

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	1/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 C. Alfredo Velásquez Márquez Ing. Félix Núñez Orozco M. en A. Violeta Luz María Bravo Hernández Quím. Esther Flores Cruz Dra. Ana Laura Pérez Martínez M. en C. Yazmín Ariadna Valdez Hernández	Quím. Antonia del Carmen Pérez León M. en C. Alfredo Velásquez Márquez Dra. Ana Laura Pérez Martínez Ing. Félix Benjamín Núñez Orozco M. en A. Violeta Luz María Bravo Hernández Dr. Ehecatl Luis David Paleo González	Ing. Gabriel Alejandro Jaramillo Morales	24 de enero de 2020

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	2/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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	LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA	17
4	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	26
5	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	34
6	TERMOQUÍMICA. ENTALPÍA DE DISOLUCIONES	41
7	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE	48
8	CINÉTICA QUÍMICA	57
9	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO	66
10	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE I	78
11	FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO, PARTE II	85

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	3/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	4/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	5/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

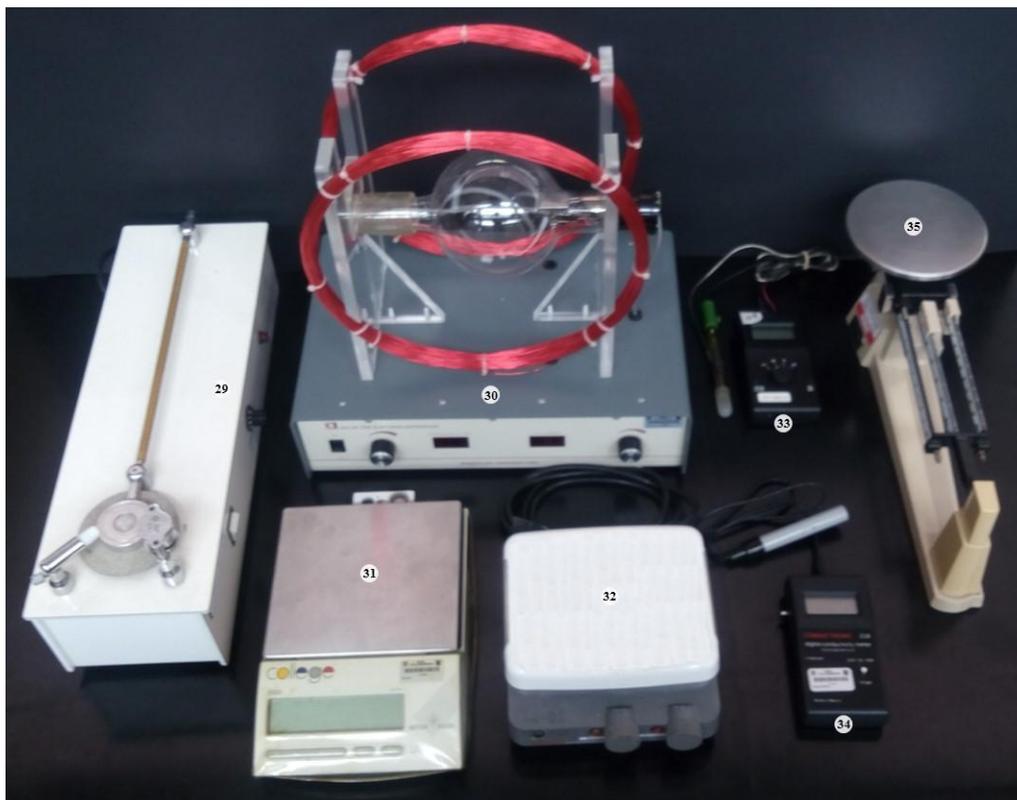
5. MATERIAL Y EQUIPO

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:	04
		Página	6/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

ACTIVIDAD 2

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	7/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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:	04
		Página	8/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	9/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	10/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	11/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	12/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	13/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	14/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	15/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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	Agua	
4	Hexano	Acetona	
5	Metanol	Ácido acético	
6	Metanol	Agua	
7	Metanol	Acetona	
8	Ácido acético	Acetona	
9	Agua	Ácido acético	
10	Agua	Acetona	

MANEJO DE RESIDUOS

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

7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	16/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	17/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 3

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	18/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.	No debe de agitarse, porque el peso del mercurio puede romper la ampolla donde está contenido; la manipulación inapropiada puede romper el instrumento, lo que genera fragmentos punzo-cortantes, derrame de mercurio e intoxicación.
4	Sustancias químicas.	Su manipulación requiere lavarse las manos al finalizar la práctica.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Demostrará de forma experimental la ley de la conservación de la materia.

3. INTRODUCCIÓN

A finales del siglo XVII y durante la mayor parte del siglo XVIII, la combustión y las reacciones asociadas con ella se explicaban en términos de la teoría del flogisto. Dicha teoría fue totalmente rechazada por el químico francés Joseph Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794).

Lavoisier demostró que cuando una sustancia arde, los productos de ésta pesan más que la sustancia original; esto demostraba que en la reacción química intervenía una parte del aire. Los trabajos de Lavoisier se caracterizan por su modalidad sistemáticamente cuantitativa: hizo un uso constante de la balanza. El método cuantitativo supone, necesariamente, la validez de la ley de la indestructibilidad de la materia. Lavoisier enunció esta ley en forma específica de la forma siguiente: "... porque nada se crea en los procesos, sean estos naturales o artificiales, y puede tomarse como un axioma que en todo proceso existe igual cantidad de materia antes y después del mismo, permaneciendo constantes la cantidad y naturaleza de los principios que intervienen, siendo todo lo que sucede, sólo cambios y modificaciones. Toda la técnica de las experiencias de química se funda en este

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	19/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

principio: debemos tener siempre un balance o igualdad exacta entre los principios que constituyen el cuerpo en examen y los que forman los productos del análisis mismo.”

Un fenómeno interesante en la naturaleza, que demuestra dicha ley, es cuando sucede la formación de un precipitado a partir de la combinación de dos disoluciones acuosas que contienen cationes y aniones, lo que se conoce como reacciones de precipitación, aun cuando existe la formación de un sólido, la cantidad de materia en los reactivos debe de conservarse en los productos.

4. MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 balanza semianalítica.
- b) 1 parrilla con agitación y calentamiento.
- c) 1 matraz de Erlenmeyer de 250 [ml].
- d) 1 globo del número 12.
- e) 1 probeta de vidrio de 100 [ml].
- f) 2 vasos de precipitados de 30 [ml].
- g) 1 vaso de precipitados de 250 [ml].
- h) 1 espátula con mango de madera.
- i) 2 tubos de ensayo de 10 [cm] de largo (número 45048. Kimax).
- j) 1 pinzas para tubo de ensayo.
- k) 1 varilla de vidrio.
- l) 1 agitador magnético.
- m) 1 termómetro.
- n) 1 gradilla.
- o) 1 lupa.

5. REACTIVOS

- 1) Bicarbonato de sodio, NaHCO_3 .
- 2) Ácido clorhídrico, HCl , 4.32 % m/m.
- 3) Disolución de yoduro de potasio, KI , 0.33 % m/v.
- 4) Disolución de nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 0.33 % 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	20/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

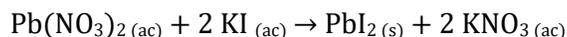
ACTIVIDAD 2.

Reacción química con formación de un precipitado.

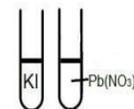
1. En un vaso de precipitado de 250 [ml] coloque 200 [ml] de agua de la llave, coloque el agitador magnético al interior y sitúe el vaso en la parrilla de calentamiento, ajuste la perilla en la posición 4 para obtener un baño de agua caliente.

NOTA: Procure que el agua hierva ligeramente.

2. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:

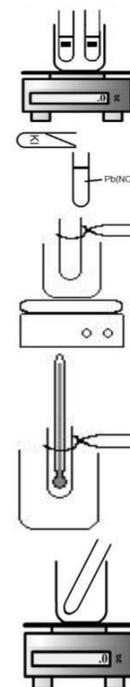


En un tubo de ensayo coloque aproximadamente 2 [ml] de disolución de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y etiquételo con la fórmula del compuesto.



En otro tubo de ensayo coloque aproximadamente 2 [ml] de disolución de yoduro de potasio (KI) y etiquételo con la fórmula del compuesto.

3. Coloque ambos tubos en un vaso de precipitados y determine la masa (m_1) del sistema completo (ambos tubos de ensayo con disoluciones y vaso de precipitados).
4. Al tubo de la disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ agréguele la disolución de KI, anote sus observaciones, vuelva a determinar la masa del sistema completo (m_2), anótela en la tabla 1 y complétela.



ACTIVIDAD 3.

Cristalización

1. Con ayuda de las pinzas, introduzca el tubo de ensayo en el baño agua caliente, agite con movimientos circulares el tubo dentro del baño y observe.
2. Introduzca el termómetro sin tocar las paredes del tubo de ensayo y cuando el precipitado se haya disuelto por completo, registre la temperatura a la que disuelve (T_s) en la tabla 2. Retire el tubo de ensayo del baño y seque por fuera el tubo.
3. En un vaso de precipitados, a manera de contenedor, introduzca el tubo de ensayo con la disolución anterior, colóquelo sobre la balanza y registre su masa (m_3) en la tabla 2.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	21/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- Sin retirar de la balanza, observe y espere a que aparezca el precipitado de nuevo, cuando deje de percibir la formación del precipitado registre la masa (m_4) en la tabla 2 y complétela.
- Con los datos obtenidos, complete las tablas siguientes:

Tabla 1

	m_1 [g]	m_2 [g]	¿Se verifica la LCM?	Observaciones
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac}) + 2 \text{KI} (\text{ac}) \rightarrow \text{PbI}_2 (\text{s}) + 2 \text{KNO}_3 (\text{ac})$				

Tabla 2

	T_s [°C]	m_3 [g]	m_4 [g]	¿Se verifica la LCM?	Observaciones
Precipitado					

MANEJO DE RESIDUOS

Vierta con cuidado el contenido del tubo de ensayo (cristales de PbI_2 y disolución de KNO_3) dentro del vaso etiquetado como **RESIDUOS DE PLOMO**. Si quedan algunos cristales, agregue agua destilada hasta un cuarto de la capacidad del tubo, introduzca con cuidado la varilla de vidrio y agite ligeramente para re-suspender los cristales, retire la varilla y vierta de golpe en el vaso de residuos.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	22/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 4.

Complete la tabla siguiente, con las relaciones estequiométricas.

Tabla 3

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac}) + 2 \text{KI} (\text{ac}) \rightarrow \text{PbI}_2 (\text{s}) + 2 \text{KNO}_3 (\text{ac})$			
Masa molecular [g/mol]				
Relación en mol				
Relación en masa [g]				
LCM [g]				

ACTIVIDAD 5.

Reacción química con desprendimiento de un gas.

- Coloque en el matraz de Erlenmeyer 20 [ml] de HCl al 4.32 % m/m empleando la probeta.
- En el vaso de precipitados pese 1.0 [g] de NaHCO_3 y posteriormente, con mucho cuidado, vierta el bicarbonato en el interior del globo, cuidando de que no quede en el vaso o se derrame.
- Ajuste el globo a la boca del matraz teniendo cuidado de que no caiga dentro del matraz el NaHCO_3 . Coloque el sistema así dispuesto en la balanza y péselo. El valor obtenido será m_1 . La figura siguiente muestra un esquema del dispositivo experimental.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	23/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



4. Sin retirar el sistema de la balanza, permita que caiga el NaHCO_3 en el matraz. Una vez terminada la reacción (cuando ya no se observe desprendimiento de gas), pese nuevamente el sistema. El valor obtenido será m_2 .



5. Para verificar el cumplimiento de la ley de la conservación de la materia, compare los valores m_1 y m_2 .

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	24/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 6.

Considere la reacción que se lleva a cabo en el interior del sistema y complete la tabla siguiente:

Tabla 4

Reacción:				
Matraz con:	Globo con	m ₁ [g]	m ₂ [g]	¿Se demuestra la LCM? Argumente su respuesta
20 [ml] de HCl al 4.32 [%] m/m	1.0 [g] de NaHCO ₃			

MANEJO DE RESIDUOS

Retire el globo, añada NaHCO₃ al matraz hasta que deje de producirse efervescencia. Y una vez que esto suceda vierta el contenido 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:	04
		Página	25/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y SOLUBILIDAD

1. Enuncie las leyes ponderales.
2. Defina estequiometría.
3. ¿Cómo se calcula la fuerza de flotación que un fluido ejerce sobre un cuerpo sumergido en él?
4. ¿En qué consisten las relaciones estequiométricas?
5. Complete la siguiente reacción química siguiente y balancéela:

$$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$$
6. Mencione los tipos de reacciones químicas que existen.
7. ¿Qué es solubilidad?
8. ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad?

