

Actividades experimentales para el curso de Química

Curso selectivo para alumnos de la Licenciatura en Química de la UAM-I

F. Aparicio, R. Vargas y A. Cedillo

Universidad Autónoma Metropolitana - Iztapalapa

julio del 2003

Índice

Presentación	3
Carta descriptiva	4
Seguridad y reglas de laboratorio	9
Manejo de reactivos y medición de masa y volumen	13
Determinación de densidades	19
Separación de aluminio a partir de material de desecho	23
Reacciones de los iones metálicos	28
Secuencia de reacciones	34
Titulación ácido-base	40
Bibliografía	45

Presentación

Esta obra fue elaborada como material apoyo para el curso selectivo Química, ya que en el programa no existían actividades propuestas para las sesiones de laboratorio. Dado que en el plan de estudios de la Licenciatura en Química de nuestra Institución no está contemplado un laboratorio de Química General, es necesario que nuestros alumnos empiecen a desarrollar un conjunto de habilidades y actitudes que les permitan tener éxito a lo largo de su formación profesional. El material de esta obra está dividido en tres bloques: actividades de medición, de observación y de determinación cuantitativa de fenómenos químicos. Las actividades experimentales de este material están diseñadas para estar en sincronía con el desarrollo de los temas del curso a lo largo del trimestre, por lo que se incluye una propuesta de carta descriptiva.

Carta descriptiva

Objetivos

Que el alumno:

- Comprenda los conceptos básicos de la química y los aplique en la solución de problemas sencillos
- Resuelva algunos problemas elementales de la química aplicando el concepto de mol
- Mejore su comunicación oral y escrita
- Realice una investigación documental y comunique sus resultados
- Aprenda algunas técnicas para trabajar en el laboratorio

Temario detallado

1. Conceptos introductorios

1.1 La química

1.2 Propiedades de la materia

Materia; sustancias puras y mezclas; elementos y compuestos; estados de la materia; cambios físicos y químicos; propiedades intensivas y extensivas; densidad

1.3 Medición

Sistema internacional de unidades; unidades derivadas; conversión de unidades; precisión y exactitud; uso de cifras significativas; operaciones entre cantidades con unidades; cálculos con la densidad

2. Átomos, moléculas e iones

2.1 Teoría atómica

Modelo de Dalton; descubrimientos del electrón, la radiactividad y el núcleo; componentes del núcleo

2.2 Estructura del átomo

Isótopos; número de electrones, protones y neutrones en un isótopo; número atómico y número de masa de un isótopo; escala de masa atómica; masa atómica promedio de un elemento

2.3 Tabla periódica

Descubrimiento de la tabla periódica; familias y períodos; metales y no metales

2.4 Compuestos moleculares

Moléculas; fórmula química; fórmula molecular y empírica; estructura de las moléculas; isómeros

2.5 Compuestos iónicos

Iones; cationes y aniones; uso de la tabla periódica para predecir la carga de algunos iones; electroneutralidad y fórmula empírica

2.6 Nomenclatura

Compuestos iónicos; ácidos inorgánicos; compuestos moleculares binarios; algunos compuestos orgánicos

3. Fórmulas y ecuaciones químicas

3.1 Ecuaciones químicas

Conservación de la materia; balanceo; reacciones de combinación, descomposición y combustión

3.2 Masa molecular y masa fórmula

Cálculo de masa molecular y masa fórmula; número de átomos de cada elemento en una molécula o fórmula

3.3 Mol

Concepto de mol; masa molar; relación entre masa y número de moles; número de moléculas

3.4 Relaciones estequiométricas

Cálculos estequiométricos sólo con número de moles

4. Reacciones en solución acuosa

4.1 Disoluciones

Disolvente y solutos; electrolitos y no electrolitos; electrolitos fuertes y débiles; comportamiento en solución de compuestos iónicos y moleculares; solvatación; concentración molar; dilución de soluciones; concentración de los iones de un electrolito

4.2 Reacciones de precipitación

Formación de un precipitado; guía de solubilidad de compuestos iónicos; ecuaciones iónicas

4.3 Reacciones ácido-base

Ácidos y bases; fuerza de un ácido y una base; reacciones de neutralización; titulación ácido-base

4.4 Reacciones de oxidación y reducción

Oxidación y reducción; número de oxidación; oxidación y actividad de los metales

Programa de actividades para el laboratorio

1. Seguridad y reglas del laboratorio
2. Visita a la biblioteca
3. Manejo de reactivos y medición de masa y volumen
4. Determinación de densidades
5. Discusión y 1a. lectura
6. Separación de aluminio a partir de material de desecho
7. Reacciones de los iones metálicos (formación de precipitados)
8. Discusión y 2a. lectura
9. Secuencia de reacciones (reacciones del cobre)
10. Titulación ácido-base
11. Discusión y presentación de las investigaciones documentales

Bibliografía

Texto

TL Brown, HE LeMay, Jr y BE Bursten

Química. La ciencia central

Pearson (1998), cap 1-4

F Aparicio, R Vargas y A Cedillo

Actividades experimentales para el curso de Química

Curso selectivo para alumnos de la Licenciatura en Química de la UAM-I

www.fqt.izt.uam.mx/material/quimica.pdf (2003)

Bibliografía complementaria

M Hein y S Arena, *Fundamentos de Química*, Thomson (1997)

KW Whitten, KD Galey y RE Davis, *Química General*, McGraw (1992)

BH Mahan, *Química. Curso Universitario*, Addison (1990)

Sugerencia para las actividades de lectura

1a. Lectura

“El descubrimiento del electrón” y “La estructura eléctrica de la materia”. En *Lecturas universitarias. 9. Antología de física*. A Noyola (Ed). UNAM (1971), pp 223-227, 228-231

2a. Lectura

“La teoría atómica de la química”. En *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*. G Holton. Reverté (1981), sec. 20.1-20.7, pp 449-466

Sugerencia de temas para la investigación documental

Elaboración del vinagre

Destrucción de la capa de ozono

Pilas secas

Composición del agua de mar y separación de la sal

Reacciones químicas en la fotografía

Extracción de la plata

Tratamiento de aguas

Modalidades de conducción

Sesiones de clase

Exposición del profesor. Sería deseable que los alumnos estudiaran el material antes de la sesión para tener una discusión sobre dicho material o bien plantear y resolver problemas colectivamente.

Sesiones de laboratorio

Actividades experimentales. Se proponen actividades de medición de propiedades físicas (3,4), de observación de fenómenos químicos (6,7) y de reacciones químicas con determinaciones cuantitativas (9,10). Los protocolos se ponen a disposición de los estudiantes al menos una semana antes de su realización para que tengan tiempo suficiente de completar las actividades e investigaciones requeridas en cada actividad.

Actividades de discusión. Se incluyen propuestas de actividades de discusión y reflexión sobre sesiones previas y futuras (5,8,11), de discusión sobre lecturas dirigidas (5,8) y de presentación oral y escrita de una investigación documental. Las lecturas se definen con dos semanas de anticipación y los alumnos localizarán el material en la biblioteca. Los temas para la investigación documental deberán asignarse al menos con tres semanas de anticipación. La visita a la biblioteca (actividad 2) es de gran utilidad, tanto para la preparación de las actividades experimentales, como para las actividades de lectura y la investigación documental.

Se recomienda que los alumnos utilicen una bitácora de laboratorio para todas las actividades. En la primera sesión de laboratorio se debe explicar su uso. También se debe hacer énfasis en el uso de incertidumbres y cifras significativas en todas las actividades, tanto en las de clase como en las del laboratorio.

Bitácora. La bitácora de laboratorio puede contener las siguientes secciones: 1) introducción (investigación previa de temas relacionados con la actividad a realizar); 2) objetivos; 3) protocolo; 4) material y reactivos; 5) propiedades físicas y toxicidad de los reactivos; 6) modificaciones realizadas; 7) preparación de reactivos y montaje de aparatos; 8) resultados; 9) discusión. Los alumnos deben completar las secciones 1-5 de la bitácora antes de realizar la actividad. Se puede aplicar un examen breve (10-15 minutos) sobre la investigación previa al inicio de la sesión. Las secciones 6 y 7 se completarán durante la realización de la actividad correspondiente, las observaciones y mediciones se registrarán en la sección 8 durante el transcurso de la sesión. Los cálculos necesarios de la sección 8 y la discusión se podrán realizar posteriormente. Para que los alumnos tengan tiempo suficiente para completar las secciones de su bitácora es recomendable que la entreguen en la sesión teórica siguiente, con todas las secciones de la actividad correspondiente completas. También es importante regresarles la bitácora revisada tan pronto como sea posible, poniendo atención particular en la corrección del uso del lenguaje.

