCLUSIONES	212
CAPITULO VII. BIBLIOGRAFIA	
BIBLIOGRAFIA	214

CAPITULO I

INTRODUCCION

I. INTRODUCCION

JUSTIFICACION

En la asignatura Equilibrio Físicoquímico (clave 1387) se enseñan conceptos básicos y se proporcionan las herramientas para el estudio del equilibrio de fases y el equilibrio en reacciones químicas. Estos conceptos se pueden aplicar en experimentos o bien se visualizan por medio de ellos, es por esto, que la enseñanza experimental es muy útil en esta asignatura.

Al establecerse el plan de estudios 1989 en la carrera de Química de Alimentos (Clave 2889), se estructuró la asignatura Equilibrio Físicoquímico y se proporcionó material nuevo para el programa de prácticas de laboratorio. Desde entonces, dicho material no ha sido renovado por lo que se presenta la oportunidad de hacer una propuesta de nuevo material para enriquecer el conjunto de prácticas con las que se cuenta actualmente y proponer una metodología de enseñanza experimental para esta asignatura.

La metodología tradicional de trabajo dentro del laboratorio, ha consistido en que el profesor explique cómo se debe hacer el experimento y los alumnos posteriormente lo realicen. Sin embargo, el experimento no es aprovechado en su totalidad para reforzar lo que los alumnos aprendieron en la teoría, pues por sí mismos no lo relacionan con lo que están viendo en el experimento. El profesor debe ser un soporte que dirija y estimule a los alumnos a plantearse las posibles preguntas y respuestas que surjan respecto a lo que están haciendo en la práctica.

Si se modifica la metodología de enseñanza, será posible:

- Mejorar el aprendizaje del alumno
- Fomentar espíritu investigador en el alumno
- Establecer una retroalimentación profesor - alumno (aporte de ideas y sugerencias)
- Estimular la actualización de conocimientos en el profesorado
- Formar un vínculo de confianza profesor - alumno y así eliminar el miedo a preguntar.

El objetivo principal del presente trabajo es dar una herramienta para mejorar la enseñanza práctica de la asignatura de equilibrio físicoquímico. Se proponen una serie de prácticas y una metodología general de enseñanza experimental para el laboratorio de Equilibrio Físicoquímico. Se seleccionó material para prácticas nuevas a fin de enriquecer el material ya existente para el laboratorio de esta asignatura. Este trabajo es también una fuente de proyectos de laboratorio para los alumnos que cursen esta materia u otra afín.

Se desarrolló este trabajo a través de las siguientes etapas:

Investigación en fuentes bibliográficas. Se consultaron publicaciones periódicas como el Journal of Chemical Education, Journal of Chemical Physics, Journal of Physical

Chemistry, Chemical Engineering, etc. a partir del año 1965 hasta 1991 sobre artículos de experiencias de laboratorio, experiencias de cátedra y otros que destacan algunas situaciones cotidianas que pueden explicar ciertos conceptos fisicoquímicos. Se consultaron además artículos relacionados con pedagogía y enseñanza en el laboratorio.

Clasificación de los artículos seleccionados. Tomando como base el temario de la asignatura de Equilibrio Fisicoquímico se clasificaron los artículos de acuerdo a los temas que se enseñan en teoría.

Montaje de experimentos. Se realizaron aquellas prácticas que se adecuaban a las condiciones de trabajo del laboratorio con el que cuenta nuestra Facultad de Química.

Diseño de prácticas. Se estructuró la forma para presentar cada experimento como una práctica formal de laboratorio, y como complemento a este formato se presentaron los resultados, ventajas y desventajas de cada práctica.

Pretendemos hacer énfasis en aquellas situaciones y actitudes que permitan al estudiante ir por su propio pie y guiado por el profesor al encuentro del conocimiento.

CAPITULO II

ANTECEDENTES. EL LABORATORIO DE EQUILIBRIO FISICOQUIMICO.

II. ANTECEDENTES. EL LABORATORIO DE EQUILIBRIO FISICOQUIMICO

EXPERIENCIAS EN LOS LABORATORIOS RELACIONADOS CON EL TEMA

Los laboratorios que están relacionados con la asignatura de equilibrio fisicoquímico, y que se cursaban antes de la implantación del plan 1989 de la carrera Química de Alimentos, fueron: Laboratorio de Fisicoquímica IV y Laboratorio de Termodinámica.

Algunas experiencias que se vivieron en estos laboratorios fueron:

Las prácticas desarrolladas fueron acordes al programa de estudios de esas materias. Dichas prácticas ilustraban conceptos de la asignatura que servirían de soporte para otras asignaturas que se impartirían en semestres más adelante.

Para algunas sesiones de laboratorio el material disponible era insuficiente y para grupos numerosos la división del trabajo de laboratorio para cada equipo era excesiva.

Para el desarrollo de las prácticas se contaba con copias de instructivos donde se explicaba el experimento. Dichos instructivos estaban constituidos por: una sección de teoría resumida, objetivos, material a utilizar, técnica experimental y la indicación de los cálculos a realizar. En ocasiones se incluían cuestionarios que algunas veces resultaban largos.

Existía el problema de defasamiento entre los temas vistos en teoría con respecto a los temas presentados en los experimentos de laboratorio situación que prevalece hasta la fecha.

CAMBIOS DE PLAN DE ESTUDIOS. SITUACION ACADEMICA ACTUAL.

El plan de estudios actual cambió la carrera de Químico Farmacobiólogo orientación Tecnología de Alimentos a Química de Alimentos.

Las materias que se daban en el plan de estudios para la carrera de Químico Farmacobiólogo (QFB) orientación Tecnología de Alimentos y que se relacionan con la materia de Equilibrio Fisicoquímico (clave 1387) del plan para Química de Alimentos son: Fisicoquímica I, Fisicoquímica II, Fisicoquímica III (que se impartían en tronco común) y Fisicoquímica Farmacéutica (común para todas las orientaciones de QFB). A estas materias no se les daba un enfoque especial para alimentos.

En el Plan de Estudios 1989 para Química de Alimentos las asignaturas relacionadas con Equilibrio Fisicoquímico son: Estructura de la Materia (asignatura teórica), Termodinámica (asignatura teórica - práctica) y Fisicoquímica de superficies y Cinética Química (asignatura teórica - práctica).



FACULTAD DE QUÍMICA
PLAN DE ESTUDIOS DE LA CARRERA DE
QUÍMICO FARMACÉUTICO
BIÓLOGO
ORIENTACIÓN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS "28"



ASIGNATURAS OBLIGATORIAS
 ASIGNATURAS OPTATIVAS
 TOTAL

343 CRÉDITOS
 14 CRÉDITOS
 396 CRÉDITOS

CLAVE MATERIA CRÉDITOS

CLAVE	MATERIA	CRÉDITOS
PRIMER SEMESTRE		
0231	FÍSICA I	6
0298	FISICOQUÍMICA I	6
0480	MATEMÁTICA I	10
0481	ANÁLISIS MATEMÁTICO	6
0297	FISICOQUÍMICA II	6
0456	LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I	10
SEGUNDO SEMESTRE		
0298	FÍSICA II	6
0530	QUÍMICA INORGÁNICA I	6
0125	CÁLCULO DIFERENCIAL E INTEGRAL	12
0298	FISICOQUÍMICA III	6
0127	ANÁLISIS FÍSICO-QUÍMICA ANALÍTICA I (por separado de separación)	6
0457	LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II	10
TERCER SEMESTRE		
0291	FÍSICA III	6
0521	MATEMÁTICA II	6
0529	ANÁLISIS FÍSICO-QUÍMICA ANALÍTICA II (por separado de separación)	6
0529	QUÍMICA ORGÁNICA I	18
CUARTO SEMESTRE		
0081	BIOESTADÍSTICA	6
0083	BIOLOGÍA CELULAR	6
0560	ANÁLISIS FÍSICO-QUÍMICA ANALÍTICA III (por separado de separación)	6
0560	QUÍMICA ORGÁNICA II	18
QUINTO SEMESTRE		
0211	ESTRUCTURA	6
0529	MICROBIOLOGÍA GENERAL	6
0529	ANÁLISIS FÍSICO-QUÍMICA ANALÍTICA IV (por separado de separación)	6
0084	BIOQUÍMICA I	6
0529	QUÍMICA ORGÁNICA III	18
SEXTO SEMESTRE		
0529	QUÍMICA ANALÍTICA V (por separado de separación)	6
0574	OPERACIONES UNITARIAS FARMACÉUTICAS	6
0292	FISICOQUÍMICA FARMACÉUTICA	12
0487	MICROBIOLOGÍA DE ALIMENTOS	10
0085	BIOQUÍMICA II	6
0574	QUÍMICA DE ALIMENTOS	6

CLAVE MATERIA CRÉDITOS

CLAVE	MATERIA	CRÉDITOS
SÉPTIMO SEMESTRE		
0818	PROCESOS DE ALIMENTOS	10
0295	EPIDEMIOLOGÍA APLICADA A LOS ALIMENTOS	7
0292	FISIOLOGÍA	7
0183	FISIOLOGÍA	7
0296	ANÁLISIS DE ALIMENTOS	10
OCTAVO SEMESTRE		
0127	CONTROL DE CALIDAD	6
0186	TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS I	6
0090	FERMENTACIONES INDUSTRIALES	10
0581	NUTRICIÓN	6
0343	INGENIERÍA INDUSTRIAL I	6
NOVENO SEMESTRE		
0175	DEsarrollo de Alimentos	6
0788	TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS II	6
0771	TECNOLOGÍA DE CEREALES	6
0013	HIGIENE INDUSTRIAL	6

ASIGNATURAS OPTATIVAS

0019	AZÚCAR I	6
0082	BIOTINTESIS MICROBIANA DE APLICACIÓN INDUSTRIAL	6
0209	ENDOLOGÍA	7
0294	FISIOLOGÍA Y BIOQUÍMICA DE MICROORGANISMOS	6
0526	MICROBIOLOGÍA AGRÍCOLA	6
0628	PRODUCTOS NATURALES	7
0681	RELACIONES HUMANAS	6
0770	TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS III	7
0782	TECNOLOGÍA DE MALTA Y CERVEZA	7

○ Asignaturas que se no se separan

□ Asignaturas que se separan por demás 102

* Puede escoger la Mesa de Análisis o de Química Analítica; cada una tiene 34 créditos



FACULTAD DE QUÍMICA

PLAN DE ESTUDIOS DE LA CARRERA DE QUÍMICA DE ALIMENTOS

CLAVE 2889



ASIGNATURAS OBLIGATORIAS (48) 408 CRÉDITOS
 ASIGNATURAS OPTATIVAS (3) 33 CRÉDITOS
 TOTAL DE ASIGNATURAS (49) 441 CRÉDITOS

CLAVE	ASIGNATURA	CRÉDITOS	CLAVE	ASIGNATURA	CRÉDITOS
PRIMER SEMESTRE			SÉPTIMO SEMESTRE		
1101	CÁLCULO DE FUNCIÓN DE UNA VARIABLE	6	1782	CONTROL DE CALIDAD I	6
1102	ALGEBRA	6	1783	TOXICOLOGÍA DE ALIMENTOS	6
1103	CINEMÁTICA Y DINÁMICA	6	1785	QUÍMICA DE ADITIVOS ALIMENTARIOS	6
1104	QUÍMICA GENERAL	30	1796	PRODUCTOS VEGETALES	6
			1787	PRODUCTOS CÁRNICOS	6
			1786	ANÁLISIS DE ALIMENTOS	10
SEGUNDO SEMESTRE			OCTAVO SEMESTRE		
1108	PROGRAMACIÓN Y COMPUTACIÓN	6			
1202	ECUACIONES DIFERENCIALES	6	1863	NUTRICIÓN I	6
1203	ELECTROMAGNETISMO	6	1864	PRODUCTOS DE CEREALES Y LEGUMINOSAS	6
1204	ESTRUCTURA DE LA MATERIA	6			
1207	TERMOQUÍMICA	6	1865	DESARROLLO DE ALIMENTOS	6
1208	BIOLOGÍA CELULAR	11	1866	PRODUCTOS LÁCTEOS	6
			1868	BIOTECNOLOGÍA	10
			1869	ANÁLISIS INSTRUMENTAL DE ALIMENTOS	6
TERCER SEMESTRE			NOVENO SEMESTRE		
1304	QUÍMICA INORGÁNICA	6			
1345	QUÍMICA ORGÁNICA I	6	1901	ADMINISTRACIÓN INDUSTRIAL	6
1346	QUÍMICA ANALÍTICA I	6	1963	INGENIERÍA Y REGULACIÓN ALIMENTARIA OPTATIVAS	32
1348	FISIOLOGÍA	11			
1367	EQUILIBRIO FISIQUÍMICO	11			
CUARTO SEMESTRE			ASIGNATURAS OPTATIVAS		
1302	ESTADÍSTICA	6	1965	DESARROLLO EXPERIMENTAL DE ALIMENTOS (PROYECTO)	20
1443	QUÍMICA ORGÁNICA II	10		OBLIGATORIAS DE ELECCIÓN	12
1446	QUÍMICA ANALÍTICA II	10			
1448	MICROBIOLOGÍA GENERAL	12			
1487	FISIOQUÍMICA DE SUPERFICIES Y QUÍMICA QUÍMICA	10			
QUINTO SEMESTRE			ASIGNATURAS OBLIGATORIAS DE ELECCIÓN		
1501	BIOQUÍMICA I	10	1061	BIOLOGÍA MOLECULAR	6
1848	QUÍMICA ORGÁNICA III	10	1062	CONTROL DE CALIDAD II	6
1548	QUÍMICA ANALÍTICA III	6	1063	ENOLOGÍA	6
1562	DISEÑO DE EXPERIMENTOS	6	1064	GRASAS Y ACEITES COMESTIBLES	6
1567	OPERACIONES UNITARIAS ALIMENTARIAS I	6	1065	MALTA Y CERVEZA	6
1568	MICROBIOLOGÍA DE ALIMENTOS	10	1066	NUTRICIÓN II	6
			1067	PRODUCTOS PESCUEROS Y ACUÍCOLAS	6
SEXTO SEMESTRE			1068	TRATAMIENTOS DE AGUAS Y DESECHOS INDUSTRIALES	6
1601	BIOQUÍMICA II	10			
1645	QUÍMICA ORGÁNICA IV	10			
1661	ECONOMÍA DE LA INDUSTRIA ALIMENTARIA	6			
1662	ANÁLISIS SENSORIAL	6			
1666	QUÍMICA DE ALIMENTOS	6			
1667	OPERACIONES UNITARIAS ALIMENTARIAS II	10			

Con el cambio de plan de estudios se elaboraron nuevos temarios para cada asignatura, se reubicaron los temas de algunas de ellas y se dieron nuevos nombres a cada asignatura.

A continuación se da un equivalente aproximado de las asignaturas del plan 1989 respecto al plan anterior:

PLAN ANTERIOR	PLAN 1989
FISICOQUIMICA I	ESTRUCTURA DE LA MATERIA
FISICOQUIMICA II Y III	TERMODINAMICA
FISICOQUIMICA III	EQUILIBRIO FISICOQUIMICO
FISICOQUIMICA FARMACEUTICA	FISICOQUIMICA DE SUPERFICIES Y CINETICA QUIMICA

Actualmente en el laboratorio de Equilibrio Físicoquímico no se cuenta con un manual editado para realizar los experimentos; se utiliza como guía experimental una serie de instructivos que explican las prácticas. La mayor parte de las prácticas se refieren a la unidad III del temario (Equilibrio de Fases) y solo una práctica abarca temas de la unidad II (Cálculos de potenciales químicos y Fugacidades).

El tiempo que utiliza el profesor de teoría en enseñar las primeras dos unidades, es a la vez el tiempo en que ya se han realizado al menos 3 prácticas que corresponden a la segunda y tercera unidades de teoría; por lo que no hay correspondencia cronológica para dichas lecciones.

Hay una herramienta muy útil para entender la teoría y que sin embargo es poco empleada por los profesores de teoría, ésta es la **experiencia de cátedra**, que es un pequeño experimento con fines ilustrativos muy llamativos, y que se desarrolla durante la clase de teoría con el fin de explicar ciertos conceptos que a los alumnos se les dificulta entender.

CAPITULO III

METODOLOGIA DE ENSEÑANZA EN EL LABORATORIO.

III. PROPUESTA DE UNA METODOLOGIA DE ENSEÑANZA EN EL LABORATORIO.

LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL

La enseñanza experimental es parte significativa de los cursos de química y no debido a que sea "divertida", ni a que enseñe principios o desarrolle actividades técnicas, sino a que, la esencia de la asignatura así lo requiere.

La química estudia el mundo material, entre otras cosas las reacciones, los colores, los olores y sabores (cuando es posible), utilizando para ello material, equipo de laboratorio e instrumentación sofisticados. Generalmente la química da sus explicaciones en términos de relaciones matemáticas; si la química se separara de las matemáticas uno corre el riesgo de quedarse con un cuerpo de hechos coloridos e interesantes, pero no científicos. Por otro lado, si en el curso de química hay poca enseñanza de laboratorio, puede volverse un curso de manipulación de símbolos matemáticos y abstractos.

El aprendizaje teórico es en esencia pasivo y receptivo dado que la enseñanza teórica es unidireccional en el sentido: " ... estudiante entiende esto que es así ". En la enseñanza teórica no tiene cabida el otro sentido: que por sus propios medios, a través de sus percepciones, el estudiante llegue por sí solo a la obtención del conocimiento. Este último sentido lo da la enseñanza experimental.

Mencionado lo anterior, es claro que debe existir una relación equilibrada entre la teoría y el laboratorio para una obtención de conocimiento más adecuada.

La experiencia de laboratorio es una parte del proceso en que el intelecto viene a "ver" qué es la ciencia química.

METODOLOGIA

Una metodología es el estudio formal de los procedimientos utilizados en la adquisición, aplicación o exposición de un conocimiento.

Para una asignatura experimental, este estudio está integrado por varios factores como son:

1. Tipo de asignatura a enseñar
2. Papel del profesor
3. Prácticas o experimentos
4. Lugar
5. Material disponible
6. Manual de laboratorio
7. Papel del alumno

1. Tipo de asignatura a enseñar. Para adoptar una metodología, es necesario tomar en cuenta lo que se va a enseñar. La metodología se debe adecuar al contenido del programa de estudios resaltando los temas más importantes y de mayor aplicación.

2. Papel del profesor. Las tareas a desempeñar por el profesor son todas de primordial importancia, pues de ellas depende el buen cumplimiento de los objetivos de la enseñanza.

Como requisito, debe poseer la experiencia y los conocimientos tanto teóricos como experimentales de la asignatura que imparte. Su papel es ayudar a resolver dudas no acrecentarlas.

-Debe ejecutar las prácticas a fin de familiarizarse con el fenómeno que se estudiará, cuantificarlo, manejarlo, conocer sus problemas y posibles soluciones.

-Durante la sesión de laboratorio, debe dar las indicaciones necesarias para el desarrollo de la práctica y estar siempre dispuesto a aclarar dudas.

-Debe evaluar el desempeño global del alumno en el laboratorio: participación, realización del experimento, exámenes, informes, ejercicios, etc.

3. Prácticas. Son el conjunto de experimentos que realizará el alumno dentro del laboratorio. Los experimentos deben ser didácticos y seguros.

4. El lugar, el espacio donde se realiza el experimento, debe tener las dimensiones suficientes que garanticen la comodidad y seguridad de los alumnos y del profesor durante la ejecución del experimento.

5. Material disponible. Se refiere a los elementos necesarios e indispensables para llevar a cabo un experimento de laboratorio. Tales elementos son el equipo y los reactivos.

El equipo, debe estar en buenas condiciones y en número suficiente. Su manejo debe ser seguro.

Los reactivos deberán estar debidamente envasados y catalogados.

6. Manual de Laboratorio. El manual es una guía de la enseñanza experimental que tiene la descripción de los experimentos que se realizarán en el laboratorio. Debe estar redactado en términos claros explicando correctamente la manipulación del material y equipo, marcando las medidas de seguridad a observar. Debe indicar los parámetros que se registrarán durante el desarrollo del experimento, así como el tratamiento que se les dará para alcanzar los objetivos de la práctica.

7. Papel del Alumno. Para que un alumno realice un experimento en un laboratorio:

-Debe leer la descripción del experimento en el manual y escuchar la explicación del profesor.

-Debe realizar el experimento siguiendo todas las medidas de seguridad que se le indiquen y recopilar todos los datos que se le pidan.

-Con base en los datos experimentales, debe realizar un informe en donde exponga los resultados obtenidos y haga comentarios a lo observado durante el experimento.

-Debe ser evaluado en las actividades que realice dentro del laboratorio.

METODOLOGIA DE ENSEÑANZA ACTUAL DEL LABORATORIO DE EQUILIBRIO FISICOQUIMICO

En cada sesión de laboratorio de Equilibrio Físicoquímico, el **PROFESOR** desempeña sus tareas siguiendo un esquema general del tipo:

- Exposición del tema y conceptos (teoría)
- Explicación del desarrollo experimental
- Explicación del algoritmo de cálculo
- Supervisión durante la realización del experimento

Para cubrir la etapa teórica, se realiza una discusión previa con los alumnos, de los conceptos que se estudiarán en la práctica. Se empieza con un pequeño preámbulo y preguntas o bien pidiendo comentarios para que se realice la discusión de los conceptos.

Posteriormente se da la explicación de la técnica, algunos pasos de ésta (sobre todo en el manejo de equipo) necesitan la explicación en forma física con el material.

Después de la explicación de la técnica, el profesor da las indicaciones necesarias sobre el manejo de datos experimentales y explica el algoritmo de cálculo para la obtención de los resultados.

Durante la etapa de realización del experimento, se supervisa el correcto montaje del equipo a utilizar, el manejo de los reactivos, la manipulación del equipo, etc.

Los **experimentos** que demuestran o que ayudan a visualizar los conceptos vistos en clase de teoría constituyen la razón de ser de un laboratorio de enseñanza. Estos tienen que ser sencillos, claros e ilustrativos, en una palabra: **DIDACTICOS**. Los experimentos que se realizan en el laboratorio de esta asignatura observan todas las medidas de seguridad.

Los temas no se estudian al mismo tiempo en el laboratorio que en la teoría, este problema es provocado por varios factores, entre ellos, la falta de variedad de temas para realizar prácticas.

Para realizar las prácticas, se tiene el **espacio de laboratorios** suficiente. Los laboratorios cuentan con las medidas de seguridad necesarias, así como el **material, el equipo y los reactivos** que se utilizarán en las prácticas.

Actualmente no se cuenta con un **manual de laboratorio**. Las prácticas se realizan por equipos de 3 personas teniendo como base para desarrollarlas instructivos donde se indican los puntos de la práctica: nombre de la práctica, objetivos, introducción, material y reactivos, técnica experimental, cálculos, cuestionario y bibliografía.

Para que el **alumno** pueda aprovechar todos los recursos anteriormente mencionados y, de esta forma, mejore su aprendizaje, es conveniente que:

-Antes de cada sesión de laboratorio se prepare en los aspectos principales de la teoría, teniendo como guía la introducción del manual y las indicaciones especiales que el profesor le haya dado.

-Lea y entienda la descripción y el manejo del equipo y el desarrollo experimental a fin de que entienda las actividades que realizará durante el experimento.

-Participe en la discusión de los conceptos y así entienda lo que deberá observar en el experimento.

Para evaluar el desempeño del alumno en el laboratorio se realizan dos exámenes en el semestre, además de sesiones de problemas y, para cada práctica se entrega un informe de resultados que contiene los siguientes puntos:

- 1.- Nombre de la práctica.
- 2.- Objetivos de la práctica.
- 3.- Introducción.
- 4.- Material y reactivos.
- 5.- Desarrollo experimental.
- 6.- Tablas de datos experimentales.
- 7.- Cálculos.
- 8.- Resultados y gráficas.
- 9.- Análisis de resultados.
- 10.- Cuestionario (si no fué entregado antes).
- 11.- Conclusiones.
- 12.- Bibliografía.

PROPUESTA DE METODOLOGÍA.

El presente trabajo propone una metodología que pretende ayudar a mejorar el proceso de enseñanza - aprendizaje en el laboratorio de Equilibrio Físicoquímico.

Aunada a la metodología de trabajo actual, se proponen los siguientes puntos:

- La exposición y discusión de conceptos que se realiza entre el profesor y los alumnos antes de iniciar el experimento no deberá durar más de 30 minutos.

- Para evaluar el conocimiento de los alumnos sobre el desarrollo de la práctica (¿Qué tanto sabe el alumno sobre lo que va a hacer?), el profesor pedirá a los alumnos que describan la técnica a seguir por medio de un diagrama de bloques sin auxiliarse del manual de laboratorio y lo entreguen. Una vez que todos los alumnos hayan entregado sus diagramas, se discutirá la técnica con la participación de los alumnos, a fin de construir un diagrama de bloques óptimo.

Con el diagrama de bloques óptimo se tiene una herramienta que explica en forma resumida y concisa los pasos a dar, por lo que sólo se deben seguir sus instrucciones para un correcto desarrollo del experimento.

- Durante el desarrollo del experimento, el profesor debe formular preguntas encaminadas a deducir los conceptos, las causas y los efectos que estén involucrados en éste.

- Se propone que todas las unidades del temario de teoría estén contempladas en el programa de prácticas del laboratorio, teniendo como base los temas principales, los más útiles y los más difíciles de entender en la teoría (siempre y cuando se puedan ilustrar con un experimento), para así aprovechar al máximo los recursos del laboratorio y eliminar las debilidades de los alumnos sobre la teoría.

- Para que exista una mayor eficiencia del proceso de enseñanza - aprendizaje, deben corresponder cronológicamente los temas vistos en teoría y en el laboratorio.

- Los experimentos deben contemplar alguna alternativa para los casos en que sea necesario hacer modificaciones causadas por carencia de reactivos o material.

- Se propone asignar un proyecto a los alumnos sobre alguno de los temas vistos durante el curso de teoría para presentarse al final del semestre, esto es con el fin de iniciar al alumno en la investigación.

- Las prácticas propuestas en este trabajo requieren de poco material, además de que éste es sencillo. Están diseñadas para que se realicen en equipos de 3

personas, número que se considera adecuado para el aprovechamiento del experimento y que actualmente se maneja en la metodología de trabajo.

- Para la guía de realización de prácticas se propone una estructura del **MANUAL DE LABORATORIO** con los siguientes puntos:

TITULO. Apropiado al objetivo didáctico que se persigue.

INTRODUCCION. Que incluya la información suficiente y necesaria para permitir al estudiante comprender las bases y los objetivos del experimento.

OBJETIVOS. Redactados en forma clara y concisa.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO. Las preguntas del cuestionario prelaboratorio están encaminadas a resaltar los conceptos que se estudiarán con el experimento, ayudan a plantear las hipótesis sobre lo que sucederá en éste, sirven para que se investiguen los datos que se utilizarán en él, proporcionan las herramientas para entender el lenguaje que se maneja en el desarrollo de la práctica y como ayuda para poder participar en la etapa de discusión de la práctica.

MATERIAL Y REACTIVOS. Donde se especifique la cantidad de material de laboratorio por equipo de tres personas así como los reactivos a utilizar.

DESCRIPCION Y MANEJO DE EQUIPO. Que se detalle la manera como se monta el equipo, y se anexe un diagrama con el aspecto final del sistema. Se deben indicar las precauciones y cuidados que se deben tener al manipular y realizar el experimento.

DESARROLLO EXPERIMENTAL. Que se explique claramente el desarrollo experimental, fijando en el texto las advertencias y medidas de seguridad como instrucciones específicas llamando a acciones específicas; si la medida de seguridad no es anotada en el procedimiento mismo, se tiende a restar importancia a lo que se indica. Se deben indicar los parámetros a medir conforme se explica el desarrollo, con el fin de registrar adecuadamente y sin confusiones los datos.

RESULTADOS EXPERIMENTALES. En este punto se registrarán los parámetros medidos en el experimento. Para mediciones repetitivas deben darse tablas de registro.

CALCULOS. En esta parte se debe indicar cómo se manejan algebraicamente los datos experimentales con el fin de llegar a los resultados de los objetivos planteados.

QUESTIONARIO. En este punto se deben formular preguntas con el fin de aprovechar los datos y resultados experimentales y demostrar la utilidad tanto de las mediciones como del tema del experimento.

BIBLIOGRAFIA. Además de libros de texto se deben indicar lecturas recomendadas relacionadas con el tema, que ayuden a entender mejor los principios del experimento.

- El alumno deberá realizar un informe de resultados de cada práctica. Se propone una estructura que contenga los siguientes puntos:

- 1.- Nombre de la práctica.
- 2.- Objetivos de la práctica.
- 3.- Diagrama de Bloques de la técnica experimental.
- 4.- Tablas de resultados experimentales.
- 5.- Algoritmo de Cálculo.
- 6.- Cálculos y resultados.
- 7.- Interpretación de resultados.
- 8.- Cuestionario.
- 9.- Conclusiones.
- 10.- Bibliografía.

El alumno deberá escribir los objetivos en sus propias palabras.

Se debe incluir el diagrama de bloques óptimo construido en clase, agregando las observaciones pertinentes que pudieron haber influido en el desarrollo del experimento.

Las tablas de resultados experimentales tienen una presentación definida, se deberán registrar los datos conforme a esta estructura.

El algoritmo de cálculo será explicado por el profesor antes de cada práctica, y los alumnos lo redactarán con sus propias palabras, de esta manera indicarán qué hicieron para obtener los resultados.

Los cálculos y resultados incluyen tablas, gráficas y observaciones.

La interpretación de resultados son los comentarios a los cálculos realizados y a las posibles causas de los errores experimentales.

El cuestionario se incluye para comprobar que el alumno realizó y entendió el experimento.

Finalmente en las conclusiones se darán los comentarios acerca de los objetivos de la práctica.

- Para evaluar el desempeño del alumno, se propone que se tomen los siguientes aspectos:

Participación en la discusión
Diagrama de bloques de la técnica experimental
Desempeño durante el experimento
Informe de resultados
Proyecto

Esta Metodología está basada en la estructura de prácticas propuesta en este trabajo.

CAPITULO IV

**PROPUESTA DE MATERIAL
PARA PRACTICAS DE
LABORATORIO Y PARA
EXPERIENCIAS DE CATEDRA.**

PROPUESTA DE PRACTICAS DE LABORATORIO Y EXPERIENCIAS DE CATEDRA

En este capítulo se presenta el formato de las prácticas de laboratorio y de las experiencias de cátedra que se desarrollaron para el presente trabajo. En la primera parte del capítulo se hace la descripción de las prácticas y en la segunda parte se presentan las experiencias de cátedra.

La estructura de cada práctica de laboratorio contiene los siguientes puntos:

- 1.- Título de la práctica.
- 2.- Introducción.
- 3.- Objetivos.
- 4.- Cuestionario Prelaboratorio.
- 5.- Material y reactivos.
- 6.- Descripción y manejo de equipo.
- 7.- Desarrollo experimental.
- 8.- Tabla de resultados experimentales.
- 9.- Cálculos.
- 10.- Cuestionario.
- 11.- Bibliografía.

El orden de presentación de las prácticas va de acuerdo a las unidades del programa de teoría.

Para las experiencias de cátedra la estructura que se presenta es:

- 1.- Título de la experiencia de cátedra.
- 2.- Introducción.
- 3.- Objetivos.
- 4.- Material y reactivos.
- 5.- Desarrollo experimental.
- 6.- Comentarios.
- 7.- Cuestionario.
- 8.- Bibliografía.

Se anexan las respuestas del cuestionario de cada experiencia de cátedra.

Con objeto de presentar en forma concisa el esquema general de cada experimento, se anexa una hoja titulada **PERFIL DEL EXPERIMENTO** donde se exponen algunas de las características de la práctica como son: los objetivos que persigue el experimento, su forma de trabajo (grupal o por equipo), el tiempo aproximado para su realización, etc.

MATERIAL PARA
PRACTICAS DE LABORATORIO

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO EN SOLUCIONES

OBJETIVOS En este experimento se estudian los conceptos de equilibrio en un sistema sin reacción química, solubilidad y solución saturada. Se estudian dos métodos para preparar soluciones saturadas y se aplican los conceptos de molaridad, molalidad, fracción mol y porcentaje en peso.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 120 min

SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO EN SOLUCIONES

INTRODUCCION

El equilibrio implica una situación en la cual no hay cambio en las propiedades de un sistema respecto al tiempo.

Esta condición requiere de un balance de todos los potenciales que puedan causar un cambio; la rapidez de cambio y por tanto la rapidez de aproximación al equilibrio, es proporcional a la diferencia de potencial entre el estado inicial y el estado de equilibrio.

El estado de equilibrio de un sistema cerrado es aquél en el cual la Energía Libre de Gibbs total es un mínimo respecto a todos los cambios posibles a las temperaturas y presiones dadas. Considérese un sistema que reacciona según la ecuación:



Si la energía libre disminuye a medida que la reacción avanza, entonces la reacción se realiza espontáneamente en la dirección señalada; el avance de la reacción y la disminución de la energía libre se producen hasta que la energía libre del sistema logra un valor mínimo; cuando se alcanza este valor, la reacción se encuentra en equilibrio. Si la energía libre del sistema aumenta a medida que la reacción se desarrolla en el sentido indicado, la reacción será espontánea en dirección opuesta, con disminución de la energía libre. De nuevo la energía libre de la mezcla alcanzará un valor mínimo en la posición de equilibrio.

De aquí que una característica importante que distingue a un sistema en equilibrio de un sistema en estado estable cuya velocidad de cambio es difícil de observar, es que el equilibrio puede ser alcanzado por ambos lados.

Supóngase que se tiene el equilibrio entre un soluto en solución y el mismo soluto en estado sólido puro. En esta situación, la solución está saturada. La condición de equilibrio es que el μ del soluto debe ser el mismo en cualquier parte, esto es,

$$\mu_2(T,P,X_2) = \mu_{2(sólido)}(T,P),$$

donde X_2 es la fracción molar del soluto en la solución saturada y es, por tanto, la solubilidad expresada como fracción molar.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Comprobará que el equilibrio de un sistema se puede alcanzar por distintos caminos.
- 2.- Aplicará dos métodos para preparar una solución saturada.
- 3.- Ejercitará los conceptos de molaridad, molalidad, fracción mol y por ciento en peso, además del análisis de error experimental.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Cómo se define el equilibrio en un sistema fisicoquímico?
- 2.- ¿Qué es solubilidad?
- 3.- ¿Qué es molaridad, molalidad, fracción mol y % en peso?
- 4.- ¿Qué es estado estable?
- 5.- ¿Cuál es la solubilidad del KCl en agua?

MATERIAL Y REACTIVOS

4 vasos de precipitados de 50 ml
2 vidrios de reloj
2 agitadores
2 pipetas graduadas de 10 ml
1 embudo de vidrio de tallo corto
1 espátula
papel tornasol
papel filtro

K_2CO_3
KCl
 $HCl_{(conc.)}$

DESARROLLO EXPERIMENTAL

PREPARACION DE UNA SOLUCION SATURADA POR PRECIPITACION.

Se prepara una solución acuosa saturada de carbonato de potasio, y se le quitan los sólidos por filtración. Se toman 10 ml y se le agrega gota a gota ácido clorhídrico concentrado agitando hasta que la solución indique acidez en el papel tornasol, lo que significa que la reacción se ha llevado a cabo por completo.

PREPARACION DE UNA SOLUCION SATURADA POR SOLUCION.

Se prepara mezclando 10 gr de cloruro de potasio sólido y 25 ml de agua destilada, se agita vigorosamente por algunos minutos hasta que ya no se disuelva algún cristal más.

NOTA: Al disolver las sales, toque la parte inferior del vaso de precipitados.

ANALISIS DE LA SOLUCION SATURADA.

Se deja que las soluciones alcancen la misma temperatura y se les eliminan los sólidos que tengan por filtración. Se transfieren 10 ml de cada solución filtrada a respectivos vasos de precipitados previamente pesados y se determinan las masas de las soluciones por diferencia. Se evapora hasta sequedad y se determinan las masas de los residuos. Se recupera el cloruro de potasio de la solución saturada de la segunda preparación. NOTA: no se recupera el de la primera porque el cloruro de potasio está contaminado con el ácido clorhídrico que se utilizó para la reacción.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Peso del vaso de precipitados 1 vacío: _____
Peso del vaso de precipitados 2 vacío: _____
Peso del vaso de precipitados 1 con primera disolución: _____
Peso del vaso de precipitados 2 con segunda disolución: _____
Peso del vaso de precipitados 1 con residuo: _____
Peso del vaso de precipitados 2 con residuo: _____

CALCULOS

- 1.- Calcular la concentración de las soluciones y expresarlas en términos de molaridad, molalidad, fracción mol, % en peso y en gr/100 cc de agua.
- 2.- Comparar los valores de concentración de ambas soluciones.
- 3.- Calcular el error experimental respecto al valor de solubilidad reportado en la literatura.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Cómo se prepara una solución saturada?
- 2.- ¿Cuáles fueron los caminos que se siguieron para llegar al equilibrio?
- 3.- ¿De qué tipo es el proceso que ocurre entre el carbonato de potasio y el ácido clorhídrico?

BIBLIOGRAFIA

- Umland J.B., Fefer J.A.
Equilibrium or Slow Change? An Experiment for the General Chemistry Laboratory
J. Chem. Educ. 1983, vol.60, pp.59
- Battino R.
A Dynamic Lecture Demonstration of Dynamic Equilibrium - The BG System
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp.55
- Olney D.J.
Some Analogies for Teaching Rates/Equilibrium
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp.696
- Deamer D.W., Selinger B.K.
Would that Pop Bottle Really go Pop? An equilibrium question
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp.518
- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp.289,232

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON

OBJETIVOS En este experimento se aplica la ecuación de Clausius -Clapeyron para determinar presiones de vapor del agua y su entalpía de vaporización. Se estudian las distintas expresiones de la ecuación de Clapeyron dependiendo del equilibrio del que se hable. Se obtienen los datos de la curva de equilibrio líquido - vapor en el intervalo de temperatura entre 50°C y 80°C.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 120 min

DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON.

