Manual de Prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería

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	**08 de agosto de 2025**

Índice de prácticas

Práctica	Nombre de la práctica	Página
1	EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD	3
2	FUERZAS INTERMOLECULARES	11
3	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	17
4	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	25
5	TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.	37
6	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE	50
7	CINÉTICA QUÍMICA	59
8	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO	74
9	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE I	85
10	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE II	91

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) $NaHCO_3$, bicarbonato de sodio.
2) KBr, bromuro de potasio.
3) NaOH, hidróxido de sodio.
4) CH_3OH, metanol.
5) HCl, ácido clorhídrico.
6) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, sulfato de cobre pentahidratado.

5. MATERIAL Y EQUIPO

Algunos de los materiales que se emplearán 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, 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 a el 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 a el 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 la 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

FUERZAS INTERMOLECULARES

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	Manejo de reactivos químicos.	Su manejo requiere lavado de las manos al tener contacto con ellos.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Distinguirá el tipo de atracciones intermoleculares de algunas sustancias.
2. Comprenderá las diferencias entre una molécula polar y una molécula no polar.
3. Observará el fenómeno de solubilidad con algunos disolventes.

3. INTRODUCCIÓN

Las atracciones intermoleculares, son las que se presentan entre moléculas de la misma sustancia (fuerzas de cohesión) o de diferente sustancia (fuerzas de adhesión). Estas interacciones o fuerzas son de origen electrostático y son más débiles que las fuerzas entre los iones de carga opuesta. Las interacciones intermoleculares son las que influyen en algunas de las propiedades de las sustancias como el punto de fusión, el punto de ebullición, la solubilidad y los cambios de fase. Dependiendo de la polaridad de las moléculas, las interacciones que pueden presentarse entre ellas son de tipo dipolo-dipolo, ion-dipolo, dipolo-dipolo inducido, dipolo inducido-dipolo inducido y puente de hidrógeno. Una aplicación de este tipo de fuerzas es la formación de micelas para separar contaminantes del agua.

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) 11 tubos de ensayo.
b) 1 gradilla.
c) 1 espátula de doble punta.
d) 5 pipetas de 1 [ml] o frascos con gotero.
e) 1 propipeta.

5. REACTIVOS

1) Agua destilada
2) CH_3OH, metanol.
3) C_6H_{14}, hexano.
4) CH_3COOH, ácido acético glacial.
5) CH_3COCH_3, acetona.
6) $KMnO_4$, permanganato de potasio.
7) NaCl, cloruro de sodio.

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

1. Enumere los tubos de ensayo del 1 al 11 y colóquelos en la gradilla.
2. Adicione 10 gotas de cada disolvente en el tubo de ensayo, como lo muestra la columna del disolvente 1 de la Tabla 1.
3. Posteriormente adicione 10 gotas de disolvente 2 como se indica en la Tabla 1 y agite cada tubo.
4. Anote sus observaciones en la Tabla 1.

Tabla 1.

Tubo de ensayo	Disolvente 1	Disolvente 2	Observaciones
1	Hexano	Metanol	
2	Hexano	Ácido acético	
3	Hexano	Agua	
4	Hexano	Acetona	
5	Metanol	Ácido acético	
6	Metanol	Agua	
7	Metanol	Acetona	
8	Ácido acético	Acetona	
9	Agua	Ácido acético	
10	Agua	Acetona	

ACTIVIDAD 3

1. En el tubo de ensayo que tiene la mezcla agua y hexano (tubo 3), añada 5 gotas de acetona y anote a cuál de las dos fases (agua o hexano) se incorpora la acetona. ¿por qué?

2. En el tubo de ensayo que contiene la mezcla de agua y acetona (tubo 10), adicione cloruro de sodio utilizando la punta de la espátula y agite. ¿Qué sucede y por qué?

3. En un tubo de ensayo (tubo 11) agregue un cristal de permanganato de potasio y adicione 10 gotas de hexano y agite. Ahora adicione acetona de gota en gota, agitando después de cada adición, hasta completar 20 gotas. Explique lo sucedido comparando las fuerzas intermoleculares que se dan entre el permanganato de potasio y el hexano.

ACTIVIDAD 4

1. En la Tabla 2, escribe el tipo de fuerzas intermoleculares que actúan en cada combinación de disolventes.

Tabla 2

Tubo de ensayo	Disolvente 1	Disolvente 2	Tipo de fuerzas intermoleculares
1	Hexano	Metanol	
2	Hexano	Ácido acético	
3	Hexano	Agua	
4	Hexano	Acetona	
5	Metanol	Ácido acético	
6	Metanol	Agua	
7	Metanol	Acetona	
8	Ácido acético	Acetona	
9	Agua	Ácido acético	
10	Agua	Acetona	

MANEJO DE RESIDUOS

El contenido de los tubos se verterá en el recipiente de vidrio que está etiquetado como: RESIDUOS DE DISOLVENTES ORGÁNICOS.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
2. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.
3. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
4. Garritz, A., Gasque, L., & Martínez, A. (2005). *Química Universitaria*. *

CUESTIONARIO PREVIO

FUERZAS INTERMOLECULARES

1. ¿Qué es una interacción intermolecular?
2. ¿Cómo se clasifican las interacciones intermoleculares?
3. ¿Cuáles son las características principales de una molécula polar y una no polar?
4. ¿Cómo se puede determinar si una molécula es polar o no polar?
5. ¿Qué es la solubilidad y cuándo es posible disolver una sustancia en otra?
6. Indique si las sustancias siguientes son polares o no polares:
   a) agua.
   b) metanol.
   c) hexano.
   d) ácido acético.
   e) acetona.
7. Investigue la densidad de los disolventes de la pregunta anterior.

BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). Química.
2. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). Química: la ciencia central.
3. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). Química.
4. Garritz, A., Gasque, L., & Martínez, A. (2005). Química Universitaria.

Práctica 3
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 y 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].
g) 1 embudo de vidrio de filtración rápida
h) 1 piseta.
i) espátula.
j) 1 varilla de vidrio.
k) 1 conductímetro.
l) 1 propipeta.
m) 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, $MgSO_4.7H_2O$.
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 al 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.

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.**

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: 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

1. 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?

2. Establezca los modelos matemáticos correspondientes a cada soluto de la gráfica obtenida en el punto anterior.

3. 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*.

Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

Práctica 4
CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN 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	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

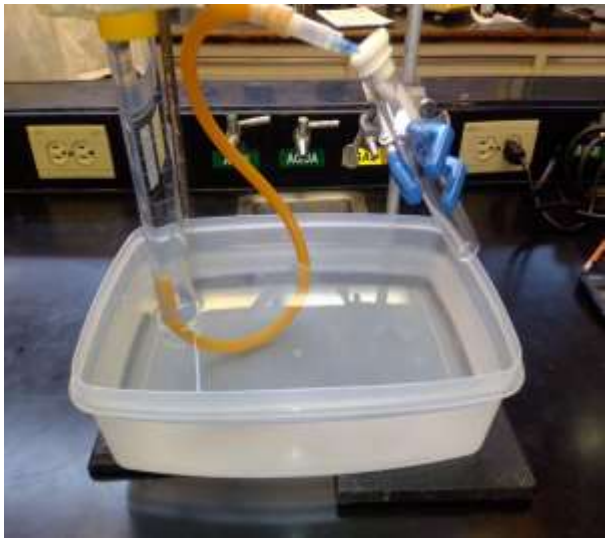
ACTIVIDAD 1.
La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.
Obtención de hidrógeno.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:

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

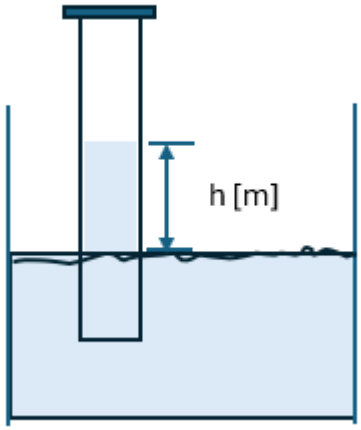
Coloque dentro del tubo de ensayo 0.10 [g] de cinc metálico, tape el tubo con el septum e inserte la aguja unida a la manguera de hule. Introduzca el otro extremo de la manguera en la boca de la probeta, la cual deberá estar llena de agua y en posición invertida dentro del recipiente de plástico con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

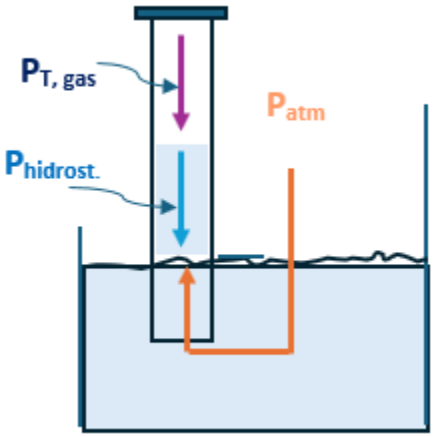
1. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
2. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
3. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

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:

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

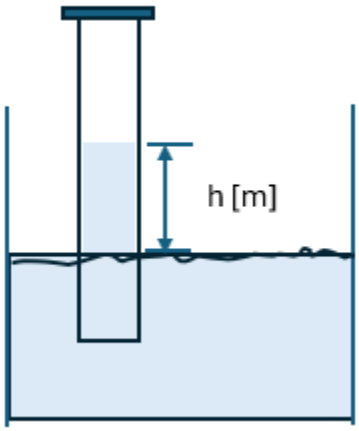
En donde, la presión total del gas recolectado se calcula como la suma de las presiones de cada gas, de acuerdo con la ley de presiones de Dalton:

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

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 5
TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN 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	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.

Medición y adición del volumen de la disolución de NaOH.

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.

Registro de la temperatura final (T_2) y masa 2 (m_2).

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.

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 6

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.

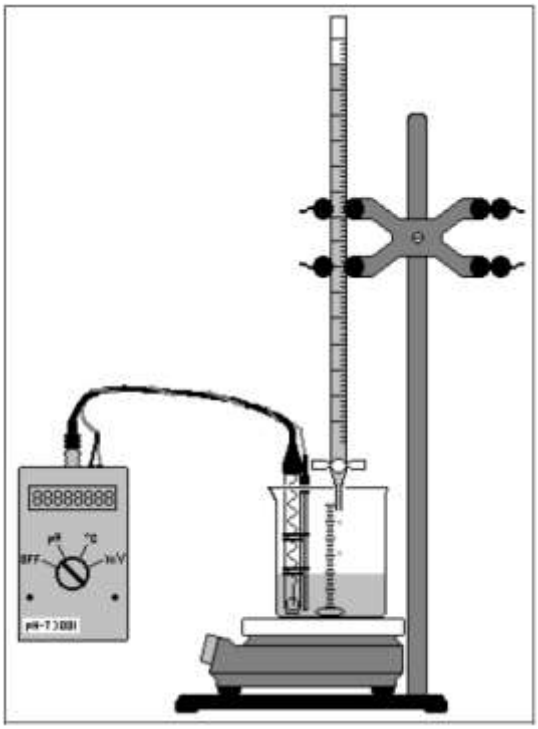
2. Empleando la pipeta volumétrica y la propipeta (**nunca succione con la boca**) mida 3 [ml] de vinagre y viértalos en un vaso de precipitados de 100 [ml].