Modalidades de evaluación

Se deben aprobar por separado ambas partes del curso para acreditar esta uea.

En la parte teórica se recomienda realizar varias evaluaciones parciales (se sugiere al menos una por cada tema). En el laboratorio se deben evaluar todas las actividades (quizá con excepción de las actividades 1 y 2), preferentemente en la bitácora.

SEGURIDAD Y REGLAS DE LABORATORIO

El laboratorio de Química está diseñado para que entiendas y profundices en algunos conceptos, pero además para desarrollar habilidades que te ayudarán a lo largo de tu licenciatura y en tu práctica profesional.

El éxito del laboratorio dependerá de tu disciplina y orden en el trabajo. Tu trabajo en laboratorio debe estar planeado de tal manera que pueda ser desarrollado adecuadamente en las horas asignadas, para lograr esto siempre debes investigar antes de llegar al laboratorio a realizar los experimentos. El registro de resultados del experimento también es importante, por lo que debes tener un cuaderno de laboratorio (bitácora) en donde anotes todas las observaciones y medidas que realices.

Con frecuencia en los laboratorios de química se trabaja con sustancias o procedimientos peligrosos, a continuación resumimos algunas reglas para lograr un ambiente seguro en el trabajo de laboratorio.

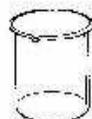
Medidas de seguridad en el laboratorio de química

Es importante que conozcas y sigas las reglas del laboratorio, de esta manera reconocerás y evitarás riesgos en tus experimentos de química.

1. Practica siempre la precaución y el buen juicio
2. Usa siempre zapatos cerrados que protejan tus pies, no está permitido el uso de sandalias o cualquier zapato descubierto.
3. Si usas pelo largo siempre debes sujetarlo ya que corre el riesgo de incendiarse cuando estés trabajando con fuego.
4. Es indispensable que uses bata como medida de protección para tu ropa y tu piel.
5. No está permitido comer, beber, ni fumar dentro del laboratorio.
6. No debes efectuar experimentos no autorizados, siempre sigue las instrucciones.
7. Usa lentes de seguridad para proteger tus ojos, no es recomendable usar lentes de contacto en el laboratorio.
8. Localiza todo el equipo de seguridad el primer día de tu clase de laboratorio: extintores, regadera de emergencia, el botiquín de primeros auxilios y los teléfonos.
9. Considera todo los reactivos químicos como peligrosos y lee sus etiquetas cuidadosamente. No debes probar ninguna sustancia. Si algún reactivo se ingiere por accidente, debes notificarlo de inmediato al profesor.
10. Nunca debes oler directamente una sustancia, cuando de requiera que reportes el olor de una sustancia, debes abanicar sus vapores suavemente con la mano hacia tu nariz.

11. Si alguna sustancia entra en contacto con tus ojos o piel debes lavar con agua abundante durante aproximadamente 15 minutos. Solicita ayuda a tu profesor mientras te lavas. Toda la ropa contaminada debe removerse.
12. Nunca talles tus ojos a menos que estés completamente seguro que tus manos están libres de cualquier sustancia. Lava tus manos con jabón y agua frecuentemente, especialmente cuando has concluido tu experimento.
13. Debes usar una campana de extracción cuando manejes cualquier sustancia tóxica volátil o cuando en una reacción se desprendan gases tóxicos.
14. Nunca debes usar sustancias inflamables cerca de una flama o una parrilla caliente.
15. Si algún material de vidrio se rompe lo debes recoger y desechar inmediatamente.
16. Debes colocar los tubos de ensaye calientes, con líquido o no, en una gradilla de alambre o dentro de un vaso de precipitados.
17. Cuando calientes sustancias en un tubo de ensaye, nunca apuntes la boca del tubo a algún compañero o a ti mismo, ya que pueden presentarse proyecciones del líquido caliente.
18. Siempre debes mantener el orden y la limpieza en tu mesa de trabajo. Mantén despejada el área entre las mesas para evitar cualquier accidente. Mantén una adecuada disciplina durante la estancia en el laboratorio
19. Esta prohibido trabajar solo en el laboratorio, siempre debes hacerlo en presencia del profesor.
20. No manejes cristalería u otros objetos con las manos desnudas si no tienes la certeza de que están fríos.
21. Mientras no uses los frascos que contengan los reactivos que estas empleando en el experimento, manténlos tapados.
22. Cuando traslades varios objetos de vidrio, no cargues todos al mismo tiempo.
23. No debes tirar sustancias químicas al desagüe. En cada práctica debes preguntar al profesor sobre los productos que se pueden arrojar al desagüe para evitar contaminación.
24. Siempre que tengas duda acerca de que hacer en cualquier circunstancia consulta al profesor. Notifica al profesor de cualquier accidente de inmediato.

Material



Vaso de precipitados



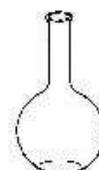
Bureta



Matraz erlenmeyer



Matraz kitazato



Matraz de bola



Matraz aforado



Embudo



Probeta



Tubo de ensaye



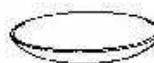
Pipeta graduada



Pipeta volumétrica



Gotero



Vidrio de reloj



Agitador de vidrio



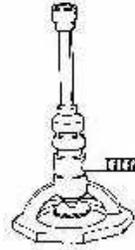
Piseta



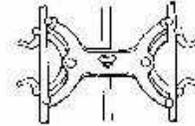
Frasco de boca ancha



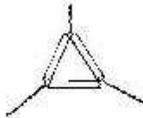
Embudo büchner



Mechero bunsen



Pinza para bureta



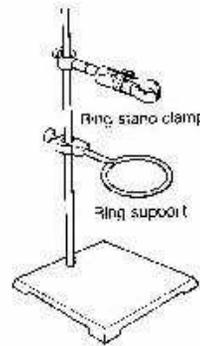
Triángulo de porcelana



Pinza con nuez



Mortero



Soporte universal con pinza y anillo



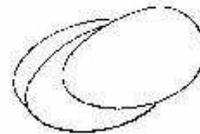
Espátula



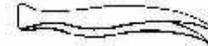
Pinza para cápsula



Cápsula de porcelana



Papel filtro



Pinzas



Gradilla



Termómetro



Pinzas para tubo de ensaye

MANEJO DE REACTIVOS Y MEDICIÓN DE MASA Y VOLUMEN

Ejercicios previos

- ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los siguientes valores?
0.0926 g ____ 4.700 m ____ 8.24×10^4 mL ____ 35.94 g/L ____
- La masa de un objeto en una balanza granataria (con mínima escala de 0.1 g) es de $4 \frac{1}{2}$ g. Escribe la masa de este objeto como un número real con el número apropiado de cifras significativas. ¿Cuál es la incertidumbre del instrumento?

Respuesta: _____

- Expresa cada resultado con el número apropiado de cifras significativas y unidades correspondientes.

a. área de un círculo = $\pi \left(\frac{D}{2}\right)^2 = 3.1416 \left(\frac{11.25 \text{ cm}}{2}\right)^2 =$ _____

b. densidad de un sólido rectangular = $\frac{\text{masa}}{\text{largo} \times \text{ancho} \times \text{alto}} = \frac{14.25 \text{ cm}}{3.7 \text{ cm} \times 6.45 \text{ cm} \times 1.53 \text{ cm}}$
= _____

c. masa total = $m_1 + m_2 + m_3 = 2.790 \text{ g} + 37.92 \text{ g} + 0.0468 \text{ g} =$ _____

- ¿Cuál es la diferencia entre precisión y exactitud?.
- Se pesaron 4 tapones de corcho de igual tamaño en una balanza. Las masas obtenidas se reportan en la siguiente tabla. Expresa la masa de los tapones de corcho, con su desviación promedio.

No. de tapón	Masa (g)	Desviación absoluta
1	23.98	
2	22.62	
3	23.89	
4	22.78	
Suma		
Promedio		

Respuesta: _____ ± _____ g

- Una probeta vacía tiene una masa de 82.450 g. Cuando se llena con 50.0 mL de un líquido desconocido, el sistema tiene una masa de 110.810 g. ¿Cuál es la masa del líquido agregado? ¿crees que el líquido desconocido sea agua?

Masa del líquido = _____ g

El líquido desconocido es agua:

Si _____, porque _____

No _____, porque _____

Investigación previa

1. Investiga los siguientes aspectos de una balanza granataria y de una balanza digital.
 - a. Características generales.
 - b. Modo de empleo.
 - c. Precisión.
 - d. Cuidados que se deben tener en su uso.
2. Investiga acerca de los diferentes instrumentos de laboratorio para medir el volumen de un líquido. Clasifícalos en graduados y volumétricos.

