

Universidad Veracruzana

Facultad de Química Farmacéutica Biológica

Región Xalapa

Guía de prácticas de laboratorio de la experiencia educativa Físicoquímica II

Academia de Ciencias Fisicomatemáticas

Elaborado por:
Dra. Cortés Rodríguez María de Lourdes
Dra. Díaz García Ana Korina
MC. Ocaña Sánchez Marcos Fernando
MIC. Maritza Monserrat González Juárez

Junio de 2022

“Lis de Veracruz: Arte, Ciencia, Luz”



Introducción

El laboratorio de fisicoquímica II está dentro del mapa curricular de la carrera de Químico Farmacéutico Biólogo, región Xalapa, del plan 2020 dentro del tercer periodo, con 3 horas a la semana.

Esta guía de prácticas es creada como apoyo a los cursos teóricos de Fisicoquímica I y Fisicoquímica II, del segundo y tercer periodo respectivamente. Conducirá al y a la estudiante en la parte práctica del mismo, mientras que ayuda a consolidar los conocimientos teóricos adquiridos en cada uno de los temas; tiene como objetivo prepararlo y darle la experiencia que genere bases sólidas en el área de fisicoquímica y en su aplicación en el campo profesional del/la QFB.

Esta guía práctica de la experiencia educativa consta de un total de 12 prácticas que engloban diferentes tópicos abordados en la parte teórica. Cada práctica está diseñada para llevarse a cabo en las 3 horas destinadas a cada sesión, incluyendo un tiempo para la discusión de resultados y retroalimentación de lo observado.

En este proceso de enseñanza-aprendizaje el profesor funge como guía, quien explica a detalle como hacer el procedimiento y orienta al/ a la estudiante respecto a los fenómenos físicos y químicos observados, mientras que el/la estudiante analiza a profundidad los hechos que ocurren durante la experimentación y trata de relacionarlo con los cursos teóricos, así como con el campo profesional del/la QFB.

Mecanismo de Evaluación

La evaluación del curso es integrada por diferentes rubros que se dan al final de este. Sin embargo durante cada práctica el profesor evalúa el desempeño del estudiante y los conocimientos relacionados con cada práctica.

Evidencia (s) de desempeño	Criterios de desempeño	Ámbito(s) de aplicación	Porcentaje
Desarrollo de las prácticas	Habilidad en el manejo de equipos de laboratorio	Laboratorio	60 %
Presentación de un tema del curso	Aplicación del conocimiento	Laboratorio	10 %
Reportes de las prácticas realizadas	Capacidad para la búsqueda de información científicas	Aula	10 %
Examen	Integración del conocimiento	Aula	20 %
Total			100 %

Índice

Practica	Nombre	Pag
1.	Equilibrio líquido – vapor	1
2.	Equilibrio sistemas tres componentes (líquido – líquido)	11
3.	Propiedades coligativas	24
4.	Tensoactivos y su comportamiento	35
5.	Adsorción del ácido acético sobre el carbón vegetal	42
6.	Emulsiones	50
7.	Calorimetría	57
8.	Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción	64
9.	Efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción	72
10.	Efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción	82
11.	Cinética química (relojes químicos)	90
12.	Cinética de oxidación de la vitamina “C”	98
	Anexo A: Listado de material	106
	Anexo B: Seguridad básica en el laboratorio	107
	Anexo C: Sistema Internacional de Unidades	110
	Anexo D: Instructivo para la elaboración de reportes	113

Práctica I. Equilibrio líquido – vapor

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de destilación y sus aplicaciones, a través de la evaluación de tres sistemas binarios, y su relación con el perfil profesional de QFB.

Específicos.

- Identificar la utilidad de la destilación, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Elaborar diagramas de fases líquido-vapor de temperatura frente a composición para disoluciones ideales a presión constante, para tres sistemas.
- Tomar conciencia de la importancia de la destilación como operación unitaria, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

En esta práctica se estudia la región líquido-vapor del diagrama de fases para un sistema con dos componentes, que es importante en la separación de líquidos por destilación en el laboratorio y en la industria.

El objetivo principal de la destilación es separar una mezcla de varios componentes aprovechando sus diferentes puntos de ebullición. Se utiliza en diversas ramas de la industria, tales como: industria cosmética, de alimentos, farmacéutica, petrolera y química.

Consideremos el diagrama de fases líquido-vapor a presión constante de dos líquidos que forman una disolución ideal. Representamos gráficamente a T frente a x_B , la fracción molar global de uno de los componentes, ver Fig 1.

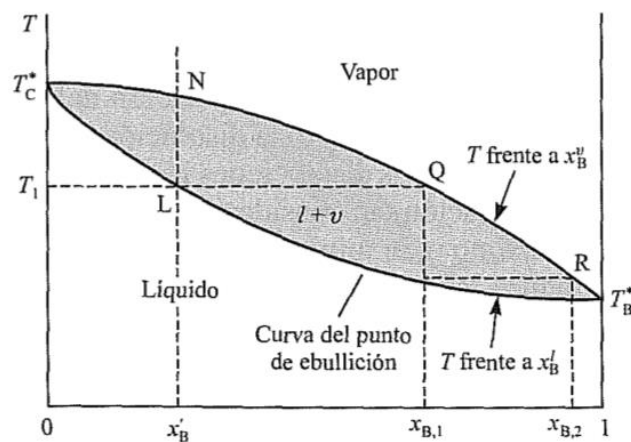


Figura 1. Diagrama de fases líquido-vapor de temperatura frente a composición para una disolución ideal a presión constante. T_B^* y T_C^* son los puntos de ebullición de B puro y C puro a la presión del diagrama.

T_B^* y T_C^* son los puntos de ebullición normal de los líquidos B y C puros, suponiendo que la presión es constante e igual a 1 atm. La curva inferior nos da T en función de x'_B (o viceversa) para un sistema con una fase líquida y otra vapor en equilibrio y es la curva del punto de ebullición de la disolución ideal. La curva superior da T en función de x''_B (o viceversa) para un sistema en el que existe un equilibrio líquido-vapor. La curva del vapor se encuentra por encima de la curva del líquido en el diagrama de T frente a x_B , pero está por debajo de la curva del líquido en un diagrama de P frente a x_B .

Si trazamos una línea de conjunción horizontal a través del ancho de la región $l + v$, los extremos de la línea de conjunción dan las composiciones de las fases líquida y vapor en equilibrio a la temperatura de la línea de conjunción y a la presión constante de la Fig. 1. Por ejemplo, la línea LQ es la línea de conjunción a la temperatura T_l , y las composiciones del líquido y del vapor en equilibrio a T_l y a la presión del diagrama son x_B^l y $x_{B,l}$.

Si se calienta isobáricamente un sistema cerrado de composición x_B^l , el vapor aparece por primera vez en el punto L. Conforme aumenta la temperatura y se va vaporizando más líquido, éste se va enriqueciendo en el componente C, menos volátil y con mayor punto de ebullición. Finalmente, se alcanza el punto N, donde se vaporiza la última gota de líquido.

El vapor que aparece en primer lugar cuando se vaporiza una disolución de composición x_B^l tiene una fracción molar x_B^v dada por el punto Q. Si se extrae este vapor del sistema y se condensa, obtenemos un líquido de composición $x_{B,l}$. La vaporización de este líquido da lugar a vapor de composición inicial $x_{B,2}$ (punto R). Por lo tanto, condensando y revaporizando la mezcla de forma sucesiva, podemos llegar a separar C de B. Este procedimiento se denomina *destilación fraccionada*.

¿Cómo se han dibujado las dos curvas de la Fig. 1? Partimos de $P_B^*(T)$ y $P_C^*(T)$, son las presiones de vapor de los líquidos B y C puros que se conocen en función de la temperatura. Sea $P^\#$ el valor constante de la presión, tenemos que: $P^\# = P_B + P_C$, siendo P_B y P_C las presiones parciales de B y de C en el vapor. La ley de Raoult dice $P^\# = x_B^l P_B^*(T) + (1 - x_B^l) P_C^*(T)$.

$$x_B^l = \frac{P^\# - P_C^*(T)}{P_B^*(T) - P_C^*(T)} \quad \text{disolución ideal} \quad \text{Ecuación 1)}$$

Como P_B^* y P_C^* son funciones conocidas de T , podemos utilizar la Ec. 1 para calcular x_B^l a cualquier T dada y de este modo dibujar la curva inferior (la del líquido).

Para representar la curva del vapor utilizamos $x_B^v = P_B / P^\# = x_B^l P_B^* / P^\#$

La sustitución de la Ec. 1 da:

$$x_B^v = \frac{P_B^*(T)}{P^\#} \frac{P^\# - P_C^*(T)}{P_B^*(T) - P_C^*(T)} \quad \text{disolución ideal} \quad \text{Ecuación 2)}$$

Materiales:

Material

10	Matraces Erlenmeyer de 100 mL	1	Refrigerante recto con mangueras látex (kit de destilación y tapón con hueco para termómetro)
1	Matraz balón de 50 mL	10	Tubos de ensayo con tapón
1	Termómetro de -10 a 110 °C		Conexiones de vidrio
3	Pinzas de tres dedos con nuez	1	Parrilla eléctrica
2	Soportes universales	1	Varilla de vidrio (agitador)
1	Probeta de 25 mL	2	Vasos de precipitado de 250 mL

Reactivos

120 mL	Acetona	120 mL	Etanol
1 L	Agua destilada		

Métodos:

Actividades previas a la clase

1. Investigar las propiedades físicas del etanol y la acetona.
2. Investigar qué es la destilación y sus aplicaciones en la industria farmacéutica.
3. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
4. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Actividades durante la clase

1. Preparar las siguientes disoluciones (el volumen total debe ser de 20 mL):

Núm. de matraz	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
% Etanol	0	5	10	25	40	50	65	80	90	100
% Acetona	100	95	90	75	60	50	35	20	10	0

Núm. de matraz	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
% Agua destilada	0	5	10	25	40	50	65	80	90	100
% Acetona	100	95	90	75	60	50	35	20	10	0

Núm. de matraz	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
% Agua destilada	0	5	10	25	40	50	65	80	90	100
% Etanol	100	95	90	75	60	50	35	20	10	0

Nota: es recomendable que cada equipo de alumnos, realice la determinación de una serie de disoluciones ya que el procedimiento es el mismo. Sin embargo, el reporte de la práctica es de los tres sistemas.

2. Determinar el punto de ebullición de cada una de las disoluciones, de acuerdo con el siguiente procedimiento:

- I. Armar el aparato de destilación de acuerdo a las instrucciones del profesor (Fig. 2).

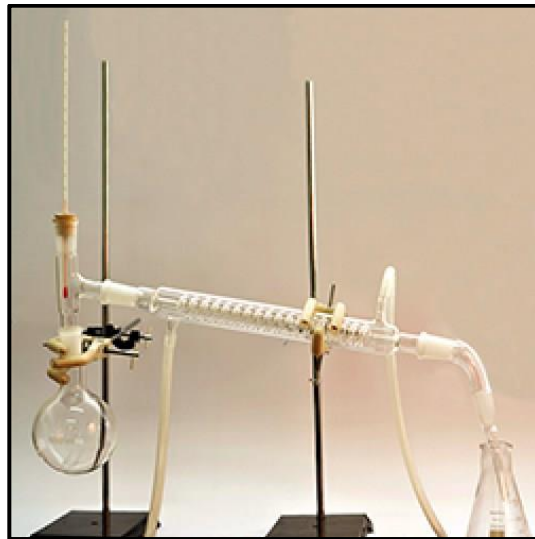


Figura 2. Sistema de destilación.

- II. Introducir el contenido del primer matraz en el matraz bola de calentamiento. El bulbo del termómetro deberá estar sumergido en el líquido, tapar y asegurarse de que no existan fugas.
- III. Calentar el matraz lentamente. Al alcanzar la temperatura de ebullición, se registra la temperatura cuando condense la primera gota. En un tubo de ensayo se reciben 10 a 15 gotas del condensado y se registra la temperatura al caer la última, inmediatamente se tapa el tubo y se coloca en un recipiente con agua fría.
- IV. Se suspende el calentamiento y el residuo se transfiere al matraz original.
- V. Se repite la secuencia anterior para todas las disoluciones. No es necesario lavar el material de vidrio después de la determinación de la

temperatura de ebullición, se puede dejar que se evapore el líquido adherido a la pared del matraz antes de agregar otra disolución.

Actividades al concluir la clase

Resultados

Tabla 1. Registro de las temperaturas de ebullición del sistema binario Etanol – Acetona.

N°	Etanol		Acetona		T/(°C)	
	%	Volumen (mL)	%	Volumen (mL)		
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						

Tabla 2. Registro de las temperaturas de ebullición del sistema binario Agua destilada – Acetona.

N°	Agua destilada		Acetona		T/(°C)	
	%	Volumen (mL)	%	Volumen (mL)		
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						

Tabla 3. Registro de las temperaturas de ebullición del sistema binario Agua destilada – Etanol.

Nº	Agua destilada		Etanol		T/(°C)	
	%	Volumen (mL)	%	Volumen (mL)		
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						

Tratamiento de los datos experimentales.

1. Determinar la fracción mol de cada componente de la mezcla.
2. Construir el diagrama de fases líquido-vapor de temperatura frente a composición del sistema asignado.
3. La secuencia anterior se realiza para cada uno de los tres sistemas binarios de la práctica.

Análisis de resultados.

1. Discutir cómo se efectuaría una separación de una mezcla de líquidos con base en los resultados.
2. Discutir las diferencias del comportamiento de los sistemas binarios empleados en la práctica.

Conclusiones

- ¿Se cumplió el objetivo de la práctica?
- ¿Qué se puede concluir sobre la relación entre las propiedades estudiadas y la estructura molecular de las sustancias empleadas en la práctica?
- ¿Existe congruencia entre los experimentos realizados y la teoría correspondiente?
- Explique que sistemas binarios se emplean en el área farmacéutica.
- ¿Qué sugiere para obtener resultados más confiables y precisos

Bibliografía:

1. I. N. Levine, *Fisicoquímica*, Quinta edición, Volumen I, Ed. McGraw Hill, Madrid, 2004.
2. R. H. Perry, D. W. Green, *Manual del Ingeniero Químico*, Séptima edición, Volumen II, Ed. McGraw Hill, Madrid, 2006.
3. G. W. Castellan, *Fisicoquímica*, Segunda edición, Ed. Pearson Educación, México, 1987.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Controlar las temperaturas de los disolventes, revisar primero las hojas de seguridad. Se requiere adecuada ventilación.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Seguir las indicaciones para disposición de desechos. Colocar los residuos de las soluciones en un recipiente especial, siguiendo los lineamientos internos de la facultad de QFB.

Práctica 2. Equilibrio en sistemas de tres componentes (líquido – líquido).

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de equilibrio y sus aplicaciones, a través de la evaluación de sistemas ternarios, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de los diagramas de equilibrio de fases, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Elaborar a partir de datos experimentales, el diagrama de equilibrio de fases para el sistema cloroformo - ácido acético - agua, aplicando el triángulo de Gibbs-Roozeboom.
- Determinar las líneas de unión del sistema cloroformo - ácido acético – agua.
- Tomar conciencia de la importancia de los diagramas de equilibrio, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

En los sistemas heterogéneos es posible observar cambios de fase, de estado de agregación, disolución de sustancias sólidas, redistribución del (los) componente (s) entre dos disolventes, etc. Cada sustancia que pueda ser

separada del sistema y existir fuera del mismo se llama **sustancia componente del sistema**.

La distribución del componente soluto en dos disolventes no miscibles depende de la actividad del soluto en cada uno de los disolventes, la proporción de las actividades es constante a una determinada temperatura y se le denomina Coeficiente de reparto o coeficiente de distribución, que es la **Ley de reparto de Nernst**.

La *Ley de reparto de Nernst*, tiene una amplia utilidad en los sistemas que se forman para suministrar, extraer o purificar medicamentos.

