Manual de Prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica

Elaborado por:	Revisado por:	Autorizado por:	Vigente desde:
Dr. Rogelio Soto Ayala M. en E. Antonia del Carmen Pérez León M. en C. Alfredo Velásquez Márquez Dra. Ana Laura Pérez Martínez Quím. Esther Flores Cruz Dr. Ehecatl Luis David Paleo González M. en C. Miguel Angel Jaime Vasconcelos	M. en E. Antonia del Carmen Pérez León M. en C. Alfredo Velásquez Márquez Dra. Ana Laura Pérez Martínez Quím. Esther Flores Cruz Dr. Ehecatl Luis David Paleo González M. en C. Miguel Angel Jaime Vasconcelos	M. en I. Mayverena Jurado Pineda	30 de enero de 2026

Índice de prácticas

Práctica	Nombre	Página
1	EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD	3
2	PROPIEDADES MAGNÉTICAS	11
3	EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO	21
4	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	27
5	CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	35
6	EQUILIBRIO QUÍMICO	47
7	TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.	58
8	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO	70
9	CINÉTICA QUÍMICA	81
10	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE. DETERMINACIÓN DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE	93

Práctica 1

EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Ninguno	Ninguno

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Conocerá las reglas básicas de higiene y seguridad que se deben aplicar en un Laboratorio de Química.
2. Se enterará del uso y de las precauciones que hay que considerar al manipular el material y equipo que se empleará en el curso.
3. Conocerá para algunas de las sustancias químicas empleadas en el curso, sus usos y precauciones.

3. INTRODUCCIÓN

Para entender mejor los principios básicos de la Química es indispensable la experimentación. El laboratorio de Química es el lugar donde se comprueba la validez de dichos principios; ofrece también la oportunidad de conocer mejor los procesos químicos que ocurren en la naturaleza. Sin embargo, para conseguir dicho objetivo es imprescindible realizar análisis químicos confiables, y esto sólo puede lograrse, si se conoce el manejo adecuado del equipo y de los reactivos químicos que existen en el laboratorio.

Por otro lado, un aspecto fundamental que se debe considerar en un Laboratorio de Química es la seguridad, pues el trabajo en dicho lugar implica que la persona que lleva al cabo la experimentación se exponga a una gran variedad de sustancias químicas, muchas de las cuales conllevan ciertos riesgos durante su manipulación. Por lo anterior, es indispensable tener un reglamento de higiene y seguridad con el fin de reducir riesgos en el manejo del material, equipo y sustancias químicas.

Al trabajar con reactivos químicos, es necesario conocer las propiedades de las sustancias empleadas y las precauciones que deben observarse durante su manipulación. Debido a lo anterior, es necesario saber qué tipo de información puede y debe brindar la etiqueta de cualquier sustancia química.

4. REACTIVOS

Algunos reactivos que se pueden emplear son:

1) Bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$.
2) Bromuro de potasio, KBr.
3) Hidróxido de sodio, NaOH.
4) Metanol, CH_3OH.
5) Ácido clorhídrico, HCl.
6) Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

5. MATERIAL Y EQUIPO

Algunos de los materiales que se emplean en el laboratorio se muestran a continuación:

1. frascos de vidrio
2. picnómetro
3. probeta
4. matraz Erlenmeyer
5. vaso de precipitados
6. matraz aforado
7. frasco con gotero
8. piseta
9. bureta
10. pinzas de tres dedos
11. termómetro
12. cápsula de porcelana

13. émbolo de succión
14. cronómetro
15. mortero
16. pistilo
17. agitador magnético
18. tapón de hule
19. pipeta aforada
20. pipeta graduada
21. vidrio de reloj
22. espátula de doble punta
23. espátula de mango de madera
24. tubo de ensayo
25. escobillón
26. pinzas para tubo de ensayo
27. gradilla
28. embudo de vidrio

29. aparato para determinar punto de fusión
30. aparato para determinar la relación carga-masa de los rayos catódicos
31. balanza semianalítica
32. parrilla de calentamiento
33. potenciómetro
34. conductímetro
35. balanza granataria

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente dará lectura ante el grupo del reglamento interno de higiene y seguridad para el Laboratorio de Química y discutirá con el alumnado los puntos más importantes del mismo.

ACTIVIDAD 2

La figura docente mostrará al alumnado cada uno de los materiales y equipos más comunes, existentes en el laboratorio e indicará el procedimiento correcto para su uso.

ACTIVIDAD 3

La figura docente mostrará al alumnado algunos de los reactivos que se tienen en el laboratorio, indicará cuáles son sus características y los cuidados que deben tenerse durante su manipulación, así como la información que debe contener cada etiqueta.

ACTIVIDAD 4

1. Con base en lo aprendido en clase, indique qué material y equipo podría emplearse para:
   a) Medir volúmenes.
   b) Determinar densidades.
   c) Preparar disoluciones.
   d) Medir pH.
2. Indique cuál es el uso para el material o equipo siguiente:
   a) Conductímetro.
   b) Fuente de poder.
   c) Piseta.
   d) Parrilla.
3. Investigue y cite algunas otras reglas básicas de seguridad que usted considere importantes y que no hayan sido mencionadas por la figura docente.
4. Haga una inspección del laboratorio y diga si las instalaciones son las adecuadas para trabajar con seguridad.

7. FUENTES ELECTRÓNICAS

1. Huanca, A. (s. f.). Instrumentos del laboratorio de química [Publicación en línea]. Recuperado de http://monografias.com/trabajos72/instrumentos-laboratorio-quimica/instrumentos-laboratorio-quimica.shtml
2. Materiales e instrumentos de un laboratorio químico [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico.html
3. La Rosa, D., & Vargas, M. (2013, mayo 7). Materiales de laboratorio: un vistazo rápido [Entrada del blog]. Recuperado de http://laboratorio-quimico.blogspot.mx/2013/05/materiales-de-laboratorio-un-vistazo.html
4. Normas de seguridad en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/normas.html
5. Sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://ghs-sga.com/
6. La Rosa, D., & Vargas, M. (2013, noviembre 19). Códigos de color de almacenamiento para productos químicos [Entrada del blog]. Recuperado de http://laboratorio-quimico.blogspot.mx/2013/11/codigos-de-color-de-almacenamiento-para.html
7. Señales de prevención de riesgos y accidentes en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://100ciaquimica.net/labor/piclaborat1.htm
8. Señalización de recipientes y tuberías: aplicaciones prácticas [Publicación en línea]. (2006, octubre 1). Recuperado de http://interempresas.net/Quimica/Articulos/14787-Senalizacion-de- recipientes-y-tuberias-aplicaciones-practicas.html
9. Tipo y clasificación de los extintores [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://misextintores.com/lci/tipo-y-clasificacion-de-los-extintores
10. Definición, clasificación y tipos de extintores: tipos de fuegos [Entrada del blog]. (s. f.). Recuperado de http://profuego.es/definicion-tipo-y-clasificacion-de-extintores/

CUESTIONARIO PREVIO
EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

1. Cite al menos tres de los accidentes que pueden presentarse en el Laboratorio de Química y mencione cómo evitarlos.
2. Investigue las propiedades de las sustancias químicas siguientes: ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, hidróxido de sodio, bicarbonato de sodio, metanol y sulfato de cobre pentahidratado.
3. Cite al menos cinco sustancias químicas de uso común en la vida diaria.
4. Investigue cuántas clases de fuego existen y qué tipo de extintores se emplean en cada caso.
5. ¿Cuál es la información mínima que debe contener la etiqueta de un reactivo químico?
6. Dibuje los pictogramas alusivos a las características siguientes que puede tener un reactivo químico:
   a) Explosivo
   b) Oxidante o comburente
   c) Inflamable
   d) Tóxico
   e) Irritante
   f) Corrosivo
   g) Peligroso para el medio ambiente

FUENTES ELECTRÓNICAS

1. Huanca, A. (s. f.). Instrumentos del laboratorio de química [Publicación en línea]. Recuperado de http://monografias.com/trabajos72/instrumentos-laboratorio-quimica/instrumentos-laboratorio-quimica.shtml
2. Materiales e instrumentos de un laboratorio químico [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico.html
3. La Rosa, D., & Vargas, M. (2013, mayo 7). Materiales de laboratorio: un vistazo rápido [Entrada del blog]. Recuperado de http://laboratorio-quimico.blogspot.mx/2013/05/materiales-de-laboratorio-un-vistazo.html
4. Normas de seguridad en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/normas.html
5. Sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://ghs-sga.com/
6. La Rosa, D., & Vargas, M. (2013, noviembre 19). Códigos de color de almacenamiento para productos químicos [Entrada del blog]. Recuperado de http://laboratorio-quimico.blogspot.mx/2013/11/codigos-de-color-de-almacenamiento-para.html
7. Señales de prevención de riesgos y accidentes en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://100ciaquimica.net/labor/piclaborat1.htm
8. Señalización de recipientes y tuberías: aplicaciones prácticas [Publicación en línea]. (2006, octubre 1). Recuperado de http://interempresas.net/Quimica/Articulos/14787-Senalizacion-de- recipientes-y-tuberias-aplicaciones-practicas.html
9. Tipo y clasificación de los extintores [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de http://misextintores.com/lci/tipo-y-clasificacion-de-los-extintores
10. Definición, clasificación y tipos de extintores: tipos de fuegos [Entrada del blog]. (s. f.). Recuperado de http://profuego.es/definicion-tipo-y-clasificacion-de-extintores/

Práctica 2
PROPIEDADES MAGNÉTICAS

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Fuente de poder 0-10 [V], 14 [A], CD	Descarga eléctrica y daño del equipo
2	Núcleos metálicos	Al manipular inadecuadamente, se pueden caer y causar daños

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Aprenderá a utilizar el gaussómetro para la medición de la intensidad de un campo magnético.
2. Con base en los datos experimentales, clasificará a los materiales empleados en función de su comportamiento magnético.
3. Comparará la clasificación experimental de los materiales con lo que se espera para el comportamiento de sus átomos a partir de su configuración electrónica.

3. INTRODUCCIÓN

Un electrón al interior de un átomo se comporta como un pequeño imán, ya que, al ser una partícula cargada en movimiento, genera un campo magnético. Por ello, un átomo que presente electrones desapareados exhibe un magnetismo neto debido al espín. Sin embargo, las interacciones magnéticas de dos electrones en un mismo orbital y con espín (giro) opuesto, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, se cancelan mutuamente. Por lo tanto, un átomo que solo posee electrones apareados no presenta magnetismo neto.

Debido a lo anterior, las propiedades magnéticas de una sustancia pueden revelar información importante acerca de su distribución electrónica. Una sustancia paramagnética es aquella que experimenta una atracción débil al ser sometida a un campo magnético, fenómeno que se debe a que la sustancia posee electrones desapareados. Por otro lado, el magnetismo permanentemente intenso que se observa en materiales como el hierro se conoce como ferromagnetismo, y se debe al alineamiento cooperativo de los espines electrónicos de una gran cantidad de átomos.

El vapor de sodio constituye un ejemplo de una sustancia paramagnética, como lo indica la configuración electrónica del átomo de sodio:

$$_{11}Na: [Ne]\ 3s^1$$

Una sustancia diamagnética es aquella que es repelida débilmente por un campo magnético, lo cual indica que posee solamente electrones apareados. Un ejemplo de este

tipo de sustancias es el mercurio, cuya configuración electrónica para su átomo es la siguiente:

$$_{80}Hg: [Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}$$

Cuando un material magnético se coloca en un campo magnético constante, el material se magnetiza. Para cuantificar el grado de magnetización se utiliza el concepto de *permeabilidad magnética relativa*, $\mathbf{k_m}$ definido matemáticamente como:

$$k_m = \frac{\mu_N}{\mu_0}$$

donde μ_N es la permeabilidad magnética del material y μ_0 es la permeabilidad magnética del vacío, cuyo valor puede encontrarse en la literatura.

Para calcular la permeabilidad magnética, μ de los diferentes materiales que funcionan como núcleo de un solenoide, se emplea la siguiente expresión del campo magnético:

$$B = \left(\frac{\mu \cdot N}{2 \cdot l}\right) \cdot I$$

donde:

B = Campo magnético.
μ = Permeabilidad magnética del núcleo del solenoide.
N = Número de espiras del conductor.
I = Corriente que pasa a través del conductor.
l = Longitud del conductor.

Puesto que el número de espiras del conductor y la longitud del solenoide son constantes, se puede determinar la permeabilidad magnética del núcleo (μ) variando la corriente (I) y determinando con el gaussómetro la magnitud del campo magnético generado (B).

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) Un solenoide (800 vueltas del conductor (N=800), l=14 [cm]) con cables de conexión banana-banana.
b) Dos núcleos (hierro y aluminio).
c) Un gaussómetro con punta axial.
d) Una fuente de poder (PASCO 0-10 [**V**], 14 [**A**], CD).

5. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del equipo.

ACTIVIDAD 2

<u>Puesta a punto de la fuente de poder</u>

1. Conecte en paralelo los cables banana-banana del solenoide a la fuente (rojo-rojo y negro-negro).

2. Conecte la fuente a la toma de corriente.

3. Verifique que el botón selector de **0-24 [V] DC** y el botón selector de medición de *intensidad de corriente* en **Amperes** estén oprimidos.

4. Gire lentamente la perilla de la fuente y observe si existe la lectura de corriente.

   Si no se detecta lectura, regrese la perilla al cero, oprima una sola vez el botón verde del solenoide y vuelva a girar la perilla hasta obtener lectura.

   Una vez verificado el funcionamiento, regrese la perilla a cero y corte la corriente del solenoide con el botón verde.

ACTIVIDAD 3

Toma de lecturas

1. Durante la toma de lecturas evite usar anillos, relojes u otros objetos metálicos.

PRECAUCIÓN:

No coloque ni retire núcleos mientras esté circulando corriente por el solenoide.

2. Todas las mediciones se realizarán variando la corriente de 0.2 [A] a 2.0 [A], en intervalos de 0.2 [A].

ACTIVIDAD 4
Medición del campo magnético para los distintos núcleos

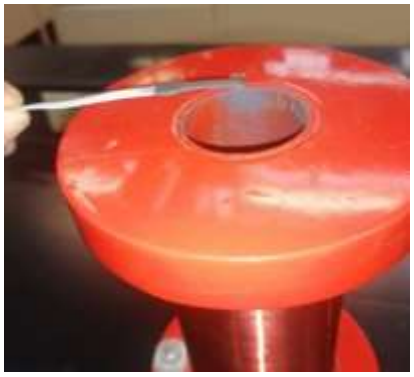
El procedimiento descrito a continuación es el mismo para los núcleos de aire, aluminio e hierro y se debe realizar en el mismo orden: primero aire, después aluminio y finalmente hierro.

1. Asegúrese de que la corriente eléctrica que registra la fuente esté en cero.

2. Coloque el núcleo correspondiente dentro del solenoide (si aplica).

3. Encienda el gaussómetro y seleccione la opción DC.

4. Coloque la punta axial del gaussómetro de forma horizontal, aproximadamente a 1–2 cm por encima del centro del solenoide, evitando que se mueva.



5. Varíe la corriente desde 0.2 A hasta 2.0 A y registre el valor del campo magnético para cada corriente.

6. Al finalizar las lecturas:
   - regrese la corriente a cero,
   - corte el paso de corriente,
   - retire la punta y
   - apague el gaussómetro.

7. Registre los datos obtenidos en las Tablas 1, 2 y 3, según el núcleo utilizado.

Tabla 1. Datos para determinar la permeabilidad magnética del aire.

Intensidad de corriente eléctrica $I[A]$	Campo magnético en Gauss $B[G]$	Campo magnético en Tesla $B[T] = B[G]\ x \left(\frac{1\ [T]}{10\ 000\ [G]}\right)$
0		
0.2		
0.4		
0.6		
0.8		
1.0		
1.2		
1.4		
1.6		
1.8		
2.0		

Tabla 2. Datos para determinar permeabilidad magnética del aluminio.

Intensidad de corriente eléctrica $I[A]$	Campo magnético en Gauss $B[G]$	Campo magnético en Tesla $B[T] = B[G]\ x \left(\frac{1\ [T]}{10\ 000\ [G]}\right)$
0		
0.2		
0.4		
0.6		
0.8		
1.0		
1.2		
1.4		
1.6		
1.8		
2.0		

Tabla 3. Datos para determinar permeabilidad magnética del hierro.