Antecedentes

La Química, como muchas otras ciencias, se caracteriza porque los fenómenos que estudia son susceptibles de medición; en los experimentos se obtiene el valor de una propiedad mediante el uso de un instrumento. Sabemos que existen diferentes instrumentos para medir una misma propiedad. Las características de cada instrumento son diferentes, por lo que la *calidad* del valor numérico obtenido puede variar considerablemente. Es importante saber que las mediciones tienen cierta precisión o incertidumbre que se verá reflejada en las cifras significativas con las que la medida debe ser reportada. Además, para hacer cálculos posteriores, se debe considerar el manejo de las cifras significativas. Esta actividad experimental te permitirá reafirmar estos conceptos, experimentando con instrumentos que tienen diferente resolución.

Manejo de sustancias en el laboratorio

En las mediciones que realizarás, como en experimentos posteriores, será necesario que manipules reactivos químicos. Todas las sustancias que utilizarás en los experimentos del laboratorio de química son potencialmente peligrosas por lo que, para evitar accidentes, debes trabajar con cautela y regir tu comportamiento en el laboratorio por las medidas de seguridad. Existen técnicas que te ayudarán a manipular esas sustancias de una manera más adecuada y segura. A continuación te describimos algunas.

a. Manejo de sólidos

Los sólidos son almacenados generalmente en botellas de boca amplia. Siempre revisa y lee cuidadosamente la etiqueta antes de usar cualquier reactivo. Remueve la tapa y colócala de tal manera que no se contamine, para transferir el reactivo a otro recipiente inclina ligeramente la botella, agítala suavemente para que el sólido salga poco a poco. Si el reactivo está compacto, pide ayuda al profesor. El reactivo que sobra no debe ser devuelto al frasco original, por lo que debes ser cuidadoso en vaciar sólo la cantidad que necesitas y pregunta cómo debes desechar el excedente.

b. Manejo de líquidos

Muchos de los líquidos usados en el laboratorio son soluciones o líquidos puros, como alcohol o acetona. Los reactivos líquidos son almacenados en una gran variedad de botellas. Algunos líquidos que se necesitan en pequeñas cantidades son almacenados en recipientes de los que se extrae el líquido apretando y soltando (pisetas), o en frascos con gotero. Cuando se necesitan

grandes cantidades, debes usar un agitador de vidrio para vaciar el líquido resbalándolo por el agitador y las paredes del recipiente al que estas transfiriendo. Como en el caso de los sólidos siempre lee la etiqueta antes de usar cualquier líquido.

c. Manejo de ácidos

La disolución de ácidos concentrados debe hacerse de la siguiente manera: Añadir lentamente el ácido al agua resbalándolo por las paredes del recipiente, al mismo tiempo que se agita suavemente. **NUNCA AÑADIR AGUA AL ÁCIDO**, ya que puede formarse vapor con violencia explosiva. Si el recipiente en el que se hace la dilución se calienta demasiado, interrumpe de inmediato y continua la operación en baño de agua o hielo.

Medición de masa y volumen

a. Masa

En el laboratorio de química existen diferentes balanzas que pueden ser utilizadas en las mediciones de masa: la granataria, la digital y la analítica. En este laboratorio sólo usaremos la granataria y la digital. El uso de una u otra dependerá de qué quieras medir y la precisión que necesites. En esta práctica te darás cuenta de la resolución y la capacidad de cada una de las balanzas y entenderás la frase anterior. En tus experimentos posteriores, tú serás capaz de elegir la balanza que es conveniente utilizar. Las balanzas digitales son electrónicas y las granatarias no, esta característica lleva a que se usen de manera diferente y que se tengan diferentes cuidados con cada una.

b. Volumen

Entre el material que se usa para medir volúmenes de líquidos se encuentran las probetas, las buretas y las pipetas. Dependiendo del volumen que necesitas medir es lo que debes usar. Así como las mediciones de masa, las mediciones de volumen tendrán diferente precisión según el material usado. En esta actividad experimental, podrás explorar con diferentes materiales para conocer su capacidad y resolución, para que más tarde seas capaz de decidir que instrumento es el más adecuado.

Objetivos

- a) Aprender a manipular reactivos sólidos y líquidos.
- b) Emplear diferentes instrumentos en la medición de masa y volumen.
- c) Reconocer la incertidumbre de medidas y usar cifras significativas.

Conceptos

- Errores e incertidumbres en medidas dependientes de la calibración, de la resolución del instrumento y de la habilidad personal para medir.
- Manejo de cifras significativas en mediciones indirectas.

Material y reactivos

- Balanza granataria y balanza digital
- Matraces Erlenmeyer
- Vasos de precipitado
- Probeta
- Pipeta
- Vidrio de reloj
- Agitador de vidrio
- Papel bond
- Agua
- NaCl

Protocolo

A. Medición de masa

1. Pesa un vaso de precipitados de 400 mL en una balanza granataria.
2. Pesa un vidrio de reloj en una balanza digital.
3. Pesa un matraz Erlenmeyer de 250 mL y reporta su masa con 3 cifras significativas.
4. Pesa un trozo de papel bond de aproximadamente 5cm x 5cm y reporta su masa con 3 cifras significativas.
5. Reporta tus resultados en la tabla A1.
6. Utilizando una balanza granataria, pesa 1 muestra de 0.5 g de cloruro de sodio (NaCl). Recuerda que nunca debes colocar directamente la sustancia química sobre el platillo de la balanza.
7. Identifica tu muestra mediante un rótulo y entrégala a tu profesor.
8. Utilizando una balanza granataria, pesa cada una de las muestras de tus compañeros.
9. Reporta tus resultados en la tabla A2.
10. Utilizando una balanza digital, pesa las mismas muestras.
11. Reporta tus resultados en la tabla A3.
12. Registra todas tus observaciones en tu bitácora.

B. Medición de volumen

1. Llena totalmente con agua (hasta el ras) un matraz Erlenmeyer de 250 mL. Asegúrate que al llenar completamente el matraz, el agua no se derrame.
2. Mide el volumen de agua contenido en el matraz utilizando: un vaso de precipitados, una probeta y una pipeta.
3. Reporta tus resultados en la tabla B1.
4. Pesa un matraz Erlenmeyer de 125 mL en una balanza digital.
5. Coloca 15 mL de agua en el matraz Erlenmeyer.
6. Pesa el matraz con el agua contenida y determina la masa del agua.
7. Pesa 1.5g de NaCl.
8. Disuelve completamente el NaCl en el agua contenida en el matraz, utilizando un agitador. Evita disolver la sal en el agua mientras el matraz permanece en la balanza.
9. Pesa el matraz con la solución de NaCl y determina la masa de la solución.
10. Reporta tus resultados en la tabla B2.

Hoja de resultados

A. Medición de masa

Tabla A1

<i>Objeto</i>	Vaso de precipitados	Vidrio de reloj	Matraz Erlenmeyer	Papel bond
<i>Masa (g)</i>				

Tabla A2

Masa del vidrio de reloj vacío = _____ g

<i>Muestra</i>	<i>Masa (g) del vidrio de reloj + NaCl</i>	<i>Masa (g) del NaCl</i>	<i>Desviación Absoluta</i>
Alumno 1			
Alumno 2			
...			
Suma			
Promedio			

Masa promedio de la muestra = _____ \pm _____ g

Tabla A3

Masa del vidrio de reloj vacío = _____ g

<i>Muestra</i>	<i>Masa (g) del vidrio de reloj + NaCl</i>	<i>Masa (g) del NaCl</i>	<i>Desviación Absoluta</i>
Alumno 1			
Alumno 2			
...			
Suma			
Promedio			

Masa promedio de la muestra = _____ \pm _____ g

B. Medición de volumen

Tabla B1

<i>Instrumento</i>	<i>Volumen de agua (mL)</i>	<i>Incertidumbre</i>
Vaso de precipitados Probeta Pipeta		

¿Cuál es el “volumen real” de agua?.

Respuesta: _____ \pm _____ mL

Tabla B2

<i>Sistema</i>	<i>Masa (g)</i>
Agua	
Matraz Erlenmeyer vacío	
Matraz Erlenmeyer + agua	
NaCl	
Vidrio de reloj vacío	
Vidrio de reloj + NaCl	
Solución	
Matraz Erlenmeyer + solución	

Masa del agua + Masa del NaCl = _____ ± _____ g

Masa de la solución = _____ ± _____ g

DETERMINACIÓN DE DENSIDADES

Ejercicios previos

1. Un bloque de madera tiene una masa de 29.75 g y mide 6.5 cm de largo por 3.7 cm de ancho por 1.9 cm de alto. Calcula el volumen y la densidad del bloque de madera. Reporta tu resultado con el número de cifras significativas y con las unidades apropiadas.