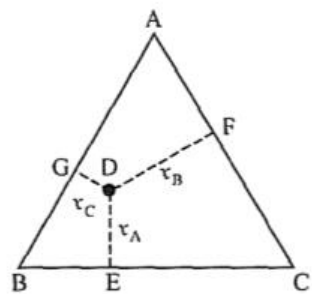
La cantidad de cada una de las sustancias componentes que integran el sistema, en el que no existen reacciones químicas, no depende de las cantidades de las demás sustancias, en este caso para conocer la composición del sistema se determinan las concentraciones de todos los componentes. Si en el sistema ocurren reacciones químicas, entonces las cantidades de las sustancias componentes integrantes del sistema en equilibrio dependen una de la otra, y la composición de las fases del sistema en equilibrio se puede determinar conociendo las concentraciones de una parte de las sustancias componentes.

Las propiedades del sistema se determinan no por las sustancias elegidas en calidad de componentes, sino por su número, es decir, el **número de componentes**, el cual puede coincidir con el número de sustancias integrantes, o puede ser menor que el mismo, pero en este último caso, el número de componentes también es una magnitud completamente determinada que depende de las propiedades del sistema.

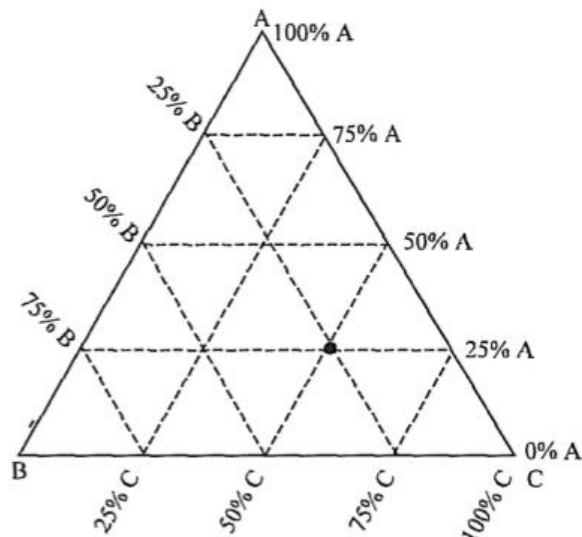
Para un sistema ternario la regla de las fases indica que los grados de libertad (L) están dados por $L = 5 - F$. Por lo tanto, si hay una sola fase (F), $L = 4$ y para una representación geométrica completa será necesario utilizar un diagrama espacial tetra dimensional. Si la presión permanece constante se puede emplear una representación tridimensional y si la temperatura y la presión permanecen constantes, $L = 3 - F$ el sistema se puede representar en dos dimensiones. El sistema puede denominarse de acuerdo al número de fases (F) y de grados de libertad (L) como: invariable (F = 3, L = 0), univariable (F = 2, L = 1) y bivariable (F = 1, L = 2).

Para representar el comportamiento de los sistemas con tres componentes sobre un diagrama bidimensional es necesario considerar que tanto la presión como la temperatura permanecen constantes. En este caso es posible representar las fases del sistema en función de la composición.

Las cantidades de los tres componentes, de ordinario referidas en cantidades porcentuales, se representan en una gráfica triangular, Fig. 1. Los vértices del triángulo ABC corresponden a los componentes puros. El lado del triángulo opuesto al vértice indica la ausencia del componente. Este método es denominado de **Gibbs-Roozeboom**.



(a)



(b)

Figura I. (a) Los segmentos DE, DF y DG son perpendiculares a los lados del triángulo equilátero y dan las fracciones molares de tres componentes. (b) Sistema de coordenadas triangulares empleado en los diagramas de fase ternarios.

La interpretación consiste en que la distancia perpendicular desde el punto D hasta el lado opuesto al vértice A es la fracción molar x_A del componente A en el punto D; lo mismo es aplicable a los componentes B y C, Fig. I(a). Se puede representar cualquier composición global del sistema por medio de un punto dentro del triángulo o sobre el mismo, obteniéndose la Fig. I(b).

De las muchas clases posibles de sistemas ternarios, se consideran solamente los formados por tres líquidos y, por un líquido y dos sólidos por ser de mayor interés práctico.

A continuación se considera el sistema formado por tres líquidos (ácido acético-acetato de vinilo-agua). Cuando dos de los componentes son miscibles entre sí y el otro sólo parcialmente, se obtiene una gráfica como la mostrada en la figura 2.

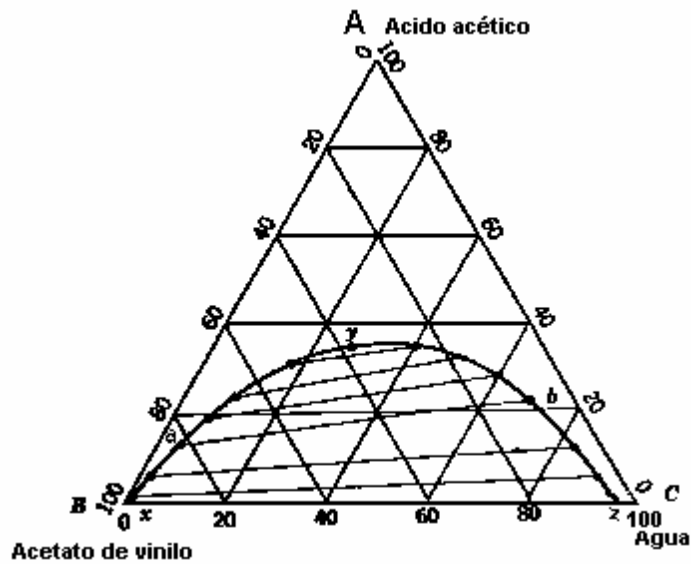


Figura 2. Diagrama de fases para el sistema ternario acetato de vinilo-ácido acético-agua.

Cuando se añade agua al acetato de vinilo (línea BC), el agua se disuelve en seguida, formando una disolución homogénea. Sin embargo, al añadir más agua se alcanza el punto de saturación de composición x en el cual coexisten dos fases líquidas: acetato de vinilo saturado con agua y , en menor proporción, agua saturada con acetato de vinilo de composición z .

Al agregar más agua, la proporción de la fase z aumenta y la fase x disminuye, manteniéndose constante la composición relativa de cada fase. Cuando el porcentaje de agua excede el correspondiente al punto z , solo existe una fase líquida: una disolución no saturada de acetato de vinilo en agua. En todas las composiciones comprendidas entre x y z coexisten dos fases líquidas con las composiciones de x y de z .

Si se añade ácido acético, el cual es miscible con el acetato de vinilo y con el agua en todas las proporciones, éste se distribuye entre las dos zonas formando dos disoluciones ternarias de acetato de vinilo- ácido acético-agua

en equilibrio. Suponiendo que la composición de la mezcla se encuentre en la región situada debajo de la curva xyz , por ejemplo, si la composición está localizada en la línea ab , las dos fases que están en equilibrio quedan representadas por los puntos a y b .

Se muestran también otras líneas de unión correspondientes a otras composiciones: por lo general estas líneas no son paralelas entre sí ni a los lados del triángulo. Las composiciones de las dos fases que están en equilibrio correspondientes a la intersección de la línea de unión de las curvas xy y zy tienen que determinarse experimentalmente.

Al añadir más ácido, la composición de las dos fases se asemeja más y la línea de unión se acorta. Finalmente cuando la composición de las dos disoluciones se iguala la línea de unión se convierte en el punto y . Este punto es un punto crítico puesto que la adición posterior de ácido acético ocasionará la formación de una sola fase homogénea. Cualquier punto situado debajo de la curva xyz representa una mezcla ternaria que se separará en dos fases líquidas; cualquier punto sobre la curva xyz representa una sola fase líquida homogénea.

Si existen dos fases líquidas, como el área debajo de la línea xyz , existe un grado de libertad, por lo que únicamente es necesario especificar el porcentaje de un componente en una fase para describir completamente el sistema. Los porcentajes de los otros componentes en esta fase pueden obtenerse por medio de la intersección de este porcentaje con la línea xyz ; y la composición de la otra fase se obtiene a partir de la intersección del otro extremo de la línea de unión con la línea xyz . Por ejemplo, si una fase del

sistema de dos fases contiene 5% de agua, la composición de esta fase está dada por el punto **a** y la otra por el punto **b**.

Materiales:

Material

3	Buretas de 25 mL	4	Matraces Erlenmeyer de 100 mL
1	Gradilla	14	Tubos de ensayo de 30 mL con tapón
2	Pinzas para bureta	2	Soportes universales
2	Anillos metálicos	2	Embudos de separación de 50 o 100 mL
2	Probetas de 25 mL	5	Vasos de precipitados de 100 mL
1	Baño maría a 40 °C	1	Termómetro -10 a 110 °C o 220 °C
2	Matraces volumétricos de 5 mL		

Reactivos

50 mL	Disolución valorada de NaOH 0.1 N	1 mL	Disolución de fenolftaleína 1%
70 mL	Ácido acético glacial	50 mL	Cloroformo
1 L	Agua destilada		

Métodos:

Investigar brevemente lo siguiente:

1. Investigar las propiedades físicas de los reactivos a usar.
2. Elaborar un diagrama de flujo que esquematice la secuencia experimental a seguir.
3. ¿Qué es una disolución, disolución saturada, una no saturada y una sobresaturada?
4. ¿Qué es: solubilidad, solubilidad parcial, total e insolubilidad?
5. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Isotermas de equilibrio de fases en un sistema de tres componentes.

1. Preparar mezclas de ácido acético-cloroformo como se indica en la tabla I, en tubos de ensayo de 30 mL. Medir el volumen de cada sustancia con ayuda de una bureta.

Tabla I. Cantidades a utilizar en el experimento de equilibrio cloroformo-ácido acético-agua.

Ácido acético (mL)	Cloroformo (mL)	Agua/(mL) a TA
9.9	0.1	
9.0	1.0	
8.25	1.75	
6.75	3.25	
5.25	4.75	
3.5	6.5	
2	8	

2. Las mezclas anteriores deberán hacerse a temperatura ambiente (TA)
3. A cada tubo se le agregará agua destilada por medio de una bureta, gota a gota hasta la aparición de turbidez. Después de cada gota adicionada deberá agitarse la mezcla y observarse la apariencia. El gasto de agua obtenido deberá anotarse en la tabla No. I.
4. Llevar un registro adecuado de los experimentos, con estos datos se construirá la isoterma correspondiente.

2. Determinación de las líneas de unión.

1. Para determinar las líneas de unión, colocar en dos embudos de separación marcados con A y B las siguientes mezclas, como se muestra en la tabla 2.

Tabla 2. Cantidades a utilizar en la determinación de las líneas de unión del equilibrio cloroformo-ácido acético-agua.

	Embudo A	Embudo B
Agua (mL)	10	7
Ácido acético (mL)	3.5	7.5
Cloroformo (mL)	6.5	5.5

2. Agitar ambas mezclas durante 30 min. de manera continúa liberando ocasionalmente el exceso de presión interna, después de este tiempo dejar reposar durante 15 min.
3. Separar la fase etérea de la fase acuosa, medir el volumen total y la densidad de cada fase (empleando matraces volumétricos de 5mL y, pesar). Valorar el contenido de ácido acético en cada fase de acuerdo con el punto 4.
4. Tomar con una pipeta 0.1 mL de cada fase y colocarla en un matraz Erlenmeyer, adicionar 50 mL de agua destilada y titular con NaOH 0.1N valorado previamente, empleando fenolftaleína como indicador.
5. El punto anterior hacerlo por duplicado tanto para la fase orgánica como para la acuosa.

Fase	Volumen total de la fase (mL)	Masa de fases (g)*	Densidad de la fase (g/mL)	Volumen de alícuota (mL)	Gasto de NaOH (mL)
Fase orgánica A					
Fase acuosa A					
Fase orgánica B					
Fase acuosa B					

** Tomar en cuenta que el volumen de la fase es diferente al volumen utilizado para determinar la densidad (5 mL)

Normalidad del NaOH = _____

Tratamiento de los datos experimentales

- **Isotermas de equilibrio de fases en sistemas de tres componentes.**
 1. Construir dos gráficas triangulares para sistemas de tres componentes (Gibbs Roozeboom) una para el sistema cloroformo-ácido acético-agua a temperatura ambiente. Se sugiere usar papel milimétrico.
 2. Determinar el porcentaje de cada uno de los componentes para cada mezcla en el equilibrio, **Por ejemplo:** Si se tienen 18.8 mL de ácido acético que corresponden a 19.73 g, 1.2 mL de cloroformo, que equivalen a 1.74 g y se obtuvo un gasto de 1.5 mL de agua destilada que equivalen a 1.50 g, la suma de 22.96 g corresponderá al 100%.
 3. Ubicar cada uno de estos puntos en las gráficas correspondientes para cada sistema y cada temperatura, y unir los puntos de tal manera que se aprecie la curva de equilibrio como la que se ilustra en la figura 2.

- **Determinación de las líneas de unión.**
 1. Con los resultados de la titulación con NaOH determinar la cantidad total de ácido acético en cada una de las fases.
 2. Con las densidades y el volumen medido de cada una de las fases, determinar el porcentaje de ácido acético presente en cada fase.
 3. Como cada sistema heterogéneo (recordar que son dos experiencias similares) se encuentra en equilibrio, marcar las cuatro concentraciones porcentuales de ácido acético obtenidas, en el cruce con la curva de equilibrio de fases a temperatura ambiente que se construyó con los datos del experimento anterior (gráfica del sistema ácido acético-cloroformo-agua). Marcar así mismo, las concentraciones porcentuales de ácido acético, cloroformo y agua agregados inicialmente para cada uno de los dos experimentos.
 4. Los puntos localizados en el inciso anterior deben definir dos líneas rectas que reciben el nombre de líneas de unión. Trazarlas sobre la gráfica.

Nota: Todos los porcentajes deben tomarse masa a masa (m/m), nunca volumen a volumen (v/v), tampoco masa a volumen (m/v) o viceversa.

Analisis de resultados

1. ¿Qué diferencia se observaría en las gráficas si se modifica la temperatura del experimento? y ¿Cómo puede interpretarse este fenómeno?
2. Entre las gráficas a la misma temperatura pero diferentes sistemas, ¿qué similitudes y qué diferencias pueden existir?
3. ¿Qué pasa con un sistema que tenga una composición ubicada por encima de la isoterma, o bien por debajo de la misma? ¿Qué sucede cuando la

composición del sistema se encuentra ubicada en la línea que define la isoterma de equilibrio?

4. Conceptualmente, ¿cómo pueden interpretarse las líneas de unión? Sustente sus conclusiones haciendo uso de las referencias bibliográficas pertinentes.

Conclusiones

1. ¿Qué utilidad práctica en el área farmacéutica se puede dar a las isotermas de equilibrio de fases de tres componentes y a las líneas de unión?
2. Describir al menos un ejemplo de sistemas de tres componentes que se emplean en el área farmacéutica.
3. ¿Qué sugiere para obtener datos más confiables y precisos sobre la misma base experimental?

Bibliografía:

1. G. R. Barrow, “*Química Física*”, Ed. Reverté, *Barcelona*. **1964**.
2. P. W. Atkins, “*Fisicoquímica*”. Addison-Wesley Iberoamericana, S. A., *Delaware*, **1991**.
3. Daniels, et al, “*Curso de Fisicoquímica Experimental*”. Ed. Mc Graw-Hill, *Colombia* **1972**.
4. Pradeau, et. al. “*Análisis Químicos farmacéuticos de medicamentos*”, Ed. IPN-Noriega-UTEHA, **1998**.
5. Alfred Martin, “*Physical Pharmacy*”, 4ª Edición. Ed. Williams & wilkins. USA **1993**.
6. Sanz Pedrero P. “*Fisicoquímica para farmacia y biología*”. Ediciones Científicas y Técnicas, S.A. España **1992**.

7. Morris, J.G., “*Fisicoquímica para Biólogos (Conceptos Básicos)*”, Editorial Reverté S.A., **1993**.
8. Chang, R.W., “*Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos*”, CECSA, México, **1987**.
9. Levine, I. N., “*Fisicoquímica*”, McGraw Hill, Madrid, **2004**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Se requiere adecuada ventilación.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Seguir las indicaciones para disposición de desechos. Colocar los residuos de las soluciones en un recipiente especial, siguiendo los lineamientos internos de la facultad de QFB.

