



GOBIERNO DEL
ESTADO DE MÉXICO



TECNOLÓGICO DE ESTUDIOS SUPERIORES DE ECATEPEC
DIRECCIÓN ACADÉMICA
DIVISIÓN DE INGENIERÍA QUÍMICA Y BIOQUÍMICA

Manual de Prácticas de Laboratorio Integral 2 Séptimo semestre

INGENIERÍA QUÍMICA

Octubre, 2021



MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO
Modelo por Competencias Profesionales
Laboratorio Integral 2



ACADEMIA DE CIENCIAS DE LA INGENIERÍA

MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO INTEGRAL II
PRAGRAMA EN COMPETENCIAS

PARA LA LICENCIATURA DE INGENIERÍA QUÍMICA

PROFESOR RESPONSABLE:

JOSÉ RICARDO SANCHEZ MEZA

ÍNDICE

PRÁCTICA NO. 1 DIAGRAMA DE FASES TEMPERATURA-COMPOSICIÓN DE UN SISTEMA BINARIO LIQUIDO- VAPOR	3
PRÁCTICA NO. 2 REGLA DE MEZCLADO EN SISTEMAS LÍQUIDO-LÍQUIDO	9
PRÁCTICA NO. 3 EL PUNTO TRIPLE	15
PRÁCTICA NO. 4 AISLAMIENTO DE NAFTALENO Y DETERMINACIÓN DE PUNTO DE FUSIÓN	20
PRÁCTICA No. 5 DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE VELOCIDAD DE REACCIÓN DE LA HIDRÓLISIS DEL CLORURO DE TER-BUTILO.	24
PRÁCTICA NO. 6 CINÉTICA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA HOMOGÉNEA.	28
PRÁCTICA NO. 7 PROPIEDADES PARCIALES MOLARES DE MEZCLAS BINARIAS.	28
APENDICE A	37

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio Físico		
TEMA(S)	Diagrama de fases temperatura-composición de un sistema binario liquido vapor		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio físico. Analiza e interpreta información necesaria en el diseño de equipos de procesos que utilicen sistemas binarios líquido-vapor		
NO. DE PRACTICA	1	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

La destilación es una técnica de laboratorio utilizada en la separación de sustancias miscibles. Consiste en hacer hervir una mezcla, normalmente una disolución, y condensar después, por enfriamiento, los vapores que han producido. Si se parte de una mezcla de dos sustancias en la que sólo una de ellas es volátil, se pueden separar ambas mediante una destilación. El componente más volátil se recogerá por condensación del vapor y el compuesto no volátil quedará en el matraz de destilación. Si ambos componentes de una mezcla son volátiles la destilación simple no logrará su completa destilación. La mezcla comenzará a hervir a una temperatura intermedia entre los puntos de ebullición de los dos componentes, produciendo un vapor que es más rico en el componente más volátil (de menor punto de ebullición). Si condensamos este vapor obtendremos un líquido enriquecido notablemente en este componente, mientras que el líquido que queda en el matraz estará enriquecido en el componente menos volátil (mayor punto de ebullición). Por tanto, en una destilación simple no conseguimos separar completamente las dos sustancias volátiles.

Para conseguir esta separación habría que someter a nuevas destilaciones tanto el destilado como el residuo obtenido. Esto haría el destilado cada vez más rico en el componente más volátil separando éste del menos volátil. Las llamadas columnas de destilación efectúan este proceso de modo continuo. En una columna de destilación el vapor se condensa y se vuelve a destilar muchas veces antes de abandonar la columna. Normalmente se recogen pequeñas fracciones de producto destilado, llamándose al proceso destilación fraccionada.

Existen sustancias que en ciertas proporciones forman mezclas llamadas azeotrópica que se caracterizan porque su vapor tiene la misma composición que la fase líquida y que por tanto no se pueden separar por destilación. Un ejemplo típico es la mezcla azeotrópica formada por el etanol y el agua (95,6% de etanol y 4,4% agua) cuyo punto de ebullición a una atmósfera es de 78,2 °C

PREGUNTA GENERADORA

¿Cómo se obtiene experimentalmente la curva de equilibrio en un sistema binario líquido-vapor?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Acetona	La necesaria
2	Agua	La necesaria

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	Matraz de bola	1
2	Conector para destilación	1
3	Refrigerante	1
4	Soportes universales	4
5	Pinzas de 3 dedos	3
6	Pinzas para bureta	2
7	Nueces	5
8	Arillo	1
9	Mechero bunsen	1
10	Buretas de 25 o 50 ml	2
11	Propipetas	2

12	Embudos pequeños de vidrio	2
13	Perlas de vidrio para ebullición	varias
14	Refractómetro	1
15	Mangueras de látex	2
16	Probeta de 25 o 50 ml	1
17	Gotero	2
18	vasos de precipitados de 100 ml	5
19	Pipetas graduadas de 1 ml	2
20	Pipetas graduadas de 2 ml	2
21	Tubos de ensaye con rosca y tapón	10
22	Termómetro de 0 a 100 o 120 °C	1

Actividad 1. Realización de una curva de calibración del refractómetro

1. Preparar 50 ml de las soluciones siguientes de acetona-agua en los porcentajes mol indicados

No. solución	Fracciones mol										
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Acetona	0	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	1
agua	1	0.9	0.8	0.7	0.6	0.5	0.4	0.3	0.2	0.1	0

2. Instalar el refractómetro de acuerdo a las instrucciones de uso investigadas
3. Medir el índice de refracción de las mezclas preparadas colocando una gota de solución en el cristal de observación del refractómetro y leer el índice de refracción ajustando los campos visuales.

4. Registrar los valores del índice de refracción en la siguiente tabla

No. De solución	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Fracción mol de acetona											
Índice de refracción											

5. Graficar el índice de refracción vs fracción mol de acetona en una gráfica tamaño carta, rotulada correctamente.

Notas.

Medir el índice de refracción de una sustancia pura o mezcla

Cuando el refractómetro esté a temperatura constante (no necesariamente 25° C) poner con unas gotas del líquido sobre la superficie del prisma del refractómetro.

PRECAUCIONES EN EL MANEJO DEL REFRACTOMETRO.

La superficie del refractómetro debe limpiarse y secarse antes de cada medida.

No utilizar sustancias u objetos agresivos, pueden rayar la superficie de refractómetro.

No debe haber burbujas dentro del prisma

Actividad 2. Destilación de mezclas binarias

1. Montar el sistema de destilación de acuerdo al esquema siguiente

Para cada solución preparada

2. Colocar los 50 ml en el matraz de destilación ensamblar el sistema de destilación y calentar lentamente que llegar a la ebullición de la solución. Agregue las perlas de ebullición a la mezcla antes de calentar. Además el agua de enfriamiento deberá ya estar circulando en el sistema.