Intensidad de corriente eléctrica $I[A]$	Campo magnético en Gauss $B[G]$	Campo magnético en Tesla $B[T] = B[G]\ x\left(\frac{1\ [T]}{10\ 000\ [G]}\right)$
0		
0.2		
0.4		
0.6		
0.8		
1.0		
1.2		
1.4		
1.6		
1.8		
2.0		

ACTIVIDAD 5

1. Para el aire y cada uno de los núcleos trace una gráfica $B[T] = f(I[A])$.

$$B[T] = \left(\frac{\mu \cdot N}{2 \cdot l}\right) \cdot I$$

La pendiente de la recta es igual a $\frac{\mu \cdot N}{2 \cdot l}$.
Para el solenoide usado: $N = 800$ y $l = 0.14\ [m]$.

2. Ajuste los datos experimentales mediante una regresión lineal y establezca el modelo matemático que mejor se ajuste a los resultados obtenidos. Determine el valor de la pendiente de la recta en cada una de las gráficas.

3. Calcule la permeabilidad magnética (μ) del aire y de cada núcleo a partir de la pendiente obtenida.

Tabla 4. Permeabilidad magnética de los materiales	
Material	$\mu \left[\frac{T \cdot m}{A}\right]$
Aire	
Aluminio	
Hierro	

4. Evalúe la permeabilidad magnética relativa respecto del aire (**k'$_m$**) del aluminio y del hierro:

$$k'_m = \frac{\mu_{núcleo}}{\mu_{aire}}$$

5. Con base en el siguiente criterio clasifique el comportamiento magnético del hierro y el aluminio.

- Si k'm > 1, el material es paramagnético
- Si k'm < 1, el material es diamagnético
- Si k'm > 10, el material es ferromagnético

6. Compare y explique sus resultados con base en las configuraciones electrónicas de los átomos de aluminio e hierro.

6. BIBLIOGRAFÍA

1. Jaramillo, E. (1998). *Electricidad y magnetismo*.
2. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
3. Wilson, J. D. (1984). *Física con aplicaciones*.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.

CUESTIONARIO PREVIO
PROPIEDADES MAGNÉTICAS.

1. Defina los conceptos siguientes:
   a. Diamagnetismo
   b. Paramagnetismo
   c. Ferromagnetismo
2. ¿Qué es un solenoide y qué diferencia existe entre éste y una bobina?
3. Investigue la expresión matemática que relaciona la corriente eléctrica que circula a través de un solenoide, con el campo magnético generado en su interior. Defina cada uno de los términos que aparecen en dicha expresión.
4. ¿Qué establecen el principio de exclusión de Pauli y la regla de multiplicidad de Hund?
5. Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de Fe y Al e indique cómo es el carácter magnético con base en la distribución de sus electrones.
6. ¿Cuál es el valor del campo magnético terrestre en la Ciudad de México?

BIBLIOGRAFÍA

1. Jaramillo, E. (1998). *Electricidad y magnetismo*.
2. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
3. Wilson, J. D. (1984). *Física con aplicaciones*.
4. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.

Práctica 3
EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Parrilla eléctrica	Si no se usa con precaución, puede provocar quemaduras en la piel.
3	Manejo de reactivos químicos	Su manejo requiere lavado de manos al tener contacto con ellos.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Determinará experimentalmente el porcentaje de agua contenido en el sulfato de cobre pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).
2. Obtendrá cristales de sulfato de cobre pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) y con base en su forma identificará el tipo de celda unitaria que presentan.

3. INTRODUCCIÓN

El sulfato de cobre, $CuSO_4$, es un sólido de color ligeramente gris; sin embargo, el $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, es un sólido cristalino de color azul (de ahí que se le llame también vitriolo azul), dicho color azul es debido a la presencia de iones Cu^{2+}, los cuales se encuentran rodeados por moléculas de agua dentro de la propia estructura del cristal.

Con base en la fórmula del $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, se puede establecer también que en la estructura cristalina hay cinco moléculas de agua por cada unidad de $CuSO_4$; en otras palabras, si pesamos cierta cantidad de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, una parte de la masa corresponde al $CuSO_4$ y otra parte al H_2O; así también, se puede decir que el $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, contiene cierto porcentaje de agua que se puede determinar mediante una serie de cálculos sencillos.

La estructura cristalina es una característica que poseen muchas sustancias sólidas (sólidos cristalinos) y que se relaciona con el grado de orden que presentan las partículas que las integran. Este orden queda descrito por una unidad tridimensional simple conocida como celda unitaria que está definida por una serie de parámetros que describen sus dimensiones. Existen siete celdas unitarias que generan 14 sistemas cristalinos conocidos como redes de Bravais que son arreglos tridimensionales nanoscópicos.

En el proceso de cristalización, la formación de un monocristal depende de diferentes factores y uno de los más importantes es la solubilidad del compuesto que se desea cristalizar, en el disolvente que se desea emplear.

4. MATERIAL

a) 1 pipeta graduada de 5 [ml].
b) 1 propipeta.
c) 1 vaso de precipitados de 50[ml].
d) 1 pinzas para cristales.
e) 1 espátula de doble punta.
f) 1 piseta.
g) 1 balanza semianalítica.
h) 1 parrilla eléctrica.
i) 1 pinzas para tubos de ensayo.
j) 1 lupa.

5. REACTIVOS

a) Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, triturado.
b) Agua destilada .

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del material, equipo y las sustancias químicas que se utilizarán.

ACTIVIDAD 2.

Determinación del contenido de agua en los cristales de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

1. Pese, con ayuda de la balanza semianalítica, un vaso de precipitados de 50 [ml] y anote su masa, ésta será la masa del vaso (m_v).

2. Pese en el vaso anterior, 2 [g] de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ($m_{v + CuSO4 \cdot 5H2O}$).

3. Coloque sobre la parrilla el vaso con el $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, tápelo con un pedazo de papel, gire la perilla de calentamiento a la mitad y manténgalo así hasta que los cristales pierdan su color azul intenso; en ese momento se suspende el calentamiento, pero no se retira de la parrilla hasta que se obtenga el $CuSO_4$ anhidro, que presenta un color ligeramente gris. Anote sus observaciones.

4. Con ayuda de las pinzas para tubo de ensayo, retire el vaso de la parrilla y colóquelo sobre la superficie metálica de la tarja para que alcance la temperatura ambiente.

5. Pese el vaso con ayuda de la balanza para obtener la masa del vaso más el sulfato de cobre anhidro: $m_{vaso+CuSO_4}$. Determine por diferencia la masa de $CuSO_4$ anhidro (blanco): m_{CuSO4}, para ello debe restar la masa del vaso con el sulfato de cobre anhidro, $m_{vaso+CuSO_4}$ menos la masa del vaso vacío, m_{vaso}:

$$m_{CuSO_4} = m_{vaso+CuSO_4} - m_{vaso}$$

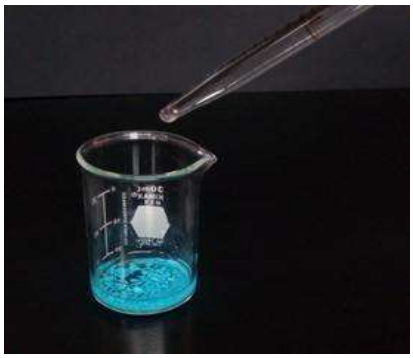
6. También por diferencia, se determina la cantidad de agua (m_{H2O}) que había en los gramos iniciales de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Complete la tabla siguiente.

	m_{vaso} [g]	$m_{vaso+CuSO4}$ [g]	m_{CuSO4} [g]	m_{H2O} [g]	[%] m/m de agua
Vaso					

ACTIVIDAD 3

Obtención de cristales de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

1. Con ayuda de la pipeta, adicione 3.5 [ml] de agua destilada en el vaso. Caliente con la perilla a medio giro y agite constantemente con movimientos circulares el vaso sobre la parrilla (no utilice la espátula como agitador), hasta la total disolución del sólido (evite la evaporación del disolvente). Posteriormente, déjelo en la superficie metálica de la tarja, procurando no moverlo en adelante. Anote sus observaciones.



2. Con ayuda de la lupa, identifique el tipo de cristales que se obtienen.

MANEJO DE RESIDUOS

La disolución sobresaturada y los cristales obtenidos se verterán en el frasco etiquetado como RESIDUOS DE $CuSO_45H_2O$. Si los cristales de su vaso quedan adheridos a las paredes, retírelos con ayuda de una espátula y viértalos en el recipiente para residuos.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.
5. Kotz, J. C., Treichel, P. M., & Weaver, G. C. (1999). *Química y reactividad química*.

CUESTIONARIO PREVIO

EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO

1. Establezca las diferencias entre cristalización, precipitación, sedimentación y deposición.
2. ¿Cuáles son las principales celdas unitarias de los cristales?
3. ¿Qué tipo de celda unitaria presenta el sulfato de cobre pentahidratado?
4. Defina los términos siguientes:
   a) Solubilidad
   b) Disolución insaturada
   c) Disolución saturada
   d) Disolución sobresaturada
5. ¿Qué factores afectan al proceso de cristalización? Justifique su respuesta.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

Kotz, J. C., Treichel, P. M., & Weaver, G. C. (1999). *Química y reactividad química*.

Práctica 4
PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Sustancias químicas	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Preparará disoluciones de diferentes concentraciones mediante el manejo del material adecuado.
2. Medirá la conductividad de las disoluciones preparadas utilizando el equipo conveniente.
3. Clasificará los solutos empleados como electrólitos no electrólitos.
4. Comprenderá la relación que hay entre la concentración de un electrólito y su conductividad.

3. INTRODUCCIÓN

Cuando los reactivos están en la fase líquida es relativamente fácil el control de las reacciones químicas. Si las sustancias de interés existen en la fase sólida o en la gaseosa se procura incorporarlas a la fase líquida, mezclándolas con otra sustancia que se encuentre en esta fase; por tal razón, se introduce el concepto de disolución. Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Frecuentemente, las disoluciones consisten en una sustancia, el soluto, disuelto en otra sustancia, el disolvente, que por lo general es agua.

La concentración de las disoluciones se expresa en función de la cantidad de soluto disuelto en una masa o volumen determinado de disolución o de disolvente; por lo que, existen varias formas de expresar la concentración. Algunas unidades de concentración comúnmente empleadas son la molaridad, la normalidad, la molalidad y los porcentajes en masa o en volumen.

Se sabe que una disolución que contenga un electrolito será capaz de transportar la corriente eléctrica. A este fenómeno se le llama conducción electrolítica. Los iones del electrólito deben moverse libremente para que se presente la conducción electrolítica.

La naturaleza iónica de un compuesto puede determinarse experimentalmente observando qué tan eficazmente transporta la corriente eléctrica una disolución acuosa del mismo.

Ahora bien, las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes reflejan la manera en que los átomos interactúan entre sí. Una de estas propiedades es la conductividad

electrolítica de los compuestos en disolución acuosa, la cual se estimará con cada una de las disoluciones que el estudiante prepare. Además, se observará la influencia de la concentración de las disoluciones en la conductividad.

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) 2 matraces volumétricos de 100 [ml].
b) 1 matraz volumétrico de 50 [ml].
c) 1 matraz volumétrico de 25 [ml].
d) 3 vasos de precipitados de 100 [ml].
e) 1 vaso de precipitados de 30 [ml]
f) 1 pipeta volumétrica de 10 [ml].
a) 1 embudo de vidrio de filtración rápida
b) 1 piseta.
c) 1 espátula.
d) 1 varilla de vidrio.
e) 1 conductímetro.
f) 1 propipeta.
g) 1 balanza semianalítica.

5. REACTIVOS

1) Agua destilada.
2) Acetato de sodio, CH_3COONa.
3) Bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$.
4) Nitrato de potasio, KNO_3.
5) Sulfato de magnesio heptahidratado, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.
6) Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
7) Sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente verificará que los estudiantes posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y dará las recomendaciones necesarias para el manejo del material, equipo y sustancias químicas que se utilizarán.

ACTIVIDAD 2

Prepare cuatro disoluciones de diferentes concentraciones, utilice el soluto asignado por la figura docente, de acuerdo con las indicaciones siguientes:

Preparación de la disolución madre

1. Calcule la cantidad necesaria, en gramos del soluto, para preparar 100 [ml] de una disolución 0.05 [M].

2. Pese con cuidado, en un vaso de precipitados, los gramos del soluto que calculó en el paso anterior y disuélvalos en 50 [ml] de agua destilada.
3. Trasvase la disolución preparada a un matraz volumétrico de 100 [ml] con ayuda del embudo. Lave, al menos tres veces, con la mínima cantidad de agua tanto el vaso como el embudo auxiliándose de una piseta. Asegúrese de no dejar nada de reactivo en el vaso de precipitados.
4. Añada agua destilada hasta la marca del aforo del matraz, tápelo y agítelo para mezclar perfectamente la disolución. La disolución así preparada es la disolución madre.
5. Trasvase la disolución a un vaso de precipitados previamente etiquetado.

ACTIVIDAD 3

Preparación de disoluciones diluidas

1. De la disolución madre tome 10 [ml] con la pipeta volumétrica y viértalos en el otro matraz volumétrico de 100 [ml].
2. Añada agua hasta la marca del aforo del matraz, tápelo y agítelo para mezclar perfectamente la disolución. Esta es la disolución 1.
3. Repita los pasos 1 y 2 de esta actividad para preparar las disoluciones 2 y 3. Use los matraces volumétricos de: 50 y 25 [ml] respectivamente. La disolución 2 será la de 50 [ml] mientras que la disolución 3, será la de 25 [ml].
4. Vierta cada una de las tres disoluciones preparadas en esta actividad en vasos de precipitados etiquetados. Tenga mucho cuidado de no mezclar las disoluciones, ya que se producirían resultados erróneos.
5. Calcule la concentración molar de las disoluciones 1, 2 y 3. Recuerde que la concentración molar de la disolución madre es 0.05 [M].
   Anote sus resultados en la siguiente tabla:

Tabla 1. Concentración molar de las disoluciones diluidas.

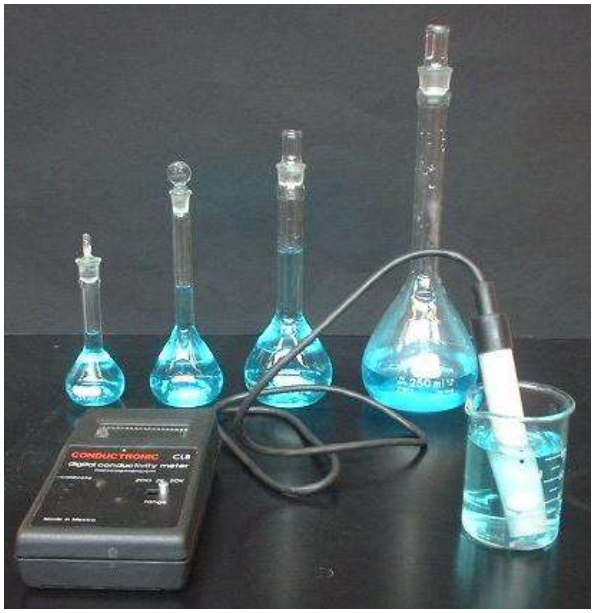
Disoluciones diluidas	Disolución 1 100 [ml] **Concentración Molar =** _____ [M]	Disolución 2 50 [ml] **Concentración Molar =** _____ [M]	Disolución 3 25 [ml] **Concentración Molar =** _____ [M]

ACTIVIDAD 4

Toma de lecturas

El alumnado llevará a cabo los pasos siguientes para determinar la conductividad de las disoluciones 1, 2 y 3 únicamente. **No se determinará la conductividad de la disolución madre**. Es importante que haga las mediciones comenzando de la disolución más diluida a la más concentrada.

a) Sin encender el conductímetro, sumergirá el electrodo en la disolución y lo moverá para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado atrapadas, asegurando que el nivel del líquido se encuentre arriba de los orificios y posteriormente encenderá el equipo.



b) Seleccionará la escala adecuada siguiendo las instrucciones de la figura docente, tomará la lectura de conductividad en [µS/cm] y registrará sus resultados en la tabla.

En el conductímetro CONDUCTRONIC (mostrado en la imagen anterior) la lectura es directa en las escalas de 200 y 2K, pero en la escala de 20K, debe multiplicar el valor que indique la pantalla por 1000.

En el conductímetro LEYBOLD DIDACTIC la lectura en la escala de 200 [µS] es directa, pero en las escalas de 2 [µS] y 20 [µS] debe multiplicar el valor que indique la pantalla por 1000.

c) Después de cada medición apagará el equipo antes de retirar el electrodo de la disolución y al finalizar todas las mediciones enjuagará el electrodo con agua destilada.

NOTA: Si el conductímetro presenta variaciones importantes en la lectura, no funciona o indica que la batería está baja, reporte la falla con el personal del laboratorio (laboratorista,

ayudantes o responsable del laboratorio). No retire la batería del equipo ni lo encienda cuando la celda esté fuera de la disolución.

NOTA: Cada brigada determinará la conductividad de las disoluciones que ha preparado a partir del soluto que le fue asignado por la figura docente. Posteriormente los resultados se compartirán entre las brigadas para llenar la tabla 2.

