

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	1/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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	02 de agosto de 2024

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	2/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.	33
6	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE	44
7	CINÉTICA QUÍMICA	53
8	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO	63
9	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE I	74
10	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE II	80

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	3/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 1

EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	4/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	5/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, sulfato de cobre pentahidratado.

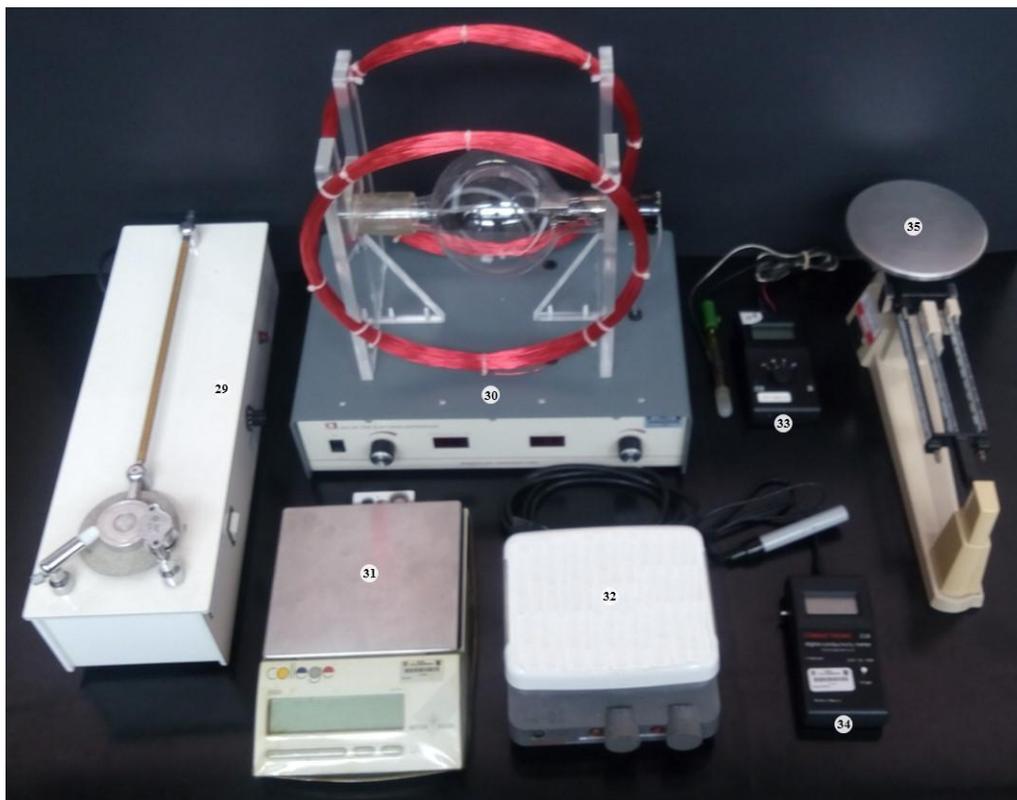
5. MATERIAL Y EQUIPO

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



- | | | |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------------|
| 1. frascos de vidrio | 11. termómetro | 21. vidrio de reloj |
| 2. picnómetro | 12. cápsula de porcelana | 22. espátula de doble punta |
| 3. probeta | 13. émbolo de succión | 23. espátula, mango de madera |
| 4. matraz Erlenmeyer | 14. cronómetro | 24. tubo de ensayo |
| 5. vaso de precipitados | 15. mortero | 25. escobillón |
| 6. matraz aforado | 16. pistilo | 26. pinzas para tubo de ensayo |
| 7. frasco con gotero | 17. agitador magnético | 27. gradilla |
| 8. piseta | 18. tapón de hule | 28. embudo de vidrio |
| 9. bureta | 19. pipeta aforada | |
| 10. pinzas de tres dedos | 20. pipeta graduada | |

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	6/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



- 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	7/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	8/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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/>

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	9/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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>

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	10/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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/>

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	11/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 2

FUERZAS INTERMOLECULARES

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	12/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	13/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	14/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	15/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 2

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	16/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	17/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 3

PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	18/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	19/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- 6) Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 7) Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

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:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	20/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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 su resultado en la siguiente tabla:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	21/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 1. Concentración molar de las disoluciones diluidas.

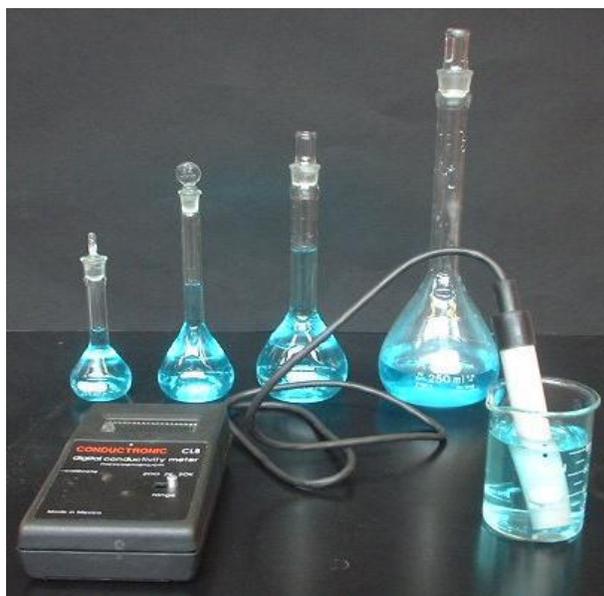
Disoluciones diluidas	Disolución 1 100 [ml]	Disolución 2 50 [ml]	Disolución 3 25 [ml]
	Concentración Molar = _____ [M]	Concentración Molar = _____ [M]	Concentración Molar = _____ [M]