3. Para las soluciones 2 a 10, recoger los primeros 0.5 ml de volumen de destilado en los tubos de ensaye tapar el tubo y medir inmediatamente su índice de refracción.

4. Registrar la temperatura a la que inicio la ebullición de la mezcla.
5. Detener la destilación y repetir la destilación con la mezcla siguiente.
6. Determinar la composición del destilado utilizando la curva de calibración realizada en la actividad 1.



Fig. 1. Sistema de destilación

7. Registrar los valores obtenidos en la siguiente tabla.

No. de solución	Fracción mol de la mezcla líquida	Temperatura de ebullición °C	Fracción mol del condensado
1			

2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			

8. Realizar el diagrama de equilibrio de fases graficando la temperatura de ebullición a presión constante contra las fracciones mol del líquido que se destila (fracción mol de la fase líquida) y del destilado (fase vapor). El diagrama se realiza a tamaño carta y rotulado de manera convencional (comparar con un gráfico de la literatura para presentar así los resultados de la práctica)

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Curva de calibración fracción mol vs índice de refracción
2. Diagrama de equilibrio y vs x del sistema binario

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

- 1) H. C. Van Ness, J. M. Smith, M. M. Abbot., Introducción a la termodinámica en ingeniería química. Ed. McGraw-Hill, 7ma. ed., 2014



MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO

Modelo por Competencias Profesionales

Laboratorio Integral 2



- 2) R. Chang, Fisicoquímica para las ciencias químicas y biológicas. Mc Graw Hill-Interamericana, 3ra. ed. 2008
- 3) G. W. Castellan, Fisicoquímica., Ed. Pearson 2ª Edición, 1987

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio Físico		
TEMA(S)	Regla de mezclado en sistemas líquido-líquido		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio físico. Analiza e interpreta información necesaria en el diseño de equipos de procesos que utilicen sistemas ternarios líquido-líquido		
NO. DE PRACTICA	2	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

Un sistema ternario puede fácilmente representarse mediante un diagrama triangular (figura 1). Cada vértice representa el 100% del componente representado en dicho vértice. Los lados del triángulo representan mezclas binarias de los componentes situados en los vértices extremos. Un punto situado en el interior del triángulo representa a una mezcla ternaria. Para establecer el punto que representa una mezcla **M** de 25% de A, 25% de B y 50% de C, podemos proceder del siguiente modo: El punto "a" sobre el lado AB representa el 25% de A. Tracemos una línea de trazos desde el punto "a" al lado opuesto del triángulo paralela al lado BC. Todas las mezclas que contengan 25% de A se hallarán sobre esta línea de trazos. El punto "b" del lado AC representa el 50% de C. Tracemos una línea de trazos paralela a AB hasta el lado opuesto del triángulo. Del mismo modo se selecciona un punto de BC que represente el 25% de B y se traza la línea adecuada. La intersección de estas tres líneas señala el punto que representa la composición de la mezcla.

Para conocer la composición de cada fase en el sistema ternario representado por un punto P dentro de la curva de inmiscibilidad, hemos de trazar la "línea de unión" ó "línea de reparto" que pasa por dicho punto. Esta línea corta a la curva en dos puntos "E" y "R", cuyas composiciones corresponden con las de cada fase. Cualquier punto situado sobre dicha línea posee la misma composición de cada fase. Como podemos observar, se pueden construir infinitas "líneas de unión". Ver figura 2.

Importante: Las sustancias para esta práctica son 3 líquidos A, B y C seleccionados por el equipo de trabajo de laboratorio y deben cumplir los siguiente. A es soluble en B, A es soluble en C y B y C son parcialmente miscibles