Tabla 2. Conductividad experimental de las disoluciones.

Disoluciones	Disolución 1 100 [ml] **Concentración Molar = _____**	Disolución 2 50 [ml] **Concentración Molar = _____**	Disolución 3 25 [ml] **Concentración Molar = _____**
	Conductividad [µS/cm]	Conductividad [µS/cm]	Conductividad [µS/cm]
$CH_3COONa_{(ac)}$			
$NaHCO_{3\,(ac)}$			
$KNO_{3\,(ac)}$			
$MgSO_4 \cdot 7H_2O_{(ac)}$			
$CuSO_4 \cdot 5H_2O_{(ac)}$			
$C_{12}H_{22}O_{11\,(ac)}$			

MANEJO DE RESIDUOS

Viertan la disolución preparada a la tarja.

Si la brigada usó $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ como soluto vierta la disolución madre en el vaso de precipitados etiquetado como RESIDUOS DE $CuSO_4 5H_2O$. Las disoluciones diluidas de este soluto viértanlas a la tarja.

ACTIVIDAD 5

Con los datos de la tabla 2, trace una gráfica de la conductividad [$\mu S \cdot cm^{-1}$] (ordenadas) en función de la concentración molar [M] (abscisas) **para cada uno de los solutos**. ¿Cuál es el comportamiento observado de la conductividad respecto a la concentración en cada gráfica?

1. Establezca los modelos matemáticos correspondientes a cada soluto de la gráfica obtenida en el punto anterior.
2. Con base en el modelo matemático obtenido para el soluto asignado por la figura docente, infiera lo siguiente:
   a) Si se toman 10 [ml] de la disolución madre y se lleva a un volumen de 250 [ml]:

i. ¿Cuál será la conductividad de la disolución preparada?
ii. ¿Cuántos gramos de soluto hay en la disolución preparada?

b) ¿Qué cantidad de soluto se debe de emplear para preparar una disolución de 100 [ml] que presente una conductividad de 16500 [$\mu S \cdot cm^{-1}$]? ¿Será posible realizarlo experimentalmente? Explique su respuesta.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO
PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

1. Defina concentración molar.
2. ¿Cómo influye el agua de hidratación presente en algunos sólidos, al calcular la concentración o la masa de soluto en una disolución?
3. ¿Cómo afecta la pureza del reactivo químico en la preparación de las disoluciones?
4. Defina: enlace químico, enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico
5. Indique en qué sustancias se presenta de manera preferente los siguientes enlaces: el enlace iónico, el enlace covalente y el enlace metálico.
6. Mencione las propiedades físicas más representativas de los compuestos iónicos y de los compuestos moleculares. Explique, cuál o cuáles de estas propiedades le permiten distinguir a un compuesto iónico de un compuesto molecular.
7. Investigue los términos siguientes: electrólito fuerte, electrólito débil, no electrólito y conducción electrolítica.
8. Investigue de qué parámetros depende la resistencia eléctrica.
9. Investigue las unidades, en el S.I., de la resistencia eléctrica y de su inversa, la conductividad eléctrica.
10. ¿Qué sucede con la conductividad del agua destilada si se le agregan unas gotas de ácido sulfúrico?
11. ¿El agua de la llave conduce la electricidad? Explique.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

Práctica 5
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio.	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Termómetro.	La densidad del mercurio puede romper la ampolla donde está contenido. La manipulación inapropiada puede romper el instrumento, lo que genera fragmentos punzo-cortantes e intoxicación.
3	Sustancias químicas.	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica, debido a que algunas sustancias químicas son corrosivas. En caso de algún derrame, avise inmediatamente a la figura docente.
4	HCl concentrado	El HCl concentrado es una sustancia corrosiva que debe manejarse con precaución ya que puede causar desde irritación cutánea hasta quemaduras graves. Es importante evitar el contacto con los ojos ya que causa lesiones oculares. Asimismo, se debe evitar su inhalación directa ya que puede causar irritación de las vías respiratorias. Se recomienda el uso de guantes al manipularlo.
5	Jeringa.	Su manipulación requiere el uso de guantes y lentes de seguridad, ya que contiene ácido clorhídrico. Debe manipularse de manera cuidadosa ya que tiene una aguja.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Conocerá las relaciones estequiométricas que existen entre reactivos y productos en una reacción química.
2. Comprenderá el concepto de reactivo limitante y reactivo en exceso en una reacción química.
3. Calculará las cantidades de reactivos que reaccionaron para producir una determinada cantidad de producto.
4. Determinará el rendimiento porcentual de una reacción química.

3. INTRODUCCIÓN

En una gran cantidad de procesos químicos industriales es muy importante conocer la cantidad real de productos obtenidos, así como la cantidad teórica que se podría obtener a partir de cierta cantidad de reactivos. La estequiometría es una parte de la química que se encarga del estudio de éste y otros aspectos.

Cuando se efectúa una reacción química, es frecuente que los reactivos que se mezclan no estén presentes en las cantidades estequiométricas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada y esto da lugar a que uno de los reactivos se consuma primero. A este reactivo, se le conoce como **reactivo limitante** y la razón por la que se consume en primer término obedece a que se encuentra en ***menor cantidad estequiométrica*** respecto a los otros reactivos. Por su parte, el calificativo “limitante” surge como descripción de lo que provoca su ausencia, ya que una vez que se ha consumido, la reacción química no puede continuar y se limita la cantidad de productos que se puede obtener. Los otros reactivos, presentes en cantidades mayores que aquellas requeridas para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante presente, se llaman reactivos en exceso.

Para evaluar la eficiencia de una reacción se calcula el **rendimiento porcentual**, un parámetro que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico y se define como:

$$Rendimiento\ porcentual = \frac{Rendimiento\ real}{Rendimiento\ teórico}\ x\ 100$$

El ***Rendimiento real*** representa la cantidad de sustancia, la masa o el volumen que se obtiene experimentalmente de uno de los productos de la reacción, mientras que el ***Rendimiento teórico*** es la cantidad de sustancia, la masa o el volumen que se debe obtener del mismo producto, de acuerdo con las relaciones estequiométricas indicadas en la ecuación química y la identificación de un reactivo limitante.

En esta práctica se llevará a cabo la obtención de un gas a partir de una reacción química. La cantidad de gas obtenida experimentalmente (rendimiento real) se usará para calcular el rendimiento porcentual de la reacción al compararse con la cantidad de gas que se debería obtener con base en las relaciones estequiométricas pertinentes.

4. MATERIAL

a) 1 balanza semianalítica.
b) 1 probeta de 100 [ml].
c) 1 tubo de ensayo con septum de hule.
d) 2 soportes universales.
e) 1 anillo metálico.
f) 1 pinza de tres dedos con sujetador.
g) 1 jeringa de plástico de 3 [ml] con aguja.
h) 1 manguera de hule con aguja adaptada.
i) 1 recipiente de plástico.
j) 1 vaso de precipitados de 100 [ml].
k) 1 espátula con mango de madera.
l) 1 termómetro de -10 a 120 [ºC]

5. REACTIVOS

1) Cinc metálico granular, Zn.
2) Disolución comercial al 37.6 [%] en masa de ácido clorhídrico, HCl, y densidad de 1.19 [g/cm^3].

6. DESARROLLO

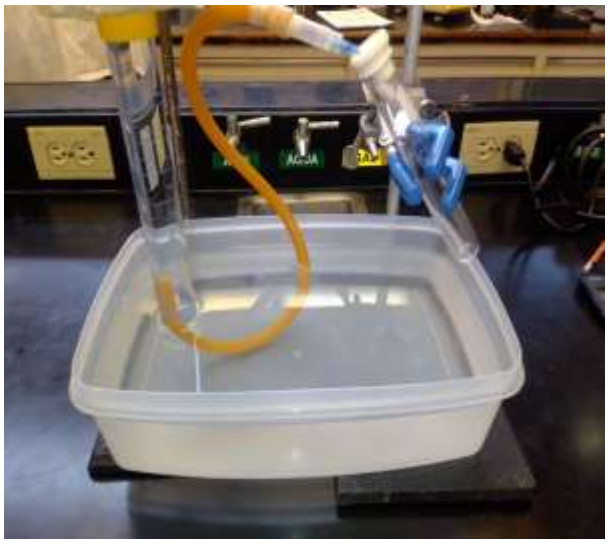
ACTIVIDAD 1.
La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.
Obtención de hidrógeno.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:

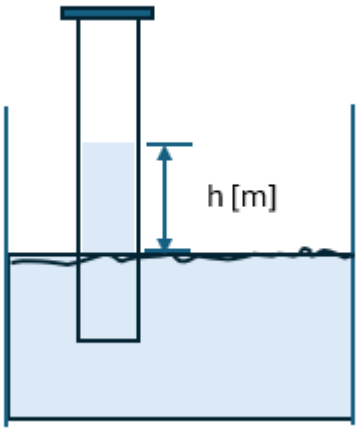
$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow H_{2\,(g)} + ZnCl_{2\,(ac)}$$

Coloque dentro del tubo de ensayo 0.10 [g] de cinc metálico, tape el tubo con el septum e inserte la aguja unida a la manguera de hule. Introduzca el otro extremo de la manguera en la boca de la probeta, la cual deberá estar llena de agua y en posición invertida dentro del recipiente de plástico con agua como se muestra en la imagen. Evite que el interior de la probeta quede con aire.



2. Adicione 0.5 [ml] de la disolución comercial de ácido clorhídrico (HCl al 37% m/m y densidad 1.19 [g/cm^3]) al tubo de ensayo, utilice la jeringa, con la cual perforará el septum de hule para adicionar el ácido. Realice esta operación con cuidado, si tiene dudas solicite el apoyo del personal docente.

3. Mida y anote el volumen de hidrógeno gaseoso recolectado en la probeta durante su experimento.
4. Mida la temperatura del agua, esta será la temperatura de recolección del gas.
5. Mida la altura de la columna de agua que quedó al interior de la probeta al terminar la recolección del gas.



6. Calcule el **rendimiento experimental** de la reacción como la ***cantidad de sustancia de hidrógeno (H_2)*** que se obtuvo **experimentalmente**: $n_{H_2,exp}$.

   Use la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev (Ecuación del gas ideal).

   Es importante que en su cálculo considere la presión de H_2 y no la presión atmosférica de forma directa. Revise el apéndice de esta práctica para conocer cómo se obtiene la presión de H_2.

7. Realice los cálculos necesarios para obtener el **rendimiento teórico** como la **cantidad de sustancia de hidrógeno (H_2)** que se debe obtener de acuerdo con las relaciones estequiométricas establecidas en la ecuación química. Para ello haga lo siguiente:

   a. Calcule la cantidad de sustancia de cada reactivo.
   b. Identifique al reactivo limitante
   c. A partir del reactivo limitante obtenga la cantidad de sustancia de hidrógeno (H_2), esto representa el rendimiento teórico.

8. Calcule el rendimiento porcentual.

$$Rendimiento\ porcentual = \frac{Rendimiento\ real}{Rendimiento\ teórico}\ x\ 100$$

MANEJO DE RESIDUOS

El líquido que queda en el tubo de ensayo al término de la reacción se vierte en el frasco etiquetado como RESIDUOS DE OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO.

Limpieza de la jeringa

Enjuague la jeringa un par de veces en el líquido del frasco etiquetado como RESIDUOS DE OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO, para ello extraiga y libere el líquido del frasco. Posteriormente, enjuague con agua un par de veces más, seque con cuidado la aguja con ayuda de un trozo de papel y tápela. Así dejará la jeringa limpia para el próximo grupo que la ocupará.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
2. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
3. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO
CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

1. Balancee las ecuaciones químicas siguientes:

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

$$Cr_2O_3 + Cl_2 + C \rightarrow CrCl_3 + CO$$

2. Establezca las relaciones estequiométricas en gramos, en moles y en entidades fundamentales para las reacciones anteriores, y demuestre que se cumple la ley de la conservación de la masa.

3. ¿Cómo determina cuál es el reactivo limitante en una reacción química? Dé un ejemplo.

BIBLIOGRAFÍA

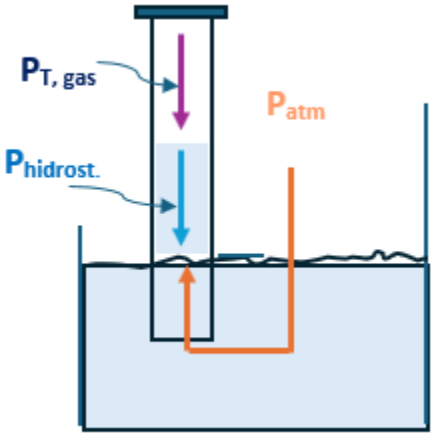
1. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
2. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
3. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

APÉNDICE

Cálculo de la presión de H_2.

En el experimento, el H_2 se recolecta sobre agua y esta operación tiene como consecuencia que la presión del gas recolectado no sea igual a la de la presión atmosférica, debido a dos razones:

1) Al ser recolectado sobre agua, el H_2 se mezcla con vapor de agua. Tenemos por lo tanto una mezcla de dos gases: H_2 y H_2O, cuya suma de presiones nos da la presión total del gas recolectado: $P_{T,\,gas}$.
2) Al terminar la evolución del gas queda una columna de agua remanente dentro de la probeta cuya presencia genera una presión hidrostática: $P_{hidrost}$.



Estos dos aspectos provocan que el balance de presiones del sistema quede descrito por la siguiente expresión:

$$P_{atm} = P_{T,gas} + P_{hidrost.}$$

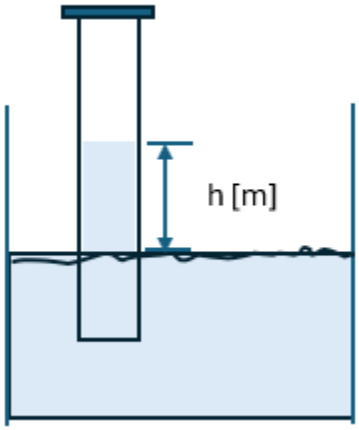
En donde, la presión total del gas recolectado se calcula como la suma de las presiones de cada gas, de acuerdo con la ley de presiones de Dalton:

$$P_{T,gas} = P_{H_2} + P_{V(H_2O)}$$

Mientras que la presión hidrostática se obtiene con:

$$P_{hidrost.} = \rho g h$$

En donde ρ = 1000 [kg/m^3] y g = 9.78 [m/s^2]. Asimismo, $\boldsymbol{h}$ representa la altura de la columna de agua, expresada en metros y es un parámetro que se debe medir durante el experimento.



Así, tenemos:

$$P_{hidrost.} = 1000\left[\frac{kg}{m^3}\right] \cdot 9.78\left[\frac{m}{s^2}\right] \cdot h$$

Si la presión atmosférica en la Cd. De México es de 77 993.59 [Pa] entonces nuestro balance de presiones:

$$\boldsymbol{P_{atm} = P_{H_2} + P_{V(H_2O)} + P_{hidrost.}}$$

queda descrito como:

$$\boldsymbol{77\,993.59\,[Pa] = P_{H_2} + P_{V(H_2O)} + \left(1000\left[\frac{kg}{m^3}\right] \cdot 9.78\left[\frac{m}{s^2}\right] \cdot h\right)}$$

Al despejar la presión de H_2: P_{H_2}, tenemos:

$$P_{H_2} = 77\,993.59\ [Pa] - P_{V(H_2O)} - \left(1000\ \left[\frac{kg}{m^3}\right] \cdot 9.78\ \left[\frac{m}{s^2}\right] \cdot h\right)$$

De esta expresión, nos falta conocer: h y la presión de vapor del agua: $P_{V(H_2O)}$.

Como hemos visto, h se obtiene al terminar el experimento y representa la altura de la columna de agua mientras que la $P_{V(H_2O)}$ se obtiene a partir de la temperatura del agua y la siguiente tabla:

Tabla 1. Presión de vapor de agua ($P_{V(H_2O)}$) en función de la temperatura.

T [°C]	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
P [Pa]	1227.76	1312.43	1402.29	1497.35	1598.14	1704.93	1817.73	1937.18	2063.44	2196.76
T [°C]	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29
P [Pa]	2337.82	2486.47	2643.39	2808.85	2983.37	3167.22	3360.94	3564.92	3779.57	4242.87

En la tabla hay que identificar la temperatura registrada experimentalmente y usar como dato el valor correspondiente de presión de vapor de agua: $P_{V(H_2O)}$.