INTRODUCCION

Experimentalmente se observa que al calentar una sustancia líquida aumenta su tendencia a pasar hacia la fase de vapor. Esta tendencia se cuantifica a través de la presión de vapor. La variación de la presión de vapor de una sustancia depende tanto de la temperatura como de la cantidad de energía que es necesario suministrar para pasar esa sustancia hacia la fase de vapor. Esa cantidad de energía recibe el nombre de **ENTALPIA DE VAPORIZACION** para la transición de líquido a vapor y **ENTALPIA DE SUBLIMACION** para la transición sólido a vapor.

La ecuación de Clausius - Clapeyron es un medio de describir la variación de la presión de vapor con la temperatura, además de que puede utilizarse para determinar la entalpía de vaporización.

Para que exista la condición de equilibrio entre dos fases, α y β , de una sustancia pura que coexisten a la misma temperatura y presión se debe cumplir que:

$$\mu_{\alpha}(T, P) = \mu_{\beta}(T, P) \quad (\text{en un pto. de eq.}) \quad (1)$$

donde μ = potencial químico

Si la temperatura del sistema cambia, la presión también deberá variar de tal forma que puedan mantenerse las dos fases en equilibrio. Así, si la presión cambia hasta un valor $P + dP$, la temperatura de equilibrio será $T + dT$ y el valor de μ cambiará a $\mu' = \mu + d\mu$. Entonces, a las nuevas condiciones de equilibrio:

$$\mu'_{\alpha} = \mu_{\alpha}(T, P) + d\mu_{\alpha} \quad (2)$$

$$\mu'_{\beta} = \mu_{\beta}(T, P) + d\mu_{\beta} \quad (3)$$

Puesto que en el equilibrio se debe cumplir que $\mu'_{\alpha} = \mu'_{\beta}$, se desprende que:

$$d\mu_{\alpha} = d\mu_{\beta} \quad (4)$$

Puesto que $d\mu = -SdT + VdP$, se tiene que:

$$d\mu_{\alpha} = -S_{\alpha}dT + V_{\alpha}dP \quad (5)$$

$$d\mu_\beta = -\bar{S}_\beta dT + \bar{V}_\beta dP \quad (6)$$

y sustituyendo en la ecuación (4)

$$(\bar{S}_\beta - \bar{S}_\alpha) dT = (\bar{V}_\beta - \bar{V}_\alpha) dP \quad (7)$$

Si la transformación es de $\alpha \rightarrow \beta$ entonces

$$\Delta \bar{S} = \bar{S}_\beta - \bar{S}_\alpha$$

$$\Delta \bar{V} = \bar{V}_\beta - \bar{V}_\alpha$$

y la ecuación (7) queda como:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{S}}{\Delta \bar{V}} \quad (\text{Ec. de Clapeyron}) \quad (8)$$

Recordando que para una transición de fase a temperatura constante, $\Delta S = \Delta \bar{H}/T$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}}{T \Delta \bar{V}} \quad (9)$$

Para el paso de líquido a vapor

$$\Delta \bar{H} = \bar{H}_g - \bar{H}_l$$

ya que $V_g = V_l$, entonces

$$\Delta \bar{V} = \bar{V}_g - \bar{V}_l = \bar{V}_g$$

sustituyendo

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}}{T \bar{V}_g} \quad (10)$$

Para el modelo ideal, $V_g = RT/P$ entonces

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}}{T \left(\frac{R T}{P} \right)} \quad (11)$$

separando variables e integrando entre límites:

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = \frac{\Delta \bar{H}}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2} \quad (12)$$

se obtiene

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = - \frac{\Delta \bar{H}}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right] \quad (\text{Ec. Clausius - Clapeyron}) \quad (13)$$

De donde se puede evaluar el $\Delta \bar{H}$ de vaporización si se conocen dos puntos de equilibrio.

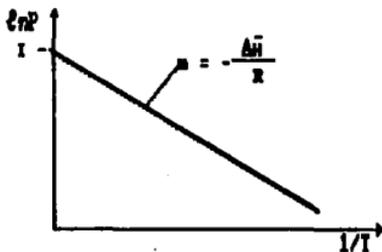
Al llevar a cabo la integración sin límites, se obtiene una expresión como la siguiente:

$$\ln P = - \frac{\Delta \bar{H}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + I \quad (14)$$

$$(y) = (m) (x) + (b)$$

donde I = constante de integración.

Una representación gráfica de las presiones y temperaturas del equilibrio genera una recta como la que se muestra a continuación:



Basta con tener suficientes puntos experimentales para obtener gráficamente el $\Delta \bar{H}_{\text{vap}}$.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Obtendrá presiones de vapor del agua en el intervalo de temperaturas 50° - 80°C.
- 2.- Con la ecuación de Clausius - Clapeyron obtendrá el valor del ΔH_{vap} del agua (analítica y gráficamente).

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- Deduzca la ecuación integrada de Clapeyron para el equilibrio líquido - vapor.
- 2.- Dibuje un diagrama Presión vs. Temperatura para una sustancia pura e identifique las curvas de equilibrio.
- 3.- Investigue el valor promedio reportado en la literatura del ΔH_{vap} del agua (intervalo de temp. 50° - 80°C).
- 4.- Obtenga por regresión la mejor expresión para los datos del punto 3.

MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 probeta graduada de 10 ml
- 1 vaso de precipitados de 1 Lt.
- 1 tripie con tela de alambre con asbesto
- 1 mechero de Bunsen
- 1 termómetro (-10 a 110°C)
- 1 bandeja

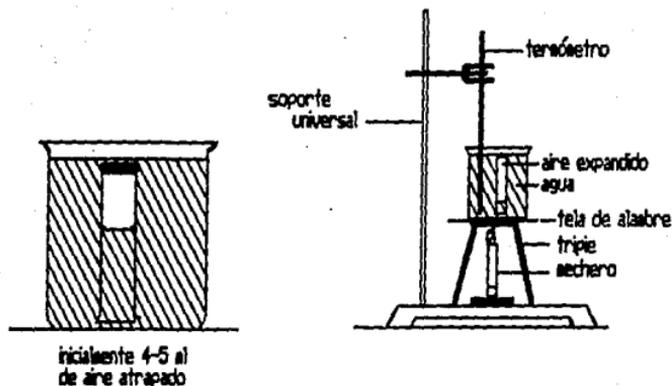
Agua

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se tiene un vaso de precipitados de 1 Lt. lleno hasta 3/4 partes con agua. Se llena una probeta graduada de 10 ml hasta 2/3 partes con agua. Se tapa la probeta con un dedo, se invierte rápidamente y se sumerge en el vaso de 1 Lt. Debe quedar atrapada una muestra de aire de 4 a 5 ml dentro de la probeta.

Si es necesario agregar más agua al vaso para asegurar que el aire atrapado esté rodeado por agua. Una vez hecho esto, calentar el agua con un mechero de Bunsen hasta aproximadamente 80°C.

Observar el volumen de aire atrapado. Cuando éste se expanda más allá de la escala de la probeta, retirar el mechero y permitir que el agua se enfríe. Colocar el baño de agua sobre una bandeja.



Cuando el aire atrapado comience a contraerse y el volumen (V) se pueda volver a leer, registrar la temperatura (T) del baño cada 0.2ml hasta 50°C. RECOMENDACIONES: Agitar frecuentemente el baño de agua para evitar gradientes de temperatura. Si el enfriamiento es muy lento puede agregarse hielo para acelerarlo.

Después que la temperatura ha alcanzado los 50°C, enfriar el agua rápidamente hasta aproximadamente 5°C agregando hielo. Registrar el volumen del gas y la temperatura del agua.

Investigar el valor de la presión atmosférica.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Llenar la siguiente tabla con los datos de temperatura y volumen observados.

T (°C)	V (ml)

CALCULOS

- 1.- Se corrigen todas las lecturas de volumen restando 0.2 ml para compensar el menisco invertido.
- 2.- Usando los valores de volumen y temperatura de la última lectura y el valor de la presión atmosférica; se calcula el número de moles de aire atrapado. Se asume que la presión de vapor del agua es despreciable comparada con la presión del aire a baja temperatura.
- 3.- Para cada temperatura, se calcula la presión parcial del aire en la mezcla gaseosa.

$$P_{\text{aire}} = \frac{n_{\text{aire}}RT}{V}$$

- 4.- Se calcula la P_{vap} del agua a cada temperatura:
$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{aire}}$$
- 5.- Se traza una gráfica del logaritmo de la P_{vap} del agua contra $1/T$ y se traza la mejor línea recta entre los puntos. Se determina la pendiente y utilizando la ecuación de Clausius - Clapeyron, se calcula el ΔH_{vap} y se compara con el valor reportado en la literatura.
- 6.- Usando la gráfica se encuentra el valor de la presión de vapor del agua a 65°C y se compara con el valor bibliográfico de 187.5 Torr.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Cómo varían los valores del $\ln(P_{\text{vap}})$ del agua respecto al inverso de la temperatura?
- 2.- Escriba la expresión de Clausius - Clapeyron para los equilibrios sólido - líquido y sólido - gas.
- 3.- Explicar por qué se deben corregir las lecturas de volumen.

BIBLIOGRAFIA

- Levinson G. S.
A Simple Experiment for Determining Vapor Pressure and Enthalpy of Vaporization of Water.
J. Chem. Educ. 1982, vol. 59, pp 337-338
- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp. 263-267

- Smith J.M., Van Ness H.C.
Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química
McGraw Hill
México 1980
Apéndice C

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO

OBJETIVOS En este experimento se estudia el equilibrio líquido - vapor, los principios de destilación fraccionada, los conceptos de punto de burbuja y punto de rocío. Con los datos de presión de vapor obtenidos con la ecuación de Antoine se construye un diagrama temperatura vs composición, el cual se compara con el diagrama obtenido con datos experimentales.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u

NOTA: Para un grupo con 5 equipos, se pueden asignar 2 mezclas por equipo, a fin de completar el rango de composiciones

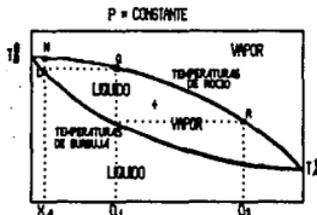
TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 165 min (60 min para cada determinación).
NOTA: Cada determinación implica las dos mediciones de temperatura de ebullición.

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO

INTRODUCCION

Las bases físicas de la destilación fraccionada se pueden explicar a partir de un diagrama temperatura - composición para una mezcla ideal de dos líquidos volátiles. Dicho diagrama se construye con datos determinados experimentalmente o bien, si se dispone de información se puede construir teóricamente; por ejemplo la ecuación de Antoine es una ecuación empírica que representa los datos experimentales de la presión de vapor en función de la temperatura para cualquier líquido, su base teórica es la ecuación de Clausius - Clapeyron.

Si se consideran dos líquidos A y B que forman una disolución ideal, el diagrama de fases líquido vapor (T vs x_A) a $P = \text{cte.}$ se representa en la siguiente figura:



donde T_B^* y T_A^* son las temperaturas de ebullición de B y A puros, respectivamente. La curva inferior representa las temperaturas a las que aparece la primera burbuja de vapor a las distintas concentraciones de líquido (x). La curva superior indica las temperaturas a las cuales desaparece la última gota de líquido a las distintas concentraciones de vapor (y).

Al calentar una muestra de composición x_A , el líquido empezará a ebullición en el punto L (formará burbujas, de ahí que se le conozca como punto de burbuja). A medida que se aumenta la temperatura y se vaporice más líquido, éste se enriquecerá en el componente B, menos volátil y de punto de ebullición más elevado. Finalmente se alcanza el punto N en el que se evapora la última gota del líquido (si pensamos en el proceso de enfriamiento, en este punto se formará la primera gota de líquido, por lo que a este punto se le llama punto de rocío).

El primer vapor que aparece cuando hierve una disolución de composición x_A , tiene una composición D_1 (punto Q). Si se quita este vapor del sistema y se condensa, se obtiene un líquido de composición D_1 . La vaporización de éste líquido da un vapor de composición inicial D_1 (punto R). Por lo tanto condensando y volviendo a vaporizar sucesivamente la mezcla, ésta se puede llegar a enriquecer en uno de los componentes. A este procedimiento se le conoce como destilación fraccionada.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Obtendrá la curva Temperatura - composición de una mezcla binaria de comportamiento ideal.
- 2.- Aplicará la ecuación de Antoine para la construcción del diagrama Temperatura vs composición.
- 3.- Utilizará un método simplificado para la construcción de la curva de composición del líquido del diagrama T vs x.
- 4.- Aprenderá los principios de la destilación fraccionada.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Qué es la destilación fraccionada?
- 2.- ¿A qué se le llama Punto de Burbuja?
- 3.- ¿A qué se le llama Punto de Rocío?
- 4.- En un diagrama T vs x identifique la curva de los puntos de burbuja y la de los puntos de rocío.

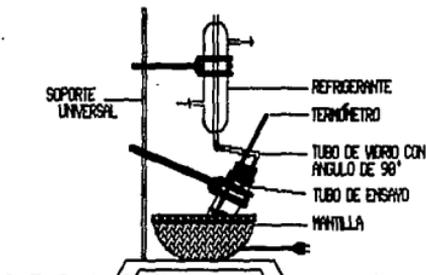
MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 tubo de ensayo de 20 X 4 cm con tapón
- 1 tubo de vidrio con ángulo de 90°
- 1 termómetro (-10 a 110°C)
- 1 refrigerante con mangueras
- 1 soporte universal con 2 pinzas de 3 dedos
- 1 mantilla de calentamiento con reóstato
- 2 probetas graduadas de 10 ml
- pedras de ebullición

Tolueno
 CCl_4

DESCRIPCION Y MANEJO DE EQUIPO

Se tiene un tubo de ensayo equipado con tapón bitoradado que tiene conectado un termómetro en un orificio y en el otro un tubo de vidrio con ángulo de 90° y que está conectado al refrigerante por medio de una manguera. Para controlar el calentamiento se utiliza una mantilla de calentamiento con recátato (ver figura). El bulbo del termómetro se debe localizar justamente por debajo de la superficie del líquido. Se debe asegurar que el goteo del reflujo caiga en las paredes y no en el seno del líquido.



DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se determinan los puntos de ebullición del tolueno y del tetracloruro de carbono a las condiciones de laboratorio (El tolueno es un reactivo **ALTAMENTE INFLAMABLE**, utilícelo con cuidado para el calentamiento, o algún otro procedimiento disponible).

Posteriormente se calienta una mezcla de tetracloruro de carbono - tolueno de composición conocida para determinar por calentamiento su punto de ebullición. Los volúmenes que se utilizan se calculan dependiendo de la composición a trabajar y **TOMANDO EN CUENTA UN TOTAL DE 0.1 MOLES**.

Se inicia el calentamiento hasta que la mezcla hierva (se debe asegurar ebullición **UNIFORME**), y se registra la temperatura una vez que se estabilice. Se interrumpe el calentamiento y se deja enfriar un poco la mezcla. Se determina nuevamente el punto de ebullición de la mezcla. Si hubiese una diferencia en las dos lecturas se debe utilizar el valor promedio.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Recopilar los datos de todas las composiciones y llenar la siguiente tabla:

PROPORCIONES en mol CCl ₄ :TOLUENO	VOLUMENES en ml CCl ₄ :TOLUENO	TEMPERATURAS	
		T _{eb1}	T _{eb2}
90 : 10			
80 : 20			
70 : 30			
60 : 40			
50 : 50			
40 : 60			
30 : 70			
20 : 80			
10 : 90			

CALCULOS

- 1.- Con la ecuación de Antoine se calculan las presiones de vapor de cada componente para cada temperatura promedio registrada.
- 2.- Con las presiones de vapor y las proporciones en mol manejadas experimentalmente, se calculan las composiciones de la fase vapor.
- 3.- Se trazan las curvas de puntos de burbuja y puntos de rocío con los valores experimentales y las composiciones de vapor calculadas en el punto número 2.
- 4.- Con las presiones de vapor y la presión atmosférica se obtiene las composiciones teóricas del líquido para cada temperatura promedio.
- 5.- Con las presiones de vapor y las composiciones obtenidas para el líquido, se calculan las composiciones teóricas del vapor a cada temperatura.
- 6.- Se trazan las curvas de puntos de burbuja y puntos de rocío con los valores teóricos. Comparar ambas gráficas.

CUESTIONARIO

- 1.- La primera burbuja de vapor que se forma ¿en qué componente está enriquecida?
¿Por qué se afirma que es de ese componente?
- 2.- ¿Cuántas destilaciones simples serían necesarias para obtener un destilado con el 95% mol de CCl_4 si se comienza con una mezcla de composición 20% mol de CCl_4 ?
- 3.- PROBLEMA: Teniendo como base el diagrama teórico ¿qué composiciones tendrán el líquido y el vapor separados a una temperatura de 80°C de una mezcla de composición inicial de 20% en peso de tolueno?

BIBLIOGRAFIA

- Thorsenson P.C.
Construction of a Temperature - Composition Diagram of a Binary Mixture
J. Chem. Educ. 1986, vol.63, pp.170-171
- Craig N.C., Brown B.J., Chamness W.S. and Mulvey E.B.
A Computer Simulated Experiment of Vapor-Liquid Phase Equilibrium
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp.792-793
- Cardinali M. E., Giomini C.
Boiling Temperature vs. Composition
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp.549 - 551.
- Levine I. N.
Fisicoquímica
McGraw Hill
México, D.F. 1981
pp. 209
- Timmermans
Physico - Chemical Constants of Pure Organic Compounds
pp. 150 - 151, 224 - 225.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: AZEOTROPOS

OBJETIVOS En este experimento se estudia el concepto de azeotropía utilizando un diagrama Temperatura (T) contra composición (X) y se ponen en manifiesto las desviaciones respecto a la idealidad. Con la información obtenida experimentalmente se construyen las curvas de composición de vapor y composición de líquido del diagrama T vs X de la mezcla Ciclohexano - 2-propanol.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio o Proyecto

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 160 min

NOTA: Se hacen 11 corridas y todos los equipos desarrollan toda la práctica.

REQUISITOS PARA REALIZAR

LA PRACTICA:

Manejo de refractómetro de ABBE

SUGERENCIAS A MODIFICACIONES:

Además del sistema sugerido se puede trabajar con:

Benceno - Etanol (azeótropo de T_{min})

Cloroformo - Acetona (azeótropo de T_{max})

HCl - Agua (azeótropo de T_{max}) Para determinar composiciones en este sistema se utiliza análisis volumétrico

AZEOTROPOS

INTRODUCCION

El comportamiento de las soluciones se clasifica de acuerdo con el tipo de desviación que presentan respecto a la Ley de Raoult.

Se dice que exhiben desviaciones negativas los sistemas en los cuales la curva P_x (o de composiciones del líquido) se encuentra por debajo de la relación lineal dada por la ley de Raoult (figura 1).

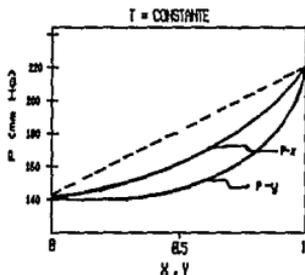


FIGURA 1

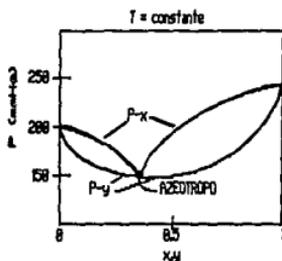


FIGURA 2

Cuando la desviación es grande, la curva P_x muestra un mínimo y en el mismo punto la curva P_y (o de composiciones de vapor) también tiene un mínimo (Figura 2) y entonces se dice que la composición de líquido y del vapor es la misma, esto es, un líquido con esta composición al hervir produce un vapor de exactamente la misma composición y el líquido no cambia su concentración cuando se evapora, por lo que la mezcla hervirá a una temperatura constante. A esta disolución de punto de ebullición constante se le llama **AZEOTROPO**. El comportamiento de una disolución azeotrópica en el punto de ebullición se parece al de un compuesto puro, ya que hierve a temperatura constante a diferencia de la mayoría de las disoluciones de dos líquidos, las cuales lo hacen en un intervalo de temperaturas. En un azeótropo por lo tanto no se pueden separar los componentes por destilación.

Se tienen desviaciones positivas cuando la curva P_x se encuentra sobre la línea de la Ley de Raoult (figura 3).

En el caso del sistema etanol - tolueno, se presentan desviaciones positivas tan grandes para que se tenga un máximo en la curva P_x , este punto es un azeótropo de presión máxima (figura 4).

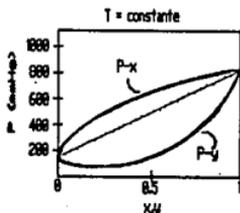


FIGURA 3

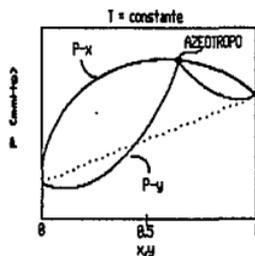


FIGURA 4

En los diagramas a presión constante, la representación del azeótropo se invierte, esto es, donde sea un azeótropo de presión mínima la curva $T-x-y$ tendrá un máximo (figura 5).

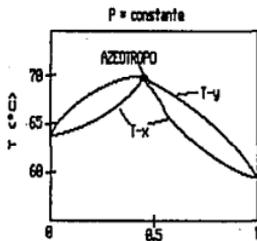


FIGURA 5

Otra forma de localizar un azeótropo en una gráfica, es trazando los puntos de la composición del vapor contra la composición del líquido a presión constante. En la figura 6 se muestra el azeótropo del sistema tolueno - n-butanol.

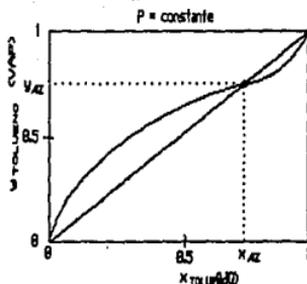


FIGURA 6

Los diagramas de fases líquido - vapor para sistemas no ideales, se obtienen midiendo la presión y composición del vapor en equilibrio con el líquido de composición conocida. En los procesos de destilación se utilizan muy frecuentemente los diagrama T-x-y a presión constante.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Utilizará la refractometría para la determinación de las composiciones del residuo y del destilado que ha sido condensado.
- 2.- Construirá un diagrama Temperatura de ebullición contra composición de un sistema binario.
- 3.- Identificará el punto azeotrópico en la curva T vs x.
- 4.- Obtendrá la temperatura de ebullición azeotrópica y las composiciones azeotrópicas.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Qué es un azeótropo?
- 2.- De acuerdo a las desviaciones que se presentan respecto a la idealidad ¿Qué es un azeótropo de temperatura máxima y qué es un azeótropo de temperatura mínima?
- 3.- ¿A qué se le llama azeótropo homogéneo?
- 4.- ¿Qué es un azeótropo de presión máxima y que es un azeótropo de presión mínima dependiendo de las desviaciones respecto a la idealidad?

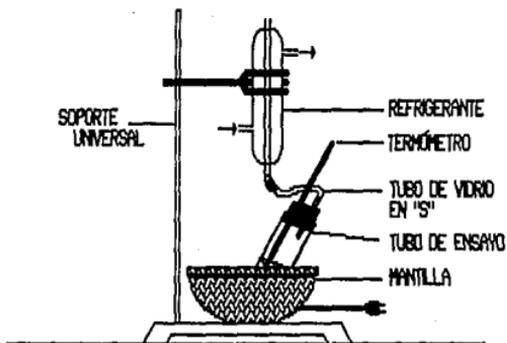
MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 tubo de ensayo de 16 X 2.5 cm
- 1 tapón bihoradado
- 1 tubo de vidrio en "S"
- 1 refrigerante con mangueras
- 1 mantilla de calentamiento con reóstato
- 1 termómetro (-10 a 110°C)
- 5 tubos de ensayo de 12 X 2 cm
- 1 gradilla
- 3 pipetas graduadas de 10 ml
- 1 soporte universal con 2 pinzas de 3 dedos
- 1 refractómetro de ABBE
- algodón
- pedras de ebullición

- ciclohexano
- 2 - propanol

DESCRIPCION Y MANEJO DE EQUIPO

Se monta un sistema de reflujo que tiene conectado entre el refrigerante y el tubo de ensayo, un tubo colector de condensados tal y como se muestra en la figura. El calentamiento se hace por medio de una mantilla eléctrica.



DESARROLLO EXPERIMENTAL

CURVA PATRON

Se requiere construir una gráfica patrón de índice de refracción (η) contra porcentaje molar de 2-propanol; para ello se determinan los índices de refracción del ciclohexano y del 2-propanol puros, así como los de una serie de soluciones de concentración conocida. Se hacen mezclas de 2-propanol y ciclohexano con los siguientes volúmenes en ml: 4:1, 3:2, 2:3, 1:4 respectivamente.

CORRIDAS

Se colocan 25 ml de ciclohexano en el tubo de ensayo y se calienta a ebullición para registrar su T_{eb} (el destilado debe gotear en la pared del tubo).

Se determinan los puntos de ebullición (T) y los índices de refracción del residuo ($\eta_{residuo}$) y del destilado ($\eta_{destilado}$) de una serie de soluciones con distinta composición adicionando para ello a los 25 ml iniciales en forma sucesiva 0.2, 0.5, 1.5 y 5.5 ml de 2-propanol (corridas 1-5 respectivamente); para tomar la muestra del destilado se gira el tubo en "S" a conveniencia para colectar suficiente líquido. Los índices de refracción se emplean para obtener las fracciones molares de 2-propanol contenidas en estas soluciones.

Se escurre y se seca el tubo en el que se hizo el calentamiento y se introducen 25 ml de 2-propanol para determinar su punto de ebullición. Enseguida se determinan los puntos de ebullición y los índices de refracción del residuo y del destilado, tras adiciones sucesivas de ciclohexano en volúmenes de 2, 4, 5, 7 y 10 ml (corridas 6 - 11 respectivamente).

RESULTADOS EXPERIMENTALES

En las siguientes tablas se registran el índice de refracción y la temperatura de ebullición de las mezclas estudiadas:

CURVA PATRON

TABLA I

$V_{2\text{-propanol}}$	η
5	
4	
3	
2	
1	
0	

DIAGRAMA DE FASES

TABLA 2

CORRIDA	T(°C)	$\eta_{\text{destilado}}$	η_{residuo}
1			
2			
3			
4			
5			

TABLA 3

CORRIDA	T(°C)	$\eta_{\text{destilado}}$	η_{residuo}
6			
7			
8			
9			
10			
11			

CALCULOS

- 1.- Se traza la curva patrón (fracción mol vs. índice de refracción (η)), a partir de los datos de volumen de la tabla 1.
- 2.- Con los índices de refracción de las tablas 3 y 4 y utilizando la curva patrón, se obtienen las composiciones del residuo y destilado para cada temperatura.
- 3.- Se trazan las curvas de composición del líquido y de composición de vapor.
- 4.- Se traza una gráfica de composición del vapor (destilado) contra composición del líquido (residuo) para cada componente manejado.
- 5.- A partir de las gráficas trazadas, se determina la temperatura y composiciones azeotrópicas.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué tipo de azeótropo se presenta en el sistema estudiado?
- 2.- ¿Qué aplicación tienen los azeótropos en destilación?

BIBLIOGRAFIA

- Michiels L.P., FSC, Barile R.C. and De la Fuente G.F.
Two Safety Improvements for a Standard Experiment on the Boiling Point - Composition Diagram of a Binary System
J. Chem. Educ. 1982, vol. 59, pp.157.
- Coates J.
Azeotropic Separations
Chem. Eng. 1960, May 16, pp.121-128.
- Gibbard H. F., Emptage M. R.
Variation of Azeotropic Composition and Temperature with Pressure
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp. 673 - 676.
- Smith J.M., Van Ness H.C.
Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química
McGraw Hill
México, D.F. 1980
pp.331-334.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO

OBJETTIVOS Este experimento proporciona los datos de temperatura y volumen para construir el diagrama de solubilidad de un sistema binario líquido por medio de una técnica volumétrica; es la herramienta para determinar solubidades mutuas a diferentes temperaturas.

TIPO DE EXPERIENCIA: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 130 min

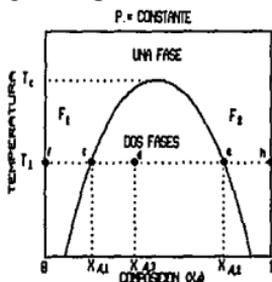
SUGERENCIAS A MODIFICACIONES: Otros sistemas que se pueden estudiar por medio de este método incluyen: n-butanol - agua, metanol - ciclohexano, anilina - n-hexano, anilina - fenol (estos dos últimos sistemas deberán ser estudiados bajo una campana de extracción).

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO

INTRODUCCION

EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO DE DOS COMPONENTES

Supóngase que los líquidos A y B presentan solubilidad mutua limitada, lo cual quiere decir que A es soluble en B en grado limitado y viceversa. Manteniendo la Presión fija (típicamente a 1 atm), la forma más común del diagrama de equilibrio líquido - líquido, $T - X_A$ se muestra en la siguiente figura:



Para comprender el diagrama, se comienza con un punto en B puro y se añade gradualmente más A, manteniendo la temperatura fija en T_1 . El sistema comienza en el punto f (B puro) y se mueve horizontalmente hacia la derecha. A lo largo de cf se tiene una fase, una disolución diluida de soluto A en disolvente B. En el punto c se ha alcanzado la máxima solubilidad del líquido A en el líquido B (a T_1). Añadiendo más del compuesto A se produce un sistema de dos fases (todos los puntos entre c y e): la fase F_1 es la disolución diluida saturada de A en B y tiene una composición $X_{A,1}$; la fase F_2 es una disolución diluida saturada de B en A y tiene una composición $X_{A,2}$. La composición global del sistema de dos fases en un punto típico d es $X_{A,3}$. Según la figura anterior la masa relativa de las dos capas viene dada por la regla de la palanca

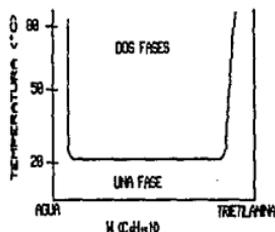
$$\frac{\text{moles de } F_1}{\text{moles de } F_2} = \frac{(\overline{dc})}{(\overline{de})}$$

En la región entre c y e coexisten dos capas líquidas, llamadas soluciones conjugadas o cosoluciones. En e existe la cantidad de A imprescindible para permitir que todo B se disuelva en A y dé lugar a una disolución saturada de B en A. De este modo el sistema

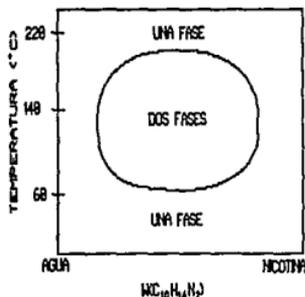
vuelve a ser de una sola fase a partir del punto e. Desde e hasta h simplemente se diluye la disolución de B en A. (Alcanzar realmente h exige la adición de una cantidad infinita de A).

A medida que se aumenta la temperatura decrece la diferencia entre las concentraciones de las fases en la región de inmiscibilidad líquido - líquido, hasta que a T_c (la temperatura crítica de cosolución) esta diferencia se reduce a cero. Por encima de T_c los líquidos son totalmente miscibles (es decir forman una sola fase).

Existen sistemas en los cuales la solubilidad disminuye con el aumento de temperatura. En algunos de estos sistemas se observa una temperatura inferior de cosolución. En general, los pares de líquidos que presentan diagramas de solubilidad de este tipo tienden a formar compuestos débilmente ligados; esto mejora la solubilidad a bajas temperaturas.



Algunas sustancias poseen ambas temperaturas de cosolución, ejemplos de estos sistemas son: agua - nicotina y m-toluidina - glicerol.



Para determinar las solubilidades mutuas de líquidos en un sistema de dos fases se pueden utilizar un gran número de técnicas analíticas. El procedimiento que se emplea en esta práctica no requiere de la eliminación de las muestras de líquido para el análisis (lo cual pudiera cambiar las composiciones de equilibrio). Este procedimiento está basado en una técnica volumétrica que requiere tan solo del conocimiento de la composición volumétrica del sistema. Usando este método, se admite que dos líquidos inmiscibles están en equilibrio y por lo tanto la regla de las fases es aplicable. Este método volumétrico maneja pares de muestras binarias que están a la misma T y P, entonces la regla de las fases requiere que las cuatro molaridades en equilibrio (M_{A1} , M_{A2} , M_{B1} y M_{B2}) sean las mismas para ambas muestras (esto es, $M_{A1} = M_{A1}'$, $M_{A2} = M_{A2}'$, etc.).

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Construirá un diagrama de solubilidad de un sistema binario líquido utilizando una técnica volumétrica.
- 2.- Empleará la expresión del balance de materia para determinar composiciones.
- 3.- Determinará solubilidades mutuas a diferentes temperaturas.

QUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- Explicar el diagrama de fases líquido - líquido, temperatura vs. composición, para dos líquidos parcialmente miscibles, identificar además las diferentes fases en el diagrama.
- 2.- ¿Qué es la temperatura crítica de cosolución (T_c)?
- 3.- ¿Cuáles son los tipos de cosoluciones que se pueden presentar en sistemas binarios? Explicar porqué se da cada uno.
- 4.- ¿Cuál es la regla de la palanca?

MATERIAL Y REACTIVOS

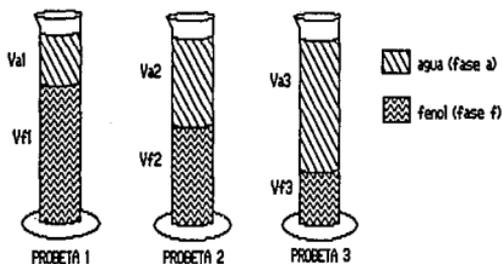
- 3 probetas graduadas de 10 ml (precisión 0.1 ml)
- 3 termómetros (-10 a 110°C)
- 1 vaso de precipitados de 1 Lt
- 1 parrilla eléctrica con recostato
- 2 soportes universales
- 3 pinzas de tres dedos con nuez
- 1 vidrio de reloj
- 1 espátula

Agua destilada
Fenol

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se pesan tres muestras de fenol de 7.5, 3.2 y 5.34 gr y se colocan en tres probetas graduadas de 10 ml (evite el contacto con el fenol pues es fuertemente cáustico y produce quemaduras en la piel), y se completa cada probeta a 10 ml con agua destilada.

Las tres probetas se introducen en un baño de agua a temperatura ambiente y se coloca un termómetro a cada una localizando el bulbo en la interfase del sistema (se registra la temperatura inicial del sistema). Se calienta el baño usando una parrilla eléctrica con reóstato y a cada 5°C que aumente la temperatura, se retira el termómetro (antes de sacarlo, se sumerge hasta el fondo a fin de mezclar las fases) permitiendo que el sistema regrese al equilibrio y se restituya la interfase. Se miden y registran los volúmenes de cada fase (fenol y agua) en cada probeta, esto es V_{f1} , V_{a1} , V_{f2} , V_{a2} y V_{f3} , V_{a3} .



Cuando desaparezca la interfase y/o no se pueda medir el volumen de alguna de las fases se registra la temperatura, la cual corresponde al punto de saturación a esa concentración.

RECOMENDACION:

Cuando la temperatura sea mayor a 60°C se agita la mezcla hasta que la interfase desaparezca, en este punto registrar la temperatura.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

En la tabla siguiente registrar los resultados obtenidos

T (°C)	Volumen de Fenol (ml)			Volumen de Agua (ml)		
	Vf1	Vf2	Vf3	Va1	Va2	Va3

CALCULOS

- 1.- Se calculan las solubilidades mutuas de los componentes a diferentes temperaturas, expresándolas como porcentaje en peso.
Utilizar la expresión de balance de materia y el concepto de la regla de las fases en el equilibrio.
- 2.- Se construye el diagrama T vs % en peso con las solubilidades calculadas.
- 3.- Se localiza la temperatura crítica de cosolución en el diagrama.
- 4.- Se identifican las diferentes fases en el diagrama.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué tipo de cosolución se presenta en el sistema líquido estudiado?
- 2.- ¿Se podría utilizar este diagrama de fases para la separación de los componentes?
- 3.- ¿Qué otro método puede utilizarse para la construcción de este tipo de diagramas?
- 4.- ¿En qué procesos de la industria alimentaria se usan este tipo de diagramas?

BIBLIOGRAFIA

- Halpern A. M., Gozashit S.
Mutual Solubilities of Liquids in a Binary Two-Phase System
J. Chem. Educ., 1988, vol. 65, pp 371-372.
- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México 1986, pp 322-325.
- Levine I. N.
Fisicoquímica
McGraw Hill, México 1981, pp 211-212.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: LA LEY DE RAOULT

OBJETIVOS En este experimento se ilustra el concepto de presión de vapor, se calcula la presión total de algunas mezclas utilizando la Ley de Raoult, se ilustran desviaciones respecto a dicha ley y, basándose en las estructuras moleculares de los compuestos manejados se proponen hipótesis de comportamiento.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u (Práctica)

NOTA: Para poder hacer predicciones correctas es necesario que los alumnos se documenten sobre conceptos como polaridad de las moléculas orgánicas.

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 110 min

SUGERENCIAS A MODIFICACIONES: Esta práctica puede utilizar además de los sistemas sugeridos otros pares de sustancias tales como: acetona - butanona, butanona - etilacetato, butanona - heptano, butanona - hexano, butanona - metanol, butanona - diclorometano. Si además se tienen juegos de modelos moleculares, éstos pudieran ayudar a visualizar la estructura tridimensional de las moléculas estudiadas.

Se debe hacer énfasis en las conclusiones cualitativas a las que lleguen los estudiantes acerca del comportamiento de las soluciones con respecto a la Ley de Raoult más que en la precisión de las mediciones de presión de vapor.

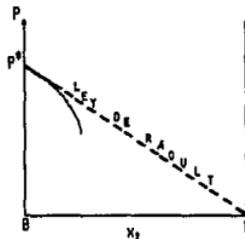
LA LEY DE RAOULT

INTRODUCCION

Una característica de la SOLUCION IDEAL es que obedece la ley de Raoult a lo largo de todo el intervalo de concentraciones.

Si se coloca un líquido en un recipiente al que se le ha evacuado el aire inicialmente, el líquido se evapora hasta que el espacio por encima del líquido se llena de vapor. La temperatura del sistema se mantiene constante. En el momento del equilibrio, la presión del vapor es p^* que corresponde al líquido puro. Si un soluto no volátil se disuelve en el líquido, se observa que la presión de vapor de equilibrio p es menor que p^* . Dado que el soluto no es volátil, el vapor que existe sobre la solución es disolvente puro.