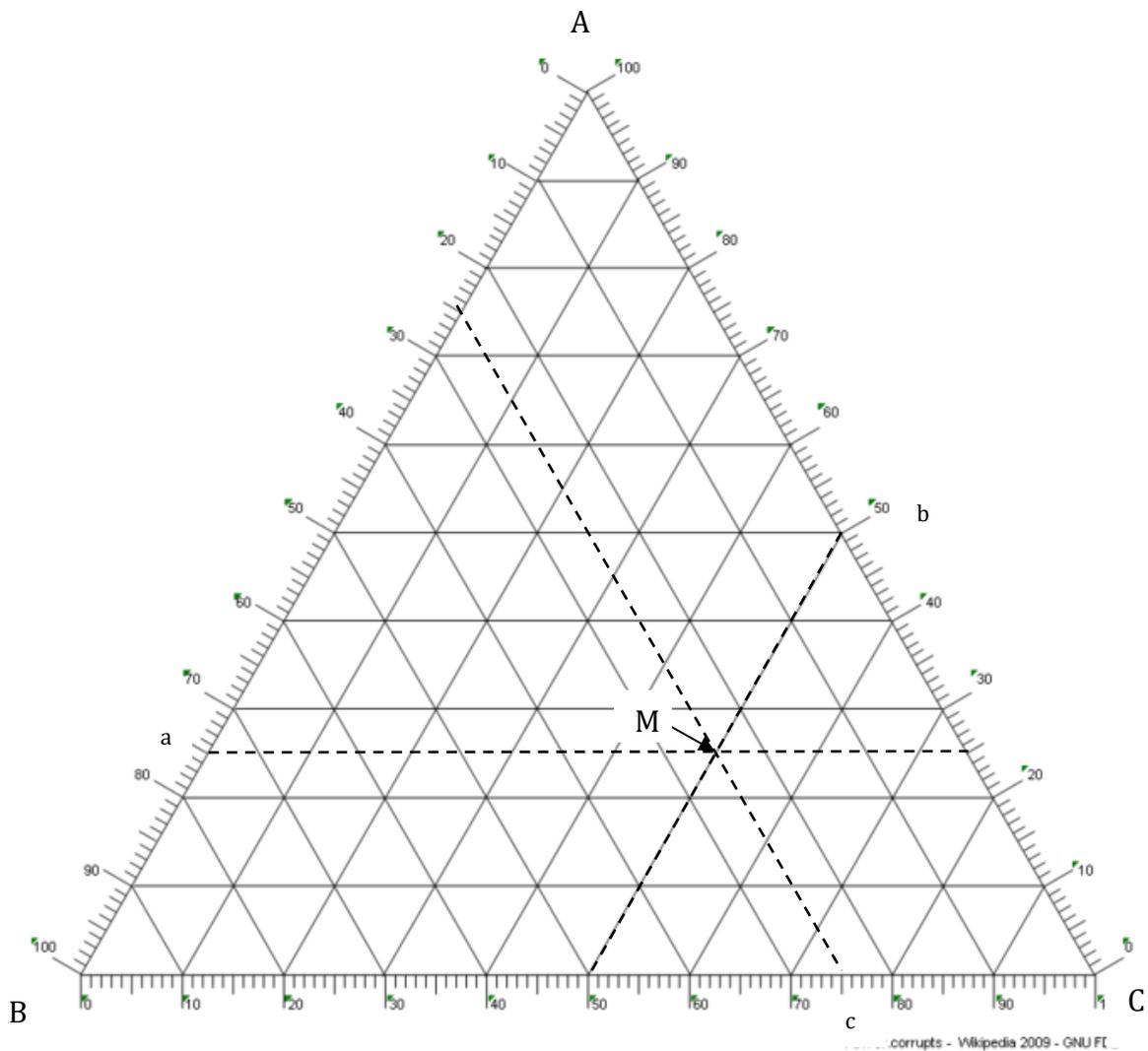


Figura 1. Diagrama triangular para mezclas ternarias

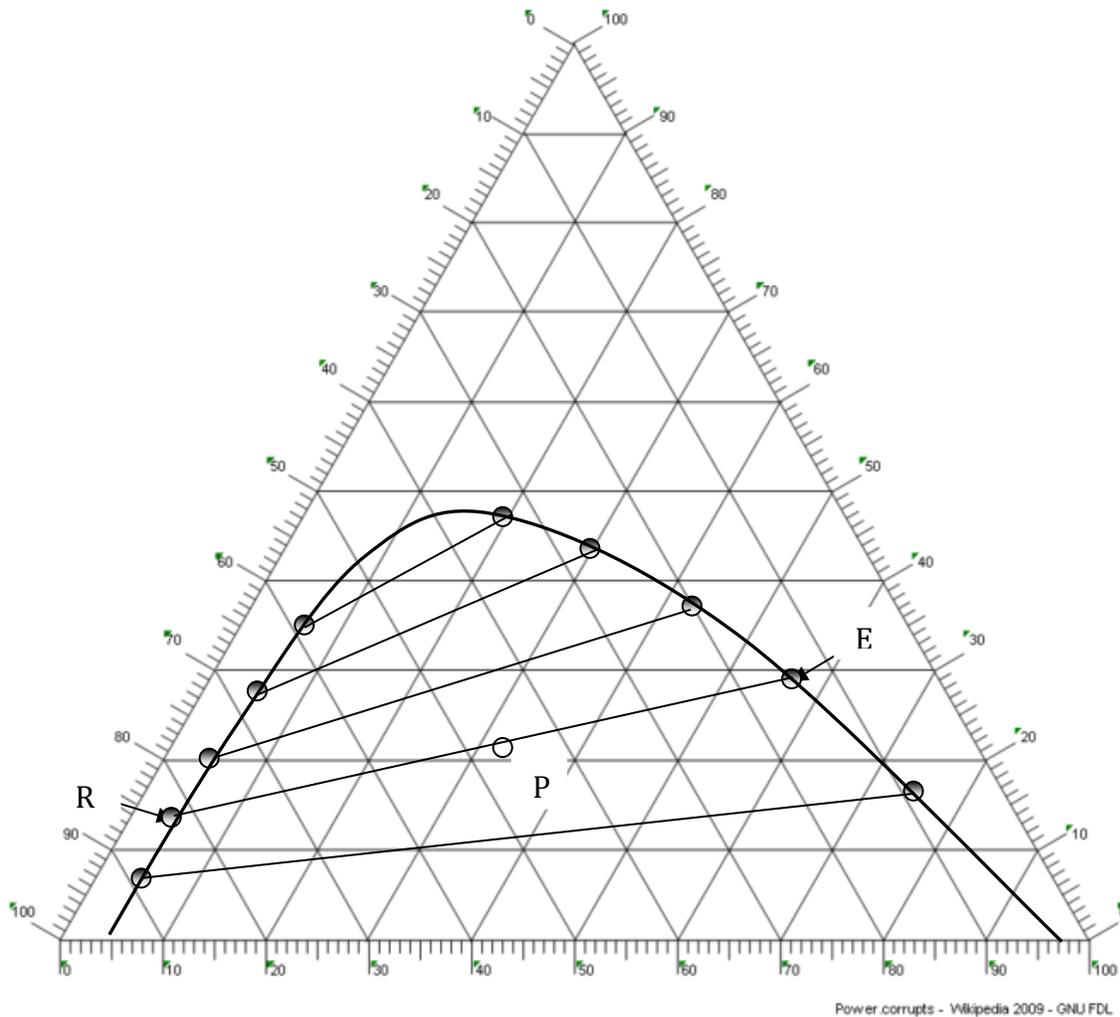


Figura 2. Diagrama de equilibrio ternario líquido-líquido. Se muestran las líneas de unión o de reparto en las que la mezcla P se separa formando dos fases líquidas insolubles llamadas extracto E y refinado R.

PREGUNTA GENERADORA

¿Cómo se verifica gráficamente los cálculos de procesos de mezclado en sistemas ternarios para extracción líquido-líquido?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Líquido A	La necesaria
2	Líquido B	La necesaria
3	Líquido C	La necesaria

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	Embudos de separación de 50 ml	3
2	Vasos de precipitados de 50 ml	9
3	Refrigerante	1
4	Soportes universales	3
5	Pipetas gradadas de 5 ml	3
6	Arillos para soporte con nuez	3

1. Preparar las 3 mezclas indicadas en la tabla en los vasos de precipitados de 100 ml:

Mezcla	Masa total en gr	Porcentaje en masa		
		% de A	% de B	% de C
P	30	40	60	0
J	30	40	0	60

K	40	0	60	40
---	----	---	----	----

- Mezclar las mezclas J y K en un embudo de separación, deje reposar en el arillo del soporte universal y esperar a ver que ocurre y tomar nota.
- Si se forman dos fases separar ambas fases colocando cada una en un matraz erlen meyer. Mida su volumen y masa.
- Determinar y anotar la masa de ambas fases líquidas utilizando el picnómetro y midiendo el volumen
- Seleccionar la que tiene la mayor masa, denominarla Mezcla E1 y mezclarla con P, en otro embudo de separación. Agitar mezclando perfectamente y dejar reposar.
- La mezcla se volverá a separar en dos fases. Determine la masa de ambas fases como en los pasos 3 y 4.
- Llene la tabla siguiente al momento de realizar la práctica y entregue la tabla llena al profesor con los datos obtenidos en la práctica. En una hoja a mano