Práctica 3. Propiedades coligativas

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender que son las propiedades coligativas y sus aplicaciones, a través de la realización de experimentos, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar las propiedades coligativas, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Elaborar cálculos para comprobar la aplicación de las propiedades coligativas.
- Tomar conciencia de la importancia de las propiedades coligativas, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Las propiedades físicas de las soluciones difieren de las del disolvente puro. Las *propiedades coligativas* (Coligativo: del latín *co-* <<junto>> y *ligare*, <<unir>>) se refieren a los cambios en las propiedades físicas de la disolución respecto al componente principal: el solvente. Estas propiedades son:

1. Descenso de la presión de vapor: (ΔP)
2. Aumento del punto de ebullición (ascenso ebulloscópico): (ΔT_B)

3. Disminución del punto de congelación (descenso crioscópico): (ΔT_c)
4. Presión osmótica: (π)

Todas estas propiedades tienen una característica común, no dependen de la naturaleza del soluto presente, sino sólo del número de moléculas de soluto en relación con el número total de moléculas presentes.

Descenso de la presión de vapor: (ΔP)

La adición y disolución de un soluto no volátil a un líquido puro causa disminución de su presión de vapor. Este comportamiento se debe al aumento de las interacciones entre las partículas de soluto y de solvente, con relación a las del solvente puro, lo cual evita que un mayor número de partículas del solvente escapen de la solución.

La presión de vapor de una solución diluida que contiene un soluto no volátil se expresa por medio de la *Ley de Raoult*, definida como:

$$P_A = P_A^0 X_A$$

Donde:

P_A = Presión de vapor del solvente en la solución

P_A^0 = Presión de vapor del solvente puro

X_A = Fracción molar del solvente en la solución

Se puede obtener una expresión para el descenso en la presión de vapor como:

$$\Delta P = P_A^0 - P_A, \text{ es decir,}$$

$$\Delta P = P_A^0 - P_A^0 X_A = P_A^0 (1 - X_A)$$

Como $(1 - X_A) = X_B$, entonces

$$\Delta P = P_A^0 X_B, \text{ donde } X_B = \text{fracción molar de partículas de soluto}$$

Las soluciones que se ajustan a este comportamiento o siguen la Ley de Raoult se denominan *soluciones ideales*.

Aumento del punto de ebullición (ascenso ebulloscópico): (ΔT_B)

Como la presión de vapor de un líquido se incrementa al aumentar la temperatura y los solutos no volátiles abaten o disminuyen la presión de vapor de la solución, se necesita una temperatura más elevada para lograr que la solución ebulle.

El incremento en el punto de ebullición (ΔT_B) se calcula como:

$$\Delta T_B = T_b - T_{b(puro)}$$

Donde:

T_b = Temperatura de ebullición del solvente en la disolución

$T_{b(puro)}$ = Temperatura de ebullición del solvente puro

Se ha encontrado que ΔT_B es proporcional a la concentración molal (m) de partículas de soluto. Para soluciones diluidas:

$$\Delta T_B = -K_b m$$

Donde:

K_b = constante ebulloscópica del disolvente, depende de su naturaleza
($^{\circ}\text{C kg/mol}$)

m = concentración molal de partículas de soluto (mol/kg).

Disminución del punto de congelación (descenso crioscópico): (ΔT_c)

El punto de congelación de una solución se abate o se disminuye, porque el soluto no es soluble en la fase sólida del solvente. Por lo general, el disolvente

puro se separa de la solución, congelándose. Por lo anterior, el hielo del mar es casi agua pura. Por lo tanto, el punto de congelación cambia a una temperatura más baja.

La magnitud del descenso en el punto de congelación de una solución (ΔT_c) se calcula:

$$\Delta T_c = T_c - T_{c \text{ puro}}$$

Donde:

$T_{c \text{ puro}}$ = Temperatura de congelación del solvente puro

T_c = Temperatura de congelación del solvente en la disolución

Experimentalmente se ha encontrado que ΔT_c es proporcional a la concentración molal (m) de partículas del soluto. Para soluciones diluidas:

$$\Delta T_c = K_c m$$

Donde:

K_c = constante crioscópica del solvente, depende de su naturaleza ($^{\circ}\text{C kg/mol}$)

m = concentración molal de partículas de soluto (mol/kg)

El gráfico de presión de vapor (P_v) contra temperatura (T) para el agua, muestra el cambio en la forma del diagrama de fases del agua pura, cuando se le adiciona un soluto no volátil, Fig. 1. Se destaca que para la solución el punto de congelación T_c , es disminuido y el punto de ebullición T_b , es elevado.

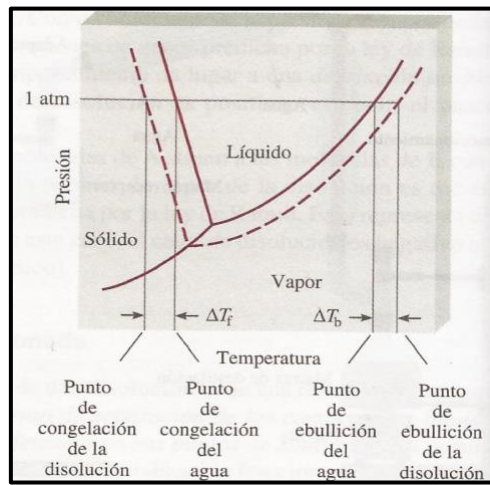


Fig. 1. Efecto de un soluto no volátil en el punto de ebullición y congelación del solvente puro. Las curvas punteadas pertenecen a la disolución y las continuas, al disolvente puro. Como se observa, el punto de ebullición de la disolución es mayor que el del agua y el punto de congelación de la disolución es menor que el del agua.

Presión osmótica: (π)

La ósmosis es un fenómeno consistente en el paso de un solvente desde una solución diluida o desde un solvente puro, a través de una membrana semipermeable o selectivamente permeable, hacia una solución más concentrada. Semipermeable significa que permite el paso de algunas moléculas, pero no de otras.

Como la presión de vapor del solvente puro o del solvente en la solución diluida es mayor que la presión de vapor que tendría en una solución concentrada, habrá un flujo de solvente hacia la solución más concentrada, hasta cuando ambas alcancen la misma concentración.

Cuando esta condición se establece, existirá una diferencia de presión entre las soluciones, la cual se define como *presión osmótica*, es decir, aquella

presión que, aplicada a la solución concentrada, impide el paso de solvente desde la diluida, Fig. 2.

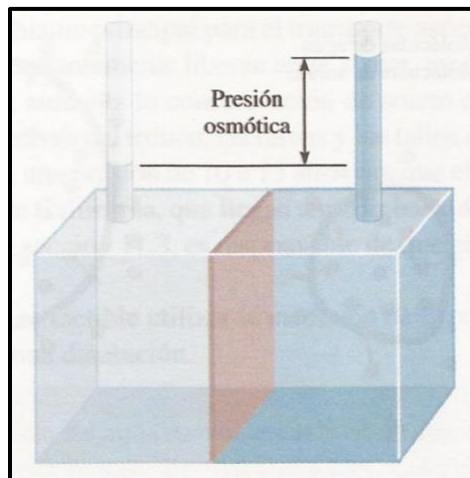


Fig. 2. Medición de la presión osmótica.

Para una solución diluida, la presión osmótica (π), se expresa:

$$\pi = MRT$$

Donde:

π = Presión osmótica de la solución (mm Hg, atm)

M = Concentración molar de partículas de soluto (mol/L)

R = Constante universal de los gases (unidades dependen del sistema elegido)

T = Temperatura absoluta de la solución (K)

Materiales:

Material

I	Varilla de vidrio (agitador)	I	Parrilla eléctrica
I	Probeta de 100 mL	I	Termómetro de -10 a 110 °C
I	Vaso de precipitado de 250 mL	I	Balanza electrónica
I	Vaso de precipitado de 600 mL		

Reactivos

25 g	NaCl	1L	Agua destilada
70 g	Azúcar morena		Hielo

Métodos:

Investigar brevemente lo siguiente:

1. Investigar las propiedades físicas de los reactivos
2. Elaborar un diagrama de flujo con el procedimiento a seguir durante la práctica
3. Investigar que es la constante ebulloscópica
4. Investigar que es la constante crioscópica
5. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Elevación del punto de ebullición de una solución de soluto iónico

1. Hervir 200 mL de agua destilada y registrar la temperatura de ebullición de ésta.
2. A continuación, medir con precisión 150 mL del agua hervida y ponerlos en un vaso de precipitado adecuado. Adicionar 11.70 g de NaCl (pesados en la balanza electrónica).
3. Calentar nuevamente el sistema de solución, agitando hasta que hierva. Registrar la temperatura de ebullición de la solución.

II. Elevación del punto de ebullición de una solución de soluto molecular

1. Hervir 200 mL de agua destilada
2. Traspasarlos a un vaso de precipitado de 600 mL y adicionar lentamente 68.40 g de azúcar pesados en balanza electrónica.
3. Calentar esta solución agitándola frecuentemente. Determinar la temperatura de ebullición de la solución.

I. Descenso del punto de congelación en una solución

1. En un vaso de precipitado de 400 mL preparar una mezcla de agua con hielo. Determinar y reportar la temperatura.
2. Adicionar 11.70 g de NaCl a la mezcla preparada, agitar y medir la temperatura de la solución preparada.

Resultados

- **Elevación del punto de ebullición de una disolución**

Tabla 2. Elevación del punto de ebullición de una disolución.

Tipo de soluto	Peso soluto (g)	Moles soluto (mol)	Molalidad (m) (mol/kg)	T_b^0 disolvente ($^{\circ}\text{C}$)	T_b disolución ($^{\circ}\text{C}$)	ΔT_B $T_b - T_{b(\text{puro})}$ ($^{\circ}\text{C}$)	ΔT_B $K_b m$ ($^{\circ}\text{C}$)
NaCl							
Azúcar							

○ **Descenso del punto de congelación de una disolución**

Tabla 3. Descenso del punto de congelación de una disolución.

Tipo de soluto	Peso soluto (g)	Moles soluto (mol)	Molalidad (m) (mol/kg)	T_C^0 disolvente ($^{\circ}\text{C}$)	T_C disolución ($^{\circ}\text{C}$)	ΔT_C $T_C - T_{C \text{ puro}}$ ($^{\circ}\text{C}$)	ΔT_C $K_C m$ ($^{\circ}\text{C}$)

Tratamiento de los datos experimentales

1. Para cada solución se halló ΔT_B experimentalmente y se calculó teniendo en cuenta la ecuación de ascenso ebulloscópico. Comparar para cada solución estos valores y establecer por qué sus diferencias.
2. Para las soluciones estudiadas, calcular la presión osmótica.
3. Consultar aplicaciones prácticas que se deriven del manejo y conocimiento de las propiedades coligativas.

Conclusiones

¿Se cumplieron los objetivos de la práctica?

¿Qué sugiere para obtener resultados más confiables?

Bibliografía:

1. F. Daniels. *Curso de Fisicoquímica Experimental*, Mc-Graw Hill, Columbia. **1980.**
2. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004.**
3. Chang, R. *Química*, McGraw Hill, México D. F., **2002.**

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Se requiere adecuada ventilación.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Seguir las indicaciones para disposición de desechos. Colocar los residuos de las soluciones en un recipiente especial, siguiendo los lineamientos internos de la facultad de QFB. La solución de cloruro de sodio se puede desechar de manera común, igual que los residuos no peligrosos.

Práctica 4. Tensoactivos y su comportamiento

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de tensoactivo y sus aplicaciones, a través de la evaluación de diferentes jabones y detergentes, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar los tipos de tensoactivos, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Determinar la capacidad espumante en agua blanda, media y dura, para tres tensoactivos diferentes.
- Tomar conciencia de la importancia de los tensoactivos, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Se dice que un soluto es un agente tensoactivo o surfactante cuando da lugar a un descenso significativo de la tensión superficial (γ), solutos del tipo III en la Fig. 1. En este tipo de solutos, γ inicia un descenso muy pronunciado y a continuación adquiere bruscamente un valor constante cuando aumenta la concentración (c_2^α). De tal forma, que el descenso de γ facilita la eliminación de las partículas grasientas de suciedad de las superficies sólidas.

La parte hidrofílica de los surfactantes más efectivos, como, por ejemplo, jabones, detergentes sintéticos y tintes, generalmente es un grupo iónico. Los iones tienen una fuerte afinidad por el agua debido a su atracción electrostática por los dipolos del agua y son capaces de solubilizar cadenas de hidrocarburo bastante largas; por ejemplo, el ácido palmítico, que está virtualmente en forma no iónica, es insoluble en agua, mientras que el palmitato sódico, que se ioniza casi por completo, es perfectamente soluble.

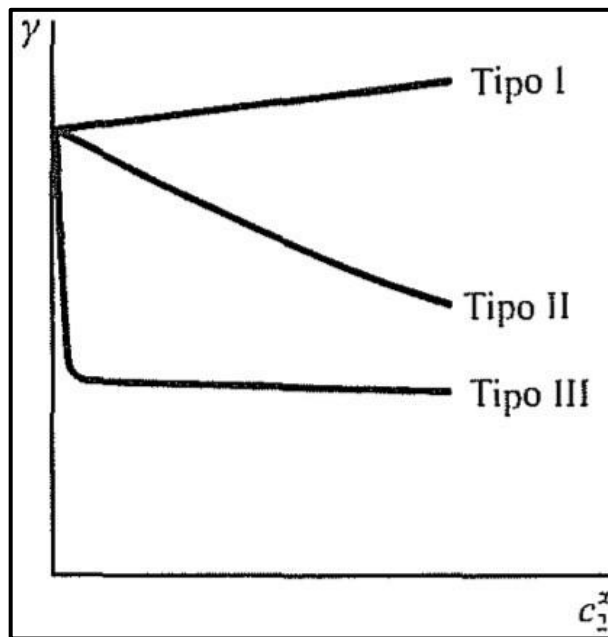


Figura I. Curvas características de la tensión superficial (γ) frente a la concentración para las disoluciones acuosas.

Los surfactantes se clasifican en aniónicos, catiónicos y no iónicos, según la carga que tenga la parte con actividad superficial de la molécula. En la Tabla I se dan algunos ejemplos.

Tabla I. Agentes con actividad superficial.

Aniónicos	
Estearato sódico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COO}^-\text{Na}^+$
Oleato sódico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COO}^-\text{Na}^+$
Sulfato de dodecilo sódico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{SO}_4^-\text{Na}^+$
Sulfonato de dodecilbenceno sódico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\bullet\text{C}_6\text{H}_4\bullet\text{SO}_3^-\text{Na}^+$
Catiónicos	
Clorhidrato de laurilamina	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{NH}_3^+\text{Cl}^-$
Bromuro de cetil-trimetilamonio	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{15}\text{N}(\text{CH}_3)_3^+\text{Br}^-$
No iónicos	
Óxidos de polietileno	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\bullet\text{C}_6\text{H}_4\bullet(\text{O}\bullet\text{CH}_2\bullet\text{CH}_2)_8\text{OH}$

Electrolitos coloidales: Jabones y Detergentes

La sal metálica de un ácido graso de cadena larga es un jabón, siendo el ejemplo más común el estearato de sodio, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-\text{Na}^+$. A bajas concentraciones, la solución del estearato de sodio contiene iones de sodio y estearato individuales dispersados a través de la solución de la misma forma que en una solución de sal ordinaria. A alguna concentración definida, la concentración micelar crítica, los iones estearato se agregan en racimos, llamados *micelas*.

Los detergentes son similares a los jabones en cuanto a su estructura. El detergente aniónico típico es un sulfonato de alquilo, $\text{ROSO}_3^-\text{Na}^+$. Para una buena acción detergente, R debe tener al menos 16 átomos de carbono. Los detergentes catiónicos son generalmente sales cuaternarias de amonio, en las que un grupo alquilo es una cadena larga: $(\text{CH}_3)_3\text{RN}^+\text{Cl}^-$ es un ejemplo típico si R tiene entre 12 y 18 átomos de carbono.