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:	04
		Página	26/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 4

PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	27/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 fuertes, débiles o 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:	04
		Página	28/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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) 4 vasos de precipitados de 100 [ml].
- e) 1 vaso de precipitados de 30 [ml]
- f) 1 pipeta volumétrica de 10 [ml].
- a) 1 embudo de vidrio de filtración rápida
- b) 1 piseta.
- c) 1 espátula.
- d) 1 varilla de vidrio.
- e) 1 conductímetro.
- f) 1 propipeta.
- g) 1 balanza semianalítica.

5. REACTIVOS

- 1) Agua destilada.
- 2) Acetato de sodio, CH_3COONa .
- 3) Bicarbonato de sodio, NaHCO_3 .
- 4) Nitrato de potasio, KNO_3 .
- 5) Sulfato de magnesio heptahidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- 6) Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 7) Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	29/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 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, utilizando el soluto asignado por la figura docente, de acuerdo con las indicaciones siguientes:

Preparación de la disolución madre

1. Calcule la cantidad necesaria, en gramos del soluto, para preparar 100 [ml] de una disolución 0.05 [M].
2. Pese con cuidado en un vaso de precipitados, los gramos del soluto calculado en el paso anterior y disuélvalo en 50 [ml] de agua destilada.
3. Trasvase la disolución a un matraz volumétrico de 100 [ml], mediante un embudo y lave al menos tres veces el vaso y el embudo auxiliándose de una piseta. Asegúrese de no dejar nada de reactivo en el vaso de precipitados.
4. Complete con agua hasta la marca del aforo; tape el matraz y mezcle perfectamente la disolución. La disolución así preparada es la disolución madre.
5. Trasvase la disolución a un vaso de precipitados previamente etiquetado.

ACTIVIDAD 3

1. De la disolución madre tome 10 [ml] con la pipeta volumétrica y viértalos en el otro matraz volumétrico de 100 [ml].
2. Complete con agua hasta la marca del aforo y mezcle perfectamente la disolución. La disolución así preparada es la disolución 1.
3. Repita los pasos 1 y 2 empleando matraces volumétricos de las capacidades siguientes: 50 y 25 [ml], las disoluciones así preparadas son las disoluciones 2 y 3 respectivamente.
4. Vierta cada una de las cuatro disoluciones preparadas en esta actividad en vasos de precipitados etiquetados. Tenga mucho cuidado de no mezclar las disoluciones, ya que se producirían resultados erróneos.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	30/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 4

Toma de lecturas

1. **La verificación del conductímetro la realizará el personal autorizado. No retire la batería del equipo.**
2. El alumnado llevará al cabo los pasos siguientes:
 - a) Determinará la conductividad de la disolución más diluida a la más concentrada.
 - b) Sin encender el conductímetro, sumergirá el electrodo en la disolución y lo moverá para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado atrapadas, procurando que el nivel del líquido se encuentre arriba de los orificios y posteriormente encenderá el equipo.



- c) 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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	31/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

- d) 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: La figura docente deberá asignar un soluto a cada brigada, para que posteriormente se intercambien resultados para llenar la tabla siguiente:

Tabla 1. Conductividad experimental de las disoluciones.

Disoluciones	Disolución 1 100 [ml] Concentración Molar = _____	Disolución 2 50 [ml] Concentración Molar = _____	Disolución 3 25 [ml] Concentración Molar = _____	Disolución Madre Concentración Molar = 0.05 [M]
	Conductividad [μS/cm]	Conductividad [μS/cm]	Conductividad [μS/cm]	Conductividad [μS/cm]
CH ₃ COONa (ac)				
NaHCO ₃ (ac)				
KNO ₃ (ac)				
MgSO ₄ ·7H ₂ O (ac)				
CuSO ₄ ·5H ₂ O (ac)				
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (ac)				

MANEJO DE RESIDUOS

Viertan la disolución preparada a la tarja.

Si la brigada usó CuSO₄·5H₂O como soluto vierta la disolución madre en el vaso de precipitados etiquetado como RESIDUOS DE CuSO₄·5H₂O. Las disoluciones diluidas de este soluto viértanlas a la tarja.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	32/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 1, 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.
2. ¿Cuál es el comportamiento observado de la conductividad respecto a la concentración? 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:	04
		Página	33/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 molaridad.
2. ¿Cómo influye el agua de hidratación presente en algunos sólidos en la preparación de las disoluciones?
3. ¿Cómo afecta la pureza del reactivo químico en la preparación de las disoluciones?
4. Defina enlace químico.
5. ¿Qué características químicas presentan los compuestos que poseen enlace iónico y enlace covalente?
6. Investigue los términos siguientes: electrólito fuerte, electrólito débil, no electrólito y conducción electrolítica.
7. Investigue de qué parámetros depende la resistencia eléctrica.
8. Investigue las unidades, en el S.I., de la resistencia eléctrica y de su inversa, la conductividad eléctrica.
9. ¿Qué sucede con la conductividad del agua destilada si se le agregan unas gotas de ácido sulfúrico?
10. ¿El agua de la llave conduce la electricidad? Explique.

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	34/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 5

CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	35/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	36/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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) 2 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]

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	37/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

6. DESARROLLO

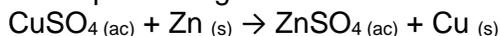
ACTIVIDAD 1.

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 = m₁) coloque 1.5 [g] de CuSO₄·5H₂O, 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

Durante la decantación, el líquido que contiene sulfato de cinc disuelto (ZnSO₄) se vierte en la tarja, sea cuidadoso al decantar y evite derramar el cobre.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	38/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

NOTA:

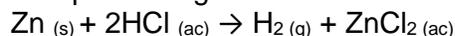
La evaporación debe ser con ligero calentamiento para evitar la ebullición del líquido y la oxidación del cobre.