Volumen _____

Densidad _____

2. Un sólido de forma irregular, cuya masa es de 12.876 g, fue colocado en una probeta que contenía inicialmente un líquido inerte al sólido. El volumen inicial del líquido era de 5.12 mL. El sólido quedó completamente sumergido en el líquido y el volumen total fue de 8.71 mL. Calcula la densidad del sólido.

Densidad _____

3. A 0°C y 760 torr, el osmio, el elemento más denso de la tabla periódica, tiene una densidad de 22.5 g/mL, mientras que el hidrógeno, el elemento menos denso, tiene una densidad de 0.00009 g/mL. Calcula el volumen ocupado por 1.5 g de cada elemento. Expresa tus resultados en litros.

Volumen del Osmio _____

Volumen del Hidrógeno _____

Investigación previa

1. Investiga al menos dos métodos para determinar la densidad de una sustancia.
2. Busca la densidad de las siguientes sustancias: aluminio, hierro, vidrio, mercurio, agua, hielo, oro, etanol, azúcar, glicerina, aire, helio. Ordénalas de mayor a menor.
3. Reporta en tu bitácora, en forma de una tabla, la densidad del agua en función de la temperatura en el rango de 10°C a 30°C.

Antecedentes

La **densidad** es una propiedad característica de cada sustancia y es útil para identificarlas. La densidad se define como la masa por unidad de volumen

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}, \text{ o bien } \rho = \frac{m}{V}$$

La densidad es una propiedad física intensiva; las **propiedades intensivas** son aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de sustancia medida. También existen propiedades extensivas, éstas dependen de la cantidad de sustancia medida; la masa y el volumen son ejemplo de estas propiedades. En general la densidad de los sólidos es mayor que la de los líquidos y ésta es mayor que la de los gases.

En este experimento determinarás la densidad de un líquido y de un sólido. Todas tus mediciones deben ser registradas con el número correcto de cifras significativas e indicando la incertidumbre. Al hacer tus cálculos y reportar tus resultados, debes considerar las cifras significativas

apropiadas. Ten en cuenta que la densidad de un líquido o de un sólido puede variar cuando hay cambios en su temperatura, por lo que es necesario que registres la temperatura de la sustancia a la cual hiciste la medición de la densidad. Comúnmente las mediciones de densidad de una sustancia se hacen a temperatura ambiente.

Objetivos

- a) Medir la densidad de sustancias líquidas y sólidas.
- b) Cuantificar propiedades intensivas a partir de la medición de propiedades extensivas.

Conceptos

- Manejo de cifras significativas e incertidumbres en las mediciones indirectas.
- Propiedades intensivas y extensivas.
- Densidad de una sustancia.
- Propagación de errores.

Material y reactivos

- Balanza digital y balanza granataria
- Probeta graduada de 25 mL
- Pipeta volumétrica de 20 mL
- Matraz Erlenmeyer de 125 mL
- Vaso de precipitados de 30 mL y 100mL
- Termómetro
- Etanol o glicerina
- Agua destilada

Protocolo

A. Densidad del agua

1. En la balanza granataria pesa un matraz Erlenmeyer de 125 mL. Asegúrate que el matraz este limpio y seco. Es recomendable que utilices guantes de látex para manipular el matraz, evitando con ello que restos de grasa y polvo alteren tus mediciones.
2. Coloque agua en el vaso de precipitados del 100 mL y deje que su temperatura se equilibre con la del medio ambiente.
3. Registre la temperatura del agua que se encuentra en el vaso.
4. Con una pipeta volumétrica toma 20 mL de agua destilada y ponlos en el matraz.
5. Pesa el matraz con el agua y determina la masa del agua.
6. Repite 4 veces más el procedimiento del paso 3 al 5, sin desechar el agua previamente puesta en el matraz.
7. Registra tus datos y reporta tus resultados en la tabla A.
8. Calcula el volumen de la pipeta volumétrica a partir de la densidad experimental del agua a la temperatura de trabajo.

B. Densidad de un líquido desconocido

1. En este experimento utilizarás un líquido desconocido que te proporcionará tu profesor de laboratorio.
2. En la balanza granataria pesa un vaso de precipitados de 30 mL, limpio y seco.
3. Con una pipeta volumétrica toma 20 mL del líquido y ponlos en el vaso.
4. Pesa el vaso con el líquido y determina la masa del líquido.
5. Repite 2 veces más el procedimiento del paso 2 al paso 4.
6. Coloca el líquido desconocido en un recipiente, que tu profesor de laboratorio te indicará, para su confinación adecuada. Nunca tires las sustancias en la tarja.
7. Registra tus datos y reporta tus resultados en la tabla B.

C. Densidad de un sólido

1. Para este experimento es necesario que traigas al laboratorio 10 monedas de igual denominación.
2. Coloca 15 mL de agua en una probeta de 25 mL y lee el volumen en este último instrumento.
3. Pesa una moneda.
4. Con cuidado coloca la moneda en el interior de la probeta. La moneda debe quedar completamente sumergida en el agua. Agita ligeramente la probeta para remover las burbujas de aire que pudieran haberse formado.
5. Registra el volumen del líquido.
6. Calcula el volumen de la o las monedas.
7. Calcula la densidad de las monedas.
8. Repite el procedimiento del paso 3 al 7 con el resto de las monedas.
9. Reporta tus resultados en la tabla C.

Hoja de resultados

Tabla A. Densidad del agua

Masa del matraz vacío: _____ g

	Prueba 1	Prueba 2	...
Volumen de agua			
Masa del matraz + agua			
Masa del agua			
Densidad			

Densidad promedio del agua _____ g/mL, a la temperatura _____ °C.

Recuerda que en tu bitácora debes reportar los siguientes cálculos:

- Masa del agua.
- Densidad del agua en cada prueba.
- Densidad promedio.

Tabla B. Densidad de un líquido desconocido

	Prueba 1	...
Masa del vaso vacío		
Volumen del líquido		
Masa del vaso + líquido		
Masa del líquido		
Densidad del líquido		

Densidad promedio del líquido _____ g/mL, a la temperatura _____ °C.

No olvides reportar en tu bitácora los siguientes cálculos:

- Masa del líquido.
- Densidad del líquido en cada prueba.
- Densidad promedio.

Tabla C. Densidad de un sólido

	Prueba 1	...
Masa de la moneda		
Volumen inicial de agua en la probeta		
Volumen final de agua en la probeta		
Volumen de la moneda		
Densidad de la moneda		

Densidad promedio de la moneda _____ g/mL, a la temperatura _____ °C.

En tu bitácora debes registrar los siguientes cálculos:

- Volumen de cada moneda.
- Densidad.
- Densidad promedio.

SEPARACIÓN DE ALUMINIO A PARTIR DE MATERIAL DE DESECHO

Ejercicios previos

- 1 Si de una muestra metálica de 15.70 g se obtienen 8.55 g de aluminio, ¿qué porcentaje de aluminio tiene la muestra?
- 2 Se toma una muestra del mismo material del problema anterior, con masa igual a 20.00 g. ¿Cuántos gramos de aluminio contiene esta muestra?
- 3 Se desean obtener 15.00 g de aluminio a partir de una muestra del mismo material del problema 1. ¿Qué cantidad de material se debe usar?
- 4 El mineral bauxita tiene la siguiente fórmula: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. ¿Cuántos átomos de aluminio se encuentran en 7 moléculas de bauxita?

Investigación previa

1. Investiga las medidas de seguridad que debes tener al manipular soluciones de KOH y de H_2SO_4 . Reporta también las medidas de seguridad que debes tener al trabajar en el laboratorio con hidrógeno gaseoso. Incluye en tu investigación qué hacer en caso de algún accidente con estas sustancias.
2. Busca en la literatura los nombres de todos los compuestos químicos que aparecen en esta actividad.
3. Investiga las propiedades y usos del aluminio.