Mezcla	Volumen ml	Masa en gr	X_A	X_B	X_C
P					
J					
K					
E1					
R1					
E2					
R2					
M1					
M2					

M1 es la mezcla total formada en el primer embudo

M2 es la mezcla total formada en el segundo embudo

R1 es la fase líquida separada en el primer embudo de menor masa

R2 es la fase líquida separada en el segundo embudo de menor masa

X_A , X_B , X_C son las fracciones masa de A, B y C

Para el reporte:

De acuerdo a los datos obtenidos y el procedimiento realizado

- Represente cada una de las mezclas de la tabla en un diagrama triangular del sistema ácido acético-agua-éter isopropílico
- Utilice la regla de la palanca y los datos de equilibrio del sistema ácido acético-agua-éter isopropílico para calcular la composición de las mezclas formadas y las cantidades de cada una

3. Utilice la regla de la palanca y los datos de equilibrio para determinar las masas formadas de M1, M2, R1, R2, E1 y E2
4. En una copia del diagrama anterior indique con flechas como se fueron formando las mezclas siguientes de acuerdo a su ubicación en el diagrama, numere las flechas ascendentemente. (1, 2, 3...)
5. Llene con los valores calculados con la regla de la palanca, la tabla siguiente:

Mezcla	Densidad (gr/cm ³)	Masa en gr	X _A	X _B	X _C
E1					
R1					
E2					
R2					
M1					
M2					

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Representación en el diagrama triangular de mezclas ternarias
2. Verificación del balance de materia y a regla de la palanca de manera experimental

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.



MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO

Modelo por Competencias Profesionales

Laboratorio Integral 2



BIBLIOGRAFÍA

- 1) R. E. Treybal, Operaciones de transferencia de masa., Ed. McGraw-Hill, 2da. ed., 1997
- 2) A. S. Foust y col., Principios de operaciones unitarias. CECSA, 2da. ed. 2006
- 3) A. L. Hines, R. N. Maddox, Transferencia de masa, fundamentos y aplicaciones., Ed. Prentice Hall PTR, 2ª Edición, 1985

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio físico.		
TEMA(S)	El punto triple		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio físico. Analiza e interpreta información sobre el equilibrio sólido-líquido-gas de una sustancia		
NO. DE PRACTICA	3	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

Una sustancia pura tiene definido su estado termodinámico al establecer la presión y la temperatura a la que se encuentra. Una representación gráfica del comportamiento completo de una sustancia para es el diagrama PT. A una presión suficientemente baja a cualquier temperatura podremos encontrar a la sustancia en su estado gaseoso. Aumentando levemente la temperatura y presión el diagrama muestra una línea de equilibrio gas-sólido que termina en el punto triple el cual es un punto donde coexisten en equilibrio las fases sólido, líquido y gas.

Después de este punto podemos hallar dos líneas de equilibrio: una que se muestra a partir del punto triple y se extiende a entre las condiciones de equilibrio sólido-líquido y la otra que se muestra para el equilibrio entre las fases líquido-gas.

El diagrama es una huella digital exclusiva de cada sustancia pura y nos permite determinar el estado de agregación en que se encuentra la sustancia en cualquier condición. La curva de equilibrio líquido-gas termina en el llamado punto crítico éste representa la presión y temperatura críticas como los valores más altos a los que puede coexistir la sustancia en equilibrio líquido-gas. A mayores temperaturas o presiones aparece la región fluida que no obedece las definiciones para la transición entre fases

Las líneas de equilibrio de fases nos permiten identificar las condiciones a las que es posible producir cualquier cambio de fase a saber, por ejemplo: vaporización, cambio de fase de líquido a gas; sublimación, cambio de fase de sólido; fusión, cambio de la fase sólida a la fase líquida. El diagrama muestra además las regiones de lo que se conoce como fluido supercrítico y la región del vapor sobrecalentado

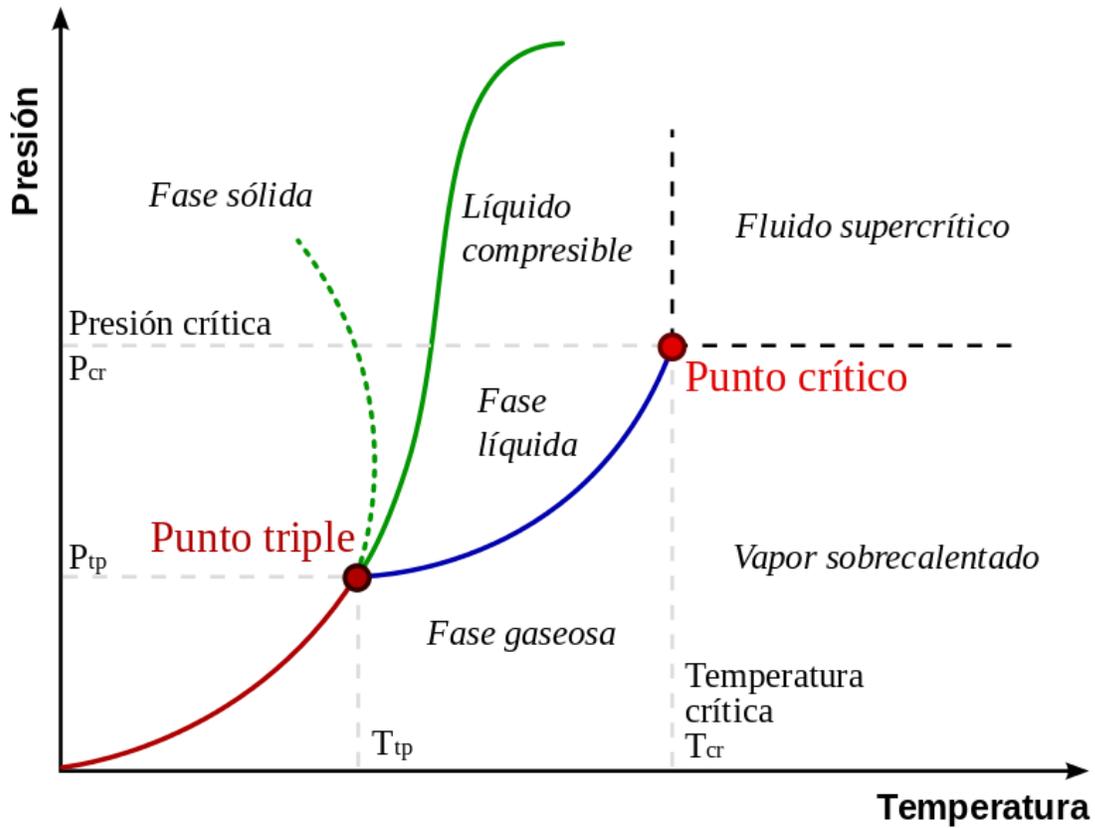


Figura 1. Diagrama de equilibrio de fases que muestra el punto triple del agua pura