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 se determina por diferencia de masas ($m_{Cu} = m_2 - m_1$).
8. Determine, para la reacción entre el sulfato de cobre y el cinc:
 - a) El reactivo limitante
 - b) El rendimiento teórico
 - c) El rendimiento experimental
 - d) El rendimiento porcentual

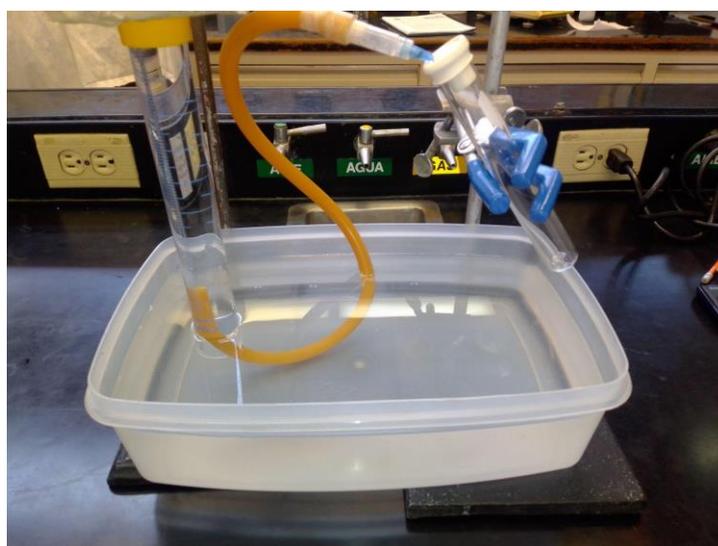
ACTIVIDAD 3.

Obtención de hidrógeno.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



Coloque en el 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 de hule en una probeta llena con agua e invertida en un recipiente que también contiene agua (observe la imagen siguiente). Evite que el interior de la probeta quede con aire.



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	39/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- Adicione 0.5 [ml] de la disolución comercial de ácido clorhídrico 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.



- Mida y anote el volumen de hidrógeno gaseoso recolectado en la probeta.
- Calcule el volumen del hidrógeno gaseoso con base en la ley de los gases ideales y determine:
 - El reactivo limitante.
 - El rendimiento teórico.
 - El rendimiento experimental o real.
 - El rendimiento porcentual.

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.

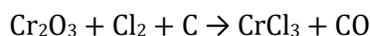
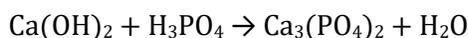
7. BIBLIOGRAFÍA

- 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:	04
		Página	40/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	41/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 6

TERMOQUÍMICA. ENTALPIA DE DISOLUCIÓN

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	42/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Conocerá el concepto sobre el cual se basa el funcionamiento de las *compresas instantáneas "frías" o "calientes"*.
2. Determinará si la entalpia de disolución (ΔH_d) en agua del cloruro de calcio (CaCl_2), y del nitrato de amonio (NH_4NO_3) corresponden a procesos endotérmicos o exotérmicos.
3. Cuantificará las variaciones de temperatura originadas por la disolución de diferentes cantidades de CaCl_2 y NH_4NO_3 en una determinada masa de agua.
4. Obtendrá el modelo matemático que relacione la variación de temperatura con respecto de los gramos totales de cada soluto.

3. INTRODUCCIÓN

La termodinámica química (termoquímica) se encarga del estudio de los cambios energéticos que acompañan a cualquier reacción química. Tales cambios energéticos son unos de los factores preponderantes para determinar qué tan rápido y qué tan eficientemente se lleva a cabo dicha reacción química.

Cuando una reacción se lleva a cabo a presión constante, como sucede cuando se realiza en un recipiente abierto, el calor absorbido o liberado en la reacción es igual al cambio de entalpia (ΔH_r) de dicha reacción. En otras palabras, la entalpia de reacción es la energía

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	43/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

involucrada en la formación de determinado producto a partir de ciertos reactivos en una reacción química que se lleva a cabo a presión constante. Por convenio, si se libera calor en una reacción (reacción exotérmica), el signo de la ΔH_r es negativo; en cambio, si se absorbe calor (reacción endotérmica), el ΔH_r tendrá un signo positivo.

La entalpia de disolución (ΔH_d) de una sustancia es la energía involucrada en el proceso de disolución. El cambio de entalpia que se observa al preparar una disolución puede considerarse como la suma de dos energías: la energía requerida para romper determinados enlaces (soluto-soluto y disolvente-disolvente) y la energía liberada para la formación de enlaces nuevos (soluto-disolvente). El valor de la entalpia de disolución depende de la concentración de la disolución final.

Comúnmente, los deportistas utilizan compresas instantáneas “frías” o “calientes” para los primeros auxilios en el tratamiento de contusiones. Estas compresas funcionan empleando el concepto de calor de disolución que se estudiará en esta práctica.

4. EQUIPO Y MATERIAL

- a) 1 agitador magnético.
- b) 1 parrilla con agitación.
- c) 1 balanza granataria.
- d) 1 termómetro de -10 a 110 [°C].
- e) 1 probeta de vidrio de 100 [ml].
- f) 1 vaso de precipitados de 150 [ml].
- g) 1 espátula con mango de madera.
- h) 1 calorímetro con tapón de hule.

5. REACTIVOS

- 1) Agua de la llave.
- 2) Cloruro de calcio, CaCl_2 , granulado, grado industrial.
- 3) Nitrato de amonio, NH_4NO_3 , granulado, grado industrial.

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

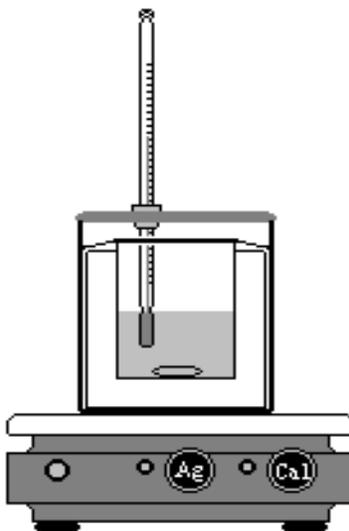
La figura docente verificará que el alumnado posea los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del material, equipo y las sustancias químicas que se utilizarán.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	44/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 2.

