

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	1/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Manual de Prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica

Elaborado por:	Revisado por:	Autorizado por:	Vigente desde:
Dr. Rogelio Soto Ayala M. en E. Antonia del Carmen Pérez León M. en C. Alfredo Velásquez Márquez Dra. Ana Laura Pérez Martínez Quím. Esther Flores Cruz Dr. Ehecatl Luis David Paleo González M. en C. Miguel Angel Jaime Vasconcelos	M. en E. Antonia del Carmen Pérez León M. en C. Alfredo Velásquez Márquez Dra. Ana Laura Pérez Martínez Quím. Esther Flores Cruz Dr. Ehecatl Luis David Paleo González M. en C. Miguel Angel Jaime Vasconcelos	M. en I. Mayverena Jurado Pineda	24 de enero de 2025

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	2/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Índice de prácticas

Práctica	Nombre	Página
1	EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD	3
2	PROPIEDADES MAGNÉTICAS	11
3	EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO	18
4	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	24
5	CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	32
6	EQUILIBRIO QUÍMICO	40
7	TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.	51
8	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO	63
9	CINÉTICA QUÍMICA	74
10	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE. DETERMINACIÓN DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE	86

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	3/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	4/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página:	5/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión:	24 de enero de 2025
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) Bicarbonato de sodio, NaHCO_3 .
- 2) Bromuro de potasio, KBr .
- 3) Hidróxido de sodio, NaOH .
- 4) Metanol, CH_3OH .
- 5) Ácido clorhídrico, HCl .
- 6) Sulfato de cobre pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

5. MATERIAL Y EQUIPO

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



1. frascos de vidrio

2. picnómetro

3. probeta

4. matraz Erlenmeyer

5. vaso de precipitados

6. matraz aforado

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	6/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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



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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	7/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

ACTIVIDAD 2

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

ACTIVIDAD 3

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

ACTIVIDAD 4

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	8/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	9/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	10/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

FUENTES ELECTRÓNICAS

- 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>
- 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>
- 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>
- Normas de seguridad en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de <http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/normas.html>
- Sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de <http://ghs-sga.com/>
- 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>
- Señales de prevención de riesgos y accidentes en el laboratorio [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de <http://100ciaquimica.net/labor/piclaborat1.htm>
- 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>
- Tipo y clasificación de los extintores [Publicación en línea]. (s. f.). Recuperado de <http://misextintores.com/lci/tipo-y-clasificacion-de-los-extintores>
- 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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	11/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 2

PROPIEDADES MAGNÉTICAS

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	12/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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	Fuente de poder 0-10 [V], 14 [A], CD	Descarga eléctrica y daño del equipo
2	Núcleos metálicos	Al manipular inadecuadamente, se pueden caer y causar daños

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

1. Aprenderá a utilizar el teslámetro para la medición de la intensidad de un campo magnético.
2. Con base en los datos experimentales, clasificará a los elementos empleados como diamagnéticos, paramagnéticos o ferromagnéticos.
3. Comparará la clasificación experimental de los elementos con la predicha a partir de su configuración electrónica.

3. INTRODUCCIÓN

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

Debido a lo anterior, las propiedades magnéticas de una sustancia pueden revelar información importante acerca de su distribución electrónica. Una sustancia paramagnética es aquella que sufre una atracción débil por parte de un campo magnético y esta atracción resulta del hecho de que la sustancia posee electrones desapareados. El fuerte magnetismo permanente que se observa en objetos de hierro se conoce como ferromagnetismo, y se debe al alineamiento cooperativo de los espines electrónicos de una gran cantidad de átomos de hierro.

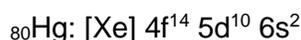
El vapor de sodio constituye un ejemplo de una sustancia paramagnética, como lo indica su configuración electrónica:



Una sustancia diamagnética es aquella a la que un campo magnético repele débilmente. Esta propiedad indica que la sustancia posee solamente electrones apareados, por

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	13/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ejemplo, el mercurio es una sustancia diamagnética que posee la configuración electrónica siguiente:



Cuando un material magnético se coloca en un campo magnético constante, el material se magnetiza. Para determinar el grado de magnetización de un material se utiliza el concepto de permeabilidad relativa, k_m , que se define como:

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

donde μ_N es la permeabilidad magnética del material y μ_0 es la permeabilidad magnética del vacío (su valor puede encontrarse en la literatura). Para calcular la permeabilidad magnética de los diferentes materiales que harán las veces de núcleo del solenoide, se emplea la expresión siguiente:

$$B = \frac{\mu \cdot N \cdot I}{2 \cdot l}$$

donde:

B = Campo magnético.

μ = Permeabilidad magnética del núcleo del solenoide.

N = Número de espiras del conductor.

I = Corriente que pasa a través del conductor.

l = Longitud del conductor.

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

4. EQUIPO Y MATERIAL

- Un solenoide (800 vueltas del conductor, $l=14$ [cm]).
- Tres núcleos (aluminio, hierro y cobre).
- Un teslámetro con punta axial.
- Una fuente de poder (PASCO 0-10 [V], 14 [A], CD).
- Dos cables de conexión banana-banana.

5. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	14/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 2

Puesta a punto del teslámetro

El primer paso para el uso del teslámetro es su puesta a punto, la cual comprende los puntos siguientes:

Ajuste del cero mecánico

1. Compruebe que el botón de encendido esté en **OFF**.
2. Asegúrese de que las dos perillas **NULL** y **CAL** estén a medio giro.
3. Cerciórese de que ningún botón blanco esté oprimido.
4. Conecte la punta al teslámetro introduciendo cuidadosamente la clavija y anote el número de calibración que se encuentra en la etiqueta dorada de la clavija. Si el número de calibración es mayor de 1.0, divídalo entre 100 y anote el valor obtenido ya que lo empleará en el ajuste del teslámetro con la punta.
5. Conecte el teslámetro a la toma de corriente (**no lo encienda**).
6. Oprima el botón de la máxima escala de lectura (3).
7. Ajuste a cero la aguja empleando el tornillo que está abajo de la carátula.

Ajuste de la punta

1. Encienda el teslámetro y oprima los dos botones que dicen **CAL**.
2. Leyendo en la escala superior, ajuste con la perilla **CAL** (**no mueva la perilla NULL**) hasta el valor obtenido en el punto 4 del "ajuste del cero mecánico".

Ajuste de las escalas

1. Oprima el botón **Read** (que quede hacia afuera) y ajuste a cero con la perilla **NULL** (**no mueva la perilla CAL**).
2. Oprima el botón de la escala menor siguiente y ajuste a cero con la perilla **NULL**.
3. Repita el paso 2 para las siguientes escalas, hasta llegar a la menor escala.
4. Terminado el ajuste de las escalas se tiene el teslámetro a punto, para empezar a realizar las mediciones.

NOTA: Una vez puesto a punto el teslámetro, no lo mueva. Mantenga alejados del solenoide el teslámetro y la punta de la prueba axial por lo menos a un metro de distancia, debido a que el campo magnético generado por el solenoide puede influir en los resultados obtenidos.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	15/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 3

Puesta a punto de la fuente de poder

1. Conecte en paralelo los cables banana-banana del solenoide a la fuente (rojo-rojo y negro-negro).
2. Encienda la fuente y compruebe que el botón selector esté oprimido para medir la intensidad de la corriente [A]; además, el botón 0-24 [V] DC también debe estar oprimido. Para verificar si hay paso de corriente, gire la perilla de la fuente y observe si hay lectura. En caso de que no exista lectura, gire la perilla al mínimo y oprima el botón verde del solenoide una sola vez y gire la perilla para obtener una lectura. Una vez que la obtenga, gire la perilla de la fuente hasta cero y corte la corriente del solenoide con el botón verde.