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.

NOTA: **En el apéndice de esta práctica se encuentra el procedimiento para determinar de manera gráfica el punto de equivalencia.**

ACTIVIDAD 3

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

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.

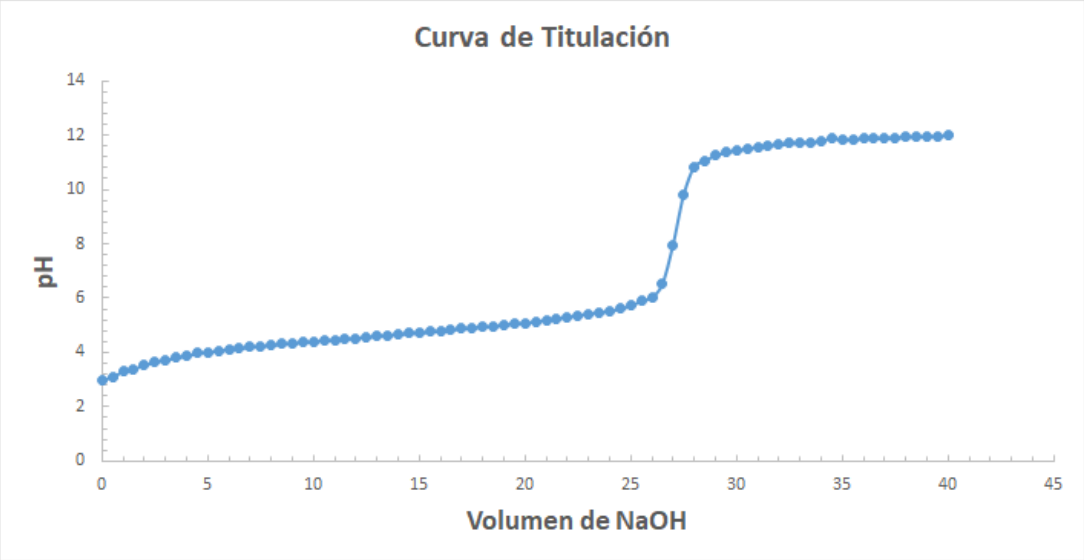


Figura 1

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 siguente:

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 titulacion 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 interseccion entre la curva de titulacion y el segmento E, como se muestra en la figura 2. El volumen del punto de equivalencia se lee directamente.

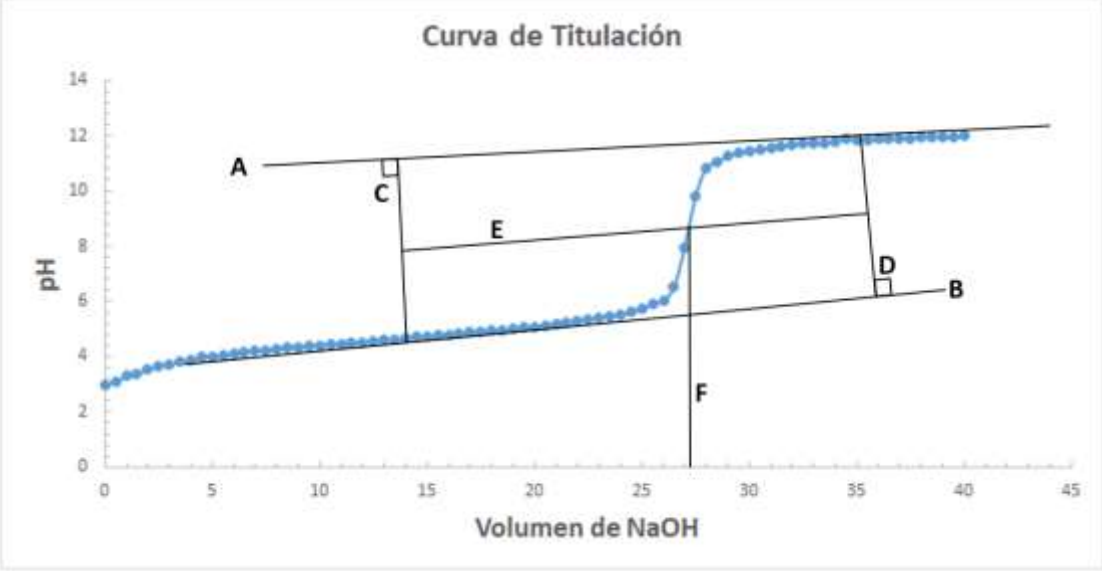


Figura 2

Práctica 7

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 [cm³]	*V aprox. 20 [cm³]*	*V aprox. 2.5 [cm³]*	*V aprox. 12.5 [cm³]*

3. Etiquete otros 5 vasos de precipitados de 30 [cm³] 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 [cm³]. 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 [cm³]. Etiquete la probeta para que no se confunda.
   iii. Mida el volumen de la disolución de almidón con la pipeta graduada de 1 [cm³].
   iv. Mida el volumen de agua destilada con la pipeta graduada de 5 [cm³].