A medida que se añade más soluto, disminuye la presión en la fase del vapor. Un diagrama de la presión de vapor del disolvente contra la fracción molar de soluto en la disolución x_2 , se indica mediante la línea sólida en la siguiente figura.



Para la concentración $x_2 = 0$ corresponde una presión $p = p^*$; a medida que aumenta la concentración de soluto (x_2), disminuye la presión de vapor de la disolución (p).

Dependiendo de la combinación particular de disolvente y soluto, la curva experimental de la presión de vapor puede caer debajo de la línea discontinua a concentraciones muy altas de soluto, o por encima de ella, o incluso coincidir exactamente. Sin embargo, para todas las soluciones la curva experimental se acerca mucho a la línea discontinua a medida que la solución sea más y más diluida y coincide exactamente en $x_2 = 0$.

La línea discontinua está definida por la ecuación

$$p = xp^*$$

que es la Ley de Raoult. Esta ecuación afirma que la presión de vapor del disolvente sobre la solución (p) es igual a la presión de vapor del disolvente puro (p^*) multiplicada por la fracción molar del disolvente en la solución (x).

La Ley de Raoult es un ejemplo de una ley límite. Las soluciones reales obedecen la Ley de Raoult más estrechamente, a medida que tienden a ser más diluidas.

Para algunas soluciones se puede predecir el comportamiento que seguirán respecto a la Ley de Raoult, tomando en cuenta tamaños, formas e interacciones de las moléculas de los compuestos que forman las soluciones. Si dos compuestos que se mezclan para formar una solución, tienen tamaños y formas semejantes, es posible predecir comportamiento ideal, sin embargo, también hay que tomar en cuenta las interacciones intermoleculares. Cuando los compuestos que forman la solución son no polares, las atracciones intermoleculares son débiles y muy parecidas, lo que provoca que la solución presente un comportamiento ideal. Si la solución está formada por dos compuestos polares, las fuerzas de atracción y repulsión entre moléculas diferentes son muy grandes y para poder predecir su comportamiento habría que tener información sobre la magnitud de estas fuerzas. Cuando uno de los componentes de la solución es polar y el otro no polar, las fuerzas intermoleculares son tan diferentes que se puede predecir que la solución no se comportará idealmente.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Observará desviaciones respecto a la ley de Raoult que presentan algunas mezclas binarias.
- 2.- Medirá y registrará la presión total de ciertas mezclas a distintas concentraciones.
- 3.- Clasificará las moléculas de los compuestos manejados en cada mezcla binaria de acuerdo a la polaridad, tamaño y forma de cada uno de ellos.
- 4.- Propondrá el comportamiento de una solución en base a las características de sus componentes y comprobará sus hipótesis experimentalmente.
- 5.- Explicará la razón de la desviación que presenta el sistema que estudie basándose en las estructuras moleculares de los compuestos manejados.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- Explique la ley de Raoult.
- 2.- Busque las fórmulas molecular y estructural de los siguientes compuestos: acetona, etilacetato, heptano, hexano, metanol y diclorometano. Clasifique cada molécula como polar o no polar e identifique las regiones cargadas de las moléculas polares.

- 3.- De acuerdo a las características estructurales (tamaño, forma y atracciones intermoleculares), proponga en cuáles de las combinaciones siguientes se podría esperar un comportamiento ideal:

acetona	etilacetato
heptano	hexano
acetona	heptano
acetona	hexano
acetona	metanol
diclorometano	heptano
diclorometano	hexano
diclorometano	metanol
etilacetato	heptano
etilacetato	hexano
etilacetato	metanol
acetona	diclorometano
etilacetato	diclorometano

- 4.- **PROBLEMA:** Se tiene una solución de benceno - tolueno que se comporta idealmente. Calcule la presión de vapor total sobre la solución cuando las fracciones mol de benceno son de 0.25, 0.5, y 0.75 respectivamente. Presente los resultados gráficamente (incluyendo los puntos para $x_{\text{benceno}} = 0.0$ y 1.0). La presión de vapor del benceno a 25°C es 95.9 mmHg y la del tolueno a la misma temperatura es de 29.8 mmHg

MATERIAL Y REACTIVOS

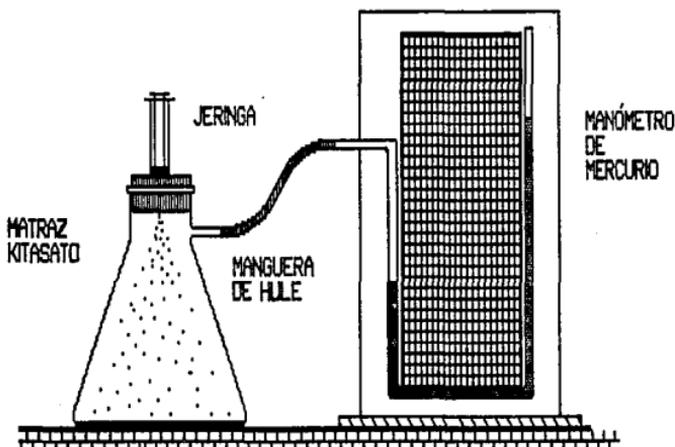
- 1 matraz kitasato de 250 ml
- 1 tapón monohoradado para el matraz Kitasato
- 1 manómetro de mercurio
- 1 jeringa de 5 ml
- 1 vaso de precipitados de 50 ml

Acetona
 Etilacetato
 Heptano
 Hexano
 Metanol
 Diclorometano

DESCRIPCION Y MANEJO DE EQUIPO

Se monta el equipo como se muestra en la figura.

Un manómetro de mercurio se conecta a un matraz Kitasato que tiene un tapón monohoradado en el cual se conecta una jeringa que inyecta la mezcla a estudiar dentro del matraz (CUIDAR QUE NO EXISTAN FUGAS, AJUSTANDO LA JERINGA DENTRO DEL ORIFICIO).



DESARROLLO EXPERIMENTAL

A cada equipo se le asignan dos sistemas de líquidos de la siguiente lista:

SISTEMA	COMPONENTE 1	COMPONENTE 2
1	acetona	etilacetato
2	acetona	heptano
3	acetona	hexano
4	acetona	metanol
5	acetona	diclorometano
6	diclorometano	heptano
7	diclorometano	hexano
8	diclorometano	metanol
9	diclorometano	etilacetato

SISTEMA	COMPONENTE 1	COMPONENTE 2
10	etilacetato	heptano
11	etilacetato	hexano
12	etilacetato	metanol
13	heptano	hexano

Con cada sistema se hacen mezclas que tienen los siguientes volúmenes de compuesto 1: compuesto 2 (en ml), 1:4, 2:3, 3:2 y 4:1 (medidas de una bureta con precisión de ± 0.02 ml).

Se inyecta cada mezcla al matraz con la jeringa y se registra la presión que marca el manómetro (ésta es la presión de vapor de la mezcla) **ADVERTENCIA:** Sujetar firmemente el tapón mientras se realiza la medición ya que puede ser expulsado por la presión que se ejerce dentro del matraz. Una vez registrada la presión, aliviarla poco a poco antes de quitar el tapón.

Se desecha la muestra del matraz y éste se seca perfectamente para cada nueva medición.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

En la tabla siguiente registrar los datos de presión de vapor para cada sistema:

PRESIONES DE VAPOR (mmHg)						
MEZCLA	RELACION DE VOLUMEN					
	0:5	1:4	2:3	3:2	4:1	5:0

CALCULOS

- Con las densidades de los compuestos y sus pesos moleculares se calcula la fracción molar de cada componente en cada solución.
- Se traza la gráfica de presión de vapor total (medida) sobre la solución contra la fracción molar de uno de los componentes. Se dibuja una línea punteada conectando los puntos extremos (presiones de vapor de los componentes puros) para mostrar el comportamiento ideal.
- Se indica qué comportamiento o desviación presentan las mezclas que se estudiaron y se calcula la desviación respecto al valor ideal a $x = 0.5$; una gráfica con valores dentro del 10% de los valores ideales se considera como una representación aproximada del comportamiento ideal.

CUESTIONARIO

- 1.- Explique qué es un dipolo y qué un dipolo inducido. De acuerdo a las estructuras moleculares clasifique las atracciones intermoleculares en cada mezcla líquida como dipolo - dipolo; dipolo inducido - dipolo inducido; dipolo - dipolo inducido.
- 2.- Para las soluciones que mostraron comportamiento ideal, ¿qué características tienen los componentes de dichas mezclas?
- 3.- Para soluciones que muestran desviaciones positivas indique ¿cuál(es) puede(n) ser la(s) causa(s) de dichas desviaciones?
- 4.- Para soluciones que muestran desviaciones negativas indique ¿cuál(es) puede(n) ser la(s) causa(s) de dichas desviaciones?
- 5.- Tomando en cuenta los resultados de todos los sistemas, ¿cuál fue la mezcla que presentó mayores desviaciones respecto a la idealidad?

BIBLIOGRAFIA

- Steffel M. J.
Raoult's Law: A General Chemistry Experiment
J. Chem. Educ. 1983, vol.60, pp.500-501.
- Castellan G. W.
Físicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp.281-282.
- Morrison & Boyd
Química Orgánica
Mc Graw Hill
pp 23 - 29.
- Pine S.,Hendrickson J.
Química orgánica
4a. edición
Mc Graw Hill
México 1990
pp 17 - 19
- Hart and Schuetz
Química Orgánica
Ed. PCSA

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: PROPIEDADES COLIGATIVAS

OBJETIVOS En este experimento se estudia el efecto de la disminución de la presión de vapor de un disolvente al agregarle un soluto no volátil, así como el aumento de su temperatura de ebullición y la disminución de su temperatura de congelación; se ilustra además el concepto de entalpía de disolución. Es una práctica en esencia de observación.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio ó demostración de cátedra.

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u (Práctica)
Grupal (demostración).

NOTA: Es recomendable que cada experimento se desarrolle con todos los integrantes del equipo atentos, ya que los fenómenos son instantáneos.

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 80 min

PROPIEDADES COLIGATIVAS

INTRODUCCION

Cuando se agrega un soluto no volátil a un disolvente se producen ciertos efectos como cambio en la presión de vapor del disolvente, cambio en el punto de ebullición y en el punto de fusión del mismo, y además se origina el fenómeno de la presión osmótica. Estas cuatro propiedades son las PROPIEDADES COLIGATIVAS (del latín *colligatus*, que significa "unido"), y tienen en común que no dependen de la naturaleza del soluto presente, sino sólo del número de moléculas de soluto con relación al número total de moléculas de disolvente presentes. Cada una de ellas implica un equilibrio entre dos fases.

El estudio termodinámico de las propiedades coligativas y las entalpías de disolución puede dar conocimiento sobre las interacciones soluto - disolvente.

El cambio que se observa en la presión de vapor al agregar un soluto no volátil a un disolvente, es que ésta disminuye.

Al disminuir la presión de vapor de la disolución, es necesaria una temperatura más alta para que su presión de vapor se iguale a la presión ambiental, en este punto la disolución hierve. Por lo tanto al agregar un soluto no volátil a un disolvente, aumenta su punto de ebullición.

Por otro lado, al añadir un soluto a un disolvente disminuye su punto de fusión. Supóngase que un líquido puro A está en equilibrio con el sólido puro A en el punto normal de fusión. Si se disuelve algún soluto B en el líquido se reduce el número de moléculas de líquido A que chocan con el sólido A, por lo que se reduce el número de cristales que se pudieran formar; sin embargo, las moléculas de A que van del sólido al líquido continuarán desprendiéndose del sólido; por consiguiente, ya no hay equilibrio y el sólido A fundirá. Para que el equilibrio se restablezca disminuye la temperatura de manera que la formación del sólido sea con la frecuencia de antes.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Comprobará las propiedades coligativas siguientes: disminución de la presión de vapor, aumento de la temperatura de ebullición y disminución de la temperatura de congelación en varias soluciones.
- 2.- Utilizará las propiedades coligativas para explicar algunos fenómenos que se presentan en esta práctica.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Qué son las propiedades coligativas?
- 2.- ¿En qué consiste el descenso relativo de la presión de vapor en una disolución?
(Explique el fenómeno a nivel molecular).
- 3.- ¿En qué consiste el aumento de la temperatura de ebullición en una disolución?
(Explique el fenómeno a nivel molecular).
- 4.- ¿En qué consiste la disminución de la temperatura de fusión en una disolución?
(Explique el fenómeno a nivel molecular).

MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 vaso de precipitados de 100 ml
- 1 termómetro de (-10 a 110°C)
- 2 vidrios de reloj
- 1 espátula
- 1 pipeta graduada de 5 ml
- 2 tubos de ensayo de 16 X 150 mm con tapón
- 1 mechero de Bunsen
- 1 tripie con tela de alambre con asbesto
- 2 pinzas para tubo de ensayo
- 1 vaso de precipitados de 1 Lt
- 2 vasos de precipitados de 500 ml
- 1 bandeja de metal
- 2 agitadores de vidrio

CaCl₂ anhidro
Agua destilada
KI
Hielo

DESARROLLO EXPERIMENTAL

EBULLICION CON CaCl₂.

Se calientan hasta ebullición 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitados de 100 ml. Se suspende el calentamiento y se espera hasta que el agua deje de burbujear. Se coloca el vaso en una bandeja y entonces se agrega cuidadosamente 15 gr de CaCl₂ sólido. Observar lo que sucede en la solución instantáneamente.

EBULLICION A PRESION REDUCIDA.

De la solución anterior se toman 4 ml y se colocan en un tubo de ensayo, en otro se agregan 4 ml de agua destilada (a ambos tubos se les agregan piedras de ebullición). Se

colocan por 3 minutos los tubos en un baño de agua hirviendo. Transcurrido este tiempo, se tapan los tubos (asegurándose que los tapones estén limpios), se sacan del baño y rápidamente se colocan invertidos en un vaso de precipitados de 1 Lt que tiene agua a 80°C procurando que cubra el nivel de líquido de los tubos. Con un trozo de hielo se toca simultáneamente la parte saliente de los 2 tubos. Observar lo que sucede en ambos tubos.

HIELO FUNDIDO.

A 2 vasos de precipitados de 500 ml se les agregan a cada uno 30 ml de agua destilada y aproximadamente 15 gr de hielo en trozos. Se agitan, y a uno de ellos se le agregan 12.5 gr de KI. Observar aproximadamente durante 2 minutos qué sucede en los vasos. Se mide la temperatura en cada vaso.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Observaciones:

EBULLICION CON CaCl_2 .

HIRVIENDO A PRESION REDUCIDA

HIELO FUNDIDO

CUESTIONARIO

- 1.- ¿A qué se debe que el agua hierva violentamente al agregarle el CaCl_2 ?
- 2.- ¿Por qué el agua contenida en uno de los tubos del segundo experimento hierve primero que la solución del otro tubo?
- 3.- ¿Por qué el agua hierve en el tubo a una temperatura menor a 92°C que es la temperatura de ebullición del agua en la Cd. de México?
- 4.- Con base en los dos primeros experimentos, ¿qué se puede concluir de la adición de un soluto no volátil a un disolvente?
- 5.- ¿A qué se debe el fenómeno ocurrido en el tercer experimento?
- 6.- Diga algunas aplicaciones de las propiedades coligativas en la industria alimentaria.

BIBLIOGRAFIA

- **Mundell D. W., Dreisbach J. H.**
Heat of Solution and Colligative Properties: An Illustration of Enthalpy and Entropy.
J. Chem. Educ. 1990, Vol. 67, pp 426-427.
- **Levine Ira N.**
Fisicoquímica
McGraw Hill México 1981
pp 198-199.
- **Castellan, G. W.**
Fisicoquímica
Interamericana, México 1986
pp 284-285.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA

OBJETIVOS. En este experimento se estudian los conceptos de aumento de la temperatura de ebullición como propiedad coligativa, entalpía de vaporización, ecuación de Clausius - Clapeyron y regla de Trouton. Se sigue un algoritmo de cálculo para obtener la masa molecular de un soluto desconocido y éste se identifica de una lista de compuestos posibles.

TIPO DE EXPERIMENTO: Práctica de laboratorio ó Proyecto

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u (práctica)
Equipo (proyecto)

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 105 min

SUGERENCIAS A MODIFICACIONES: Debido a que algunos de los compuestos que se utilizan como soluto desconocido no se disuelven en etanol tan rápidamente como la urea se puede introducir un agitador de alambre al tubo de vidrio para mejorar la disolución.

DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA

INTRODUCCION

Al agregar un soluto no volátil a un disolvente se produce una variación del potencial químico del disolvente, lo que ocasiona que se presente un conjunto de propiedades llamadas PROPIEDADES COLIGATIVAS. El aumento del punto de ebullición del disolvente forma parte de este conjunto.

La ecuación que relaciona la elevación de la temperatura de ebullición y la molalidad de una solución ideal diluida se expresa como:

$$\Delta T_b = K_b m \quad (1)$$

donde:

ΔT_b = incremento en la temperatura de ebullición

K_b = constante ebulloscópica del disolvente

m = molalidad de la disolución

Esta elevación de la temperatura de ebullición se puede emplear para determinar la masa molecular de un soluto. Es recomendable emplear un disolvente que tenga un valor alto de K_b , para que las variaciones en la temperatura de ebullición sean registrables en el equipo regular de trabajo (es decir termómetros graduados en décimas).

Si w_2 gr de un soluto de masa molecular desconocida (M_2) se disuelven en w_1 gr de disolvente, la molalidad de la solución será:

$$m = \frac{1000 \times w_2}{w_1 \times M_2} \quad (2)$$

sustituyendo esta expresión para m en la ecuación (1) y resolviendo para M_2 , se obtiene:

$$M_2 = \frac{1000 K_b w_2}{\Delta T_b w_1} \quad (3)$$

Los valores medidos de ΔT_b , w_2 y w_1 , junto con el conocimiento de K_b para el disolvente, son suficientes para determinar M_2 .

En el caso que la K_b no fuera conocida, ésta se puede evaluar por medio de:

$$K_b = \frac{M R T_0^2}{1000 \Delta \bar{H}_{vap}} \quad (4)$$

donde:

- $\Delta \bar{H}_{vap}$ = calor latente de vaporización del disolvente
- M = masa molecular del disolvente
- R = constante universal de los gases
- T_0 = temperatura de ebullición normal
- y 1000 = relación de conversión de gramos a kilogramos

Como la temperatura de ebullición T_0 es una función de la presión, K_b también lo es. Usando la ecuación de Clausius - Clapeyron se puede calcular la T_0 a otra presión, y así obtener K_b a las nuevas condiciones.

Si sustituimos $\Delta \bar{H}_{vap}$ por $T_0 \Delta \bar{S}_{vap}$ en la ecuación (4)

$$K_b = \frac{R}{1000 \Delta \bar{S}_{vap}} M T_0 \quad (5)$$

Para líquidos que obedecen la regla de Trouton:

$$\Delta \bar{S}_{vap} = 21 \text{ ue/mol}$$

y $R = 2 \text{ cal/}^\circ\text{mol}$, entonces el valor de la K_b para este tipo de sustancias es:

$$K_b = 10^{-4} M T_0.$$

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Verificará el aumento de la temperatura de ebullición de un disolvente en una disolución.
- 2.- A partir del aumento de la temperatura de ebullición, calculará la masa molecular de una sustancia desconocida.
- 3.- Calculará el $\Delta \bar{H}_{vap}$ del disolvente.
- 4.- Calculará la K_b del disolvente.
- 5.- Comprobará si el disolvente utilizado obedece la regla de Trouton a fin de utilizarla para un cálculo alternativo de la K_b .
- 6.- Identificará de entre una serie de compuestos a la sustancia desconocida en base a la masa molecular que calcule.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Qué es la ebulloscopia?
- 2.- A partir de la ecuación de Clausius - Clapeyron, deduzca la ecuación número (4).
- 3.- ¿Qué dice la regla de Trouton? ¿Para qué sustancias no es aplicable?

MATERIAL Y REACTIVOS

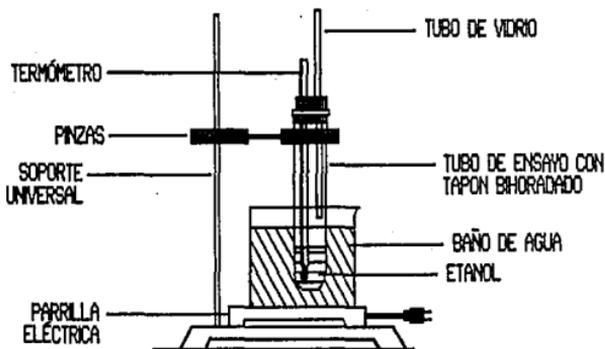
- 1 soporte universal con pinzas de 3 dedos con nuez
- 1 tubo de ensayo de 4 x 20.0 cm con tapón bihoradado No. 8
- 1 parrilla eléctrica con reóstato
- 1 termómetro (-10 a 110°C)
- 1 tubo de vidrio de 40 cm de longitud
- 1 vaso de precipitados de 1 Lt
- 2 vasos de precipitados de 100 ml
- 1 embudo de vidrio de tallo corto
- 1 vidrio de reloj
- 1 espátula
- 1 pipeta graduada de 10 ml
- pedras de ebullición
- 1 balanza granataria

Etanol
Acido Benzóico
Acido Salicílico
Urea
Acido Tartárico
Acido Láurico

DESCRIPCION Y MANEJO DE EQUIPO

Se prepara un baño de agua a 90°C calentando 600 ml de agua en un vaso de 1 Lt.

Con una pipeta graduada se agregan 25 ml de etanol a un tubo de ensayo limpio y seco (el etanol es flamable). Se colocan en el etanol unas piedras de ebullición. Se tapa el tubo de ensayo con un tapón de hule bihoradado que tiene insertado en un orificio un termómetro con graduación de 0.1°C (procurando que el bulbo quede por debajo de la superficie del etanol), y en el otro orificio un tubo de vidrio de 40 cm de longitud abierto en ambos extremos. Se fija el tubo de ensayo al soporte (como se muestra en la figura).



DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se sumerge el tubo de ensayo en el baño de agua hasta cubrir por completo el nivel de etanol. Cuando el etanol empiece a ebullicir suavemente, se lee la temperatura hasta que se obtenga un valor constante (éste se alcanza en aproximadamente 5 min), que corresponde al punto de ebullición del etanol. Deberá evitarse la ebullición vigorosa dado que puede ocasionar pérdidas de disolvente por el tubo de vidrio.

Se saca el tubo de ensayo del baño y se deja enfriar por un minuto (o hasta que la temperatura haya disminuido 10°C). Se remueve cuidadosamente el tapón y se agregan aproximadamente 2.5 gr del soluto desconocido además de nuevas piedras de ebullición. Se vuelve a poner el tapón y se coloca nuevamente el tubo de ensayo en el baño de agua. Se deja que la disolución ebulle suavemente por algunos minutos hasta que todo el soluto se haya disuelto, y se registra el punto de ebullición de la disolución. Se suspende el calentamiento y se vierte la disolución caliente en un vaso de precipitados de 100 ml.

Se recrystaliza el soluto desconocido separándolo por filtración.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Se registran:

Masa utilizada de la sustancia desconocida: _____
 Temperatura de ebullición del solvente puro: _____
 Temperatura de ebullición de la mezcla: _____
 Volumen de solvente puro: _____

CALCULOS

- 1.- Aplicando la ec. de Clausius - Clapeyron se calcula el $\Delta\bar{H}_{vap}$ del disolvente.
- 2.- Se calcula el $\Delta\bar{S}_{vap}$ del disolvente.
- 3.- Se calcula la K_b por medio de la aproximación $K_b = 10^4 MT_0$.
- 4.- Se calcula la K_b por medio de la ecuación (4).
- 5.- Se comparan los valores de K_b de los puntos 3 y 4. Y de acuerdo al resultado del punto 2, se decide qué valor es el adecuado tomando en cuenta si el disolvente sigue o no la Regla de Trouton.
- 6.- Con el valor de K_b , se calcula la masa molecular de la sustancia desconocida.
- 7.- Determinar qué sustancia, de entre la lista de reactivos, es la que se manejó en el experimento.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué sucedería con el ΔT_b si en lugar de agregar 2.5 gr del soluto desconocido se agregan 5 gr?
- 2.- ¿Qué función realiza el tubo de vidrio insertado en el tapón bihoradado?
- 3.- ¿Por qué se deben evitar pérdidas de disolvente durante el desarrollo del experimento?
- 4.- ¿Por qué se deben adicionar nuevas piedras de ebullición cuando se agrega el soluto desconocido?

BIBLIOGRAFIA

- Thomas N.C., Saisuwan P.
Molecular Weight Determination by Boiling - Point Elevation of a Urea Solution.
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp.971-972
- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp.291-293
- Guerasimov Y. A.
Curso de Química Física
Ed. MIR Moscú
pp 236-238

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: PROPIEDADES COLIGATIVAS. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION SOBRE LA TEMPERATURACION DE FUSION DEL DISOLVENTE.

OBJETIVOS En este experimento se estudian los conceptos de crioscopia, efecto de los electrólitos en el abatimiento del punto de congelación, así como el equilibrio sólido - líquido. Se hace una comparación del efecto real que produce la sal común en el abatimiento de la temperatura de fusión y el efecto teórico calculado.

TIPO DE EXPERIENCIA: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u (práctica)

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 150 min

PROPIEDADES COLIGATIVAS INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE

INTRODUCCION

Por medio de la Crioscopia se pueden cuantificar algunos de los efectos del abatimiento de la temperatura de fusión (descenso de la temperatura de congelación) en disoluciones.

Al añadir un soluto a un disolvente A disminuye su punto de fusión. Para explicar esto en términos termodinámicos considérese lo siguiente: Para un disolvente puro en equilibrio con su sólido a la temperatura de fusión se debe cumplir que los potenciales químicos del sólido A y del líquido A sean iguales (punto a). Al disolver un soluto en el líquido A, disminuye el potencial químico de A en la fase líquida, lo que ocasiona que el punto, donde el potencial químico del líquido en la solución se iguala al del sólido, esté a una temperatura menor (punto b) (ver figura 1).

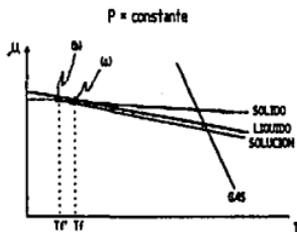


FIGURA 1

La disminución del punto de congelación de una disolución, expresada por $\Delta T_f = T_0 - T$, representa el número de grados en que la temperatura de congelación de la solución (T) es menor que la del disolvente puro (T_0).

La magnitud de ΔT_f depende tanto de la naturaleza del disolvente como de la concentración de la disolución.

En general, para soluciones diluidas ΔT_f varía linealmente con la concentración (sin importar la naturaleza del soluto); la constante de proporcionalidad es función de las propiedades del disolvente y cambia para cada uno de ellos.

La ecuación que relaciona el descenso de la temperatura de fusión con la concentración para soluciones diluidas es :

$$\Delta T_f = K_f m$$
$$y = m x$$

La crioscopia también tiene aplicaciones en mezclas de electrólitos. Las soluciones de electrólitos fuertes muestran desviaciones muy marcadas respecto al comportamiento ideal.

Comparando las disoluciones de electrólitos y no electrólitos, van't Hoff estableció que el comportamiento de las propiedades coligativas podía seguirse en forma adecuada, formulando las ecuaciones ya deducidas para estas propiedades en forma más general, siendo para el abatimiento del punto de fusión:

$$\Delta T_{fus} = i K_f m$$

donde i es el factor i de van't Hoff que muestra la diferencia en las propiedades coligativas observadas con los no electrólitos.

Para las partículas del soluto que no interaccionan, la medida de las propiedades coligativas suministra el número de partículas que existen en la disolución; los electrólitos fuertes se comportan como si tuviesen, algo así, como el doble, triple o cuádruple número de partículas de las que en realidad deben de existir. El factor i de van't Hoff para cada electrólito corresponde al número de iones que se supone ha de resultar de la disociación de la molécula del electrólito, este factor tiende a ser algo menor que el número entero que corresponde a la disociación total.

El factor i de van't Hoff se define como:

$$i = \frac{m(1-\alpha) + \alpha v m}{m}$$

$$i = 1 - \alpha + \alpha v$$

donde: α = grado de disociación del electrólito

m = molalidad de la disolución

v = número total de iones que resultan de la disociación completa de una molécula.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Observará el efecto que produce la adición de la sal común sobre el hielo.
- 2.- Determinará la concentración de la solución de NaCl del baño en equilibrio con el sólido.
- 3.- Cuantificará el efecto de la sal común sobre la temperatura de fusión del hielo, midiendo la temperatura a la que el hielo y la disolución se encuentran en equilibrio.
- 4.- Calculará el factor de Van't Hoff.
- 5.- Observará una aplicación práctica de la disminución del punto de fusión del hielo en el congelamiento de una cantidad de helado.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

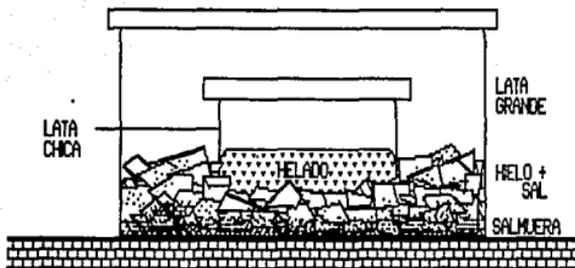
- 1.- ¿Qué es crioscopia?
- 2.- ¿Cómo se define la constante crioscópica y cómo se calcula?
- 3.- ¿Cómo afectan los electrolitos al abatimiento del punto de congelación en comparación con los no electrolitos?
- 4.- Deduzca la fórmula que define al factor i de van't Hoff.

MATERIAL Y REACTIVOS

1 vaso de precipitados de 250 ml
1 termómetro de (-20 a 150°C)
1 pipeta volumétrica de 25 ml
1 parrilla eléctrica
1 balanza granataria
1 vidrio de reloj
1 lata de 8cm ϕ X 8 altura con tapa de plástico
1 lata de 16cm ϕ X 16 altura con tapa de plástico
hielo, helado, NaCl

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se llena la lata más pequeña hasta la mitad con la mezcla del helado (asegurándose que la lata esté limpia), se tapa la lata y se sella con cinta adhesiva. Se coloca dentro de la lata más grande y se pone a su alrededor sal granulada y hielo. Se pone la tapa de la lata externa y se sella. Se hace girar la lata por espacio de 20 minutos.



Después de este tiempo se abre la lata externa, se mide y se registra la temperatura de la solución de agua con sal (salmuera).

Con una pipeta se toman 100 ml de la salmuera y se colocan en un vaso de precipitados de 250 ml previamente pesado teniendo cuidado de no tomar ningún cristal de sal no disuelto ni trozos de hielo no fundidos. Se determina el peso del vaso con la salmuera y se registra.

Se coloca el vaso con la salmuera en una parrilla y se calienta moderadamente para evitar proyecciones. Cuando toda el agua se haya evaporado (en aproximadamente 20 minutos) y el vaso y el residuo de la sal estén fríos, se determina la masa del vaso con sal y se registra.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Temperatura de la salmuera _____
 Masa del vaso vacío _____
 Masa del vaso + salmuera _____
 Masa del vaso + sal _____

CALCULOS

- 1.- Calcular la disminución ideal en el punto de congelación.
- 2.- Calcular el factor de van't Hoff a partir de la disminución del punto de congelación observado y la disminución del mismo basada en la molalidad calculada.
- 3.- Calcular el grado de disociación que presenta la disolución.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿A qué se debe la disminución de la temperatura del hielo que enfría el helado en este experimento?
- 2.- ¿A qué se debe que el helado se congele dentro de la lata?
- 3.- PROBLEMA: Se desea obtener una disminución del punto de congelación hasta -10°C de 500 Lt de agua. ¿Qué cantidad de sal se requerirá si se espera un grado de disociación de 80%?

BIBLIOGRAFIA

- Sund R.
Quantifying a Colligative Property Associated with Making Ice Cream.
J. Chem. Educ. 1989, vol. 66, p 669
- Castellan W. G.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, 1986
pp 360-363
- Maron y Prutton
Fundamentos de Fisicoquímica
LIMUSA S.A.
- Barrow
Fundamentos de Fisicoquímica
LIMUSA S.A.
pp 695 - 698

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: DETERMINACION DE LA K_{EQ} EN UNA REACCION DE ESTERIFICACION

OBJETIVOS En esta práctica se determina la constante de equilibrio de una reacción de esterificación. Se revisan conceptos como equilibrio químico, constante de equilibrio.

TIPO DE EXPERIENCIA: Práctica de laboratorio

FORMA DE TRABAJO: Equipos de 3 alumnos c/u (práctica)

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 160 min

NOTA: Esta práctica se puede trabajar asignando a cada equipo una mezcla distinta alcohol/ácido carboxílico formadas con los siguientes compuestos: Los alcoholes metílico, etílico, propílico, butílico e isobutílico combinados con ácido etanóico, propanóico y n-butanóico (este último ácido tiene olor sofocante y deberá se agregado al matraz bajo la campana).

REQUISITOS PARA REALIZAR LA PRACTICA: Conocimientos en titulación volumétrica ácido - base

DETERMINACION DE LA K_{EQ} EN UNA REACCION DE ESTERIFICACION

INTRODUCCION

El equilibrio en un sistema implica una situación en la cual no se producen cambios macroscópicos de sus propiedades respecto al tiempo.

En un sistema donde se realiza una reacción química el EQUILIBRIO QUIMICO se alcanza cuando las concentraciones de las especies químicas son constantes en el tiempo.

CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

En química elemental se estudian las constantes de equilibrio expresadas en términos de concentraciones. La concentración C_i de la especie i en la mezcla se define como $C_i = n_i/V$. La unidad más común para C_i es moles por litro.

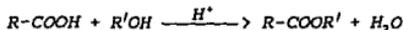
Para la reacción $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, se define la constante de equilibrio normal en función de CONCENTRACIONES, K_c^* , como:

$$K_c = \frac{(C_C)_{eq}^c (C_D)_{eq}^d}{(C_A)_{eq}^a (C_B)_{eq}^b} \quad (1)$$

donde todas las $(C_i)_{eq}$ son las concentraciones de cada especie en el equilibrio.

DETERMINACION DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{EQ}) DE UNA REACCION DE ESTERIFICACION.

Los ésteres sencillos se suelen preparar en el laboratorio haciendo reaccionar una mezcla de un ácido carboxílico y un alcohol en presencia de un ácido mineral como catalizador.



En ausencia de un catalizador ácido (el ácido carboxílico no es suficientemente fuerte para este objeto) la esterificación es muy lenta, pero unas cuantas gotas de ácido sulfúrico concentrado catalizan la reacción de tal manera que la posición de equilibrio se alcanza al calentar por unas cuantas horas. La posición del equilibrio, esto es, las cantidades de ácido y alcohol que se transforman al éster, varían dependiendo de la naturaleza de los reactivos; esta posición puede desplazarse empleando un gran exceso de alcohol o de ácido carboxílico.

La conversión se hace más eficiente agregando un agente deshidratante o eliminando el agua conforme se produce. El ácido sulfúrico concentrado tiene un doble papel, actúa

como catalizador ácido y como agente deshidratante eliminando el agua tan pronto se forma, por dilución del ácido. Para este tipo de reacción la K_{eq} está dada por:

$$K_{eq} = \frac{[R-COOR'] [H_2O]}{[R-COOH] [R'OH]} \quad (2)$$

La relación que guardan los productos de la reacción entre el ácido carboxílico y el alcohol es de 1:1, por lo tanto, la concentración del éster producido ($[R-COOR']$), será igual a la concentración del agua formada ($[H_2O]$). Si se agregan las mismas cantidades de ácido carboxílico que de alcohol, entonces la expresión de K_{eq} se puede simplificar a:

$$K_{eq} = \frac{[R-COOR']^2}{[R-COOH]^2} \quad (3)$$

Por otro lado, la cantidad de éster formado es igual a la cantidad de ácido carboxílico que se gasta en la reacción. Si el volumen es constante, se puede decir que la concentración del éster formado es igual a la concentración del ácido carboxílico que reaccionó, esto es:

$$C_3 = C_1 - C_2 \quad (4)$$

donde C_1 = concentración inicial del ácido carboxílico

C_2 = concentración final del ácido carboxílico

C_3 = concentración del ácido carboxílico que reaccionó es decir concentración del éster formado.

De donde se puede expresar la K_{eq} como:

$$K_{eq} = \frac{C_3^2}{C_2^2} \quad (5)$$

Para calcular la concentración de ácido carboxílico se puede utilizar la volumetría, según esto, la cantidad (expresada en moles) de titulante utilizado representa la cantidad de ácido presente en la mezcla de reacción (también expresada en moles), es decir:

$$V_{muestra} C_{ac. carbox.} = V_{titulante} C_{titulante}$$

Se titula una muestra antes y otra después de la reacción para determinar las concentraciones inicial y final, respectivamente, en la mezcla de reacción; a partir de los volúmenes de titulante se tiene:

$$C_1 = \frac{V_1 C_{tit}}{V_{muestra}} \quad (6)$$

$$C_2 = \frac{V_2 C_{tit}}{V_{muestra}} \quad (7)$$

donde:

V_1 = volumen de titulante utilizado en la primera titulación

V_2 = volumen de titulante utilizado en la segunda titulación

$V_{muestra}$ = volumen de cada muestra de cada titulación

C_{tit} = concentración del titulante

C_1 = concentración inicial del ácido carboxílico

C_2 = concentración final del ácido carboxílico

Sustituyendo las ecuaciones (6) y (7) en la ecuación (4) se tiene:

$$C_3 = \frac{C_{tit}}{V_{muestra}} (V_1 - V_2) \quad (8)$$

Sustituyendo las ecuaciones (7) y (8) en la ecuación (5) se obtiene la constante de equilibrio en función de los volúmenes de titulante utilizados:

$$K_{eq} = \frac{\left(\frac{C_{tit}}{V_{muestra}}\right)^2 (V_1 - V_2)^2}{\left(\frac{C_{tit}}{V_{muestra}}\right)^2 V_2^2} \quad (9)$$

Simplificando la ecuación anterior se tiene:

$$K_{eq} = \frac{(V_1 - V_2)^2}{V_2^2} \quad (10)$$

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Determinará la constante de equilibrio de una reacción de esterificación.
- 2.- Comparará el valor de la constante de equilibrio de su sistema con la de otros sistemas de ácido carboxílico / alcohol.
- 3.- Empleará un método volumétrico sencillo y directo para determinar las concentraciones en equilibrio del sistema que maneje.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- ¿Qué es la K_{eq} ?
- 2.- ¿Qué técnicas se utilizan para determinar la K_{eq} ?
- 3.- ¿Qué es un éster carboxílico?
- 4.- ¿En qué consiste la reacción de esterificación?
- 5.- Mencionar algunos usos de los ésteres en la industria.