Referencia. De No author info on original file Phase-diag.svg; Translation by khesus99 – Translation from File:Phase-diag.svg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5662834>

PREGUNTA GENERADORA

¿Cómo se determina el punto triple de una sustancia pura?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

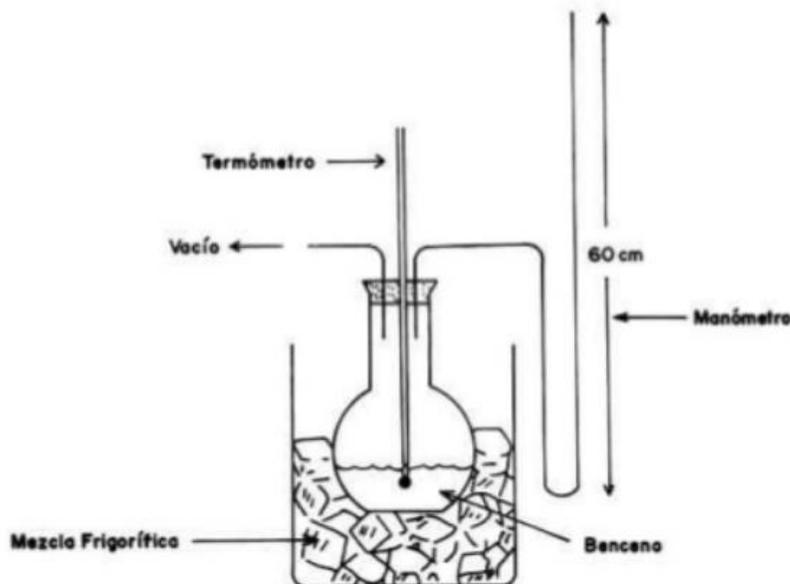
No	Características	Cantidad
1	Agua	La necesaria
2	Benceno	El necesario
3	Hielo	El necesario

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	Trampas de vacío	2
2	Mangueras de látex	La necesaria
3	Soporte para barómetro	1
4	Soportes universales	3
5	Hoja de Papel milimétrico	2
6	Pinzas de 3 dedos	2
7	Cristalizadores	2
8	Tapones	3
9	Termómetro	1
10	Tubo de vidrio en U abierto en los extremos	1
11	Tubo de vidrio en L	3
12	Bomba de vacío	1

Actividades

1.- Montar el dispositivo experimental según se muestra en el esquema. Y adaptar la bomba de vacío al sistema



2.- Registrar el valor de la presión y la temperatura del sistema (matraz de bola), en las condiciones iniciales de presión atmosférica y temperatura ambiente.

3.- Sumergir el fondo del matraz en hielo picado y esperar la aparición de la fase sólida.

4.- Disminuir lentamente la presión del sistema y simultáneamente raspar las paredes del matraz para evitar la posibilidad de estados meta-estables.

5.- En el estado de equilibrio estable se deberá poder observar líquido, cristales y burbujas.

6.- Anotar los valores de temperatura y presión manométrica observados en las condiciones del punto 5.

7.- Leer el valor de la presión atmosférica en el barómetro.

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Determinación de las condiciones de temperatura y presión del punto triple
2. Manejar una técnica experimental básica para hallar el punto triple de una sustancia

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

- 1) H. C. Van Ness, J. M. Smith, M. M. Abbot., Introducción a la termodinámica en ingeniería química. Ed. McGraw-Hill, 7ma. ed., 2014
- 2) R. Chang, Físicoquímica para las ciencias químicas y biológicas. Mc Graw Hill- Interamericana, 3ra. ed. 2008
- 3) G. W. Castellan, Físicoquímica., Ed. Pearson 2ª Edición, 1987

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio físico		
TEMA(S)	Aislamiento de naftaleno y determinación de punto de fusión.		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio físico. Analiza e interpreta información necesaria en el diseño de equipos de procesos que utilicen sistema sólido-gas		
NO. DE PRACTICA	4	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

La naftalina es un conocido antipolillas que está compuesto en su mayor parte por naftaleno. Éste es una sustancia orgánica que tiene una gran tendencia a pasar a fase vapor sin pasar por el estado líquido (*volatiliza*) a presión atmosférica. En esta práctica se utilizarás esa tendencia del naftaleno para aislarlo de otros constituyentes del producto comercial. Una vez aislado determinarás su punto de fusión.

Para estudiar los equilibrios de fase sólido-líquido, no puede utilizarse la ecuación de Clausius-Clapeyron ya que para obtenerla se han realizado una serie de aproximaciones válidas cuando una de las fases que interviene es gas.

Los valores de ΔH_{fus} y de ΔV_{fus} varían a lo largo de la curva de equilibrio sólido-líquido, las funciones de estado H y V son funciones de T y P, y por lo tanto lo son también ΔH_{fus} y de ΔV_{fus} . Sin embargo la elevada pendiente de esta línea en el diagrama P-T implica que a menos que P cambie en una cantidad considerable, la variación de T será muy pequeña, por tanto podemos tomar como aproximación:

$$P_2 - P_1 = \frac{\Delta \bar{H}_{fus}}{\Delta \bar{V}_{fus}} \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Se utilizará el equilibrio sólido-vapor para el aislamiento de una sustancia orgánica. Así como también el punto de fusión como criterio de identificación y pureza de la sustancia obtenida

Equilibrio sólido-líquido y sólido-vapor se pueden utilizar para el aislamiento de naftaleno y la determinación de punto de fusión.