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 [cm³]**	**V [cm³]**	**V [cm³]**	**V [cm³]**
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:

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

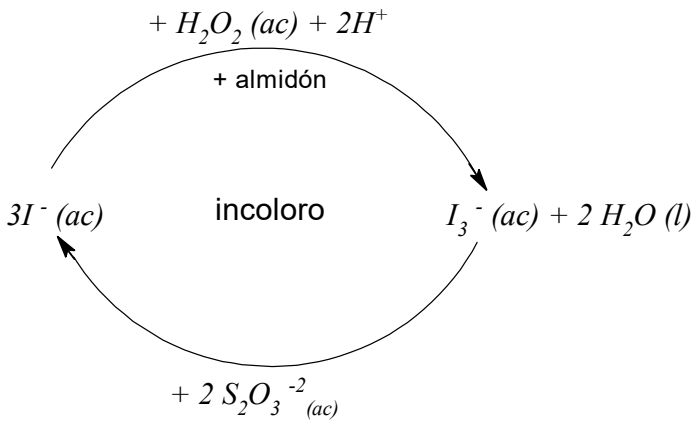
Cálculo de concentración de iones yoduro que se regeneran: $[I^-]_{rg}$

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 $S_2O_3^{-2}$:

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

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:

	$Na_2S_2O_{3\,(ac)}$ →	$2\,Na^{+}_{(ac)}$ +	$S_2O_3^{-2}{}_{(ac)}$
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 ($[I^-]_{rg}$):

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

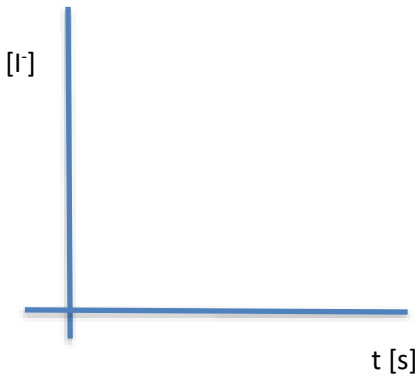
O bien:

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

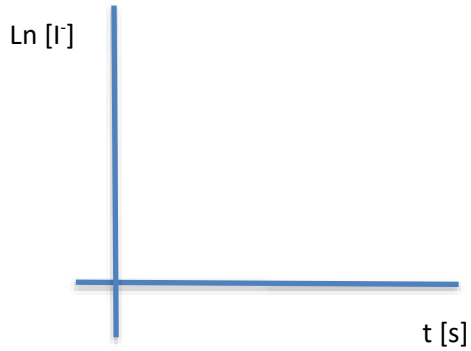
Una vez conocida la concentración de iones yoduro al tiempo t ($[I^-]_t$) para cada ensayo, es necesario vincularla con el tiempo registrado para el cambio de color. Asimismo, se deberán obtener los valores de ln $[I^-]_t$ y de $1/[I^-]_t$ y vincularlos con los mismos valores de tiempo.

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

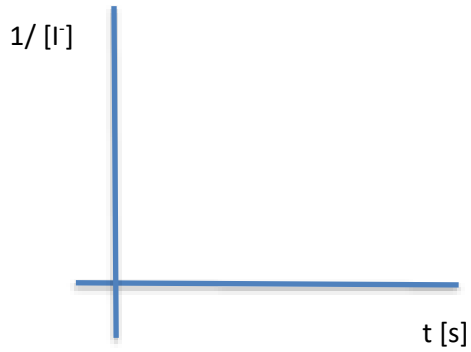
a. $[I^-]_t$ = f (t) para orden cero



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 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 de química puede llevarse al cabo la electrólisis de disoluciones de ácido sulfúrico, hidróxido de sodio, sulfato de potasio, cloruro de sodio, etc. En esta 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) NaOH, disolución al 10 % m/m de hidróxido de sodio.

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.

PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

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

Armado del aparato de Hofmann

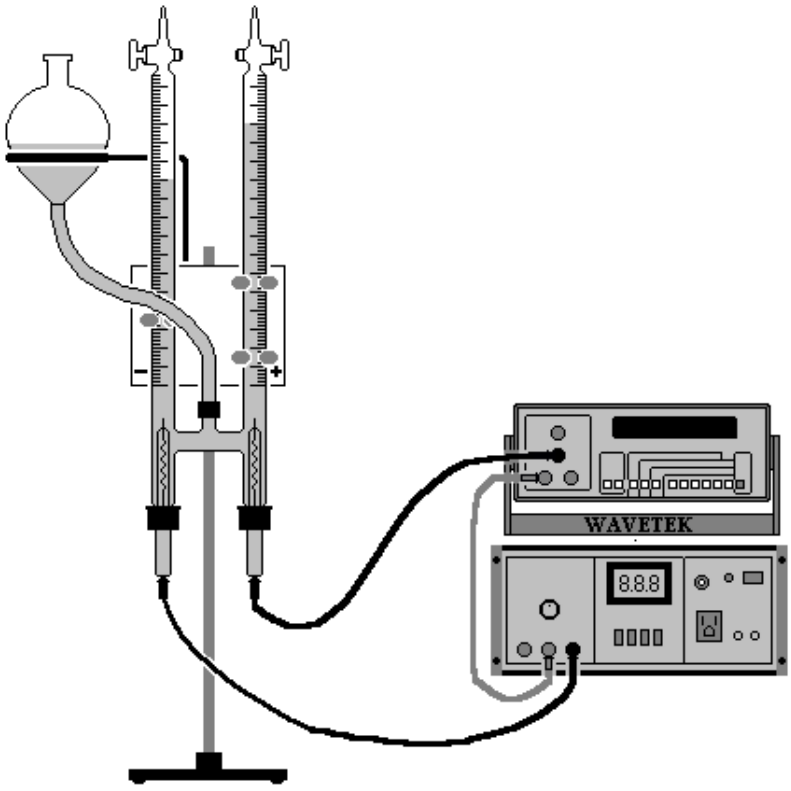
1. Atornille firmemente la varilla al soporte y sujete la placa de sujeción a la varilla.