Ejemplo:

Si la temperatura registrada en el experimento fue de 13 [°C] se usa el valor de 1497.35 [Pa] como dato de $P_{V(H_2O)}$:

$$P_{H_2} = 77\,993.59\ [Pa] - P_{V(H_2O)} - \left(1000\ \left[\frac{kg}{m^3}\right] \cdot 9.78\ \left[\frac{m}{s^2}\right] \cdot h\right)$$

$$P_{H_2} = 77\,993.59\ [Pa] - 1497.35\ [Pa] - \left(1000\ \left[\frac{kg}{m^3}\right] \cdot 9.78\ \left[\frac{m}{s^2}\right] \cdot h\right)$$

Una vez obtenido el valor de la presión parcial de hidrógeno: $\boldsymbol{P_{H_2}}$ usamos este dato para obtener la cantidad de sustancia de hidrógeno obtenida experimentalmente ($n_{H_2,exp}$) usando la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev:

$$n_{H_{2,exp}} = \frac{\boldsymbol{P_{H_2}} V}{RT}$$

Que representa el rendimiento experimental.

Práctica 6
EQUILIBRIO QUÍMICO

1. SEGURIDAD 1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio.	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Parrilla eléctrica.	Si no se usa con precaución, puede provocar quemaduras en la piel.
3	Sustancias químicas.	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Comprobará experimentalmente la existencia del equilibrio químico.
2. Verificará experimentalmente el principio de Le Chatelier.
3. Determinará experimentalmente la constante de equilibrio del ácido acético.

3. INTRODUCCIÓN

Se conoce que una reacción química se encuentra en equilibrio químico cuando llega a un momento a partir del cual ya no se presenta ningún cambio en la concentración de reactivos ni de productos a medida que transcurre el tiempo, debido a que las rapideces de la reacción directa y de la reacción inversa son iguales. Con base en lo anterior, el equilibrio químico se ha definido como el equilibrio dinámico que asume la forma de una reacción química, tal que, para una reacción reversible se puede hacer el siguiente planteamiento:

$$\mathrm{aA}_{(ac)} + \mathrm{bB}_{(ac)} \rightleftharpoons \mathrm{cC}_{(ac)} + \mathrm{dD}_{(ac)}$$

donde a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos para las sustancias A, B, C y D, respectivamente. La expresión matemática para la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de las sustancias está dada por:

$$K_c = \frac{[productos]}{[reactivos]} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Esta expresión se basa en la ley de acción de masas, la cual relaciona las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, a una temperatura dada. La constante de equilibrio para una reacción dada se puede calcular partiendo de concentraciones conocidas de reactivos y productos en el equilibrio.

El valor de K_c permanece constante sólo para una temperatura de equilibrio dada, permitiendo predecir la dirección en la que se desplazará la reacción para lograr el equilibrio cuando se lleva al cabo un cambio de concentración de alguno de los reactivos o productos.

Lo anterior se basa en el principio de Le Chatelier, el cual establece la dirección en la que se debe desplazar el equilibrio para minimizar el efecto del cambio en la concentración, presión o temperatura en el equilibrio de una reacción.

4. MATERIAL Y EQUIPO

a) 4 vasos de precipitados de 30[ml].
b) 1 medidor de pH.
c) 1 espátula de doble punta.
d) 1 varilla de vidrio.
e) 1 probeta de 100 [ml]
f) 1 balanza semianalítica digital

5. REACTIVOS

1) Disoluciones 0.1 [M], 0.05 [M] y 0.01 [M] de ácido acético, CH_3COOH.
2) Acetato de sodio, CH_3COONa.
3) Agua destilada.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará el manejo de los reactivos que se emplearán

ACTIVIDAD 2

Determinación de la constante de equilibrio.

1. Etiquete tres vasos de precipitados de 30 [ml] con las diferentes disoluciones de ácido acético y transfiera 20 [ml] de cada disolución en el vaso correspondiente.
2. Retire la cubierta protectora de la celda del medidor de pH e introdúzcala en la disolución de 0.01 [M], procurando que la punta del electrodo quede completamente sumergida dentro del líquido (como se muestra en la figura 1). Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta. Seleccione con ayuda de la perilla el pH y enciéndalo.

***NOTA*: Evite golpear el electrodo con las paredes del vaso de precipitados.**

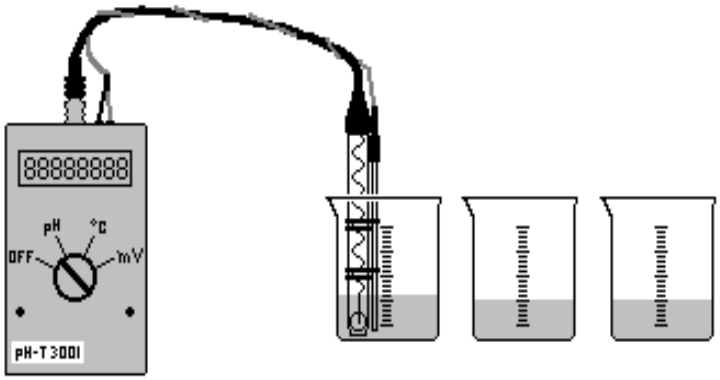


Figura 1

3. Una vez hecha la medición del pH, apague el medidor, saque el electrodo y enjuáguelo con agua destilada.

NOTA: **En caso de no enjuagar después de cada lectura, la punta del electrodo se obtendrán resultados erróneos.**

4. Repita el paso 2 y 3 para determinar el pH de las otras dos disoluciones de ácido acético.

5. Con los datos de pH, llene la tabla siguiente:

Disolución de ácido acético	pH	$[H^+]$	K_a
0.01 [M]			
0.05 [M]			
0.1 [M]			

6. En el apéndice de la práctica encontrará los cálculos que se deberán realizar para determinar la constante de equilibrio del ácido acético.

$$CH_3COOH_{(ac)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)}$$

MANEJO DE RESIDUOS

Las disoluciones de 0.05 [M] y 0.01 [M] de ácido acético se regresarán a sus respectivos recipientes.

La disolución 0.1 [M] se usará en la actividad 3.

ACTIVIDAD 3

Principio de Le Chatelier (efecto del ion común). Determinación del pKa.

1. Pese 0.2 [g] de acetato de sodio.
2. Agregue, con ayuda de la espátula, el acetato de sodio al vaso de precipitados que contiene la disolución 0.1 [M] de ácido acético y que usó en la actividad 2.
3. Agite con la varilla de vidrio para disolver por completo la sal.
4. Mida el pH con el potenciómetro.
5. Repita los pasos 1 a 4 y complete la siguiente tabla:

Tabla 1.

Evento	Masa pesada de Acetato de sodio en cada evento	Masa total de acetato de sodio agregada	pH
1	0.2 [g]	0.2 [g]	
2	0.2 [g]	0.4 [g]	
3	0.2 [g]	0.6 [g]	

MANEJO DE RESIDUOS

Al terminar el experimento se desecha a la tarja la disolución 0.1 [M] a la que se añadió el acetato de sodio.

6. A partir de la masa total, calcule para cada evento la cantidad de sustancia de acetato de sodio, así como la concentración molar de esta sal al agregarse a los 20 [ml] de disolución. Complete la siguiente tabla:

Tabla 2.

Evento	m_T CH_3COONa	n_T CH_3COONa [mol]	[CH_3COONa] [M]	[CH_3COOH] [M]	$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$
1	0.2 [g]				
2	0.4 [g]				
3	0.6 [g]				

Calcule el cociente de concentraciones $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ y trace un gráfico de:

$$pH = f\left(log_{10}\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)\right)$$

7. Revise en el apéndice de la práctica la explicación de los cálculos.

8. Determine el pKa del ácido acético y, a partir de este valor, obtenga la Ka.

9. Compare el valor de Ka promedio obtenido en la actividad 2 con el que ha obtenido en la actividad 3. ¿Cuál de los dos valores le permite obtener el valor más bajo de porcentaje de error experimental?

7. BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO
EQUILIBRIO QUÍMICO

1. ¿Qué es una reacción reversible?
2. ¿Cuáles son los factores que afectan al equilibrio químico?
3. ¿Qué establece el principio de Le Chatelier?
4. Suponiendo que la reacción reversible siguiente se lleva a cabo en un sistema cerrado:
$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(l)} + D_{(l)}$$
5. Indique hacia dónde se desplaza el equilibrio si:
   a) Hay una disminución de presión.
   b) Se adiciona $A_{(g)}$ a la mezcla de reacción.
6. ¿Cuál es la expresión matemática para calcular el pH de un ácido débil?
7. ¿Qué es un ácido monoprótico?
8. Investigue cuál es el valor de la constante de acidez del ácido acético en condiciones estándar.

BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

APÉNDICE

Actividad 2

Cuando se tiene un ácido monoprótico (HA) débil disuelto en agua, éste se disociará parcialmente, estableciendo el equilibrio siguiente:

$$HA_{(ac)} \rightleftarrows H^+_{(ac)} + A^-_{(ac)}$$

Dicho equilibrio está caracterizado por una constante, expresada por:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Por otro lado, si se considera que la concentración inicial del ácido HA es C [M], se pueden establecer entonces las relaciones siguientes:

	$HA_{(ac)} \rightleftarrows H^+_{(ac)} + A^-_{(ac)}$		
Tiempo inicial (t_0)	C	0.0	0.0
Tiempo de equilibrio (t_{eq})	C-**x**	**X**	**x**

Con base en lo anterior, y dado que $[A^-] = [H^+] =$ **X**, la expresión de la constante de equilibrio puede expresarse de la manera siguiente:

$$K_a = \frac{x^2}{C - x}$$

Como se trata del equilibrio de un ácido débil, la concentración de los iones H^+ es despreciable frente a C y puede aproximarse de la manera siguiente:

$$K_a = \frac{x^2}{C}$$

Dado que **X** corresponde a la concentración de H^+ en el equilibrio, puede determinarse la concentración de H^+ si se mide el pH de la disolución en el equilibrio, ya que:

$$pH = -log\ [H^+]$$

Por lo anterior, conociendo la concentración de H^+ se puede determinar el valor de la constante de acidez K_a.

Actividad 3

En la Actividad 3 se evalúa el principio de Le Chatelier de forma cuantitativa. Este principio establece que cuando se altera el estado de equilibrio de un sistema químico en el que coexisten reactivos y productos, se observará una respuesta del sistema que tiene por objetivo cancelar la alteración y alcanzar un nuevo estado de equilibrio.
Los factores que alteran el estado de equilibrio de un sistema químico son los cambios de concentración y los cambios de presión-volumen (cuando hay gases presentes).

En el experimento realizado, se observa el efecto que tiene el aumento en la concentración de iones acetato al adicionar acetato de sodio al proceso de disociación del ácido acético, que es un fenómeno en el que coexisten iones acetato, iones hidronio y moléculas de ácido acético.

Como ya se describió en la práctica, la disociación del ácido acético:

$$CH_3COOH_{\,(ac)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)}$$

Produce iones acetato e iones hidronio que coexisten con moléculas de ácido acético, por lo que cuando se alcanza el estado de equilibrio para dicha disociación tenemos una mezcla de reactivo: ácido acético y productos: iones CH_3COO^-e iones H^+ .

El acetato de sodio es una sal que se ioniza por completo en agua, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CH_3COONa\,(ac) \rightarrow\ CH_3COO^-\,(ac) + Na^+\,(ac)$$

y por lo tanto, la concentración de esta sal es igual a la de los iones acetato (CH_3COO^-) que genera. De esta manera, se cumple que:

$$[CH_3COONa] = [CH_3COO^-]$$

Así, al agregar acetato de sodio estamos añadiendo iones acetato al sistema, en otras palabras, estamos aumentando la concentración de un producto al sistema en equilibrio. Ante esta perturbación, el sistema responde y la estrategia experimental para registrar esta respuesta es la medición del pH.

De esta forma, para entender cómo responde el sistema ante el aumento de concentración de iones acetato, compararemos el valor de pH antes de agregar el acetato de sodio y después de haberlo añadido. La variación de este parámetro nos indicará cómo ha respondido el sistema.

La definición matemática de pH nos indica que éste es inversamente proporcional a la concentración de iones H^+. Por lo tanto, al evaluar el pH estamos determinando si la concentración de iones H^+ aumenta o disminuye como resultado de la adición de acetato de sodio. De esta forma verificamos la existencia del principio de Le chatelier.

Ahora bien, si evaluamos de forma controlada la cantidad que añadimos de acetato de sodio, estamos en posibilidad de calcular la concentración añadida de iones acetato y, a través de la constante de equilibrio: Ka, podemos establecer una relación matemática entre la concentración de iones H^+ y de iones acetato:

Expresión de Ka:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Relación entre la concentración de iones H^+ y de iones acetato (A^-):

$$\frac{1}{[H^+]} = \frac{1}{K_a} \cdot \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Si expresamos esta ecuación en forma logarítmica, tenemos:

$$log\frac{1}{[H^+]} = log\frac{1}{K_a} + log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

O bien:

$$pH = pK_a + log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Por lo que si trazamos un gráfico de

$$pH = f\left(log_{10}\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)\right)$$

Con los datos experimentales de pH y concentración de iones acetato obtenemos una línea recta cuya pendiente es igual a 1 y cuya ordenada al origen es el valor de pKa.

Por otra parte, es preciso aclarar que durante los eventos experimentales no se adiciona ácido acético, por lo que su concentración permanece sin cambio durante los experimentos de adición de acetato de sodio. Así, tenemos que en cada evento la concentración de ácido acético es 0.1 [M].

Evento	$[CH_3COOH]$ [M]
1	0.1
2	0.1
3	0.1

El pKa es un parámetro que nos permite expresar la constante de equilibrio de disociación ácida (Ka) en términos numéricos más simples. Matemáticamente el pKa se define como:

$$pKa = log_{10}\left(\frac{1}{K_a}\right)$$

Por lo tanto, la Ka equivale a:

$$K_a = 10^{-pKa}$$

Práctica 7
TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN.

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Termómetro	La densidad del mercurio puede romper la ampolla donde está contenido. La manipulación inapropiada puede romper el instrumento, lo que genera fragmentos punzocortantes e intoxicación.
3	Disolución de HCl	El HCl disuelto en agua es una sustancia corrosiva que debe manejarse con precaución ya que puede causar desde irritación cutánea hasta quemaduras graves. Es importante evitar el contacto con los ojos ya que causa lesiones oculares. Asimismo, se debe evitar su inhalación directa ya que puede causar irritación de las vías respiratorias. Se recomienda el uso de guantes al manipular las disoluciones.
4	Disolución de NaOH	El NaOH disuelto en agua es una sustancia corrosiva que debe manejarse con precaución ya que puede causar desde irritación cutánea hasta quemaduras graves. Es importante evitar el contacto con los ojos ya que causa lesiones oculares. Se recomienda el uso de guantes al manipular las disoluciones.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Realizará mediciones calorimétricas de una reacción de neutralización ácido-base.
2. Determinará experimentalmente la entalpía de una reacción de neutralización ácido-base.

3. INTRODUCCIÓN

La medición del calor liberado o absorbido durante una reacción química es esencial para comprender el papel que juega la energía en distintos procesos, así como su impacto en el entorno y su posible aprovechamiento en diversas áreas. En química, el calor de reacción, representado por la entalpía (ΔH), es una medida de la cantidad de energía intercambiada durante un proceso químico que implica la ruptura y formación de enlaces entre las sustancias participantes. En este experimento, exploraremos cómo medir y entender el calor de reacción en una reacción ácido-base.

Las reacciones ácido-base son fundamentales en la química, tanto en el laboratorio como en la vida cotidiana. Implican la transferencia de especies químicas que se denominan protones (iones H^+) de una sustancia llamada ***ácido*** a otra que nombramos ***base***, formando agua y una sal como productos. La entalpía de una reacción ácido-base puede ser exotérmica (libera calor al entorno) o endotérmica (absorbe calor del entorno), dependiendo de la diferencia de energía total entre los enlaces de los reactivos y productos.

Para medir el calor de reacción, se emplea un instrumento conocido como calorímetro, el cuál es un dispositivo que funciona como un sistema aislado, es decir un pequeño universo en cuyo interior podemos definir un nuevo **sistema**, formado por las sustancias que reaccionan (reactivos), y su **entorno** que incluye tanto al disolvente (o al medio que envuelva a los reactivos) como al calorímetro mismo.

Así, cuando dentro del calorímetro ocurre una reacción química se presenta una transferencia de energía entre el sistema y su entorno, la cual podemos medir a través de un cambio de temperatura que es proporcional al calor liberado o absorbido por el sistema. Esta cantidad de calor se calculará a partir de la diferencia de temperatura registrada junto con las propiedades del entorno y del calorímetro.

El empleo de un calorímetro se basa en los principios de la termodinámica, específicamente en la primera ley. En química, podemos interpretar esta ley de forma que la energía total de un sistema se conserva en una reacción química. Por lo tanto, cualquier calor absorbido o liberado por el sistema se reflejará en un cambio en su energía interna.