PREGUNTA GENERADORA

¿se puede aprovechar el uso del equilibrio sólido-gas para determinar el punto de fusión de una sustancia?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Bolitas de naftaleno	3
2	Hielo	Necesaria

MATERIAL DE LABORATORIO:

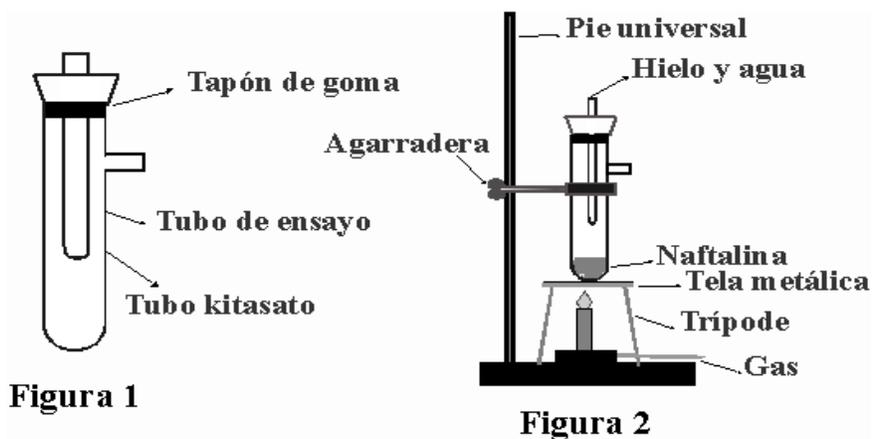
No	Material	Cantidad
1	Tubo kitasato	1
2	Vaso de precipitados (50 ml)	3
3	Tubo de ensayo	2
4	Mortero	1
5	Glicerina	Necesaria

6	Pie universal	1
7	Trípode	1
8	Tela metálica	2
9	Vidrio de reloj	1
10	Agarradera con nuez	2
11	Mechero	1
12	Tapón de goma	1
13	Termómetro	1
14	Bandas de goma	2
15	Espátula Capilares	1

VI. PROCEDIMIENTO

- 1.-Toma 2 ó 3 esferas de naftalina y pulverízalas utilizando un mortero o algún objeto pesado. Introduce el polvo obtenido dentro de un tubo kitasato.
- 2.- Adapta un tapón agujereado a la boca del tubo, haciéndole pasar por dicho agujero un tubo de ensayo (figura 1).
- 3.-Una vez armado el aparato, sostenlo con una agarradera sobre un trípode con tela metálica y llena el interior del tubo de ensayo con hielo molido y agua fría.
- 4.-Calienta con suavidad el tubo kitasato utilizando el mechero (figura 2).
- 5.-Observarás que a medida que se caliente el sólido, el naftaleno contenido en la naftalina se volatizará, condensándose (*sublimando*) como un sólido puro en la superficie fría del tubo más pequeño.
- 6.-Retira el mechero y podrás recoger el sólido puro sobre un vidrio de reloj raspando la superficie de tubo pequeño.

7.- Determina el punto de fusión al sólido obtenido.



Esquema experimental para la determinación del punto de fusión

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Aislamiento de naftaleno
2. Determinación del punto de fusión del naftaleno

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

- 1) R. M. Felder, R. W. Rousseau. Principios básicos de los procesos químicos. Ed. Limusa-Wiley, 3ra. ed., 2004
- 2) D, M, Himmelblau, Balances de materia y energía. Prentice Hall Hispanoamericana, 4ta. ed. 1988
- 3) G. W. Castellan, Físicoquímica., Ed. Pearson 2ª Edición, 1987

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio Químico, Cinética y Electroquímica		
TEMA(S)	Determinación de la constante de velocidad de reacción de la hidrólisis del cloruro de ter-butilo		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio químico, cinética y electroquímica para obtener, analizar e interpretar información necesaria en el diseño de equipos de proceso		
NO. DE PRACTICA	5	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

Una reacción química se caracteriza por ser evento químico en el cuál alguna sustancia o sustancias llamadas reactivos pierden su identidad química es decir sus propiedades y características propias para generar otra sustancia o sustancias con otras propiedades y características y por tanto otra identidad química.

Existen diferentes áreas de la química que se encargan del estudio de las reacciones químicas desde diferentes enfoques e intereses. Por ejemplo, la estequiometría se dedica al estudio de las cantidades que se combinan en una reacción química y que la hacen posible. Es decir, nos indica la combinación perfecta y posible necesaria de las cantidades de reactivos necesarias para que ocurra una reacción. Los mecanismos de reacción estudian los pasos necesarios como eventos químicos elementales que son necesarios para que una reacción "simple" y no elemental ocurra. Por su naturaleza el mecanismo de reacción nos indica el detalle de lo que va ocurriendo durante el desarrollo de una reacción y requiere estudios sofisticados de seguimiento de los reactivos, intermediarios y productos a lo largo del tiempo en intervalos de tiempo de milisegundos. Entre menor sea los tiempos de análisis mejor el modelo de mecanismo de reacción.

La cinética de reacción se dedica al estudio de las velocidades de reacción. Es decir, determinar las expresiones matemáticas que representan la velocidad a la que ocurren las reacciones a lo largo del tiempo para cual requiere el análisis de datos de reacción como la concentración, la conversión ya sea de reactivos o productos en el tiempo, o el avance de la reacción. La expresión resultante permite el uso de los conceptos de constante de reacción, orden de reacción, orden global de reacción, ésta será la base del diseño de los reactores en donde ocurra esa reacción.

PREGUNTA GENERADORA

¿Qué información se debe coleccionar en un experimento con reacción química para determinar la cinética de una reacción?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Alcohol terbutílico	12ml
2	Sol. de carbonato de sodio al 10%	10ml
3	Etanol 96oR.A.	70ml
4	Agua destilada	40ml
5	Ácido clorhídrico conc.	36ml
6	Sulfato de sodio anhidro	1g
7	Fenolftaleína	0.1g
8	Cloruro de calcio	4g
9	Hidróxido de sodio 0.05 N	10ml

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	Tubo kitasato	1
2	Vaso de precipitados (50 mL)	3
3	Tubo de ensayo	2

4	Mortero	1
5	Glicerina	Necesaria
6	Pie universal	1
7	Trípode	1
8	Tela metálica	2
9	Vidrio de reloj	1
10	Agarradera con nuez	2
11	Mechero	1
12	Tapón de goma	1
13	Termómetro	1
14	Bandas de goma	2
15	Espátula Capilares	1

PROCEDIMIENTO

a) Obtención de cloruro de ter-butilo.

1. Coloque en un matraz Erlenmeyer de 125 ml con tapón: 12 ml de terbutanol, 36 ml de ácido clorhídrico, 4.0 g de cloruro de calcio y mézclelos con agitación vigorosa durante 15 minutos.

2. Transfiera el contenido del matraz a un embudo de separación, deje reposar hasta la separación de fases, elimine la capa inferior lave dos veces el cloruro de terbutilo formado con una solución de carbonato de sodio al 10% (5 ml cada vez).

3. Seque el cloruro de ter-butilo con sulfato de sodio anhidro y purifíquelo por destilación simple. Recoja la fracción que destila entre 42-45°C.

b) Determinación de la constante de velocidad de la hidrólisis del cloruro de ter-butilo.