MATERIAL Y REACTIVOS

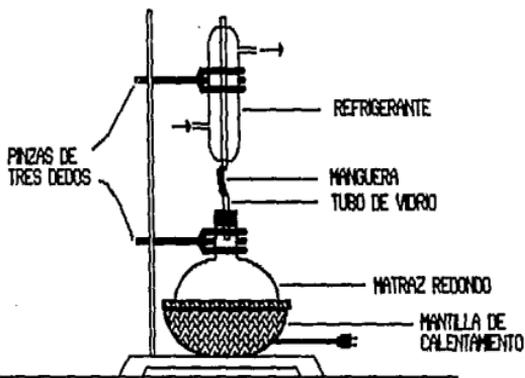
1 matraz redondo de 150 ml
1 tapón monohoradado con tubo de vidrio para el matraz
1 mantilla de calentamiento con recóstato
1 pipeta volumétrica de 1 ml
1 matraz Erlenmeyer de 100 ml
1 bureta de 50 ml
2 soportes universales
3 pinzas de tres dedos con nuez
1 refrigerante con mangueras
1 gotero
2 vasos de precipitados de 50 ml
1 pipeta graduada de 10 ml
piedras de ebullición

ácido etanóico
ácido propanóico
ácido n - butanóico (Su vaciado debe llevarse a cabo bajo la campana)
alcohol metílico
alcohol etílico
alcohol n-propílico
alcohol n-butílico
alcohol i-butílico
ácido sulfúrico concentrado
NaOH (0.5 N)

DESCRIPCIÓN Y MANEJO DE EQUIPO

Se monta un sistema de reflujo que consta de un matraz redondo de 150 ml que está en una mantilla de calentamiento y sujeto con una pinza de tres dedos a un soporte universal (ver figura). El matraz tiene un tapón monohoradado que lo conecta a un refrigerante en posición de reflujo por medio de un tubo de vidrio y una conexión de manguera. El refrigerante también está sujeto al soporte universal con una pinza de tres dedos.

Se deben agregar al matraz piedras de ebullición para tener una ebullición uniforme (se renovarán al reiniciar el calentamiento de la mezcla).



DESARROLLO EXPERIMENTAL

En un matraz de fondo redondo se colocan 0.2 mol del ácido carboxílico y 0.2 mol del alcohol escogidos, y se mezclan agitando el matraz.

De la mezcla hecha se toma una alícuota con una pipeta volumétrica de 1 ml, se diluye con 20 ml de agua destilada y se titula con una solución patrón de NaOH (0.5 N) usando fenolftaleína como indicador (Vi).

A la solución restante de ácido carboxílico/alcohol que está en el matraz se le agregan 8 gotas de ácido sulfúrico concentrado y la mezcla se pone a reflujo durante 1.5 horas.

Mientras la mezcla está en reflujo, se prepara una solución de 8 gotas de ácido sulfúrico concentrado más un volumen de agua igual al volumen de la mezcla ácido carboxílico/alcohol que está en reflujo. Se separa una alícuota de 1 ml de esta mezcla y se titula con la solución patrón de NaOH. El volumen de sosa utilizado ($V_{F.C.}$) constituirá el "factor de corrección" atribuido a la presencia de ácido sulfúrico en la mezcla de reacción.

Después del reflujo se deja que la mezcla de reacción se enfríe a temperatura ambiente y se toma otra alícuota de 1 ml, que se titula de la misma manera (V_2).

Para asegurar que se ha llegado al equilibrio, la mezcla de reacción puede ser refluja por otros 30 min y otra alícuota de 1 ml se titulará como las otras ($V_{2 REP.}$). Los valores de la titulación deberán coincidir dentro de un margen de 0.2 ml.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO / ALCOHOL ANTES DE REFLUJO:

$$V_1 = \quad \text{ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. SULFURICO/AGUA:

$$V_{F.C.} = \quad \text{ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO / ALCOHOL DESPUES DEL PRIMER REFLUJO:

$$V_2 = \quad \text{ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO / ALCOHOL DESPUES DEL SEGUNDO REFLUJO:

$$V_{2 REP.} = \quad \text{ml}$$

CALCULOS

- 1.- Se calcula el volumen corregido (V_2^*) restando $V_2 - V_{F.C.}$
- 2.- Se calcula la constante de equilibrio K_{eq} por medio de la ecuación

$$K_{eq} = \frac{(V_1 - V_2^*)^2}{(V_2^*)^2}$$

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué significado tiene el valor de la K_{eq} obtenida?
- 2.- ¿Qué papel tienen el calentamiento a reflujo y la presencia del ácido sulfúrico en el equilibrio de la reacción?
- 3.- ¿Cómo se puede hacer más eficientemente la conversión de ésta reacción?
- 4.- ¿Qué uso tiene la K_{eq} en la industria alimenticia?

BIBLIOGRAFIA

- Sarlo E., Svoronos P., Kulas P.
Calculation of Equilibrium Constant in Esterification Reactions
J. Chem. Educ. 1990, vol. 67, p 796.
- Cullen J. F. Jr.
Computer Simulation of Chemical Equilibrium
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 1023 - 1025
- Ihde J.
Le Chatelier an Chemical Equilibrium
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 238 - 239
- Levine Ira N.
Fisicoquímica
McGraw-Hill 1981, México, D.F.
- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano 1986, México, D.F.
- Ellis, G. P.
Química Orgánica
Limusa - Wiley, S. A.
México, 1969
pp. 329-330, 384-385
- Allinger
Química Orgánica
Reverté, S. A.
México 1984
pp. 738

- Valiente Bardenas A.
Problemas de Balance de Materia y Energía en la Industria Alimentaria
Ed. LIMUSA
México 1989
pp 259 - 305

**MATERIAL PARA
EXPERIENCIAS DE CATEDRA**

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: DEMOSTRACION DE LA PRESION DE VAPOR

OBJETIVOS Este experimento ilustra conceptos como presión de vapor, su dependencia con la temperatura y el equilibrio líquido - vapor. Es una evidencia visual de la presión ejercida por el vapor de un líquido.

TIPO DE EXPERIENCIA: Demostración de cátedra

FORMA DE TRABAJO: Grupal (demostración)

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 25 min

NOTA: La demostración es instantánea. Sólo se requiere de una persona para manipular todo el sistema.

REQUERIMIENTOS PARA EL

DESARROLLO DEL EXPERIMENTO: Conexiones para un sistema hermético.

DEMOSTRACION DE LA PRESION DE VAPOR

INTRODUCCION

Si se coloca cierta cantidad de un líquido puro en un recipiente evacuado que tiene un volumen mayor que el volumen del líquido, una porción del líquido se evaporará hasta llenar con vapor el volumen restante. Suponiendo que queda cierta cantidad de líquido una vez establecido el equilibrio, la presión del vapor en el recipiente será sólo una función de la temperatura del sistema. La presión desarrollada es la PRESION DE VAPOR del líquido, que es una propiedad característica del mismo, y aumenta rápidamente con la temperatura. Algo similar ocurre con una mezcla de gases; se tiene en un matraz un líquido en equilibrio con su vapor y se agrega un líquido volátil, éste último se evaporará hasta que su presión parcial en la mezcla gaseosa sea igual a la presión de vapor de líquido, esto quiere decir que el ambiente interior del matraz se ha saturado.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Observará la propiedad de la presión de vapor por medio del desplazamiento de un líquido.
- 2.- Comprobará la relación entre la presión de vapor y la temperatura.

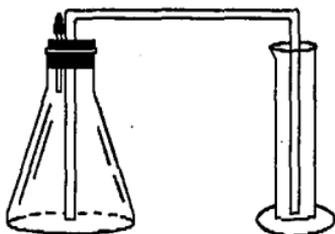
MATERIAL Y REACTIVOS

1 matraz Erlenmeyer de 500 ml
1 tapón de hule bihoradado
1 gotero de vidrio
1 tubo de vidrio con 2 ángulos de 90°
1 probeta graduada de 100 ml
1 mechero de Bunsen
1 tripie con tela de alambre con asbesto
1 bandeja

Agua
Hexano
Colorante vegetal

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se ensambla el aparato como se indica en la figura. Debe asegurarse que el tubo de vidrio llegue hasta el fondo del matraz Erlenmeyer y de la probeta graduada. El sistema debe estar hermético.



Se quita el tapón ensamblado y se agregan 150 ml de agua coloreada al matraz Erlenmeyer y se calienta el agua hasta 60°C . (no se debe sobrepasar ésta temperatura). Se toman con el gotero aproximadamente 0.5 ml de hexano (no agregar más de esta cantidad y dado que el hexano es flamable no se debe trabajar cerca de llama abierta). Se vuelve a armar el aparato y se inyecta el hexano al matraz, se observa qué sucede.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué es la presión de vapor?
- 2.- ¿Qué es lo que empuja al agua a través del tubo de vidrio hacia la probeta?
- 3.- ¿Por qué después de unos minutos el agua tiende a regresar al matraz?

BIBLIOGRAFIA

- Sears J. A., Grieve C. J.
A Vapor Pressure Demonstration
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp.427
- Richardson W. S., Jones R. F.
Demonstration of Vapor Pressure
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp.968 - 969

- Castellán G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp.89-90

- Reyes Chumacero A.
Termodinámica
Ed. Trillas
México, D.F. 1976
pp 450 - 454

DEMOSTRACION DE LA PRESION DE VAPOR

CUESTIONARIO

1.- **¿Qué es la presión de vapor?**

Es la presión que ejerce un líquido puro hacia el ambiente que lo rodea. Esta presión es una característica de cada compuesto y es dependiente de la temperatura. Los sólidos también ejercen presión de vapor, pero ésta es muy pequeña comparada con los líquidos. Sin embargo, algunos sólidos son lo suficientemente volátiles como para producir una presión mensurable de vapor, incluso a temperaturas ordinarias; si la presión de vapor de un sólido se hace igual a la atmosférica, por debajo de su temperatura de fusión, éste se sublima.

2.- **¿Qué es lo que empuja al agua a través del tubo de vidrio hacia la probeta?**

La empuja la presión que ejerce el hexano al vaporizarse dentro del matraz que se encuentra sellado, por lo que aumenta la presión dentro de matraz, desplazando el agua a través del tubo de vidrio que es la única salida.

3.- **¿Por qué después de unos minutos el agua tiende a regresar al matraz?**

Esto se debe a que la temperatura disminuye conforme transcurre el tiempo provocando que la presión de vapor baje haciendo un vacío en el interior del matraz, lo que hace que el líquido regrese al matraz e incluso se succione un poco de aire.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: HIELO BAJO PRESION

OBJETIVOS Este experimento ilustra los conceptos de presión, trabajo y fusión y los aplica para explicar porqué se puede patinar sobre el hielo.

TIPO DE EXPERIENCIA: Demostración de cátedra
Proyecto

FORMA DE TRABAJO: Grupal (demostración)
Individual (proyecto)

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 60 min

NOTA: Este tiempo puede variar dependiendo de la temperatura del salón, del tiempo que el bloque de hielo ha estado fuera del congelador, del calibre del alambre y del peso del cuerpo que se suspenda de él.

HIELO BAJO PRESION

INTRODUCCION

Para el equilibrio sólido - líquido la ecuación de Clapeyron se escribe como:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_{fus}}{\Delta V_{fus} T_{fus}}$$

donde: ΔH_f = calor molar de fusión
 T_f = temperatura de congelamiento (o fusión)
 ΔV_f = cambio de volumen molar en la fusión

El término dP/dT representa la pendiente de la línea de equilibrio sólido - líquido que, para la mayoría de las sustancias, tiene un valor positivo ya que el volumen molar del líquido es mayor que el del sólido.

Sin embargo cuando se estudia el diagrama de fases del agua, se puede observar un fenómeno muy interesante: si se incrementa la presión sobre el hielo, disminuye su punto de fusión. Esto se debe a que el volumen molar del líquido es menor que el del hielo y en consecuencia la pendiente dP/dT es negativa. Además, como la cantidad $(V_L - V_G)$ es pequeña, la pendiente es muy pronunciada.

Cuando se calcula la magnitud de dT/dP , la cual indica el cambio (descenso) del punto de fusión en función de la presión, se obtiene que $dT/dP = -7.35 \times 10^{-3}$ K/atm, o sea que el punto de fusión del hielo disminuye 7.35×10^{-3} K cada vez que la presión aumenta una atmósfera.

Una consecuencia práctica de la pendiente negativa dP/dT se relaciona con el patinaje sobre hielo. La presión que ejerce el peso del patinador sobre el hielo puede ser muy grande debido a las áreas tan pequeñas de las cuchillas. Dado lo anterior, al patinar se forma una película de agua entre los patines y el hielo la cual actúa como lubricante para facilitar el desplazamiento sobre la superficie del hielo.

OBJETIVOS

El alumno:

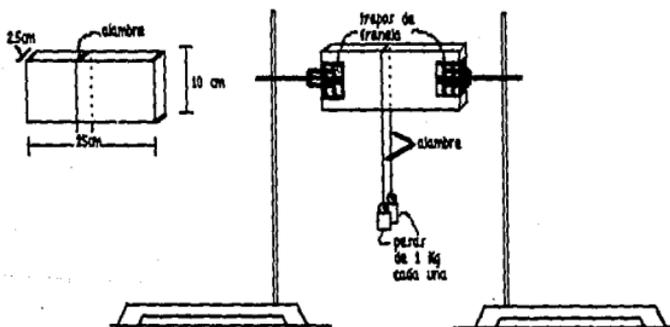
- 1.- Comprobará que un incremento en la presión sobre el hielo hace decrecer su punto de fusión.
- 2.- Localizará en una parte del diagrama de fases del agua los puntos que representan el fenómeno de la demostración.
- 3.- Explicará porqué el valor de la pendiente dP/dT para la línea de equilibrio sólido-líquido es negativa para el agua.

MATERIAL Y REACTIVOS

- 2 soportes universales con pinzas
- 1 par de trapos de franela
- 1 alambre de acero de aprox. 0.1 mm de diámetro y 40 cm de longitud (se puede utilizar una cuerda de guitarra)
- 2 pesas de 1kg c/u
- 1 bloque de hielo de 10 X 25 X 2.5 cm

DESARROLLO EXPERIMENTAL

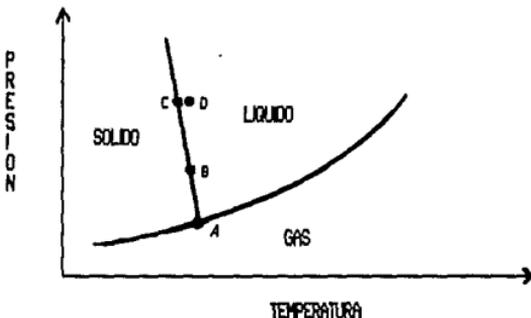
El bloque de hielo se fija por sus extremos a dos soportes universales por medio de dos pinzas de tres dedos con nuez (para evitar que el hielo resbale se coloca un trajo entre la pinza y el hielo) como se muestra en la figura. En cada uno de los extremos del alambre de acero se amarra una pesa de un kg. Se coloca la parte central de la cuerda sobre el borde superior del bloque. Observe qué sucede con la cuerda en el hielo durante el transcurso de la sesión.



COMENTARIOS

El incremento en la presión desplaza el equilibrio hacia el estado que tiene menor volumen molar: agua líquida, pero el enfriamiento que produce el hielo circundante, da como consecuencia el recongelamiento del agua una vez que el alambre de acero (análogo a la cuchilla del patín) haya pasado.

En una zona del diagrama de fases para el agua se puede explicar el fenómeno (ver diagrama).



El punto A (0.01°C , 0.0060 atm) es el punto triple del agua. El punto B (0°C , 1 atm) es el punto de fusión normal y el punto C (-0.4°C , 50 atm) es el punto de fusión en esta demostración.

Nótese que si la temperatura permanece en 0°C , mientras que la presión se incrementa de 1 a 50 atm (punto D), el sistema no está en equilibrio y el hielo funde.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Se podría patinar sobre hielo en un lugar donde la temperatura ambiente está por debajo de -15°C ? ¿Por qué?
- 2.- ¿Cuánto variaría la temperatura de fusión del hielo si una persona de 80 Kg está patinando?. Las dimensiones de la cuchilla del patín son 32 cm de longitud y 0.2 cm de ancho. Hacer el cálculo considerando que un solo patín soporta a la vez todo el peso.

BIBLIOGRAFIA

- Chang R., Skinner J.F.
Ice Under Pressure
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp.789-780
- Chang R.
Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos
CECSA, México, 1987
- Reyes Chumacero A.
Termodinámica
Ed. Trillas
México, D.F. 1976
pp 407 - 415, 439 - 444.

HIELO BAJO PRESION

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Se podría patinar sobre hielo en un lugar donde la temperatura ambiente está por debajo de -15°C ? ¿Por qué?

Se ha observado que el patinaje se vuelve difícil si la temperatura ambiente está por debajo de -15°C , esto se debe a que la presión que ejerce una persona sobre el hielo por donde se desliza la cuchilla, no es suficiente para lograr que se funda.

- 2.- ¿Cuánto variaría la temperatura de fusión del hielo si una persona de 80 Kg está patinando?. Las dimensiones de la cuchilla del patín son 32 cm de longitud y 0.2 cm de ancho. Hacer el cálculo considerando que un solo patín soporta a la vez todo el peso.

El área que soporta el peso del patinador es de:

$$32 \text{ cm} \times 0.2 \text{ cm} = 6.4 \text{ cm}^2$$

por lo tanto la presión ejercida sobre el área es:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{80 \text{ Kg}}{6.4 \text{ cm}^2} = 12.5 \text{ Kg/cm}^2$$

$$P = \frac{12.5 \text{ Kg/cm}^2}{1.0333 \frac{\text{Kg/cm}^2}{\text{atm}}} = 12.097 \text{ atm}$$

$$\Delta T = 12.097 \text{ atm} \times -7.35 \times 10^{-3} \text{ K/atm} = -0.0889 \text{ K} = -0.0889^{\circ}\text{C}$$

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: UNA DEMOSTRACION DE EBULLICION A TEMPERATURA AMBIENTE

OBJETIVOS En este experimento se ilustra el equilibrio líquido - vapor de un sistema binario y la dependencia de la temperatura de ebullición con la presión. Se utiliza un diagrama temperatura contra composición para explicar el fenómeno de ebullición a temperatura ambiente que presenta el sistema estudiado.

TIPO DE EXPERIMENTO: Demostración de cátedra.

FORMA DE TRABAJO: Grupal (demostración).

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 30 min

SUGERENCIAS A MODIFICACIONES: La demostración se puede desarrollar con pentano (p. eb. 36°C) y formiato de metilo. La mezcla azeotrópica correspondiente tiene una composición del 42% en volumen de formiato de metilo y 58% de pentano, y hierve a 22°C.

UNA DEMOSTRACION DE EBULLICION A TEMPERATURA AMBIENTE

INTRODUCCION

Para demostrar la dependencia del punto de ebullición de una mezcla líquida con las fuerzas de atracción de las partículas que la componen, se pueden utilizar dos líquidos que formen una mezcla azeotrópica con punto de ebullición lo suficientemente bajo para que hierva a temperatura ambiente.

En tal mezcla, las fuerzas de atracción entre las partículas de diferentes tipos son más débiles que aquellas entre partículas de la misma especie. Esto se manifiesta macroscópicamente por un enfriamiento significativo durante el mezclado, además de un incremento adicional en el volumen, y un incremento en la volatilidad o disminución del punto de ebullición de la mezcla.

Para una demostración de ebullición a temperatura ambiente, son adecuados los líquidos formiato de metilo (p. eb. 32°C) e isopentano (p. eb. 28°C). Una mezcla de 36% en volumen de formiato de metilo y 64% de isopentano hierve a 17°C, esto es, debajo de la temperatura ambiente.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Observará un ejemplo de ebullición a temperatura ambiente.
- 2.- Observará la dependencia del punto de ebullición con la presión que se ejerce sobre el líquido.
- 3.- Comprobará la disminución de la temperatura de ebullición de una mezcla respecto a la temperatura de ebullición de los componentes puros que la forman.

MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 Tubo de ensayo con tapón
- 2 Probetas de 10 ml
- Piedras de ebullición

Metilformato
Isopentano ó
Pentano

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se coloca en un tubo de ensayo una piedra de ebullición, se agrega 3.6 ml de formiato de metilo y se cubre con 6.4 ml de isopentano (que tiene una densidad menor). Se tapa el tubo de ensayo con el tapón de hule, se invierte dos veces y se quita el tapón. Se observa lo que sucede.

Se cierra el tubo de ensayo con el tapón de hule, y se observa lo que sucede (NO ESPERE MUCHO YA QUE PUEDE BOTAR EL TAPON).

OBSERVACIONES

Después de mezclar los componentes y quitar el tapón, se observó que la mezcla comenzó a hervir suavemente. Cuando se volvió a colocar el tapón al tubo de ensayo, se observó que la ebullición de la mezcla se detuvo hasta que se quitó el tapón nuevamente. SUGERENCIAS

Podrían usarse volúmenes más grandes de formiato de metilo e isopentano. Sin embargo, debido al fuerte enfriamiento durante el mezclado, la ebullición de la mezcla se retarda hasta que el gran volumen del líquido haya tomado suficiente calor de los alrededores. Más aún, debe tenerse cuidado porque se produce un gran volumen de vapor.

Si la temperatura ambiente es muy cercana al punto de ebullición del isopentano (28°C), la demostración se puede desarrollar con pentano (p. eb. 36°C). La mezcla azeotrópica correspondiente tiene una composición del 42% en volumen de formiato de metilo y 58% de pentano, y hierve a 22°C.

CUESTIONARIO

- 1.- Con los tres puntos (temperaturas de ebullición de los componentes puros y el de la mezcla azeotrópica), dibuje un esquema del diagrama temperatura contra composición del sistema estudiado. Identifique las zonas del diagrama.
- 2.- Al hacer la mezcla de los dos componentes la temperatura del sistema disminuye, explique ayudándose con el diagrama esta situación.
- 3.- ¿Por qué empieza a ebullición en el tubo de ensayo una vez mezclados los componentes?
- 4.- ¿Por qué al tapar nuevamente el tubo de ensayo se detiene la ebullición?

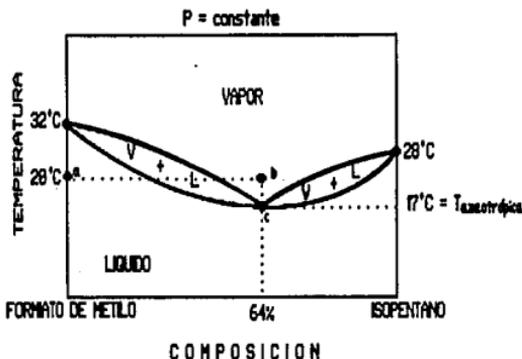
BIBLIOGRAFIA

- Habich A., Gilbert G. L.
A Boiling Demonstration at Room Temperature
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp.157 - 158
- Flynn Ch. M.
Binary Liquid Systems
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp.641

UNA DEMOSTRACION DE EBULLICION A TEMPERATURA AMBIENTE

CUESTIONARIO

- 1.- Con los tres puntos (temperaturas de ebullición de los componentes puros y el de la mezcla azeotrópica), dibuje un esquema del diagrama temperatura contra composición del sistema estudiado. Identifique las zonas del diagrama.



- 2.- Al hacer la mezcla de los dos componentes la temperatura del sistema disminuye, explique ayudándose con el diagrama esta situación.

A la temperatura ambiente se hace la mezcla de los componentes empezando con metilformato puro (punto a) y agregándole el isopentano para llegar a la composición azeotrópica (punto b). Este punto está localizado en la zona de vapor, pero realmente en el tubo de ensayo coexisten en equilibrio vapor y líquido, lo que indica que a esa composición, corresponde una temperatura inferior (T_m) para que puedan existir las dos fases en equilibrio (punto c); esto es la razón por lo que la temperatura de la mezcla disminuye.

- 3.- ¿Por qué empieza a ebullicir la solución en el tubo de ensayo una vez mezclados los componentes?

Dado que la temperatura ambiente es mayor a la temperatura de ebullición de la mezcla (punto c) es que ésta hierve para que pueda alcanzar la condición de la temperatura ambiental (punto b).

4.- ¿Por qué al tapar nuevamente el tubo de ensayo se detiene la ebullición?

Esto es indicativo de la dependencia de la temperatura de ebullición con la presión que se ejerce sobre el líquido. Al tapar el tubo de ensayo, la presión interna aumenta por la ebullición del líquido, lo que hace que exista una diferencia entre la presión de vapor de la mezcla y la presión que se ejerce sobre el líquido, que provoca que se detenga la ebullición. En estas condiciones se requiere una temperatura mayor que la ambiental para que la mezcla hierva.

PERFIL DEL EXPERIMENTO

NOMBRE: UNA MEZCLA EUTECTICA CON APLICACIONES MEDICINALES

OBJETIVOS En este experimento se ilustra el equilibrio sólido - líquido de un sistema binario, se utiliza un diagrama temperatura contra composición para explicar el fenómeno de fusión que presenta el sistema estudiado a temperatura ambiente.

TIPO DE EXPERIMENTO: Demostración de cátedra.

FORMA DE TRABAJO: Grupal (demostración).

TIEMPO APROX. DE REALIZACION: 30 min

SUGERENCIAS A MODIFICACIONES: Otro sistema con temperatura eutéctica cercana a la temperatura ambiente que puede ser utilizado para esta demostración es el sistema cloruro de sodio - hielo.

UNA MEZCLA EUTECTICA CON APLICACIONES MEDICINALES

INTRODUCCION

Si se enfría una solución líquida de dos sustancias A y B hasta una temperatura suficientemente baja, se formará una fase sólida. Esta temperatura es la de congelación de la solución y depende de la composición de la misma.

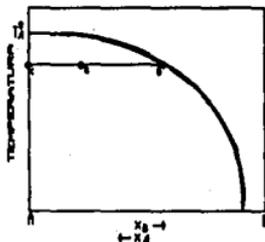
Suponiendo que el sólido puro A está en equilibrio con una solución líquida ideal, la ecuación que relaciona la temperatura de congelación con la composición es:

$$\ln x_A = - \frac{\Delta H_{fus,A}}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_A^*} \right) \quad (1)$$

De acuerdo con la ecuación anterior se muestra en la figura siguiente la dependencia de la temperatura de fusión con la composición de B (x_B).

Los puntos sobre la curva representan estados líquidos del sistema; los situados debajo de la curva representan estados en los cuales coexiste en equilibrio el sólido puro A con la solución. La curva se denomina curva líquida.

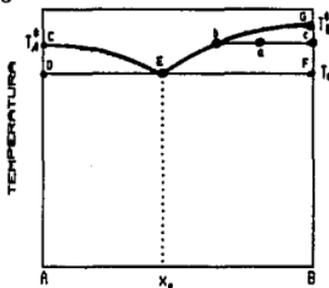
El punto α representa la solución de composición b en equilibrio con el sólido de composición e es decir A puro.



Para el sólido puro B también en equilibrio con una solución líquida ideal, se tiene una ecuación semejante a la ec. (1) que relaciona la temperatura de congelación con la composición:

$$\ln x_B = - \frac{\Delta \bar{H}_{fus,B}}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_B^*} \right) \quad (2)$$

Representando gráficamente las ecuaciones (1) y (2) se obtienen curvas con el aspecto general de la siguiente figura:



Las curvas se interceptan a una temperatura T_e , la **temperatura eutéctica** (del griego eutektos, "fácilmente fundible"). La composición x_e es la **composición eutéctica**. La curva GE es la curva de la temperatura de congelación en función de la composición de B. Los puntos por debajo de esta curva representan estados en los cuales el sólido puro B está en equilibrio con la solución. Un punto de la línea EF representa sólido puro B en equilibrio con la solución de composición x_e . Sin embargo, un punto sobre la línea DE representa sólido puro A en equilibrio con la solución de composición x_e . Por tanto, la solución con composición eutéctica x_e está en equilibrio tanto con el sólido puro A como con el sólido puro B. Los puntos bajo la línea DEF representan los estados del sistema en los cuales están presentes sólo dos fases: los sólidos A puro y B puro.

La mezcla mentol - fenol es un ejemplo de aplicación de la ciencia eutéctica a la medicina. Este sistema eutéctico en particular se utiliza para aliviar la comezón, y para este propósito los farmacéuticos la preparan como pomada.

OBJETIVOS

El alumno:

- 1.- Observará un ejemplo de un sistema eutéctico.
- 2.- Comprobará la disminución de la temperatura de fusión de una mezcla respecto a la temperatura de fusión de los componentes puros.

MATERIAL Y REACTIVOS

- 1 vidrio de reloj
- 2 espátulas
- 1 retroproyector

Mentol
Fenol

DESARROLLO EXPERIMENTAL

Se colocan unos cristales de mentol (p.fus. 44°C) en una parte de un vidrio de reloj y en otra, sin ponerlos en contacto, unos cristales de fenol (p.fus. 41°C). Se coloca con cuidado el vidrio de reloj en un retroproyector. Se ponen en contacto los cristales de ambos compuestos y se observa con atención qué sucede.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Por qué se funden los cristales de ambos compuestos al ponerlos en contacto?
- 2.- Si al juntar los cristales de ambos compuestos queda solución y algunos cristales sin fundir, ¿en qué zona del diagrama se localiza este punto? ¿Por qué?
- 3.- Si se ponen en contacto los cristales de estos compuestos en un ambiente donde la temperatura es menor a la temperatura eutéctica de este sistema, ¿qué pasará? Localice en el diagrama la zona donde se da este fenómeno.
- 4.- ¿Cómo se puede utilizar este diagrama para la purificación de compuestos?

SUGERENCIAS

- Que el alumno:
- Investigue propiedades físicas y químicas del fenol y mentol.
 - Investigue toxicidad y usos de estos compuestos.
 - Investigue sistemas eutécticos con T_c cercana a la ambiental.

BIBLIOGRAFIA

- Hudson R.L., Perez Osburn V., and Brashar R.
A Eutectic Mixture with Medicinal Applications
J. Chem. Educ. 1990, vol., pp.156

- Viswanathan, A.
Eutectics Organic Mixtures
J. Chem. Educ. 1960, vol.37, pp. A361

- Ellison H. R.
Binary Solid - Liquid Phase Equilibria
J. Chem. Educ. 1978, vol.55, pp. 406 - 407

- Blanchette P. P.
The Binary Liquid - Solid Phase Diagram of Naphtalene - p-Dichlorobenzene
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp. 267 - 268

- Levine I. N.
Fisicoquímica
McGraw Hill
México, D.F. 1981
pp. 213

- Castellan G. W.
Fisicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
pp.328

UNA MEZCLA EUTECTICA CON APLICACIONES MEDICINALES

CUESTIONARIO

1.- ¿Por qué se funden los cristales de ambos compuestos al ponerlos en contacto?

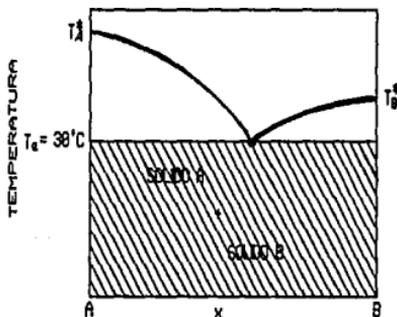
Al poner en contacto los cristales se formará una mezcla de composición x siempre y cuando la temperatura ambiente se encuentre por encima de la temperatura eutéctica del sistema. Este punto puede encontrarse en un diagrama Temperatura - composición en cualquiera de las siguientes tres zonas de equilibrio: solución - sólido A, solución - sólido B, solución. En estas tres zonas siempre se encuentra presente la solución, por eso es que se funden los cristales.

2.- Si al juntar los cristales de ambos compuestos queda solución y algunos cristales sin fundir, ¿en qué zona del diagrama se localiza este punto? ¿Por qué?

Puede estar en la zona de equilibrio sólido A - solución, o bien sólido B - solución. Ya que en estas zonas es donde coexisten en equilibrio los sólidos puros con la solución.

3.- Si se ponen en contacto los cristales de estos compuestos en un ambiente donde la temperatura es menor a la temperatura eutéctica de este sistema, ¿qué pasará? Localice en el diagrama la zona donde se da este fenómeno.

Los cristales no se fundirán al ponerlos en contacto si la temperatura ambiente es menor a la temperatura eutéctica del sistema; en un diagrama T vs x , la zona en donde se da el fenómeno sólo coexisten los sólidos puros.



4.- ¿Cómo se puede utilizar este diagrama para la purificación de compuestos?

Si se utiliza esta técnica, el compuesto puro se obtiene en forma sólida.

La purificación se lleva a cabo enfriando una mezcla líquida hasta la línea de equilibrio solución - sólido puro llamada también curva líquida que es donde empieza la separación del sólido puro deseado. A menor temperatura mayor es la cantidad relativa de sólido para una composición total específica. La mayor separación se logra a la temperatura eutéctica y por debajo de ésta se forma la mezcla sólida de los dos compuestos (bajo el microscopio se pueden identificar los cristales separados de los compuestos). En el procesamiento de alimentos se utilizan muchos compuestos cristalinos cuya obtención implica la operación de cristalización, por ejemplo cloruro sódico, sacarosa, lactosa, ácido cítrico, glutamato monosódico, etc.

CAPITULO V

ANALISIS DE RESULTADOS DEL MATERIAL PROPUESTO

ESTUDIO DE LAS PROPUESTAS.

En este capítulo se exponen los resultados de cada práctica como complemento a los protocolos presentados en el capítulo anterior.

Se presentan los resultados experimentales obtenidos y el tratamiento que se les dió, y se dan los resultados de los cálculos así como las conclusiones, ventajas y desventajas de cada experimento. Se respondieron las preguntas del cuestionario prelaboratorio y del cuestionario final de cada práctica. Se da un ejemplo del diagrama de flujo para el desarrollo experimental y el algoritmo de cálculo de cada práctica.

Los puntos en orden de presentación para los resultados de cada práctica son:

- 1.- Título de la práctica.
- 2.- Objetivo.
- 3.- Cuestionario prelaboratorio.
- 4.- Diagrama del desarrollo experimental.
- 5.- Resultados experimentales.
- 6.- Algoritmo de cálculo.
- 7.- Diagrama del algoritmo de cálculo
- 8.- Cálculos y resultados.
- 9.- Interpretación de resultados.
- 10.- Cuestionario.
- 11.- Conclusiones.

Se presentan los resultados respetando el orden de prácticas del capítulo anterior.

SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO EN SOLUCIONES

OBJETIVO

Comprobar que el equilibrio de un sistema se puede alcanzar por distintos caminos.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- **¿Cómo se define el equilibrio en un sistema fisicoquímico?**

En un sistema fisicoquímico en el que ocurre un proceso representado por la ecuación:



Si la energía libre de Gibbs disminuye a medida que en proceso avanza, entonces éste se realiza espontáneamente; el avance del proceso y la disminución de la energía libre del sistema se producen hasta que la energía libre logra un valor mínimo; cuando se alcanza este valor, el proceso se encuentra en equilibrio.

2.- **¿Qué es solubilidad?**

Uno de los casos más sencillos de equilibrio es el de una solución saturada en contacto con exceso de soluto; las moléculas abandonan el sólido y pasan a la solución a la misma velocidad que las moléculas de la solución se depositan sobre el sólido. El término **solubilidad** se refiere a una medición, en alguna escala seleccionada arbitrariamente, de la concentración del soluto en la solución saturada.

3.- **¿Qué es molaridad, molalidad, fracción mol y % en peso?**

Estos conceptos son distintas formas utilizadas para expresar concentración.

La molaridad se define como el número de moles de soluto en un litro de disolución.

La molalidad se define como el número de moles de soluto en un kilogramo de solvente. La fracción mol es la relación del número de moles del componente *i* entre el número de moles totales de la disolución.

El porcentaje en peso, % en peso, se refiere a las partes en peso de un componente *o* soluto, por cien partes en peso de la mezcla o disolución.

4.- **¿Cuál es la solubilidad del KCl en agua?**

La solubilidad del cloruro de potasio (KCl) a 20°C es de 34.7 g/100 cc de agua y a 100°C es de 65.7 gr/100cc de agua (Datos reportados en Weast R. C., "Handbook of Chemistry and Physics", 1976, pp B-144).