Antecedentes

El aluminio es uno de los metales más abundantes en la superficie terrestre (~7.5% en masa de la corteza). En la naturaleza se encuentra en un mineral llamado *bauxita* ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). La abundancia de aluminio, aunada a la particularidad de sus propiedades físicas y químicas, hace que este material sea ampliamente utilizado en la industria. Sin embargo, la extracción de este metal directamente de la *bauxita* es un proceso muy caro. Para producir una sola lata de aluminio, es necesario gastar una energía equivalente a la de un foco de 100 Watts encendido durante 6 horas. Este costo se puede reducir hasta en 95%, reciclando las latas de aluminio existentes. Este proceso de reciclaje también ayuda a reducir el problema de contaminación generado por la gran cantidad de latas de aluminio que hoy en día se desechan. Las latas de aluminio tienen una “vida” promedio de aproximadamente 100 años.

En este experimento, en lugar de reciclar aluminio para generar nuevas latas de este metal, vas a conocer un proceso químico que te permitirá transformar aluminio de desecho en un compuesto químico útil cuya fórmula es $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, comúnmente conocido como *alumbre*. El *alumbre* es utilizado en el teñido de telas, en la fabricación de conservadores de alimentos, como un coagulante en la purificación de agua en las plantas de tratamiento de aguas residuales.

Los compuestos químicos conocidos como *alumbres*, son compuestos iónicos que cristalizan en soluciones que contienen aniones sulfato, SO_4^{2-} , un catión trivalente como el Al^{3+} , Cr^{3+} o Fe^{3+} , y un catión monovalente como el K^+ , Na^+ o NH_4^+ . Muchos de los *alumbres* cristalizan como

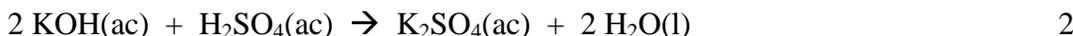
octaedros o cubos y bajo las condiciones apropiadas se pueden obtener cristales de tamaño considerable.

Las reacciones involucradas en la producción de *alumbre* a partir de aluminio metálico, se presentan en los siguientes párrafos. Las ecuaciones etiquetadas como “a” representan las ecuaciones iónicas netas para cada etapa de la reacción.

Es común que el aluminio reaccione lentamente con ácidos diluidos porque su superficie está cubierta por una capa delgada de óxido de aluminio (a los metales con esta característica se les conoce como autoprotectores). Las soluciones alcalinas o bases fuertes (que contienen OH⁻), disuelven la capa de óxido y entonces atacan el metal. De esta manera, en un medio acuoso alcalino, el aluminio metálico se oxida para formar el anión Al(OH)₄⁻, el cual es estable en solución básica. Además, en esta reacción se produce hidrógeno gaseoso.



Después de que el aluminio se ha disuelto, el exceso de KOH se debe neutralizar con H₂SO₄,



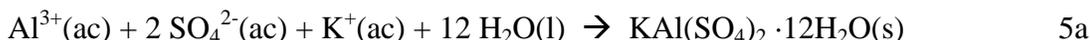
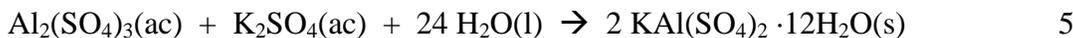
Además, el H₂SO₄ también convierte al anión Al(OH)₄⁻ en Al(OH)₃, que es insoluble en agua, por lo que precipita,



Al colocar más H₂SO₄, el Al(OH)₃ se disuelve para formar Al₂(SO₄)₃ que es un compuesto iónico soluble en agua. Un hidróxido, tal como el Al(OH)₃, que puede ser disuelto tanto por ácidos como por bases se dice que es *anfotérico*.



Cuando la solución de iones aluminio acidificada se enfría, el KAl(SO₄)₂ · 12H₂O o *alumbre* cristaliza,



La reacción global de todo el proceso es la siguiente



Objetivo

Obtener un compuesto químico a partir de materiales de desecho.

Conceptos

- Elementos y compuestos.
- Separación y fenómenos químicos.

Material y reactivos

- Lata de aluminio.
- Solución 2.8 M de KOH.
- Solución 6 M de H₂SO₄.
- Alcohol etílico.
- Rojo de metilo u otro indicador ácido-base.
- Hielo.
- Lija para metal.
- Tijeras.
- Regla.
- Vasos de precipitado de 50 mL o 100 mL, 250 mL y 600 mL.
- Parrilla eléctrica.
- Equipo de filtración en vacío: embudo Büchner, matraz Kitazato, papel filtro y mangueras.
- Espátula.
- Probeta.
- Agitador de vidrio.
- Embudo.
- Piseta con agua destilada.

Protocolo

A. Actividades que debes realizar previas a la sesión experimental.

1. Para este experimento deberás traer una laminilla de aluminio de aproximadamente 5 cm x 7 cm, la cual deberás obtener de una lata de aluminio. Cada alumno debe traer al laboratorio su propia laminilla.
2. Lija la laminilla por ambos lados. Asegúrate de eliminar totalmente los restos de plástico o pintura.
3. Es necesario que traigas tijeras para cortar tu laminilla de aluminio.

B. Actividades a realizar durante la sesión experimental.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE KOH, LA CUAL ES ALTAMENTE CORROSIVA. PUEDE DAÑAR TU ROPA Y TU PIEL. SI LLEGARA A CAER SOLUCIÓN DE KOH SOBRE TU PIEL, LAVA LA ZONA AFECTADA CON MUCHA AGUA.

4. Pesa la pieza de aluminio. Para este experimento necesitas aproximadamente 1.0 g de aluminio. Si tu laminilla pesa entre 0.9 g y 1.2 g, es aceptable.
5. Pesa un vaso de precipitados de 250 mL.

6. Corta tu pieza de aluminio en cuadrillos de aproximadamente 0.2 cm de longitud y colócalos en el vaso de precipitados.
7. Pesa el vaso de precipitados con la muestra.
8. Determina la masa del aluminio.
9. Coloca **25 mL de solución 2.8M de KOH** en el vaso de precipitados que contiene tu muestra de aluminio.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

ALEJA CUALQUIER FLAMA O FUENTE DE FUEGO DEL VASO DE PRECIPITADOS PORQUE EN ESTA ETAPA DEL EXPERIMENTO, SE ESTA PRODUCIENDO HIDRÓGENO GASEOSO. ES RECOMENDABLE QUE ESTA ETAPA LA DESARROLLES EN UNA CAMPANA DE EXTRACCIÓN PORQUE SE PUEDEN CONCENTRAR GRANDES CANTIDADES DE HIDRÓGENO EN EL LABORATORIO. RECUERDA QUE EL H₂ REACCIONA EXPLOSIVAMENTE CON EL AIRE.

10. Si la reacción procede muy lentamente, coloca el vaso de precipitados en una parrilla y CALIENTA SUAVEMENTE, sin llegar a la ebullición. En esta etapa se desprenderán burbujas de gas (H₂). La reacción finalizará cuando no se desprendan más burbujas o cuando no haya piezas visibles de aluminio.
11. Cuando la reacción finalice, separa la fuente de calor del vaso de precipitados y deja que la solución se enfríe a temperatura ambiente.
12. Mientras la solución se enfría, prepara el equipo de filtración en vacío (figura 1).



Figura 1. Equipo de filtración en vacío.

13. Una vez fría, filtra la solución.
14. Utiliza una piseta con agua destilada para enjuagar el vaso de precipitados en donde se disolvió el aluminio. Aplica el agua directamente sobre la pared del vaso para remover toda la solución que pudiera contener. **NO UTILICES MÁS DE 20 mL DE AGUA.** Es mejor que enjuagues con 5 mL en etapas sucesivas a que coloques los 20 mL una sola vez. Filtra la solución de cada uno de tus enjuagues.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE H₂SO₄, LA CUAL ES ALTAMENTE CORROSIVA. DEBES MANIPULARLA CON MUCHO CUIDADO. SI LLEGARA A CAER SOLUCIÓN DE H₂SO₄ SOBRE TU PIEL, LAVA LA ZONA AFECTADA CON MUCHA AGUA.