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 [$\mu\text{S}/\text{cm}$] 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	22/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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 [$\mu\text{S/cm}$]	Conductividad [$\mu\text{S/cm}$]	Conductividad [$\mu\text{S/cm}$]
$\text{CH}_3\text{COONa}_{(ac)}$			
$\text{NaHCO}_3_{(ac)}$			
$\text{KNO}_3_{(ac)}$			
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}_{(ac)}$			
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(ac)}$			
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}_{(ac)}$			

MANEJO DE RESIDUOS

Viertan la disolución preparada a la tarja.

Si la brigada usó $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ como soluto vierta la disolución madre en el vaso de precipitados etiquetado como RESIDUOS DE $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Las disoluciones diluidas de este soluto viértanlas a la tarja.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	23/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 5

1. Con los datos de la tabla 2, trace una gráfica de la conductividad [$\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$] (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 [$\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$]? ¿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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	24/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	25/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 4

CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	26/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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	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.
4	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.
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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	27/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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, los reactivos comúnmente no están presentes en las cantidades estequiométricas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada. El reactivo que se encuentra en menor cantidad estequiométrica se llama reactivo limitante y es el que limita la cantidad máxima de producto que se puede obtener ya que, cuando se acaba este reactivo, no se puede formar más producto. Los otros reactivos, presentes en cantidades mayores que aquellas requeridas para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante presente, se llaman reactivos en exceso. El rendimiento porcentual describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico y se define como:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

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) 3 vasos de precipitados de 100 [ml].
- k) 1 parrilla con agitación.
- l) 1 agitador magnético.
- m) 1 piseta.
- n) 1 espátula con mango de madera.
- o) 1 termómetro de -10 a 120 [°C]

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/cm³].
- 3) Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO₄·5H₂O.
- 4) Agua destilada.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	28/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

6. DESARROLLO

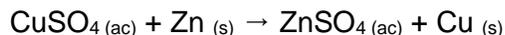
ACTIVIDAD 1.

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 cobre.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



2. En un vaso de precipitados de 100 [ml], previamente pesado (peso del vaso = m_1) coloque 1.5 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, adicione 40 [ml] de agua destilada, coloque el agitador magnético y ponga en agitación. Evite que se salpiquen las paredes del vaso.
3. Agregue, a la disolución anterior, 0.3 [g] de cinc granular y continúe con la agitación por espacio de 5 [minutos], al cabo de los cuales ya habrá reaccionado todo el cinc. Retire el agitador magnético y anote sus observaciones.
4. Espere a que sedimente todo el cobre y decante el líquido, evitando en la medida de lo posible la pérdida de cobre.

MANEJO DE RESIDUOS

El sulfato de cinc que haya reunido deberá colocarlo en el recipiente que está etiquetado como $\text{ZnSO}_4 (\text{ac})$.

5. Para lavar el cobre obtenido, adicione aproximadamente 10 [ml] de agua destilada con la piseta, agite y espere a que se sedimente el cobre para decantar el líquido. Repita esta operación dos veces.

MANEJO DE RESIDUOS

El líquido, aún contiene sulfato de cinc disuelto (ZnSO_4), por lo que se deberá colocar en el recipiente que está etiquetado como $\text{ZnSO}_4 (\text{ac})$. Sea cuidadoso al decantar y evite derramar el cobre.

6. El cobre ya lavado que quedó en el vaso de precipitados se seca por evaporación en la parrilla.

NOTA:

La evaporación debe ser con ligero calentamiento para evitar la ebullición del líquido y la oxidación del cobre.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	29/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

7. Una vez que se tiene el cobre completamente seco, se deja enfriar y se pesa junto con el vaso (m_2). La cantidad de cobre producido en el experimento se determina por diferencia de masas: $m_{\text{Cu,exp}} = m_2 - m_1$. Este dato representa su rendimiento experimental.
8. Realice los cálculos necesarios para obtener la masa de cobre que debió producirse. 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 y la masa que se debe obtener de cobre (Cu). La masa de cobre así calculada representa el rendimiento teórico, en términos de masa, de la reacción.
 - d. Calcule el rendimiento porcentual.

ACTIVIDAD 3.

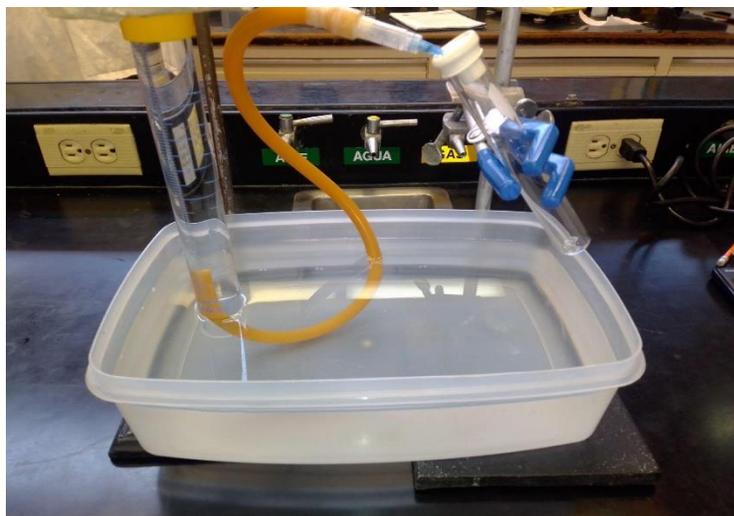
Obtención de hidrógeno.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



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.