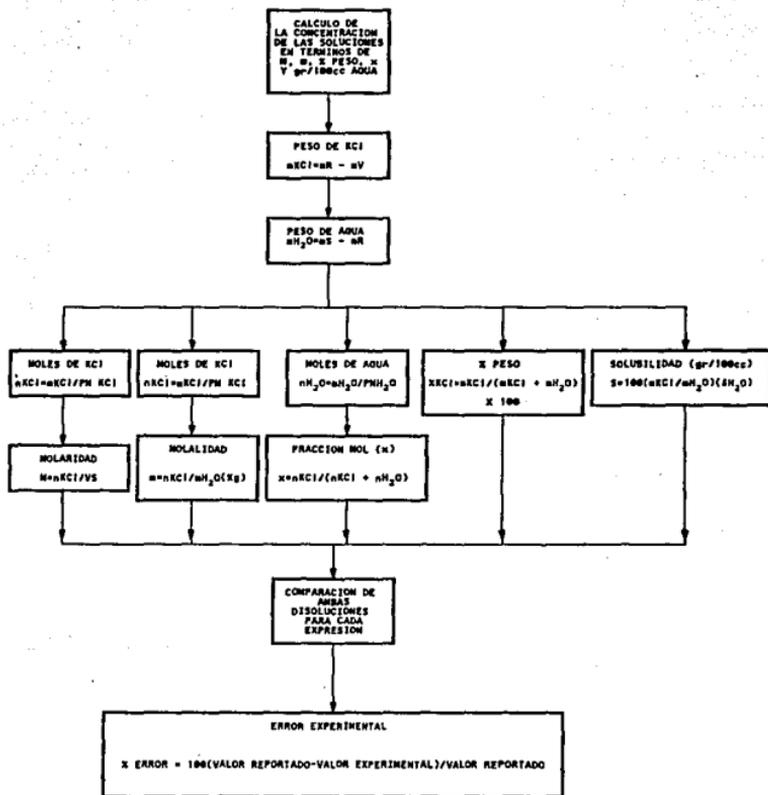
RESULTADOS EXPERIMENTALES

Peso del vaso pp 1 vacío:	33,977 gr
Peso del vaso pp 2 vacío:	31,127 gr
Peso del vaso pp 1 con primera disolución:	45,539 gr
Peso del vaso pp 2 con segunda disolución:	42,644 gr
Peso del vaso pp 1 con residuo:	36,858 gr
Peso del vaso pp 2 con residuo:	33,939 gr

ALGORITMO DE CALCULO

- 1.- Calcular la concentración de las disoluciones y expresarlas en términos de molaridad, molalidad, fracción mol, % en peso y en gr/100 cc de agua.
 - 1.1. Con el peso del vaso con residuo y el peso del vaso vacío se calcula el peso de KCl en cada una de las disoluciones.
 - 1.2. Con el peso del vaso con disolución y el peso del vaso con residuo se calcula el peso de agua de cada una de las disoluciones.
 - 1.3. **MOLARIDAD.** Para cada disolución se calcula el número de moles de KCl con el peso calculado en el punto 1.1. Este número se divide entre el volumen de muestra (0.01 Lt).
MOLALIDAD. El número de moles de KCl se divide entre el peso de agua del punto 1.2. (expresado en Kg) obteniéndose la molalidad. Esto se realiza para cada disolución.
FRACCION MOL. Se calcula el número de moles de agua en cada disolución. Se divide el número de moles de KCl entre la suma del número de moles de KCl y el número de moles de agua.
PORCENTAJE EN PESO (% EN PESO). El peso de KCl se divide entre la suma del peso de KCl + el peso de agua y se multiplica por 100.
SOLUBILIDAD (gr/100 cc agua). Se divide el peso de KCl entre el peso de agua, el valor obtenido se multiplica por la densidad del agua (expresada en gr/cc) y por 100. Esto se hace para cada una de las disoluciones.
- 2.- Comparar los valores de concentración de ambas soluciones.
- 3.- Calcular el error experimental respecto al valor de solubilidad reportado en la literatura.
 - 3.1. El valor de solubilidad calculado en el punto 1.3. se resta del valor de solubilidad reportado en la literatura, la diferencia se divide entre el valor reportado en la literatura. Usualmente el error experimental se expresa en porcentaje, por lo que se multiplica por 100 el valor de error obtenido.

SOLUBILIDAD Y EQUILIBRIO EN SOLUCIONES
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Concentración de las disoluciones.

Peso de KCl

$$m \text{ KCl en disolución} = m \text{ vaso c/residuo} - m \text{ vaso vacío}$$

Vaso 1

$$\begin{aligned} &= 36.858 \text{ gr} - 33.977 \text{ gr} \\ &= 2.881 \text{ gr de KCl} \end{aligned}$$

Vaso 2

$$\begin{aligned} &= 33.939 \text{ gr} - 31.127 \text{ gr} \\ &= 2.812 \text{ gr de KCl} \end{aligned}$$

Peso de H₂O

$$m \text{ H}_2\text{O en disolución} = m \text{ vaso c/disolución} - m \text{ vaso c/residuo}$$

Vaso 1

$$\begin{aligned} &= 45.539 \text{ gr} - 36.858 \text{ gr} \\ &= 8.681 \text{ gr de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Vaso 2

$$\begin{aligned} &= 42.644 \text{ gr} - 33.939 \text{ gr} \\ &= 8.705 \text{ gr de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Molaridad

moles de KCl

$$n \text{ de KCl en disolución} = \frac{\text{masa de KCl en disolución}}{\text{PM de KCl}}$$

$$M \text{ de disolución} = \frac{\text{moles de KCl}}{\text{Lt de disolución}}$$

Vaso 1

$$n = \frac{2.881 \text{ gr}}{74.60 \text{ gr/mol}} = 0.0386 \text{ moles de KCl}$$

$$M = \frac{0.0386 \text{ moles}}{0.01 \text{ Lt}} = 3.862 \text{ molar}$$

Vaso 2

$$n = \frac{2.812 \text{ gr}}{74.60 \text{ gr/mol}} = 0.0377 \text{ moles de KCl}$$

$$M = \frac{0.0377 \text{ moles}}{0.01 \text{ Lt}} = 3.77 \text{ molar}$$

Molalidad

$$m = \frac{\text{moles de KCl}}{\text{masa de H}_2\text{O (Kg)}}$$

Vaso 1

$$m = \frac{0.0386 \text{ moles}}{0.00868 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 4.44 \text{ molal}$$

Vaso 2

$$m = \frac{0.0377 \text{ moles}}{0.008705 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 4.33 \text{ molal}$$

Fración mol
moles de H₂O

$$n \text{ de H}_2\text{O en disolución} = \frac{\text{masa de H}_2\text{O}}{\text{PM de H}_2\text{O}}$$

$$x \text{ de KCl} = \frac{\text{moles de KCl}}{\text{moles de KCl} + \text{moles de H}_2\text{O}}$$

Vaso 1

$$n \text{ H}_2\text{O} = \frac{8.681 \text{ gr}}{18 \text{ gr/mol}} = 0.4823 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$x_{\text{KCl}} = \frac{0.0386 \text{ moles}}{0.0386 \text{ moles} + 0.4823 \text{ moles}} = 0.0741$$

Vaso 2

$$n_{H_2O} = \frac{8705 \text{ gr}}{18 \text{ gr/mol}} = 0.4836 \text{ moles } H_2O$$

$$x_{KCl} = \frac{0.0377 \text{ moles}}{0.0377 \text{ moles} + 0.4836 \text{ moles}} = 0.0723$$

Porcentaje en peso

$$\% \text{ en peso } KCl = \frac{\text{masa de } KCl}{\text{masa de } KCl + \text{masa de } H_2O} \times 100$$

Vaso 1

$$\% KCl = \frac{2.881 \text{ gr}}{2.881 \text{ gr} + 8.681 \text{ gr}} \times 100 = 24.92 \%$$

Vaso 2

$$\% KCl = \frac{2.812 \text{ gr}}{2.812 \text{ gr} + 8.705 \text{ gr}} \times 100 = 24.41 \%$$

Solubilidad

$$S \text{ de } KCl \text{ en disolución} = \frac{\text{masa de } KCl}{\text{masa de } H_2O} \times \delta \text{ } H_2O \text{ (gr/cc)} \times 100 \text{ cc}$$

Vaso 1

$$S_{KCl} = \frac{2.881 \text{ gr}}{8.681 \text{ gr}} \times 1 \text{ gr/cc} \times 100 \text{ cc} = 33.19 \text{ gr/100 cc}$$

Vaso 2

$$S_{KCl} = \frac{2.812 \text{ gr}}{8.705 \text{ gr}} \times 1 \text{ gr/cc} \times 100 \text{ cc} = 32.30 \text{ gr/100 cc}$$

2.- Comparación de los valores de concentración de ambas disoluciones.

CONCENTRACION EXPRESADA EN	DISOLUCION 1	DISOLUCION 2
MOLARIDAD	3.86	3.77
MOLALIDAD	4.44	4.33
FRACCION MOL	0.0741	0.0723
% EN PESO	24.92	24.42
SOLUBILIDAD	33.19	32.30

La concentración de la disolución 1 es mayor que la de la disolución 2. Esta diferencia es más notoria para los valores de solubilidad.

3.- Error experimental.

$$\% \text{ de error} = \frac{\text{valor reportado} - \text{valor experimental}}{\text{valor reportado}} \times 100$$

Vaso 1

$$\% \text{ error} = \frac{34.7 - 33.19}{34.7} \times 100 = 4.35 \%$$

Vaso 2

$$\% \text{ error} = \frac{34.7 - 32.30}{34.7} \times 100 = 6.91 \%$$

INTERPRETACION DE RESULTADOS

Como se observa, los resultados de solubilidades obtenidos en este experimento son cercanos al reportado en la literatura (34.7 gr/100 ml a 20°C); es posible que al evaporar el agua se hayan tenido pérdidas por proyección, lo que puede ser una de las causas de la diferencia en los valores. El valor de solubilidad para el KCl obtenido por reacción es menor al valor obtenido para solubilidad por disolución, esto puede ser consecuencia de que la disolución saturada tiene un exceso de HCl.

CUESTIONARIO

1.- ¿Cómo se prepara una disolución saturada?

Puede prepararse por solución, esto es agregando un soluto a un disolvente hasta que ya no se disuelva más soluto; por evaporación, esto es, una disolución no saturada se calienta para evaporar el disolvente hasta que el soluto precipite, eliminando los sólidos por filtración se obtiene la disolución saturada; por precipitación, se hace reaccionar dos reactivos que se encuentran, de preferencia, en disolución saturada y que den un producto cuya solubilidad sea menor que la de los reactivos, de tal manera que al reaccionar los compuestos precipite el producto y se obtenga la disolución saturada.

2.- ¿Cuáles fueron los caminos que se siguieron para llegar al equilibrio?

El punto de equilibrio al que se llegó es KCl en disolución saturada, uno de los caminos fué el de disolver KCl sólido en agua hasta llegar a la disolución saturada; el otro camino fué a partir de la reacción entre una solución saturada de carbonato de potasio (K_2CO_3) y ácido clorhídrico concentrado (HCl) para obtener la solución saturada de KCl que es menos soluble que los reactivos.

3.- ¿De qué tipo es el proceso que ocurre entre el carbonato de potasio y el ácido clorhídrico?

Se trata de un proceso químico típico ácido - base entre un ácido fuerte (ácido clorhídrico) y una base débil (carbonato de potasio) para la obtención de una sal (KCl) y un ácido débil (H_2CO_3) que se descompone en CO_2 (que se desprende en forma gaseosa) y agua.

CONCLUSIONES

Se comprobó que el equilibrio del sistema KCl en solución acuosa saturada se alcanza por dos caminos, a saber por disolución de KCl sólido hasta saturación y por reacción entre el K_2CO_3 en solución saturada y HCl concentrado. El método más efectivo para llegar al equilibrio de este sistema es por disolución ya que se obtuvo un valor más aproximado al valor real de saturación.

DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON.

OBJETIVO

Se aplicará la ecuación de Clausius - Clapeyron para obtener el valor del $\Delta\bar{H}_{vap}$ del agua.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- Deduzca la ecuación integrada de Clapeyron para el equilibrio líquido - vapor.
A partir de la ecuación:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{S}}{\Delta\bar{V}} \quad (\text{Ec. de Clapeyron})$$

para el equilibrio - líquido con vapor se tiene:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{S}}{\Delta\bar{V}} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{T(\bar{V}_g - \bar{V}_l)}$$

donde $\Delta\bar{H}_{vap}$ = Calor molar de vaporización del líquido
 \bar{V}_l = Volumen molar del líquido
 \bar{V}_g = Volumen molar del gas

En la mayoría de los casos $\bar{V}_g - \bar{V}_l$ es aproximadamente \bar{V}_g ; si el gas es ideal esto será igual a RT/P , por lo tanto sustituyendo el valor de \bar{V}_g en la ecuación anterior:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{H}}{T \frac{RT}{P}}$$

La ecuación anterior relaciona la presión de vapor del líquido con el calor de vaporización y con la temperatura.

Separando variables e integrando entre límites:

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = \frac{\Delta\bar{H}}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2}$$

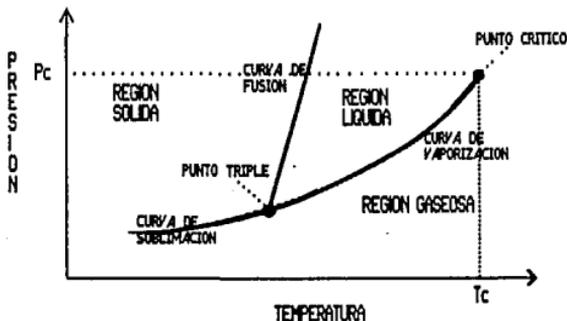
se obtiene

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = - \frac{\Delta H}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right] \quad (\text{Ec. de Clausius - Clapeyron})$$

donde P_1 = presión de vapor a T_1

P_2 = presión de vapor a T_2

- 2.- Dibuje un diagrama Presión vs. Temperatura para una sustancia pura e identifique las curvas de equilibrio.



3 . -

Investigue el valor promedio reportado en la literatura del ΔH_{vap} del agua (intervalo de temp. $50^\circ - 80^\circ C$).

El valor promedio reportado en la literatura del ΔH_{vap} del agua es de 9.717 Kcal/mol reportado para la ciudad de México.

4.- Obtenga por regresión la mejor expresión para los datos del punto 3.

Se presenta una tabla con los datos reportados en la literatura y los resultados obtenidos al analizarlos con diferentes regresiones (lineal, cuadrática, logarítmica, etc).

P (atm)	T (K)	T ² (K ²)	ln P	1/T (K ⁻¹)
0.1217	323.15	104,425.92	-2.1062	0.0031
0.1553	328.15	107,682.42	-1.8624	0.0030
0.1965	333.15	110,988.92	-1.6271	0.0030
0.2467	338.15	114,345.42	-1.3996	0.0030
0.2943	343.15	117,751.92	-1.2231	0.0029
0.3804	348.15	121,208.42	-0.9665	0.0029
0.4672	353.15	124,714.92	-0.7610	0.0028

Las regresiones realizadas con los datos anteriores son:

$$y = m x + b$$

$$P = 0.01131 T - 3.5611 \quad r = 0.9837$$

$$y = m x^2 + b$$

$$P = 1.14 \times 10^{-6} T^2 + 0.1536 \quad r = 0.3997$$

$$\ln y = m x + b$$

$$\ln P = 0.0445 T - 16.47 \quad r = 0.9993$$

$$y = m/x + b$$

$$P = -1285.49/T + 4.071 \quad r = -0.9790$$

$$\ln y = m/x + b$$

$$\ln P = -5080.69/T + 13.617 \quad r = -0.9995$$

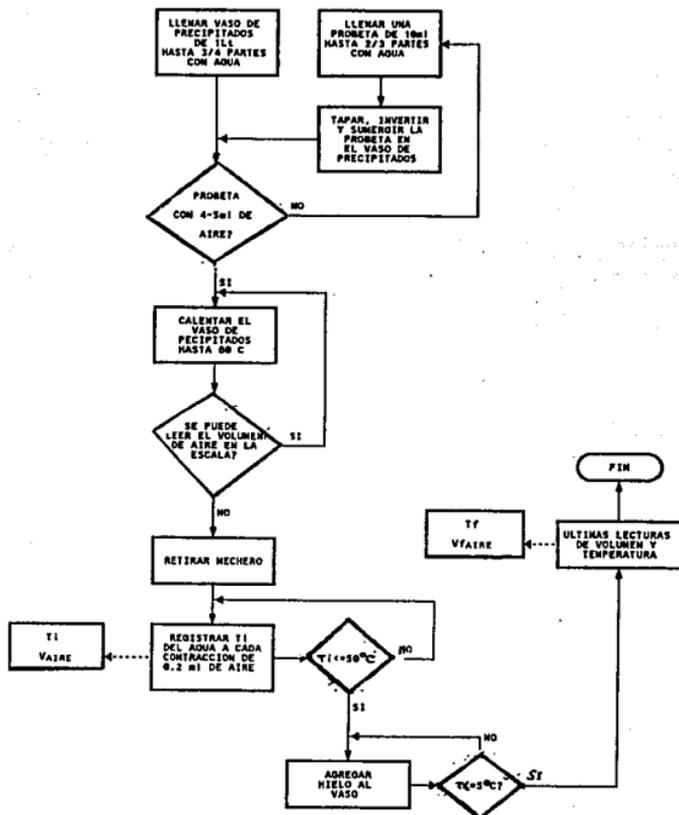
La última expresión es la que mejor representa los datos reportados para el intervalo de temperaturas pedido:

$$\ln P = -5080.69/T + 13.617$$

donde P = Presión de vapor (atm)

T = Temperatura (K)

DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA
 POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON
 DIAGRAMA DE FLUJO
 DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

Volumen inicial de aire atrapado = 4.8 ml

T (°C)	V (ml)
73.3	10.0
72.7	9.8
71.9	9.6
71.0	9.4
70.7	9.2
69.6	9.0
68.5	8.8
67.7	8.6
66.7	8.4
65.8	8.2
64.7	8.0
63.5	7.8
62.2	7.6
60.8	7.4
59.0	7.2
57.0	7.0
55.6	6.8
53.4	6.6
51.2	6.4
48.7	6.2
3.0	4.6

ALGORITMO DE CALCULO

- 1.- Corrección de las lecturas de volumen. Ver tabla de resultados columna (1).
- 2.- Cálculo del número de moles de aire atrapado. Se asume que la presión de vapor del agua es despreciable comparada con la presión del aire a baja temperatura.

$$n_{\text{aire}} = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{\text{aire}} = \frac{0.77 \text{ atm} \times 0.046 \text{ Lt}}{0.082 \frac{\text{Lt atm}}{\text{mol K}} \times 276.15 \text{ K}}$$

$$n_{\text{aire}} = 0.00015 \text{ moles}$$

- 3.- Cálculo de la presión parcial del aire en la mezcla gaseosa para cada temperatura.

$$P_{\text{aire}} = \frac{n_{\text{aire}}RT}{V}$$

Tabla de resultados columna (2).

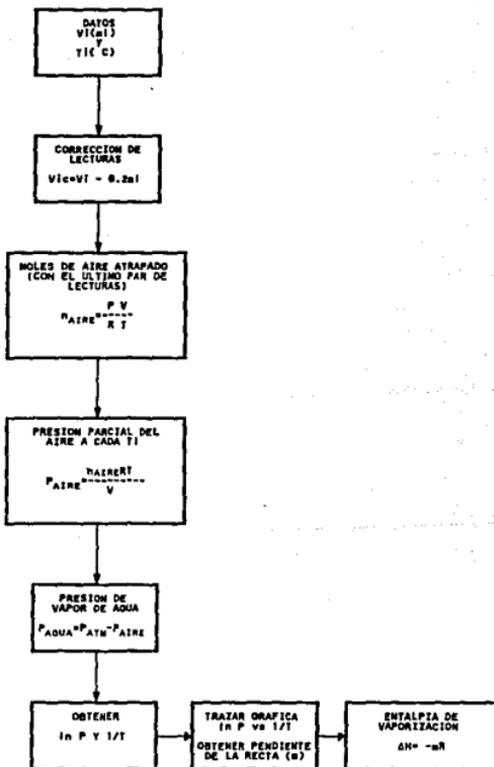
- 4.- Cálculo de la P_{vap} del agua a cada temperatura:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{aire}}$$

Tabla de resultados columna (3).

- 5.- Cálculo de $\ln P_{\text{vap}}$ y de $1/T$ Tabla de resultados columnas (4) y (5) respectivamente.

DETERMINACION DE LA PRESION DE VAPOR DEL AGUA
 POR MEDIO DE LA ECUACION DE CLAUSIUS - CLAPEYRON
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 ALGORITMO DE CALCULO

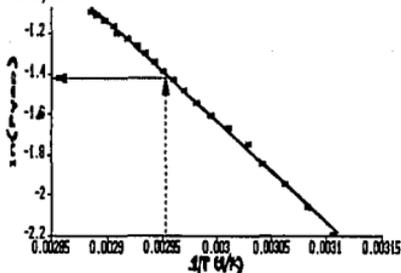


CALCULOS Y RESULTADOS

TABLA DE RESULTADOS

(1)	(2)	(3)	(4)	(5)		
V (ml)	T (°C)	Vcorr (ml)	Paire (atm)	Pvap (atm)	lnP	1/T (1/K)
10.0	73.3	9.8	0.435	0.337	-1.090	2.886e-03
9.8	72.7	9.6	0.443	0.329	-1.115	2.891e-03
9.6	71.9	9.4	0.452	0.320	-1.141	2.898e-03
9.4	71.0	9.2	0.460	0.312	-1.168	2.906e-03
9.2	70.7	9.0	0.470	0.302	-1.200	2.908e-03
9.0	69.6	8.8	0.479	0.293	-1.231	2.918e-03
8.8	68.5	8.6	0.489	0.283	-1.265	2.927e-03
8.6	67.7	8.4	0.499	0.273	-1.302	2.934e-03
8.4	66.7	8.2	0.510	0.262	-1.342	2.942e-03
8.2	65.8	8.0	0.521	0.251	-1.387	2.950e-03
8.0	64.7	7.8	0.533	0.239	-1.434	2.960e-03
7.8	63.5	7.6	0.545	0.227	-1.487	2.970e-03
7.6	62.2	7.4	0.557	0.215	-1.544	2.982e-03
7.4	60.8	7.2	0.570	0.202	-1.607	2.994e-03
7.2	59.0	7.0	0.584	0.188	-1.675	3.011e-03
7.0	57.0	6.8	0.597	0.175	-1.750	3.029e-03
6.8	55.6	6.6	0.613	0.159	-1.843	3.042e-03
6.6	53.4	6.4	0.628	0.144	-1.942	3.062e-03
6.4	51.2	6.2	0.643	0.129	-2.059	3.083e-03
6.2	48.7	6.0	0.660	0.112	-2.196	3.107e-03

GRAFICA DE ln P vs 1/T



Cálculo de la entalpía de vaporización. Se determina la pendiente de la recta trazada y, utilizando la ecuación de Clausius - Clapeyron, se calcula el ΔH_{vap} y se compara con el valor reportado en la literatura

PENDIENTE $m = -4942.12$

CONSTANTE $b = 13.18955$

COEFICIENTE DE CORRELACION $r = 0.999186$

$$m = - \frac{\Delta H_{vap}}{R} = - 4942.1157 \text{ } ^\circ K$$

$$\Delta H_{vap} = 9819.98 \text{ cal / mol}$$

$$\Delta H_{vap} = 9.82 \text{ Kcal / mol}$$

Valor reportado para el $\Delta H_{vap} = 9.717 \text{ Kcal / mol}$

6.- Usando la gráfica se encuentra el valor de la presión de vapor del agua a $65^\circ C$ y se compara con el valor bibliográfico de 0.243 atm (187.5 Torr); el punto buscado se localiza en $(1/(65 + 273.15)) = 0.002957$ y se lee un valor de $\ln P_{vap}$ de -1.4256 , es decir la P_{vap} es igual a 0.2404 atm (182.67 Torr).

INTERPRETACION DE RESULTADOS

Los datos experimentales obtenidos tienen un coeficiente de correlación que representa a una línea recta; los datos, por lo tanto, se pueden utilizar para la determinación del ΔH_{vap} del agua por método gráfico.

Se obtuvo el resultado de 9.82 Kcal/mol para el ΔH_{vap} y 0.2403 atm para la P_{vap} a $65^\circ C$, valores cercanos a los reportados en la literatura (9.717 Kcal/mol en la Cd. de México y 0.247 atm (187.5 Torr) respectivamente).

QUESTIONARIO

1.- ¿Cómo varían los valores del $\ln(P_{vap})$ del agua respecto al inverso de la temperatura?

La variación es directamente proporcional, lo que se observa claramente en los valores que se utilizaron para trazar la gráfica que resultó una línea recta.

2.- Escriba la expresión de Clapeyron para los equilibrios sólido - líquido y sólido - gas.

Equilibrio sólido - líquido

Equilibrio sólido - gas

$$\frac{\Delta P}{\Delta T} = \frac{\Delta H_{\text{fusión}}}{T \Delta V_{\text{fusión}}}$$

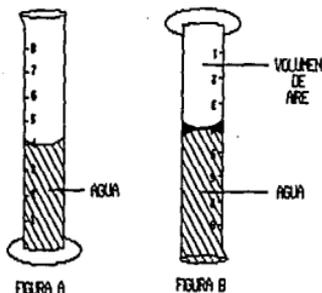
$$\frac{d \ln P}{dT} = \frac{\Delta H_{\text{sublim}}}{R T^2}$$

3.- Explicar porqué se deben de corregir las lecturas de volumen.

La corrección a las lecturas de volumen se debe a la compensación por menisco invertido.

Para líquidos translúcidos, la forma de leer el volumen contenido en una probeta es, a partir de la base del menisco que el líquido forma (ver fig. A).

En el experimento, al invertir la probeta para leer volúmenes de gas, se observa que el líquido sigue haciendo el mismo menisco, pero la lectura que interesa es la del volumen del gas; el menisco del líquido queda invertido respecto a la probeta (figura B).



El volumen del gas + el volumen sombreado será la lectura que se registre, pero ese no es el volumen del gas; hay que restarle el volumen sombreado que es de líquido y así se obtiene el volumen real del gas.

CONCLUSIONES

El método volumétrico utilizado es sencillo y lo suficientemente preciso para obtener las presiones de vapor del agua en el rango de temperaturas estudiado.

En esta práctica se comprobó que se pueden utilizar las expresiones analítica y gráfica de la ecuación de Clausius - Clapeyron para determinar las presiones de vapor a distintas temperaturas y las entalpías de vaporización de sustancias puras.

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO

OBJETIVO

Se obtendrá la curva Temperatura - Composición de una mezcla líquida binaria de comportamiento ideal.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- ¿Qué es la destilación fraccionada?

Si se calienta una mezcla líquida a presión constante y se le extrae y condensa parte del vapor formado en la etapa inicial del calentamiento, el condensado o destilado se enriquece en el componente más volátil, mientras que el residuo se empobrece en ese componente. Si a este destilado se le aplica el proceso descrito de extracción y condensación, se obtiene un destilado aún más rico en el componente más volátil. Si estas etapas se repiten para cada destilado extraído se puede llegar a obtener el componente más volátil con una pureza determinada. A este conjunto de etapas se le conoce como DESTILACION FRACCIONADA y es una de los procesos de separación más utilizados en la industria.

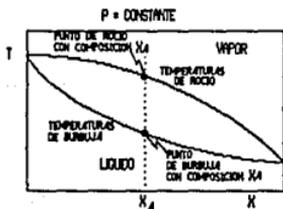
2.- ¿A qué se le llama Punto de Burbuja?

Es el punto o temperatura al cual aparece la primera burbuja de vapor al calentar una mezcla líquida.

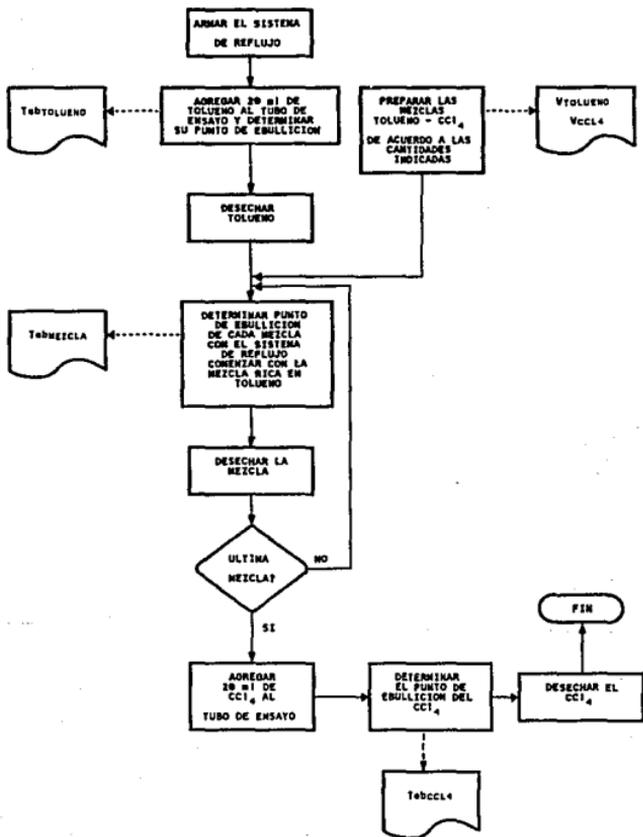
3.- ¿A qué se le llama Punto de Rocío?

Es la temperatura a la cual se condensa la primera gota de líquido al enfriar una mezcla líquida.

4.- En un diagrama T vs x identifique la curva de los puntos de burbuja y la de los puntos de rocío.



CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA
 DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO
 DIAGAMA DE FLUJO
 DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

PROPORCIONES CCl ₄ :TOLUENO	VOLUMENES CCl ₄ :TOLUENO	TEMPERATURAS	
		T _{eb}	T _{roc}
90 : 10	8.7 : 1.1	75.0	74.8
80 : 20	7.7 : 2.1	76.4	76.2
70 : 30	6.8 : 3.2	79.0	78.5
60 : 40	5.8 : 4.3	82.5	83.0
50 : 50	4.8 : 5.3	85.3	86.0
40 : 60	3.9 : 6.4	88.8	89.9
30 : 70	2.9 : 7.5	91.0	91.0
20 : 80	1.9 : 8.5	95.0	93.5
10 : 90	1.0 : 9.6	99.0	99.0

Temperatura de ebullición de CCl₄ (586.0 mmHg): 74.0°C

Temperatura de ebullición del tolueno (586.0 mmHg): 105.5°C

ALGORITMO DE CALCULO

- Con la ecuación de Antoine se calculan las presiones de vapor de cada componente para cada temperatura promedio registrada.

$$P_{vap} = \exp\left(A - \frac{B}{(T + C)}\right)$$

La presión de vapor se obtiene en mmHg

La temperatura se expresa en Kelvin

- Con las presiones de vapor y las proporciones en mol manejadas experimentalmente, se calculan las composiciones de la fase vapor.

$$y_{TOL} = \frac{P_{TOL}^* X'_{TOL}}{P_T}$$

donde: Y_{Tol} = fracción mol de tolueno en el vapor
 Y_{CCl_4} = fracción mol de tetracloruro en el vapor
 X'_{Tol} = fracción mol de tolueno en el líquido manejado experimentalmente

- Se trazan las curvas de puntos de burbuja y puntos de rocío con los valores experimentales y las composiciones de vapor calculadas en el punto número 2.

- 4.- Con las presiones de vapor calculadas y la presión atmosférica se obtienen las composiciones teóricas del líquido para cada temperatura promedio.

$$x_{\text{TOL}} = \frac{(P_T - P_{\text{CCl}_4}^*)}{(P_{\text{TOL}}^* - P_{\text{CCl}_4}^*)}$$

donde: x_{Tol} = fracción mol de tolueno en el líquido
 x_{CCl_4} = fracción mol de tetracloruro de carbono en el líquido
 P_T = presión total (mmHg)
 $P_{\text{CCl}_4}^*$ = presión de vapor del tetracloruro de carbono (mmHg)
 P_{Tol}^* = presión de vapor del tolueno (mmHg)

- 5.- Con las presiones de vapor y las composiciones obtenidas para el líquido, se calculan las composiciones teóricas del vapor a cada temperatura.

$$y_{\text{TOL}} = \frac{P_{\text{TOL}}^* x_{\text{TOL}}}{P_T}$$

donde: y_{Tol} = fracción mol de tolueno en el vapor
 y_{CCl_4} = fracción mol de tetracloruro en el vapor

- 6.- Se trazan las curvas de puntos de burbuja y puntos de rocío con los valores teóricos. Comparar ambas gráficas.

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA
 DE EBULLICION CONTRA COMPOSICION DE UN SISTEMA BINARIO
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Cálculo de las presiones de vapor con la ecuación de Antoine
 Para los componentes puros, las temperaturas de ebullición reportadas a 586 mmHg son:
 para Tolueno 101.7°C y para CCl4 68.4°C

CONSTANTES DE ANTOINE

CCl4
 A= 15.8742
 B= 2808.19
 C= -45.99
 TOLUENO
 A= 16.0137
 B= 3096.52
 C= -53.67

X(CCl4)	X(TOL)	Teb1 (°C)	Teb2 (°C)	Teb(prom) (°C)
1.0	0.0	68.4	68.4	68.4
0.9	0.1	75.0	74.8	74.9
0.8	0.2	76.4	76.2	76.3
0.7	0.3	79.0	78.5	78.8
0.6	0.4	82.5	83.0	82.8
0.5	0.5	85.3	86.0	85.7
0.4	0.6	88.8	89.9	89.4
0.3	0.7	91.0	91.0	91.0
0.2	0.8	95.0	93.5	94.3
0.1	0.9	99.0	99.0	99.0
0.0	1.0	101.7	101.7	101.7

PRESIONES DE VAPOR PARA CADA COMPONENTE

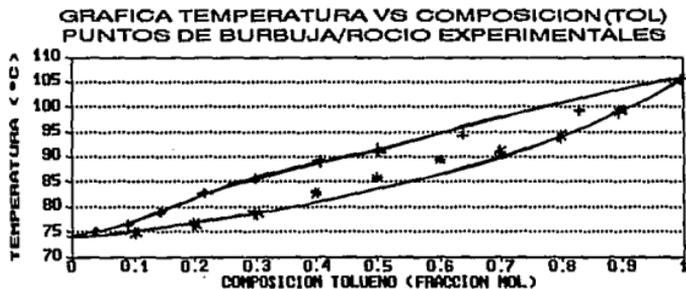
Teb(prom) (K)	P(CCl4)* (mmHg)	P(TOL)* (mmHg)
341.55	585.78	191.98
348.05	718.67	243.45
349.45	750.17	255.88
351.90	807.88	278.86
355.90	909.50	319.94
358.80	989.20	352.66
362.50	1098.66	398.25
364.15	1150.39	420.05
367.40	1257.78	465.77
372.15	1428.45	539.63
374.85	1533.08	585.59

2.- Cálculo de las composiciones de la fase vapor para la gráfica experimental.

Teb(exp)	Y(tol)	Y(CCl4)
74.00	0.00	1.00
74.90	0.04	0.96
76.30	0.09	0.91
78.75	0.14	0.86
82.75	0.22	0.78
85.65	0.30	0.70
89.35	0.41	0.59
91.00	0.50	0.50
94.25	0.64	0.36
99.00	0.83	0.17
105.50	1.00	0.00

3.- Gráfica experimental

Teb(exp)	X(tol)	Y(tol)
74.00	0.00	0.00
74.90	0.10	0.04
76.30	0.20	0.09
78.75	0.30	0.14
82.75	0.40	0.22
85.65	0.50	0.30
89.35	0.60	0.41
91.00	0.70	0.50
94.25	0.80	0.64
99.00	0.90	0.83
105.50	1.00	1.00



4.- Cálculo de las composiciones teóricas del líquido.

Teb(prom)	X(tol)	X(CCl4)
68.40	0.00	1.00
74.90	0.28	0.72
76.30	0.33	0.67
78.75	0.42	0.58
82.75	0.55	0.45
85.65	0.63	0.37
89.35	0.73	0.27
91.00	0.77	0.23
94.25	0.85	0.15
99.00	0.95	0.05
101.70	1.00	0.00

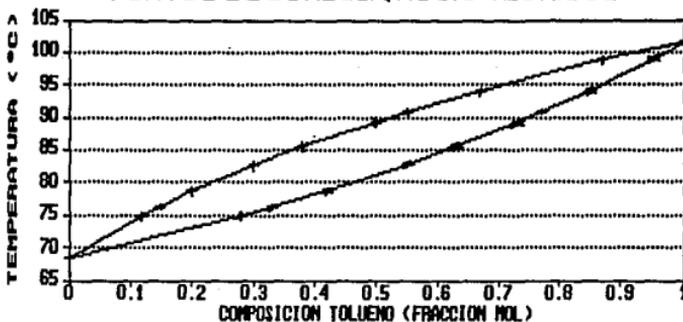
5.- Cálculo de las composiciones teóricas del vapor.

Teb(prom)	Y(tol)	Y(CCl4)
68.40	0.00	1.00
74.90	0.12	0.88
76.30	0.15	0.85
78.75	0.20	0.80
82.75	0.30	0.70
85.65	0.38	0.62
89.35	0.50	0.50
91.00	0.55	0.45
94.25	0.67	0.33
99.00	0.87	0.13
101.70	1.00	0.00

6.- Gráfica teórica

Teb(prom)	X(tol)	Y(tol)
68.40	0.00	0.00
74.90	0.28	0.12
76.30	0.33	0.15
78.75	0.42	0.20
82.75	0.55	0.30
85.65	0.63	0.38
89.35	0.73	0.50
91.00	0.77	0.55
94.25	0.85	0.67
99.00	0.95	0.87
101.70	1.00	1.00

GRAFICA TEMPERATURA VS COMPOSICION (TOL)
PUNTOS DE BURBUJA/ROCIO TEORICOS



INTERPRETACION DE RESULTADOS

Para trazar las curvas teóricas de temperaturas de burbuja y temperaturas de rocío, se tomaron en cuenta las temperaturas de ebullición reportadas¹ a 586 mmHg para los componentes puros utilizados, a fin de obtener los puntos extremos de las curvas. Estas temperaturas reportadas son diferentes a las que se registraron experimentalmente (en un máximo de 13% para el CCl_4 y 3% para el Tolueno). Las curvas experimentales tienen la misma tendencia que las curvas teóricas, pero están desplazadas hacia una mayor temperatura.

CUESTIONARIO

1.- La primera burbuja de vapor que se forma ¿en qué componente está enriquecida? ¿Por qué se afirma que es de ese componente?

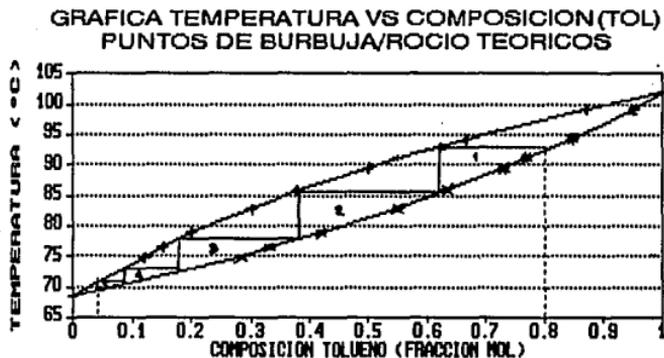
La primera burbuja está enriquecida en el componente más volátil que en el caso de este experimento fué el CCl_4 . Este componente tiene la menor temperatura de ebullición.

¹Timmermans, "Physico - Chemical Constants of Pure Organic Compounds", pp. 150 - 151, 224 - 225

El hecho de que un compuesto sea más volátil que otro indica que las moléculas de este compuesto tienen mayor tendencia a escapar del seno del líquido hacia la fase vapor, por lo que la primera burbuja tendrá una mayor proporción del compuesto más volátil que de los demás componentes de la mezcla. Si dos o más componentes tienen la misma volatilidad y sus temperaturas de ebullición son cercanas, no se pueden separar por destilación.