ACTIVIDAD 4

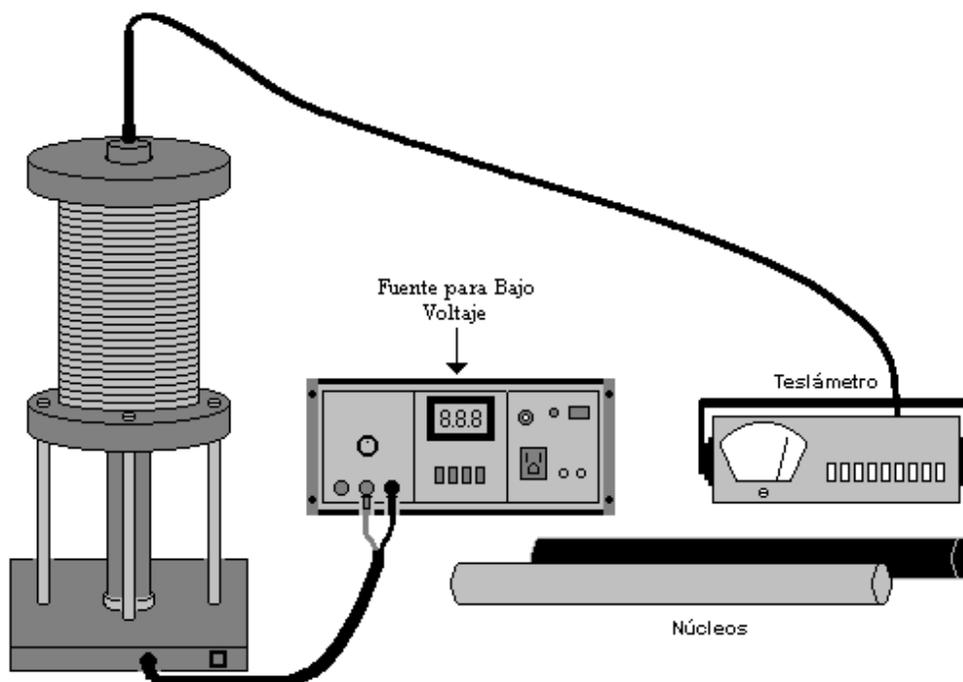
Toma de lecturas

1. Durante la toma de lecturas evite usar anillos, relojes o adornos metálicos. Las primeras lecturas se tomarán con el núcleo de aire, después con el de aluminio, con el de cobre y al final con el de hierro.
2. Para los núcleos de aire, aluminio y cobre emplee la escala **0.003** del selector y lea en la escala inferior del cuadrante de lectura. Para el núcleo de hierro, emplee la escala de **0.1** del selector y lea en la escala superior del cuadrante de lectura. Para obtener el valor de la magnitud del campo magnético en teslas [T], emplee la expresión siguiente:

$$B = (\text{lectura en el cuadrante} \times \text{escala del selector}) / (\text{cuadrante de lectura})$$

3. Introduzca el núcleo correspondiente dentro del solenoide y coloque la punta del teslámetro en posición vertical, a un centímetro arriba del centro del solenoide evitando que se mueva. El dispositivo experimental debe estar dispuesto como se muestra en el esquema de la página 8.
4. Varíe la corriente en intervalos de 0.2 [A] empezando en 0.2 [A] hasta 2.0 [A], haciendo un total de 10 lecturas. Una vez tomadas las 10 lecturas, disminuya la corriente a **cero amperios**, corte el paso de corriente al solenoide oprimiendo el botón verde y retire la punta.
5. Cambie de núcleo y oprima el botón verde del solenoide. Evite cambiar de núcleo cuando esté pasando corriente.
6. Para cada uno de los núcleos se repite el procedimiento a partir del punto 3.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	16/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



ACTIVIDAD 5

1. Para cada uno de los núcleos (incluyendo el aire), trace una gráfica $B = f(I)$.
2. Mediante el método de mínimos cuadrados establezca el modelo matemático que mejor se ajuste a los resultados obtenidos.
3. Calcule la permeabilidad relativa (k_m) de cada uno de los materiales y clasifíquelos magnéticamente; considere que la permeabilidad magnética del aire es la referencia. Compare y explique sus resultados con lo que indican las configuraciones electrónicas de los materiales.

6. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	17/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO PROPIEDADES MAGNÉTICAS.

1. Defina los conceptos siguientes:
 - a. Diamagnetismo
 - b. Paramagnetismo
 - c. Ferromagnetismo
2. ¿Qué establecen el principio de exclusión de Pauli y la regla de multiplicidad de Hund?
3. Escriba las configuraciones electrónicas del Fe, Al y Cu e indique el carácter magnético que presenta cada uno de los elementos.
4. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el cromo y cuántos el hierro? ¿Por qué no se habla de cromomagnetismo?
5. ¿Qué es un solenoide y qué diferencia existe entre éste y una bobina?
6. Investigue la expresión matemática que relaciona la corriente eléctrica que circula a través de un solenoide, con el campo magnético generado en su interior. Defina cada uno de los términos que aparecen en dicha expresión.
7. ¿Cuál es el valor del campo magnético terrestre en la Ciudad de México?

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	18/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 3

EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	19/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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	Manejo de reactivos químicos	Su manejo requiere lavado de manos al tener contacto con ellos.

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

- Determinará experimentalmente el porcentaje de agua contenido en el sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- Obtendrá cristales de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y con base en su forma identificará el tipo de celda unitaria que presentan.

3. INTRODUCCIÓN

El sulfato de cobre, CuSO_4 , es un sólido de color ligeramente gris; sin embargo, el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, es un sólido cristalino de color azul (de ahí que se le llame también vitriolo azul), dicho color azul es debido a la presencia de iones Cu^{2+} , los cuales se encuentran rodeados por moléculas de agua dentro de la propia estructura del cristal.

Con base en la fórmula del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, se puede establecer también que en la estructura cristalina hay cinco moléculas de agua por cada unidad de CuSO_4 ; en otras palabras, si pesamos cierta cantidad de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, una parte de la masa corresponde al CuSO_4 y otra parte al H_2O ; así también, se puede decir que el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, contiene cierto porcentaje de agua que se puede determinar mediante una serie de cálculos sencillos.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	20/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

4. MATERIAL

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

5. REACTIVOS

- a) Sulfato de cobre pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, triturado.
- b) Agua destilada .

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

ACTIVIDAD 2

Determinación del contenido de agua en los cristales de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

1. Pese, con ayuda de la balanza semianalítica, un vaso de precipitados de 50 [ml] y anote su masa, ésta será la masa del vaso (m_v).
2. Pese en el vaso anterior, 2 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($m_v + \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
3. Coloque sobre la parrilla el vaso con el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, tápelo con un pedazo de papel, gire la perilla de calentamiento a la mitad y manténgalo así hasta que los cristales pierdan su color azul intenso; en ese momento se suspende el calentamiento, pero no se retira de la parrilla hasta que se obtenga el CuSO_4 anhidro, que presenta un color ligeramente gris. Anote sus observaciones.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	21/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



- Con ayuda de las pinzas para tubo de ensayo, se retira de la parrilla el vaso y se coloca en la superficie metálica de la tarja para que alcance la temperatura ambiente.
- Se pesa con ayuda de la balanza, el vaso anterior y por diferencia se determina la cantidad de CuSO_4 anhidro (m_{CuSO_4}) que se tiene.
- También por diferencia, se determina la cantidad de agua ($m_{\text{H}_2\text{O}}$) que había en los gramos iniciales de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Complete la tabla siguiente.

	m_{vaso} [g]	$m_{\text{vaso}+\text{CuSO}_4}$ [g]	m_{CuSO_4} [g]	$m_{\text{H}_2\text{O}}$ [g]	[%] m/m de agua
Vaso					

ACTIVIDAD 3

Obtención de cristales de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

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



	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	22/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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



MANEJO DE RESIDUOS

La disolución sobresaturada y los cristales obtenidos se verterán en el frasco etiquetado como RESIDUOS DE $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Si los cristales de su vaso quedan adheridos a las paredes, retírelos con ayuda de una espátula y viértalos en el recipiente para residuos.