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	30/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

2. Adicione 0.5 [ml] de la disolución comercial de ácido clorhídrico (HCl al 37% m/m y densidad 1.19 [g/cm³]) 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. Realice los cálculos necesarios para obtener el volumen de hidrógeno que debió producirse a la temperatura y presión usadas en el experimento. 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 y el volumen de hidrógeno (H₂) que se deben obtener a una presión de 77 993.59 [Pa] (presión de la CDMX) y a la temperatura de recolección del gas que determinó experimentalmente (punto 4). Use la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev (Ecuación del gas ideal).
El volumen de hidrógeno que calcule representa el rendimiento teórico, en términos de volumen, de la reacción.
 - d. Calcule el rendimiento porcentual.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	31/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

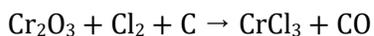
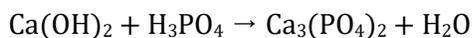
7. BIBLIOGRAFÍA

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	32/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

1. Balancee las ecuaciones químicas siguientes:



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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	33/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 5

TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	34/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.
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.

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	35/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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 cual 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	36/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

1. Coloque la barra de agitación dentro del vaso de precipitados de 150 [ml].
2. Pese el vaso con la barra de agitación. Registre este dato como la masa 1 (m_1) y expréselo en [kg].
3. Mida con una probeta **25** [ml] de la disolución de HCl 1 [M] y agréguelos 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 pequeña del calorímetro y encienda la agitación.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	37/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

NOTA: Es importante que el bulbo del termómetro esté dentro de la disolución y que durante la agitación, la barra magnética no golpee el bulbo.

7. Registre la temperatura de la disolución, este dato lo identificará como la temperatura inicial o T_1 .
8. Con la segunda probeta mida **25** [ml] de la disolución de NaOH 1 [M].
9. Retire la tapa pequeña del calorímetro y con ayuda del embudo agregue rápidamente los **25** [ml] de disolución de NaOH al vaso de vidrio que contiene la disolución de HCl dentro del calorímetro.
10. Tape el calorímetro, espere alrededor de 30 segundos y registre la temperatura final. Este dato lo identificará como 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].

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

Registre los datos obtenidos en la tabla 1.

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.

14. Repita los pasos 3 a 13 con los volúmenes que se indican en la misma tabla. El valor de la masa 1: m_1 , se usará para todos los ensayos. Registre sus datos en la tabla 1.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	38/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 1.

m ₁ [kg] = _____							
Ensayo	V _{HCl} 1[M] [ml]	V _{NaOH} 1[M] [ml]	T ₁ [°C]	T ₂ [°C]	m ₂ [kg]	m _{mezcla} = m ₂ -m ₁ [kg]	ΔT = T ₂ - T ₁ [°C]
1	25	25					
2	30	30					
3	35	35					
4	40	40					
5	45	45					

ACTIVIDAD 3.

Obtención de la entalpía de la reacción.

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: 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.

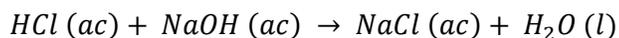
$$Q_{absorbido} = Q_{abs,m} + Q_{abs,cal}$$

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_{H_2O}) que se obtiene para cada ensayo. Considere que la ecuación química que representa la neutralización entre HCl y NaOH es:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	39/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



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_{H_2O} [mol]
1							
2							
3							
4							
5							

7. Obtenga el modelo gráfico y matemático de $Q_{lib} [kJ] = f(n_{H_2O} [mol])$. 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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	40/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	41/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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:

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

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:

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	42/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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:

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

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

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:

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

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

O bien:

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

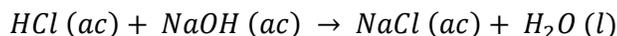
Este cálculo deberá realizarse para cada ensayo.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	43/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

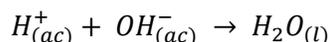
Modelo gráfico

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 $Q_{liberado}[\text{kJ}] = f(n\text{H}_2\text{O} [\text{mol}])$ 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.



Que en su forma iónica queda descrita como:



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:

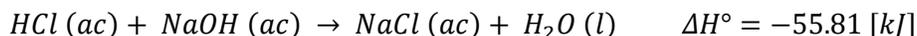
Especie química	$\Delta H_f^\circ \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{H}_{(ac)}^+$	0
$\text{OH}_{(ac)}^-$	-229.99
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285.8

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

$$\Delta H^\circ = \left[1 [\text{mol}] \text{ de } \text{H}_2\text{O} * \left(-285.8 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) \right] - \left[1 [\text{mol}] \text{ de } \text{H}^+ * \left(0 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) + 1 [\text{mol}] \text{ de } \text{OH}^- * \left(-229.99 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) \right]$$

$$\Delta H^\circ = -55.81 [\text{kJ}]$$

Por lo que la ecuación termoquímica queda descrita como sigue:



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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	44/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 6

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	45/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	46/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