Armado del calorímetro

Arme el calorímetro siguiendo las instrucciones de la figura docente; posteriormente vierta 75 [g] de agua de la llave en el calorímetro y coloque en su interior el agitador magnético. El dispositivo quedará como se muestra en la imagen siguiente:



ACTIVIDAD 3.

1. Lea en el termómetro la temperatura inicial del sistema. Anote el valor obtenido en la tabla
2. Pese 1 [g] de CaCl_2 y viértalo en el interior del calorímetro, tape rápidamente y agite con ayuda de la parrilla, cuidando que el agitador magnético no golpee el termómetro. Anote el valor de la temperatura cuando se ha disuelto todo el reactivo.

Nota: Mantenga apagada la función de calentamiento en la parrilla.

3. Sin desechar el contenido del calorímetro, repita el paso 2 empleando diferentes cantidades de CaCl_2 de tal manera que se complete la tabla 1 con los valores obtenidos.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	45/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Tabla 1

Paso	m [g] CaCl ₂ adicionados	m [g] CaCl ₂ Totales	T _{inicial} * [°C]	T _{final} [°C]	ΔT [°C]
1	0	0			
2	1	1			
3	2	3			
4	3	6			
5	4	10			
6	5	15			

* **NOTA:** en todos los casos la temperatura inicial es la del agua sin soluto.

MANEJO DE RESIDUOS

Vierta la disolución de CaCl₂ a la tarja.

ACTIVIDAD 4.

Repita todos los pasos de la ACTIVIDAD 3, empleando en esta ocasión NH₄NO₃ en lugar de CaCl₂. Llene la tabla siguiente con los valores obtenidos:

Tabla 2

Paso	m [g] NH ₄ NO ₃ adicionados	m [g] NH ₄ NO ₃ totales	T _{inicial} * [°C]	T _{final} [°C]	ΔT [°C]
1	0	0			
2	1	1			
3	2	3			
4	3	6			
5	4	10			
6	5	15			

* **NOTA:** en todos los casos la temperatura inicial es la del agua sin soluto.

MANEJO DE RESIDUOS

Vierta la disolución de NH₄NO₃ a la tarja.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	46/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 5.

1. Con base en sus observaciones, determine el signo de ΔH_d para cada uno de los solutos.
2. Para cada uno de los solutos, realice una gráfica de ΔT [°C] vs m_{total} [g], colocando en el eje de las abscisas la variable independiente y en el eje de las ordenadas la variable dependiente.
3. Para cada soluto, obtenga por el método de mínimos cuadrados el modelo matemático que describa el comportamiento del fenómeno observado.
4. Con base en los resultados obtenidos, prediga la cantidad de CaCl_2 que debe agregarse a los 75 [g] de agua destilada para obtener en la mezcla final un incremento de temperatura de 56.7 [°C].
5. Prediga la temperatura final de una mezcla que se preparó con 75 [g] de agua destilada, con una temperatura inicial igual a la de su experimento y 25 [g] de NH_4NO_3 .

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:	04
		Página	47/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO ENTALPIA DE DISOLUCIÓN

1. Defina los términos siguientes
 - a) Calor
 - b) Entalpia de disolución
 - c) Entalpia de reacción
 - d) Capacidad térmica específica
 - e) Reacción endotérmica
 - f) Reacción exotérmica

1. Mencione al menos dos propiedades físicas y químicas del cloruro de calcio y del nitrato de amonio.

2. ¿Cómo varía la temperatura de un sistema en un proceso exotérmico y cómo en uno endotérmico?

3. ¿Qué representa el cambio de entalpia asociado con una reacción y qué con una disolución?

4. Al escribir las reacciones termoquímicas, ¿por qué es importante indicar la fase en la que se encuentra cada sustancia?

5. Mencione ¿qué material emplearía para elaborar un calorímetro casero y por qué?

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:	04
		Página	48/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 7

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:	04
		Página	49/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	50/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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

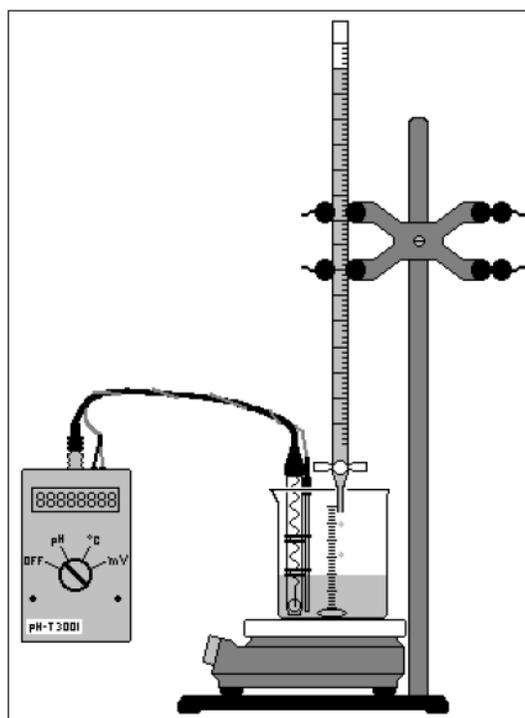
1. Compruebe que la llave de la bureta esté cerrada y, empleando un vaso de precipitados de 100 [ml] con disolución de hidróxido de sodio 0.2 [M] (disolución titulante), llene la bureta (**cuidando de no derramar la disolución**). Posteriormente, coloque la bureta en la pinza y elimine las burbujas de 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:	04
		Página	51/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

2. Empleando la pipeta volumétrica y la propipeta (**nunca succione con la boca**) mida 3 [ml] de vinagre y viértalos en un vaso de precipitados de 100 [ml].
3. Mida en la probeta 25 [ml] de agua destilada y viértalos dentro del vaso de precipitados que contiene la muestra, y adicione 4 gotas de disolución de fenolftaleína.
4. Sin encender el medidor de pH, retire el tapón de hule de la celda del electrodo e introduzca la celda del medidor de pH en la disolución, procurando que la punta del electrodo quede completamente sumergida dentro del líquido. Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta; posteriormente, encienda el medidor de pH girando la perilla a la escala de pH.

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

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



	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	52/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	53/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

NOTA: Verificar el pH de los residuos generados para, de ser necesario, proceder a la neutralización de estos.

MANEJO DE RESIDUOS

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

7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	54/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE.