7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	23/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

EL CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO

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

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	24/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	25/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 no electrólitos.
4. Comprenderá la relación que hay entre la concentración de un electrólito y su conductividad.

3. INTRODUCCIÓN

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

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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	26/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Ahora bien, las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes reflejan la manera en que los átomos interactúan entre sí. Una de estas propiedades es la conductividad electrolítica de los compuestos en disolución acuosa, la cual se estimará con cada una de las disoluciones que el estudiante prepare. Además, se observará la influencia de la concentración de las disoluciones en la conductividad.

4. EQUIPO Y MATERIAL

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

5. REACTIVOS

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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

ACTIVIDAD 2

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	27/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Preparación de la disolución madre

1. Calcule la cantidad necesaria, en gramos del soluto, para preparar 100 [ml] de una disolución 0.05 [M].
2. Pese con cuidado, en un vaso de precipitados, los gramos del soluto que calculó en el paso anterior y disuélvalos en 50 [ml] de agua destilada.
3. Trasvase la disolución preparada a un matraz volumétrico de 100 [ml] con ayuda del embudo. Lave, al menos tres veces, con la mínima cantidad de agua tanto el vaso como el embudo auxiliándose de una piseta. Asegúrese de no dejar nada de reactivo en el vaso de precipitados.
4. Añada agua destilada hasta la marca del aforo del matraz, tápelo y agítelo para mezclar perfectamente la disolución. La disolución así preparada es la disolución madre.
5. Trasvase la disolución a un vaso de precipitados previamente etiquetado.

ACTIVIDAD 3

Preparación de disoluciones diluidas

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

Tabla 1. Concentración molar de las disoluciones diluidas.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	28/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 4

Toma de lecturas

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

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



- b) Seleccionará la escala adecuada siguiendo las instrucciones de la figura docente, tomará la lectura de conductividad en [$\mu\text{S}/\text{cm}$] y registrará sus resultados en la tabla.

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	29/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

NOTA: Si el conductímetro presenta variaciones importantes en la lectura, no funciona o indica que la batería está baja, reporte la falla con el personal del laboratorio (laboratorista, ayudantes o responsable del laboratorio). No retire la batería del equipo ni lo encienda cuando la celda esté fuera de la disolución.

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

Tabla 2. Conductividad experimental de las disoluciones.

Disoluciones	Disolución 1 100 [ml] Concentración Molar = _____	Disolución 2 50 [ml] Concentración Molar = _____	Disolución 3 25 [ml] Concentración Molar = _____
	Conductividad [μ S/cm]	Conductividad [μ S/cm]	Conductividad [μ S/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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	30/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 5

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

1. Establezca los modelos matemáticos correspondientes a cada soluto de la gráfica obtenida en el punto anterior.
2. Con base en el modelo matemático obtenido para el soluto asignado por la figura docente, infiera lo siguiente:
 - a) Si se toman 10 [ml] de la disolución madre y se lleva a un volumen de 250 [ml]:
 - i. ¿Cuál será la conductividad de la disolución preparada?
 - ii. ¿Cuántos gramos de soluto hay en la disolución preparada?
 - b) ¿Qué cantidad de soluto se debe de emplear para preparar una disolución de 100 [ml] que presente una conductividad de $16500 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$? ¿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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	31/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

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

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	32/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 5

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	33/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 punzocortantes 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.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	34/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

porcentual describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico y se define como:

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

4. MATERIAL

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

5. REACTIVOS

- 1) Cinc metálico granular, Zn.
- 2) Disolución comercial al 37.6 [%] en masa de ácido clorhídrico, HCl, y densidad de 1.19 [g/cm³].
- 3) Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO₄·5H₂O.
- 4) Agua destilada.

6. DESARROLLO

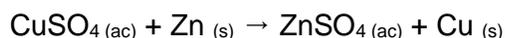
ACTIVIDAD 1

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:



	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	35/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- En un vaso de precipitados de 100 [ml], previamente pesado (peso del vaso = m_1) coloque 1.5 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, adicione 40 [ml] de agua destilada, coloque el agitador magnético y ponga en agitación. Evite que se salpiquen las paredes del vaso.
- 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.
- Espera a que sedimente todo el cobre y decante el líquido dentro de uno de los vasos de 100 [ml], evitando en la medida de lo posible la pérdida de cobre.

MANEJO DE RESIDUOS

El sulfato de cinc que haya reunido deberá colocarlo en el recipiente que está etiquetado como ZnSO_4 (ac).

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

MANEJO DE RESIDUOS

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

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

NOTA:

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

- Una vez que se tiene el cobre completamente seco, se deja enfriar y se pesa junto con el vaso (m_2). La cantidad de cobre producido en el experimento se determina por diferencia de masas: $m_{\text{Cu,exp}} = m_2 - m_1$. Este dato representa su rendimiento experimental.
- Realice los cálculos necesarios para obtener la masa de cobre que debió producirse. Para ello haga lo siguiente:
 - Calcule la cantidad de sustancia de cada reactivo.
 - Identifique al reactivo limitante
 - A partir del reactivo limitante obtenga la cantidad de sustancia y la masa que se debe obtener de cobre (Cu). La masa de cobre así calculada representa el rendimiento teórico, en términos de masa, de la reacción.
 - Calcule el rendimiento porcentual.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	36/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

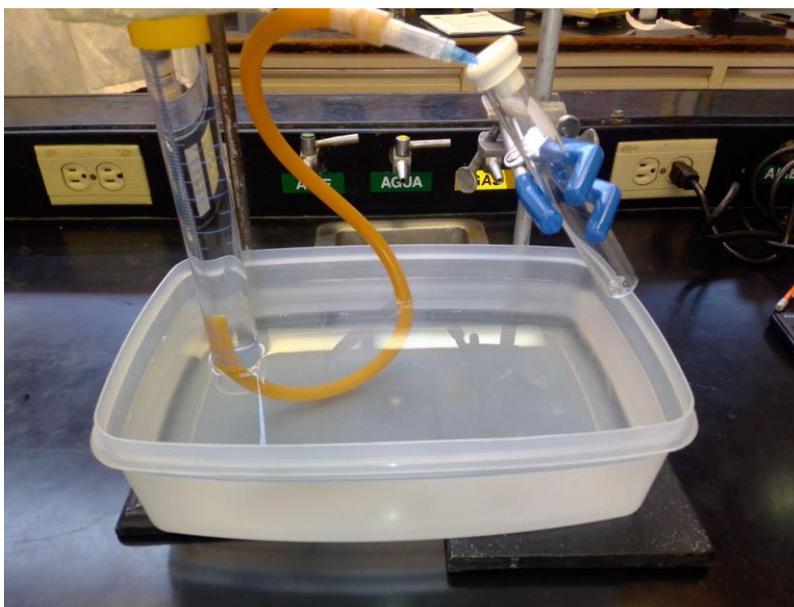
ACTIVIDAD 3

Obtención de hidrógeno

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



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



2. Adicione 0.5 [ml] de la disolución comercial de ácido clorhídrico (HCl al 37% m/m y densidad 1.19 [g/cm³]) al tubo de ensayo, utilice la jeringa, con la cual perforará el septum de hule para adicionar el ácido. Realice esta operación con cuidado, si tiene dudas solicite el apoyo del personal docente.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	37/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			



3. Mida y anote el volumen de hidrógeno gaseoso recolectado en la probeta durante su experimento.
4. Mida la temperatura del agua, esta será la temperatura de recolección del gas.
5. Realice los cálculos necesarios para obtener el volumen de hidrógeno que debió producirse a la temperatura y presión usadas en el experimento. Para ello haga lo siguiente:
 - a. Calcule la cantidad de sustancia de cada reactivo.
 - b. Identifique al reactivo limitante
 - c. A partir del reactivo limitante obtenga la cantidad de sustancia y el volumen de hidrógeno (H_2) que se deben obtener a una presión de 77 993.59 [Pa] (presión de la CDMX) y a la temperatura de recolección del gas que determinó experimentalmente (punto 4). Use la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev (Ecuación del gas ideal).
El volumen de hidrógeno que calcule representa el rendimiento teórico, en términos de volumen, de la reacción.
 - d. Calcule el rendimiento porcentual.