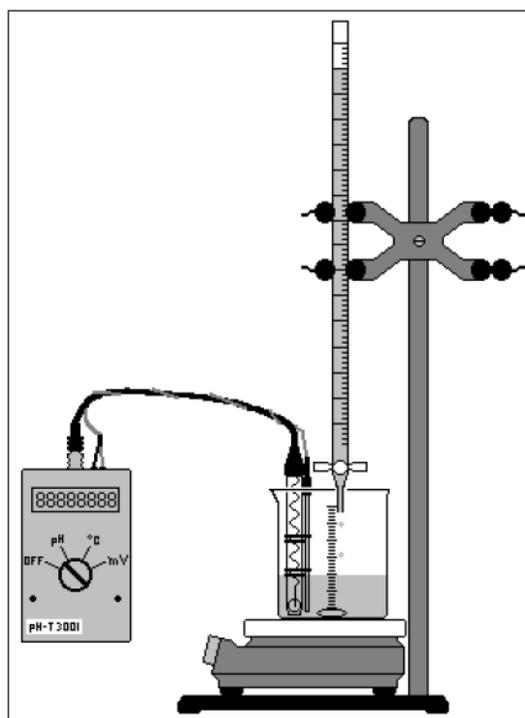
1. Compruebe que la llave de la bureta esté cerrada y, empleando un vaso de precipitados de 100 [ml] con disolución de hidróxido de sodio 0.2 [M] (disolución titulante), llene la bureta (**cuidando de no derramar la disolución**). Posteriormente, coloque la bureta en la pinza y elimine las burbujas de la punta abriendo la llave. Finalmente afore hasta 50 [ml] con más disolución titulante.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	47/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- 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].
- 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.
- 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

- 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:



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	48/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	49/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	50/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE.

- Defina el concepto ácido-base según las teorías de:
 - Arrhenius
 - Bronsted-Lowry
 - Lewis.
 Cite al menos una sustancia que ejemplifique cada teoría.
- ¿Qué es el punto de equivalencia en una titulación?
- ¿Qué es una sustancia indicadora y cuál es el papel que desempeña en una titulación?
Cite dos ejemplos.
- ¿En qué consiste...
 - el método de titulación utilizando disolución indicadora?
 - el método de titulación utilizando un medidor de pH?
- Si se emplearon 20 [cm³] de una disolución de hidróxido de sodio 0.25 [M] para neutralizar cierta cantidad de vinagre, ¿cuántos [cm³] de vinagre se neutralizaron si el proveedor especifica que contiene 5 % masa/volumen de ácido acético?
- ¿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?:
 - 10 [cm³] de disolución de ácido clorhídrico 0.3 [M].
 - 10 [cm³] de disolución de ácido sulfúrico 0.2 [M].
 - 15 [cm³] de disolución de ácido fosfórico 0.25 [M].

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	51/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