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

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

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

4. ¿En qué consiste...
 - a) el método de titulación utilizando disolución indicadora?
 - b) el método de titulación utilizando un medidor de pH?

5. Si se emplearon 20 [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?

6. ¿Cuál es el volumen de disolución de hidróxido de potasio 0.5 [M] que se necesita para neutralizar completamente cada una de las muestras siguientes?:
 - a) 10 [cm³] de disolución de ácido clorhídrico 0.3 [M].
 - b) 10 [cm³] de disolución de ácido sulfúrico 0.2 [M].
 - c) 15 [cm³] de disolución de ácido fosfórico 0.25 [M].

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	55/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

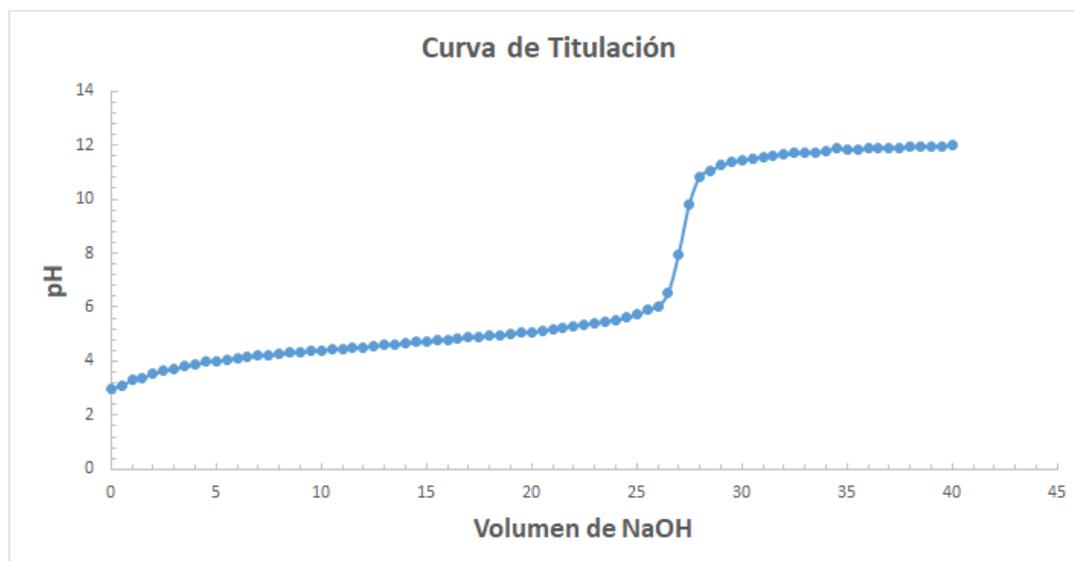


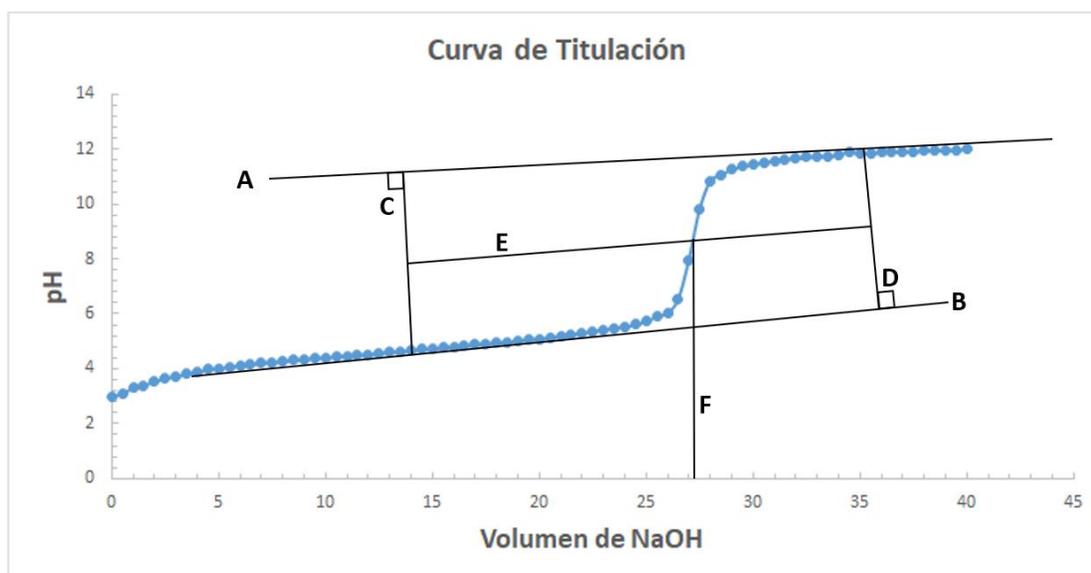
Figura 1

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	56/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	57/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 8

CINÉTICA QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	58/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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

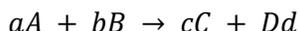
EL ALUMNADO

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:	04
		Página	59/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

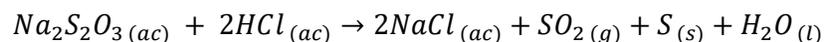
6. DESARROLLO

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:	04
		Página	60/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- Etiquete del 1 al 5 los vasos de precipitado de 30 [ml].
- 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.
- Para el ensayo 1, agregue la disolución de tiosulfato de sodio 0.15 [M] en el vaso de precipitados según la Tabla 1. Compruebe que la marca (cruz) sea visible en forma clara mirando desde arriba.
- Adicione la cantidad de agua indicada en la tabla 1 y ponga en agitación el contenido del vaso de precipitados.
- Con ayuda de la probeta, agregue 1 [ml] de la disolución de ácido clorhídrico 3 [M], que es el reactivo que se encuentra en exceso. Continúe con la agitación en el vaso de precipitados. Tome el tiempo desde el momento de la adición del ácido clorhídrico hasta que la marca (cruz) deje de verse por completo. Registre el tiempo transcurrido.
- Repita el experimento para completar la Tabla 1.