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 y 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	38/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

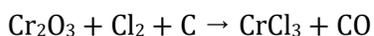
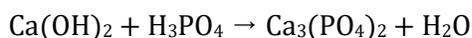
7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	39/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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*.
Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	40/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 6

EQUILIBRIO QUÍMICO

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	41/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

1. SEGURIDAD 1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

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

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

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

3. INTRODUCCIÓN

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



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

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

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

El valor de K_c permanece constante sólo para una temperatura de equilibrio dada, permitiendo predecir la dirección en la que se desplazará la reacción para lograr el equilibrio

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	42/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

cuando se lleva al cabo un cambio de concentración de alguno de los reactivos o productos. Lo anterior se basa en el principio de Le Chatelier, el cual establece la dirección en la que se debe desplazar el equilibrio para minimizar el efecto del cambio en la concentración, presión o temperatura en el equilibrio de una reacción.

4. MATERIAL Y EQUIPO

- a) 3 vasos de precipitados de 30[ml].
- b) 1 medidor de pH.
- c) 1 espátula de doble punta.
- d) 1 varilla de vidrio.
- e) 1 balanza semianalítica digital

5. REACTIVOS

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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

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

ACTIVIDAD 2

Determinación de la constante de equilibrio.

1. Etiquete tres vasos de precipitados de 30 [ml] con las diferentes disoluciones de ácido acético y transfiera aproximadamente 20 [ml] en cada uno de los vasos.

2. Retire la cubierta protectora de la celda del medidor de pH e introdúzcala en la disolución de 0.01 [M], procurando que la punta del electrodo quede completamente sumergida dentro del líquido (como se muestra en la figura 1). Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta. Seleccione con ayuda de la perilla el pH y enciéndalo.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	43/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

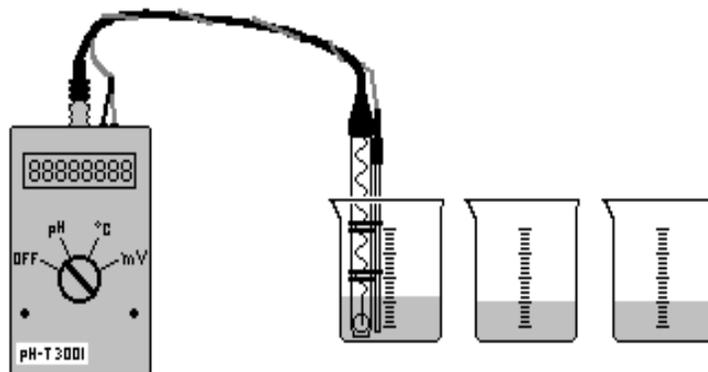


Figura 1

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

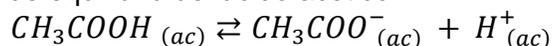
NOTA: En caso de no enjuagar después de cada lectura, la punta del electrodo se obtendrán resultados erróneos.

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

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

Disolución de ácido acético	pH	[H ⁺]	K _a
0.01 [M]			
0.05 [M]			
0.1 [M]			

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



MANEJO DE RESIDUOS

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	44/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

ACTIVIDAD 3

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

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

Tabla 1.

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

MANEJO DE RESIDUOS

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

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

Tabla 2.

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

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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	45/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

8. Determine el pKa del ácido acético y, a partir de este valor, obtenga la Ka.
9. Compare el valor de Ka promedio obtenido en la actividad 2 con el que ha obtenido en la actividad 3. ¿Cuál de los dos valores le permite obtener el valor más bajo de porcentaje de error experimental?

7. BIBLIOGRAFÍA.

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	46/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO EQUILIBRIO QUÍMICO

1. ¿Qué es una reacción reversible?
2. ¿Cuáles son los factores que afectan al equilibrio químico?
3. ¿Qué establece el principio de Le Chatelier?
4. Suponiendo que la reacción reversible siguiente se lleva a cabo en un sistema cerrado:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(l)} + D_{(l)}$$
5. Indique hacia dónde se desplaza el equilibrio si:
 - a) Hay una disminución de presión.
 - b) Se adiciona $A_{(g)}$ a la mezcla de reacción.
6. ¿Cuál es la expresión matemática para calcular el pH de un ácido débil?
7. ¿Qué es un ácido monoprótico?
8. Investigue cuál es el valor de la constante de acidez del ácido acético en condiciones estándar.

BIBLIOGRAFÍA.

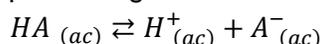
1. Mortimer, C. E. (1983). *Química*.
2. Russell, J. B., & Larena, A. (1988). *Química*.
3. Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química*.
4. Brown, T. L., Le May, H. E., & Burnsten, B. E. (2014). *Química: la ciencia central*.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	47/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

APÉNDICE

Actividad 2

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



Dicho equilibrio está caracterizado por una constante, expresada por:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	48/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

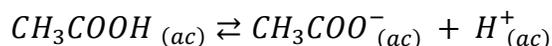
Actividad 3

En la Actividad 3 se evalúa el principio de Le Chatelier de forma cuantitativa. Este principio establece que cuando se altera el estado de equilibrio de un sistema químico en el que coexisten reactivos y productos, se observará una respuesta del sistema que tiene por objetivo cancelar la alteración y alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

Los factores que alteran el estado de equilibrio de un sistema químico son los cambios de concentración y los cambios de presión-volumen (cuando hay gases presentes).

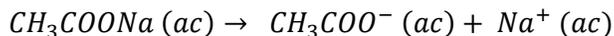
En el experimento realizado, se observa el efecto que tiene el aumento en la concentración de iones acetato al adicionar acetato de sodio al proceso de disociación del ácido acético, que es un fenómeno en el que coexisten iones acetato, iones hidronio y moléculas de ácido acético.

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



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

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



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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	49/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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

Expresión de K_a :

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

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

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

Si expresamos esta ecuación en forma logarítmica, tenemos:

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

O bien:

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

Por lo que si trazamos un gráfico de

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	50/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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

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

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

Por lo tanto, la K_a equivale a:

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	51/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 7

TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	52/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

1. SEGURIDAD EN LA EJECUCIÓN

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

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO:

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

3. INTRODUCCIÓN

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	53/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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

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

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

4. MATERIAL Y EQUIPO

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	54/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

5. REACTIVOS

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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

ACTIVIDAD 2.

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

El trabajo se realizará de forma colaborativa entre todas las brigadas del grupo. Por lo que cada docente asignará el evento experimental descrito en la tabla 1, con el que trabajará cada brigada.

Tabla 1.

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

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

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

1. Coloque la barra de agitación dentro del vaso de precipitados de 150 [ml].
2. Pese el vaso de precipitados con la barra de agitación. Registre este dato como la masa 1 (m_1) y expréselo en [kg].

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	55/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

3. Mida con una probeta el volumen de la disolución de HCl 1 [M] correspondiente al ensayo que se les ha asignado y agréguelo dentro del vaso de precipitados.
4. Coloque el vaso dentro del recipiente aislante del calorímetro.
5. Inserte con cuidado el termómetro dentro del tapón horadado de hule, ponga este tapón en la tapa del calorímetro y ajuste el termómetro para que el bulbo quede cubierto por la disolución de HCl.
6. Coloque la tapa del calorímetro sobre este y encienda la agitación.