1. Coloque 1 ml de cloruro de ter -butilo, recién destilado y seco, en un matraz aforado de 100 ml.

2. Afore con una mezcla de etanol / agua 77:33 (utilice alcohol de 96° y agua destilada).
 3. Mezcle y empiece a contar el tiempo.
 4. Espere dos minutos, tome una alícuota de 10 ml y títule con NaOH 0.05 N, use fenolftaleína como indicador.
- A los 12 minutos de haber hecho la mezcla, realice otra titulación, hasta hacer un total de 8-9 titulaciones.

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Obtención de un compuesto específico
2. Determinación del orden y la constante de reacción

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

- 1) R. M. Felder, Principios elementales de los procesos químicos, Ed. LIMUSA 3ra. ed., 2003
- 2) R. Chang, Fisicoquímica para las ciencias químicas y biológicas. Mc Graw Hill-Interamericana, 3ra. ed. 2008
- 3) G. W. Castellan, Fisicoquímica., Ed. Pearson 2ª Edición, 1987

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	0.5625		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio Químico, Cinética y Electroquímica		
TEMA(S)	Cinética de una reacción química homogénea.		
COMPETENCIA A DESARROLLAR	Realiza experimentos de equilibrio químico, cinética y electroquímica para obtener, analizar e interpretar información necesaria en el diseño de equipos de proceso		
NO. DE PRACTICA	6	DURACION (HORAS)	9

ANTECEDENTES

El estudio de la cinética de una reacción o la velocidad a la que ocurre una reacción química se da mediante la determinación de un número definido de parámetros empíricos. Los parámetros nos permiten predecir el comportamiento en el tiempo de las reacciones. Experimentalmente es conveniente aislar los efectos de diferentes variables e investigar cada variable independientemente. Algunas de las características propias de las velocidades de reacción son: que la velocidad de reacción depende de la temperatura, de la presión y de la composición del sistema bajo investigación; existen especies que no aparecen en la estequiometría de la reacción pero afectan fuertemente la velocidad de reacción, estas sustancias se denominan catalizadores o inhibidores según si aceleran o disminuyen la velocidad de reacción; a temperatura constante la velocidad de reacción decrece de manera monotónica.

La expresión de la velocidad de reacción en sistemas alejados de sus condiciones de equilibrio se puede establecer como una función de la temperatura y de la concentración de los reactivos. Si la reacción es a temperatura constante la funcionalidad sobre la temperatura se expresa como una constante llamada constante de reacción quedando como variables la concentración de los reactivos. La expresión usual queda de la siguiente forma

$$r = k\varphi(C_i)$$

k representa la constante de reacción a temperatura constante, y φ es una función de las concentraciones de los reactivos que generalmente se expresa como un ley de potencias.

PREGUNTA GENERADORA

¿Cuál es el tratamiento de datos de una reacción para determinar la cinética de una reacción?

ACTIVIDADES A DESARROLLAR

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Agua destilada	necesaria
2	Fenolftaleína en solución	necesaria
3	Hidróxido de sodio	necesaria

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	Pipeta graduada de 10ml	1
2	Matraz volumétrico de 1lt	1
3	Espectrofotómetro (colorímetro)	1
4	Dedo frío	1
5	Bomba peristáltica	1
6	Baño de temperatura	1
7	Mangueras de hule	3
8	Cronometro	1
9	Reactor de 1lt con agitador	1

PROCEDIMIENTO

1. Se calibra el colorímetro con el color blanco, usando agua destilada, a una longitud de onda de 550 m.
2. Preparar un 1 lt. de solución de NaOH 0.05N. La solución se pasa al reactor con agitación continua, se coloca el baño con temperatura a 25°C y se colocan las mangueras que van a la bomba y al dedo frio.
3. La bomba se enciende y se agregan unas gotas de fenolftaleína tomando lecturas de absorbancia y cronometrando el tiempo en el que se efectúan.
4. Se repite el procedimiento cambiando la temperatura del baño a 35, 45, y 60°C.
5. Utilice el método diferencial para hallar la velocidad de reacción con el tratamiento de datos

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Seguimiento de la velocidad de reacción con un espectrofotómetro
2. Aplicación del método diferencial para obtener la expresión de la velocidad de reacción

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio según la lista de cotejo anexa.
- Rubrica para evaluación del informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

- 1) O. Levenspiel, Ingeniería de las reacciones químicas, Ed. Reverte, 1986
- 2) J. M. Smith, Ingeniería de la cinética Química, Ed. CECSA, 1ra. ed. 1992

CARRERA (S):	INGENIERIA QUIMICA		
NOMBRE DE LA ASIGNATURA	LABORATORIO INTEGRAL 2		
NO. CRÉDITOS SATCA DE PRÁCTICA	7		
NOMBRE(S) DE LA(S) UNIDAD(ES) DE APRENDIZAJE	Equilibrio físico		
TEMA(S)	Propiedades parciales molares de mezclas binarias.		
COMPETENCIA HA DESARROLLAR.	Realiza e interpreta experimentos de equilibrio físico relacionados con las propiedades molares parciales		
NO. DE PRACTICA	7	DURACION (HORAS)	9

Las mezclas de soluciones su pueden considerar en algunos casos como soluciones ideales. En ellas por ejemplo se considera que una propiedad termodinámica de la mezcla es la simple suma de las propiedades molares reales de los componentes puros, y al sumarse se multiplican por la fracción mol de cada componente de la mezcla líquida. El resultado es que el cambio en la propiedad termodinámica causado por la mezcla es cero. Aplicado al volumen, el volumen de una mezcla es la suma de los volúmenes de los componentes puros y no habría ningún cambio al mezclarse.

$$\bar{M}_i = \left[\frac{\partial(nM)}{\partial n_i} \right]_{P,T,n_j}$$

Las interacciones moleculares en disolución son diferentes a las interacciones que existen entre los componentes puros, lo mismo ocurre para todas aquellas propiedades extensivas, por ejemplo, U, H, S, G, A, estas propiedades generalmente cambian cuando se mezclan los componentes, el volumen molar de sustancia pura no es igual al volumen que esa sustancia ocupa después de la mezcla:

$$V \neq V_1 n_1 + V_2 n_2$$

Determinación de propiedades molares parciales.

El método que se utilizara para determinar el volumen molar de una mezcla es el siguiente

Método de la pendiente. Para medir el volumen molar parcial del componente 2, se preparan disoluciones con el número constante de moles del disolvente 1, y variando el número de moles del componente 2, trabajando a presión y temperatura constantes. Se mide el volumen molar de las diferentes disoluciones. Graficando el volumen molar contra la fracción mol se obtiene una ecuación

de tipo polinomial, la cual se deriva y se evalúa con un valor determinado, obteniendo así el volumen molar de cada uno de los componentes

PREGUNTA GENERADORA

¿Una propiedad molar de una solución real se determina por la contribución de las propiedades molares parciales de los componentes en la mezcla o las propiedades molares de los componentes puros?