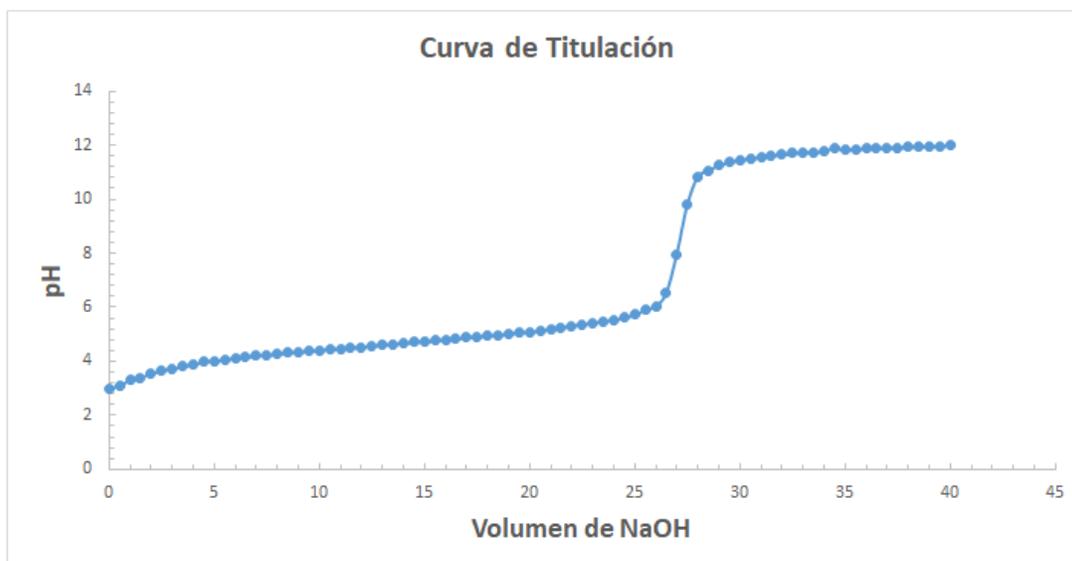


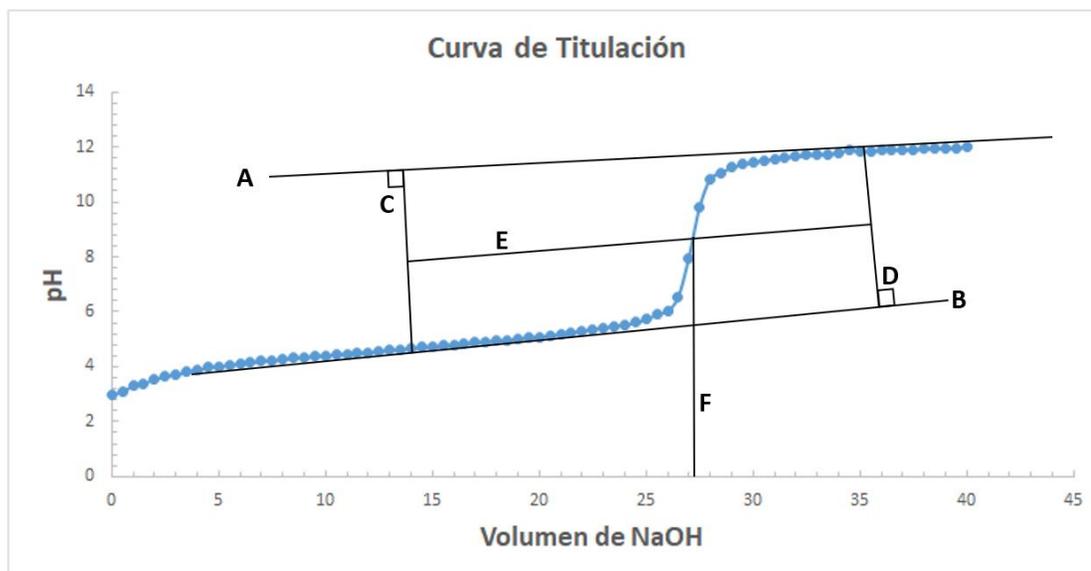
Figura 1

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	52/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	53/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 7

CINÉTICA QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	54/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

2. OBJETIVOS

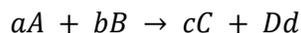
EL ALUMNADO

1. Comprenderá la influencia de la concentración en la rapidez de una reacción química.
2. Determinará el valor experimental del orden de la reacción química con respecto a cada reactivo.
3. Determinará el valor experimental del orden total de una reacción química.
4. Determinará el valor experimental de la constante aparente de rapidez de una reacción química por el método diferencial.

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 o inhibidor. Con las mediciones del cambio de concentración de reactivos o de productos en función del tiempo se puede obtener una expresión matemática que relaciona la rapidez de una reacción y la concentración de los reactivos.

Por ejemplo, para la reacción general siguiente:



Su ecuación de rapidez se representa:

$$rapidez = k [A]^x [B]^y$$

En la ecuación k es una constante de proporcionalidad que indica que la rapidez es directamente proporcional a las concentraciones de reactivos, elevadas a los exponentes x

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	55/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

y **y**. A la constante **k**, se le denomina la constante de rapidez de reacción y es distinta para cada reacción química. Los exponentes **x** y **y** indican la relación entre la rapidez de la reacción y la concentración de los reactivos A y B, el valor de estos exponentes se determinan experimentalmente ya que no son necesariamente los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada, al sumar ambos exponentes tenemos el orden total de reacción. Ejemplos de reacciones que dependen del tiempo son: la transferencia de masa de un gas en agua, la disolución del oxígeno del aire en lagos y corrientes hasta el arrastre del dióxido de carbono de agua subterránea tratada por métodos químicos.

4. EQUIPO Y MATERIAL

- a) 1 parrilla de agitación.
- b) 5 agitador magnético.
- c) 3 pipetas graduadas de 5 [ml].
- d) 3 pipetas graduadas de 1 [ml]
- e) 1 propipeta.
- f) 7 vasos de precipitados de 30 [ml].
- g) 1 vaso de precipitados de 100 [ml].
- h) 1 cronómetro.

5. REACTIVOS

- 1) HCl, disolución de ácido clorhídrico, 3 [M] y 0.3 [M].
- 2) Na₂S₂O₃, disolución de tiosulfato de sodio 0.15 [M] y 1.5 [M].
- 3) Agua destilada.

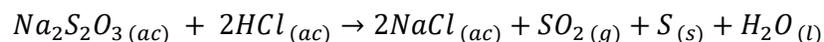
6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

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

ACTIVIDAD 2.

La reacción que se realizará es la descomposición del tiosulfato de sodio en medio ácido:



Seguiremos el avance de esta reacción mediante la turbidez generada en el vaso de precipitados por la aparición del azufre elemental, como un sólido blanco-amarillento que forma una suspensión con el agua.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	56/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Se realizarán dos experimentos:

- Experimento 1. Se trabajará con diferentes concentraciones de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) manteniendo constante la concentración de ácido clorhídrico (HCl).
- Experimento 2. Se trabajará con diferentes concentraciones ácido clorhídrico (HCl) manteniendo constante la concentración de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

Para realizar el experimento 1, siga los siguientes pasos:

1. Etiquete del 1 al 5 los vasos de precipitado de 30 [ml] para identificar cada uno de los ensayos descritos en la tabla 1.
2. Coloque sobre la parrilla un papel blanco marcado en su centro una cruz trazada con bolígrafo después coloque sobre el papel, el vaso precipitado con el agitador magnético, para llevar a cabo la agitación de la disolución.
3. Para el ensayo 1:
 - a. Agregue al vaso de precipitados el volumen indicado en la tabla 1 de la disolución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0.15 [M].

NOTA: Compruebe que la marca (cruz) sea visible en forma clara mirando desde arriba.

- b. Adicione la cantidad de agua indicada en la tabla 1 y ponga en agitación el contenido del vaso de precipitados.
- c. Con ayuda de la probeta, agregue 1 [ml] de la disolución de ácido clorhídrico 3 [M] y comience el registro del tiempo con el cronómetro desde que adiciona la primera gota de ácido.

Continúe con la agitación en el vaso de precipitados. Detenga el cronómetro cuando deje de verse por completo la marca que está al fondo.