NOTAS:

Es importante que el bulbo del termómetro quede dentro de la disolución y la barra magnética no golpee el bulbo durante la agitación.

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

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

Medición y adición del volumen de la disolución de NaOH.

8. Con la segunda probeta mida el volumen correspondiente de la disolución de NaOH 1 [M] para el ensayo que está trabajando.
9. Retire la tapa pequeña del calorímetro y con ayuda del embudo agregue rápidamente la disolución de NaOH al vaso de vidrio que está dentro del calorímetro y contiene la disolución de HCl.

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

10. Tape el calorímetro inmediatamente después de que ha añadido la disolución de NaOH, espere alrededor de 30 segundos y registre la temperatura final (T_2).
11. Detenga la agitación y retire el vaso de vidrio del calorímetro.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	56/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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

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

MANEJO DE RESIDUOS

Deseche la mezcla de reacción a la tarja.

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

ACTIVIDAD 3.

Obtención de la entalpía de la reacción.

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

1. A partir de la expresión:

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

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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	57/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

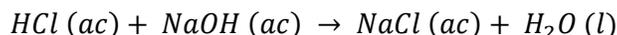
3. Evalúe la cantidad de calor total absorbida por la mezcla de reacción ($Q_{absorbido}$) en cada ensayo.

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

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

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

5. Calcule la cantidad de sustancia obtenida para el agua (n_{H_2O}) que se obtiene para cada ensayo. Considere que la ecuación química que representa la neutralización entre HCl y NaOH es:



6. Complete la siguiente tabla:

Tabla 2.

Ensayo	ΔT [°C]	$Q_{abs,m}$ [J]	$Q_{abs,cal}$ [J]	$Q_{absorbido}$ [J]	Q_{lib} [J]	Q_{lib} [kJ]	n_{H_2O} [mol]
1							
2							
3							
4							
5							

7. Obtenga el modelo gráfico y matemático de $Q_{lib} [kJ] = f(n_{H_2O} [mol])$. Anote el valor de la pendiente, este dato representa la entalpía de la reacción asociada a la formación de un mol de agua.
8. Compare el valor de su resultado experimental con el valor obtenido usando las entalpías de formación determinadas en el estado estándar a 25 [°C] y evalúe el porcentaje de error experimental.
- 9.

7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	58/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

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

BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	59/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

APÉNDICE

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

Matemáticamente, esto se expresa de la siguiente forma:

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

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

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

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

Por lo tanto, es necesario calcular ambas contribuciones.

Cálculo de calor absorbido por la mezcla.

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

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

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

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

Cálculo de calor absorbido por el calorímetro.

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	60/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

Calor absorbido por el entorno.

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

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

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

Calor liberado por el sistema al ocurrir la reacción.

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

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

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

O bien:

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

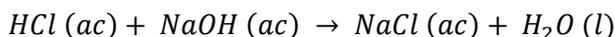
Este cálculo deberá realizarse para cada ensayo.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	61/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

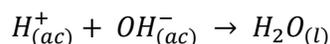
Modelo gráfico

El experimento se ha realizado a presión y masa constantes, y por lo tanto el calor que se ha determinado en cada uno de los ensayos corresponde a la entalpía de la reacción. Además, como la entalpía es una propiedad extensiva, se espera que al trazar el gráfico $Q_{liberado}[\text{kJ}] = f(n\text{H}_2\text{O} [\text{mol}])$ se tenga un modelo lineal cuya pendiente representa la **entalpía de la reacción cuando se obtiene un mol de agua.**

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



Que en su forma iónica queda descrita como:



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

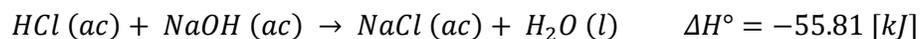
Especie química	$\Delta H_f^0 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{H}_{(ac)}^+$	0
$\text{OH}_{(ac)}^-$	-229.99
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285.8

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

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \left[1 [\text{mol}] \text{ de } \text{H}_2\text{O} * \left(-285.8 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) \right] \\ &\quad - \left[1 [\text{mol}] \text{ de } \text{H}^+ * \left(0 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) + 1 [\text{mol}] \text{ de } \text{OH}^- * \left(-229.99 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \right) \right] \\ \Delta H^\circ &= -55.81 [\text{kJ}] \end{aligned}$$

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	62/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Por lo que la ecuación termoquímica queda descrita como sigue:



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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	63/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 8

ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	64/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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

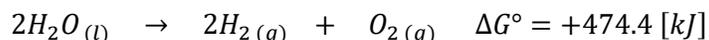
EL ALUMNADO:

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 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^-).

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	65/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

4. EQUIPO Y MATERIAL

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

5. REACTIVOS

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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

ACTIVIDAD 2

Procedimiento para realizar la electrólisis del agua

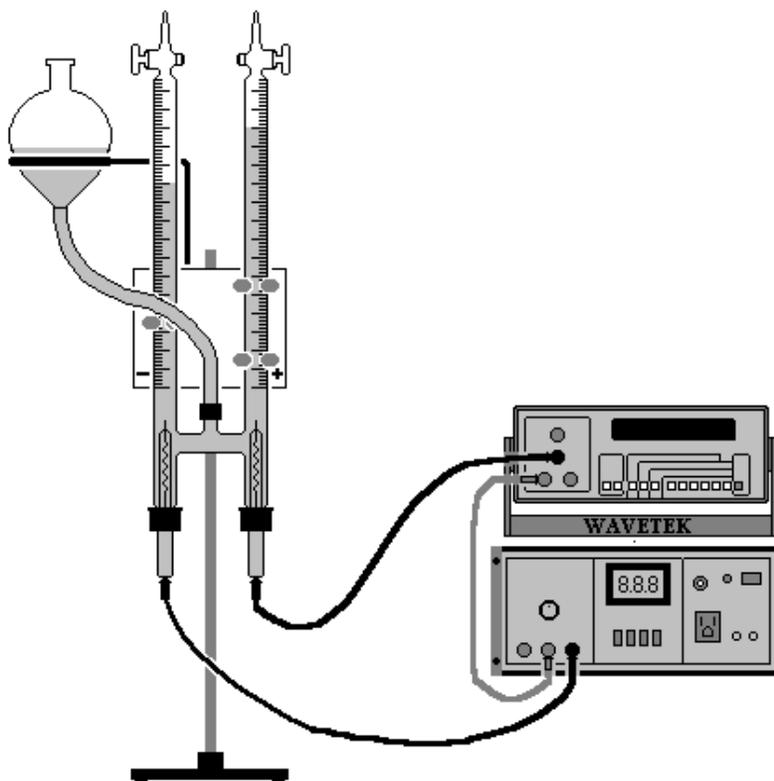
El procedimiento para llevar a cabo la electrólisis del agua comprende los puntos siguientes:

Armado del aparato de Hofmann

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	66/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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



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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	67/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Puesta a punto del dispositivo experimental

1. Compruebe que la fuente de poder se encuentre apagada, con la perilla en la lectura mínima y oprimido el botón 0-24 V DC; posteriormente conecte la fuente.
2. Conecte los tres cables banana-banana como se muestra en la figura anterior.
3. Asegúrese de que el multímetro se encuentre apagado y con todos los botones hacia afuera. A continuación, encienda el multímetro y la fuente.
4. Para tomar las lecturas de corriente en el multímetro debe oprimir los botones siguientes: el cuarto de izquierda a derecha (selector de amperes), el tercero de derecha a izquierda (escala de lectura de 2 [A]) y el primero de izquierda a derecha (valor cuadrático promedio).