Comprender el calor de reacción en una reacción ácido-base no solo nos proporciona información sobre la cantidad de energía involucrada en la transformación de los reactivos en productos, sino que también nos permite investigar la naturaleza de los enlaces químicos y la estabilidad de las especies involucradas.

4. MATERIAL Y EQUIPO

a) 1 vaso de precipitado de 150 [ml].
b) 2 probetas de 100 [ml].
c) 1 embudo de vidrio.
d) 1 calorímetro con tapón de hule.
e) 1 termómetro de -10 a 110 [°C]
f) 1 barra magnética de agitación
g) 1 parrilla de agitación
h) 1 balanza granataria.

5. REACTIVOS

1) Disolución 1 [M] de HCl.
2) Disolución 1 [M] de NaOH.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y dará las recomendaciones necesarias para el manejo del material.

ACTIVIDAD 2.

Mediciones calorimétricas de la reacción de neutralización entre HCl y NaOH.

El trabajo se realizará de forma colaborativa entre todas las brigadas del grupo. Por lo que cada docente asignará el ensayo con el que trabajará cada brigada.

Tabla 1.

Ensayo	$V_{HCl,\ 1[M]}$ [ml]	$V_{NaOH,\ 1[M]}$ [ml]	m_1 [kg]	T_1 [°C]	T_2 [°C]	m_2 [kg]	$m_{mezcla} = m_2 - m_1$ [kg]	$\Delta T = T_2 - T_1$ [°C]
1	***25***	***25***						
2	***30***	***30***						
3	***35***	***35***						
4	***40***	***40***						
5	***45***	***45***						
6	***50***	***50***						

Una vez asignado el evento con el que trabajará cada brigada, los integrantes de esta se organizarán para llevar a cabo el registro de la información correspondiente siguiendo los siguientes pasos:

Medición de la masa 1 (m_1) y la temperatura inicial (T_1).

1. Coloque la barra de agitación dentro del vaso de precipitados de 150 [ml].

2. Pese el vaso de precipitados con la barra de agitación. Registre este dato como la masa 1 (m_1) y expréselo en [kg].

3. Mida con una probeta el volumen de la disolución de HCl 1 [M] correspondiente al ensayo que se les ha asignado y agréguelo dentro del vaso de precipitados.

4. Coloque el vaso dentro del recipiente aislante del calorímetro.

5. Inserte con cuidado el termómetro dentro del tapón horadado de hule, ponga este tapón en la tapa del calorímetro y ajuste el termómetro para que el bulbo quede cubierto por la disolución de HCl.

6. Coloque la tapa del calorímetro sobre este y encienda la agitación.
   NOTAS:
   Es importante que el bulbo del termómetro quede dentro de la disolución y la barra magnética no golpee el bulbo durante la agitación.

   No olvide colocar la pequeña tapa azul sobre la tapa del calorímetro.

7. Registre la temperatura de la disolución, este dato lo identificará como la temperatura inicial o T_1.

<u>Medición y adición del volumen de la disolución de NaOH.</u>

8. Con la segunda probeta mida el volumen correspondiente de la disolución de NaOH 1 [M] para el ensayo que está trabajando.

9. Retire la tapa pequeña del calorímetro y con ayuda del embudo agregue rápidamente la disolución de NaOH al vaso de vidrio que está dentro del calorímetro y contiene la disolución de HCl.

<u>Registro de la temperatura final (T_2) y masa 2 (m_2).</u>

10. Tape el calorímetro inmediatamente después de que ha añadido la disolución de NaOH, espere alrededor de 30 segundos y registre la temperatura final (T_2).

11. Detenga la agitación y retire el vaso de vidrio del calorímetro.

12. Mida la masa del vaso de vidrio con la mezcla de reacción. Este dato es la masa final o masa 2 (m_2), expréselo en [kg].

13. Obtenga la masa de la mezcla de reacción a partir de la diferencia entre m_2 y m_1. Exprese su resultado en kilogramos [kg].

$$m_{mezcla} = m_2 - m_1$$

14. Registren sus datos obtenidos en la tabla 1. Cada brigada deberá compartir sus resultados para completar dicha tabla.

MANEJO DE RESIDUOS

Deseche la mezcla de reacción a la tarja.

Este procedimiento es ambientalmente adecuado debido a que la mezcla es neutra y sólo contiene agua y cloruro de sodio.

ACTIVIDAD 3.

Obtención de la entalpía de la reacción.

Con los datos de la tabla 1 se deberá realizar lo siguiente para cada ensayo:

1. A partir de la expresión:

$$Q_{abs,m} = m_{mezcla} \cdot C_e \cdot \Delta T$$

Calcule la cantidad de energía absorbida en forma de calor por parte de la mezcla de reacción ($Q_{abs,m}$) al ocurrir la neutralización de los reactivos en cada uno de los ensayos. Considere que la capacidad térmica específica de la mezcla que se obtuvo después de la reacción: C_e, es de 4058.48 [J/kg°C].

2. Calcule la cantidad de calor absorbida por el calorímetro ($Q_{abs,cal}$) en cada uno de los ensayos. Considere que la capacidad térmica del calorímetro, C_{cal}= 46.6 [J/°C].

$$Q_{abs,cal} = C_{cal} \cdot \Delta T$$

3. Evalúe la cantidad de calor total absorbida por la mezcla de reacción ($Q_{absorbido}$) en cada ensayo.

$$Q_{absorbido} = Q_{abs,m} + Q_{abs,cal}$$

4. Calcule el calor liberado por la reacción ($Q_{liberado}$) en cada ensayo.

$$-Q_{liberado} = Q_{absorbido}$$

5. Calcule la cantidad de sustancia obtenida para el agua (n_{H2O}) que se obtiene para cada ensayo. Considere que la ecuación química que representa la neutralización entre HCl y NaOH es:

$$HCl\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow NaCl\,(ac) + H_2O\,(l)$$

6. Complete la siguiente tabla:

Tabla 2.

Ensayo	ΔT [°C]	$Q_{abs,m}$ [J]	$Q_{abs,cal}$ [J]	$Q_{absorbido}$ [J]	Q_{lib} [J]	Q_{lib} [kJ]	n_{H2O} [mol]
1							
2							
3							
4							
5							
6							

7. Obtenga el modelo gráfico y matemático de Q_{lib} [kJ] = f(nH_2O [mol]). Anote el valor de la pendiente, este dato representa la entalpía de la reacción asociada a la formación de un mol de agua.

8. Compare el valor de su resultado experimental con el valor obtenido usando las entalpías de formación determinadas en el estado estándar a 25 [°C] y evalúe el porcentaje de error experimental.
9.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
2. Brown, T., Le May, E., & Burnsten, B. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO

1. ¿Qué es la calorimetría?
2. ¿Qué es la capacidad térmica específica de una sustancia?
3. ¿Cómo se calcula el calor transferido o absorbido por una masa determinada de un material?
4. Defina los siguientes conceptos desde un punto de vista termodinámico:
    a. Sistema
    b. Entorno
    c. Universo
5. ¿Cuáles son las diferencias entre sistemas abiertos, cerrados y aislados?
6. ¿Qué es la entalpía desde el punto de vista de la química?

BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
2. Brown, T., Le May, E., & Burnsten, B. (2014). *Química: la ciencia central*.

APÉNDICE

El calor liberado ($Q_{liberado}$) durante la reacción se obtiene al aplicar la primera ley de la termodinámica y establecer que el calor liberado ($Q_{liberado}$) por el sistema (representado por los reactivos) es igual al calor absorbido por el entorno (la mezcla y el calorímetro).

Matemáticamente, esto se expresa de la siguiente forma:

$$-Q_{liberado} = Q_{absorbido}$$

NOTA: Por convención se asigna signo negativo al calor liberado.

El calor absorbido por el entorno ($Q_{absorbido}$) depende tanto del calor absorbido por la mezcla obtenida ($Q_{abs,m}$) como del calor absorbido por el calorímetro ($Q_{abs,cal}$):

$$Q_{absorbido} = Q_{abs,m} + Q_{abs,cal}$$

Por lo tanto, es necesario calcular ambas contribuciones.

Cálculo de calor absorbido por la mezcla.

El calor absorbido por la mezcla ($Q_{abs,m}$) depende de la masa de la mezcla (m_{mezcla}), la capacidad térmica específica de esta (C_e) y la diferencia de temperatura (ΔT) registrada durante la reacción. La expresión para calcularlo es la siguiente:

$$Q_{abs,m} = m_{mezcla} \cdot C_e \cdot \Delta T$$

Como la capacidad térmica específica de la mezcla de reacción obtenida es de 4058.48 [J/kg°C], la expresión de calor absorbido por la mezcla queda descrita como:

$$Q_{abs,m} = m_{mezcla}[kg] \cdot 4058.48 \left[\frac{J}{kg \cdot °C}\right] \cdot \Delta T$$

Cálculo de calor absorbido por el calorímetro.

Por su parte, el calor absorbido por el calorímetro ($Q_{abs,cal}$) depende de la capacidad térmica de este: C_{cal} y de la diferencia de temperatura: ΔT registrada. Por lo que para calcularlo usamos la siguiente expresión:

$$Q_{abs,cal} = C_{cal} \cdot \Delta T$$

Si consideramos que la capacidad térmica promedio del calorímetro (C_{cal}) es de 46.6 [J/°C] entonces la expresión queda como:

$$Q_{abs,cal} = 46.6 \left[\frac{J}{°C}\right] \cdot \Delta T$$

Calor absorbido por el entorno.

Al considerar que el calor absorbido por el entorno depende tanto del calor absorbido por la mezcla como por el calorímetro, tenemos que su cálculo queda descrito como sigue:

$$Q_{absorbido} = Q_{abs,m} + Q_{abs,cal}$$

$$Q_{absorbido} = m_{mezcla}[kg] \cdot 4058.48 \left[\frac{J}{kg \cdot °C}\right] \cdot \Delta T + 46.6 \left[\frac{J}{°C}\right] \cdot \Delta T$$

Calor liberado por el sistema al ocurrir la reacción.

El calor liberado por el sistema es igual al calor absorbido por el entorno y como ya se estableció al principio de este apéndice, se calcula aplicando la primera ley de la termodinámica:

$$-Q_{liberado} = Q_{absorbido}$$

$$-Q_{liberado} = m_{mezcla}[kg] \cdot 4058.48 \left[\frac{J}{kg \cdot °C}\right] \cdot \Delta T + 46.6 \left[\frac{J}{°C}\right] \cdot \Delta T$$

O bien:

$$Q_{liberado} = -\left(m_{mezcla}\,[kg] \cdot 4058.48 \left[\frac{J}{kg \cdot °C}\right] + 46.6 \left[\frac{J}{mol}\right]\right) \cdot \Delta T$$

Este cálculo deberá realizarse para cada ensayo.

Modelo gráfico

El experimento se ha realizado a presión y masa constantes, y por lo tanto el calor que se ha determinado en cada uno de los ensayos corresponde a la entalpía de la reacción. Además, como la entalpía es una propiedad extensiva, se espera que al trazar el gráfico $Q_{liberado}$[kJ] = f(nH_2O [mol]) se tenga un modelo lineal cuya pendiente representa la **entalpía de la reacción cuando se obtiene un mol de agua**.

Como también se han usado disoluciones con concentración 1[M] y se ha trabajado a una presión cercana a 1 [atm] (0.77 [atm] aproximadamente) podemos comparar el valor de la pendiente con el cálculo de la entalpía de la reacción en el estado estándar. Para ello debemos usar los datos de entalpías de formación de reactivos y productos involucrados en la reacción química.

$$HCl\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow NaCl\,(ac) + H_2O\,(l)$$

Que en su forma iónica queda descrita como:

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

Los valores de entalpía de formación evaluadas en el estado estándar a 25 [°C] de las especies químicas involucradas en la reacción son las siguientes:

Especie química	$\Delta H_f^0 \left[\frac{kJ}{mol}\right]$
$H^+_{(ac)}$	*0*
$OH^-_{(ac)}$	*-229.99*
$H_2O_{(l)}$	*-285.8*

El cálculo de la entalpía de reacción usando estos datos queda como:

$$\Delta H° = \left[1\,[mol]\ de\ H_2O * \left(-285.8\left[\frac{kJ}{mol}\right]\right)\right] - \left[1\,[mol]\ de\ H^+ * \left(0\left[\frac{kJ}{mol}\right]\right) + 1\,[mol] de\ OH^- * \left(-229.99\left[\frac{kJ}{mol}\right]\right)\right]$$

$$\Delta H° = -55.81\,[kJ]$$

Por lo que la ecuación termoquímica queda descrita como sigue:

$$HCl\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow NaCl\,(ac) + H_2O\,(l) \qquad \Delta H° = -55.81\,[kJ]$$

Y nos muestra que al formarse un mol de agua se liberan 55.81 [kJ].

Práctica 8

ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Termómetro	La densidad del mercurio puede romper la ampolla donde está contenido. La manipulación inapropiada puede romper el instrumento, lo que genera fragmentos punzocortantes e intoxicación.
3	Sustancias químicas	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Conocerá el aparato de Hofmann para la electrólisis del agua.
2. Cuantificará la carga eléctrica implicada en la electrólisis del agua, así como el volumen de las sustancias producidas en los electrodos.
3. Determinará el rendimiento de la reacción.
4. Determinará experimentalmente el valor del número de Avogadro.

3. INTRODUCCIÓN

En la conducción electrolítica, la carga eléctrica es transportada por iones, y no ocurrirá a menos que los iones del electrólito puedan moverse libremente. La conducción electrolítica se da principalmente en las sales fundidas y en las disoluciones acuosas de electrólitos, al contrario de una reacción redox espontánea, que da lugar a la conversión de energía química en energía eléctrica. La electrólisis es un proceso en el cual la energía eléctrica se utiliza para provocar una reacción química que no es espontánea.

El agua en condiciones normales (101.325 [kPa] y 25 [°C]) no se disocia espontáneamente para formar hidrógeno y oxígeno gaseosos, porque el cambio de energía libre estándar para la reacción es una cantidad positiva y grande como se muestra en la reacción siguiente:

$$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \quad \Delta G° = +474.4\ [kJ]$$

Sin embargo, esta reacción puede inducirse al electrolizar el agua en un aparato para electrólisis de Hofmann. Este aparato consiste en dos electrodos hechos de un material poco reactivo, como el platino, sumergidos en agua. Cuando los electrodos se conectan a una fuente de energía eléctrica, aparentemente no sucede nada, porque en el agua pura no existen los suficientes iones para transportar una cantidad apreciable de corriente eléctrica (el agua pura contiene concentraciones de 1 x 10^{-7} [M] de iones H^+ y 1 x 10^{-7} [M] de iones OH^-).

En el laboratorio puede llevarse al cabo la electrólisis de disoluciones de ácido sulfúrico, hidróxido de sodio, sulfato de potasio, cloruro de sodio, etc. En ésta práctica se utilizará una disolución de hidróxido de sodio para aumentar la concentración de los iones OH^-.

Por otra parte, la cantidad de corriente involucrada en la electrólisis del agua permite determinar el valor de la constante de Avogadro a través de la relación que se establece entre el número de electrones involucrados en la electrólisis y el número de moles de electrones que oxidan a los iones OH^- para producir oxígeno gaseoso.

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) Aparato de Hofmann constituido por los elementos siguientes:
   i. Un soporte con varilla.
   ii. Una placa de sujeción con anillo metálico.
   iii. Un contenedor de vidrio de 250 [ml] con manguera de conexión.
   iv. Dos electrodos de platino.
   v. Dos buretas de vidrio de 50 [ml] con llave de teflón, unidas mediante un tubo de vidrio.
b) Una fuente de diferencia de potencial baja (PASCO SF-9584, 0-21 [V] DC).
c) Un multímetro digital WAVETEK.
d) Tres cables de conexión banana-banana.
e) Un cronómetro.
f) Termómetro de -10 [°C] a 120 [°C]

5. REACTIVOS

1) 250 [ml] de disolución al 10 % m/m de hidróxido de sodio, NaOH.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del equipo.