- 2.- ¿Cuántas destilaciones simples serían necesarias para obtener un destilado con el 95% mol de CCl_4 , si se comienza con una mezcla de composición 20% mol de CCl_4 ?

En el diagrama temperatura vs composición (teórico) se observa que son necesarias aproximadamente 5 destilaciones simples (o 5 etapas de destilación fraccionada).



- 3.- **PROBLEMA:** Teniendo como base el diagrama de la pregunta anterior ¿qué composiciones tendrán el líquido y el vapor separados a una temperatura de 80°C de una mezcla de composición inicial de 20% en peso de tolueno?

Teniendo como base una mezcla total de 100gr, se tiene que 20 gr son de tolueno y 80 gr son de CCl_4 . Se calculan el número de moles para cada componente:

$$20 \text{ gr} / 92.3 \text{ gr/mol} = 0.22 \text{ mol de tolueno}$$

$$80 \text{ gr} / 153.8 \text{ gr/mol} = 0.52 \text{ mol de } \text{CCl}_4$$

Para obtener la fracción mol de tolueno se divide el número de moles de tolueno entre el número de moles totales:

$$Z_{\text{Tolueno}} = 0.22 \text{ mol} / (0.22 \text{ mol} + 0.52 \text{ mol}) = 0.3$$

y con ayuda de la gráfica se obtienen las composiciones del líquido y del vapor a 80°C siendo éstas:

$$\begin{aligned} X_{\text{Tolueno}} &, 0.47 \\ Y_{\text{Tolueno}} &, 0.24 \end{aligned}$$

CONCLUSIONES

Con base en los resultados, el método utilizado para la construcción de la curva de composición del líquido resultó sencillo al medirse únicamente temperaturas de ebullición de mezclas con distintas composiciones. El algoritmo de cálculo aplica la ley de Raoult y la ley de Dalton con lo que se ejercitan los conceptos de presión de vapor y presión parcial en mezclas. La ecuación de Antoine se utilizó para obtener las presiones de vapor utilizadas para estimar y predecir las composiciones teóricas.

AZEOTROPOS

OBJETIVO

Se identificará el punto azeotrópico de un sistema binario en un diagrama temperatura de ebullición contra composición.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- ¿Qué es un azeótropo?

Una disolución que al ebullición produce un vapor con la misma composición que el líquido, es decir, al evaporarse la composición del líquido no cambia, se le llama AZEOTROPO. El comportamiento de una disolución azeotrópica en la ebullición se parece al de un compuesto puro, y a diferencia de la mayoría de las disoluciones de dos líquidos que hierven en todo un intervalo de temperaturas, en un azeótropo no se pueden separar los componentes (al menos no por destilación) pues es una solución de temperatura constante.

2.- Dadas las desviaciones que se presentan respecto a la idealidad, ¿Qué es un azeótropo de temperatura máxima y qué es un azeótropo de temperatura mínima?

Cuando el sistema presenta desviaciones negativas tendrá una temperatura de ebullición azeotrópica máxima; en cambio si se presentan desviaciones positivas respecto a la idealidad, la disolución tendrá temperatura de ebullición azeotrópica mínima.

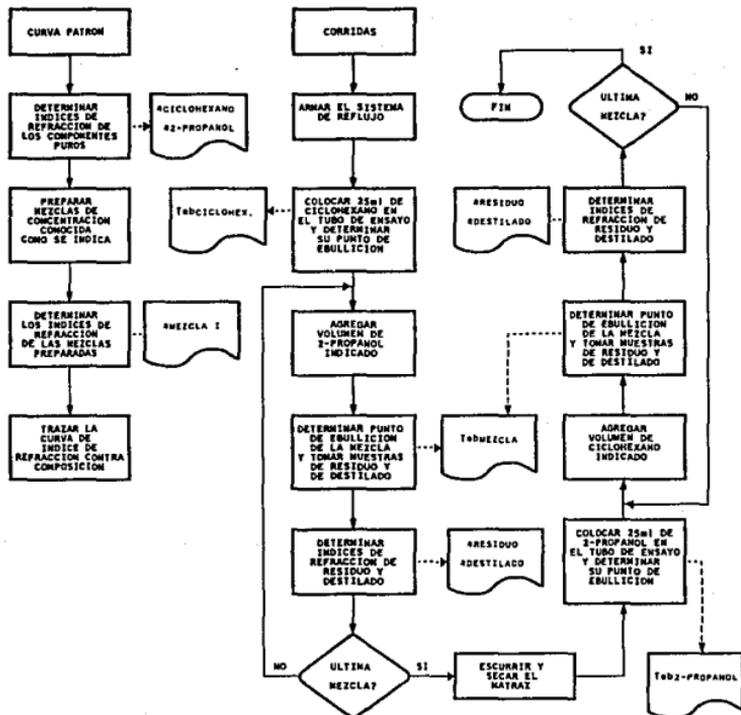
3.- ¿A qué se le llama azeótropo homogéneo?

En un azeótropo homogéneo sólo está presente una fase líquida simple con una fase vapor simple, por ejemplo: sistema tolueno - etanol.

4.- ¿Qué es un azeótropo de presión máxima y qué es un azeótropo de presión mínima dependiendo de las desviaciones respecto a la idealidad?

Cuando el sistema presenta desviaciones negativas tendrá una presión azeotrópica mínima; en cambio si se presentan desviaciones positivas respecto a la idealidad, la disolución tendrá presión azeotrópica máxima.

AZEOTROPOS
DIAGRAMA DE FLUJO
DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

En las siguientes tablas se registran el índice de refracción (η) y la temperatura de ebullición (T) de las mezclas estudiadas:

CURVA PATRON

TABLA 1

$V_{2\text{propanol}}$	η
5	1.3785
4	1.3865
3	1.3950
2	1.4047
1	1.4146
0	1.4374

DIAGRAMA DE FASES

TABLA 2

CORRIDA	T(°C)	$\eta_{\text{destilado}}$	η_{residuo}
1	73.6	1.4247	1.4247
2	73.4	1.4225	1.4264
3	70.8	1.4168	1.4250
4	65.0	1.4130	1.4230
5	64.2	1.4095	1.4114

TABLA 3

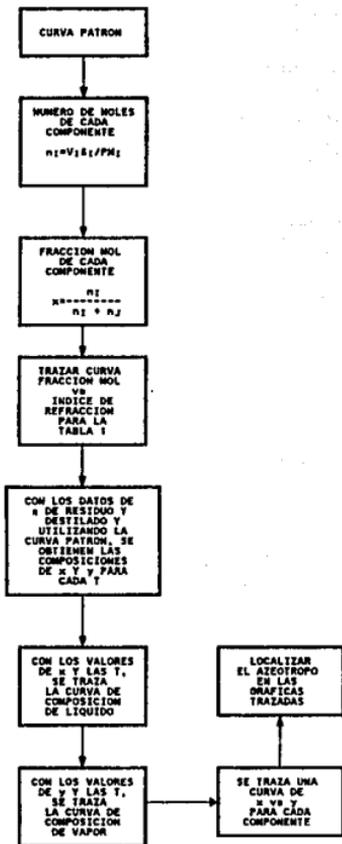
CORRIDA	T(°C)	$\eta_{\text{destilado}}$	η_{residuo}
6	77.0	1.3785	1.3785
7	74.1	1.3878	1.3806
8	70.0	1.3961	1.3852
9	67.0	1.4005	1.3907
10	64.7	1.4034	1.3966
11	64.0	1.4082	1.4002

ALGORITMO DE CALCULO

- 1.- Se traza la curva patrón (fracción mol vs. índice de refracción (η)). a partir de los datos de volumen de la tabla 1.
 - 1.1. Con los datos de volumen, densidad y peso molecular de cada componente, se calcula la composición en fracción mol de cada mezcla para cada componente.

- 1.2. Con los datos de composición y los índices de refracción de cada mezcla se traza la curva patrón del sistema.
- 2.- Con los índices de refracción de las tablas 3 y 4 y utilizando la curva patrón, se obtienen las composiciones del residuo y destilado para cada temperatura.
- 3.- Se trazan las curvas de composiciones de líquido y composiciones de vapor.
 - 3.1. Se traza la curva de composiciones de líquido con los valores de composición del residuo y las temperaturas.
 - 3.2. Se traza la curva de composiciones de vapor con los valores de composición del destilado y las temperaturas.
- 4.- Se traza una gráfica de composición del vapor (destilado) contra composición del líquido (residuo) para cada componente manejado.
- 5.- A partir de las gráficas trazadas, se determina la temperatura y composiciones azeotrópicas.

AZEOTROPOS
DIAGRAMA DE BLOQUES
ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

- 1.- Curva patrón (fracción mol vs. índice de refracción (η)).
 V(2-propanol) Índice de refracción (η)

5	1.3785
4	1.3865
3	1.3950
2	1.4047
1	1.4146
0	1.4274

$V_{tot} = 5 \text{ ml}$

$\delta(2\text{-prop}) = 0.78505 \text{ gr/ml}$

$M(2\text{-prop}) = 60.09 \text{ gr/mol}$

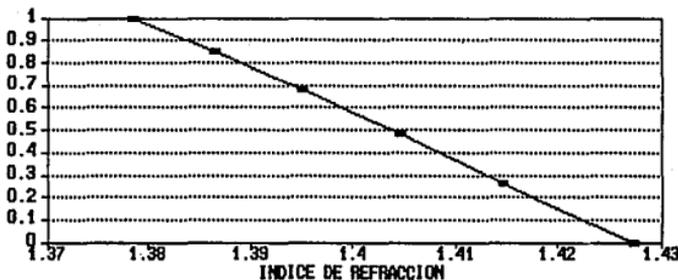
$\delta(\text{c-hex}) = 0.7781 \text{ gr/ml}$

$M(\text{c-hex}) = 84.16 \text{ gr/mol}$

n(2-prop)	n(c-hex)	x(2-prop)
0.0653	0.0000	1.0000
0.0523	0.0092	0.8497
0.0392	0.0185	0.6794
0.0261	0.0277	0.4851
0.0131	0.0370	0.2610
0.0000	0.0462	0.0000

FRACCION MOLAR 2-PROPANOL

GRAFICA DE CURVA PATRON
 SISTEMA 2-PROPANOL - CICLOHEXANO

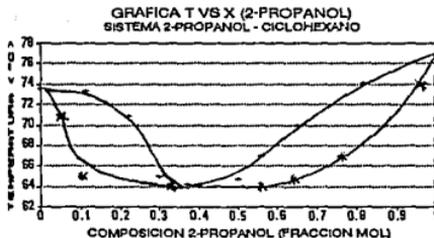


2.- Composiciones del residuo (x) y destilado (y) para cada temperatura.

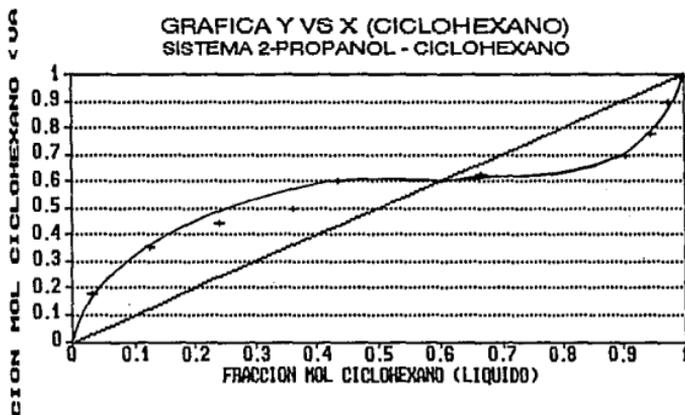
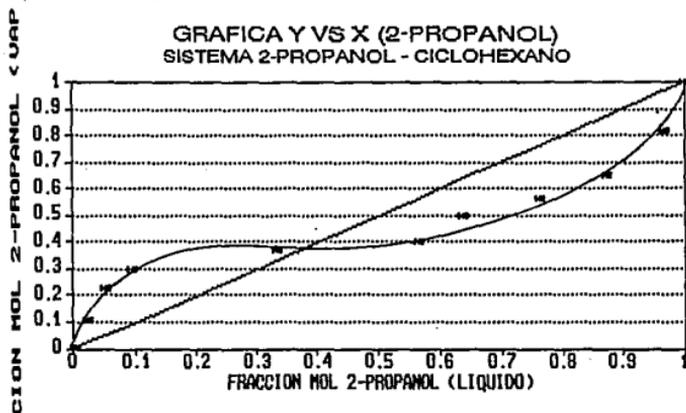
CORRIDA	T(°C)	destilado		residuo	
		IR(dest)	IR(res)	y(2-prop)	x(2-prop)
1	73.6	1.4274	1.4274	0.0043	0.0043
2	73.4	1.4225	1.4264	0.1053	0.0249
3	70.8	1.4168	1.4250	0.2227	0.0538
4	65.0	1.4130	1.4230	0.3010	0.0950
5	64.2	1.4095	1.4114	0.3731	0.3340
6	77.0	1.3785	1.3785	1.0119	1.0119
7	74.1	1.3878	1.3806	0.8202	0.9686
8	70.0	1.3961	1.3852	0.6492	0.8738
9	67.0	1.4005	1.3907	0.5586	0.7605
10	64.7	1.4034	1.3966	0.4988	0.6389
11	64.0	1.4082	1.4002	0.3999	0.5648

3.- Curvas de composiciones de líquido y composiciones de vapor.

Curva de Tburbuja			Curva de Trocío		
T(°C)	x(2-prop)	x(c-hex)	T(°C)	y(2-prop)	y(c-hex)
73.6	0.00	1.00	73.6	0.00	1.00
73.4	0.02	0.98	73.4	0.11	0.89
70.8	0.05	0.95	70.8	0.22	0.78
65.0	0.10	0.91	65.0	0.30	0.70
64.2	0.33	0.67	64.2	0.37	0.63
64.0	0.56	0.44	64.0	0.40	0.60
64.7	0.64	0.36	64.7	0.50	0.50
67.0	0.76	0.24	67.0	0.56	0.44
70.0	0.87	0.13	70.0	0.65	0.35
74.1	0.97	0.03	74.1	0.82	0.18
77.0	1.00	0.00	77.0	1.00	0.00



- 4.- Se traza una gráfica de Y vs X para cada componente.



5.- Determinación de la Temperatura y las composiciones azeotrópicas.

PUNTO AZEOTROPICO: Temperatura azeotrópica: 64°C

$X_{2\text{-propanol}}$: 0.40

$X_{\text{ciclohexano}}$: 0.60

INTERPRETACION DE RESULTADOS

La curva T vs X del sistema 2-propanol - ciclohexano tiene su punto azeotrópico en 40% mol de 2-propanol, a una temperatura de 64°C, siendo éste una azeótropo de temperatura mínima.

La gráfica de temperatura contra composición presenta un marcado estrechamiento entre 0.35 y 0.45 de composición para 2-propanol, lo anterior también se aprecia en la gráfica Y vs X.

CUESTIONARIO

1.- ¿Qué tipo de azeótropo se presenta en el sistema estudiado?

Se presenta un azeótropo de temperatura mínima ya que el sistema 2-propanol - ciclohexano exhibe desviaciones positivas respecto a la idealidad.

2.- ¿Qué aplicación tienen los azeótropos en destilación?

Quando se quiere separar mezclas cuyos componentes hierven a temperaturas muy cercanas para hacer económica una destilación fraccionada simple, entonces se utilizan la destilación azeotrópica y la destilación extractiva. En ambos tipos de destilación se agrega una sustancia, que normalmente no estaría presente en la mezcla, a fin de efectuar la separación por el incremento de la volatilidad relativa de los componentes más difícilmente separables. Frecuentemente, las sustancias de distinta naturaleza química y que ebullean a temperaturas muy cercanas una de otra, forman azeótropos que no pueden ser separados por destilación ordinaria. En estos casos, si la separación se va a efectuar por cualquier proceso de destilación, es absolutamente esencial la destilación extractiva o azeotrópica.

CONCLUSIONES

El sistema estudiado muestra una desviación positiva respecto a la idealidad lo que es claro en el diagrama temperatura contra composición. Hay que recordar que en este tipo de diagramas se invierte la representación de las curvas a comparación del diagrama P vs X. El azeótropo se encuentra a una temperatura de 64°C y una composición de 40% en mol de 2-propanol, lo que nos indica que para acercarse al azeótropo y bajar la temperatura de ebullición de la mezcla sólo es necesario tener una relación 1:1 (aproximadamente) de los componentes aquí estudiados. Es claro que esto puede ser un auxiliar en la destilación azeotrópica de mezclas que involucren cualquiera de estos dos componentes.

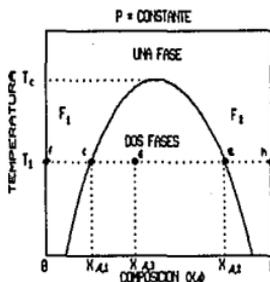
CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO

OBJETIVO

Se construirá un diagrama de solubilidad de un sistema binario líquido.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

- 1.- Explicar el diagrama de fases líquido - líquido, T vs X , para dos líquidos parcialmente miscibles, identificar además las diferentes fases en el diagrama.



Para explicar este diagrama se puede comenzar con un punto en B puro a una temperatura fija T_1 (punto f). Si se añade gradualmente más compuesto A, manteniendo la temperatura fija en T_1 , la composición que comienza en el punto f se moverá hacia la derecha a lo largo de la línea cf (una sola fase F_1). En el punto c se alcanza la máxima solubilidad del líquido A en el líquido B. Si se añade más del compuesto A se producirá un sistema de dos fases (en todos los puntos de la línea ce). Dentro de la campana existen dos fases ($F_1 + F_2$), la fase F_1 es la disolución diluida saturada de A en B y tiene una composición $X_{A,1}$; la fase F_2 es una disolución diluida saturada de B en A, y tiene una composición $X_{A,2}$. La composición global del sistema de dos fases en un punto típico d es $X_{A,3}$. En el punto e se ha alcanzado la máxima solubilidad del líquido B en el líquido A. Desde e hasta h el sistema vuelve a ser de una sola fase (F_2). El punto h es líquido A puro.

En la parte izquierda del diagrama se presenta una región de una sola fase, la fase F_1 , que es una disolución diluida de A en B en esta región. La fase F_2 es una disolución

diluida de B en A en la región de una sola fase que se encuentra en la parte derecha del diagrama.

2.- **¿Qué es la temperatura crítica de cosolución?**

Es la temperatura a la cual los líquidos que presentan solubilidad mutua limitada forman una sola fase, es decir, son totalmente miscibles. En el diagrama, esta temperatura se localiza en el punto en el cual la diferencia entre las composiciones de las fases tiende a cero.

3.- **¿Cuáles son los tipos de cosoluciones que se pueden presentar en sistemas binarios? Explicar porqué se da cada uno.**

Cosolución de temperatura máxima: ésta se presenta en la mayoría de los sistemas de solubilidad mutua limitada debido a que al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad (las moléculas tienden a moverse más rápidamente rompiendo los enlaces intramoleculares y disminuyendo las fuerzas de repulsión entre diferentes sustancias).

Cosolución de temperatura mínima: se presenta en pares de líquidos que tienden a formar compuestos débilmente ligados lo que mejora la solubilidad a bajas temperaturas. En la medida que aumenta la temperatura, el compuesto se disocia y disminuye la solubilidad mutua.

Algunas sustancias poseen ambas temperaturas de cosolución, al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad, pero a bajas temperaturas forman compuestos débilmente ligados.

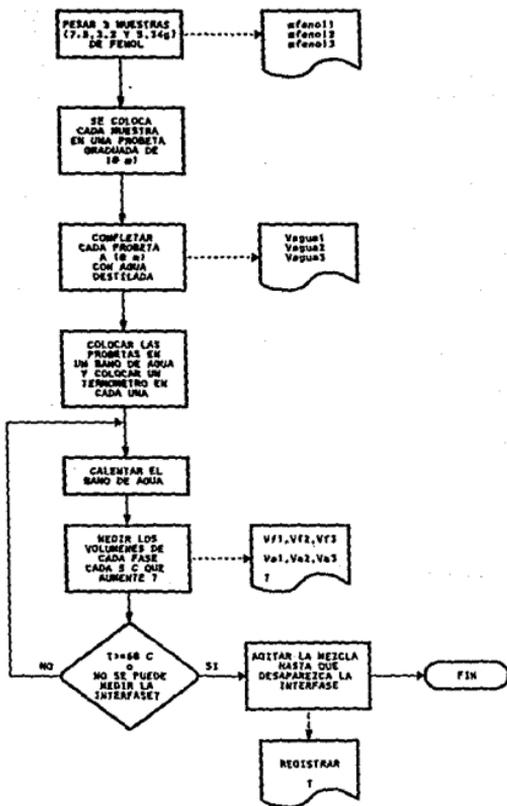
4.- **¿Cuál es la regla de la palanca?**

La regla de la palanca es una igualdad entre proporciones que sirve para calcular las cantidades relativas de dos fases en equilibrio en cualquier región bifásica de un sistema de dos componentes.

$$\frac{\text{moles de } F_1}{\text{moles de } F_2} = \frac{(dc)}{(de)}$$

De acuerdo al diagrama de la respuesta 1, el punto d viene a ser el punto de apoyo de la palanca; el número de moles de la fase F_1 por la longitud (de) desde d hasta la línea que limita F_1 es igual al número de moles de F_2 por la longitud, (dc), desde d hasta la línea que limita F_2 . La razón del número de moles de F_1 al número de moles de F_2 viene dada por la relación de longitudes de los segmentos de las líneas que unen a d con c y e.

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN
 SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO
 DIAGRAMA DE FLUJO
 DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

T (°C)	Volumen de Fenol (ml)			Volumen de Agua (ml)		
	Vf1	Vf2	Vf3	Va1	Va2	Va3
15.2	8.4	3.2	5.9	1.6	6.8	4.1
20.0	8.5	3.3	6.0	1.5	6.7	4.0
25.0	8.5	3.3	6.0	1.5	6.7	4.0
30.0	8.6	3.3	6.2	1.4	6.7	3.8
35.0	8.7	3.4	6.3	1.3	6.6	3.7
40.0	8.9	3.4	6.4	1.1	6.6	3.6
45.0	9.0	3.4	6.5	1.0	6.6	3.5
50.0	9.2	3.4	6.6	0.8	6.6	3.4
55.0	9.5	3.2	6.7	0.5	6.8	3.3
60.0	10.0	3.1	7.1	0.0	6.9	2.9
64.0	TURBIDEZ					
66.5	ELIMINACION DE LA TURBIDEZ					

ALGORITMO DE CALCULO

Cálculo de las solubilidades mutuas de los componentes a diferentes temperaturas.

- 1.- Se calculan las moles iniciales de cada componente en cada probeta.
para el agua:

$$n_{H_2O} = \frac{V_{H_2O} \times \delta_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

para el fenol:

$$n_{fenol} = \frac{m_{fenol}}{M_{fenol}}$$

donde n = moles del componente
V = volumen inicial del componente puro
δ = densidad del componente
M = peso molecular del componente
m = masa del componente

- 2.- Se calculan las concentraciones de cada componente en cada fase. Las muestras se manejan por pares, haciendo combinaciones entre ellas (por ejemplo: probeta 1 - probeta 2; probeta 1 - probeta 3 y probeta 2 - probeta 3).

Para cada par el número de moles de fenol y agua será n_{f1} y n_{a1} en la primera probeta, y en la probeta dos el número de moles será n_{f2} y n_{a2} respectivamente; de donde, por ejemplo para el par probeta 1 - probeta 2, se tiene:

$$\begin{array}{l} \text{probeta 1} \quad n_{f1} = C_{f1}V_{f1} + C_{fa}V_{a1} \quad (1) \quad n_{a1} = C_{af}V_{f1} + C_{aa}V_{a1} \quad (3) \\ \text{probeta 2} \quad n_{f2} = C_{f2}V_{f2} + C_{fa}V_{a2} \quad (2) \quad n_{a2} = C_{af}V_{f2} + C_{aa}V_{a2} \quad (4) \end{array}$$

donde C_{f1} y C_{fa} son las concentraciones (en mol/ml) del fenol en las fases fenólica y acuosa respectivamente y C_{af} y C_{aa} son las concentraciones de agua en las fases fenólica y acuosa respectivamente.

Para el par de probetas se resuelve el sistema de ecuaciones planteado para calcular la concentración de cada componente en cada fase a distintas temperaturas, obteniéndose:

Para el fenol en la fase fenólica

$$C_{ff} = \frac{n_{f2} V_{a1} - n_{f1} V_{a2}}{V_{f2} V_{a1} - V_{f1} V_{a2}}$$

Para el fenol en la fase acuosa

$$C_{fa} = \frac{n_{f1} - C_{ff} V_{f1}}{V_{a1}}$$

Para el agua en la fase fenólica

$$C_{af} = \frac{n_{a2} V_{a1} - n_{a1} V_{a2}}{V_{f2} V_{a1} - V_{f1} V_{a2}}$$

Para el agua en la fase acuosa

$$C_{aa} = \frac{n_{a1} - C_{af} V_{f1}}{V_{a2}}$$

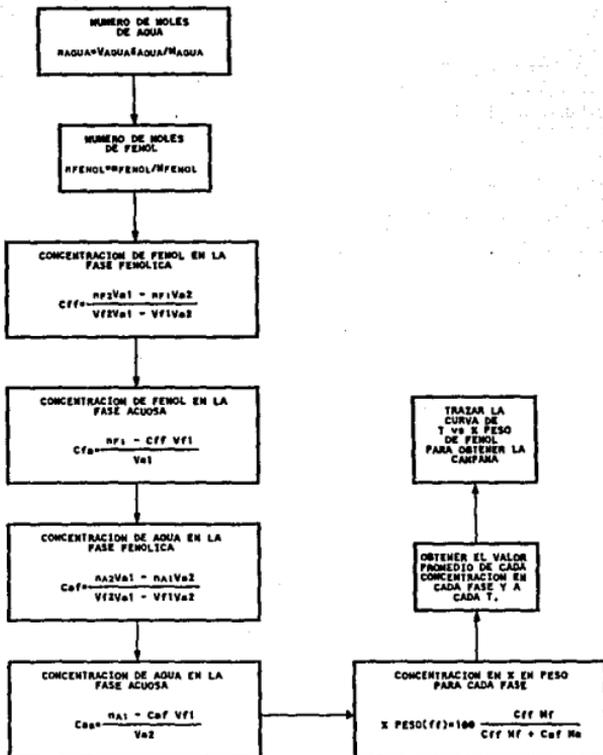
- 3.- Las concentraciones obtenidas, se expresan en porcentaje en peso, por ejemplo para expresar el % peso de fenol para la fase fenólica se tiene:

$$C_{f1}M_f / (C_{f1}M_f + C_{fa}M_a) \times 100$$

de manera similar para la otra fase.

- 4.- De los tres pares manejados para cada componente, se saca el promedio de los valores de las concentraciones para cada fase y a cada temperatura.

CONSTRUCCION DE UN DIAGRAMA DE FASES PARA UN SISTEMA LIQUIDO - LIQUIDO
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

- 1.- Cálculo de las solubilidades mutuas de los componentes a diferentes temperaturas, se expresan como porciento en peso.

Moles iniciales de fenol y agua en cada probeta:

nf1= 0.07959	na1= 0.16667
nf2= 0.05685	na2= 0.38889
nf3= 0.03411	na3= 0.27778

T(°C)	Volumen de Fenol			Volumen de Agua		
	Vf1	Vf2	Vf3	Va1	Va2	Va3
15.2	8.4	3.2	5.9	1.6	6.8	4.1
20.0	8.5	3.3	6.0	1.5	6.7	4.0
25.0	8.5	3.3	6.0	1.5	6.7	4.0
30.0	8.6	3.3	6.2	1.4	6.7	3.8
35.0	8.7	3.4	6.3	1.3	6.6	3.7
40.0	8.9	3.4	6.4	1.1	6.6	3.6
45.0	9.0	3.4	6.5	1.0	6.6	3.5
50.0	9.2	3.4	6.6	0.8	6.6	3.4
55.0	9.5	3.2	6.7	0.5	6.8	3.3
60.0	10.0	3.1	7.1	0.0	6.9	2.9
64.0	TURBIDEZ			TURBIDEZ		
66.5	ELIMINACION DE TURBIDEZ					

CONC. FENOL EN FASE FENOLICA			CONC. FENOL EN FASE ACUOSA		
1-2	1-3	2-3	1-2	1-3	2-3
0.0094	0.0094	0.0091	0.0006	0.0003	0.0007
0.0093	0.0093	0.0091	0.0005	0.0002	0.0006
0.0093	0.0093	0.0091	0.0005	0.0002	0.0006
0.0092	0.0093	0.0087	0.0006	-0.0002	0.0008
0.0091	0.0092	0.0086	0.0005	-0.0003	0.0007
0.0089	0.0090	0.0084	0.0006	-0.0001	0.0008
0.0088	0.0089	0.0083	0.0006	-0.0002	0.0009
0.0086	0.0087	0.0081	0.0007	-0.0001	0.0010
0.0083	0.0084	0.0078	0.0011	0.0002	0.0013
0.0080	0.0080	0.0073	////	////	0.0016

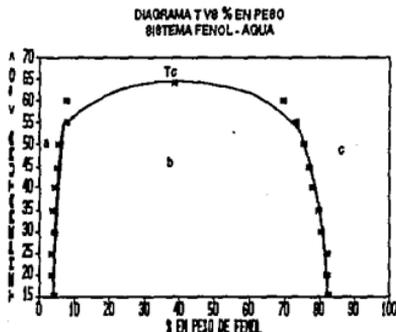
CONC. AGUA EN FASE FENOLICA			CONC. AGUA EN FASE ACUOSA		
1-2	1-3	2-3	1-2	1-3	2-3
0.0098	0.0096	0.0109	0.0526	0.0540	0.0521
0.0103	0.0100	0.0113	0.0530	0.0544	0.0525
0.0103	0.0100	0.0113	0.0530	0.0544	0.0525
0.0108	0.0102	0.0132	0.0527	0.0565	0.0515
0.0112	0.0106	0.0136	0.0531	0.0569	0.0519
0.0122	0.0118	0.0144	0.0526	0.0562	0.0515
0.0127	0.0122	0.0152	0.0524	0.0567	0.0511
0.0136	0.0132	0.0160	0.0519	0.0560	0.0507
0.0149	0.0147	0.0173	0.0502	0.0544	0.0490
0.0167	0.0167	0.0197	0.0475	////	////

%ff1	%ff2	%ff3	%fa1	%fa2	%fa3
83.27	83.74	81.42	5.74	*	6.71
82.54	82.98	80.71	4.92	*	5.92
82.54	82.98	80.71	4.92	*	5.92
81.60	82.66	77.41	5.43	*	7.71
80.88	81.86	76.75	4.63	*	6.98
79.14	79.91	75.28	5.62	*	7.81
78.31	79.14	73.91	6.09	*	8.58
76.75	77.36	72.62	6.98	*	9.31
74.48	74.87	70.29	10.29	*	12.43
71.40	71.40	66.03	***	*	15.36

* ERRORES EXPERIMENTALES MUY GRANDES (VALORES SUPRIMIDOS)

PROMEDIO	PROMEDIO
82.81	4.15
82.07	3.61
82.07	3.61
80.56	4.38
79.83	3.87
78.11	4.48
77.12	4.89
75.57	5.43
73.21	7.57
69.61	7.68
38.65	38.65

2.-Construcción del diagrama T vs % peso con las solubilidades calculadas.



3.-Localización de la temperatura crítica de cosolución en el diagrama.
ver diagrama (Tc)

4.-Identificación de las diferentes fases en el diagrama.
ver diagrama

a = fase acuosa

b = fase acuosa + fase fenólica (saturadas)

c = fase fenólica

INTERPRETACION DE RESULTADOS

De acuerdo a los resultados, se observa que el sistema fenol-agua tiene un rango máximo de división de fases entre 4% y 83% en peso de fenol (a 15°C), dicho rango empieza a disminuir aproximadamente a los 50°C, la campana se cierra a los 64°C (aprox).

Al obtener los promedios de los porcentajes en peso se tuvieron que eliminar una columna de datos del fenol de la probeta b en la fase acuosa por estar muy disparados a fin de que no afectaran el valor del promedio.

CUESTIONARIO

1.- ¿Qué tipo de temperatura de cosolución se presenta en el sistema estudiado?

De acuerdo a los resultados se observa en la gráfica trazada que el sistema fenol - agua presenta temperatura de cosolución superior de 64.0°C

2.- ¿Se podría utilizar este diagrama de fases para la separación de componentes? ¿Cómo?

Sí, por ejemplo, si se tiene una mezcla de fenol - agua con composición de 50 % en peso de fenol, a una temperatura de 80°C y se quiere separar las fases, bastaría con disminuir la temperatura hasta el punto en el cual se logre la separación de las fases y, aplicando la regla de la palanca, se obtenga la composición deseada del componente en cuestión. Todo esto se puede observar en este diagrama.

3.- ¿Qué otro método puede utilizarse para la construcción de este tipo de diagramas?

El método de la opalescencia, que consiste en la medición de la temperatura a distintas concentraciones, dichas temperaturas son las de aparición y desaparición de la opalescencia. Se toma una promedio entre dichas temperaturas y este valor es el que se graficará contra la concentración.

4.- ¿En qué procesos de la industria alimentaria se usan este tipo de diagramas?

La transferencia de masa entre fases es uno de los fenómenos que requiere para su entendimiento y control el uso de este tipo de diagramas, y ofrece con frecuencia, considerable interés tanto en la industria química como en la industria alimentaria. Las fases pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas y en cualquier operación de transferencia de masa pueden hallarse implicadas dos o más fases. Cuando una fase consta de más de un componente es frecuente que éstos difieran en su tendencia a la transferencia a una u otra fases. Por ejemplo, uno de los componentes del sistema puede ser más soluble en una fase distinta y ser transferido entre las fases más fácil y rápidamente que el resto. Esta es la base de las operaciones de extracción con disolvente. Ejemplo de este tipo de aplicaciones son la extracción de aceites comestibles (de trigo, de cacahuete, de soja, de semilla de algodón y de girasol, de hígado de pescados), de aceites esenciales, en la separación de fragmentos celulares en los hidrolizados de levadura, etc.

CONCLUSIONES

Este método permite determinar las concentraciones de las dos fases a través de una serie de cálculos que involucran el conocimiento de conceptos tales como: balance de materia, regla de las fases, definición de concentración (en sus distintas expresiones).

COMENTARIOS

La expresión de la concentración en % peso mejora la presentación de los resultados en la gráfica T vs Composición, en comparación con los expresados en términos de fracción mol, en esta última forma el rango de separación de dos fases es muy estrecho. La gráfica expresada en % en peso facilita el empleo de la regla de la palanca en la medición de las longitudes de los segmentos punto de apoyo - extremo de la palanca (concentración inicial del sistema - concentración de la fase saturada).

LA LEY DE RAULT

OBJETIVO

Se propondrá y comprobará el comportamiento respecto a la Ley de Raoult de algunas mezclas binarias.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- ¿Qué expresa la ley de Raoult?

La ley de Raoult, definida por la ecuación lineal

$$p = x p^{\circ}$$

afirma que la presión de vapor (p) del disolvente sobre la disolución es igual a la presión de vapor del disolvente puro (p°) multiplicada por la fracción molar del disolvente en la disolución (x). Cuando una disolución sigue la Ley de Raoult en todo el intervalo de concentraciones, se dice que es una disolución ideal.

2.- Investigue las fórmulas molecular y estructural de los siguientes compuestos: acetona, etilacetato, heptano, hexano, metanol y diclorometano. Clasifique cada molécula como polar o no polar e identifique las regiones cargadas de las moléculas polares.

COMPUESTO
ESTRUCTURAL

ACETONA
(MOLECULA POLAR)

ETILACETATO
(MOLECULA POLAR)

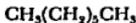
HEPTANO
(MOLECULA NO POLAR)

HEXANO
(MOLECULA NO POLAR)

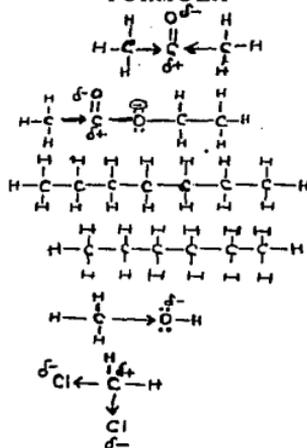
METANOL
(MOLECULA POLAR)

DICLOMETANO
(MOLECULA POLAR)

FORMULA MOLECULAR



FORMULA



3.- De acuerdo a las características estructurales (tamaño, forma y atracciones intermoleculares), proponga en cuáles de las combinaciones siguientes se podría esperar un comportamiento ideal:

acetona - etilacetato	Líquido polar - Líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.
heptano - hexano	Líquido no polar - Líquido no polar, tamaños y formas muy similares, atracciones intermoleculares similares. COMPORTAMIENTO IDEAL.
acetona - heptano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
acetona - hexano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
acetona - metanol	Líquido polar - líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.
diclorometano - heptano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
diclorometano - hexano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
diclorometano - metanol	Líquido polar - líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.
etilacetato - heptano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
etilacetato - hexano	Líquido polar - Líquido no polar, diferencia en tamaños y formas. COMPORTAMIENTO NO IDEAL.
etilacetato - metanol	Líquido polar - líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.
acetona - diclorometano	Líquido polar - líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.
etilacetato - diclorometano	Líquido polar - líquido polar, por esta característica NO SE PUEDE PREDECIR COMPORTAMIENTO.

4.- PROBLEMA: Se tiene una solución de benceno - tolueno que se comporta idealmente. Calcule la presión de vapor total sobre la solución cuando las fracciones mol de benceno son de : 0.25, 0.5, y 0.75 respectivamente. Presente los resultados gráficamente (incluyendo los puntos para $x_{\text{benceno}} = 0.0$ y 1.0). La presión de vapor del benceno a 25°C es 95.9 mmHg y la del tolueno a la misma temperatura es de 29.8 mmHg.

Dado que se indica que la solución es ideal, significa que sus componentes obedecen la ley de Raoult.

La ley de Dalton indica que: $P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B$, en nuestro caso, la presión total será la suma de las presiones parciales de tolueno y benceno, $P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{TOLUENO}} + P_{\text{BENCENO}}$.