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 [cm^3] de H_2 gaseoso y 59 [cm^3] de O_2 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 $7.4865x10^{-3}$ [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

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE I

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, debido a que algunas sustancias químicas son corrosivas. En caso de algún derrame, avise inmediatamente la figura docente.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Comprenderá la diferencia en el uso de diferentes disoluciones en el proceso de fraguado al preparar muestras con dos tipos de cemento.

3. INTRODUCCIÓN

El cemento es un material cerámico y reciben dicho nombre todos aquellos conglomerados que, mezclados con agua, fraguan y endurecen ya sea expuestos al aire; así como mezclados con agua, para dar productos de hidratación estables. Entre las muchas clases de cementos, la más importante es el Portland, que toma su nombre de la pequeña península de la costa de Inglaterra, donde la piedra es algo similar a este cemento.

Los materiales cerámicos son minerales no-metálicos inorgánicos, constituidos por metales y no metales. Una de sus principales características es que soportan altas temperaturas ya preparados. Se clasifican como cristales mixtos, ya que su estructura presenta la combinación de enlaces iónicos y covalentes.

Debido a la alta estabilidad de sus enlaces, los materiales cerámicos son materiales que presentan altos puntos de fusión y dureza, sin embargo, estos materiales generalmente son frágiles y se caracterizan por ser malos conductores de calor y de electricidad.

4. EQUIPO Y MATERIAL

a) 2 probetas de vidrio de 10 [ml].
b) 1 espátula con mango de madera.
c) 3 varillas de vidrio.
d) 2 cronómetros.
e) 1 palillo de dientes.
f) 12 moldes de polipropileno (de 2 onzas, del número 2)
g) 1 balanza granataria.
h) 1 vaso de precipitados de 250 [ml]

5. REACTIVOS

1) 100 [g] cemento Portland.
2) 100 [g] cemento Blanco.
3) Agua destilada.
4) NaCl, disolución de cloruro de sodio 25 % m/v.
5) $CaCO_3$, disolución saturada de carbonato de calcio.
6) HCl, disolución de ácido clorhídrico 4.32 % m/m.
7) Refresco de cola.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

La figura docente dará a conocer las características más importantes de los cementos y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

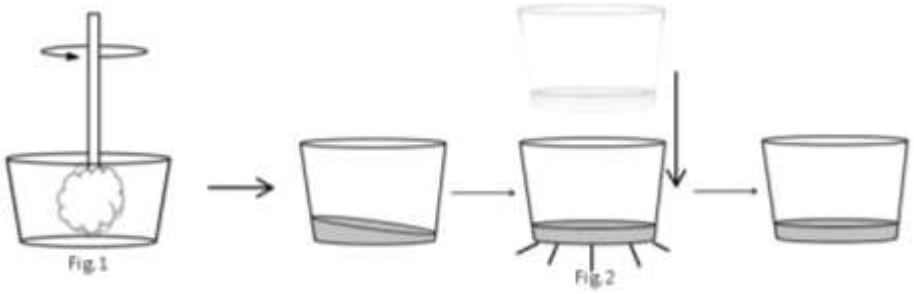
ACTIVIDAD 2.

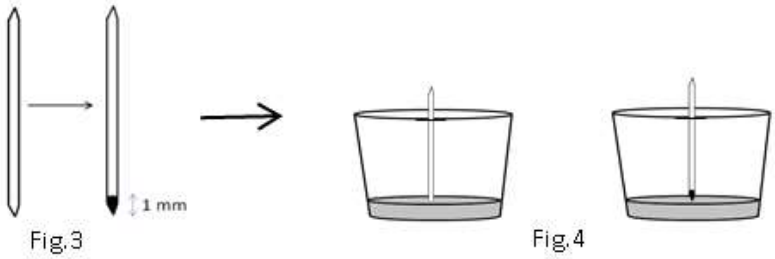
<u>Fraguado con diferentes disoluciones acuosas y agua potable.</u>

El procedimiento se debe de realizar para cada muestra de cemento.

1. Etiquete los 12 moldes de poliestireno, seis de ellos del 1P al 6P y el resto del 1B al 6B, indicando P de cemento Portland y B de cemento Blanco.
2. En los moldes con letra P pese en cada uno 10 [g] de cemento Portland y en los moldes con letra B la misma cantidad de cemento blanco.
3. En ambos moldes con número 1 agregue a cada uno 3 [ml] de refresco (de ser necesario agregue un par de gotas más a fin de obtener la mezcla adecuada).
4. Mezcle con el agitador hasta formar una pasta manejable y homogénea (Fig. 1).