- d. Registre el tiempo transcurrido.

4. Repita los pasos indicados en el punto 3 para cada uno de los ensayos y complete la Tabla 1.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	57/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 1

Variaciones en la concentración de tiosulfato de sodio.

Ensayo	Na ₂ S ₂ O ₃ 0.15[M] [ml]	Agua [ml]	HCl 3 [M] [ml]	Tiempo [s]
1	5	0	1	
2	4	1	1	
3	3	2	1	
4	2	3	1	
5	1	4	1	

ACTIVIDAD 3.

Para el experimento 2, siga los siguientes pasos:

5. Lave los vasos de 30 [ml] usados en el experimento 1 y etiquételos nuevamente del 1 al 5 para identificar cada uno de los ensayos descritos en la tabla 2.
6. Coloque sobre la parrilla un papel blanco marcado en su centro una cruz trazada con bolígrafo después coloque sobre el papel, el vaso precipitado con el agitador magnético, para llevar a cabo la agitación de la disolución.
7. Para el ensayo 1:
 - a. Agregue al vaso de precipitados el volumen indicado en la tabla 1 de la disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0.3 [M].

NOTA: Compruebe que la marca (cruz) sea visible en forma clara mirando desde arriba.

- b. Adicione la cantidad de agua indicada en la tabla 2 y ponga en agitación el contenido del vaso de precipitados.
- c. Con ayuda de la probeta, agregue 1 [ml] de la disolución de tiosulfato de sodio (Na₂S₂O₃) 1.5 [M] y comience el registro del tiempo con el cronómetro desde que adiciona la primera gota de ácido.

Continúe con la agitación en el vaso de precipitados. Detenga el cronómetro cuando deje de verse por completo la marca que está al fondo.

- d. Registre el tiempo transcurrido.

8. Repita los pasos indicados en el punto 3 para cada uno de los ensayos y complete la Tabla 2.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	58/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 2

Variaciones en la concentración del ácido clorhídrico.

Ensayo	HCl 0.3 [M] [ml]	Agua [ml]	Na ₂ S ₂ O ₃ 1.5[M] [ml]	Tiempo [s]
1	5	0	1	
2	4	1	1	
3	3	2	1	
4	2	3	1	
5	1	4	1	

ACTIVIDAD 4

1. Realice los cálculos necesarios para determinar la concentración molar de ácido clorhídrico (HCl) y tiosulfato de sodio (Na₂S₂O₃) en cada uno de los experimentos para llenar la tabla 3 y 4.
2. Con base en los datos de la tabla 1 estime la rapidez como la inversa del tiempo ($v = 1/\text{tiempo [s]}$) para cada concentración de tiosulfato de sodio y completa la tabla 3.

Tabla 3

Ensayo	Concentración de Na ₂ S ₂ O ₃ en la mezcla [M]	Rapidez [1/s]	log Na ₂ S ₂ O ₃	log v
1				
2				
3				
4				
5				

2. Represente en una gráfica, usando las escalas apropiadas, el logaritmo decimal de la rapidez en función del logaritmo decimal de la concentración de tiosulfato de sodio (Na₂S₂O₃): $\log v = f(\log [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3])$.
3. Con base en los datos de la tabla 2 estime la rapidez como la inversa del tiempo ($v = 1/\text{tiempo [s]}$) para cada concentración de ácido clorhídrico (HCl) y completa la tabla 4.
4. Represente en una gráfica, usando las escalas apropiadas, el logaritmo decimal de la rapidez en función del logaritmo decimal de la concentración de ácido clorhídrico (HCl): $\log v = f(\log [\text{HCl}])$.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	59/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 4

Ensayo	Concentración de HCl en la mezcla [M]	Rapidez 1/[s]	log HCl	log v
1				
2				
3				
4				
5				

- Para cada gráfica, haga el ajuste necesario de los datos y escriba el modelo matemático correspondiente. ¿Qué representa el valor de la pendiente y la ordenada al origen en cada caso? Explique.
- Con base en los datos anteriores, ¿Cuál es el orden global de la reacción? Exprese la ley de rapidez para la reacción global.

MANEJO DE RESIDUOS

El contenido de los vasos de precipitados deberá verterlos en el vaso de precipitados etiquetado como "RESIDUOS DE CINÉTICA QUÍMICA". Es muy importante que no inhale los vapores que se liberan pues pueden causar irritación de ojos y mucosas.

BIBLIOGRAFÍA.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	60/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE VELOCIDAD Y ORDEN DE UNA REACCIÓN.

1. ¿Cómo se expresa la rapidez de una reacción?
2. ¿Cuáles son los factores que afectan la rapidez de una reacción?
3. ¿Cómo se determina experimentalmente la constante de una reacción química?
4. ¿Cómo se determina el orden de reacción?
5. Enuncie la ley de la rapidez de una reacción.
6. ¿Qué es el orden de reacción global?

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	61/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

APÉNDICE

Consideremos la siguiente ecuación química balanceada de una reacción hipotética en disolución acuosa:



La rapidez de una reacción es proporcional a la concentración molar de los reactivos elevada a una potencia. En el caso de la ecuación 1, su rapidez es proporcional a las concentraciones de los reactivos A y B , por lo que escribimos su **ley de rapidez** como:

$$\text{rapidez} = k[A]^\alpha[B]^\beta \quad (2)$$

Donde:

- k es la constante de rapidez, la cual, es independiente de las concentraciones y dependiente de la temperatura del sistema.
- α y β son las potencias a las que se eleva la concentración molar de cada sustancia; estos exponentes indican el **orden parcial de la reacción con respecto a cada reactivo**, mientras que la suma de los órdenes parciales corresponde al **orden total de la reacción química**.