ACTIVIDAD 2

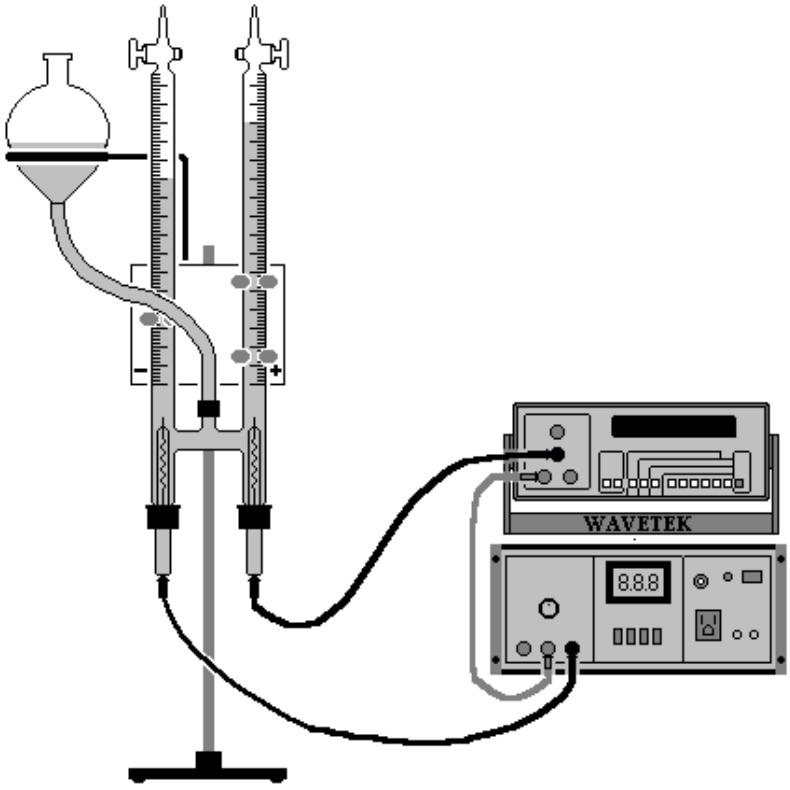
<u>Procedimiento para realizar la electrólisis del agua</u>

El procedimiento para llevar a cabo la electrólisis del agua comprende los puntos siguientes:

<u>Armado del aparato de Hofmann</u>

1. Atornille firmemente la varilla al soporte y sujete la placa de sujeción a la varilla.
2. Coloque el anillo metálico en la parte posterior de la placa de sujeción (atornille firmemente). Posteriormente, embone primero la bureta izquierda en el sujetador izquierdo, verificando que la graduación quede al frente.

3. Embone la bureta derecha en los sujetadores restantes, empezando por el sujetador superior y suba las buretas lo necesario para poder colocar los electrodos, verificando que éstos queden bien sujetos y lo más verticalmente posible.
4. Conecte la manguera al contenedor y coloque éste en el anillo metálico.
5. Conecte el otro extremo de la manguera a la entrada que se encuentra entre las dos buretas, de tal manera que la manguera pase por el frente de ellas. El sistema experimental constituido por el aparato de Hofmann, la fuente de diferencia de potencial baja, el multímetro y los cables de conexión, quedará dispuesto como se muestra en la figura siguiente.



6. Una vez armado el dispositivo experimental, adicione la disolución de hidróxido de sodio en el contenedor; al adicionar, cuide que las llaves de ambas buretas estén abiertas.
7. Para llenar adecuadamente las buretas, suba el contenedor hasta que el nivel del líquido llegue al nivel de la llave. En ese momento cierre las llaves de las buretas.

Puesta a punto del dispositivo experimental

1. Compruebe que la fuente de poder se encuentre apagada, con la perilla en la lectura mínima y oprimido el botón 0-24 V DC; posteriormente conecte la fuente.
2. Conecte los tres cables banana-banana como se muestra en la figura anterior.

3. Asegúrese de que el multímetro se encuentre apagado y con todos los botones hacia afuera. A continuación, encienda el multímetro y la fuente.
4. Para tomar las lecturas de corriente en el multímetro debe oprimir los botones siguientes: el cuarto de izquierda a derecha (selector de amperes), el tercero de derecha a izquierda (escala de lectura de 2 [A]) y el primero de izquierda a derecha (valor cuadrático promedio).

Toma de lecturas

1. Con el cronómetro en mano empiece a medir el tiempo y ajuste lo más rápidamente posible la fuente a 20.0 [V].
2. El sistema debe permanecer en funcionamiento continuo durante 3 minutos (180 [s]), anotando en la tabla 1 la primera y la última lectura de la corriente (I) que se observe en el multímetro. Para realizar los cálculos que permitan determinar las cantidades teóricas del producto obtenido, utilice el promedio de las lecturas anteriores.
3. Una vez transcurrido el tiempo deseado, apague la fuente.
4. Espere hasta que en el interior del aparato no se tengan burbujas; entonces, desmonte el contenedor de la disolución y muévalo hasta que el nivel de la disolución en el contenedor se encuentre a una altura intermedia entre el nivel del hidrógeno y el nivel del oxígeno; posteriormente, anote el valor de los mililitros de hidrógeno (V_{H2}) y de oxígeno obtenidos (V_{O2}).

Tabla 1

Tiempo [s]	V [V]	I [A]	V_{H2} [ml]	V_{O2} [ml]
0	20		0	0
180	20			

5. Use el volumen de hidrógeno para calcular:
    a. La cantidad de sustancia de hidrógeno obtenida experimentalmente y la cantidad de sustancia de electrones utilizada en el proceso.
    b. El número de Avogadro y el rendimiento porcentual de la reacción.

NOTA: Revise el apéndice de esta práctica.

Apagado del equipo

1. Ponga todos los botones del multímetro hacia afuera y desconéctelo. Por otro lado, apague la fuente, desconéctela y desconecte los cables banana-banana.

2. Para mezclar la disolución, abra las llaves de las buretas y sujetando con una mano el anillo metálico, destorníllelo. Posteriormente, mezcle la disolución con movimientos de ascenso y descenso del contenedor.

NOTA: En el apéndice de esta práctica se encuentra el tratamiento teórico para determinar la masa de sustancia producida en cada uno de los electrodos y el valor experimental del número de Avogadro.

MANEJO DE RESIDUOS

Al final del día se debe retirar la disolución de NaOH del interior del equipo y almacenarla para su reutilización en la siguiente sesión.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO
ELECTROQUÍMICA
ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

1. Diga en qué consiste:
   a) Un proceso electrolítico
   b) Un proceso electroquímico.
2. Dé dos aplicaciones cotidianas de cada uno de los procesos anteriores.
3. Enuncie las leyes de Faraday.
4. ¿Qué es y para qué sirve el aparato de Hofmann?
5. ¿Qué se entiende por una reacción de óxido – reducción?
6. Escriba las reacciones de oxidación y de reducción que se llevan a cabo en la electrólisis de las sales fundidas siguientes:
   a) Cloruro de sodio, NaCl.
   b) Bromuro de potasio, KBr.
   c) Cloruro áurico, $AuCl_3$.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

APÉNDICE
ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

El tratamiento cuantitativo de la electrólisis fue desarrollado por Faraday. Él observó que la masa del producto formado (o reactivo consumido) en el electrodo era proporcional a la cantidad de electricidad empleada en la electrólisis.

Por ejemplo: para las reacciones siguientes, se requieren 2 [mol] de electrones para producir 1 [mol] de Mg metálico y 3 [mol] de electrones para producir 1 [mol] de Al metálico.

$$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg$$

$$Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al$$

Por lo tanto, se requieren (en el cátodo):

2 [F] para depositar 1 [mol] de Mg y,

3 [F] para depositar 1 [mol] de Al

Donde [F] es el Faraday, cuyo valor corresponde aproximadamente a 96 485.332 [C] y representa la carga eléctrica de 1 [mol] de electrones.

En un experimento de electrólisis generalmente se mide la corriente, en [A], que fluye por el sistema en un intervalo de tiempo dado. La relación entre la carga eléctrica, la corriente y el tiempo es:

$$1\ [C] = (1\ [A])\ (1\ [s])$$

Un coulomb es la cantidad de carga eléctrica que pasa en cualquier punto del circuito en un segundo cuando la corriente es un amperio.

DETERMINACIÓN DE LAS CANTIDADES DE MASA QUE SE PRODUCEN

En el ejemplo siguiente se muestra cómo pueden realizarse los cálculos de las cantidades de sustancias producidas en la electrólisis del agua.
Cuando se hace pasar una corriente de 0.4 [A] durante 0.5 [h] a través de una disolución de hidróxido de sodio al 10 % m/m, se obtienen 120 [cm3] de H2 gaseoso y 59 [cm3] de O2 gaseoso medidos a 580 [mm] Hg y 25 [°C]. Escriba las reacciones que se llevan a cabo en cada uno de los electrodos y calcule la cantidad de productos (en gramos) que se debió de formar en los electrodos.

Resolución: El proceso en el ánodo es

$$4OH^-_{(ac)} \rightarrow O_{2\ (g)} + 2H_2O_{\ (l)} + 4e^-$$

mientras que en el cátodo se tiene

$$4H_2O_{\ (l)} + 4e^- \rightarrow 4OH^-_{(ac)} + 2H_{2\ (g)}$$

La reacción global está dada por:

ánodo (oxidación)	$4OH^-_{(ac)} \rightarrow O_{2\ (g)} + 2H_2O_{\ (l)} + 4e^-$
cátodo (reducción)	$4H_2O_{\ (l)} + 4e^- \rightarrow 4OH^-_{(ac)} + 2H_{2\ (g)}$
reacción global	$2H_2O_{\ (l)} \rightarrow O_{2\ (g)} + 2H_{2\ (g)}$

Las cantidades que se forman de H_2 y de O_2 gaseosos dependen del número de electrones que pasan a través del sistema que, a su vez, depende de la corriente y el tiempo.

$$Carga\ [C] = (0.4\ [A])(0.5\ [h])\left(\frac{3600\ [s]}{1\ [h]}\right)\left(\frac{1\ [C]}{1\ [A \cdot s]}\right) = \ 720\ [C]$$

Ya que 1 [F] = 96 485.332 [C], y que se requieren 4 [F] para producir 2 [mol] de H_2, la masa del H_2 que se debió formar en el cátodo se calcula de la forma siguiente:

$$m\ [g]\ H_2\ = \ 720\ [C]\left(\frac{1\ [F]}{96\ 485.332\ C}\right)\left(\frac{2\ [mol]\ H_2}{4\ [F]}\right)\left(\frac{2\ [g]\ H_2}{1\ [mol]\ H_2}\right) = \ 7.4622\ \times\ 10^{-3}\ [g]\ H_2$$

La reacción en el ánodo indica que se produce 1 [mol] de O_2 por cada 4 [F]. Por lo tanto, la masa que se debió formar de O_2 es:

$$m\ [g]\ O_2\ = \ 720\ [C]\left(\frac{1\ [F]}{96\ 485.332\ C}\right)\left(\frac{1\ [mol]\ O_2}{4\ [F]}\right)\left(\frac{32\ [g]\ O_2}{1\ [mol]\ O_2}\right) = \ 59.6981\ \times\ 10^{-3}\ [g]\ O_2$$

DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE AVOGADRO

La expresión que se emplea para calcular el valor de la constante de Avogadro (**N_A**) es la siguiente:

$$N_A = \frac{\#\, e}{n_e}$$

donde:

 # e = cantidad de electrones empleados en el proceso

n_e = moles de electrones empleados en el proceso

Para calcular la cantidad de electrones empleados en el proceso, se emplea la expresión siguiente:

$$\#\, e = \frac{X\ [C]}{e}$$

donde, **X [C]** es la cantidad de carga eléctrica involucrada en el proceso y **e** es la carga eléctrica fundamental. Así, para este problema, se tiene:

$$\#\, e = \frac{720\ [C]}{1.6022 \times 10^{-19}\ [C]} = 4.4938 \times 10^{21}\ electrones$$

Por otro lado, los moles de electrones empleados se calculan considerando al hidrógeno como un gas ideal y suponiendo que la presión a la que se encuentra es la presión ambiente; tal que se emplea la expresión siguiente:

$$n_{H_2} = \frac{P_{CDMX} \cdot V_{exp}}{R \cdot T_{amb}}$$

donde:

n_{H_2} = Moles de H_2

P_{CDMX} = Presión atmosférica en la Ciudad de México, en [atm].

V_{exp} = Volumen de hidrógeno obtenido experimentalmente, en [L].

T_{amb} = Temperatura a la cual se realiza el experimento, en [K].

R = Constante de los gases ideales, en $\left[\frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}\right]$.

Para el problema, se tendría:

$$n_{H_2} = \frac{(0.7631\ [atm])(0.120\ [L])}{\left(0.08205\ \left[\frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}\right]\right)(298.15\ [K])} = 3.7432x10^{-3}\ [mol]\ H_2$$

Por cada 1 [mol] de H_2 que se obtiene, se emplean 2 [mol] de electrones; por lo tanto, la cantidad de moles de electrones empleada en el experimento es de 7.4865×10^{-3} [mol] de electrones.

Finalmente, para calcular el valor de la constante de Avogadro se tendría:

$$N_A = \frac{4.4938 \times 10^{21}\ [electrones]}{7.4865 \times 10^{-3}\ [mol]\ de\ electrones} = 6.0025 \times 10^{23}\ [electrones/mol]$$

Práctica 9

CINÉTICA QUÍMICA

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o Fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio.	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Parrilla eléctrica.	Utilizar el calentamiento puede provocar errores de experimentación.
3	Manejo de reactivos químicos.	Su manejo requiere lavado de las manos al tener contacto con ellos. El peróxido de hidrógeno es un oxidante fuerte y debe manejarse con cuidado. Usar guantes y lentes de seguridad en todo momento. Trabajar en un área bien ventilada.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO

1. Determinar el orden de reacción de la oxidación de yoduro de potasio (KI) en presencia de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en medio ácido y en presencia de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$).
2. Determinar la constante de rapidez en la misma reacción química bajo las mismas condiciones.

3. INTRODUCCIÓN

La cinética química es el área de la Química que estudia la rapidez de las reacciones y de los mecanismos por los cuales ocurren. La rapidez de reacción se determina midiendo el valor de cualquier propiedad adecuada que pueda relacionarse con la composición del sistema como una función del tiempo.

La rapidez de reacción depende de factores como la concentración de las especies químicas, la temperatura, la presión, y de la presencia de un catalizador.

Cuando se estudia la relación entre la ***rapidez*** y la ***concentración*** de uno o varios reactivos obtenemos la expresión matemática conocida como **ley de rapidez**. Asimismo, cuando la ley de rapidez queda descrita en función de la concentración de un solo reactivo y la reacción es de tipo elemental[1], la ley de rapidez se expresa de la siguiente forma:

$$r = k\,[A]^x$$

En donde k, es una constante de proporcionalidad a la que llamaremos **constante de rapidez** mientras x representa un parámetro matemático conocido como **orden de reacción**, el cual nos brinda información sobre cómo es específicamente la proporcionalidad entre las variables. Al estudiar los procesos químicos y fisicoquímicos convencionales se ha observado que los órdenes de reacción más comunes son: orden cero (x=0), orden uno (x=1) y orden dos (x=2).

Cuando aplicamos la definición de rapidez instantánea para la desaparición del reactivo A y la igualamos con la expresión de ***la ley de rapidez***, obtenemos la expresión siguiente:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k\,[A]^x$$

Que en su forma de ecuación diferencial queda como:

$$\frac{d[A]}{[A]^x} = -k\,dt$$

Al integrar esta ecuación se obtienen las ecuaciones que describen como varía la concentración del reactivo A con respecto al tiempo. Dichas ecuaciones se conocen con el nombre de ***ecuaciones de rapidez***. De esta manera, cuando definimos que los valores de x son: 0, 1 y 2, obtenemos las ecuaciones de rapidez de orden cero, uno y dos respectivamente.

La estrategia que usaremos para determinar el orden de la reacción se conoce como "método integral". Este método consiste en integrar la ecuación diferencial descrita

[1] una reacción elemental es aquella en la que la formación de los productos requiere que a nivel nanoscópico colisionen únicamente las partículas de los reactivos.

anteriormente cuando x adquiere valores de 0, 1 y 2 en el intervalo de concentraciones de $[A]_0$ a $[A]_t$ y en el intervalo de tiempo de 0 (cero) a t.

Esto nos dará tres expresiones: la *ecuación de rapidez de orden cero*, la *ecuación de rapidez de orden uno* y la *ecuación de rapidez de orden dos*. Las cuales representan tres modelos matemáticos que compararemos entre sí para determinar cuál es el modelo al que mejor se ajustan los datos experimentales que se recopilarán.

Orden de la reacción, x	Ley de rapidez en su forma diferencial	Ecuación de rapidez obtenida al integrar en los intervalos: $[A]_t$ a $[A]_0$ y 0 a t.
0	$\frac{d[A]}{[A]^0} = -k\,dt$	$[A]_t = [A]_0 - kt$
1	$\frac{d[A]}{[A]} = -k\,dt$	$ln[A]_t = ln[A]_0 - kt$
2	$\frac{d[A]}{[A]^2} = -k\,dt$	$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + kt$

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) 10 vasos de precipitados de 50 ml.
b) 1 vaso de precipitados de 100 ml
c) 1 pipeta graduada de 1 [ml]
d) 1 pipeta graduada de 5 [ml]
e) 3 probetas de 10 [ml]
f) 1 propipeta
g) 1 cronómetro.
h) 5 agitadores magnéticos.
i) 1 parrilla de agitación.