Materiales:

Material

3	Probetas 500 mL c/ tapón esmerilado	4	Vasos de precipitados 100 mL
3	Pipetas de 1 mL/ 0.5 mL volumétricas	1	Pipeta 5 mL/ 1 mL volumétrica
1	Pipeta Pasteur o gotero comercial	2	Matraces aforados 10 mL

Reactivos

Solución detergente no iónico 0.5%	Agua destilada	Agua media
Solución detergente aniónico 0.5%	Aceite vegetal	Agua dura
Solución detergente catiónico 0.5%	4 tramos de loseta vinílica 3 cm x 8 cm	

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Investigar las propiedades físicas de los reactivos
2. Elaborar un diagrama de flujo con el procedimiento a seguir durante la práctica
3. Detergencia
4. Eliminación de la suciedad
5. ¿Con base a qué parámetros se le clasifica al agua en dura, media y blanda?
6. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Capacidad espumante

1. Preparar soluciones al 0.5% en peso de los siguientes tensoactivos, empleando agua destilada para su dilución.
 - Lauril Eter Sulfato de Sodio.
(Alcohol C₁₂₋₁₄ Láurico con 3 moles de óxido de etileno) Aniónico.
 - Emulgín W-100.
(Alcohol Cetoesteárico con 10 moles de óxido de etileno) No iónico.
 - Deyquart A.
(Cloruro de Cetil Trimetil Amonio) Catiónico.
 - Jabón de lavandería.
(Estearato de Sodio) Aniónico.
2. En cuatro probetas de 500 mL agregar en cada una 50 mL de agua destilada y hacer adiciones de las soluciones anteriores de 0.5 mL, dando 5 ciclos de agitación después de cada adición, anotar el volumen de espuma generado, así como el tipo de espuma (abierta, cerrada o cremosa).

Nota: se recomienda traer una bomba para pecera por cada equipo para incorporar aire.

3. Suspender las soluciones de tensoactivo, cuando el volumen generado haya alcanzado 500 mL.
4. Con el volumen máximo generado de espuma agregar una gota de aceite vegetal por medio de una pipeta pasteur (o gotero comercial) y dar cinco ciclos de agitación; anotar el nuevo volumen de espuma.

3. De acuerdo al tipo de agua, ¿qué clase de tensoactivo resulta más eficiente en cuanto a su poder detergente?.
4. Con base en sus resultados, ¿qué propiedades determinan la selección adecuada de un detergente para un uso específico?.
5. De los detergentes utilizados en la práctica, ¿cuál considera mejor? y, ¿por qué?.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?
3. Con base a lo experimentado en la práctica, indicar la relación con la Industria Farmacéutica.

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Castellan, G. W., *Fisicoquímica*, Pearson Educación, México D. F., **1987**.
3. Shaw, D. J., *Introducción a la química de superficies y coloides*, Alhambra, Madrid, **1977**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Los residuos no peligrosos se pueden desechar en la tarja o de manera común.

Práctica 5. Adsorción del ácido acético sobre carbón vegetal

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de adsorción y sus aplicaciones, a través de la evaluación de la adsorción del ácido acético sobre carbón vegetal, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de la adsorción, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Determinar a partir de datos experimentales la isoterma de adsorción del ácido acético.
- Tomar conciencia de la importancia de la adsorción, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

La alta selectividad de los fenómenos de adsorción es de importancia tanto para los químicos como para los bioquímicos, porque las propiedades características del adsorbente y el adsorbato hacen posible una clase de análisis ampliamente usado y conocido como análisis cromatográfico o cromatografía. Este análisis es útil no solamente para la concentración, separación y

purificación de compuestos orgánicos e inorgánicos en pequeña escala de laboratorio, sino también en la industria para producción masiva.

El método cromatográfico de separación es usado para la purificación, aislamiento y detección de, por ejemplo, isótopos, vitaminas, enzimas, alcaloides, proteínas, clorofilas, toxinas, colorantes, soluciones biológicas, inclusive de aceites vegetales, vinos y otros materiales complejos. Por lo anterior, es necesario entender como se efectúa la unión de las moléculas en la superficie y las ecuaciones matemáticas que las describen.

Cuando un gas o una disolución entran en contacto con una superficie sólida limpia, parte del mismo se une a la superficie en forma de una capa adsorbida. Al sólido generalmente se le llama *adsorbente* y al fluido (gas o líquido) *adsorbato*. Las fuerzas que intervienen en la adsorción pueden ser: no específicas, del tipo de van der Waals, parecidas a las implicadas en la licuefacción, o específicas y mucho más fuertes, tales como las que forman los enlaces químicos. Las primeras son responsables de la *adsorción física o fisisorción*, y las segundas, de la *adsorción química o quimisorción*.

La adsorción se determina midiendo la cantidad de sustancia residual en la solución o en la fase gaseosa. La cantidad de sustancia adsorbida (adsorbato) es función de tres factores:

- La cantidad de sustancia sólida (adsorbente) donde se adsorberá el adsorbato.
- La cantidad de adsorbato C_0 en la fase de contacto con la superficie de la sustancia adsorbente.
- La temperatura.

La adsorción se cuantifica en gramos de la sustancia adsorbida x , por gramos de la sustancia adsorbente m , lo que se expresa como x/m . Al determinar la relación x/m en función de la concentración C_0 (a temperatura constante), la curva que representa este fenómeno recibe el nombre de *isoterma de adsorción*.

Ecuaciones de isothermas, áreas superficiales

En disolución, la adsorción física es mucho más frecuente que la quimisorción. Sin embargo, en algunos casos la quimisorción es posible, así, por ejemplo, los ácidos grasos son quimisorbidos desde disoluciones en benceno sobre catalizadores de níquel y platino.

Las ecuaciones de Langmuir y Freundlich se aplican con frecuencia a los datos de adsorción desde disoluciones, tomando la forma respectivamente, donde x es la cantidad de soluto adsorbido por una masa m de sólido, c es la concentración de la disolución en el equilibrio y a , k y n son constantes.

$$\frac{x}{m} = \frac{\left(\frac{x}{m}\right)_{max} ac}{1+ac} \quad \text{Ecuación 1)}$$

$$\frac{x}{m} = kc^n \quad \text{Ecuación 2)}$$

La Fig. I muestra ejemplos reales de isothermas de adsorción.

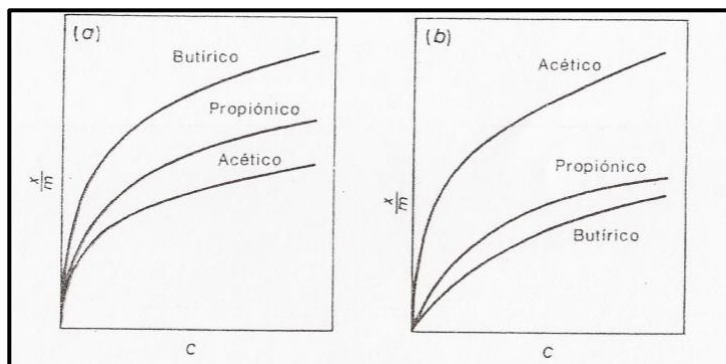


Fig. I. Isothermas de adsorción para ácidos grasos: **(a)** desde **disoluciones acuosas sobre carbón**, y **(b)**, desde disoluciones en tolueno sobre gel de sílice.

Materiales:

Material

10	Matraces Erlenmeyer 125 mL	1	Bureta 25 mL
1	Embudo	1	Soporte universal
1	Anillo metálico	3	Vasos precipitados 125 mL
2	Probetas 25 mL		Papel filtro poro cerrado, para que no pase el carbón activado
14	Tubos de ensayo de 30 mL	1	Pinza para bureta

Reactivos

300 mL	Hidróxido de sodio 0.1 N	30 g	Carbón activado
300 mL	Ácido acético 0.25 M	200 mL	Ácido acético 0.5 M
	Fenolftaleína (solución) 1%	1 L	Agua destilada

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Indicar algunos compuestos que pueden ser adsorbidos por carbón activado.
4. Explicar porque se llaman isotermas.
5. Leer y estudiar la lectura sugerida.
6. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Velocidad de adsorción.

1. En una serie de 7 matraces agregar 20 mL de solución de ácido acético 0.25 M en cada uno y 1 g de carbón activado. Taparlos bien. Agitarlos continuamente.
2. Después de 2 min, filtrar el contenido del primer matraz con papel filtro, eliminando los primeros 5 mL de filtrado.
3. Tomar una alícuota de 1 mL del filtrado y titular con NaOH 0.1 N, utilizando fenolftaleína como indicador, repetir la titulación del filtrado.
4. Repetir el punto 1.2 y 1.3 con los demás matraces filtrando una vez transcurrido los tiempos indicados en la Tabla I de resultados.
5. Se debe concluir el experimento hasta que las titulaciones tiendan a ser iguales.

II. Isotherma de adsorción del ácido acético sobre carbón vegetal.

1. Preparar la serie de matraces con las siguientes cantidades:

No. de matraz	1	2	3	4	5	6	7
Ac. Acético 0.5 M (mL)	25	20	15	10	7	3	0
Agua (mL)	0	5	10	15	18	22	25

2. Agregar 1 g de carbón activado a cada matraz.
3. Agitar los matraces por períodos de 10 min., o por tiempo determinado en experimento de velocidad de adsorción.

Nota: hacer esto en forma escalonada tal que los tiempos de terminación de agitación no se empalmen.

4. Transcurrido el tiempo, filtrar el contenido de cada matraz. Es conveniente eliminar los primeros 5 mL del filtrado en cada concentración.
5. Tomar alícuotas de los filtrados y titularlos con NaOH 0.1 N (esto debe realizarse por duplicado en cada concentración). Las alícuotas serán las siguientes: 1 ml del primer matraz, 2 mL del segundo, 5 ml de cada uno de los demás. Registrar resultados en Tabla 2.

Resultados

Tabla 1. Resultados del experimento de velocidad de adsorción.

Matraz No.	Carbón (g)	Ácido Acético			NaOH 0.1N		Tiempo (min)
		Cs (g)	x (g)	x/m	(mL)	(mL)	
1							2
2							4
3							6
4							8
5							10
6							12
7							14

Tabla 2. Resultados de la isoterma de adsorción.

Matraz No.	Carbón (g)	Ácido Acético							NaOH 0.1N	
		x	Cs	x/m	ln (Cs)	ln (x/m)	m/x	1/Cs	(mL)	(mL)
1	1									
2	1									
3	1									
4	1									
5	1									
6	1									
7	1									

Tratamiento de los datos experimentales

1. Determinar la masa de ácido acético en cada matraz, antes y después de la titulación.
2. Determinar la masa de ácido acético adsorbido (x) por el carbón activado, así como la masa de ácido acético adsorbido por gramo de carbón activado (x/m).
3. Representar en una gráfica la variación de x/m en función del tiempo.
4. Representar en una gráfica los datos obtenidos x/m en función de C_s .
5. Determinar la constante de adsorción al representar en una gráfica $\ln(x/m)$ en función de $\ln(C_s)$. De ser una recta, calcular las constantes de la Ec. 2:

$$\frac{x}{m} = kc^n$$

Esta es la ecuación de Freundlich, que se puede representar como una recta de la siguiente manera:

$$\ln\left(\frac{x}{m}\right) = \ln k + n \ln C$$

6. Representar los datos en una gráfica m/x en función de $1/C_s$, para saber si cumple con la ecuación de Langmuir.

Análisis de resultados

1. Analizar las distintas gráficas comentando las ventajas y desventajas de cada una.
2. Con base a la exactitud de las líneas, explicar cual describe mejor el fenómeno de adsorción.
3. Indicar qué importancia tendrá efectuar la separación de sustancias utilizando los procedimientos de esta práctica en el área farmacéutica.

Conclusiones

1. ¿Se cumplieron con los objetivos de la práctica?
2. ¿Existe congruencia entre los conceptos teóricos y los resultados experimentales? De no existir congruencia explica las posibles causas que la originan.
3. ¿Qué sugerirías para obtener datos más confiables y precisos?

Bibliografía:

1. Jirgensons, B., M. Straumanis, E., *Compendio de química coloidal*, Continental, México, **1965**.
2. Castellan, G. W., *Fisicoquímica*, Addison- Wesley Iberoamericana, México, **1987**.
3. Shaw, D. J., *Introducción a la química de superficies y coloides*, Alhambra, Madrid, **1977**.
4. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
5. Ball, D. W., *Fisicoquímica*, Gale CENGAGE Learning, México, **2003**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Se requiere adecuada ventilación.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Seguir las indicaciones para disposición de desechos. Colocar los residuos de las soluciones en un recipiente especial, siguiendo los lineamientos internos.

Práctica 6. Emulsiones

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de emulsión, agente emulsificante y sus aplicaciones, a través de la preparación de emulsiones, para relacionarlo con su perfil profesional

Específicos.

- Identificar la utilidad de los agentes emulsificantes, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Elaborar propuestas de emulsiones, a partir de diferentes agentes emulsificantes.
- Tomar conciencia de la importancia de los agentes emulsificantes, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Se llama *emulsión* a una dispersión coloidal de un líquido en otro inmiscible con él, y puede prepararse agitando una mezcla de los dos líquidos, o, preferentemente, pasando la muestra por un molino coloidal llamado homogeneizador. Tales emulsiones no suelen ser estables y tienden a asentarse en reposo, para impedirlo, durante su preparación, se añaden pequeñas cantidades de sustancias llamadas *agentes emulsificantes* o *emulsionantes*, que

sirven para estabilizarlas. Estas son generalmente jabones de varias clases, sulfatos y ácidos sulfónicos de cadena larga o coloides liófilos. De hecho, la acción limpiadora de los jabones y otros detergentes se debe en parte a su acción como agentes emulsionantes para mantener las gotitas de grasa suspendidas en el agua.

Si se emplea el término *aceite* para designar a todo líquido inmiscible con el agua, capaz de formar una emulsión con ella, las emulsiones pueden clasificarse en dos tipos, que son:

- a) Emulsiones de aceite en agua (O/A), en las que la fase dispersa es el aceite. El agua es la fase continua y el aceite aparece en forma de gotitas (ejemplos, la mayonesa y la leche).
- b) Emulsiones de agua en aceite (A/O), en las que la fase dispersa es el agua (ejemplo, la mantequilla).

Muchas preparaciones farmacéuticas, alimentarias y cosméticas (pomadas, bálsamos, cremas, etc.) son emulsiones.

El tipo de emulsión que resulta en la agitación de dos líquidos, depende de las proporciones relativas de ambos en la mezcla. En general, el que está en exceso actúa como “fase exterior” o medio y el otro como “fase interior” o dispersoide. La proporción exacta de éste, requerida para la formación de un tipo de emulsión es difícil de definir. El tipo de emulsión obtenida, depende también de la naturaleza del agente emulsionante usado. Los jabones de metales alcalinos solubles en agua, y los sulfatos metálicos básicos, generalmente, favorecen la formación de emulsiones de aceites en agua. Por

otro lado, los jabones insolubles en agua tales como los de zinc, aluminio, hierro y metales alcalinotérreos, favorecen la formación de emulsiones de agua en aceite. El tipo al que corresponde una emulsión particular se deduce de varias formas. Si el agua constituye la fase exterior, toda la añadida a la emulsión será fácilmente miscible, más no así el aceite. Análogamente, si la fase externa es de aceite, la miscibilidad ocurrirá con el aceite que se agregue, pero no con el agua. Observando en un microscopio el comportamiento de la emulsión, ante tales adiciones, es posible identificar fácilmente su naturaleza.

Otra forma de distinguir las emulsiones, se basa en el hecho de que una pequeña cantidad de electrolito añadido a una, la hará conductora si la fase exterior era agua, pero tendrá poco efecto sobre la conductancia si el medio dispersor era aceite.