El **método diferencial** puede usarse siempre que sea posible medir con precisión suficiente la rapidez de reacción instantánea. En una serie de mediciones de tiempo de reacción, si sólo se hace la variación inicial de la concentración de uno de los reactivos y el otro se deja constante, la rapidez de la reacción sólo dependerá del reactivo que cambia y, por tanto, se pueden plantear las siguientes ecuaciones partiendo de la ecuación (2)

$$\text{si } [A] = \text{cte}, \text{ rapidez} = k_1[B]^\beta \quad (3)$$

$$\text{si } [B] = \text{cte}, \text{ rapidez} = k_2[A]^\alpha \quad (4)$$

En el **método de la rapidez inicial**, se mide la rapidez al inicio de la reacción para varias concentraciones iniciales distintas de los reactivos. Consideremos la ley de rapidez de la ecuación (3), si su rapidez inicial, v_0 , está dada por los valores iniciales de la concentración molar de $[B]_0$, por lo que obtenemos una nueva ecuación:

$$\text{rapidez inicial} = v_0 = k_1[B]_0^\beta \quad (5)$$

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	62/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Aplicando logaritmo a cada uno de los factores de la ecuación (5), se obtiene la ecuación (6), la cual es una ecuación de primer grado de la forma ($y = mx + b$):

$$\underbrace{\ln v_0}_y = \underbrace{\beta}_{m} \underbrace{\ln [B]_0}_x + \underbrace{\ln k_1}_b \quad (6)$$

De esta manera, al trazar la gráfica de una serie de logaritmos de concentraciones iniciales del reactivo B, $\ln [B]_0$, en función del $\ln v_0$, se obtendrá la tendencia de los datos experimentales que describen una línea recta con **pendiente** β .

En el caso de dejar la concentración del reactivo **[B] constante**, la **pendiente** de la línea de tendencia será β y la ordenada al origen en cada gráfica será $\ln k_1$ y $\ln k_2$ respectivamente.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	63/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 8

ELECTROQUÍMICA

ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	64/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

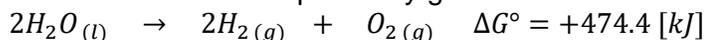
EL ALUMNADO:

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:



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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	65/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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 1×10^{-7} [M] de iones H^+ y 1×10^{-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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	66/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

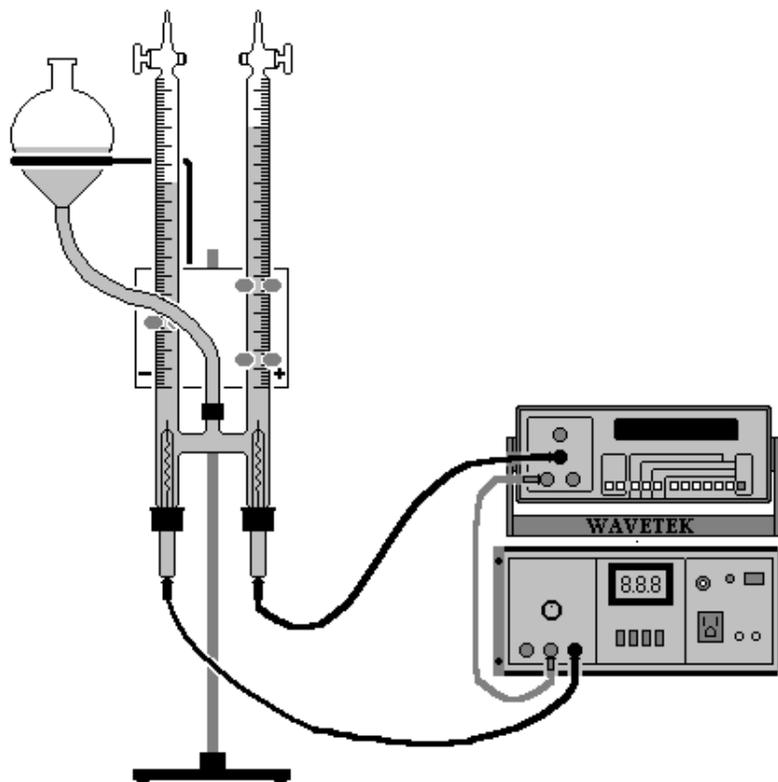
ACTIVIDAD 2.

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.



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	67/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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 muévelo 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_{H_2}) y de oxígeno obtenidos (V_{O_2}).

Tabla 1

Tiempo [s]	V [V]	I [A]	V_{H_2} [ml]	V_{O_2} [ml]
0	20		0	0
180	20			

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	68/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

NOTA: Revise el apéndice de esta práctica.

Apagado del equipo

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	69/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

**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, AuCl₃.

BIBLIOGRAFÍA

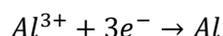
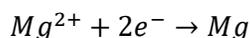
1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	70/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.



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.

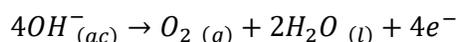
DETERMINACIÓN DE LAS CANTIDADES DE MASA QUE SE PRODUCEN

En el ejemplo siguiente se muestra cómo pueden realizarse los cálculos de las cantidades de sustancias producidas en la electrólisis del agua.