Aplicando la ley de Raoult para los componentes se tiene:

$$P_{\text{BENCENO}} = X_{\text{BENCENO}} P^*_{\text{BENCENO}}$$

$$P_{\text{TOLUENO}} = X_{\text{TOLUENO}} P^*_{\text{TOLUENO}}$$

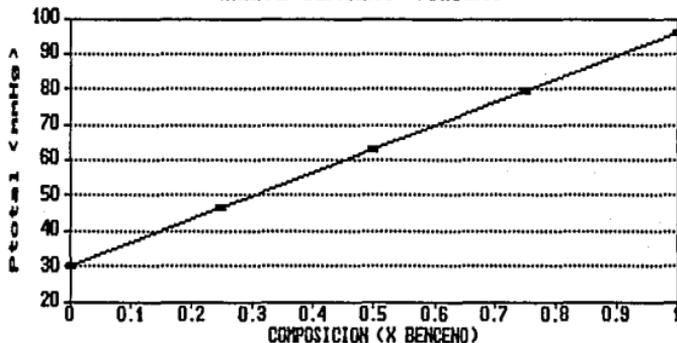
$X_{\text{TOLUENO}} = 1 - X_{\text{BENCENO}}$ por lo tanto, sustituyendo en la expresión para el tolueno se tiene:

$$P_{\text{TOLUENO}} = (1 - X_{\text{BENCENO}}) P^*_{\text{TOLUENO}}$$

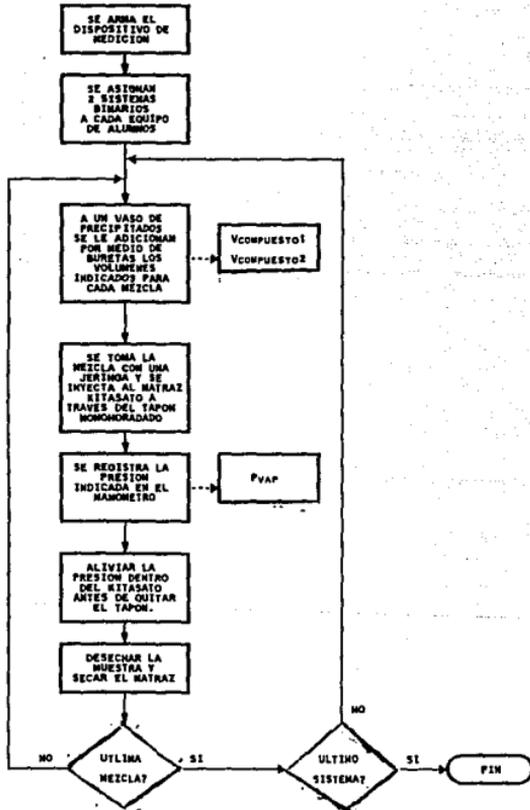
X_{BENC}	P_{BENC} mmHg	P_{TOL} mmHg	P_{TOTAL} mmHg
0.00	0.00	29.80	29.80
0.25	23.98	22.35	46.33
0.50	47.95	14.90	62.85
0.75	71.93	7.45	79.38
1.00	95.90	0.00	95.90

GRAFICA

GRAFICA P VS X
MEZCLA BENCENO - TOLUENO



LA LEY DE RAOULT
DIAGRAMA DE FLUJO
DESARROLLO EXPERIMENTAL



En la tabla siguiente registrar los datos de presión de vapor para cada sistema:

PRESIONES DE VAPOR (mmHg)						
MEZCLA	RELACION DE VOLUMEN					
	0:5	1:4	2:3	3:2	4:1	5:0
Acetona - Etilacetato	71	102	128	146	156	174
Acetona - Heptano	47	139	156	154	179	174
Acetona - Hexano	119	207	219	203	187	174
Acetona - Metanol	100	126	131	146	163	174
Acetona - CH ₂ Cl ₂	304	284	234	202	178	174
CH ₂ Cl ₂ - Heptano	47	171	232	266	278	304
CH ₂ Cl ₂ - Hexano	119	230	267	278	308	304
CH ₂ Cl ₂ - Metanol	100	155	254	288	354	304
CH ₂ Cl ₂ - Etilacetato	71	116	140	204	266	304
Etilacetato - Heptano	47	56	85	85	84	71
Etilacetato - Hexano	119	109	122	121	102	71
Etilacetato - Metanol	100	107	112	100	109	71
Heptano - Hexano	119	100	91	71	60	47

ALGORITMO DE CALCULO

- 1.- Con las densidades de los compuestos y sus pesos moleculares se calcula la fracción molar de cada componente en cada solución.
 - 1.1. Con la densidad de cada compuesto y el volumen que ocupa en cada mezcla, se calcula la masa de cada componente:

$$m = \delta V$$
 - 1.2. Con la masa y el peso molecular de cada compuesto se calculan las moles de cada componente en cada mezcla:

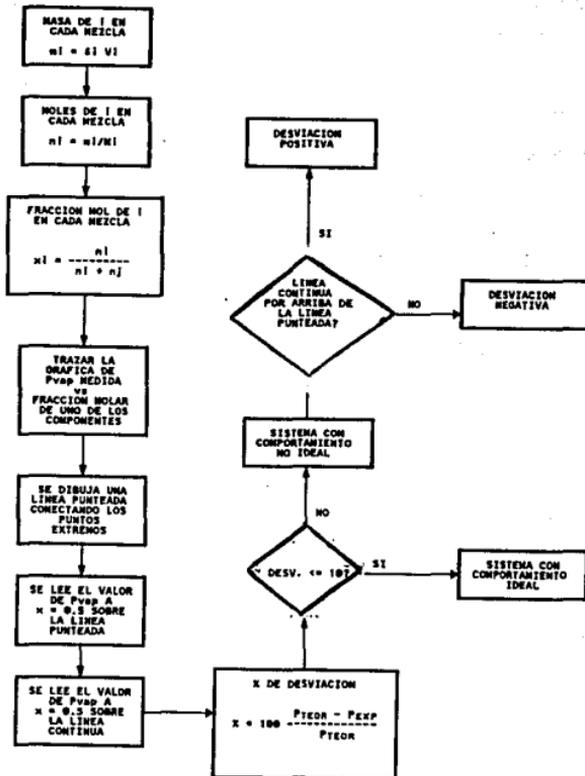
$$n = m/M$$
 - 1.3. Las moles de cada componente se dividen entre las moles totales de la mezcla para obtener la fracción mol del componente en la mezcla:

$$X_A = n_A / (n_A + n_B)$$

- 2.- Se traza la gráfica de presión de vapor total (medida) sobre la solución contra la fracción molar de uno de los componentes. Se dibuja una línea punteada conectando los puntos extremos (presiones de vapor de los componentes puros) para mostrar el comportamiento ideal.
- 3.- Se indica qué comportamiento o desviación presentan las mezclas que se estudiaron y se calcula la desviación respecto al valor ideal a $X = 0.5$; una gráfica con valores dentro del 10% de los valores ideales se considera como una representación aproximada del comportamiento ideal.
- 3.1. Para obtener el valor de la presión en condiciones ideales se lee el valor de la presión total a una composición de $X = 0.5$ sobre la línea ideal (línea punteada), y se compara con el valor leído sobre la línea continua en la gráfica (línea experimental).
- 3.2. Calcular la desviación respecto al comportamiento ideal mediante la fórmula:

$$\% \text{ desviación} = (P_{\text{Teórica}} - P_{\text{Experimental}}) / P_{\text{Teórica}} \times 100$$

LA LEY DE RAULT
 DIAGRAMA DE FLUJO
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Cálculo de la fracción molar de cada componente en cada solución.

COMPUESTO	PM	DENSIDAD
	gr/mol	gr/cc
ACETONA	58.1	0.79
ETILACETATO	72.0	0.90
HEPTANO	100.0	0.68
n-HEXANO	86.0	0.66
METANOL	32.0	0.79
DICLOROMETANO	85.0	1.33

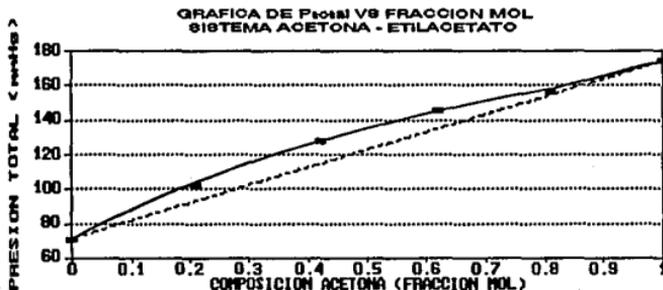
COMPOSICIONES PARA CADA PROPORCION DE VOLUMEN												
SIS	0:5		1:4		2:3		3:2		4:1		5:0	
	X _A	X _B										
1	0.00	1.00	0.21	0.79	0.42	0.58	0.62	0.38	0.81	0.17	1.00	0.00
2	0.00	1.00	0.33	0.67	0.57	0.43	0.75	0.25	0.89	0.11	1.00	0.00
3	0.00	1.00	0.31	0.69	0.54	0.46	0.73	0.27	0.88	0.12	1.00	0.00
4	0.00	1.00	0.12	0.88	0.27	0.73	0.45	0.55	0.69	0.31	1.00	0.00
5	0.00	1.00	0.18	0.82	0.37	0.63	0.57	0.43	0.78	0.22	1.00	0.00
6	0.00	1.00	0.36	0.64	0.60	0.40	0.77	0.23	0.90	0.10	1.00	0.00
7	0.00	1.00	0.34	0.66	0.58	0.42	0.75	0.25	0.89	0.11	1.00	0.00
8	0.00	1.00	0.14	0.86	0.30	0.70	0.49	0.51	0.72	0.28	1.00	0.00
9	0.00	1.00	0.17	0.83	0.35	0.65	0.55	0.45	0.76	0.24	1.00	0.00
10	0.00	1.00	0.31	0.69	0.55	0.45	0.73	0.27	0.88	0.12	1.00	0.00
11	0.00	1.00	0.29	0.71	0.52	0.48	0.71	0.29	0.87	0.13	1.00	0.00
12	0.00	1.00	0.11	0.89	0.25	0.75	0.43	0.57	0.67	0.33	1.00	0.00
13	0.00	1.00	0.18	0.82	0.37	0.63	0.57	0.43	0.78	0.22	1.00	0.00

2.- Gráfica de presión de vapor total (medida) sobre la solución contra la fracción molar de uno de los componentes.

Línea punteada: comportamiento ideal.

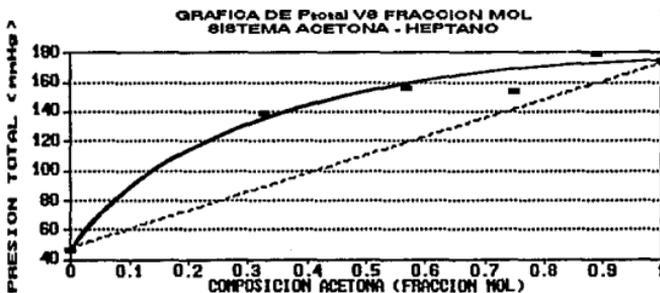
SISTEMA 1 (Acetona - Etilacetato)

Pt(mmHg)	71	102	128	146	156	174
XA	0	0.21	0.42	0.62	0.81	1



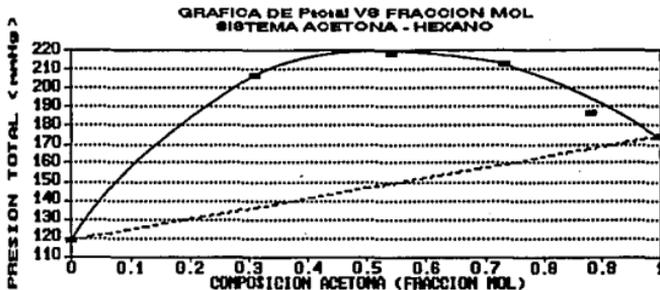
SISTEMA 2 (Acetona - Heptano)

Pt(mmHg)	47	139	156	154	179	174
XA	0	0.33	0.57	0.75	0.89	1



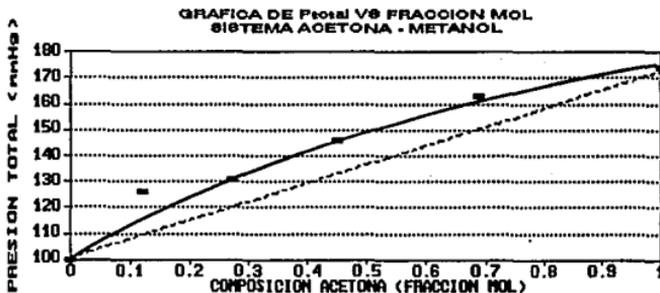
SISTEMA 3 (Acetona - Hexano)

Pi(mmHg)	119	207	218	213	187	174
XA	0	0.31	0.54	0.73	0.88	1



SISTEMA 4 (Acetona - Metanol)

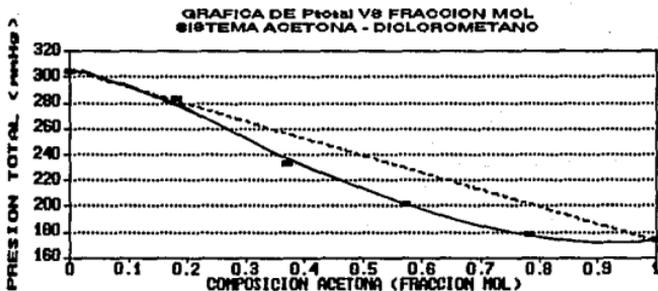
Pi(mmHg)	100	126	131	146	163	174
XA	0	0.12	0.27	0.45	0.69	1



SISTEMA 5 (Acetona - Diclorometano)

Pt(mmHg) 304 284 234 202 178 174

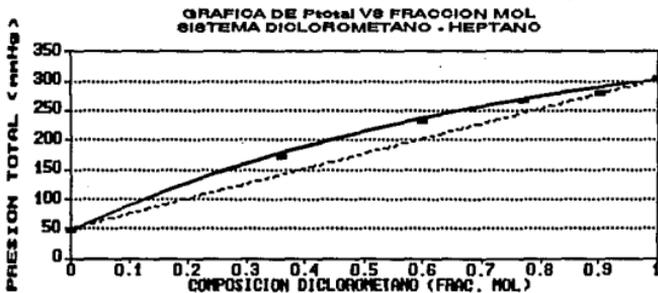
XA 0 0.18 0.37 0.57 0.78 1



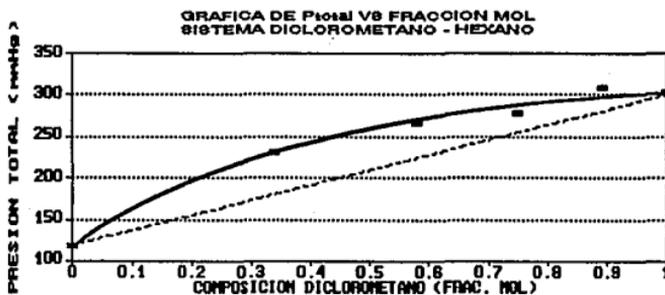
SISTEMA 6 (Diclorometano - Heptano)

Pt(mmHg) 47 171 232 266 278 304

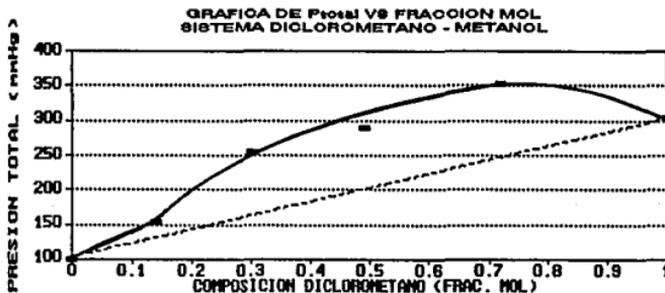
XA 0 0.36 0.6 0.77 0.9 1



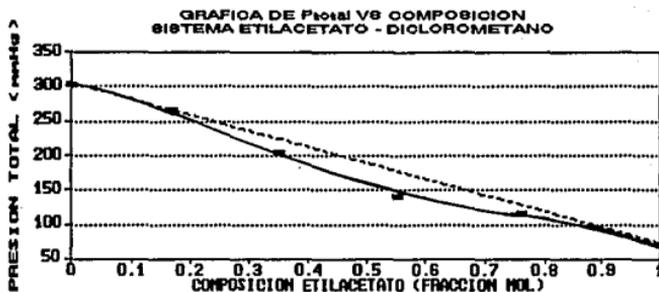
SISTEMA 7 (Diclorometano - Hexano)
 Pt(mmHg) 119 230 267 279 308 304
 XA 0 0.34 0.58 0.75 0.89 1



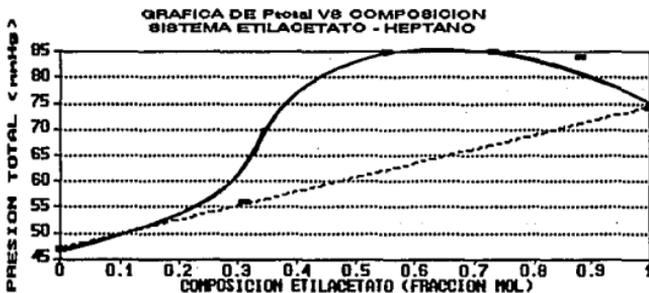
SISTEMA 8 (Diclorometano - Metanol)
 Pt(mmHg) 100 155 254 288 354 304
 XA 0 0.14 0.3 0.49 0.72 1



SISTEMA 9 (Etilacetato - Diclorometano)
 Pt(mmHg) 304 266 204 140 116 71
 XA 0 0.17 0.35 0.55 0.76 1



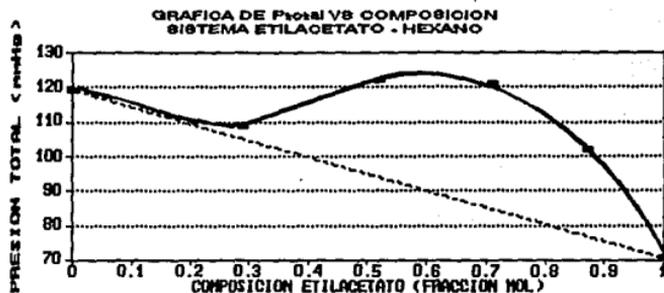
SISTEMA 10 (Etilacetato - Heptano)
 Pt(mmHg) 47 56 85 85 84 74
 XA 0 0.31 0.55 0.73 0.88 1



SISTEMA 11 (Etilacetato - Hexano)

Pt(mmHg) 119 109 122 121 102 71

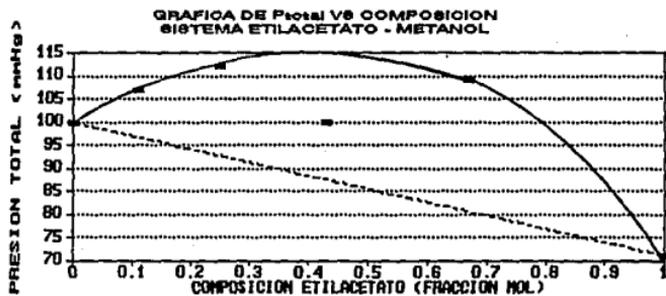
XA 0 0.29 0.52 0.71 0.87 1



SISTEMA 12 (Etilacetato - Metanol)

Pt(mmHg) 100 107 112 100 109 71

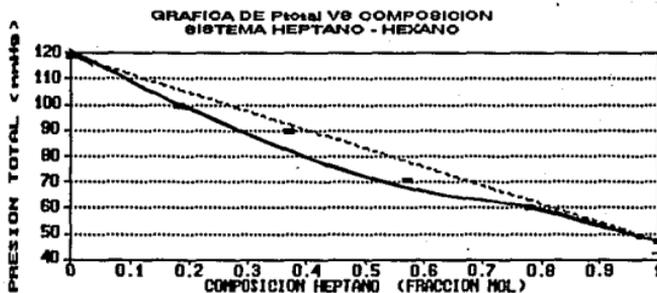
XA 0 0.11 0.25 0.43 0.67 1



SISTEMA 13 (Heptano - Hexano)

Pt(mmHg) 119 100 90 71 60 47

XA 0 0.18 0.37 0.57 0.78 1



3.2. Cálculo de la desviación respecto al comportamiento ideal:

SISTEMA	P _{teórica}	P _{experimental}	Tipo de desviación	% desv.
1	125	135	sin desviación	7.40
2	111	157	positiva	29.30
3	148	218	positiva	32.11
4	137	156	positiva	12.20
5	240	211	negativa	13.74
6	180	210	positiva	14.30
7	210	260	positiva	19.23
8	200	320	positiva	37.50
9	195	160	negativa	21.87
10	62	82	positiva	24.39
11	95	121	positiva	21.48
12	86	113	positiva	23.89
13	84	80	sin desviación	5.00

INTERPRETACION DE RESULTADOS

Como se ve, de los sistemas estudiados nueve presentaron desviaciones positivas, dos presentaron desviaciones negativas y sólo los sistemas acetona - etilacetato y heptano - hexano presentan comportamiento ideal.

Las disoluciones que muestran comportamiento ideal tienen componentes con estructuras moleculares muy parecidas, el sistema acetona - etilacetato cuyos componentes son polares presenta atracciones intermoleculares muy similares por lo que su comportamiento fue ideal. En el sistema heptano - hexano las moléculas de los dos líquidos son semejantes en tamaño, forma y atracciones intermoleculares.

Los sistemas que presentan desviaciones negativas tienen componentes cuyas moléculas tienen orientaciones e interacciones atractivas lo que provoca que las moléculas no tiendan a escapar tan fácilmente. Tal es el caso de los sistemas acetona - diclorometano y etilacetato - diclorometano, cuyas fórmulas estructurales muestran las orientaciones probables y centros de atracción de las moléculas.

Los sistemas que presentan desviaciones positivas tienen componentes cuyas moléculas difieren notoriamente entre sí en cuanto a forma, tamaño, estructura y en interacciones intermoleculares.

Las gráficas construidas tienen diferentes escalas entre sí, es por esto que en algunas de ellas se exagera visualmente el comportamiento del sistema, sin embargo al hacer el cálculo del porcentaje de desviación es fácil determinar si el sistema se comporta idealmente o no.

Las desviaciones positivas son considerablemente mayores que las desviaciones negativas por ello son más fácilmente detectables; las desviaciones negativas pudieran haberse considerado como comportamiento ideal a no ser por el cálculo del porcentaje de desviación.

CUESTIONARIO

- 1.- Explique qué es un dipolo y qué un dipolo inducido. De acuerdo a las estructuras moleculares clasifique las atracciones intermoleculares en cada mezcla líquida como dipolo - dipolo; dipolo inducido - dipolo inducido; dipolo - dipolo inducido.

Una molécula es POLAR cuando el centro de carga negativa no coincide con el de la positiva. Tal molécula constituye un dipolo: dos cargas iguales y opuestas separadas en el espacio. La interacción dipolo - dipolo es la atracción que ejerce el extremo positivo de una molécula polar por el negativo de otra semejante.

Sin embargo existen fuerzas entre las moléculas de un compuesto NO POLAR. Tales atracciones se conocen como fuerzas de van der Waals. Su existencia está justificada por la mecánica cuántica y se describe como sigue: La distribución promedio de carga en torno a una molécula de metano, por ejemplo, es simétrica, por lo que no hay un momento dipolar neto. Sin embargo los electrones se desplazan, de modo que en un instante, esa distribución probablemente se distorsiona, existiendo un pequeño dipolo momentáneo, el cual afectará la distribución de electrones en otra molécula cercana de metano; el extremo negativo del dipolo tiende a repeler electrones y el positivo a atraerlos, es decir, *induce* un dipolo de orientación opuesta en la molécula vecina. A pesar de que los dipolos momentáneos e inducidos cambian constantemente, resulta una atracción neta entre ambas moléculas.

SISTEMA

acetona	etilacetato
acetona	heptano
acetona	hexano
acetona	metanol
acetona	diclorometano
diclorometano	heptano
diclorometano	hexano
diclorometano	metanol
diclorometano	etilacetato
etilacetato	heptano
etilacetato	hexano
etilacetato	metanol
heptano	hexano

ATRACCIONES INTERMOLECULARES

dipolo - dipolo
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo
dipolo - dipolo
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo
dipolo - dipolo
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo inducido
dipolo - dipolo
dipolo ind. - dipolo ind.

- 2.- **Para las soluciones que presentaron comportamiento ideal, ¿qué características tienen los componentes de dichas mezclas?**

Son muy similares en estructura, tamaño y formas, presentan además atracciones intermoleculares semejantes.

- 3.- **Para soluciones que muestran desviaciones positivas indique cuál(es) puede(n) ser la(s) causa(s) de dichas desviaciones?**

Los sistemas que presentan desviaciones positivas tienen componentes cuyas moléculas difieren notoriamente entre sí en cuanto a forma, tamaño, estructura y en interacciones intermoleculares.

- 4.- **Para soluciones que muestran desviaciones negativas indique cuál(es) puede(n) ser la(s) causa(s) de dichas desviaciones?**

Los sistemas que presentan desviaciones negativas tienen componentes cuyas moléculas tienen orientaciones e interacciones atractivas lo que provoca que las moléculas no tiendan a escapar tan fácilmente.

5.- Tomando en cuenta los resultados de todos los sistemas, ¿cuál fue la mezcla que presentó mayores desviaciones respecto a la idealidad?

El sistema 8 DICLOROMETANO - METANOL cuya desviación es del 37% en $X = 0.5$ respecto al comportamiento ideal. Este sistema tiene componentes cuyas moléculas son polares, sin embargo las atracciones intermoleculares resultaron del tipo dipolo - dipolo con cargas negativas muy fuertes en ambos tipos de moléculas, lo que hace que se repelan con mayor fuerza.

CONCLUSIONES

El método utilizado es una forma muy sencilla para medir presiones de vapor de mezclas utilizando material de laboratorio simple y de fácil manejo.

La clasificación de las moléculas de acuerdo con su forma, polaridad, tamaño, atracciones intermoleculares permite tener bases para proponer el comportamiento probable de una disolución. También esta clasificación permite explicar el porqué del comportamiento de una disolución.

En esta práctica se visualizó el concepto de la ley de Raoult, las interacciones entre las moléculas de las soluciones ideales son muy pequeñas o incluso nulas, y se comprobó que las soluciones reales presentan interacciones atractivas o repulsivas en sus moléculas lo que da lugar a las desviaciones respecto a la ley de Raoult.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

OBJETIVO

Se comprobarán las propiedades coligativas de: disminución de la presión de vapor, aumento de la temperatura de ebullición y disminución de la temperatura de congelación en varias soluciones.

CUESTIONARIO

1.- **¿Qué son las propiedades coligativas?**

Son un conjunto de propiedades (descenso de la presión de vapor, aumento del punto de ebullición, descenso del punto de congelación y presión osmótica) que se presentan cuando hay una variación del potencial químico de un disolvente al agregarle un soluto no volátil. Tienen en común que no dependen de la naturaleza del soluto presente, sino sólo del número de moléculas de soluto con relación al número total de moléculas presentes.

2.- **¿En qué consiste el descenso relativo de la presión de vapor en una disolución? (Explique el fenómeno a nivel molecular)**

Resulta atractivo sugerir que esto se debe a la modificación de las fuerzas intermoleculares. Sin embargo, esto no puede ser así, ya que el descenso de la presión de vapor también se observa en las disoluciones ideales en las cuales no hay diferencia entre las interacciones soluto - disolvente y disolvente - disolvente.

Una explicación para este fenómeno es que, al agregar un soluto no volátil a un disolvente aumentan las colisiones entre las moléculas; este aumento ocasiona que las moléculas de disolvente con la energía suficiente para escapar del seno del líquido, al chocar con moléculas de soluto, pierdan parte de esa energía con lo que disminuye el número de moléculas que salen del seno del líquido, es decir, disminuye la presión de vapor del disolvente.

3.- **¿En qué consiste el aumento de la temperatura de ebullición en una disolución? (Explique el fenómeno a nivel molecular)**

El punto de ebullición de un líquido o una disolución es la temperatura a la que su presión de vapor total se iguala a la presión atmosférica. Al adicionar un soluto no volátil, se reduce la presión de vapor del líquido; por tanto, es necesaria una temperatura más alta para que la presión de vapor de la disolución iguale a la ambiental. El punto de ebullición de la disolución es mayor que el del disolvente puro.

**4.- ¿En qué consiste la disminución de la temperatura de fusión en una disolución?
(Explique el fenómeno a nivel molecular)**

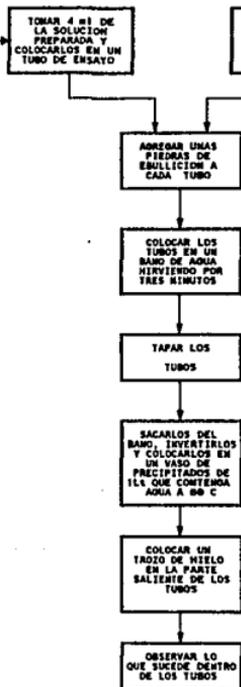
Supóngase que el líquido puro A está en equilibrio con el sólido puro A en el punto normal de fusión. Si disolvemos algún soluto B en el líquido se reduce el número de moléculas de líquido A que chocan con el sólido A, por lo que se reduce el número de cristales que se pudieran formar; sin embargo, las moléculas de A que van del sólido al líquido continuarán desprendiéndose del sólido; por consiguiente, ya no hay equilibrio y el sólido A fundirá. Para que el equilibrio se restablezca disminuye la temperatura de manera que la formación del sólido sea con la frecuencia de antes. El punto de fusión de la disolución es menor que el del disolvente puro.

PROPIEDADES COLIGATIVAS
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 DESARROLLO EXPERIMENTAL

EBULLICION CON CaCl_2



EBULLICION A PRESTON REDUCIDA



HIELO FUNDIDO



RESULTADOS EXPERIMENTALES

OBSERVACIONES:

EBULLICION CON CaCl_2 .

Al agregar el cloruro de calcio al agua, ésta comienza a hervir espontáneamente, pasados unos segundos la ebullición violenta desaparece.

HIRVIENDO A PRESION REDUCIDA

Al introducir los tubos tapados al baño de agua caliente, se observó que el agua destilada contenida en uno de los tubos comenzó a desprender burbujas (hervía ligeramente) mientras que en el otro tubo, la solución de cloruro de calcio tardó más en mostrar este fenómeno y no lo hizo con la intensidad que el agua sola.

HIELO FUNDIDO

Se observó que tardaron más tiempo en fundirse los trozos de hielo contenidos en el vaso al que se le agregó yoduro de potasio, que el hielo contenido en el otro vaso.

INTERPRETACION DE RESULTADOS

En el primer experimento (Ebullición con CaCl_2) se observa la ebullición del agua dado que el cloruro de calcio tiene un calor de solución tal que la temperatura alcanzada es superior al punto de ebullición de la solución.

En el segundo experimento (Hirviendo a presión reducida) al tapar los tubos se provoca un vacío en su interior por lo que el agua contenida en uno de ellos hirvió a una temperatura menor que los 92°C que es la temperatura a la cual el agua hierve en la Ciudad de México. Como el cloruro de calcio es un soluto no volátil la presión de vapor del disolvente (agua) se redujo, lo que provocó que se tardara más en hervir.

En el tercer experimento (Hielo fundido) se observa que al hielo que se le agregó KI disminuyó su temperatura de fusión, por lo que tardó más tiempo en fundirse que al que no se le añadió algún soluto.

QUESTIONARIO

1.- ¿A qué se debe que el agua hierva violentamente al agregarle el CaCl_2 ?

El agua hierve violentamente debido a la entalpía de disolución que desprende el CaCl_2 al disolverse en el agua, lo que ocasionó que aumentara la temperatura de la disolución.

2.- ¿Por qué el agua contenida en uno de los tubos del segundo experimento hierve primero que la solución del otro tubo?

Porque el CaCl_2 contenido en la disolución aumentó la temperatura de ebullición de ésta, por lo tanto era necesaria una mayor temperatura del baño para lograr que esta solución hirviera.

3.- ¿Por qué el agua hierve en el tubo a una temperatura menor a 92°C que es la temperatura de ebullición del agua en la Cd. de México?

Debido a que se hizo un vacío dentro de los tubos cuando éstos se taparon, por lo tanto al haber una menor presión dentro del tubo el líquido ebulle a menor temperatura.

4.- Con base en los dos primeros experimentos, ¿qué se puede concluir de la adición de un soluto no volátil a un disolvente?

La adición de un soluto no volátil a un disolvente ocasiona un aumento en su punto de ebullición, sin importar el calor de solución del soluto.

5.- ¿A qué se debe el fenómeno ocurrido en el tercer experimento?

A que el KI agregado disminuyó la temperatura de fusión del hielo, por lo que tardó más en fundirse todo el hielo.

6.- Diga algunos usos de las propiedades coligativas en la industria alimentaria.

La disminución de la temperatura de congelación se presenta en los procesos de cristalización para el almacenamiento de alimentos, esto se debe a que la mayoría de los productos alimenticios no son compuestos puros sino mezclas soluto(s) - solvente(s); también se utiliza en el proceso de concentración por congelación para producir concentrados de zumos cítricos, concentrar bebidas alcohólicas y concentración preliminar de alimentos líquidos previa a la liofilización.

CONCLUSIONES

Las propiedades coligativas dependen sólo de las propiedades del disolvente y no de la naturaleza del soluto o de sus interacciones con el disolvente. Con los dos primeros experimentos se ilustra el concepto de aumento de punto de ebullición, en el segundo experimento se comprueba el fenómeno de disminución de la presión de vapor y en el tercero se visualiza la disminución del punto de congelación.

Cabe hacer notar que el primer experimento pretende poner en duda el concepto de la propiedad coligativa de aumento de punto de ebullición (¿Por qué hierve el agua si se le ha adicionado un soluto no volátil?) pero al realizar el segundo experimento se demuestra que el punto de ebullición efectivamente aumentó; esta contradicción ayuda al alumno a razonar en las observaciones experimentales hechas y a aclarar los conceptos aprendidos en la teoría con observaciones más completas.

RECOMENDACIONES

Planteando preguntas adecuadas a los fenómenos de los dos primeros experimentos, permitirá al profesor orientar a los alumnos hacia los objetivos de la práctica, además de aclarar las contradicciones de sus hipótesis.

DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA

OBJETIVO

Se comprobará la propiedad coligativa de aumento de punto de ebullición de un disolvente, y se determinará la masa molecular del soluto disuelto.

CUESTIONARIO

1.- ¿Qué es la ebulloscopia?

La ecuación $\Delta T = K_b m$ permite calcular la masa molecular de una sustancia disuelta conociéndose el aumento de la temperatura de ebullición ΔT de la solución y la concentración en peso. El método de determinación de la masa molecular, por medio de la ecuación anterior, se llama generalmente EBULLOSCOPIA (del griego «ebulloscopia» que significa «observación de la ebullición»). Pero el término ebulometría es más correcto.

2.- A partir de la ecuación de Clausius - Clapeyron, deduzca la ecuación número (4).

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = - \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right] \quad (1)$$

si $P_1 = P_0$ entonces $T_1 = T_0$ y
 $P_2 = P$ cuando $T_2 = T$

$$\ln \frac{P}{P_0} = - \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left[\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right] \quad (2)$$

Por ley de Raoult

$$\frac{P}{P_0} = x_1 = (1 - x_2) \quad (3)$$

donde x_1 = fracción mol del disolvente

x_2 = fracción mol del soluto

sustituyendo en (2):

$$\ln (1 - x_2) = - \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \frac{(T_0 - T)}{T_0 T} \quad (4)$$

Para soluciones diluidas

y

$$\ln(1-x_2) \approx -x_2$$
$$\frac{1}{T_0 T} \approx \frac{1}{T_0^2}$$

Despejando ΔT_b de la ecuación (4) y aplicando las condiciones anteriores se obtiene:

$$\Delta T_b = \left(\frac{R T_0^2}{\Delta \bar{H}_{vap}} \right) x_2 \quad (5)$$

si m = molalidad de la disolución y M = masa molecular del disolvente, $x_2 = M \times m / 1000$.
Sustituyendo en la ecuación (5):

$$\Delta T_b = \left(\frac{M R T_0^2}{1000 \Delta \bar{H}_{vap}} \right) m \quad (6)$$

Dado que $\Delta T = K_b m$ entonces K_b es:

$$K_b = \frac{M R T_0^2}{1000 \Delta \bar{H}_{vap}}$$

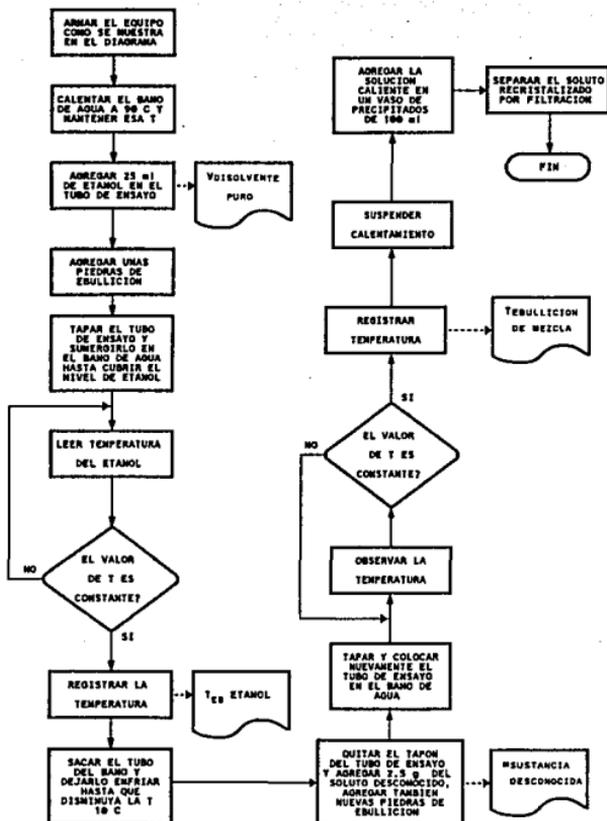
Como se puede observar, la K_b sólo depende de las propiedades del disolvente.

3.- ¿Qué dice la regla de Trouton? ¿Para qué sustancias no es aplicable?

Una regla utilizada para relacionar entropías de líquidos y gases es la Regla de Trouton que establece que la entropía de vaporización de un líquido en su punto de ebullición normal es aproximadamente 21 cal/mol K o bien 21 ue/mol.