15. Transfiere la solución del matraz kitazato a un vaso de precipitados de 250 mL.
16. Coloca 10 gotas de indicador rojo de metilo en la solución. Debes saber que el rojo de metilo torna a la solución de color amarillo si es básica y de color rojo si es ácida.
17. Coloca **25 mL de una solución 6M de H₂SO₄** en un vaso de precipitados limpio y seco.
18. Con cuidado, adiciona poco a poco la solución de H₂SO₄ a la solución filtrada, hasta que ésta última adquiera un color rojo. **LA SOLUCIÓN PUEDE CALENTARSE DEBIDO A QUE OCURRE UNA REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN.** Agita con cuidado la solución filtrada a medida que adicionas el H₂SO₄. Notarás la formación de un precipitado blanco. Evita colocar un exceso de H₂SO₄. (RECUERDA: la adición de H₂SO₄ a la solución que contiene Al(OH)₄⁻ produce Al(OH)₃ el cual precipita, pero el exceso de H₂SO₄ hace que el Al(OH)₃ se disuelva).
19. Calienta la solución con el precipitado y agítala hasta que todo el Al(OH)₃ se disuelva. La solución debe ser de color rojo y no debe contener sólidos suspendidos. Si la solución no es roja, coloca unas gotas de la solución 6M de H₂SO₄ hasta que se torne roja.
20. Enfría la solución obtenida en el paso 19 en un baño de hielo durante 20-30 minutos, agitando ocasionalmente. Notarás la formación de cristales de *alumbre*.
21. Mientras se enfría la solución, lava el equipo de filtración en vacío que utilizaste.
22. Filtra la solución que contiene los cristales de *alumbre*. Si dispones de tiempo (aproximadamente 45 minutos más), coloca la solución filtrada en el vaso de precipitados que contenía tus cristales y evapora aproximadamente hasta la mitad del volumen original. Enfría la solución resultante utilizando un baño de hielo durante 20-30 minutos y has una segunda filtración utilizando el mismo papel filtro donde recolectaste tus primeros cristales.
23. Mantén el papel filtro con los cristales obtenidos en el equipo de filtración.

¡¡ PRECAUCIÓN !!
A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON ALCOHOL ETÍLICO. ALEJA CUALQUIER FLAMA O FUENTE DE FUEGO.

24. Lava los cristales, que se encuentran en el equipo de filtración, con 20 mL de alcohol etílico. Adiciona el alcohol poco a poco hasta agotarlo y después deja que se evapore por espacio de 3 a 5 minutos.
25. Deja secar el papel filtro con los cristales.
26. Determina la masa de *alumbre* que obtuviste.
27. Muestra los cristales que obtuviste a tu profesor de laboratorio.
28. Reporta tus resultados.

Hoja de resultados

Masa de la laminilla de aluminio	_____ g
Masa del vaso de precipitados de 250 mL	_____ g
Masa del vaso de precipitados con la muestra	_____ g
Masa de aluminio utilizada	_____ g
Masa de <i>alumbre</i> obtenido	_____ g

Calcula la cantidad de aluminio que contiene la muestra de *alumbre* que obtuviste.

REACCIONES DE LOS IONES METÁLICOS

Ejercicios previos

- Describe tres observaciones que indiquen que una reacción se está llevando a cabo.
- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:
 - _____ hidróxido de zinc
 - _____ óxido de manganeso (IV)
 - _____ sulfato de aluminio
 - _____ yoduro de mercurio (I)
 - _____ nitrito de bismuto (II)
 - _____ tiosulfato de amonio
- Escribe el nombre de los siguientes compuestos y de los iones que los forman.
 - AgNO₃ _____
 - K₂CrO₄ _____
 - Co(OH)₂ _____

Investigación previa

- Investiga las reglas que permiten predecir cuándo un compuesto iónico es soluble en agua. A partir de estas reglas, indica si los siguientes compuestos son solubles (S) o insolubles (I) en agua:
 - _____ K₂CrO₄
 - _____ Mg(OH)₂
 - _____ Ag₂CO₃
 - _____ NiSO₄
 - _____ ZnI₂
 - _____ As₂S₃
 - _____ Fe(NO₃)₂
 - _____ NH₄ClO₃
 - _____ CuCl₂
- ¿Qué es un ion complejo?, ¿Cuál es la estructura característica de un ion complejo?

Antecedentes

Los elementos metálicos como el cobre, el hierro, el zinc, el aluminio, etc., son muy comunes por la amplia gama de aplicaciones que tienen. Sin embargo, los elementos metálicos rara vez se les encuentra puros en la naturaleza. Por el contrario, los metales siempre están combinados con otros elementos formando *minerales*. La corteza terrestre es el sitio natural donde se encuentran estos minerales. La tabla siguiente se muestra la abundancia promedio de algunos metales en la corteza terrestre y los minerales en los cuales se encuentran.

A pesar de que todos estos minerales contienen iones metálicos, las rocas obviamente no son muy solubles en agua. Para extraer los elementos metálicos es necesario disolver su mineral e identificarlos. En esta práctica conocerás algunas técnicas para la identificación de iones metálicos.

Composición de una muestra de la corteza terrestre, con masa de una libra (453.6 g)

Metal	Composición	Mineral representativo
Al	37 g	Al ₂ O ₃
Fe	23 g	Fe ₂ O ₃
Ca	17 g	CaCO ₃ , CaSO ₄
Na	13 g	NaCl, NaNO ₃
Mg	9.5 g	MgCO ₃
Ba	1.1 g	BaCO ₃ , BaSO ₄
Cu	30 mg	Cu ₂ O, CuCO ₃
Pb	7.0 mg	PbO, PbS
Dy	2.0 mg	DyPO ₄
Hg	0.20 mg	HgS
Bi	0.09 mg	Bi ₂ S ₃ , Bi “libre”
Ag	0.05 mg	Ag ₂ S, Ag “libre”
Au	0.002 mg	Au “libre”

A partir de las reacciones que harás en este experimento podrás desarrollar un sistema para identificar iones metálicos, basado en tus observaciones sobre el color la solución que contiene los iones, así como también en la formación de precipitados y disolución de los mismos.

En esta actividad experimental trabajarás con 8 cationes metálicos (iones positivos), 5 aniones (iones negativos) y con amoníaco en solución acuosa.

Iones metálicos

1. Pb²⁺
2. Cu²⁺
3. Fe³⁺
4. Co²⁺
5. Zn²⁺
6. Mg²⁺
7. Ba²⁺
8. K⁺

Aniones

1. SO²⁻
2. S²⁻
3. I⁻
4. SCN⁻
5. OH⁻

NH₃ en solución acuosa

1. Color

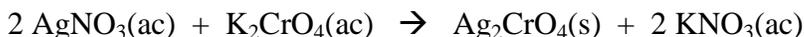
Muchos de los cationes de los metales de transición tienen un color característico al estar en solución. El color depende de la molécula o ion específico con el cual el ion metálico se combina para formar iones complejos. Aquí tienes varios ejemplos:

[Cu(H ₂ O) ₄] ²⁺	Azul claro	[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	Amarillo
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Azul oscuro-violeta	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ³⁺	Amarillo
[CuCl ₄] ²⁻	Verde	[Fe(SCH)] ²⁺	Rojo
[Co(H ₂ O) ₆] ²⁺	Rosa	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	Marrón naranja

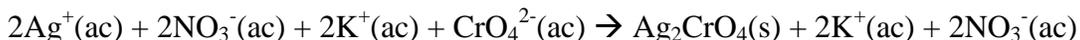
2. Formación de Precipitados

Muchas reacciones involucran combinaciones iónicas simples para formar compuestos insolubles en agua, los cuales precipitan.

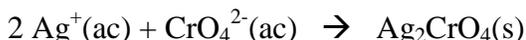
Por ejemplo, si se mezclan una solución de nitrato de plata, AgNO_3 , con una solución de cromato de potasio, K_2CrO_4 , se forma cromato de plata, Ag_2CrO_4 , el cual precipita en la solución. La *ecuación molecular* de este proceso es



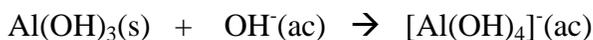
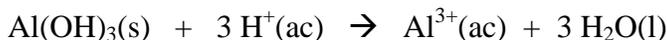
El AgNO_3 , el K_2CrO_4 y el KNO_3 son compuestos iónicos solubles, los cuales se encuentran disociados en la solución. La *ecuación iónica total* de este proceso es



Los iones K^+ y NO_3^- se les conoce como *iones espectador*, porque aparecen en forma idéntica y con los mismos coeficientes en ambos lados de la ecuación iónica total. Cancelando los iones espectador en ambos lados de la ecuación obtenemos la *ecuación iónica neta*



Los *hidróxidos anfotéricos* son hidróxidos que reaccionan tanto con ácidos como con bases. Estos compuestos se disuelven tanto en soluciones ácidas como en soluciones alcalinas. Un ejemplo de hidróxidos anfotéricos es el hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$:



Objetivos

- Observar la reacción de diferentes iones metálicos con algunos aniones.
- Poner en práctica las reglas de solubilidad de compuestos iónicos.

Conceptos

- Propiedades físicas y químicas de los iones metálicos.
- Utilidad de las propiedades físicas y químicas para identificar iones metálicos.
- Solubilidad.
- Identificación de iones metálicos.