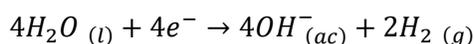
	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	71/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

Resolución: El proceso en el ánodo es



mientras que en el cátodo se tiene



La reacción global está dada por:



Las cantidades que se forman de H₂ y de O₂ 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 H₂, la masa del H₂ 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 O₂ por cada 4 [F]. Por lo tanto, la masa que se debió formar de O₂ es:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	72/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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:

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

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 $\left[\frac{L \cdot atm}{mol \cdot K} \right]$.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	73/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Para el problema, se tendría:

$$n_{H_2} = \frac{(0.7631 \text{ [atm]})(0.120 \text{ [L]})}{\left(0.08205 \frac{\text{[L} \cdot \text{atm]}}{\text{[mol} \cdot \text{K]}}\right)(298.15 \text{ [K]})} = 3.7432 \times 10^{-3} \text{ [mol] } H_2$$

Por cada 1 [mol] de H₂ 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:

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	74/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 9

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE I

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	75/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	76/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

5. REACTIVOS

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

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.

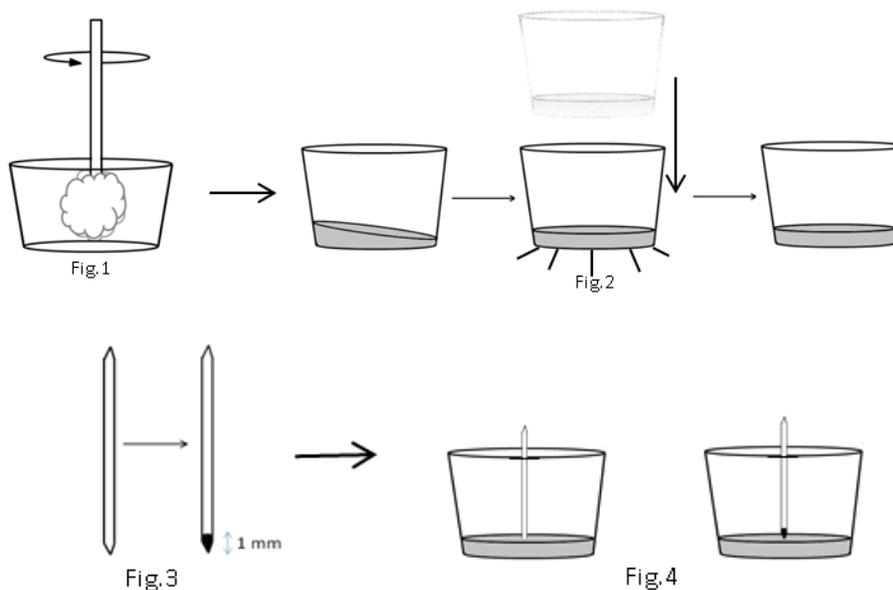
Fraguado con diferentes disoluciones acuosas y agua potable.

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

- 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.
- 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.
- 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).
- Mezcle con el agitador hasta formar una pasta manejable y homogénea (Fig. 1).

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	77/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

5. Con ayuda de la espátula, quite el exceso de la pasta del agitador y retírelo, golpee 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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	78/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.*

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	79/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	80/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 10

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE II

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	81/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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. Estimaré 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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	82/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

4.EQUIPO Y MATERIAL

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

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) $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	83/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

ACTIVIDAD 3.

Filtrado de las disoluciones.

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

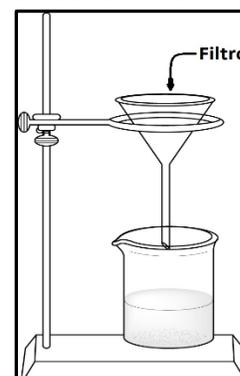


Fig. 1

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:

- Etiquete 4 tubos de ensayo y coloque en 3 de ellos 1 [ml] de la disolución filtrada.
- 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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	84/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

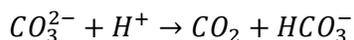
4	carbonatos	Pequeña cantidad del cemento	+	10 gotas de disolución de ácido clorhídrico concentrado
---	------------	------------------------------	---	---

- En el tubo 1, la presencia de color rojo revela la existencia de hierro; el color se debe a un complejo de hierro.
- En el tubo 2, la presencia de un precipitado blanco indica la presencia de calcio.
- En el tubo 3, la presencia de un precipitado blanco grumoso indica la presencia de cloruros.
- 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:



- 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					

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	85/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	86/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- Al terminar esta prueba, coloque cada muestra sobre la superficie metálica de la tarja para que se enfríe.

Fragilidad

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

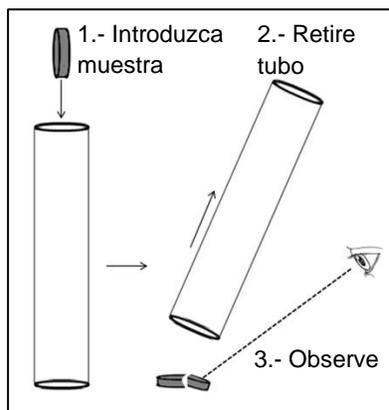


Fig. 2 Prueba de Fragilidad

Tabla 2. Escala de Fragilidad

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

- 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 técnica	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 técnica	Fragilidad	Observaciones
	Color	Homogeneidad				
Refresco						
HCl						
NaCl						
CaCO ₃						
Agua potable						
Agua destilada						

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	88/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	05
		Página	89/89
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	02 de agosto de 2024
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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*.