La Regla de Trouton no se cumple para líquidos altamente polares (líquidos asociados), tales como agua, alcohol y aminas. Tampoco se cumple para sustancias cuyas temperaturas de ebullición estén por debajo de 150 K.

DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA
 DIAGRAMA DE FLUJO
 DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

Masa utilizada de la sustancia desconocida:	<u>2.501 g</u>
Temperatura de ebullición del disolvente puro:	<u>73.6°C</u>
Temperatura de ebullición de la mezcla:	<u>75.3°C</u>
Volumen de disolvente puro:	<u>25.0 ml</u>

ALGORITMO DE CALCULO

1.- Aplicando la ec. de Clausius - Clapeyron se calcula el ΔH_{vap} del disolvente

$$\ln \frac{P}{P_0} = - \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left[\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right]$$

despejando $\Delta \bar{H}_{vap}$

$$\Delta \bar{H}_{vap} = \frac{-R \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right)}{\left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]}$$

2.- Se calcula el $\Delta \bar{S}_{vap}$ del disolvente

$$\Delta \bar{S}_{vap} = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{T_{eb}}$$

3.- Se calcula la K_b con la aproximación $K_b = 10^4 M T_0$

4.- Se calcula la K_b por la ecuación que la define:

$$K_b = \frac{M R T_0^2}{1000 \Delta \bar{H}_{vap}}$$

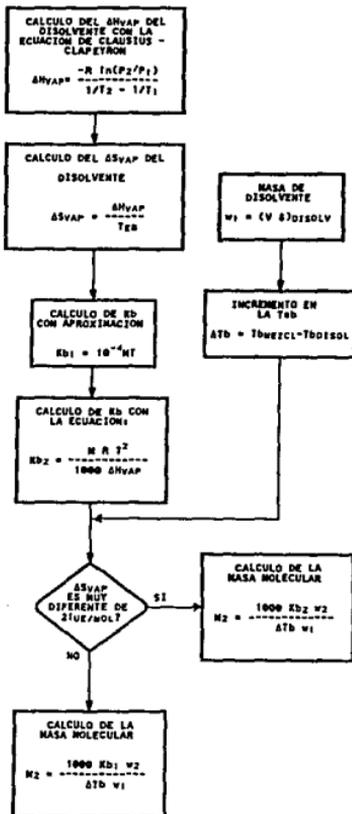
5.- Se comparan los valores de K_b y se decide por aquel adecuado para los fines

6.- Con el valor de K_b se calcula la masa molecular

$$M_2 = \frac{1000 K_b w_2}{\Delta T_b w_1}$$

7.- Se determina de entre la lista de reactivos qué sustancia es el soluto desconocido.

DETERMINACION DE LA MASA MOLECULAR POR EBULLOSCOPIA
 DIAGRAMA DE FLUJO
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Cálculo del ΔH_{vap} del disolvente

$$\ln \frac{P}{P_0} = - \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left[\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right]$$

despejando ΔH_{vap}

$$\Delta H_{vap} = \frac{-R \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right)}{\left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]}$$

Datos:

$$\begin{aligned} P_2 &= 585 \text{ mmHg} & T_2 &= 73.6 + 273.15 = 346.75 \text{ K} \\ P_1 &= 760 \text{ mmHg} & T_1 &= 78.3 + 273.15 = 351.45 \text{ K} \end{aligned}$$

$$\Delta H_{vap} = \frac{-1.987 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \ln \left(\frac{585 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \right)}{\left[\frac{1}{346.75 \text{ K}} - \frac{1}{351.45 \text{ K}} \right]}$$

$$\Delta H_{vap} = 13483.25 \text{ cal/mol}$$

2.- Cálculo del ΔS_{vap} del disolvente

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_{eb}}$$

$$\Delta S_{vap} = \frac{13483.25 \frac{\text{cal}}{\text{mol}}}{351.45 \text{ K}} = 38.3646 \frac{\text{ue}}{\text{mol}}$$

3.- Cálculo de la K_b con la aproximación $K_b = 10^{-4} M T_0$

$$K_b = 10^{-4} \left(46 \frac{\text{gr}}{\text{gr mol}} \right) (346.75 \text{ K})$$

$$K_b = 1.595 \text{ K}/(\text{mol/Kg})$$

4.- Cálculo de la K_b por la ecuación que la define:

$$K_b = \frac{M R T_0^2}{1000 \Delta H_{vap}}$$

$$K_b = \frac{46 \frac{g}{mol} \times 1.987 \frac{cal}{mol K} \times (346.75 K)^2}{1000 \left(13483.25 \frac{cal}{mol} \right)}$$

$$K_b = 0.815 K/(mol/Kg)$$

5.- El valor a utilizar es el del punto 4 ya que el disolvente no obedece la regla de Trouton y es por esto que no se puede utilizar la aproximación.

6.- Cálculo de la masa molecular

$$M_2 = \frac{1000 K_b w_2}{\Delta T_b w_1}$$

$$K_b = 0.815 K/molalidad$$

$$w_2 = 2.501 \text{ gr}$$

$$\Delta T_b = 75.3 - 73.6 = 1.7^\circ C = 1.7 K$$

$$w_1 = (25 \text{ ml} \times 0.785 \text{ gr/ml}) = 19.625 \text{ gr}$$

$$M_2 = \frac{1000 \frac{gr}{Kg} \left(0.815 \frac{K}{mol/Kg} \right) (2.501 \text{ gr})}{1.7 K (19.625 \text{ gr})}$$

$$M_2 = 61.1 \text{ gr/mol}$$

7.- Determinación de la sustancia

SUSTANCIA	M
Acido Benzóico	122.12
Urea	60.02
Acido Láurico	200.31
Acido Salicílico	138.20
Acido Tartárico	150.00

Comparando las masas moleculares se deduce que se trabajó con urea.

INTERPRETACION DE RESULTADOS

El valor de la K_b depende de la presión. Esto se comprueba al obtener su valor por medio del cálculo del ΔH_{vap} con la ecuación de Clausius - Clapeyron, y compararlo con el valor que se obtiene con la aproximación que se utiliza en caso de que el líquido siguiera la Regla de Trouton; por lo que en este experimento los valores fueron diferentes.

Se comprobó con el cálculo del ΔS_{vap} que el alcohol etílico es un líquido que no sigue la Regla de Trouton.

El valor para la masa molecular calculada es de 61.1 gr/mol, lo que indica que el soluto desconocido de entre la serie propuesta es Urea, pues tiene una masa molecular de 60.06 gr/mol, que es muy cercana al valor calculado.

CUESTIONARIO

1.- ¿Qué sucedería con el ΔT_b si en lugar de agregar 2.5 gr del soluto desconocido se agregan 5 gr?

A concentraciones diluidas el ΔT_b es directamente proporcional a la concentración, por lo que si la concentración aumenta al doble, el ΔT_b también aumentará al doble.

2.- ¿Qué función realiza el tubo de vidrio insertado en el tapón bihoradado?

Funciona a manera de refrigerante ya que condensa los vapores de etanol que se han formado, evitando así las pérdidas por evaporación.

3.- ¿Por qué se deben evitar pérdidas de disolvente durante el desarrollo del experimento?

Porqué afectarían la determinación de la temperatura de ebullición de la mezcla ya que con las pérdidas aumentaría la concentración de la disolución, y con esto también incrementa la temperatura de ebullición.

4.- ¿Por qué se deben adicionar nuevas piedras de ebullición cuando se agrega el soluto desconocido?

Esto es debido a que al enfriar la disolución para agregar el soluto, el cambio de temperatura provoca que las piedras de ebullición "se mojen" de disolvente, esto quiere decir que el disolvente penetra en los poros de las piedras evitando que los poros funcionen eficientemente como núcleos de ebullición.

CONCLUSIONES

Al agregar el soluto desconocido al disolvente aumentó su temperatura de ebullición en 1.7°C ; por medio de esta variación se pudo obtener la masa molecular del soluto que resultó ser Urea. Para este cálculo fué preciso obtener la constante ebullioscópica del disolvente (etanol) a las condiciones de trabajo ($P = 585 \text{ mmHg}$).

Se comprobó que el disolvente no sigue la Regla de Trouton por lo que no fué adecuado utilizar la aproximación para calcular K_b .

Se calculó además el ΔH_{vap} del etanol para obtener el valor de K_b .

COMENTARIOS

Es recomendable que la medición de la temperatura sea lo más precisa posible, pues afecta en forma notoria el cálculo de la masa molecular del soluto.

Cuando se vierte la disolución al vaso de precipitados, se observa movimiento Browniano de los cristales en la superficie del líquido.

PROPIEDADES COLIGATIVAS INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE

OBJETIVO

Se observará y cuantificará el efecto de la adición de un electrólito en el abatimiento del punto de fusión del hielo.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- ¿Qué es Crioscopia?

El estudio de las temperaturas de solidificación de las soluciones se llama CRIOSCOPIA (que quiere decir «observación del enfriamiento»), y el método de determinación de las masas moleculares por la ecuación $\Delta T = K_f m$ se llama método crioscópico.

2.- ¿Cómo se define la constante crioscópica y cómo se calcula?

La constante crioscópica, también llamada constante de la disminución de la temperatura de congelación, se define solamente en función de las propiedades características del disolvente sin depender de la naturaleza y concentración del soluto.

K_f se expresa como:

$$K_f = \frac{R T_0^2 M}{\Delta H_{fus} 1000}$$

donde

- M = masa molecular del disolvente
- R = constante universal de los gases
- T_0 = temperatura de congelación del disolvente puro
- ΔH_f = calor latente de fusión del disolvente
- 1000 = relación de conversión de gr a Kg

3.- ¿Cómo afectan los electrólitos al abatimiento del punto de congelación en comparación a los no electrólitos?

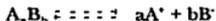
El descenso de la temperatura de congelación en una solución muy diluida de un electrólito es del mismo valor que el de una solución no electrólítica multiplicada por i , que es el factor i de van't Hoff.

$$\Delta T_f = iK_f m$$

donde ΔT_f = disminución de la temperatura de congelación de la disolución
 i = Factor de van't Hoff
 K_f = constante crioscópica del disolvente
 m = molalidad de la disolución.

4.- Deduzca la fórmula que define al factor i de van't Hoff.

Considérese un electrólito con la fórmula química general A_xB_y , que se disocia para formar a iones positivos y b iones negativos, de acuerdo con la reacción:



Para calcular el número total de partículas que resultan cuando el grado de disociación es α se tiene que, si m es la molalidad del electrólito y α el grado de disociación, la concentración de electrólito no disociado será $m - \alpha m = m(1 - \alpha)$. Las concentraciones de A^+ y B^- serán $\alpha x m$ y $\alpha y m$ respectivamente.

La concentración total de partículas, sea cual sea su clase, será por tanto $m(1 - \alpha) + \alpha x m + \alpha y m$

El número total de iones que resultan de la disociación completa de una molécula se representa por v , esto es

$$v = x + y$$

Con esta notación la molalidad de las partículas para un electrólito parcialmente disociado es

$$m(1 - \alpha) + \alpha v m$$

mientras que el valor para la molalidad si no existiera disociación sería m .

La definición de factor i de van't Hoff relaciona la molalidad para un electrólito parcialmente disociado con la molalidad cuando no existe disociación, por lo tanto

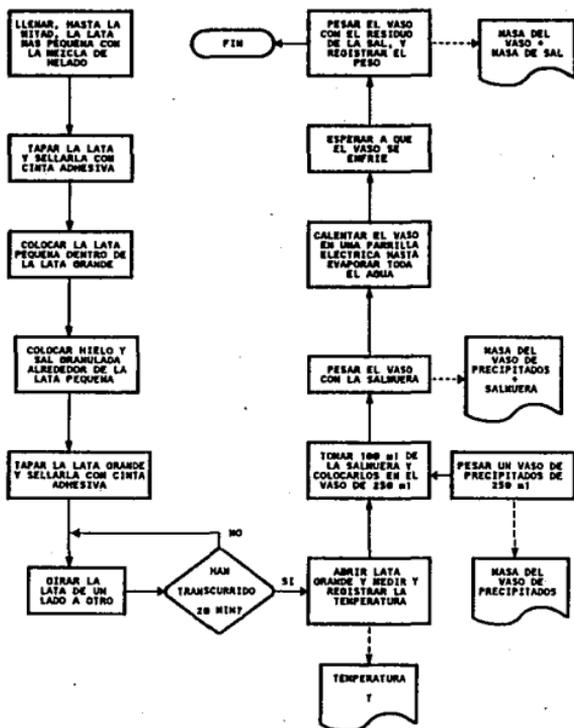
$$i = \frac{m(1 - \alpha) + \alpha v m}{m}$$

$$i = 1 - \alpha + \alpha v$$

Según esta interpretación de i , debe obtenerse que el grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{i - 1}{v - 1}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION
 SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE
 DIAGRAMA DE FLUJO
 DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

Temperatura de la salmuera	<u>-13.0°C</u>
Masa del vaso vacío	<u>94.494 g</u>
Masa del vaso + salmuera	<u>207.610 g</u>
Masa del vaso + sal	<u>116.292 g</u>

ALGORITMO DE CALCULO

1.- Calcular la disminución esperada en el punto de congelación

A.- Calcular la molalidad de la salmuera.

- Calcular la masa de sal residual

$$\text{masa de sal} = (\text{masa del vaso} + \text{sal}) - (\text{masa de vaso vacío})$$

- Calcular la masa de agua evaporada

$$\text{masa de agua} = (\text{masa del vaso} + \text{salmuera}) - (\text{masa de vaso} + \text{sal})$$

- Calcular las moles de sal residuales

$$\text{moles de sal} = (\text{masa de sal} / \text{peso molecular de la sal})$$

- Calcular la molalidad de la salmuera

$$\text{molalidad de la salmuera} = \text{moles de sal} / (\text{masa de agua} / 1000)$$

B.- Calcular la disminución esperada en el punto de congelación

- Electrolito utilizado:

- Constante crioscópica del disolvente empleado

- Disminución de temperatura: $\Delta T_f = K_f m$

2.- Calcular el factor de van't Hoff a partir de la disminución del punto de congelación observado y la disminución del mismo basada en la molalidad calculada

A.- El factor de van't Hoff se calcula mediante:

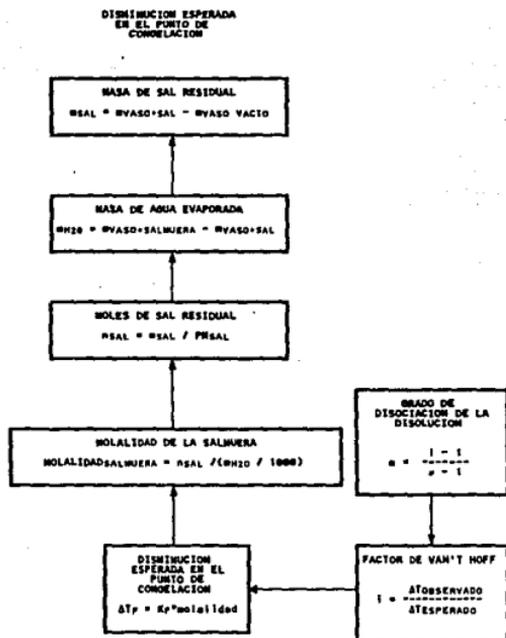
$$i = \frac{\Delta T_{\text{observado}}}{\Delta T_{\text{esperado}}}$$

3.- Calcular el grado de disociación que presenta la disolución.

A.- El grado de disociación se calcula mediante la ecuación:

$$\alpha = \frac{i - 1}{v - 1}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACION
 SOBRE LA TEMPERATURA DE FUSION DEL DISOLVENTE
 DIAGRAMA DE BLOQUES
 ALGORITMO DE CALCULO



CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Cálculo de la disminución de la temperatura de congelación:

A.- Molalidad de la salmuera:

$$\text{Masa de sal} = 116.9 \text{ g} - 94.49 \text{ g} = 21.8 \text{ g}$$

$$\text{Masa de agua} = 207.61 \text{ g} - 116.29 \text{ g} = 91.32 \text{ g}$$

$$\text{Moles de sal} = 21.8 \text{ g} / 58.5 \text{ g/mol} = 0.373 \text{ moles}$$

$$\text{Molalidad de la solución} = 0.373 \text{ mol} / (91.32 \text{ g} / 1000 \text{ g/Kg}) \\ = 4.08 \text{ molal}$$

B.- Disminución de la temperatura:

Electrólito utilizado: NaCl

Constante crioscópica del agua: 1.86 °C/molalidad

Disminución de temperatura:

$$\Delta T_f = 1.86^\circ\text{C/molal} \times 4.08 \text{ molal} \\ = 7.59^\circ\text{C}$$

2.- Cálculo del factor de van't Hoff

$$i = \frac{13^\circ\text{C}}{7.59^\circ\text{C}} = 1.71$$

3.- Cálculo del grado de disociación

$$\alpha = \frac{1.7127 - 1}{2 - 1} = 0.7127$$

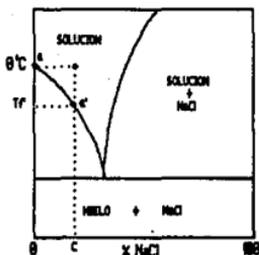
INTERPRETACION DE RESULTADOS

La lectura obtenida demuestra que al agregar un soluto electrolítico al agua, su punto de fusión sufre una disminución muy marcada (en este caso fué de 13°C) lo cual concuerda con lo esperado según la teoría estudiada. Al calcular el grado de disociación con el factor de van't Hoff se observa que hay aproximadamente un 71% de disociación del cloruro de sodio en la solución que se obtuvo.

CUESTIONARIO

1.- ¿A qué se debe la disminución de la temperatura del hielo que enfría al helado en este experimento?

A la propiedad coligativa del descenso del punto de congelación. Esto se puede visualizar en el siguiente diagrama:



T_f = Temperatura de fusión de la solución con composición "c"

En un principio se tiene el agua pura en estado sólido en equilibrio con líquido en su superficie (punto a) a 0°C . Al añadir un soluto (NaCl) al hielo, la composición del sistema se desplaza de 0% de NaCl a cualquier valor finito. Sin embargo, a esta composición la temperatura de congelación del hielo está por debajo de 0°C (es decir se rompe el equilibrio del sistema), por tanto disminuye la temperatura del sistema para restablecer el equilibrio; a esta temperatura coexisten en equilibrio, hielo, sal sólida y la solución.

2.- ¿A qué se debe que el helado se congele dentro de la lata?

Dado que el sistema hielo - sal ha disminuido su temperatura y ésta se encuentra por debajo de la temperatura del helado, se efectúa una transferencia de calor del helado hacia las paredes de la lata interna y de éstas hacia el hielo; lo que ocasiona que el helado se congele a medida que el hielo se funde.

3.- **PROBLEMA:** Se desea obtener una disminución del punto de congelación hasta -10°C de 500 Lts de agua. ¿Qué cantidad de sal se requerirá si se espera un grado de disociación de 80%?

Datos: T de la salmuera: -10°C
volumen de agua: 500 Lts

Pregunta: masa de sal requerida

Fórmula:

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$i = 1 - \alpha + \alpha v$$

Despeje:

$$m = \Delta T_f / (iK_f)$$

$$\text{moles de sal} = \Delta T_f V_{\text{agua}} \delta_{\text{agua}} / (iK_f)$$

$$\text{masa de sal} = M_{\text{sal}} n_{\text{sal}}$$

Sustitución:

Para el factor de van't Hoff se tiene $\alpha = 0.8$ y $v = 2$

$$i = 1 - 0.8 + 0.8(2)$$

$$i = 1.8$$

$$n_{\text{NaCl}} = 10^{\circ}\text{C} \times 500\text{Lt} \times 1\text{Kg/Lt} / (1.8 \times 1.86^{\circ}\text{C Kg/mol})$$

$$= 1493.4 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{masa de sal} = 58.5 \text{ gr/mol} \times 1493.4 \text{ mol}$$

$$= 87,365 \text{ gr sal} = 87.4 \text{ Kg de sal}$$

Resultado:

$$\text{masa de sal requerida} = 87.4 \text{ Kg}$$

CONCLUSIONES

Se observó que al agregar el NaCl al hielo disminuyó su temperatura en 13°C la cual es menor a la disminución esperada de acuerdo a la concentración calculada de la solución (disminución ideal).

Este experimento demostró la aplicación práctica del abatimiento del punto de fusión que utilizan tradicionalmente los paleteros ambulantes para congelar su nieve.

DETERMINACION DE LA K_{EQ} EN UNA REACCION DE ESTERIFICACION

OBJETIVO

Se determinará el valor de la constante de equilibrio de una reacción de esterificación.

CUESTIONARIO PRELABORATORIO

1.- ¿Qué es la K_{eq} y en qué términos se puede expresar?

Es el cociente que expresa la relación de cantidades de los productos a las cantidades de los reactivos en el equilibrio de una reacción. Nos da idea de si en una reacción se obtienen más o menos cantidades de productos que de reactivos en el equilibrio.

Esta constante puede expresarse en términos de presiones parciales, molaridad, fracción mol, potenciales, actividades, etc. dependiendo de la forma en que se determine y del uso que se le pretenda dar.

2.- ¿Qué técnicas se utilizan para determinar la K_{eq} ?

Existen técnicas potenciométricas, volumétricas, espectroscópicas, polarimétricas y termoquímicas entre otras. Cada una depende de las características de las sustancias con las que se trabaja y del método apropiado para medir una propiedad que se relacione con las concentraciones de las especies en equilibrio.

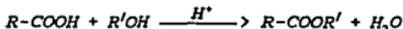
3.- ¿Qué es un éster carboxílico?

Es un derivado de los ácidos carboxílicos cuya estructura general es $-RCOOR$. La mayoría de los ésteres son líquidos con olor agradable, poco solubles en agua y cuyo punto de ebullición aumenta al aumentar el peso molecular.

Los ésteres carboxílicos se pueden preparar por varios métodos: condensación de Claisen, condensación de Dieckmann, a partir de alcoholes, a partir de halogenuros, etc.

4.- ¿En qué consiste la reacción de esterificación con alcoholes?

Los ésteres sencillos se preparan en el laboratorio dejando que reaccione una mezcla de un ácido carboxílico y un alcohol en presencia de un ácido mineral como catalizador.



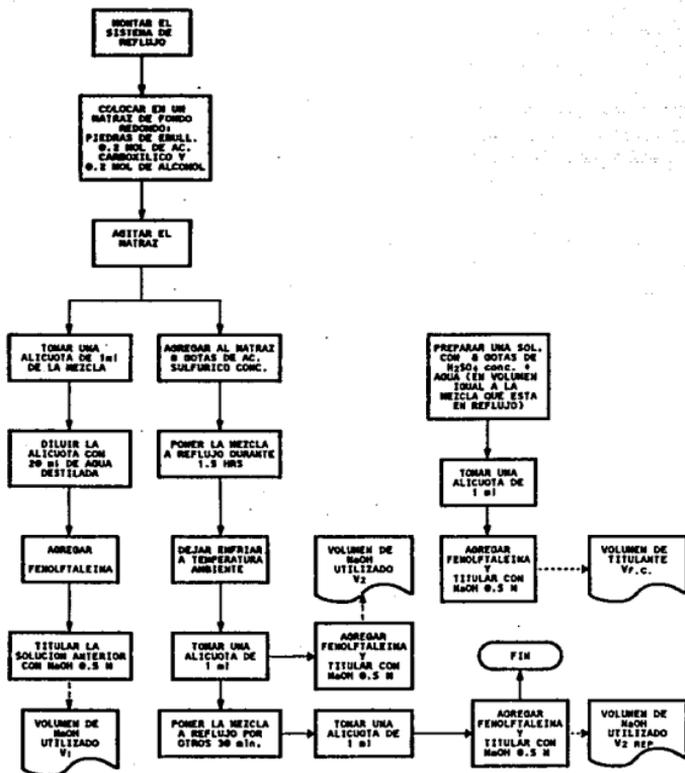
En ausencia de un catalizador ácido (el ácido carboxílico no es suficientemente fuerte para este objeto) la esterificación es muy lenta, pero unas cuantas gotas de ácido sulfúrico concentrado catalizan la reacción de tal manera que el equilibrio se alcanza al calentar por

unas cuantas horas. El ácido sulfúrico concentrado tiene un doble papel, actúa como catalizador ácido y como agente deshidratante eliminando el agua tan pronto se forma, por dilución del ácido.

5.- Mencionar algunos usos de los ésteres en la industria.

Muchos ésteres tienen olor agradable y algunos se usan en perfumería (p.ejem. acetato de isopentilo, butirato de isopentilo, pentanoato de etilo, etc). Las grasas están formadas por ésteres de glicerol, cuando se saponifican por calentamiento con hidróxido de sodio acuoso forman jabones y glicerol. Los aceites naturales (de coco, maíz, palma) son generalmente ésteres glicéricos de ácidos no saturados, hidrogenándolos se obtienen grasas que son más fáciles de manejar y conservar.

DETERMINACION DE LA K_{eq} EN UNA
REACCION DE ESTERIFICACION
DIAGRAMA DE BLOQUES
DESARROLLO EXPERIMENTAL



RESULTADOS EXPERIMENTALES

El par ácido carboxílico / alcohol utilizado para este trabajo fué:
ácido acético / alcohol etílico

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO /
ALCOHOL ANTES DE REFLUJO:

$$V_1 = 20.5 \text{ ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. SULFURICO/AGUA:

$$V_{f.c.} = 1.0 \text{ ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO /
ALCOHOL DESPUES DEL PRIMER REFLUJO:

$$V_2 = 8.0 \text{ ml}$$

VOLUMEN UTILIZADO DE TITULANTE PARA LA MEZCLA AC. CARBOXILICO /
ALCOHOL DESPUES DEL SEGUNDO REFLUJO:

$$V_{2,REF.} = 8.1 \text{ ml}$$

ALGORITMO DE CALCULO

1.- Se corrige el volumen mediante la ecuación $V_2' = V_2 - V_{f.c.}$

2.- Se calcula la constante de equilibrio utilizando su expresión en términos de volumen de titulante utilizado

DETERMINACION DE LA K_{EQ} EN UN
REACCION DE ESTERIFICACION
DIAGRAMA DE BLOQUES
ALGORITMO DE CALCULO

CORRECCION DE
VOLUMEN
 $V_2' = V_2 - V_{p.c.}$

CONSTANTE DE
ESTERIFICACION
 $K_{EQ} = \frac{(V_1 - V_2')^2}{(V_2')^2}$

CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Volumen corregido $V_2' = V_2 - V_{f.c.}$
 $V_2' = 8.0 - 1.0 = 7.0 \text{ ml}$

2.- K_{eq}

$$K_{eq} = \frac{(20.5 - 7.0)^2}{(7.0)^2}$$

$$K_{eq} = 3.72$$

INTERPRETACION DE RESULTADOS

El valor de 8.1 ml obtenido en la titulación del segundo reflujo comprueba que prácticamente ya se había alcanzado el equilibrio de la reacción.

El valor de $K_{eq} = 3.72$ es muy cercano al reportado en la literatura sobre los alcoholes primarios y ácidos carboxílicos lineales que es aproximadamente de 4. Esto nos indica que la reacción se comportó de acuerdo a lo esperado.

CUESTIONARIO

1.- ¿Qué significado tiene el valor de la K_{eq} obtenida?

Este valor indica que la reacción es reversible y sin embargo que tiende a desplazarse hacia los productos (éster + agua). En las reacciones que se consideran irreversibles, los valores de K_{eq} son extremadamente altos, ya que los reactivos prácticamente desaparecen del seno de la reacción.

2.- ¿Qué papel tienen el calentamiento a reflujo y la presencia del ácido sulfúrico en el equilibrio de la reacción?

El ácido sulfúrico tiene un doble papel: cataliza la reacción convirtiendo el ácido carboxílico en su ácido conjugado facilitando la reacción entre el alcohol y este intermediario, y además es el agente deshidratante eliminando el agua tan pronto se forma, por dilución del ácido. El reflujo permite calentar la reacción sin que ocurran pérdidas de reactivos y productos del seno de la reacción. La acción conjugada de estos dos procesos (calentamiento a reflujo y catálisis con el ácido) logran que el equilibrio se alcance en el período de laboratorio que se dispone.

3.- ¿Cómo se puede hacer más eficientemente la conversión de esta reacción?

Aunque la posición del equilibrio varía dependiendo de la naturaleza de los reactivos, ésta puede desplazarse empleando un gran exceso de alcohol o de ácido y también agre-

gando un agente deshidratante o eliminando el agua conforme se produce. Un método que es útil algunas veces para eliminar el agua producida, es la destilación azeotrópica en la cual se agrega un disolvente adecuado que forma un azeótropo de bajo punto de ebullición con el agua.

4.- ¿Qué uso tiene la K_{eq} de reacción en la industria alimenticia?

En las reacciones químicas que se llevan a cabo dentro de un proceso en una planta de alimentos la conversión no siempre es total, pues a las reacciones les afectan las condiciones de operación, el equilibrio químico y la naturaleza de los reactivos.

Algunos ejemplos de reacciones químicas que frecuentemente se realizan en la industria de la alimentación son:

La fermentación. Donde se producen alcoholes y se desprende CO_2 . A partir de la melaza se produce alcohol etílico hidrolizando previamente la sacarosa para formar glucosa y fructosa.

Hidrólisis de proteínas. Con el fin de conseguir proteínas vegetales hidrolizadas de bajo peso molecular, y que se usan para dar sabor y olor a los caldos de pollo, se hidrolizan las proteínas de alto peso molecular contenidas en el gluten del maíz.

Hidrogenación de aceites vegetales como el de algodón, girasol, etc.

CONCLUSIONES

De acuerdo al artículo de Sarlo y Svoronos (ver bibliografía del protocolo), el valor de la K_{eq} para alcoholes primarios y ácidos carboxílicos de cadena lineal es aproximadamente 4, valor con el cual el resultado de este experimento concuerda ($K_{eq} = 3.72$). Para reactivos más grandes (por razones estéricas), en general, a medida que el tamaño del alcohol y del ácido se incrementa, el valor de K_{eq} disminuye.

Este método permite determinar fácilmente la K_{eq} en esta reacción por medio de mediciones de volúmenes de titulante, ya que la cantidad de titulante empleada es equivalente a la cantidad del ácido carboxílico remanente y con ésto se sabe la cantidad de producto formado (éster).

CAPITULO VI

CONCLUSIONES.

CONCLUSIONES

En este trabajo se presentó una serie de prácticas para ser llevadas a cabo en el Laboratorio de Equilibrio Físicoquímico de acuerdo al programa oficial de esta asignatura y un conjunto de experiencias de cátedra como herramienta para mejorar el proceso de enseñanza - aprendizaje en esta materia.

El material propuesto es suficiente para la realización de diez experimentos de laboratorio y cuatro experiencias de cátedra. Este material aunado al ya existente permite cubrir todas las unidades del programa. Con estos elementos será posible coordinar el programa de prácticas para complementar a tiempo los temas vistos en teoría.

La metodología presentada en este trabajo es similar a la metodología actualmente utilizada en la enseñanza en el Laboratorio de Equilibrio Físicoquímico pero con las ventajas de presentar elementos que permitirán: fomentar el espíritu investigador de alumnos y maestros, inducir la continua actualización de los temas de cátedra, estimular la participación del alumno en la discusión de los conceptos y de la técnica experimental de la sesión de laboratorio.

En síntesis se presenta una herramienta para mejorar la enseñanza práctica de la asignatura de Equilibrio Físicoquímico.

CAPITULO VII

BIBLIOGRAFIA.

BIBLIOGRAFIA

ARTICULOS

- Andrews L., Smith W. L.
The Liquid Phase of Carbon Dioxide: a Simple Lecture Demonstration
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 597 - 598.
- Battino R.
A Dynamic Lecture Demonstration of Dynamic Equilibrium - The BG System
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp. 55
- Blanchette P. P.
The Binary Liquid - Solid Phase Diagram of Naphtalene - p-Dichlorobenzene
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp. 267 - 268
- Cardinali M. E., Giomini C.
Boiling Temperature vs. Composition
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 549 - 551.
- Coates J.
Azeotropic Separation
Chemical Engineering, 1960, May 16, pp. 121 - 128.
- Coe D. A.
Using a Spreadsheet To Calculate the Fugacity of a van der Waals Gas
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp. 137 - 139.
- Craig N.C., Brown B.J., Chamness W.S. and Mulvey E.B.
A Computer Simulated Experiment of Vapor-Liquid Phase Equilibrium
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp. 792-793
- Cullen J. F. Jr.
Computer Simulation of Chemical Equilibrium
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 1023 - 1025
- Chang R., Skinner J. F.
Ice under Pressure
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 789.
- Dannhauser W.
Phase Equilibrium, Chemical Equilibrium, and a Test of the Third Law
J. Chem. Educ. 1980, vol.57, pp. 681 - 682.

- Deamer D. W., Selinger B. K.
Will that Pop Bottle Really Go Pop? An Equilibrium Question
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp. 518.
- Duus H. C., Felty W. L.
Lecture Demonstration of Vanishing Meniscus in Vapor Liquid Transition
J. Chem. Educ. 1979, vol.56, pp. 614 - 615.
- Ellison H. R.
Binary Solid - Liquid Phase Equilibria
J. Chem. Educ. 1978, vol.55, pp. 406 - 407
- Flynn Ch. M.
Binary Liquid Systems
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp. 641
- Gibbard H. F., Emptage M. R.
Variation of Azeotropic Composition and Temperature with Pressure
J. Chem. Educ. 1975, vol.52, pp. 673 - 676.
- Habich A., Gilbert G. L.
A boiling Demonstration at Room Temperature
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp. 157 - 158.
- Halpern A. M., Gozashti S.
Mutual Solubilities of Liquids in a Binary Two - Phase System
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp. 371 - 372.
- Hernández Luna M., Llano Lomas M.
Propuesta de Reforma de la Enseñanza Experimental
Gaceta F. Q., Octubre 1991, pp. 12 - 13
- Hudson R. L., Perez Orsburn V., Brashear R.
A Eutectic Mixture with Medicinal Applications
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 156.
- Ihde J.
Le Chatelier an Chemical Equilibrium
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 238 - 239
- Levinson G. S.
A Simple Experiment for Determining Vapor Pressure and Enthalpy of Vaporization of Water
J. Chem. Educ. 1982, vol.59, pp. 337 - 338.

- Michiels L. P., Barile R. C., De la Fuente G. F.
Two Safety Improvements for a Standard Experiment on the Boiling Point - Composition Diagram of a Binary System
J. Chem. Educ. 1982, vol.59, pp. 157.
- Mundell D. W., Dreisbach J. H.
Heat of Solution and Colligative Properties: An Illustration of Enthalpy and Entropy
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 426 - 427.
- Nyquist H. L.
The Use of a Filmstrip Projector to Present a Critical Point Demonstration
J. Chem. Educ. 1982, vol.59, pp. 522.
- Olney D.J.
Some Analogies for Teaching Rates/Equilibrium
J. Chem. Educ. 1988, vol.65, pp. 696
- Pickering M.
What goes on in Students' Heads in Lab?
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp. 521 - 523.
- Richardson W. S., Jones R. F.
Demonstration of Vapor Pressure
J. Chem. Educ. 1987, vol.64, pp. 968 - 969
- Sarlo E., Svoronos P., Kulas P.
Calculation of Equilibrium Constant in Esterification Reactions
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 796.
- Sears J. A., Grieve C. J., Mosher M.
A Vapor Pressure Demonstration
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 427.
- Steffel M. J.
Raoult's Law: A General Chemistry Experiment
J. Chem. Educ. 1983, vol.60, pp. 500 - 501.
- Sund R.
Quantifying a Colligative Property Associated with Making Ice Cream
J. Chem. Educ. 1989, vol.66, pp. 669.
- Thomas N. C., Saisuwan P.
Molecular Weight Determination by Boiling - Point Elevation of a Urea Solution
J. Chem. Educ. 1990, vol. 67, pp. 971 - 972.

- Thorsenson P. C.
Construction of a Temperature - Composition Diagram of a Binary Mixture
J. Chem. Educ. 1986, vol.63, pp. 170 - 171.
- Urmland J. B., Fefer J. A.
Equilibrium or Slow Change? - An Experiment for the General Chemistry Laboratory
J. Chem. Educ. 1983, vol.60, pp. 59.
- Viswanathan, A.
Eutectics Organic Mixtures
J. Chem. Educ. 1960, vol.37, pp. A361
- Wójcik J. F.
Chemistry Services Courses. Dispense with the Lab?
J. Chem. Educ. 1990, vol.67, pp. 587 - 588.

LIBROS

- Allinger
Química Orgánica
Reverté, S. A.
México 1984
pp. 738
- Barrow
Fundamentos de Físicoquímica
LIMUSA S.A.
pp. 695 - 698
- Castellan G. W.
Físicoquímica
Fondo Educativo Interamericano
México, D.F. 1986
- Chang R.
Físicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos
CECSA, México, 1987

- Ellis, G. P.
Química Orgánica
Limusa - Wiley, S. A.
México, 1969
pp. 329-330, 384-385

- Guerasimov Y. A.
Curso de Química Física
Ed. MIR Moscú
pp 236-238

- Hart and Schuetz
Química Orgánica
Ed. PCSA

- Levine I. N.
Fisicoquímica
McGraw Hill
México, D.F. 1981

- Maron y Prutton
Fundamentos de Fisicoquímica
LIMUSA S.A.

- Morrison & Boyd
Química Orgánica
Mc Graw Hill
pp. 23 - 29.

- Pine S.,Hendrickson J.
Química orgánica
4a. edición
Mc Graw Hill
México 1990
pp. 17 - 19

- Reyes Chumacero A.
Termodinámica
Ed. Trillas
México, D.F. 1976
pp 403 - 415, 427 - 444, 450 - 454.

- Smith J.M., Van Ness H.C.
Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química
McGraw Hill
México, D.F. 1980

- Timmermans
Physico - Chemical Constants of Pure Organic Compounds
pp. 150 - 151, 224 - 225.

- Vallente Barderas A.
Problemas de Balance de Materia y Energía en la Industria Alimentaria
Ed. LIMUSA
México 1989
pp. 259 - 305

IMPRESA "MARTINEZ"

TESIS DIRECTAS Y MECANOGRAFIADAS EN I. B. M.

— URGENTES EN 24 HORAS —

Rodolfo Martínez Cerezo

Portal de Santo Domingo 12 Altos 11
06010 México, D. F.

TEL. 510-25-24