5. Con ayuda de la espátula, quite el exceso de la pasta del agitador y retírelo, golpeé levemente el molde con la mezcla, sobre la mesa para que la pasta se asiente y se distribuya uniformemente en el molde. Anote la hora y deje fraguar. (Fig. 2)
6. Coloque una marca con plumón indeleble a 1 [mm] de la punta del palillo de dientes (Fig. 3).
7. Revise la consistencia de la pasta, dejando caer el palillo de manera vertical, desde una altura aproximada de 30 [cm] cada 15 [min], hasta que el palillo no penetre la superficie. Entonces habrá fraguado (Fig. 4). Anote este tiempo en la tabla 2, como el de término del fraguado.





8. En los moldes restantes repita el procedimiento del paso 3 al 7 cambiando la disolución para el fraguado en el punto y revisando la consistencia en el tiempo según la tabla 1. Anote este tiempo, en la tabla 2, como el de endurecimiento (Δt) de la pasta de cemento.

Tabla 1

Molde	Disolución	Tiempo de revisión de consistencia [min]
2P, 2B	HCl 4.32 %	5
3P, 3B	NaCl	3
4P, 4B	$CaCO_3$	3
5P, 5B	Agua potable	2
6P, 6B	Agua destilada	2

Nota: Guarde los moldes con las mezclas de cemento, cuidadosamente identificados para que terminen de fraguar, ya que en la siguiente sesión de laboratorio se les van a determinar sus propiedades y características físicas.

Tabla 2

Disolución	Tipo de cemento	Tiempo de inicio [min]	Tiempo de término [min]	Δt [min]	Observaciones
Refresco	Portland				
	Blanco				
HCl	Portland				
	Blanco				
NaCl	Portland				
	Blanco				
$CaCO_3$	Portland				
	Blanco				
Agua potable	Portland				
	Blanco				
Agua destilada	Portland				
	Blanco				

ACTIVIDAD 3.

Con base en sus resultados y observaciones, describa cómo se afecta el tiempo de fraguado con las diferentes disoluciones.

MANEJO DE RESIDUOS

Coloque agua de la llave en el vaso de precipitados de 250 [ml] y enjuague la varilla para retirar los restos de cemento. Seque la varilla perfectamente para usarla en la preparación de otra muestra. No enjuague la varilla bajo el grifo de la tarja ni deseche los residuos de cemento en la tarja. Los residuos deberá depositarlos en el vaso etiquetado como "Residuos de preparación de muestras de cemento".

6. BIBLIOGRAFÍA

1. Shackelford, J. F., (1995). *Introducción a la Ciencia de Materiales para Ingenieros*.
2. Smith, W.F., & Hashemi, J., (2014). *Fundamentos de la Ciencia e Ingeniería de Materiales*.

CUESTIONARIO PREVIO

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE I

1. ¿Qué es un material cerámico?

2. Escriba dos propiedades físicas y dos propiedades químicas de los materiales cerámicos.

3. ¿Cómo se fabrica el cemento?

4. Enliste los cuatro componentes básicos de un cemento Portland.

5. Además del cemento Portland, mencione otros dos tipos de cemento y sus características.

6. Investigue el concepto de fraguado.

7. Investigue los conceptos siguientes:
   a) Apariencia.
   b) Dureza.
   c) Conductividad térmica.
   d) Fragilidad.

8. ¿Qué diferencias hay entre el cemento Portland y el cemento blanco, con respecto a la apariencia, la dureza, la conductividad térmica y la fragilidad?

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Shackelford, J. F., (1995). *Introducción a la Ciencia de Materiales para Ingenieros*.
2. Smith, W.F., & Hashemi, J., (2014). *Fundamentos de la Ciencia e Ingeniería de Materiales*.

Práctica 10

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE II

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.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Determinará el pH de diferentes muestras de cemento.
2. Identificará la presencia de hierro, calcio, carbonatos y cloruros en las muestras de cemento.
3. Estimará la apariencia, la dureza, la conductividad térmica y la fragilidad de las muestras de cemento fraguado de la práctica anterior.
4. Comparará los resultados obtenidos y determinará qué tipo de disolución de fraguado, de las que se estudiaron en la práctica anterior, es la más adecuada para la construcción.

3. INTRODUCCIÓN

Los materiales cerámicos son químicamente muy estables debido a la alta energía de sus enlaces; esto también da como resultado que presenten altos puntos de fusión, gran dureza, pero alta fragilidad, caracterizándose por ser malos conductores del calor y de la electricidad.

La sanidad del cemento o su condición de ser sano se refiere a la estabilidad dimensional y durabilidad de la pasta endurecida con el tiempo, la cual tiende a experimentar cambios de volumen por efecto de variaciones de humedad y temperatura.