Toma de lecturas

1. Con el cronómetro en mano empiece a medir el tiempo y ajuste lo más rápidamente posible la fuente a 20.0 [V].
2. El sistema debe permanecer en funcionamiento continuo durante 3 minutos (180 [s]), anotando en la tabla 1 la primera y la última lectura de la corriente (I) que se observe en el multímetro. Para realizar los cálculos que permitan determinar las cantidades teóricas del producto obtenido, utilice el promedio de las lecturas anteriores.
3. Una vez transcurrido el tiempo deseado, apague la fuente.
4. Espere hasta que en el interior del aparato no se tengan burbujas; entonces, desmonte el contenedor de la disolución y muévelo hasta que el nivel de la disolución en el contenedor se encuentre a una altura intermedia entre el nivel del hidrógeno y el nivel del oxígeno; posteriormente, anote el valor de los mililitros de hidrógeno (V_{H_2}) y de oxígeno obtenidos (V_{O_2}).

Tabla 1

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

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

NOTA: Revise el apéndice de esta práctica.

Apagado del equipo

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	68/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

MANEJO DE RESIDUOS

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

7. BIBLIOGRAFÍA

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	69/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

**CUESTIONARIO PREVIO
ELECTROQUÍMICA
ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO**

1. Diga en qué consiste:
 - a) Un proceso electrolítico
 - b) Un proceso electroquímico.
2. Dé dos aplicaciones cotidianas de cada uno de los procesos anteriores.
3. Enuncie las leyes de Faraday.
4. ¿Qué es y para qué sirve el aparato de Hofmann?
5. ¿Qué se entiende por una reacción de óxido – reducción?
6. Escriba las reacciones de oxidación y de reducción que se llevan a cabo en la electrólisis de las sales fundidas siguientes:
 - a) Cloruro de sodio, NaCl.
 - b) Bromuro de potasio, KBr.
 - c) Cloruro áurico, AuCl₃.

BIBLIOGRAFÍA

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

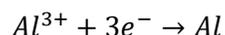
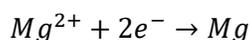
	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	70/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

APÉNDICE

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

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

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



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

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

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

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

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

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

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

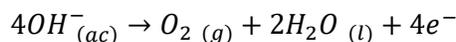
	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	71/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

DETERMINACIÓN DE LAS CANTIDADES DE MASA QUE SE PRODUCEN

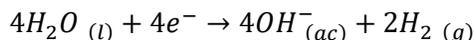
En el ejemplo siguiente se muestra cómo pueden realizarse los cálculos de las cantidades de sustancias producidas en la electrólisis del agua.

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

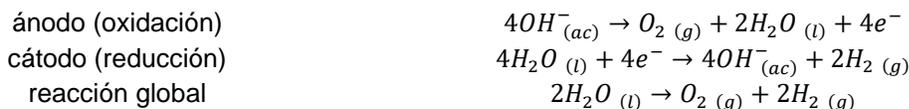
Resolución: El proceso en el ánodo es



mientras que en el cátodo se tiene



La reacción global está dada por:



Las cantidades que se forman de H₂ y de O₂ gaseosos dependen del número de electrones que pasan a través del sistema que, a su vez, depende de la corriente y el tiempo.

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

Ya que 1 [F] = 96 485.332 [C], y que se requieren 4 [F] para producir 2 [mol] de H₂, la masa del H₂ que se debió formar en el cátodo se calcula de la forma siguiente:

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

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	72/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE AVOGADRO

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

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

donde:

$\# e$ = cantidad de electrones empleados en el proceso

n_e = moles de electrones empleados en el proceso

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

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

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

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

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

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

donde:

n_{H_2} = Moles de H_2

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

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

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

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

Para el problema, se tendría:

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	73/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Por cada 1 [mol] de H₂ que se obtiene, se emplean 2 [mol] de electrones; por lo tanto, la cantidad de moles de electrones empleada en el experimento es de 7.4865x10⁻³ [mol] de electrones.

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	74/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 9

CINÉTICA QUÍMICA

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	75/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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.	<p>Su manejo requiere lavado de las manos al tener contacto con ellos.</p> <p>El peróxido de hidrógeno es un oxidante fuerte y debe manejarse con cuidado.</p> <p>Usar guantes y lentes de seguridad en todo momento.</p> <p>Trabajar en un área bien ventilada.</p>

2. OBJETIVOS

EL ALUMNADO

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

3. INTRODUCCIÓN

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

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	76/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Cuando se estudia la relación entre la **rapidez** y la **concentración** de uno o varios reactivos obtenemos la expresión matemática conocida como **ley de rapidez**. Asimismo, cuando la ley de rapidez queda descrita en función de la concentración de un solo reactivo y la reacción es de tipo elemental¹, la ley de rapidez se expresa de la siguiente forma:

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

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

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

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

Que en su forma de ecuación diferencial queda como:

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

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

La estrategia que usaremos para determinar el orden de la reacción se conoce como “método integral”. Este método consiste en integrar la ecuación diferencial descrita anteriormente cuando x adquiere valores de 0, 1 y 2 en el intervalo de concentraciones de $[A]_0$ a $[A]_t$ y en el intervalo de tiempo de 0 (cero) a t .

Esto nos dará tres expresiones: la *ecuación de rapidez de orden cero*, la *ecuación de rapidez de orden uno* y la *ecuación de rapidez de orden dos*. Las cuales representan tres

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	77/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

modelos matemáticos que compararemos entre sí para determinar cuál es el modelo al que mejor se ajustan los datos experimentales que se recopilarán.

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

4. EQUIPO Y MATERIAL

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

5. REACTIVOS

- 1) Disolución ácida de peróxido de hidrógeno (0.097 [M] H_2O_2 /0.2 [M] H_2SO_4).
- 2) Disolución 0.5 [M] de yoduro de potasio (KI).
- 3) Disolución de almidón al 3% m/m como indicador.
- 4) Disolución 0.028 [M] de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$).
- 5) Agua destilada.

6. DESARROLLO

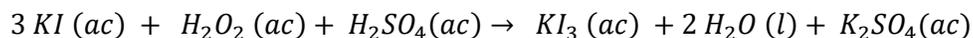
ACTIVIDAD 1.

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

ACTIVIDAD 2.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	78/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

La reacción química que se trabajará es la siguiente:



Y su ley de rapidez queda descrita por la ecuación siguiente:

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

en virtud de que el ácido sulfúrico funciona como catalizador y la concentración de peróxido de hidrógeno no afecta la rapidez del proceso.

Lleve a cabo las indicaciones siguientes:

Para la organización de reactivos y material.

- Etiquete 5 vasos de precipitados de 30 [ml] para contener a cada uno de los reactivos que usarán durante el experimento. De esta manera, estos cinco vasos deberán quedar etiquetados con las siguientes leyendas: KI(ac), Na₂S₂O₃(ac), Almidón(ac), agua destilada, H₂O₂/H⁺(ac).
- Recolecte en el vaso de precipitado que corresponda, el volumen total aproximado que usará de cada reactivo. (Sume los volúmenes de los cinco ensayos que se describen en la tabla 1)
- Etiquete otros 5 vasos de precipitados de 30 [ml] con la siguiente numeración: 1A, 2A, 3A, 4A y 5A. Cada uno de estos vasos se usará para un ensayo (el valor numérico indica el número del ensayo). En el interior de cada uno se mezclarán los volúmenes de los reactivos indicados para el vaso A, según se indica la tabla 1.