Materiales:

Material

1	Pipeta graduada de 5 mL	3	Vasos de precipitados 100 mL
10	Tubos de ensayo con tapón, de 20 mL	1	Gradilla
1	Agitador magnético	1	Parrila de calentamiento con agitación
1	Probeta de 25 mL	1	Varilla de vidrio
1	Baño María	1	Termómetro
1	Soporte universal	1	Pinza de tres dedos c/nuez

Reactivos

1 mL	Lauril eter sulfato de sodio	1 g	Monoestearato glicerilo
30 mL	Aceite mineral	1 L	Agua destilada
1	Huevo	1 g	Jabón en polvo
30 mL	Aceite vegetal	30 mL	Vinagre
1 g	Cloruro de sodio	1 g	Pimienta

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Investigar que papel juega la adición de un agente de superficie activo.
4. Investigar emulsiones utilizadas en la vida cotidiana.
5. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Poder estabilizante de algunos agentes emulsificantes

1. Rotular cuatro tubos de ensayo A, B, C y D. Colocarlos en una gradilla.
2. Adicionar a cada tubo 3 mL de aceite vegetal y 3 mL de vinagre.
3. Añadir a cada tubo, cantidades iguales de los siguientes agentes emulsificantes:
 - A. Sal
 - B. Pimienta
 - C. Yema de huevo
 - D. Jabón en polvo
4. Agitar los cinco tubos simultáneamente y durante 2 minutos, colocándolos inmediatamente después en la gradilla.

5. Observar la velocidad con que se rompen las 4 emulsiones formando 2 capas.
6. Ordenar los tubos según el orden en que se van separando las emulsiones.
7. Anotar las observaciones y analizar los resultados obtenidos.

II. Efecto de un agente emulsificante

1. Rotular dos tubos de ensayo A y B.
2. Colocar en ambos tubos 3 mL de agua y 3 mL de aceite vegetal. Agitar y dejar en reposo durante 5 minutos.
3. Añadir al tubo A, 1 mL de yema de huevo. Agitar y dejar en reposo durante 5 minutos.
4. Comparar los tubos A y B. Anotar observaciones y analizar los resultados obtenidos.

III. Formación de emulsiones.

1. Hacer una emulsión de A/O y otra de O/A cuyas fases dispersas sean del 30% (v/v) y la concentración del agente emulsificante de 3% (v/v o w/v). Volumen total de la emulsión: 25 mL.
 - A. El lauril eter sulfato de sodio se dispersa en agua (emulsión O/A).
 - B. El monoestearato glicerilo se dispersa en aceite mineral (emulsión A/O). **Nota importante: el aceite mineral debe calentarse suavemente en baño maría.**
2. En cada caso, añadir gota a gota la fase dispersa a la fase continua que se encuentra agitada por medio de un agitador mecánico. Una vez que se añade la última gota de la fase dispersa, agitar por 3 minutos. A esta

emulsión se le nombra emulsión cruda. Separar una muestra para su caracterización.

3. Al resto de la emulsión cruda se le homogeniza en un homogenizador de presión aplicando una presión de 1500 psi, y luego una presión de 500 psi. A las emulsiones resultantes, diluir una gota de aceite o agua para ver qué tipo de emulsión resultó.
4. Medir el tamaño de glóbulo a 50 gotas de cada emulsión con un microscopio óptico, y obtener un histograma.

Tratamiento de los datos experimentales

1. Describa lo más detallado posible lo sucedido en las secciones “Poder estabilizante de algunos agentes emulsificantes” y “Efecto de un agente emulsificante”.
2. Elabore un histograma del tamaño de glóbulo de cada emulsión del apartado “Formación de emulsiones”.

Análisis de resultados

1. Para cada emulsión, reportar que tipo de emulsión se formó.
2. Discutir cómo afectan los agentes emulsificantes a la estabilidad de las emulsiones formadas.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?
3. Con base a lo experimentado en la práctica, indicar la relación con las Industrias Farmacéuticas, Cosméticas y Alimentarias.

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Castellan, G. W., *Fisicoquímica*, Pearson Educación, México D. F., **1987**.
3. Shaw, D. J., *Introducción a la química de superficies y coloides*, Alhambra, Madrid, **1977**.
4. Maron, H., Prutton, C. F., *Fundamentos de fisicoquímica*, Limusa, México D. F., **1968**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Los residuos no peligrosos se pueden desechar en la tarja o de manera común.

Práctica 7. Calorimetría

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de calor como forma de energía y sus aplicaciones, a través de la construcción de calorímetros, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad del calor, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Construir un calorímetro de presión constante, para dos sistemas.
- Tomar conciencia de la importancia de la termodinámica, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Cuando se juntan dos sistemas cuyas temperaturas son diferentes, la temperatura final que ambos alcanzan tiene un valor comprendido entre las dos temperaturas iniciales. Esta es una observación común. Durante mucho tiempo, el hombre ha tratado de entender con mayor claridad tales efectos y hasta principios del siglo XIX, se explicaron postulando que en todos los cuerpos existía una sustancia material: *el calórico*. Sin embargo, el concepto de que el calor era una sustancia, cuya cantidad total permanecía constante, no pudo resistir las pruebas experimentales. La siguiente definición es útil aunque

no es operacional: *el calor es aquello que se transfiere entre un sistema y su medio ambiente en virtud solamente, de su diferencia de temperatura*. Finalmente, se llegó a entender por completo la idea de que el calor es una forma de energía y no una sustancia.

Fue Joule quien demostró experimentalmente que cuando una cantidad dada de energía mecánica se convierte en calor, siempre se genera la misma cantidad de calor. Así se demostró definitivamente la equivalencia entre el calor y el trabajo mecánico como dos formas de energía. Las unidades de calor están relacionadas como sigue:

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

Las sustancias difieren entre sí en la cantidad de calor que se necesita para producir, en una masa dada, un determinado aumento en su temperatura. La relación del gradiente de calor ΔQ proporcionado a un cuerpo y el aumento correspondiente ΔT de su temperatura, se llama *capacidad calorífica* C del cuerpo, es decir:

$$C = \text{capacidad calorífica} = \frac{\Delta Q}{\Delta T}$$

La capacidad calorífica por unidad de masa de un cuerpo, llamada el calor específico, es característica del material del cual está compuesto el cuerpo:

$$c = \frac{\text{capacidad calorífica}}{\text{masa}} = \frac{\Delta Q}{m \Delta T}$$

Ni la capacidad calorífica de un cuerpo ni el calor específico de un material son constantes, sino que dependen de la ubicación del intervalo de temperatura escogido. La ecuación anterior sólo proporciona valores promedio de estas cantidades en el intervalo de temperatura escogido. La Fig. 1 muestra la variación con la temperatura del calor específico del agua.

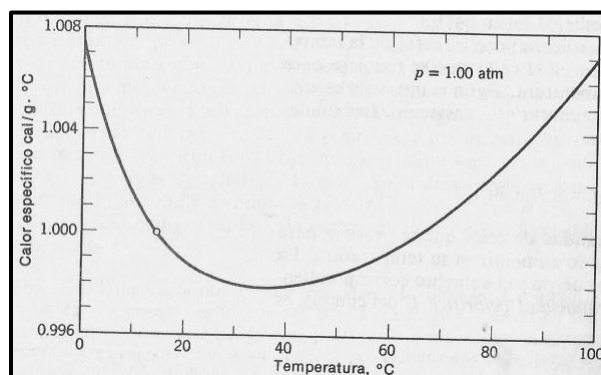


Fig. 1. La variación con la temperatura del calor específico del agua a la presión de 1.00 atm. El círculo localizado en 15°C sugiere la definición de caloría.

En muchos procesos físicos (como transición de fase) y reacciones químicas (como neutralización ácido-base), se puede medir ΔH en un calorímetro de presión constante. Para tener un calorímetro de presión constante se pueden embonar dos vasos de plástico para café, uno adentro del otro, como se ve en la Fig. 2.

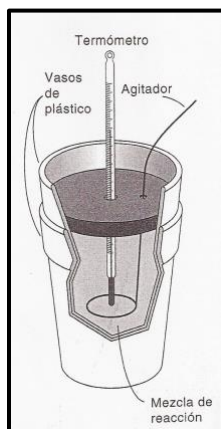


Fig. 2. Calorímetro de presión constante formado por dos vasos de plástico para café. El vaso exterior ayuda a aislar la mezcla de la reacción de los alrededores. Se mezclan con cuidado en el calorímetro dos soluciones de volumen conocido, que contienen los reactivos, a la misma temperatura. El calor que produce o absorbe la reacción se determina a partir del cambio de temperatura, las cantidades y calores específicos de las soluciones usadas, y la capacidad calorífica del calorímetro.

Materiales:

Material

1	Frasco Dewar (termo de 0.25 L)	1	Cronómetro
1	Probeta 100 mL	1	Termómetro
1	Vaso de precipitado 600 mL	1	Parrilla de calentamiento
3	Vasos grandes de unicel	1	Varilla de vidrio y/o un alambre maleable

Reactivos

1 L	Agua destilada
-----	----------------

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Investigar que es un calorímetro y para que se usa.
4. Investigar el valor del calor específico del agua.
5. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

Frasco Dewar

1. Colocar en un frasco Dewar 50 mL de agua “fría” (a temperatura ambiente).
2. Registrar la temperatura del agua cada 30 segundos durante 5 minutos (para que alcance el equilibrio térmico con el calorímetro).
3. Por otro lado, colocar en un vaso de precipitado de 600 mL, aproximadamente 300 mL de agua y calentar a ebullición.

4. Transferir a una probeta 75 mL del agua que está hirviendo, registrar su temperatura (en la probeta) y añadirla al frasco Dewar al minuto 5.
5. Agitar la mezcla y continuar registrando la temperatura cada 30 segundos durante 5 minutos más.
6. Con los datos obtenidos, trazar una gráfica de temperatura vs. tiempo.
7. Calcular la capacidad calorífica del calorímetro Dewar (ver sección de tratamiento de los datos experimentales).
8. Repetir el proceso 2 veces más para hallar el valor medio de la capacidad calorífica.

Calorímetro casero

1. Embonar dos vasos de unicel como se muestra en la Fig. 2.
2. Fabricar una tapa con el unicel del tercer vaso o con una hoja de unicel. Dejar un hueco en el centro para introducir el termómetro, y un hueco a un costado para introducir el agitador.
3. Repetir el experimento de la sección “*Frasco Dewar*” y comparar los resultados.

Tratamiento de los datos experimentales

1. Representar gráficamente las temperaturas obtenidas frente al tiempo, ajustando los puntos obtenidos a una línea recta. Para determinar la temperatura de la disolución T_0 en el instante de la mezcla ($t = 0$ s), hay que extrapolar a tiempo cero.
2. Calcular la capacidad calorífica del calorímetro Dewar. Para ello, considerar que el calor ganado por las paredes del calorímetro será resultado del calor cedido por el agua caliente y el calor ganado por el agua fría.

La cantidad de calor transferida se expresa en función de la cantidad de agua, m , el cambio de temperatura, ΔT , y el calor específico del agua, c .
Por lo tanto,

$$Q_{\text{cedido por el agua caliente}} = m_{\text{agua caliente}} c_{\text{agua}} \Delta T$$
$$Q_{\text{ganado por el agua fría}} = m_{\text{agua fría}} c_{\text{agua}} \Delta T$$

De donde, la capacidad calorífica del calorímetro, viene dada por:

$$C = \frac{Q_{\text{ganado por el calorímetro}}}{\Delta T}$$

3. Repetir los puntos 1 y 2 pero ahora para el calorímetro casero.
Compare.

Análisis de resultados

1. ¿Hubo diferencia entre el valor de la capacidad calorífica obtenida para el calorímetro Dewar y el calorímetro casero? De ser afirmativa la respuesta, ¿cuál es la causa?
2. ¿Cuáles son las principales fuentes de error en estos experimentos?

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Castellan, G. W., *Fisicoquímica*, Pearson Educación, México D. F., **1987**.
3. Resnick, R.; Halliday, D., *Física. Parte I*. CECOSA, México D. F., **1981**.
4. Chang, R.; *Fisicoquímica para las ciencias químicas y biológicas*. McGraw Hill, México D. F., **2008**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Los residuos no peligrosos se pueden desechar en la tarja o de manera común.

Práctica 8. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de la reacción

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de velocidad de reacción y sus aplicaciones, a través de la evaluación de la temperatura en diferentes sistemas, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de la velocidad de reacción, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Elaborar cálculos cinéticos para diferentes reacciones.
- Tomar conciencia de la importancia de la velocidad de reacción, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

La *cinética química*, también denominada *cinética de las reacciones*, estudia las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas. Un sistema reactivo no está en equilibrio, por lo que la cinética de las reacciones no se considera parte de la termodinámica, sino que es una rama de la cinética.

Las aplicaciones de la cinética de las reacciones son numerosas. En la síntesis industrial de sustancias, las velocidades de reacción son tan importantes como las constantes de equilibrio. El equilibrio termodinámico nos indica la máxima cantidad posible de NH_3 que puede obtenerse, a unas T y P dadas, a partir de N_2 y H_2 , pero si la velocidad de reacción entre N_2 e H_2 fuera muy baja, la realización de dicha reacción no sería económica.

Frecuentemente, en reacciones de síntesis orgánica se pueden dar varias reacciones competitivas, y la velocidad relativa de éstas determina generalmente la cantidad de cada producto. Lo que ocurre con los contaminantes liberados en la atmósfera puede comprenderse únicamente mediante un análisis cinético de las reacciones atmosféricas. Un automóvil funciona porque la velocidad de oxidación de los hidrocarburos, aunque despreciable a temperatura ordinaria, es rápida a elevada temperatura del motor. Muchos de los metales y plásticos de la tecnología moderna son termodinámicamente inestables respecto a la oxidación, pero la velocidad de ésta es pequeña a temperatura ambiente.

Las velocidades de reacción son fundamentales en el funcionamiento de los organismos vivos. Los catalizadores biológicos (enzimas) controlan el funcionamiento de un organismo acelerando selectivamente ciertas reacciones. En suma, para comprender y predecir el comportamiento de un sistema químico, deben considerarse conjuntamente la termodinámica y la cinética.

Dependencia de la temperatura

Las constantes cinéticas dependen mucho de la temperatura, aumentando normalmente con ella, ver Fig. 1(a). Una regla aproximada, válida para muchas

reacciones en disolución, es que cerca de la temperatura ambiente, la *constante cinética* o *coeficiente de velocidad* (k) se duplica o triplica por cada aumento de temperatura de 10 °C.

En 1889 Arrhenius demostró que los datos de la constante $k(T)$ para muchas reacciones podían ajustarse a la expresión

$$k = Ae^{-E_a/RT} \quad \text{Ecuación. 1)}$$

donde A y E_a son constantes características de la reacción y R es la constante de los gases. E_a es la llamada *energía de activación de Arrhenius* y A es el *factor pre-exponencial* o el *factor A de Arrhenius*. Las unidades de A son las mismas que las de k . Las unidades de E_a son las mismas que las de RT , es decir, energía por mol; E_a generalmente se expresa en kcal/mol o kJ/mol. Tomando logaritmos en la Ec. 1, se obtiene

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad \text{Ecuación 2)}$$

Si la ecuación de Arrhenius se cumple, una representación de $\log_{10} k$ en función de $1/T$ debe dar una línea recta de pendiente $-E_a/2.303R$ y ordenada en el origen $\log_{10} A$, ver Fig. 1(b). Esto nos permite obtener E_a y A .

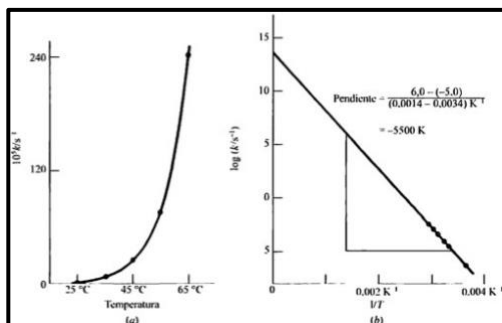


Fig. 1. (a) Constantes de velocidad frente a temperatura para la reacción de primer orden de descomposición $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$. (b) Gráfico tipo Arrhenius de $\log_{10} k$ frente a $1/T$ para dicha reacción.