No obstante, hay ocasiones en que el cemento ya fraguado presenta expansiones importantes que no tienen relación con cambios de humedad o de temperatura, pero pueden llegar a ocasionar la desintegración del cemento. Estos casos pueden relacionarse con deficiencias originales del cemento, tales como exceso de cal libre, magnesia o presencia de sulfatos. De ahí la importancia en considerar la influencia del agua utilizada en el fraguado del cemento

4.EQUIPO Y MATERIAL

a) 1 lupa.
b) 1 espátula con mango de madera.
c) 1 parrilla eléctrica.
d) 1 vela.
e) Papel periódico.
f) 1 cronómetro.
g) 1 tubo de cartón.
h) Encendedor
i) 2 vasos de precipitados de 50 [ml].
j) 8 tubos de ensayo.
k) 2 embudos de vidrio de filtración rápida.
l) 1 pipeta graduada de 10 [ml].
m) 1 propipeta.
n) 2 anillos metálicos.
o) 1 soporte universal.
p) 2 probetas de vidrio de 10 [ml].
q) 2 agitadores magnéticos.
r) Papel pH.
s) 1 balanza granataria.
t) 1 gradilla.
u) 6 jeringas de 5 [ml].

5.REACTIVOS

a) Cemento Portland.
b) Cemento blanco.
c) Muestras de cemento fraguado.
d) Disolución de ácido clorhídrico, pH 2-3.
e) KSCN, disolución de tiocianato de potasio 1 [M].
f) $(NH_4)_2C_2O_4$, disolución saturada de oxalato de amonio.
g) HNO_3, ácido nítrico
h) $AgNO_3$, disolución de nitrato de plata 10 % m/v.

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.

Determinación del pH.

1. Etiquete dos vasos de precipitados con el nombre de cada muestra de cemento.
2. En cada vaso pese 1 [g] de cada cemento.

3. Agregue 10 [ml] de agua destilada y con ayuda del agitador magnético y la parrilla eléctrica, agite la mezcla por 15 minutos.
4. Transcurrido el tiempo, determine el pH de cada muestra y anote sus resultados en la tabla 1.

ACTIVIDAD 3.

Filtrado de las disoluciones.

1. Arme dos sistemas de filtración, como se muestra figura 1.
2. Humedezca con agua destilada los papeles filtros.
3. Vierta cuidadosamente, por separado, las disoluciones obtenidas en la actividad anterior.
4. Conserve las disoluciones obtenidas de las filtraciones para la siguiente actividad.

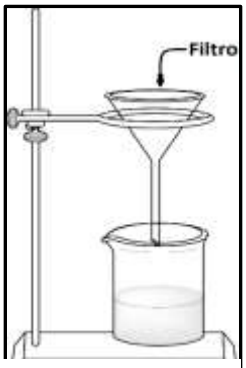


Fig. 1

NOTA: Después de filtrar, limpie los residuos sólidos de cemento con una toalla de papel y luego enjuague el vaso.

ACTIVIDAD 4.

Identificación de la presencia de especies químicas en las muestras de cemento.

Para cada muestra de cemento se debe de realizar el siguiente procedimiento:

1. Etiquete 4 tubos de ensayo y coloque en 3 de ellos 1 [ml] de la disolución filtrada.
2. Agregue a cada uno de los 3 tubos de ensayo las sustancias descritas en la tabla siguiente y anote sus observaciones en la tabla 1, según las instrucciones siguientes.

Tubo	Identificación de:	Adicione		
1	hierro	5 gotas de ácido clorhídrico 10 %	+	3 gotas de tiocianato de potasio
2	calcio	5 gotas de oxalato de amonio		
3	cloruros	5 gotas de ácido nítrico	+	3 gotas de nitrato de plata
4	carbonatos	Pequeña cantidad del cemento	+	10 gotas de disolución de ácido clorhídrico concentrado

3. En el tubo 1, la presencia de color rojo revela la existencia de hierro; el color se debe a un complejo de hierro.
4. En el tubo 2, la presencia de un precipitado blanco indica la presencia de calcio.
5. En el tubo 3, la presencia de un precipitado blanco grumoso indica la presencia de cloruros.
6. En el tubo 4, se coloca una pequeña cantidad de cemento en polvo (punta de espátula) y se le agregan 10 gotas de disolución de ácido clorhídrico. Observe la intensidad de la efervescencia. El número se asigna de acuerdo con la tabla de referencia siguiente. Anote su valor.

Escala semicuantitativa para el análisis de carbonatos.

Observaciones en el tubo de ensayo	Valor
No hay burbujas ni se percibe ningún ruido al acercar el tubo de ensayo al oído.	0
No se ven burbujas, pero se percibe el ruido.	1
Se llegan a detectar pequeñas burbujas.	2
Reacción uniforme con liberación de pequeñas burbujas.	3
Reacción poco violenta, liberación de grandes burbujas, formación de espuma.	4
Reacción violenta, la espuma sube algunos centímetros dentro del tubo.	5

El ion carbonato en polvo con la disolución ácida produce efervescencia, según la reacción sin balancear siguiente:

$$CO_3^{2-} + H^+ \rightarrow CO_2 + HCO_3^-$$

7. Anote sus observaciones y complete la tabla de resultados marcando si se encontró presencia de algún ion y el valor de pH para cada tipo de cemento.

Tabla 1

Muestra de cemento	pH	Fe^{3+}	Ca^{2+}	Cl^-	CO_3^{-2}
Portland					
Observaciones					
blanco					
Observaciones					

8. Compare los resultados de ambos cementos y anote sus observaciones en la tabla 1.

ACTIVIDAD 5.

El procedimiento debe realizarse para cada muestra de cemento, tanto Portland como blanco.