Tabla 1. Volúmenes de reactivo en cada ensayo.					
Ensayo	Vaso A				Vaso B
	KI (ac) C _M = 0.25 [M]	Na ₂ S ₂ O ₃ (ac) C _M = 0.028 [M]	Almidón (ac) 3%	Agua destilada	H ₂ O ₂ /H ⁺ (ac)
	V [cm ³]	V [cm ³]	V [cm ³]	V [cm ³]	V [cm ³]
1	5	4	0.5	0.5	10
2	4	4	0.5	1.5	10
3	3	4	0.5	2.5	10
4	2	4	0.5	3.5	10
5	1	4	0.5	4.5	10

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	79/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

4. Etiquete el vaso de precipitados de 100 ml como B (vaso B).

Para realizar el experimento.

Ensayo 1

5. Coloque un agitador magnético dentro del vaso 1A y añada los volúmenes indicados en la tabla 1 para cada uno de los reactivos correspondientes al ensayo 1.

Recomendaciones:

- i. Mida el volumen de la disolución de KI con una probeta de 10 [ml]. Etiquete la probeta para que no se confunda.
 - ii. Mida el volumen de la disolución de Na₂S₂O₃ con otra probeta de 10 [ml]. Etiquete la probeta para que no se confunda.
 - iii. Mida el volumen de la disolución de almidón con la pipeta graduada de 1 [ml]
 - iv. Mida el volumen de agua destilada con la pipeta graduada de 5 [ml]
 - v. Mida el volumen de la disolución de H₂O₂/H⁺ con una tercera probeta de 10 [ml].
6. Coloque el vaso A sobre la parrilla de agitación y encienda la agitación a una velocidad moderada.
7. Añada 10 [ml] de la disolución ácida de H₂O₂ al vaso de 100 ml (vaso B).
8. Añada el contenido del **vaso B** al **vaso A** y **encienda** el cronómetro al iniciar la adición.
9. Detenga el cronómetro cuando se observe el cambio abrupto de color y registre el tiempo.
10. Repita el procedimiento para los demás ensayos.
11. Registre los datos de tiempo en la tabla 2:

Ensayo	Tiempo [s]
1	
2	
3	
4	
5	

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	80/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

MANEJO DE RESIDUOS

Las mezclas de reacción pueden desecharse a la tarja.

ACTIVIDAD 3.

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

Tabla 3. Registro de concentraciones molares en cada ensayo.					
Ensayo	$[S_2O_3^{2-}]_0$ [M]	$[I_3^-]$ [M]	$[I^-]_0$ [M]	$[I^-]$ reaccionante [M]	$[I^-]$ al tiempo t [M]
1					
2					
3					
4					
5					

ACTIVIDAD 4.

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

Tabla 4. Registro de datos para gráficos.		
Ensayo	$[I^-]$ al tiempo t [M]	Tiempo [s]
1		
2		
3		
4		
5		

2. Con los datos de la tabla 4, trace los gráficos siguientes:

- $[I^-]_{\text{al tiempo } t} = f(t)$
- $\ln [I^-]_{\text{al tiempo } t} = f(t)$
- $1/[I^-]_{\text{al tiempo } t} = f(t)$

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	81/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

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

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

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

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

1. 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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	82/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

CUESTIONARIO PREVIO

CINÉTICA QUÍMICA

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

8. BIBLIOGRAFÍA.

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

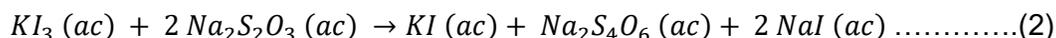
	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	83/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

APÉNDICE

Al llevarse a cabo la formación de KI_3 cuando se presenta la reacción:



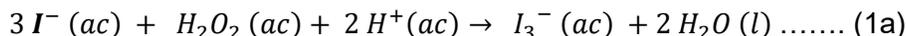
los iones I_3^- de este producto reaccionan inmediatamente con los iones tiosulfato: $S_2O_3^{2-}$ del tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$ para formar iones yoduro nuevamente (en forma de KI y NaI).



Que en su forma iónica queda descrita de la siguiente forma:



A su vez, los iones yoduro: I^- que se forman en este proceso, reaccionan nuevamente con moléculas de H_2O_2 para formar iones I_3^- :



Esta secuencia de reacciones se lleva a cabo hasta que se consume todo el tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$). Una vez que ha ocurrido esto, los iones I_3^- forman un complejo con el almidón que da lugar a una coloración azul profundo. Y es en este momento cuando se detiene el cronómetro para determinar el tiempo en cada uno de los ensayos experimentales.

En todos los ensayos se usa la misma concentración de iones tiosulfato, por lo tanto, siempre reacciona la misma cantidad estequiométrica de iones I_3^- y se regenera la misma cantidad estequiométrica correspondiente de iones yoduro, I^- . No obstante, como en cada ensayo se usan concentraciones iniciales distintas de iones yoduro, I^- (debido a que se usan distintas concentraciones iniciales para KI), **la concentración de iones yoduro, I^- que queda sin reaccionar, es diferente en cada ensayo cuando se da el cambio de color.** De esta manera, se tienen datos de tiempo y concentración de iones yoduro en el sistema cuando se obtiene el cambio de color.

La concentración de iones I^- cuando se da el cambio de color: $[I^-]_t$ se calcula a través de los siguientes pasos:

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	84/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- a. Se calcula la concentración de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ que reacciona en cada ensayo: $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_r$.

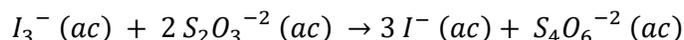
$$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_r = \frac{0.028 [M] * V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_T}$$

En donde $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ representa el volumen usado de tiosulfato de sodio para el ensayo, mientras V_T es el volumen total usado y que corresponde a 20 [ml] en todos los casos.

La concentración de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ es la misma que la concentración de iones tiosulfato: $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ y, como ya se mencionó, es la misma también para todos los ensayos.

$$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_r = [\text{S}_2\text{O}_3^{-2}]_r$$

- b. A continuación, se evalúa la **concentración de iones I_3^-** : $[\text{I}_3^-]_r$ **que ha reaccionado** con los iones tiosulfato: $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$. Para esto se usa la concentración de iones $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ del paso anterior y la relación estequiométrica entre estos iones, que se describe en la ecuación:



$$[\text{I}_3^-]_r = [\text{S}_2\text{O}_3^{-2}]_r \times \left(\frac{1 \text{ mol } \text{I}_3^-}{2 \text{ mol } \text{S}_2\text{O}_3^{-2}} \right)$$

- c. A partir de la concentración de iones I_3^- : $[\text{I}_3^-]_r$ evaluada en el punto anterior, se calcula la **concentración de iones yoduro: I^- , que se regeneran** para seguir formando iones I_3^- de forma cíclica: $[\text{I}^-]_r$. Para ello se usa la relación estequiométrica entre estos iones.

$$[\text{I}^-]_r = [\text{I}_3^-]_r \times \left(\frac{3 \text{ mol } \text{I}^-}{1 \text{ mol } \text{I}_3^-} \right)$$

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	85/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- d. Cuando se da el cambio de color se ha consumido todo el tiosulfato de sodio y en ese momento, la concentración de iones yoduro que queda sin reaccionar al tiempo t , se calcula a partir de la concentración inicial de iones yoduro y la concentración de iones yoduro regenerados, con el siguiente balance de concentraciones:

$$[I^-]_t = [I^-]_0 - [I^-]_r$$

En donde:

$[I^-]_t$ representa la concentración de iones yoduro al tiempo t , que queda sin reaccionar cuando se da el cambio de color.

$[I^-]_0$ representa la concentración inicial de iones yoduro, que es igual a la concentración de KI y que para cada ensayo se calcula con la siguiente expresión:

$$[KI]_0 = [I^-]_0 = \frac{0.25 [M] * V_{KI}}{V_T}$$

En donde V_T es el volumen total usado en cada ensayo y es igual a 20 [ml].