Materiales:

Material

3	Vasos de precipitado de 250 mL	1	Parrilla de calentamiento
1	Probeta de 50 mL	1	Termómetro de -10 °C a 110 °C o 220 °C
1	Cronómetro	2	Vasos de precipitado de 100 mL
8	Tubos de ensayo de 20 mL	1	Gradilla
1	Pipeta graduada de 5 mL		

Reactivos

3	Aspirinas efervescentes	1 L	Agua destilada
2	Clavos de hierro de ½ pulgada		Hielo
6 mL	HCl 5M	15 mL	KMnO ₄ 0.0005 M
20 mL	H ₂ SO ₄ 0.25 M	30 mL	Ácido oxálico 0.0015 M

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Explicar que es la velocidad de la reacción.
4. Explicar que es un reactivo limitante.
5. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

Primera parte

1. Con ayuda de la probeta mida 175 mL de agua y colóquela en un vaso de precipitado de 250 mL. Repita la operación a manera de tener tres

vasos de 250 mL, cada uno con 175 mL de agua. Identifique los vasos como A, B y C.

2. Caliente el vaso A hasta una temperatura de 50 °C.
3. El vaso B, contendrá agua a temperatura ambiente. Registre su temperatura.
4. Enfríe al vaso C con hielo durante 5 minutos, retire el exceso de líquido y ajuste nuevamente el volumen a 175 mL. Registre la temperatura del volumen final.
5. Deje caer en cada vaso, una aspirina efervescente y compare el comportamiento en cada uno de los vasos. Registre el tiempo que tarda en disolverse en cada uno de los vasos.

Segunda parte

1. Numere dos vasos de precipitados. En el No. 1 coloque 50 mL de agua potable entre 60 – 70 °C. En el No. 2 coloque 50 mL de agua fría.
2. Tome dos tubos de ensayo y coloque en cada uno 3 mL de HCl 5M (**¡cuidado con el HCl!**). Coloque cada tubo en un vaso de precipitado y espere aproximadamente 5 minutos a que el contenido del tubo adquiera la temperatura del agua.
3. Añada a cada tubo 1 clavo de hierro de ½ pulgada.
4. Observe y registre en que tubo se forman burbujas de hidrógeno a mayor velocidad.
5. Complete la Tabla I.

Tercer parte

1. Para esta sección deberá preparar baños de agua potable a tres temperaturas diferentes: temperatura ambiente (indicar cuanto es), 30 °C y 60 °C.

2. En un tubo de ensayo (tubo A) se ponen 2 mL de KMnO_4 0.0005 M y 3 mL de H_2SO_4 0.25 M. En otro tubo de ensayo (tubo B) se ponen 5 mL de ácido oxálico 0.0015M.
3. Se introducen los dos tubos de ensayo en el baño de agua a $60\text{ }^\circ\text{C}$ y se espera 5 minutos o hasta que las disoluciones alcancen la temperatura del baño.
4. Vertir el contenido del tubo B en el tubo A y poner en marcha el cronómetro. Agitar la mezcla, de preferencia utilizar un agitatorubos.
5. Medir el tiempo desde que se realiza la mezcla hasta que desaparezca el color rosa.
6. Repetir para las temperatura de $30\text{ }^\circ\text{C}$ y temperatura ambiente.
7. Realizar por duplicado las pruebas.
8. Complete la Tabla 2.

Tratamiento de los datos experimentales

Primera parte

1. Grafique el tiempo frente a la temperatura para cada uno de los vasos.

Segunda parte, Tabla 1.

Tubo	Temp ($^\circ\text{C}$)	¿Se libera H_2 ?	¿Se observa mayor o menor liberación de gas?	¿La reacción ocurre a mayor o menor velocidad?
1				
2				

Tercera parte, Tabla 2.

Temperatura / °C	Tiempo	
	Ensayo 1	Ensayo 2
Ambiente: _____		
30		
60		

Analisis de resultados

1. En la primera parte de la práctica, ¿en qué vaso (A, B o C) la disolución de la aspirina fue más rápida?, ¿en cuál fue más lenta?, ¿cómo puede explicarse este fenómeno?
2. Describa detalladamente que sucedió en la segunda y tercera parte de la práctica y mencione porque considera usted que fue así.
3. ¿Cuáles son las principales fuentes de error en estos experimentos?

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Castellan, G. W., *Fisicoquímica*, Pearson Educación, México D. F., **1987**.
3. Ball, D. R.; *Fisicoquímica*. Gale CENGAGE Learning, México D. F., **2006**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 9. Efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de velocidad de reacción y sus aplicaciones, a través de la evaluación de la concentración en diferentes sistemas, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de la velocidad de reacción, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Comprobar a través de diferentes experimentos, la influencia de la concentración sobre la velocidad de diversos sistemas químicos.
- Tomar conciencia de la importancia de la velocidad de reacción, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

La rapidez de una reacción se expresa como el cambio en la concentración de los reactivos con el tiempo. Considere la reacción estequiométricamente simple $R \rightarrow P$.

Suponga que las concentraciones (en mol L⁻¹) de R en los tiempos t₁ y t₂ (t₂ > t₁) son [R]₁ y [R]₂. La rapidez de la reacción en el intervalo (t₂ - t₁) está dada por:

$$\frac{[R]_2 - [R]_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

Debido a que [R]₂ < [R]₁ se pone un signo negativo para que la rapidez resulte una cantidad positiva:

$$rapidez = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

La rapidez también puede expresarse en términos de la aparición de un producto:

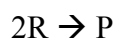
$$rapidez = \frac{[P]_2 - [P]_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

En este caso tenemos que [P]₂ > [P]₁. En la práctica, la cantidad de interés no es la rapidez en un determinado intervalo (porque sólo representa una cantidad promedio cuyo valor depende de un valor particular de Δt), sino que se centra en la rapidez instantánea. En el lenguaje del cálculo, conforme Δt paulatinamente se reduce y finalmente se aproxima a cero, la rapidez de la ecuación anterior es un tiempo específico t está dada por

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

Por lo general, las unidades de la rapidez son M s⁻¹ o M min⁻¹.

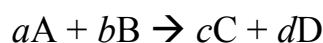
En el caso de reacciones con estequiometría más complicada, la rapidez debe expresarse de una forma no muy ambigua. Suponga que la reacción de interés es:



Las derivadas $-d[R]/dt$ y $d[P]/dt$ en este caso todavía expresan la rapidez de cambio del reactivo y del producto, respectivamente, pero no son iguales entre sí debido a que el reactivo desaparece dos veces más rápido que la aparición del producto. Por esta razón, la rapidez de esta reacción se escribe:

$$\text{rapidez} = -\frac{1}{2} \frac{d[R]}{dt} = \frac{d[P]}{dt}$$

En general, en la reacción:



la rapidez está dada por:

$$\text{rapidez} = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \quad \text{Ecuación 1)}$$

donde las expresiones entre corchetes se refieren a las concentraciones de los reactivos y de los productos en el tiempo t después de que se ha iniciado la reacción.

La relación entre la rapidez de una reacción química y las concentraciones de los reactivos es tan complicada que debe determinarse de forma experimental. Sin embargo, si hacemos referencia a la ecuación general anterior, se observa que, por lo general (pero no significa que siempre) la rapidez de la reacción se puede expresar como:

$$\text{rapidez} \propto [A]^x [B]^y$$

$$\text{rapidez} = k[A]^x [B]^y \quad \text{Ecuación 2)}$$

Esta ecuación, conocida como la *ley de rapidez*, indica que la rapidez de una reacción no es constante, sino que su valor, en cualquier tiempo t , es proporcional a las concentraciones de A y B elevadas a alguna potencia. La

constante de proporcionalidad, k , se denomina *constante de rapidez*. La ley de rapidez se define en términos de las concentraciones de los reactivos, pero la constante de rapidez de una reacción en particular no depende de las concentraciones de los reactivos. La constante de rapidez se ve afectada sólo por la temperatura.

Al expresar la rapidez de una reacción como se muestra en la **Ec. 2** es posible definir el *orden de reacción*. Se dice que la reacción es de orden x con respecto a A y de orden y con respecto a B. En consecuencia, la reacción tiene un orden total de $(x + y)$. Es importante entender que, por lo general, no existe ninguna relación entre el orden de un reactivo en la expresión de rapidez y su coeficiente estequiométrico de la ecuación química balanceada. Por ejemplo, la rapidez de la ecuación:



está dada por:

$$\text{rapidez} = k[\text{N}_2\text{O}_5]$$

La reacción es de primer orden en N_2O_5 , y no de segundo orden, como se podría suponer por la ecuación balanceada.

El orden de reacción especifica la dependencia empírica de la rapidez de las concentraciones. Puede ser cero, un número entero o un número fraccionario. Se puede usar la ley de rapidez para determinar las concentraciones de los reactivos en cualquier momento durante el transcurso de la reacción.

Materiales:

Material

14	Tubos de ensayo de 20 mL	3	Pipetas graduadas de 5 mL
1	Gradilla	6	Matraces Erlenmeyer de 100 mL
1	Termómetro	1	Varilla de vidrio
1	Cronómetro		

Reactivos

12 mL	H ₂ SO ₄ 0.25 M	6 mL	H ₂ SO ₄ 1 M
2	Clavos de hierro de ½ pulgada	26 mL	Ácido oxálico 0.0015 M
6 mL	HCl 5M	10 mL	KMnO ₄ 0.0005 M
1 L	Agua destilada	6 mL	HCl 1M
15 mL	KIO ₃ 0.15 M	18 mL	NaHSO ₃ 0.20 M
9 mL	Disolución fresca de almidón al 2%		

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Primera parte

1. Numere dos tubos de ensayo. En el tubo No.1 coloque 3 mL de HCl 5M (**¡cuidado con el HCl!**). En el tubo No. 2 coloque 3 mL de HCl 1M.
2. Añada a cada tubo 1 clavo de hierro de ½ pulgada.

3. Observe y registre en que tubo se forman burbujas de hidrógeno a mayor velocidad.
4. Complete la Tabla I.

II. Segunda parte

Para esta sección deberá preparar tres ensayos y repetirlos por duplicado. Una vez hechas las disoluciones en los tubos por separado, mezclarlos y anotar observaciones:

Ensayo 1

Tubo 1: 1 mL de KMnO_4 0.0005 M, 1 mL de agua destilada y 3 mL de H_2SO_4 0.25 M.

Tubo 2: 5 mL de Ácido oxálico 0.0015 M.

Ensayo 2

Tubo 1: 2 mL de KMnO_4 0.0005 M y 3 mL de H_2SO_4 1 M.

Tubo 2: 5 mL de Ácido oxálico 0.0015 M.

Ensayo 3

Tubo 1: 2 mL de KMnO_4 0.0005 M y 3 mL de H_2SO_4 0.25 M.

Tubo 2: 3 mL de Ácido oxálico 0.0015 M y 2 mL de agua.

III. Tercera parte

En esta sección, se realizarán tres ensayos, trabajando con exceso de ión yodato para observar el final de la reacción. En otras palabras, modificaremos la cantidad de IO_3^- y estudiaremos como afecta esta variación al tiempo de reacción.

Ensayo 1

1. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:
 - Matraz Erlenmeyer 1: 2 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 5 mL de agua destilada, agitar.
 - Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.
2. Medir la temperatura de ambas disoluciones, antes de mezclarlas y anotar el resultado.
3. Verter, rápidamente la disolución del Erlenmeyer 2 dentro del Erlenmeyer 1 e iniciar el conteo con el cronómetro. Agitar con una varilla de vidrio y observar atentamente la disolución hasta que aparezca el color azul.
4. Detener el cronómetro cuando el contenido del matraz se vuelva azul muy oscuro. Anotar el tiempo de reacción transcurrido.
5. Lavar el material y repetir dos veces más la misma experiencia. Anotar en cada caso el tiempo de reacción.

Ensayo 2

1. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:
 - Matraz Erlenmeyer 1: 1.5 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 5.5 mL de agua destilada. Agitar
 - Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.

*Repetir pasos del 2 al 5.

Ensayo 3

I. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:

- Matraz Erlenmeyer 1: 1.5 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 6 mL de agua destilada. Agitar
- Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.

*Repetir pasos del 2 al 5.

Tratamiento de los datos experimentales

Primera parte

Tubo		¿Se libera H_2 ?	¿Se observa mayor o menor liberación de gas?	¿La reacción ocurre a mayor o menor velocidad?
1	HCl 5M			
2	HCl 1M			

Segunda parte

Analice las variaciones en los ensayos y como éstas se relacionan con la velocidad de la reacción.

Tercera parte

Escriba la reacción química ajustada y complete la siguiente tabla:

Ensayo	t_1 / s	t_2 / s	t_3 / s	t_{medio} / s	$T / ^\circ\text{C}$
1					
2					
3					

Análisis de resultados

Primera parte

1. Describa detalladamente que sucedió y explique porque considera usted que fue así.
2. Compare los resultados con los obtenidos en la práctica 8.
3. Investigue que reacción se está llevando a cabo.
4. A partir de la **Ec. I**, obtenga la expresión de rapidez.

Segunda parte

1. Describa detalladamente que está sucediendo en cada uno de los ensayos y explique la razón.
2. ¿Cuáles son las principales fuentes de error en estos experimentos?.

Tercera parte

1. ¿Cuál es el propósito de añadir una cantidad definida y constante de NaHSO_3 a la mezcla de la reacción en todos los experimentos cinéticos?
2. Investigue la reacción que se está llevando a cabo.
3. Proponga, a partir de la **Ec. I**, la expresión de rapidez.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Chang, R., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, México D. F., **2008**.
3. Ball, D. R.; *Fisicoquímica*. Gale CENGAGE Learning, México D. F., **2006**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 10. Efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de velocidad de reacción y sus aplicaciones, a través de la evaluación del uso de catalizadores en diferentes sistemas, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de la velocidad de reacción, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Comprobar a través de diferentes experimentos, la influencia de los catalizadores sobre la velocidad de diversos sistemas químicos.
- Tomar conciencia de la importancia de la velocidad de reacción, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Un catalizador es una sustancia que aumenta la rapidez de una reacción sin consumirse en el proceso. Una reacción en la que interviene un catalizador se llama reacción catalizada o catalítica y al proceso se le llama catálisis. Al estudiar este proceso se deben tener en cuenta las siguientes características:

1. Un catalizador disminuye la energía de activación de Gibbs, pues proporciona un mecanismo diferente para la reacción. Este mecanismo aumenta la rapidez y se aplica a las direcciones de avance (directa) y de retroceso (inversa) de la reacción, *al mismo tiempo*.
2. Un catalizador forma un compuesto intermedio con el o los reactivos, en el paso inicial del mecanismo, y es liberado en el paso de formación de producto. El catalizador no aparece en la reacción global.
3. Independientemente del mecanismo y las energías de una reacción, un catalizador no puede afectar las entalpías ni las energías de Gibbs de los reactivos y los productos. En consecuencia, los catalizadores aumentan la rapidez del acercamiento al equilibrio, pero no pueden alterar la constante de equilibrio termodinámico.

Los humanos han usado catalizadores durante miles de años, para preparar alimentos y fabricar vino. En la industria se producen cientos de miles de millones de dólares de sustancias químicas cada año con ayuda de catalizadores. Hay tres tipos de catálisis: heterogénea, homogénea y enzimática:

- En una reacción catalizada heterogénea, los reactivos y el catalizador están en fases diferentes (por lo general gas/sólido o líquido/sólido). Ejemplos muy conocidos son las síntesis de Haber de amoníaco y la fabricación de ácido nítrico con el proceso Ostwald.

- La bromación de acetona, catalizada por ácidos,



es un ejemplo de catálisis homogénea, porque todos los reactivos y el catalizador (H^+) están presentes en medio acuoso.

- La catálisis enzimática también es de naturaleza homogénea. Sin embargo, por su origen biológico y porque es el más complejo de los tres tipos de catálisis, se le estudia en una categoría distinta. Sea que sus mecanismos estén bien comprendidos o no, las enzimas se han usado ampliamente en producción de alimentos y bebidas, así como en la fabricación de medicinas y otras sustancias químicas.

Materiales:

Material

8	Tubos de ensayo de 20 mL	3	Pipetas graduadas de 5 mL
1	Gradilla	6	Matraces Erlenmeyer de 100 mL
1	Termómetro	1	Varilla de vidrio
1	Cronómetro	1	Gotero comercial o pipeta Pasteur
1	Baño maría	1	Parrilla de calentamiento

Reactivos

1 L	Agua destilada	9 mL	Disolución de almidón al 2%
15 mL	KIO ₃ 0.15 M	18 mL	NaHSO ₃ 0.20 M
9 mL	Cu(NO ₃) ₂ 0.2 M	5 mL	MnSO ₄ 0.01 M
15 mL	H ₂ SO ₄ 0.25 M	10 mL	KMnO ₄ 0.0005 M
20 mL	Ácido oxálico 0.0015 M		

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

I. Primera parte

En esta sección se realizarán dos ensayos, similares a la tercera parte de la secuencia experimental de la práctica 8. Sin embargo, se añadirá una gota de MnSO_4 0.01 M y se comparará si ha cambiado el tiempo de reacción.