Apariencia: color y consistencia

1. Identifique cada muestra de cemento, anotando con lápiz sobre cada una, el tipo de disolución empleada para el fraguado.
2. Con cuidado de no romper las muestras de cemento fraguado, libere la muestra del molde de poliestireno.
3. Determine su color y observe con ayuda de una lupa el grado de homogeneidad, indique si presentan grietas, burbujas, gránulos, etc. Anote sus observaciones en las tablas 3 y 4, según corresponda.

Dureza

Raye con la punta de la espátula las muestras de cemento en su lado más plano. Si pueden rayarse fácilmente, entonces son suaves o serán más duras cuando la espátula no deje huella. Anote sus resultados en la tabla 3 y 4, según corresponda.

Conductividad térmica

1. Encienda el calentamiento de la parrilla eléctrica en el nivel 3 y deje calentar por 10 minutos para asegurar que ha llegado a una temperatura estable.
2. Deje caer sobre la superficie menos plana de la muestra de cemento dos gotas de parafina líquida. Cuando las gotas se solidifiquen, coloque la muestra con la superficie plana sobre la parrilla.

   NOTA: cuide que cada muestra se coloque en el mismo lugar de la parrilla.

3. Inicie el conteo del tiempo cuando comience la fusión y termine cuando la parafina esté totalmente líquida; este tiempo indicará la capacidad conductora de calor que presenta cada muestra de cemento. Anote sus resultados en las tablas 3 y 4, según corresponda.
4. Al terminar esta prueba, coloque cada muestra sobre la superficie metálica de la tarja para que se enfríe.

Fragilidad

1. Coloque una hoja de papel periódico en el suelo, donde dejará caer la muestra de cemento.

2. Introduzca la muestra en la parte superior del tubo de cartón y déjela caer dentro del tubo hacia el periódico (Fig. 2). Anote sus resultados en las tablas 3 y 4 según corresponda, con ayuda de la tabla 2.

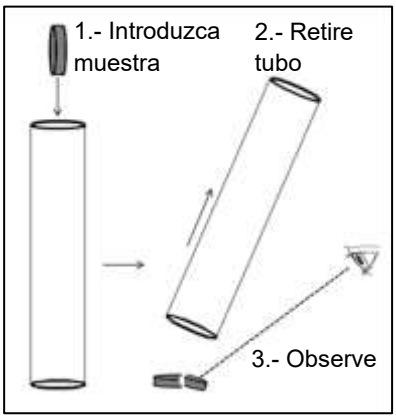


Fig. 2 Prueba de Fragilidad

Tabla 2. Escala de Fragilidad

Fragilidad	Evento en el que ocurre fraccionamiento
****	1
***	2
**	3
*	0 (no ocurre fractura)

3. Repita este paso, hasta que se observen fracturas en la muestra. No sobrepase de 3 eventos de caída libre.

Tabla 3. Propiedades y características de las muestras de cemento Portland fraguadas con diferentes disoluciones acuosas.

Disolución	Apariencia		Dureza	Conductividad térmica	Fragilidad	Observaciones
	Color	Homogeneidad				
Refresco						
HCl						
NaCl						
$CaCO_3$						
Agua potable						
Agua destilada						

Tabla 4. Propiedades y características de las muestras de cemento blanco fraguadas con diferentes disoluciones acuosas.

Disolución	Apariencia		Dureza	Conductividad térmica	Fragilidad	Observaciones
	Color	Homogeneidad				
Refresco						
HCl						
NaCl						
$CaCO_3$						
Agua potable						
Agua destilada						

ACTIVIDAD 6.

Con base en los resultados y observaciones conteste el siguiente cuestionario:

1. Describa si la disolución empleada afecta de manera relevante la consistencia de las muestras de cemento endurecidas.
2. ¿Hay diferencias físicas entre el cemento blanco y el Portland? De existir, mencione cuáles.
3. Mencione cuál es la mejor disolución de fraguado, cuál es la peor y por qué.
4. ¿Cuáles son las diferencias químicas entre el cemento blanco y el cemento Portland? Explique su respuesta.

MANEJO DE RESIDUOS

El contenido de los tubos de ensayo que se usaron para las pruebas de identificación, se colocará en los vasos de precipitados etiquetados con el número que corresponda a cada tubo.

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Shackelford, J. F., (1995). *Introducción a la Ciencia de Materiales para Ingenieros*.
2. Smith, W.F., & Hashemi, J., (2014). *Fundamentos de la Ciencia e Ingeniería de Materiales*.

CUESTIONARIO PREVIO

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE II

1. Investigue cómo afecta la presencia de iones Ca^{2+}, Cl^{-} y CO_3^{2-} al proceso de fraguado.

2. Investigue cómo afecta el pH de una disolución al fraguado del cemento.

3. Escriba la reacción de fraguado del silicato tricálcico con agua.

4. Mencione algunas características, usos o propiedades que justifiquen la importancia del cemento en la vida diaria.

8. BIBLIOGRAFÍA

1. Shackelford, J. F., (1995). *Introducción a la Ciencia de Materiales para Ingenieros*.
2. Smith, W.F., & Hashemi, J., (2014). *Fundamentos de la Ciencia e Ingeniería de Materiales*.

Agradecimientos especiales:

Las prácticas: 5. Termoquímica. Entalpía de una reacción química y 7. Cinética Química fueron diseñadas y validadas gracias al apoyo de DGAPA a través del proyecto PAPIME – PE108924.