Material y reactivos

- 8 tubos de ensaye.
- Rejilla porta tubos.
- Agua destilada.
- Soluciones 0.1M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ y KNO_3 .
- Solución 2M de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- Solución 1M de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
- Solución 2 M de NaI o KI .
- Solución 2M de NH_4SCN .
- Solución 4M de NaOH .
- Solución concentrada de NH_3 .

Protocolo

A. Reacciones de iones metálicos con ion hidroxilo.

1. Coloca 8 tubos de ensaye en la rejilla porta tubos. Rotula tus tubos del 1 al 8.
2. Coloca 5 mL de agua destilada en cada tubo.
3. Coloca 1 mL de una misma solución de cationes, en cada tubo. Esto es, en el tubo 1 coloca 1 mL de solución 0.1M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; en el tubo 2 coloca 1 mL de solución 0.1M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, etc. Rotula en cada tubo el símbolo del catión que colocaste.

!!! PRECAUCIÓN !!!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE HIDRÓXIDO DE SODIO, LA CUAL ES MUY CORROSIVA. PUEDE DAÑAR TU PIEL Y TU ROPA. SI TU PIEL ENTRA EN CONTACTO CON ESTA SOLUCIÓN, LAVA LA ZONA AFECTADA CON ABUNDANTEMENTE AGUA.

4. **Con precaución, coloca 0.2 mL de solución 4M de hidróxido de sodio en cada tubo.**
5. Agita bien cada uno de los tubos.
6. Reporta tus observaciones en la tabla 1. Observa con cuidado porque algunos hidróxidos insolubles son casi incoloros.
7. Deja que se asiente el precipitado. Con cuidado, quita de cada tubo la mayor parte del líquido que te sea posible, manteniendo el precipitado en el tubo. Puedes extraer el líquido con un gotero o una jeringa. Deshazte del líquido y enjuaga el instrumento muy bien antes de usarlo en el siguiente tubo.
8. **Con precaución, coloca 1 mL de solución 4M de hidróxido de sodio en cada tubo.**
9. Agita bien cada uno de los tubos.
10. Reporta tus observaciones en la tabla 1.
11. Pregunta al profesor de laboratorio sobre el lugar donde debes poner las sustancias de esta práctica y lava muy bien los tubos de ensaye.

B. Reacciones de iones metálicos con amoníaco en solución acuosa.

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A y coloca tus tubos en una gradilla de madera.
2. A partir de este momento deberás trabajar en la campana de extracción.

!!! PRECAUCIÓN !!!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON AMONIACO, EL CUAL ES UN GAS QUE IRRITA LOS OJOS Y LAS VÍAS RESPIRATORIAS. MANIPULA ESTE GAS CON CUIDADO EN UNA ZONA VENTILADA. SI TUS OJOS SE IRRITAN CON ESTE GAS, LÁVALOS SUAVEMENTE CON ABUNDANTE AGUA. SI LOS VAPORES DE AMONIACO SON MUY CONCENTRADOS, VE A UNA ZONA CON AIRE FRESCO.

3. **Con precaución, coloca 0.2 mL de solución de amoníaco en cada tubo.**
4. Agita bien cada uno de los tubos.
5. Observa con cuidado los precipitados que se forman.
6. Reporta tus observaciones en la tabla 1.
7. Deja reposar los tubos en la campana para que el precipitado sedimente. Una vez que el precipitado se haya asentado, remueve el líquido de la solución.
8. **Con precaución, coloca 0.7 mL de solución de amoníaco en cada tubo que contiene el precipitado.**

9. Agita bien cada uno de los tubos.
10. Reporta tus observaciones en la tabla 1.

C. Reacciones de iones metálicos con iones sulfato.

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. **Adiciona 1 mL de solución 2M de sulfato de amonio en cada uno de los 8 tubos de ensayo del paso anterior.**
3. Agita cada uno de los tubos. Observa cualquier evidencia que te indique que está ocurriendo la reacción (formación de sólidos, cambio de color en la solución, cambio en la temperatura, etc.).
4. Reporta tus observaciones, junto con la fórmula de los sulfatos insolubles, en la tabla 1.
5. Pregunta al profesor de laboratorio sobre el lugar donde debes poner las sustancias de esta práctica y lava muy bien los tubos de ensayo.

D. Reacciones de iones metálicos con iones yoduro.

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. **Coloca 1 mL de solución 2M de yoduro de sodio o potasio en cada tubo.**
3. Reporta tus observaciones en la tabla 1.
4. Pregunta al profesor de laboratorio sobre el lugar donde debes poner las sustancias de esta práctica y lava muy bien los tubos de ensayo.

E. Reacciones de iones metálicos con iones tiocianato.

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. **Coloca 1 mL de solución 2M de tiocianato de amonio en cada tubo.**
3. Agita cada uno de los tubos. Observa cualquier evidencia que te indique que está ocurriendo la reacción (formación de sólidos, cambio de color en la solución, cambio en la temperatura, etc.). Los iones Fe^{3+} reaccionan con SCN^- para formar $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$, que es de color rojo intenso.
4. Reporta tus observaciones en la tabla 1.
5. Pregunta al profesor de laboratorio sobre el lugar donde debes poner las sustancias de esta práctica y lava muy bien los tubos de ensayo.

F. Reacciones de iones metálicos con iones sulfuro.

1. Repite los pasos del 1 al 3 de la sección A.
2. A partir de este momento deberás trabajar en la campana de extracción.
3. **Coloca 1 mL de solución 1M de sulfuro de amonio en cada tubo.**
4. Agita cada uno de los tubos. Observa cualquier evidencia que te indique que la reacción se está llevando a cabo (formación de sólidos, cambio de color en la solución, cambio en la temperatura, etc.).
5. Reporta tus observaciones en la tabla 1.
6. Pregunta al profesor de laboratorio sobre el lugar donde debes poner las sustancias de esta práctica y lava muy bien los tubos de ensayo.

SECUENCIA DE REACCIONES

Ejercicios previos

1. Calcula el número de moles contenidos en:
5.20g de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
0.300g de Cu metálico
2.10mg de $[\text{Cu}(\text{OH}_2)_4]\text{SO}_4$
3.1kg de CuO
2. Un estudiante disolvió 0.283g de cobre metálico y mediante una serie de reacciones obtuvo CuO. El CuO se extrajo de la solución mediante una filtración. La masa del papel filtro con el CuO fue de 0.864g, mientras que el papel filtro limpio pesó 0.513g. Después, el CuO se disolvió y con otra serie de reacciones se obtuvo cobre metálico como producto final. La masa del papel filtro con el cobre metálico fue de 0.734g y en esta ocasión el papel filtro limpio tenía una masa de 0.479g.
 - a) Calcula el número de moles de cobre metálico al inicio y al final de la serie de reacciones, así como el número de moles de CuO.
 - b) Calcula el número de moles de átomos de cobre en cada una de las tres muestras del inciso anterior.
 - c) ¿Qué porcentaje de cobre se recuperó al final respecto a la cantidad de cobre inicial?
 - d) ¿Qué cantidad de cobre se pierde en la parte del proceso para formar CuO?
3. Balancea las siguientes reacciones:
 - a) $\text{NaOH}(\text{ac}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{NaNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{ac})$
 - c) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow [\text{Cu}(\text{OH}_2)_4]\text{SO}_4(\text{ac}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{ac})$
 - d) $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
 - e) $\text{CuO}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - f) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - g) $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$

NOTA: Recuerda que en una ecuación iónica balanceada, la suma de las cargas de los iones en ambos lados de la ecuación debe ser la misma.

Investigación previa

1. Investiga en qué consisten los fenómenos de hidratación y solvatación.
2. Investiga las medidas de seguridad que debes tener al manipular soluciones de HNO_3 , de CH_3COOH y de NaOH. Reporta también las medidas de seguridad que debes tener al trabajar en el laboratorio con NO_2 , alcohol etílico y acetona. Incluye en tu investigación la toxicidad de estas sustancias y qué hacer en caso de algún accidente con las mismas.
3. Investiga las propiedades y usos del cobre.

Antecedentes

Comúnmente, para sintetizar una sustancia es necesario realizar una secuencia de reacciones químicas, partiendo de un material inicial o reactivo, que se transforma químicamente hasta llegar al producto deseado.