1. Para esta sección deberá preparar baños de agua potable a dos temperaturas diferentes: 30 °C y 60 °C.
2. En un tubo de ensayo (tubo A) se ponen 2 mL de KMnO_4 0.0005 M y 3 mL de H_2SO_4 0.25 M. En otro tubo de ensayo (tubo B) se ponen 5 mL de ácido oxálico 0.0015M.
3. Se introducen los dos tubos de ensayo en el baño de agua a 60 °C y se espera 5 minutos o hasta que las disoluciones alcancen la temperatura del baño.
4. Vertir el contenido del tubo B en el tubo A, añadir simultáneamente una gota de MnSO_4 0.01 M y poner en marcha el cronómetro. Agitar la mezcla, de preferencia utilizar un agitatorubos.
5. Medir el tiempo desde que se realiza la mezcla hasta que desaparezca el color rosa.
6. Repetir para la temperatura de 30 °C.
7. Realizar por duplicado las pruebas.
8. Complete la Tabla I.

II. Segunda parte

En esta sección se realizarán tres ensayos, similares a la tercera parte de la secuencia experimental de la práctica 9. Sin embargo, se añadirá $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0.2 M y se comparará si ha cambiado el tiempo de reacción.

Ensayo I

1. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:
 - Matraz Erlenmeyer 1: 2 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 5 mL de agua destilada, agitar.
 - Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.
2. Medir la temperatura de ambas disoluciones, antes de mezclarlas y anotar el resultado.
3. Verter, rápidamente la disolución del Erlenmeyer 2 dentro del Erlenmeyer 1. Añadir simultáneamente 6 gotas de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0.2 M e iniciar el conteo con el cronómetro. Agitar con una varilla de vidrio y observar atentamente la disolución hasta que aparezca el color azul.
4. Detener el cronómetro cuando el contenido del matraz se vuelva azul muy oscuro. Anotar el tiempo de reacción transcurrido y comparar con la práctica 9.
5. Lavar el material y repetir dos veces más la misma experiencia. Anotar en cada caso el tiempo de reacción.

Ensayo 2

I. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:

- Matraz Erlenmeyer 1: 1.5 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 5.5 mL de agua destilada. Agitar
- Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.

*Repetir pasos del 2 al 5.

Ensayo 3

I. En dos matraces Erlenmeyer limpios añadir las siguientes cantidades:

- Matraz Erlenmeyer 1: 1.5 mL de KIO_3 0.15 M y a continuación 6 mL de agua destilada. Agitar
- Matraz Erlenmeyer 2: 2 mL de NaHSO_3 0.20 M y 1 mL de la disolución de almidón al 2%. Agitar.

*Repetir pasos del 2 al 5.

Tratamiento de los datos experimentales

Primera parte, Tabla I

I. Complete la siguiente tabla:

Temperatura / °C	Tiempo	
	Ensayo 1	Ensayo 2
30		
60		

- ¿Cómo afecta la adición de MnSO_4 a la velocidad de la reacción?. ¿Es un catalizador positivo o un inhibidor de esta reacción?
- Compare los resultados obtenidos con los obtenidos en la tercera parte de la secuencia experimental de la práctica 8.

Segunda parte, Tabla 2

- Escriba la reacción química ajustada y complete la siguiente tabla:

Ensayo	Catalizador	t_1 / s	t_2 / s	t_3 / s	$t_{\text{medio}} / \text{s}$	$T / ^\circ\text{C}$
1						
2						
3						

- Explique que influencia ejerce el ión cobre (II) sobre la velocidad de la reacción de los ensayos realizados.
- Compare los resultados obtenidos con los obtenidos en la tercera parte de la secuencia experimental de la práctica 9.

Análisis de resultados

Primera parte

- ¿Cuál es el propósito de añadir gotas de MnSO_4 0.01 M a la mezcla de la reacción en todos los experimentos cinéticos?
- Investigue la reacción que se está llevando a cabo.

Segunda parte

1. ¿Cuál es el propósito de añadir gotas de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0.2 M a la mezcla de la reacción en todos los experimentos cinéticos?
2. Investigue la reacción que se está llevando a cabo.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.
2. Chang, R., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, México D. F., **2008**.
3. Ball, D. R.; *Fisicoquímica*. Gale CENGAGE Learning, México D. F., **2006**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 11. Cinética química (relojes químicos)

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el concepto de reacciones reloj y sus aplicaciones, a través de la experimentación, para relacionarlo con su perfil profesional.

Específicos.

- Identificar la utilidad de las reacciones reloj, a partir de experimentos, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Comprobar a través de diferentes experimentos, la influencia de la concentración de un reactivo y temperatura en la velocidad de una reacción química.
- Tomar conciencia de la importancia de las reacciones reloj, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

La *cinética química*, estudia las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas. Las *reacciones reloj*, son reacciones químicas que se producen de forma casi instantánea y permiten detectar visualmente el tiempo necesario para consumir una cantidad de uno de los reactivos de la reacción principal. El

tiempo empleado en una reacción depende de las *concentraciones de los reactivos, temperatura y catalizadores*.

Mediante la reacción entre sulfito de sodio y formaldehído se determinan experimentalmente los tiempos que tarda en desarrollarse la reacción alimentando diferentes volúmenes de reactivos (concentraciones), estos tiempos a su vez nos sirven para calcular los órdenes de reacción de acuerdo a los reactivos y el orden de reacción global.

El tiempo de desarrollo de una reacción química esta inversamente relacionado con su velocidad, es decir, a mayor tiempo que tarde en reaccionar, menor es su velocidad, este es el caso al que se enfoca la actividad, demostrar experimentalmente la influencia de las variaciones de la concentración de los reactivos y la temperatura sobre la velocidad en una reacción química. La terminación de la reacción entre el sulfito de sodio y el formaldehído en un tiempo “x” da una coloración rosa, debido a la presencia de un indicador denominado fenolftaleína, que aparece por la variación de pH de la mezcla reaccionante e indicando que la reacción terminó, inmediatamente después de la coloración desaparece por la presencia de EDTA, que actúa como quelante del indicador. Esta es el simulacro de una alarma visual a la que se denomina “*reacción reloj*”.

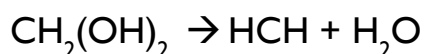
Los objetivos centrales de esta actividad es evaluar la influencia de la concentración de un reactivo en la velocidad de una reacción química determinada, mediante la obtención del orden de reacción respecto del reactivo. Evaluar la influencia de la temperatura en la velocidad de esa reacción, mediante la determinación aproximada de la energía de activación.

La reacción entre el sulfito de sodio y el formaldehído, da como resultado un producto intermedio ácido forma el sulfonato de hidroximetano. El medio ácido para el desarrollo de la reacción anterior y el sulfito que reacciona con el formaldehído son proporcionados por la descomposición del bisulfito de sodio.

Al disminuir la concentración de sulfito de sodio (especie atacante del formaldehído), el equilibrio bisulfito/sulfito se desplaza a la derecha, produciendo sulfito y medio ácido; este último neutraliza al intermediario. Cuando la concentración del medio ácido disminuye, el intermedio es neutralizado con protones del agua y, como consecuencia, el pH de ácido a alcalino. El formaldehído en medio acuoso presenta un equilibrio con el metilenglicol. Esta deshidratación es el paso que controla la velocidad de la reacción. Para conocer cómo influyen las concentraciones en el tiempo que tarda la reacción, se pueden realizar varias mediciones manteniendo constante la concentración de uno de los reactivos y variando la otra.

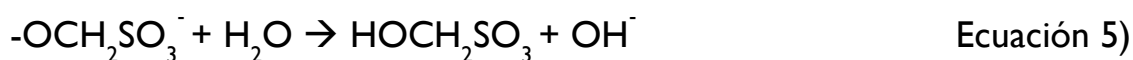
Para este caso, es importante resaltar el papel de los indicadores, ya que para esta actividad se utiliza a la fenolftaleína, la cual en un rango de pH se verifica un vire de incoloro ($\text{pH} \leq 8.2$) a color rosa ($\text{pH} > 8.2$) o viceversa, y esto a la vez está relacionado con la terminación de la reacción.

En esta práctica se plantea la reacción reloj de formaldehído en medio acuoso para que presente un equilibrio con el metilenglicol. Esto determina la velocidad de reacción.



Ecuación I)

El formaldehído reacciona con el bisulfito produciendo un intermediario que en medio ácido forma el sulfonato de hidroximetano. El medio ácido es proporcionado por el equilibrio bisulfito de sodio – sulfito de sodio anhidro.



Al disminuir la concentración de sulfito de sodio anhidro, que es la especie que ataca al formaldehído, el equilibrio bisulfito de sodio – sulfito de sodio anhidro (Ec. 4) se desplaza hacia la derecha produciendo sulfito e iones hidronio, éstos últimos neutralizan al intermediario (Ec. 3). Cuando la concentración de iones hidronio disminuye, el intermediario se neutraliza con los protones del agua (Ec. 5) y como consecuencia, el pH de la disolución se eleva, provocando el cambio de color de la fenolftaleína.

Materiales:

Material

16	Tubos de ensayo de 20 mL	2	Buretas graduadas (25 mL)
1	Cronómetro	1	SopORTE universal
2	Pinzas para bureta	1	Gradilla

Reactivos

1 L	Agua destilada	6 mL	Disolución de fenolftaleína al 1%
70 mL	Disolución de bisulfito	40 mL	Disolución de formaldehído

Nota importante:

Indicador: dilución al 1% en peso de fenolftaleína en una mezcla al 50% de etanol-agua destilada.

Las siguientes soluciones deberán ser recién preparadas:

Solución 1 de bisulfito: disolver en 750 mL de agua destilada 36 g de bisulfito de sodio (NaHSO_3) y 3.2 g de sulfito de sodio anhidro (Na_2SO_3) para dar un cociente molar de $[\text{bisulfito}]/[\text{sulfito}] = 14$. Añadir 7.4 g de la sal tetrasódica del ácido etilendiaminotetracético (EDTA) y completar a 1000 mL con agua destilada.

Solución 2 de formaldehído: medir 180 mL de una disolución al 30% de formaldehído acuoso y completar a 1000 mL con agua destilada.

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.
4. Calcular las concentraciones molares del NaHSO_3 y del CH_2O . En base a la siguiente secuencia de cálculos:

$$\text{Con la ecuación } M_1 V_1 = M_2 V_2$$

donde:

M_1 = molaridad del NaHSO_3 o del CH_2O

V_1 = volumen del NaHSO_3 o del CH_2O

M_2 = desconocida

$V_2 = (V_{\text{NaHSO}_3} + V_{\text{H}_2\text{O}} + V_{\text{CH}_2\text{O}})$

Se obtienen las Molaridades de las soluciones 1 y 2 para ambas tablas.

Secuencia experimental

1. Preparar de uno en uno cada uno de los tubos que se muestran en las tablas 1 y 2. Añadir primero la disolución de bisulfito (solución 1) y 5 gotas del indicador de fenolftaleína, después el agua y finalmente la solución de formaldehído (solución 2). Agitar homogenizando completamente entre cada adición.
2. Ya que se agregó lo indicado en la tabla 1 y 2 iniciar el conteo del tiempo. La reacción finaliza con la aparición del color rosado característico de la fenolftaleína.
3. Hacer cada corrida por duplicado.

Tabla I. Volúmenes de reactivos, manteniendo la concentración de bisulfito constante.

No. tubo	Solución 1		Agua	Solución 2		Tiempo / s	
	Volumen / mL	M / mol L ⁻¹	Volumen / mL	Volumen / mL	M / mol L ⁻¹	Corrida 1	Corrida 2
1	2.5		7.00	0.50			
2	2.5		6.75	0.75			
3	2.5		6.50	1.00			
4	2.5		6.00	1.50			
5	2.5		5.50	2.00			
6	2.5		5.00	2.50			

Tabla 2. Volúmenes de reactivos, manteniendo la concentración de formaldehído constante.

No. tubo	Solución 1		Agua	Solución 2		Tiempo / s	
	Volumen / mL	M / mol L ⁻¹	Volumen / mL	Volumen / mL	M / mol L ⁻¹	Corrida 1	Corrida 2
7	0.50		8.25	1.25			
8	0.75		8.00	1.25			
9	1.25		7.50	1.25			
10	2.50		6.25	1.25			
11	3.75		5.00	1.25			
12	5.00		3.75	1.25			
13	6.25		2.5	1.25			

Tratamiento de los datos experimentales.

1. Analice las variaciones en los ensayos y como éstas se relacionan con la velocidad de la reacción.
2. De acuerdo a los datos obtenidos en la Tabla 1, represente gráficamente el Ln (1/t) vs Ln (Concentración de formaldehído). Calcule la pendiente de la recta y explique que representa.
3. De acuerdo a los datos obtenidos en la Tabla 2, represente gráficamente el Ln (1/t) vs Ln (Concentración de bisulfito). Calcule la pendiente de la recta y explique que representa.

Análisis de resultados.

1. ¿Qué influencia tiene de la concentración del formaldehído en la reacción ?
2. ¿Qué influencia tiene de la concentración del bisulfito de sodio en la reacción?
3. ¿Qué influencia tiene la temperatura en la reacción?
4. ¿Qué factores se tendrían que controlar para cubrir adecuadamente los objetivos?

5. ¿Por qué se tiene que utilizar un indicador y que indicador se utilizó?
6. Mencionar ejemplos de este tipo de reacciones en la industria farmacéutica.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Francisco Torres, G. M., et al. *Manual para laboratorio de fisicoquímica*; UPIBI-IPN, México D. F., **2009**.
2. Levine, I. N., *Fisicoquímica*, McGraw Hill, Madrid, **2004**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 12. Cinética de oxidación de la vitamina C

Duración:

3 horas

Objetivos:

General.

Comprender el método espectrofotométrico cinético y sus aplicaciones, a través de la experimentación, para relacionarlo con su perfil profesional.

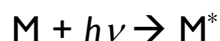
Específicos.

- Identificar la utilidad del método espectrofotométrico cinético, a partir de la oxidación de la vitamina “C”, al relacionarlo con sus aplicaciones.
- Comprobar la cinética de oxidación de la vitamina “C”.
- Tomar conciencia de la importancia del método espectrofotométrico cinético, a partir de las discusiones en clase, para implementarlo en su quehacer profesional.

Generalidades:

Las medidas de absorción en las regiones ultravioleta y visible se utilizan ampliamente para identificar y determinar una enorme cantidad de especies inorgánicas y orgánicas. Es probable que los métodos de absorción molecular en las regiones ultravioleta/visible sean los más utilizados de todas las técnicas de análisis cuantitativo en los laboratorios químicos, ambientales, forenses y clínicos en todo el mundo.

La absorción de radiación ultravioleta o visible por parte de una especie atómica o molecular M se puede considerar como un proceso de dos etapas. La primera de ellas consiste en una excitación electrónica, como lo muestra la ecuación:



El producto de la absorción del fotón $h\nu$ por la especie M es una especie excitada electrónicamente simbolizada por M^* . El tiempo de vida de la especie excitada es breve (10^{-8} a 10^{-9} s). Alguno de entre varios procesos de relajación ocasionan que M^* salga del estado de excitación. La forma de relajación más común supone la conversión de la energía de excitación en calor, como lo demuestra:



La relajación puede ocurrir también por medio de un proceso fotoquímico, como la descomposición de M^* para dar lugar a nuevas especies. Otra posibilidad es que la relajación ocasione reemisión de fluorescencia o fosforescencia. Es importante destacar que el tiempo de vida de M^* es en general tan pequeño que su concentración en cualquier momento es insignificante. Además, la cantidad de energía térmica desarrollada en la relajación es también pequeña. Por consiguiente, las mediciones de absorción perturban en forma mínima el sistema en estudio, excepto cuando tiene lugar la descomposición fotoquímica.