$[I^-]_r$ representa la concentración de iones yoduro que reaccionan para regenerarse (punto c)

Una vez que se tiene la concentración de iones yoduro al tiempo t ($[I^-]_t$) en cada ensayo, se trazan los gráficos siguientes:

- $[I^-]_t = f(t)$
- $\ln [I^-]_t = f(t)$
- $1/[I^-]_t = f(t)$

Y se identifica cuál es el modelo matemático lineal al que mejor se ajustan los datos experimentales. Esto permitirá determinar el orden de reacción en función de la concentración de iones yoduro y calcular la constante de rapidez para la reacción como pendiente de la recta del modelo matemático que mejor se ajuste a los datos experimentales.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	86/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería	Área/Departamento: Laboratorio de Química		
La impresión de este documento es una copia no controlada			

Práctica 10

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	87/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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. 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.

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	88/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

4. MATERIAL Y EQUIPO

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

5. REACTIVOS

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

6. DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

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

ACTIVIDAD 2

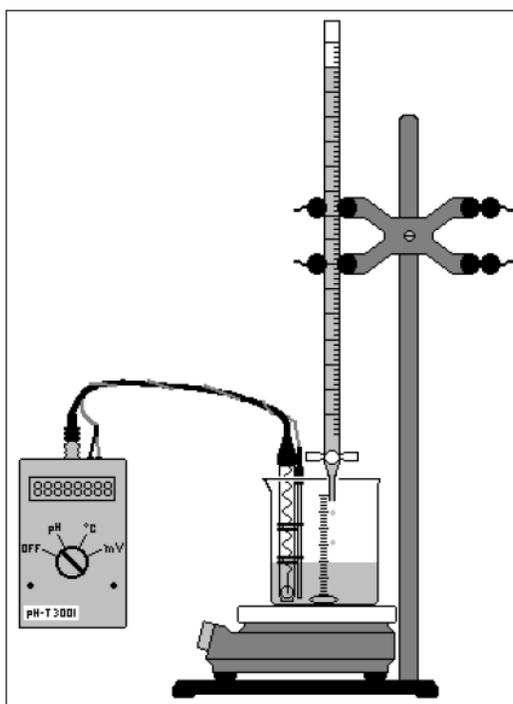
1. Compruebe que la llave de la bureta esté cerrada y, empleando un vaso de precipitados de 100 [ml] con disolución de hidróxido de sodio 0.2 [M] (disolución titulante), llene la bureta (**cuidando de no derramar la disolución**). Posteriormente, coloque la bureta en la pinza y elimine las burbujas de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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	89/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

- Sin encender el medidor de pH, retire el tapón de hule de la celda del electrodo e introduzca la celda del medidor de pH en la disolución, procurando que la punta del electrodo quede completamente sumergida dentro del líquido. Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta; posteriormente, encienda el medidor de pH girando la perilla a la escala de pH.

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

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



- 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.**

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	90/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
Facultad de Ingeniería		Área/Departamento: Laboratorio de Química	
La impresión de este documento es una copia no controlada			

7. Continúe adicionando disolución estándar de 0.5 en 0.5 [ml] hasta un volumen total de 20 [ml], de la disolución estándar, anotando en cada caso el pH de la disolución y si hubo o no cambio de color. Una vez terminada la adición, se saca el electrodo de la disolución y se enjuaga con agua destilada.
8. Con los datos obtenidos complete la tabla siguiente:

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

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

ACTIVIDAD 3

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

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

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

MANEJO DE RESIDUOS

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

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	91/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	92/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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 0.25 [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 Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página	93/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión	24 de enero de 2025
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.

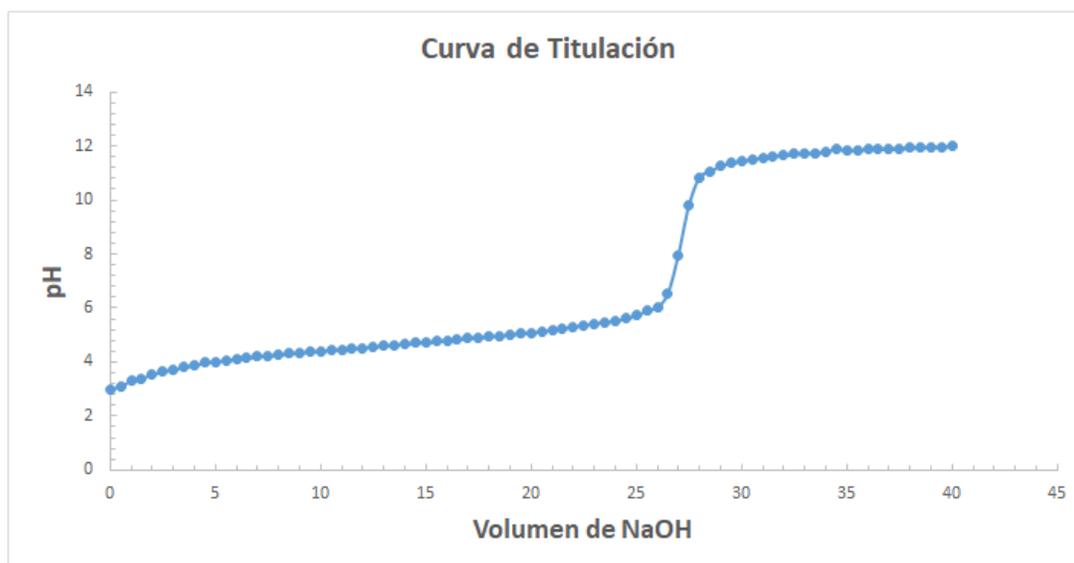


Figura 1

	Manual de prácticas del Laboratorio de Química Inorgánica	Código:	MADO-78
		Versión:	02
		Página:	94/94
		Sección ISO	8.3
		Fecha de emisión:	24 de enero de 2025
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.

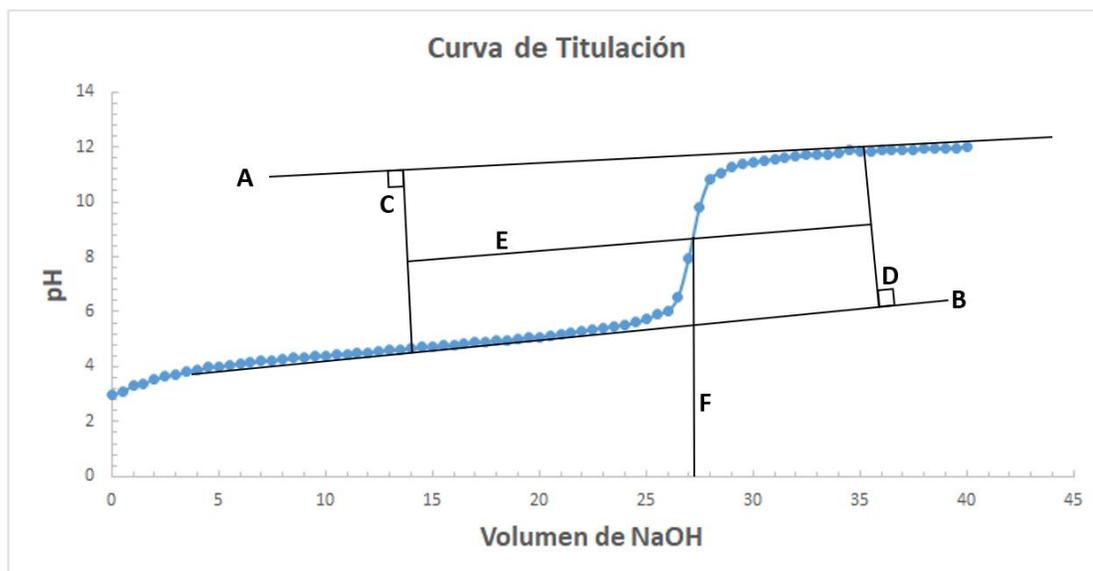


Figura 2