REACTIVOS:

No	Características	Cantidad
1	Agua destilada	La necesaria
2	metanol	La necesaria

MATERIAL DE LABORATORIO:

No	Material	Cantidad
1	4 vasos de precipitados de 50 ml	4
2	3 tubos de ensaye de 20 ml	3
3	2 buretas de 25 ml	2
4	1 pipeta volumétrica de 1 ml	1
5	1 varilla de vidrio	1
6	1 termómetro	1
7	Balanza analítica	1
8	Rollo de papel aluminio (proporcionado por los alumnos).	1

PROCEDIMIENTO

Actividad 1

1. Elabore 14 Charolas de aluminio de aproximadamente 3 cm de diámetro con tapa.
2. Poner las charolas a peso constante y mantenerlas en un desecador.

Actividad 2.

Llenar Una bureta de 25 ml con agua destilada y otra con metanol, y preparar las soluciones de la tabla No 1. Dependiendo del volumen utilice tubos de ensaye o vasos de precipitados. Agite con la varilla de vidrio las soluciones.

Tubo no.	ml de metanol	ml de agua destilada
1	1	5
2	3	5
3	4	5
4	6	5
5	16	5
6	20	5
7	24	5

Tabla 7. 1 Cantidades para preparar la mezcla metanol – agua destilada

2. Al terminar de preparar cada una de las soluciones tape con papel aluminio para evitar que el metanol se evapore.
3. Pese una charola en la balanza analítica y registre el peso, después adicione 1ml de la solución que contiene el tubo 1 y registre el peso, y por diferencia de pesos obtenga la masa de la solución. Registre la masa en la tabla No 2.
4. Repita el paso anterior por duplicado para cada una de las soluciones.
5. Vacíe el residuo en un recipiente adecuado, para su posterior desecho.

Tubo no.	Volumen de la solución (ml)	A Peso de la charola sin solución (gr)	B Peso de la charola con solución (gr)	A-B Peso de la solución (gr)

1	1			
2	1			
3	1			
4	1			
5	1			
6	1			
7	1			

Tabla 7.2 Tabla de registro de pesos.

Actividades y Cálculos:

1. Investigar el peso molecular (PM) y la densidad para el metanol y el agua.

Para cada solución:

2. Calcular la masa (m) en gramos para cada uno de los componentes en su estado puro

3. Calcular el número de moles n_1 y n_2 tanto de agua como de metanol en la solución

4. Calcular la fracción mol (x_1) de metanol

5. Calcular la fracción mol del agua, (x_2)

6. Calcular la densidad para cada una de las soluciones. Ésta se calcula a partir del volumen de solución que se pesa en la balanza analítica, en la tabla 7. 2 tenemos la masa del volumen de cada una de las soluciones con:

7. Obtener el volumen específico para cada una de las soluciones

8. Calcule el peso molecular promedio de cada una de las soluciones

9. Calcule el volumen molar de cada solución V

VII.- CONCLUSIONES:

En función de las actividades planteadas indique sus conclusiones

VIII. CUESTIONARIO

¿Qué se entiende por un gas ideal?

¿Cuáles son las características de una mezcla de gases ideales?

¿Qué es una solución ideal?

Indique 3 ejemplos de mezclas binarias que puedan interpretarse como soluciones ideales

¿Cómo se define u que representa una propiedad residual?

¿Cómo se define v que representa una propiedad en exceso?

¿Cuál es el comportamiento de una gráfica de una propiedad molar M de una solución binaria contra la fracción mol x_i ? Muestre la gráfica e intérprete su relación con el cálculo de las propiedades molares parciales de los componentes en la mezcla.

EVIDENCIAS A GENERAR EN EL DESARROLLO DE LA PRACTICA

- Elabore una gráfica de V vs. x_{metanol} , al tamaño de una cuartilla, con los resultados de las 7 soluciones.
- Calcule el volumen molar parcial de metanol

Para el cálculo del volumen molar en cada una de las mezclas tenemos que:

$$V = \frac{PM_S}{\rho_S}$$

El cálculo del volumen molar parcial del etanol se obtendrá con la siguiente ecuación

$$\bar{V}_{\text{metanol}} = V + x_{\text{agua}} \frac{dV}{dx}$$

Donde \bar{V} es el volumen molar parcial del etanol en la mezcla de composición x_{metanol} (fracción mol de metanol), V es el volumen molar de la solución, y $\frac{dV}{dx}$ es el cambio en el volumen molar de la solución con respecto al cambio en la fracción mol de la solución.

Los cálculos realizados se colocan en la siguiente tabla:

Tubo no.	Vol. de metanol ml.	Vol. de agua ml.	m de metanol gr.	m de agua gr.	Moles de etanol	Moles de agua	x_{metanol}	x_{agua}	ρ_S gr/cm ³	$V_{\text{especifico}}$ cm ³ /gr	PM_S gr/mol	V molar cm ³ /mol

Y los resultados se presentan en la siguiente tabla:

Solución no.	V (cm ³ /mol)	$\bar{V}_{metanol}$ (cm ³ /mol)	\bar{V}_{agua} (cm ³ /mol)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

Tabla de resultados de los volúmenes molares parciales:

INSTRUMENTO DE EVALUACION (RUBRICA, LISTA DE COTEJO, ETC.)

- Evaluación continua de trabajo en laboratorio de acuerdo a lista de cotejo anexa.
- Rubrica para elaboración de informe de práctica de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

1. Termodinámica, Kart C. Rolle 2. 6ª Edición, Pearson Prentice Hall
2. Termodinámica Clásica, Russel y Adebiyi, Addison Wesley Iberoamericana
3. H. C. Van Ness, J. M. Smith, M. M. Abbot., Introducción a la termodinámica en ingeniería química. Ed. McGraw-Hill, 7ma. ed., 2014

APÉNDICE A

RÚBRICA DEL REPORTE:

Indicador	Descripción	Mal (6)	Regular (7)	Bueno (8)	Muy bueno (9)	Excelente (10)
Presentación	Se evalúa Limpieza y ortografía					
Contenido	-Caratula -Introducción -Marco teórico -Metodología -Materiales y reactivos -Resultados y análisis de resultados -Conclusiones -Bibliografía					
Orden	Según contenido					
Fundamentos teóricos	-Consulta de fuentes de información especializada -Muestra armonía con la información escrita.					
Presentación escrita de resultados	Uso de tablas y/o graficas representativas del experimento					
Conclusiones	Capacidad de argumentación a partir de los resultados y los fenómenos estudiados					