5. REACTIVOS

1) Disolución ácida de peróxido de hidrógeno ($0.098\ [M] H_2O_2$/0.2 [M] H_2SO_4).
2) Disolución 0.25 [M] de yoduro de potasio (KI).
3) Disolución de almidón al 3% m/m como indicador.
4) Disolución 0.028 [M] de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$).
5) Agua destilada.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.

La reacción química que se trabajará es la oxidación de yoduro de potasio (KI), al complejo yodo-yoduro de potasio (KI_3), cuya ecuación es la siguiente:

$$3\ KI\ (ac) + H_2O_2\ (ac) + H_2SO_4\ (ac) \longrightarrow KI_3\ (ac) + 2\ H_2O\ (l) + K_2SO_4\ (ac)$$

Y que puede expresarse en su forma iónica de la siguiente forma:

$$3\ K^+_{(ac)} + 3I^-_{(ac)} + H_2O_{2\ (ac)} + 2H^+_{(ac)} + 2SO_4{}^{-2}_{(ac)} \longrightarrow K^+_{(ac)} + I_3{}^-_{(ac)} + 2\ H_2O_{(l)} + 2\ K^+_{(ac)} + 2SO_4{}^{-2}_{(ac)}$$

Cuya expresión resumida es:

$$3I^-\ (ac) + H_2O_2\ (ac) + 2H^+ \longrightarrow I_3{}^-\ (ac) + 2\ H_2O\ (l)$$

La ley de rapidez de esta reacción queda descrita con la siguiente expresión:

$$r = k[I^-]^x$$

La cual nos indica que la rapidez de la reacción sólo depende de la concentración de iones yoduro (I^-) elevados a la potencia x.

Los iones H^+, proporcionados por el ácido sulfúrico (H_2SO_4), funcionan como catalizador y la concentración de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) no afecta la rapidez del proceso. Por otra parte, durante el experimento, se añadirá tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$) que aportará iones tiosulfato ($S_2O_3{}^{-2}$), los cuales tampoco participan directamente en la reacción ni afectan su rapidez. Su presencia únicamente nos permitirá retardar la formación de iones yodo-yoduro: I_3^-, lo que nos ayudará evaluar la concentración de iones yoduro (I^-) cuando se da el cambio de color.

<u>Organización de reactivos y material.</u>

1. Etiquete 5 vasos de precipitados de 30 [ml] para contener a cada uno de los reactivos que usarán durante el experimento. De esta manera, estos cinco vasos deberán quedar etiquetados con las siguientes leyendas: KI(ac), $Na_2S_2O_3$(ac), Almidón(ac), agua destilada, H_2O_2/H^+(ac).

2. Recolecte en el vaso de precipitado que corresponda, el volumen total aproximado que usará de cada reactivo. Revise la siguiente tabla:

KI (ac) C_M= 0.25 [M]	**$Na_2S_2O_3$ (ac) C_M= 0.028 [M]**	**Almidón (ac) 3%**	**Agua destilada**
V aprox. 15 [cm^3]	*V aprox. 20 [cm^3]*	*V aprox. 2.5 [cm^3]*	*V aprox. 12.5 [cm^3]*

3. Etiquete otros 5 vasos de precipitados de 30 [cm^3] con la siguiente numeración: 1, 2, 3, 4 y 5. Cada uno de estos vasos se usará para un ensayo (el valor numérico indica el número del ensayo).

4. En el interior de cada uno de los vasos anteriores coloque un agitador magnético y mezcle los volúmenes indicados en la tabla 1 para cada uno de los reactivos.

   Recomendaciones:

   i. Mida el volumen de la disolución de KI con una probeta de 10 [cm^3]. Etiquete la probeta para que no se confunda.
   ii. Mida el volumen de la disolución de $Na_2S_2O_3$ con otra probeta de 10 [cm^3]. Etiquete la probeta para que no se confunda.
   iii. Mida el volumen de la disolución de almidón con la pipeta graduada de 1 [cm^3].
   iv. Mida el volumen de agua destilada con la pipeta graduada de 5 [cm^3].

Tabla 1. Volúmenes de reactivo en cada ensayo.

	KI (ac) C_M= 0.25 [M]	**$Na_2S_2O_3$ (ac) C_M= 0.028 [M]**	**Almidón (ac) 3%**	**Agua destilada**
Ensayo	**V [cm^3]**	**V [cm^3]**	**V [cm^3]**	**V [cm^3]**
1	*5*	*4*	*0.5*	*0.5*
2	*4*	*4*	*0.5*	*1.5*
3	*3*	*4*	*0.5*	*2.5*
4	*2*	*4*	*0.5*	*3.5*
5	*1*	*4*	*0.5*	*4.5*

Experimento.

5. Coloque el vaso correspondiente al ensayo que va a trabajar sobre la parrilla de agitación y encienda la agitación a una velocidad moderada.
6. Agregue 10 [cm^3] de la disolución ácida de H_2O_2 (0.098 [M]) con ayuda de una probeta de 10 [cm^3] y **encienda** el cronómetro al iniciar la adición.
7. Detenga el cronómetro cuando se observe el cambio abrupto de color y registre el tiempo.
8. Repita el procedimiento para los demás ensayos.
9. Registre los datos de tiempo en la tabla 2:

Tabla 2. Registro de tiempo	
Ensayo	**Tiempo [s]**
1	
2	
3	
4	
5	

NOTA: El volumen total de mezcla para cada ensayo es de 20 [cm^3].

MANEJO DE RESIDUOS

Las mezclas de reacción pueden desecharse a la tarja.

ACTIVIDAD 3.

Realice los cálculos necesarios para completar la tabla 3. Revise el apéndice de la práctica.

Tabla 3. Registro de concentraciones molares en cada ensayo.					
Ensayo	$[I^-]_0$ [M]	$[S_2O_3^{-2}]_0$ [M]	$[I_3^-]_r$ [M]	$[I^-]_{rg}$ [M]	$[I^-]_t$ [M]
1					
2					
3					
4					
5					

ACTIVIDAD 4.

1. Complete la tabla 4 con los datos de concentración de ion yoduro I^- que ha calculado en la tabla 3 y anote además el tiempo de reacción registrado para cada ensayo.

Tabla 4. Registro de datos para gráficos.

Ensayo	$[I^-]_t$ [M]	Tiempo [s]
1		
2		
3		
4		
5		

2. Con los datos de la tabla 4, trace los gráficos siguientes:
   a. $[I^-]_{\text{al tiempo t}}$ = f(t)
   b. ln $[I^-]_{\text{al tiempo t}}$ = f(t)
   c. 1/$[I^-]_{\text{al tiempo t}}$ = f(t)

3. Determine cuál es la gráfica que ofrece un mejor comportamiento lineal para sus datos experimentales.

4. A partir de partir de los resultados del punto anterior, asigne el orden de la reacción, x, así como el valor de la constante de rapidez, k, para la ley de rapidez:

$$r = k[KI]^x$$

7. BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO

CINÉTICA QUÍMICA

1. ¿Cómo se define la rapidez de una reacción?
2. ¿Cómo varía la rapidez de una reacción en función de la estequiometría de reactivos y productos?
3. ¿Qué factores afectan la rapidez de una reacción?
4. ¿Qué es la ley de rapidez?
5. ¿Qué es el orden de reacción?
6. ¿Cómo se obtiene la ecuación de rapidez a partir de las leyes de rapidez de orden cero, uno y dos?

8. BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*

APÉNDICE

Cálculo de concentración inicial de iones yoduro: $[I^-]_0$.

El yoduro de potasio (KI) es una sal que también se encuentra totalmente ionizada en agua y por lo tanto, su concentración es igual a la de iones yoduro (I^-) a los que da lugar al ionizarse:

	$KI_{(ac)}$ →	$K^+_{(ac)}$	$+\ I^-_{(ac)}$
Inicio	Co	-----	-----
Final	----	Co	Co

Durante la práctica, se usó una disolución de yoduro de potasio con concentración 0.25 [M] y en cada ensayo se añadieron 4 distintos volúmenes de esta disolución. Además, el volumen total de los reactivos mezclados en cada ensayo fue de 20 [ml].

De esta manera, la concentración de yoduro de potasio (KI) en el vaso de precipitado al inicio de cada ensayo se calcula como:

$$[KI]_0 = \frac{0.25\ [M] \cdot V_{KI\ (ac)}\ [ml]}{20\ [ml]}$$

Por lo tanto, la concentración inicial de iones yoduro es la misma que la de yoduro de potasio al inicio de cada ensayo:

$$[I^-]_0 = [KI]_0$$

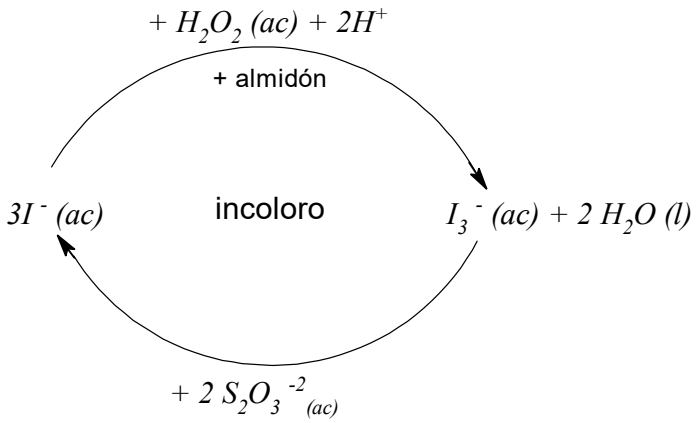
Cálculo de concentración de iones yoduro que se regeneran: $[I^-]_{rg}$

Como ya se mencionó en la práctica, la presencia de tiosulfato de sodio permite aportar iones tiosulfato al proceso, lo cual nos ayudará a evaluar la concentración de iones yoduro (I^-) al darse el cambio de color.

El mecanismo mediante el cual los iones tiosulfato nos permitirán evaluar la concentración de iones yoduro (I^-) está relacionado con un pequeño ciclo de reacciones que evitan la formación del complejo almidón-I_3^- (de color azul).

Durante este ciclo, los iones I_3^- recién formados reaccionan con los iones tiosulfato ($S_2O_3^{-2}$) presentes en el medio, antes que con el almidón, para regenerar iones yoduro.

En presencia de iones $S_2O_3^{-2}$:



Este ciclo de reacciones se repite hasta que se consumen por completo los iones tiosulfato ($S_2O_3^{-2}$). Al ocurrir esto, los iones I_3^- pueden reaccionar directamente con el almidón y forman el complejo de color azul.

Al consumirse los iones $S_2O_3^{-2}$:

$$3I^- (ac) + H_2O_2 (ac) + 2H^+ \xrightarrow[\text{almidón}]{} I_3^- (ac) + 2\,H_2O\,(l)$$

azul profundo

En ese momento, el experimentador detiene el cronómetro y es posible evaluar la concentración de iones (I^-) mediante cálculos estequiométricos, como se muestra a continuación.

Cálculo de la concentración de iones tiosulfato: $S_2O_3^{-2}$.

El tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$) es una sal que se encuentra totalmente ionizada en agua y por lo tanto, la concentración de esta sal es igual a la de iones tiosulfato ($S_2O_3^{-2}$) a los que da lugar al ionizarse:

	$Na_2S_2O_{3\,(ac)} \rightarrow$	$2\,Na^+_{(ac)}$ +	$S_2O_3^{-2}{}_{(ac)}$
Inicio	Co	-----	-----
Final	----	2 Co	Co

Durante la práctica, se usó siempre una disolución de tiosulfato de sodio con concentración 0.028 [M] y se añadieron 4 [ml] de esta en cada ensayo. Además, el volumen total de los reactivos mezclados en cada mesa fue de 20 [ml].

De esta manera, la concentración molar de tiosulfato de sodio ($[Na_2S_2O_3]$) en el vaso de precipitado de cada ensayo se calcula como:

$$[Na_2S_2O_3] = \frac{0.028\,[M] \cdot 4\,[ml]}{20\,[ml]} = 0.0056\,[M]$$

Por lo tanto, la concentración de iones tiosulfato es la misma en todos los ensayos:

$$[S_2O_3^{-2}] = 0.0056\,[M]$$

Cálculo de la concentración de iones yodo-yoduro que reaccionan con los iones tiosulfato: $[I_3^-]_r$.

La concentración de iones tiosulfato ($S_2O_3^{-2}$) se consume por completo al reaccionar con los iones yodo-yoduro: I_3^-:

$$I_3^-\,(ac) + 2\,S_2O_3^{-2}\,(ac) \rightarrow 3\,I^-\,(ac) + S_4O_6^{-2}\,(ac)$$

Y con base en la estequiometría descrita en la ecuación, la concentración de iones I_3^- que reacciona se calcula como sigue:

$$[I_3^-]_r = 0.0056\left[\frac{mol}{l}\right] de\ S_2O_3^{-2}\ x\left(\frac{1\,mol\,I_3^-}{2\,mol\,S_2O_3^{-2}}\right)$$

Cálculo de la concentración de iones yoduro regenerados: $[I^-]_{rg}$.

Asimismo, a partir de la concentración de iones I_3^- que reacciona ($[I_3^-]_r$) se calcula la concentración de iones yoduro regenerados ($[I^-]_{rg}$), a partir de la estequiometría de la ecuación de la reacción bajo estudio:

$$3I^- (ac) + H_2O_2 (ac) + 2H^+ \longrightarrow I_3^- (ac) + 2\, H_2O (l)$$

De la siguiente manera:

$$[I^-]_{rg} = [I_3^-]_r \; x \left(\frac{3\,[mol]\, I^-}{1\,[mol]\, I_3^-}\right)$$

Y si sustituimos: $[I_3^-]_r = 0.0056 \left[\frac{mol}{l}\right] de\ S_2O_3^{-2}\ x \left(\frac{1\ mol\ I_3^-}{2\ mol\ S_2O_3^{-2}}\right)$ tenemos:

$$[I^-]_{rg} = 0.0056 \left[\frac{mol}{l}\right] x \left(\frac{1\ mol\ I_3^-}{2\ mol\ S_2O_3^{-2}}\right) x \left(\frac{3\,[mol]\, I^-}{1\,[mol]\, I_3^-}\right)$$

Cálculo de concentración de iones yoduro al darse el cambio de color ($[I^-]_t$).

La concentración de yoduro regenerada: $[I^-]_{rg}$ es igual a la concentración de yoduro que ha reaccionado antes de que se diera el cambio de color. Por lo tanto, dicha cantidad nos puede ayudar a calcular la concentración de yoduro existente justo al momento del cambio de color, a la cual llamaremos: concentración de yoduro al tiempo t ($[I^-]_t$), que es igual a la concentración inicial de yoduro ($[I^-]_0$) menos la concentración de yoduro regenerada ($[I^-]_{rg}$):

$$[I^-]_t = [I^-]_0 - [I^-]_{rg}$$

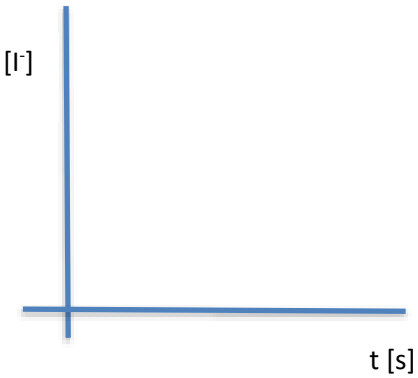
O bien:

$$[I^-]_t = \left\{\frac{0.25\ [M] \cdot \boldsymbol{V_{KI\ (ac)}}\ [\boldsymbol{ml}]}{20\ [ml]}\right\} - \left\{0.0056\ \left[\frac{mol}{l}\right] de\ S_2O_3{}^{-2}\ x\ \left(\frac{1\ mol\ I_3{}^-}{2\ mol\ S_2O_3{}^{-2}}\right)\ x\ \left(\frac{3\ [mol]\ I^-}{1\ [mol]\ I_3{}^-}\right)\right\}$$

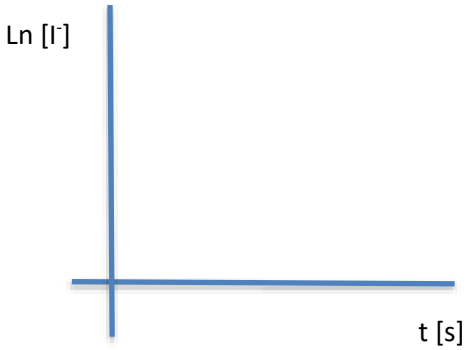
Una vez conocida la concentración de iones yoduro al tiempo t ($[I^-]_t$) para cada ensayo, es necesario vincularla con el tiempo registrado para el cambio de color. Asimismo, se deberán obtener los valores de ln $[I^-]_t$ y de $1/[I^-]_t$ y vincularlos con los mismos valores de tiempo.