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

- Repita el experimento, manteniendo constante la concentración de tiosulfato de sodio 1.5 [M] pero variando la concentración del ácido clorhídrico 0.3 [M], según se indica en la tabla 2.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	61/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 de HCl y tiosulfato de sodio que se utilizan en este experimento 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.
3. Repita los pasos 1, 2 y 3 de esta actividad para los datos del ácido clorhídrico y complete la tabla 4.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	62/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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, 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, 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:	04
		Página	63/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	64/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	65/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 ζ 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:	04
		Página	66/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 9

ELECTROQUÍMICA

ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	67/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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

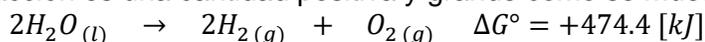
EL ALUMNADO:

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 una fuente de energía eléctrica, aparentemente no sucede nada, porque en el agua pura

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	68/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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.

ACTIVIDAD 2.

PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

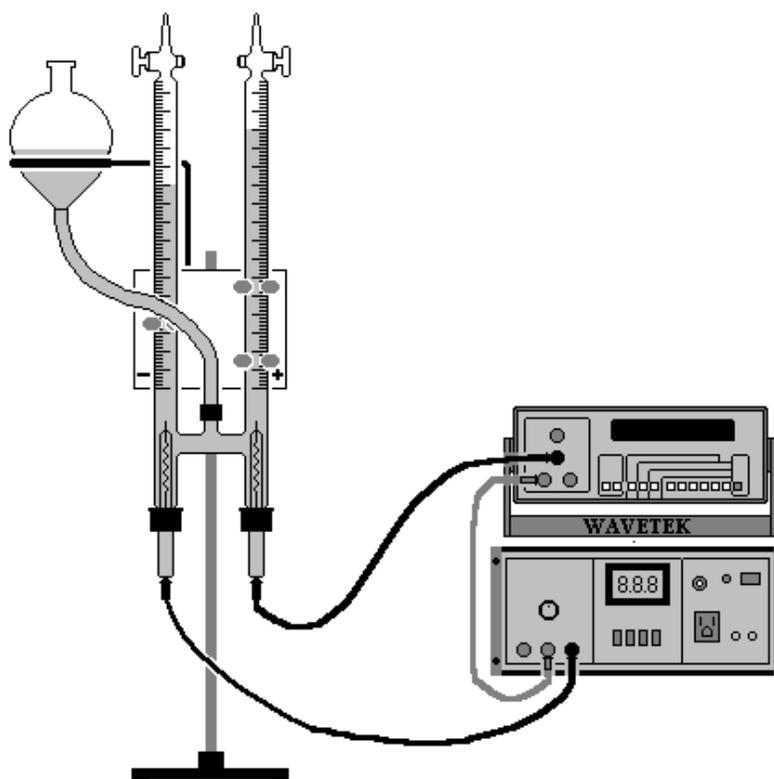
	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	69/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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:	04
		Página	70/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	71/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

(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			

Apagado del equipo

1. Ponga todos los botones del multímetro hacia afuera y desconéctelo. Por otro lado, apague la fuente, desconéctela y desconecte los cables banana-banana.
2. Para mezclar la disolución, abra las llaves de las buretas y sujetando con una mano el anillo metálico, destorníllelo. Posteriormente, mezcle la disolución con movimientos de ascenso y descenso del contenedor.

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

MANEJO DE RESIDUOS

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	72/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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:	04
		Página	73/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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.

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:	04
		Página	74/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

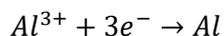
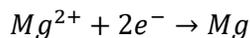
APÉNDICE

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

Michael Faraday desarrolló el tratamiento cuantitativo de la electrólisis. Observó que la masa que se depositaba en el electrodo (o la del reactivo que se consumía) era proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circulaba por el circuito.

Observó también que la electricidad para depositar 196.967 [g] de oro a partir de iones áuricos era el triple de la necesaria para depositar 107.870 [g] de plata a partir de iones argénticos. Similarmente, notó que para depositar 55.847 [g] de hierro a partir de iones ferrosos se necesitaba el doble de electricidad que la necesaria para depositar 107.87 [g] de plata a partir de iones argénticos. En resumen, 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 la constante de Faraday, cuyo valor corresponde a la carga eléctrica asociada a 1 [mol] de electrones.

$$F = (N_A)(e) = 96\,485.332 \left[\frac{C}{mol} \right]$$

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:

$$1 C = (1 A) (1 s)$$

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	75/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

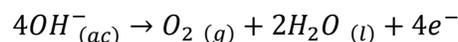
Un culombio es la cantidad de carga eléctrica que pasa en cualquier punto del circuito en un segundo cuando la corriente es un amperio.

DETERMINACIÓN DE LAS CANTIDADES DE MASA QUE SE PRODUCEN

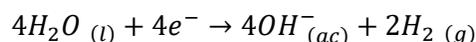
En el ejemplo siguiente se muestra cómo pueden realizarse los cálculos de las cantidades de sustancias producidas en la electrólisis del agua.

Cuando se hace pasar una corriente de 0.4 [A] durante 0.5 [h] a través de una disolución de hidróxido de sodio al 10 % m/m, se obtienen 120 [cm³] de H₂ gaseoso y 59 [cm³] de O₂ gaseoso medidos a 77.9936 [kPa] 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.

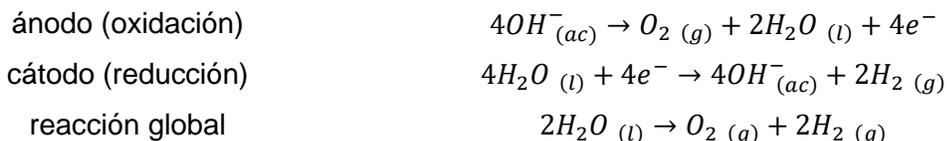
Resolución: El proceso en el ánodo es



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 [F] = 96 485.332 $\frac{[C]}{[mol]}$, y que se requieren 4 [mol] de electrones para producir 2 [mol] de H₂, la masa del H₂ que se debió formar en el cátodo se calcula de la forma siguiente:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	76/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

La reacción en el ánodo indica que se produce 1 [mol] de O₂ por cada 4 [mol] de electrones. Por lo tanto, la masa que se debió formar de O₂ es:

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

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:

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

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:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	77/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

donde:

n_{H_2} = Moles de H₂

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

V_{exp} = Volumen de hidrógeno obtenido experimentalmente, en [m³].