Por lo general, la absorción de radiación ultravioleta o visible es resultado de la excitación de los electrones de enlace. Debido a esto, las longitudes de onda de las bandas de absorción se pueden correlacionar con

los tipos de enlaces de la especie en estudio. Por lo tanto, la espectroscopía de absorción molecular es valiosa para identificar grupos funcionales en una molécula. Pero lo más importante son las aplicaciones de la espectroscopía de absorción ultravioleta y visible en la determinación cuantitativa de compuestos que contienen grupos absorbentes.

Métodos espectrofotométricos cinéticos

Los métodos cinéticos para análisis difieren en una manera fundamental de los métodos de equilibrio o estequiométricos. En los métodos cinéticos, las mediciones se efectúan en condiciones *dinámicas* en las que las concentraciones de reactivos y productos están cambiando en función del tiempo. En cambio, las titulaciones o procedimientos que utilizan agentes complejantes para formar productos absorbentes se ejecutan en sistemas que tienen que llegar al equilibrio o al estado estable de modo que las concentraciones estén estáticas. La mayor parte de los métodos cinéticos se apoyan en la espectrofotometría como técnica para supervisar la reacción.

La diferencia entre los dos tipos de métodos se ilustra en la Fig. 1, en la cual se presenta el avance respecto al tiempo de reacción



Donde A representa al analito, R es el reactivo y P es el producto. Los métodos de equilibrio funcionan en la región más allá del tiempo t_e , cuando las concentraciones volumétricas de los reactivos y el producto se han vuelto constantes y el sistema químico está en equilibrio. En cambio, los métodos cinéticos se ejecutan durante el periodo que va desde 0 hasta t_e , cuando las concentraciones del analito y el producto están cambiando en forma continua.

Los métodos cinéticos pueden ser más selectivos que los de equilibrio si los reactivos y las condiciones se escogen de tal manera que se lleven al máximo las diferencias en las velocidades a las cuales reaccionen el analito y los posibles interferentes. En los métodos que se basan en el equilibrio, la selectividad se efectúa al aumentar las diferencias en las constantes de equilibrio.

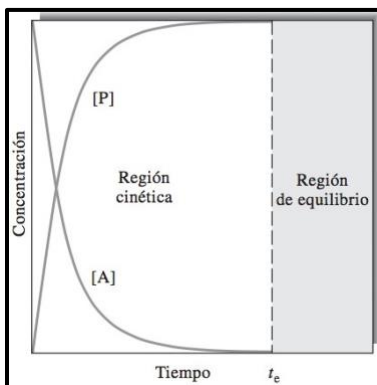


Fig. 1. Cambio en la concentración del analito [A] y producto [P] en función del tiempo. Las concentraciones del analito y del producto cambian en forma continua hasta el tiempo t_e . Éste es el régimen cinético. En la región de equilibrio, después de t_e , las concentraciones del analito y del producto están estáticas.

Tipos de métodos cinéticos

Los métodos cinéticos se pueden clasificar de acuerdo con la manera en que se efectúen las mediciones. Con los *métodos diferenciales* se calcula la velocidad de reacción y se le relaciona con la concentración del analito. Las velocidades se determinan a partir de la pendiente de la curva de absorbancia contra tiempo. En el caso de los *métodos integrales*, se utiliza una forma integrada de la ecuación de velocidad y se determina la concentración del analito a partir de los cambios de absorbancia que se producen en varios tiempos.

Los métodos de ajuste de curvas adecuan un modelo matemático a la curva de absorbancia contra tiempo y calculan los parámetros del modelo, sin olvidar la concentración del analito. Los métodos más complejos utilizan parámetros del modelo para determinar el valor del equilibrio o la respuesta del estado estable.

Materiales:

Material

1	Espectrofotómetro		Papel pH
1	Cronómetro	6	Vasos de precipitado de 100 mL
1	Gradilla	6	Tubos de ensayo de 30 mL
3	Pipetas graduadas de 5 mL		

Reactivos

1 L	Agua destilada	25 mL	Ferricianuro de Potasio 0.0025 M $K_3Fe(CN)_6$
10 mL	Ácido Nítrico 0.1 M HNO_3	15 mL	Vitamina C 0.004 M (Ácido ascórbico $C_6H_8O_6$)

Métodos:

Investigar brevemente:

1. Elaborar un diagrama de flujo con la secuencia experimental a seguir.
2. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos.
3. ¿Qué es un espectrofotómetro y para que sirve?
4. Investigue el espectro electromagnético.
5. Investigue la Ley de Lambert – Beer.
6. Investigue el coeficiente de extinción del $K_3Fe(CN)_6$.

7. Investigue la reacción que se efectúa entre la vitamina C y el ferrocianuro de potasio
8. Investigar la disposición de residuos según normatividad nacional vigente.

Secuencia experimental

1. Calibre el espectrofotómetro de acuerdo a las instrucciones.
2. Etiquete, para cada corrida 3 vasos de precipitados, limpios y secos, de la siguiente manera: H₂A, K₃Fe(CN)₆ y M.
3. Realice 4 corridas como se indica en la Tabla I:

Tabla I. Corridas a realizar.

Corrida No.	Vaso K ₃ Fe(CN) ₆			Vaso H ₂ A	
	mL K ₃ Fe(CN) ₆ 0.0025M	mL HNO ₃ 0.1M	mL H ₂ O (destilada)	mL Vit C 0.004M	mL H ₂ O (destilada)
1	8	2	0	5	5
2	6.4	2	1.6	4	6
3	4	2	4	2.5	7.5
4	3.2	2	4.8	2	8

4. Una vez que tenga sus vasos de K₃Fe(CN)₆ y vitamina (H₂A), preparados según la corrida que vaya a trabajar. Vacíelos **simultáneamente** en la vaso M y al mismo tiempo inicie el cronómetro.
5. Vacíe cuidadosamente en la celda del espectrofotómetro un volumen ligeramente arriba de la mitad, nunca completamente llena y tome 10 lecturas de concentración a 418 nm a intervalos de 2 minutos.
6. Mida el pH de cada mezcla.

Tratamiento de los datos experimentales.

Determinación del orden respecto al $K_3Fe(CN)_6$

1. Construya una tabla de datos para cada corrida y grafique (en el eje x al tiempo y, en el eje y a la absorbancia).
2. A partir de los datos de absorbancias para cada corrida, calcule la concentración.
3. Trace para cada corrida las gráficas correspondientes a cero, primero y segundo orden.
4. Analice sus resultados y determine a cual de los pseudo órdenes corresponde el orden parcial del $K_3Fe(CN)_6$.

Análisis de resultados.

1. ¿Principalmente de qué va acompañada una reacción de oxidación?
2. En el pH de trabajo, ¿en qué forma se encuentra predominantemente la vitamina C?
3. Mencionar un ejemplo de este tipo de reacciones en el desempeño del QFB.

Conclusiones

1. ¿Se cubrieron los objetivos de la práctica?
2. ¿Qué propondría para mejorar la confiabilidad, exactitud y precisión de los resultados experimentales?

Bibliografía:

1. Skoog, D. G., et al. *Principios de Análisis Instrumental*; Cengage Learning, México D. F., **2008**.
2. Ball, D. R.; *Fisicoquímica*. Cengage Learning, México D. F., **2006**.

Medidas de seguridad y salud ocupacional:

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos.

Disposición de residuos según normativa nacional vigente:

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Anexo A. Listado de material

Material por equipo (3 – 5 alumnos)

Anillo metálico	2	Pinzas p/ matraz	3
Buretas de 25 mL graduadas	3	Pinzas p/ bureta	2
Cabeza destilación 24/ 40 esmerilado	1	Pinzas de tres dedos c/ nuez	3
Columna de vigreux 24/40 esmerilado	1	Pipeta Pasteur	6
Conexiones de vidrio	1	Pipeta de 1 mL/0.5 mL volumétrica	3
Cronómetro	1	Pipeta graduada de 5 mL	3
Codo p/ destilación 24/40 C/salida p/vacío esmerilado	1	Pipeta de 5 ml/ 1 ml volumétrica	1
Cubre objetos	2	Pipetas graduadas de 10 mL	2
Embudo de filtración rápida	2	Rejilla (tela) c/ asbesto	1
Espátula	1	Regla o escalímetro	-
Embudos de separación de 50 o 100 mL	2	Refrigeranterecto 24/40 esmerilado c/mangueras	1
Gradilla	1	Soporte universal	3
Matraz volumétrico (aforado) 5 mL	2	Termómetro diferencial	-
Matraz volumétrico (aforado) 10 mL	1	Termómetro de -10 a 110°C o 220°C	1
Matraces Erlenmeyer de 100 mL	10	Tubos de ensayo c/ tapón de 20 mL	24
Matraces Erlenmeyer de 125 mL	4	Tubos de ensayo de 30 mL c/ tapón	16
Matraces Erlenmeyer de 250 mL	1	Trampa de humedad	-
Matraz balón de 50 mL 24/40 esmerilado	1	Varilla de vidrio (agitador)	2
Matraz balón de 250 mL 24/40 esmerilado	3	Vasos de precipitados 100 mL	5
Probetas de 25 mL	2	Vasos de precipitados de 125 ml	3
Probetas de 50 mL	2	Vasos de precipitados de 250 mL	3
Probetas de 100 mL	1	Vasos de precipitados de 600 mL	1
Probetas de 500 mL c/ tapón esmerilado	3	Vernier	-
Picnómetro	-	Vidrios de reloj	4
Porta objetos	2	Viscosímetro de Oswald	-

Anexo B. Seguridad básica en el laboratorio

En la Experiencia Educativa “Laboratorio de Fisicoquímica II” es fundamental que el estudiante trabaje con el equipo de protección y seguridad adecuado así como, cumplir con el reglamento de la Facultad de Química Farmacéutica Biológica. Como consecuencia, a continuación se indican de manera sintetizada algunas recomendaciones:

1. *Equipo de seguridad.* Porte siempre el equipo de protección personal siguiente:

- 1.1. Bata de algodón.
- 1.2. Zapato cerrado y sin tacón.
- 1.3. Lentes de seguridad.
- 1.4. Guantes.
- 1.5. Mascarilla respirador de al menos un filtro.

2. *Medidas de higiene.*

- 2.1. No ingerir alimentos ni bebidas en el laboratorio.
- 2.2. No fumar ni maquillarse en el laboratorio.
- 2.3. No succione con la boca al utilizar pipetas.
- 2.4. No inhale vapores químicos ni pruebe los reactivos.

3. *Medidas básicas de seguridad.*

- 3.1. Investigar la hoja de seguridad de los reactivos con los que se trabajará.
- 3.2. Depositar los desechos en los contenedores destinados para ello, nunca en el desagüe.
- 3.3. Etiquetar todos los recipientes que contengan algún reactivo.
- 3.4. Nunca dejar desatendido un experimento en curso, ni modificar las indicaciones de la práctica salvo que la docente lo autorice.
- 3.5. No operar ningún equipo sin estar capacitado para ello.
- 3.6. Informar inmediatamente al personal del laboratorio ante cualquier siniestro, descompostura o situación extraordinaria.

4. Instrucciones de seguridad ante sismo.



5. Instrucciones de seguridad ante incendio



Anexo C. Sistema Internacional de Unidades

Es el heredero del antiguo sistema métrico decimal, por lo que el S.I. también es conocido de forma genérica como *sistema métrico*. Una de las principales características de este S.I. es que sus unidades están basadas en fenómenos físicos fundamentales. Las unidades del S.I. son la referencia internacional de las indicaciones de todos los instrumentos de medida, y a las que están referidas a través de una cadena ininterrumpida de calibraciones.

Necesitamos definir algunos términos que conforman el S.I. como unidad y magnitud:

Unidad (de medida). Es una magnitud particular, definida y adoptada por convención, con la cual se comparan las otras magnitudes de igual naturaleza para expresarlas cuantitativamente en relación a dicha magnitud básica y derivada.

Una **Magnitud**, es un atributo de una sustancia, de un fenómeno, que es susceptible de determinarse cuantitativamente, es decir de ser medido.

En la actualidad el S.I. reconoce las siguientes siete Unidades básicas.

Magnitud básica	Unidad básica	
	Nombre	Símbolo
longitud	metro	m
masa	kilogramo	kg
tiempo	segundo	s
corriente eléctrica	ampère	A
temperatura termodinámica	kelvin	K
cantidad de sustancia	mol	mol
intensidad luminosa	candela	cd

Valor (de una magnitud), es una expresión cuantitativa de una magnitud en particular, generalmente bajo la forma de una unidad de medida multiplicada por un número.

Aparte de las magnitudes básicas, tenemos las magnitudes derivadas.

Magnitudes derivadas. Es una magnitud definida, dentro de un sistema de magnitudes, en función de las magnitudes básicas de dicho sistema.

Cantidad física	Símbolo	Nombre	Símbolo (SI)
Área	A	metro cuadrado	m ²
Volumen	V	volumen	m ³
Concentración	n	mol	mol
Fuerza	N	Newton	kg m s ⁻²
Presión	Pa	Pascal	N m ⁻² = kg m ⁻¹ s ⁻²
Energía	J	Joule	N m = kg m ² s ⁻²

Ecuaciones de dimensión.

- Indican la relación de una unidad derivada con las unidades fundamentales
- Las unidades fundamentales se denotan mediante símbolos que indican su dimensión
- La ecuación de dimensión es independiente del sistema de unidades utilizado.

Ejemplo: Dimensiones de algunas magnitudes

$$\text{Superficie: } [S] = L^2$$

$$\text{Fuerza: } [F] = ML T^{-2}$$

$$\text{Masa } [m] = M$$

$$\text{Longitud } [L] = L$$

$$\text{Volumen } [v] = L^3$$

$$\text{Tiempo } [t] = T$$

Conversión de Unidades o Equivalencias.

Un factor de conversión es una operación matemática, para hacer cambios de unidades de la misma magnitud, o para calcular la equivalencia entre los múltiplos y submúltiplos de una determinada unidad de medida. Y así se obtienen equivalencias entre sistemas de unidades. Para ello, parto de decir las equivalencias.

Si tengo que, $1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$

Puedo calcular el siguiente factor de conversión,

$$1 \text{ atm} / 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 9.8693 \times 10^{-6} \text{ atm/ Pa}$$

Tengo que $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$, entonces $4.184 \text{ J/ } 1 \text{ cal}$ ó 4.184 J/ cal

REFERENCIAS

Recuperado el 8 de septiembre del 2020 de:

<http://cenam.gob.mx/i>

https://www.cenam.mx/simposio2008/sm_2008/memorias/M2/SM2008-M228-1159.pdf#f_metrologia/

Recuperado el 7 de septiembre del 2020 de:

http://www.esi2.us.es/DFA/FFII/CursoCero/Curso0809/Curso0_DyU_BN_0809.pdf

Recuperado el 7 de septiembre del 2020 de:

<https://es.scribd.com/doc/212974199/Fisicoquimica-Laidler>

Anexo D. Instructivo para la elaboración de reportes

Los reportes se elaboran por equipo. Sin embargo, se entregan de manera personal en un archivo PDF único vía **Eminus** en la fecha estipulada, de la siguiente manera para cada una de las prácticas:

1. Hoja de presentación

Universidad Veracruzana

Facultad de Química Farmacéutica Biológica

Laboratorio de Fisicoquímica II

Nombre y número de la práctica realizada

Número de equipo

Nombre completo de los integrantes del equipo

Sección

Fecha de entrega

2. Índice de contenido

3. Objetivo(s)

4. Fundamento (marco teórico, máximo 1 cuartilla)

5. Materiales (equipos y reactivos) y hojas de seguridad

6. Diagrama de flujo

7. Desarrollo experimental

8. Resultados y observaciones (incluir cálculos con unidades, tablas de resultados con los nombres de las variables y sus unidades, gráficas con nombres de las variables y sus unidades, etc.)

9. Conclusiones (incluir al menos una aplicación en la industria, en la investigación científica o en la vida cotidiana)

10. Bibliografía real

“Lis de Veracruz: Arte, Ciencia, Luz”

www.uv.mx