Con esta información se deberán obtener los gráficos solicitados, los cuales corresponden a los modelos de orden cero, orden uno y orden dos.

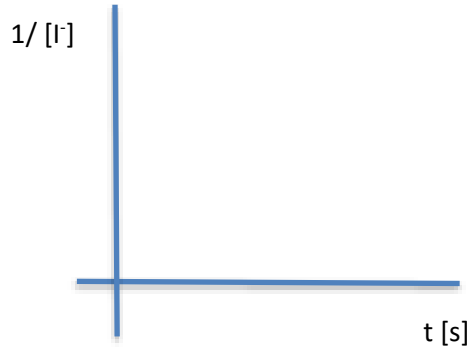
a. $[I^-]_t$ = f (t) para orden cero



b. ln $[I^-]_t$= f (t) para orden uno



c. $1/[I^-]_t$ = f (t) para orden dos



El modelo que tenga una mejor tendencia lineal es el que determinará cuál es el orden de la reacción que se ha trabajado. Para ello, será necesario comparar visualmente los gráficos y cotejar los valores de coeficiente de correlación obtenidos de regresión lineal.

El gráfico con mejor tendencia lineal y valor de coeficiente de correlación más cercano a uno será el que reproduzca de manera más fiel el modelo matemático correspondiente y por lo tanto, definirá el orden de reacción.

Una vez definido el orden de reacción, la pendiente de la recta nos indicará el valor de la constante de rapidez: k

Práctica 10

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

	Peligro o Fuente de energía	Riesgo asociado
1	Manejo de material de vidrio.	Si es manipulado inadecuadamente puede romperse en fragmentos filosos.
2	Parrilla eléctrica.	Si no se usa con precaución, puede provocar quemaduras en la piel.
3	Medidor de pH.	Evite dañar el electrodo golpeándolo, ya que puede romperse.
4	Manejo de reactivos químicos.	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Conocerá y utilizará el método volumétrico para realizar una titulación ácido-base.
2. Determinará el punto de equivalencia de una reacción química empleando una disolución indicadora y un medidor de pH.
3. Titulará una muestra que contiene ácido acético y trazará la curva de titulación para determinar el punto de equivalencia.
4. Determinará el contenido de ácido acético en un producto comercial (vinagre).

3. INTRODUCCIÓN

La técnica de titulación ácido-base consiste en emplear un ácido de concentración conocida para valorar una base de concentración desconocida o viceversa. Para determinar el punto final (punto de equivalencia) de la reacción química entre el ácido y la base, se puede emplear una disolución indicadora o un medidor de pH. El valor de pH del punto de equivalencia va a depender de la naturaleza de la disolución titulante, si es una base o un ácido fuerte o débil, y de la naturaleza de la muestra a titular, si es una base o un ácido fuerte o débil. Por ejemplo, cuando se emplea como disolución titulante una base fuerte para valorar un ácido débil, el punto de equivalencia se encontrará arriba de un pH de 7. Sin embargo, cuando se emplea un ácido fuerte para valorar una base débil, el punto de equivalencia se encontrará abajo de un pH de 7.

El vinagre comercial es una disolución acuosa de ácido acético, aproximadamente al 5 % masa/volumen. En esta práctica se trabajará con una muestra de vinagre blanco comercial.

4. MATERIAL Y EQUIPO

a) 1 soporte con varilla.
b) 1 pinza doble para bureta.
c) 1 bureta de vidrio de 50 [ml].
d) 1 vaso de precipitados de 250 [ml]
e) 3 vasos de precipitados de 100 [ml].
f) 1 pipeta volumétrica de 3 [ml].
g) 1 probeta de vidrio de 100 [ml].
h) 1 embudo de vidrio de tallo corto.
i) 1 propipeta.
j) 1 medidor de pH.
k) 1 parrilla de agitación.
l) 1 agitador magnético.

5. REACTIVOS

1) Agua destilada.
2) $C_{20}H_{14}O_4$, Fenolftaleína.
3) NaOH, Hidróxido de sodio 0.2 [M].
4) Vinagre comercial.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

1. La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para realizar la práctica y para el uso adecuado de los reactivos químicos que se emplearán.

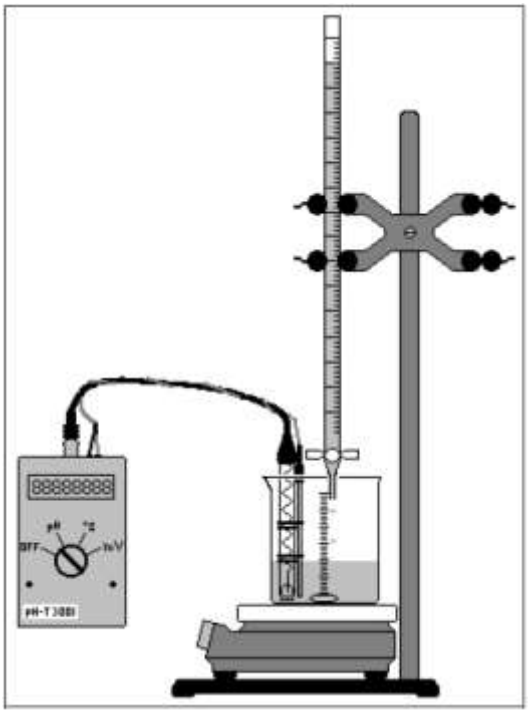
ACTIVIDAD 2

1. Compruebe que la llave de la bureta esté cerrada y, empleando un vaso de precipitados de 100 [ml] con disolución de hidróxido de sodio 0.2 [M] (disolución titulante), llene la bureta (**cuidando de no derramar la disolución**). Posteriormente, coloque la bureta en la pinza y elimine las burbujas de la punta abriendo la llave. Finalmente afore hasta 50 [ml] con más disolución titulante.
2. Empleando la pipeta volumétrica y la propipeta (**nunca succione con la boca**) mida 3 [ml] de vinagre y viértalos en un vaso de precipitados de 100 [ml].
3. Mida en la probeta 25 [ml] de agua destilada y viértalos dentro del vaso de precipitados que contiene la muestra, y adicione 4 gotas de disolución de fenolftaleína.
4. Sin encender el medidor de pH, retire el tapón de hule de la celda del electrodo e introduzca la celda del medidor de pH en la disolución, procurando que la punta del electrodo quede

completamente sumergida dentro del líquido. Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta; posteriormente, encienda el medidor de pH girando la perilla a la escala de pH.

NOTA: Evite golpear la celda con las paredes del vaso, ya que podría ocasionarle un daño irreparable.

5. Coloque el vaso debajo de la punta de la bureta; de tal forma, que el dispositivo quede dispuesto como se muestra en la figura siguiente:



6. Ponga en agitación el contenido del vaso y adicione 0.5 [ml] de la disolución titulante abriendo la llave de la bureta, anote la lectura de pH que indique el aparato y verifique si se presenta algún cambio de coloración en la disolución. **NOTA: Evite que el agitador magnético golpee la celda del medidor de pH.**
7. Continúe adicionando disolución estándar de 0.5 en 0.5 [ml] hasta un volumen total de 20 [ml], de la disolución estándar, anotando en cada caso el pH de la disolución y si hubo o no cambio de color. Una vez terminada la adición, se saca el electrodo de la disolución y se enjuaga con agua destilada.
8. Con los datos obtenidos complete la tabla siguiente:

Volumen de NaOH 0.2 [M] adicionado [ml]	pH	Cambio de color (S/N)
0		
0.5		
.		
.		
.		
20.0		

9. El punto de equivalencia empleando el indicador se determinará cuando exista un cambio de coloración permanente en la disolución. Por otro lado, el punto de equivalencia empleando el medidor de pH se determinará elaborando las gráficas correspondientes.
10. Con el valor obtenido de las gráficas, para el punto de equivalencia, realice los cálculos pertinentes para determinar el contenido de ácido acético en la muestra.
11. En caso de que se requiera titular otra muestra de vinagre, repita los pasos del 1 al 8.

ACTIVIDAD 3

La figura docente indicará cómo realizar los cálculos para determinar la concentración del ácido acético en el vinagre comercial.

NOTA: En el apéndice de esta práctica se encuentra el procedimiento para determinar de manera gráfica el punto de equivalencia.
NOTA: Verificar el pH de los residuos generados para, de ser necesario, proceder a la neutralización de estos.

MANEJO DE RESIDUOS

A la disolución que se obtiene al finalizar la titulación agregue un poco de vinagre hasta que el color rosado desaparezca. Una vez que la disolución esté incolora puede desecharla a la tarja.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

CUESTIONARIO PREVIO

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE.

1. Defina el concepto ácido-base según las teorías de:
   a) Arrhenius
   b) Bronsted-Lowry
   c) Lewis.
   Cite al menos una sustancia que ejemplifique cada teoría.

2. ¿Qué es el punto de equivalencia en una titulación?

3. ¿Qué es una sustancia indicadora y cuál es el papel que desempeña en una titulación? Cite dos ejemplos.

4. ¿En qué consiste…

   a) el método de titulación utilizando disolución indicadora?
   b) el método de titulación utilizando un medidor de pH?

5. Si se emplearon 20 [cm^3] de una disolución de hidróxido de sodio 0.25 [M] para neutralizar cierta cantidad de vinagre, ¿cuántos [cm^3] de vinagre se neutralizaron si el proveedor especifica que contiene 5 % masa/volumen de ácido acético?

6. ¿Cuál es el volumen de disolución de hidróxido de potasio 0?5 [M] que se necesita para neutralizar completamente cada una de las muestras siguientes?:
   a) 10 [cm^3] de disolución de ácido clorhídrico 0.3 [M].
   b) 10 [cm^3] de disolución de ácido sulfúrico 0.2 [M].
   c) 15 [cm^3] de disolución de ácido fosfórico 0.25 [M].

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

APÉNDICE

El punto de equivalencia en una titulación ácido-base se presenta cuando la cantidad de sustancia del ácido es igual a la cantidad de sustancia-de la base en la mezcla de reacción. El progreso de la titulación puede seguirse con un potenciómetro, que es un instrumento que permite conocer directamente el pH de una disolución. Cuando se titula un ácido fuerte con una base fuerte, el punto de equivalencia ocurre en un pH de 7. Cuando se titula un ácido débil con una base fuerte el punto de equivalencia se encontrará a valores de pH entre 8 y 10. Finalmente, para una titulación de un ácido fuerte con una base débil, el punto de equivalencia se presentará entre un pH de 4 a 6.

En esta práctica, se lleva al cabo la titulación de un ácido débil (ácido acético), con una base fuerte (hidróxido de sodio). El pH inicial es menor que 7 y conforme la base se adiciona, todos los OH^- de la base reaccionan con los H^+ del ácido, provocando que se disocien más moléculas del ácido débil, por lo que el pH se incrementará lentamente, ya que hay una concentración muy baja de iones H^+ en la disolución. Dado que los moles adicionados de la base se van incrementando y reaccionando con los moles de ácido inicialmente presentes, se tiene que adiciones pequeñas de la base causan cambios grandes en el pH, por lo que la curva de titulación aparece casi vertical cerca del punto de equivalencia.

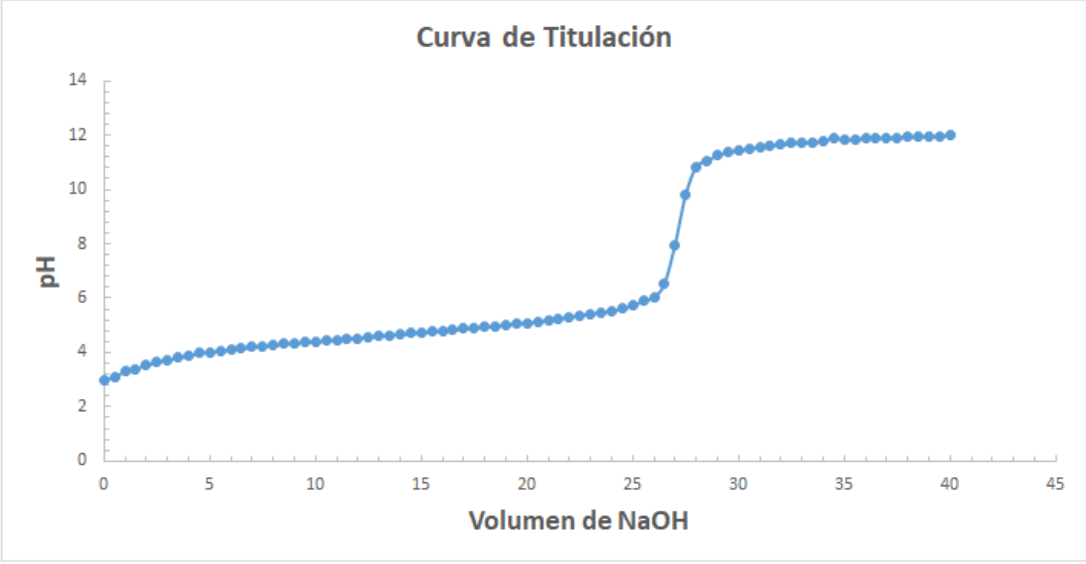


Figura 1

Cuando todo el ácido ha reaccionado, la adición de más base incrementa el pH hasta que no se presentan cambios notorios en el mismo, con la adición de más base.

El método para localizar el punto equivalente en forma gráfica es el siguiente:

1. Se obtiene la curva de titulación como se muestra en la figura 1.
2. Se trazan dos rectas que toquen la mayoría de los puntos de las porciones planas de la curva de titulación, rectas A y B (vea figura 2). Note que esas rectas no son necesariamente paralelas entre sí.
3. Se dibuja un segmente C, perpendicular a la recta A y un segmento D, perpendicular a la recta B, como se muestra en la figura 2. Esos dos segmentos no son necesariamente paralelos entre si.
4. Se traza en segmento E, que una los puntos medios de los segmentos C y D.
5. El punto en el cual se interceptan el segmento E y la curva de titulación es el punto de equivalencia.
6. El volumen del punto de equivalencia se encuentra trazando un segmento F, perpendicular al eje X y que pase por el punto de intersección entre la curva de titulación y el segmento E, como se muestra en la figura 2. El volumen del punto de equivalencia se lee directamente.

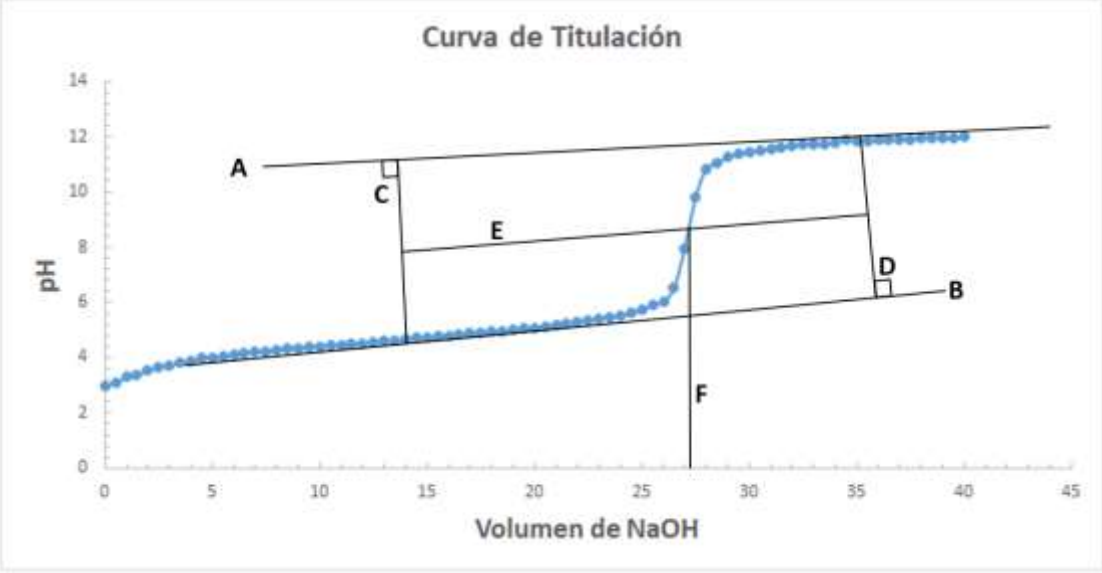


Figura 2

Agradecimientos especiales:

Las prácticas: 6. Equilibrio químico, 7. Termoquímica. Entalpía de una reacción química y 9. Cinética química fueron diseñadas y validadas gracias al apoyo de DGAPA a través del proyecto PAPIME – PE108924.