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

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

Para el problema, se tendría:

$$n_{H_2} = \frac{(77\,993.6 [Pa])(0.00012 [m^3])}{\left(8.3145 \left[\frac{J}{mol K}\right]\right) (298.15 [K])} = 3.7754 \times 10^{-3} [mol] H_2$$

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 7.4865×10^{-3} [mol] de electrones.

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	78/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 I

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	79/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	80/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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]. | e) 1 palillo de dientes. |
| b) 1 espátula con mango de madera. | f) 12 moldes de polipropileno (de 2 onzas, del número 2) |
| c) 3 varillas de vidrio. | g) 1 balanza granataria. |
| d) 2 cronómetros. | |

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.

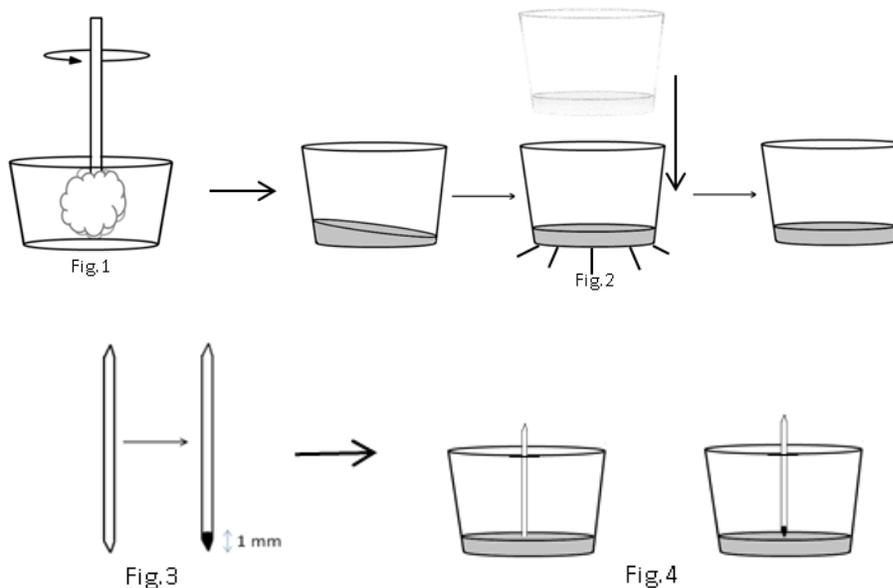
Fraguado con diferentes disoluciones acuosas y agua potable.

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:	04
		Página	81/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- 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)
- Coloque una marca con plumón indeleble a 1 [mm] de la punta del palillo de dientes (Fig. 3).
- 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.



- 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:	04
		Página	82/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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

En esta sesión no se generan residuos, pero es importante que los restos de cemento los retire con ayuda de un papel y tirarlos al bote de la basura. No vierta los desechos de cemento en la tarja.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	83/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

6. BIBLIOGRAFÍA

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

CUESTIONARIO PREVIO

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE I

1. ¿Qué es un material cerámico?
2. Escriba dos propiedades físicas y dos propiedades químicas de los materiales cerámicos.
3. ¿Cómo se fabrica el cemento?
4. Enliste los cuatro componentes básicos de un cemento Portland.
5. Además del cemento Portland, mencione otros dos tipos de cemento y sus características.
6. Investigue el concepto de fraguado.
7. Investigue los conceptos siguientes:
 - a) Apariencia.
 - b) Dureza.
 - c) Conductividad térmica.
 - d) Fragilidad.
8. ¿Qué diferencias hay entre el cemento Portland y el cemento blanco, con respecto a la apariencia, la dureza, la conductividad térmica y la fragilidad?

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	84/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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:	04
		Página	85/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 11

FRAGUADO, CARACTERIZACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DEL CEMENTO

PARTE II

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	86/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	87/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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 de doble punta. | 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 semianalítica. |
| 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

- Cemento Portland.
- Cemento blanco.
- Muestras de cemento fraguado.
- Disolución de ácido clorhídrico, pH 2-3.
- KSCN, disolución de tiocianato de potasio 1 [M].
- $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, disolución saturada de oxalato de amonio.
- HNO_3 , ácido nítrico
- 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.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	88/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

ACTIVIDAD 3.

Filtrado de las disoluciones.

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

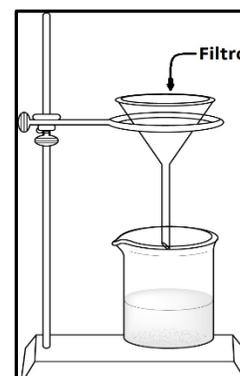


Fig. 1

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

ACTIVIDAD 4.

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

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

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

Tubo	Identificación de:	Adicione
1	hierro	5 gotas de ácido clorhídrico 10 % + 3 gotas de tiocianato de potasio
2	calcio	5 gotas de oxalato de amonio
3	cloruros	5 gotas de ácido nítrico + 3 gotas de nitrato de plata

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	89/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

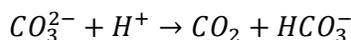
4	carbonatos	Pequeña cantidad del cemento	+	10 gotas de disolución de ácido clorhídrico concentrado
---	------------	------------------------------	---	---

- 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					

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	90/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Observaciones					
blanco					
Observaciones					

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

ACTIVIDAD 5.

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

Apariencia: color y consistencia

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

Dureza

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

Conductividad térmica

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	91/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- 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.
- 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.

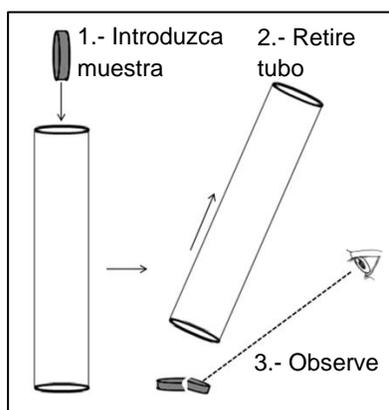


Fig. 2 Prueba de Fragilidad

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

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

Disolución	Apariencia		Dureza	Conductividad térmica	Fragilidad	Observaciones
	Color	Homogeneidad				
Refresco						
HCl						
NaCl						
CaCO ₃						
Agua potable						
Agua destilada						

	Manual de prácticas del Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería	Código:	MADO-14
		Versión:	04
		Página	93/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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:	04
		Página	94/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2020
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*.