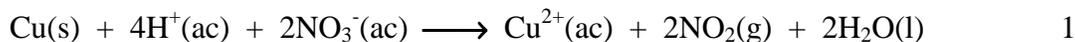
Todas las reacciones químicas se pueden agrupar en las siguientes categorías:

- **Reacciones de combinación:** Dos o más sustancias se combinan para un sólo producto.
- **Reacciones de descomposición:** Una sustancia se descompone en dos o más sustancias.
- **Reacciones de metátesis o de doble desplazamiento:** Los iones en dos compuestos diferentes se intercambian.
- **Reacciones de desplazamiento:** Una sustancia desplaza a sólo una parte de otra sustancia.
- **Reacciones de oxido-reducción:** Una sustancia pierde electrones (oxidación) mientras simultáneamente otra sustancia gana electrones (reducción).
- **Reacciones ácido-base:** Los iones hidrógeno (H^+) de los ácidos se combinan con los iones hidroxilo (OH^-) de las bases para formar agua.

En este experimento vas a realizar una secuencia de reacciones donde observarás diferentes tipos de transformaciones químicas. A partir de cobre metálico generarás $CuO(s)$ como producto final, después de una serie de reacciones. Debido a que en una reacción química la materia no se crea ni se destruye, conociendo la cantidad inicial de cobre metálico utilizado, podrás determinar la cantidad de $CuO(s)$ obtenido.

Etapa A: $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac)$

Esta es una reacción de oxido-reducción en la cual el cobre metálico, $Cu(s)$, es oxidado por el ión NO_3^- del HNO_3 , generando una solución acuosa de iones Cu^{2+} , que es de color azul. Los iones NO_3^- se reducen simultáneamente a NO_2 , el cual es un gas color café.



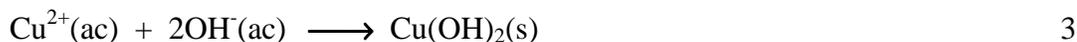
En las ecuaciones químicas que involucran iones en solución acuosa, comúnmente se acostumbra escribirlos seguidos del símbolo “(ac)”. Esta es una representación muy simplificada del comportamiento de los iones en la solución.

Etapa B: $Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(OH)_2(s)$

Esta es una reacción en la cual una solución de $NaOH$ se hace reaccionar con la solución obtenida en la parte A. En esta etapa ocurren dos procesos: la neutralización del HNO_3 que está en exceso y la formación de un precipitado de $Cu(OH)_2$. El primer proceso se puede representar por la siguiente reacción química,

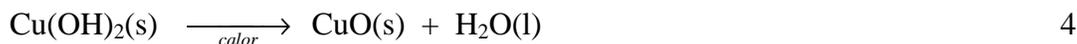


Después de neutralizar los iones H^+ con la base, la adición de más base aumenta la concentración de iones OH^- . Usando un indicador ácido-base, es posible identificar el punto en el cual la solución se torna básica. El exceso de iones OH^- reacciona con el $Cu^{2+}(ac)$ para formar el hidróxido insoluble, $Cu(OH)_2(s)$, que es de color azul claro.



Etapas C: $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow \text{CuO}(\text{s})$

Cuando la solución que contiene el $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ se calienta, ocurre una reacción de descomposición.



Objetivos

- a) Transformar a una sustancia mediante una secuencia de reacciones.
- b) Conocer los diferentes tipos de reacciones químicas involucradas en un proceso de transformación.

Conceptos

- Tipos de reacciones químicas.
- Conservación de la materia.
- Número de moles y estequiometría.

Material y reactivos

- Cerillos o encendedor
- Mechero
- Soporte con anillo
- Tela de asbesto
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Vaso de precipitados de 500 mL
- Probeta graduada de 10 o 25 mL
- Equipo de filtración en vacío.
- Agitador de vidrio
- Papel filtro
- Cobre en polvo
- Solución 6M de HNO_3
- Solución 4M de NaOH
- Solución 6M de CH_3COOH
- Alcohol etílico
- Acetona
- Papel pH
- Fenolftaleína

Protocolo

¡¡ PRECAUCIÓN !!

EVITA ACERCAR TUS OJOS Y CARA AL VASO DE PRECIPITADOS DONDE SE LLEVARÁ A CABO LA REACCIÓN.

En caso de contar con una estufa en el laboratorio, pídele al profesor que la encienda. Esta será útil para secar el producto final.

Etapa A: $\text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$

1. Pesa una muestra de 0.2-0.3g de cobre y registra su masa.
2. Coloca el cobre en un vaso de precipitados de 250 mL.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE HNO_3 , LA CUAL ES ALTAMENTE CORROSIVA. SI TU PIEL O TU ROPA ENTRA EN CONTACTO CON ESTA SOLUCIÓN, LAVA CON ABUNDANTE AGUA INMEDIATAMENTE. SI LA SOLUCIÓN ENTRA EN CONTACTO CON TUS OJOS, LÁVALOS CON ABUNDANTE AGUA Y PIDE AYUDA A TU PROFESOR DE LABORATORIO.

EVITA RESPIRAR LOS VAPORES DE NO_2 (GAS COLOR CAFÉ) QUE SE PRODUCIRÁN. NUNCA COLOQUES TU CARA POR ENCIMA DEL VASO DE PRECIPITADOS DONDE SE ESTÁ LLEVANDO A CABO LA REACCIÓN.

3. Mide **8 mL de solución 6M de HNO_3** con una probeta graduada.
4. Con mucho cuidado, coloca poco a poco el HNO_3 en el vaso de precipitados que contiene el cobre.
5. Prepara un baño María usando un vaso de precipitados de 500 mL con 100 mL de agua y coloca el vaso que contiene el cobre y el HNO_3 dentro del baño. Calienta con cuidado el agua hasta lograr una ebullición ligera. Es posible que te tome alrededor de 5 minutos para que el cobre se disuelva completamente. Observa el color de la solución. Cuando el cobre se haya disuelto, con mucho cuidado saca el vaso del baño y deja que se enfríe. Coloca **32 mL de H_2O** a la solución de cobre. Conserva la solución obtenida y muéstrasela a tu profesor de laboratorio.
6. Reporta todas tus observaciones.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A TRABAJAR CON UNA SOLUCIÓN DE NaOH , LA CUAL ES ALTAMENTE CORROSIVA. MANIPÚLALA CON CUIDADO. SI TU PIEL O TU ROPA ENTRA EN CONTACTO CON ESTA SOLUCIÓN, LAVA CON ABUNDANTE AGUA INMEDIATAMENTE. SI LA SOLUCIÓN ENTRA EN CONTACTO CON TUS OJOS, LÁVALOS CON ABUNDANTE AGUA Y PIDE AYUDA A TU PROFESOR DE LABORATORIO.

Etapa B: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$

1. Mide **12 mL de solución 4M de NaOH** usando una probeta graduada.

2. Lentamente adiciona la solución de NaOH a la solución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ obtenida en la parte A, agitando ligeramente. Continúa la adición de la solución hasta que se forme un precipitado. Deja que el precipitado de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ se sedimente. Cuando esté completamente sedimentado, coloca **una gota de solución 4M de NaOH** en la pared del vaso de tal manera que caiga en la región clara de la solución. Si no se forma más precipitado, entonces la reacción está completa. Si no es así, coloca más gotas de NaOH agitando ligeramente, hasta que la precipitación sea completa.
3. Cuando todos los iones de Cu^{2+} hayan reaccionado completamente con los iones OH^- , el exceso de iones OH^- hará que la solución se torne básica. Prueba la basicidad de la solución usando papel pH.
4. Conserva el precipitado en el vaso y muéstraselo a tu profesor de laboratorio.
5. Registra todas tus observaciones.

Etapa C: $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow \text{CuO}(\text{s})$

1. Al vaso que contiene el $\text{Cu}(\text{OH})_2$, colócale agua destilada hasta alcanzar un volumen de aproximadamente 100 mL.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A CALENTAR UNA SOLUCIÓN ALCALINA. CUANDO LAS SOLUCIONES ALCALINAS HIERVEN, TIENDEN A SALPICAR O BURBUJEAR.

MANTÉN TU CARA LEJOS DEL VASO DONDE SE PRODUCE LA REACCIÓN. MANIPULA CON CUIDADO ESTA SOLUCIÓN.

2. Hierve ligeramente la solución durante 5 minutos mientras agitas constantemente para evitar salpicaduras. La reacción estará completa cuando la solución se vuelva incolora y el precipitado negro de CuO se deposite en el fondo del vaso. Si es necesario continúa la ebullición suavemente hasta que el precipitado se termine de depositar en el fondo.
3. Coloca 5 gotas de fenolftaleína en la solución. La fenolftaleína se torna color rojo en una solución básica y se mantiene sin color en una solución neutra o ácida. La solución se puede hacer menos básica si se le coloca unas gotas de CH_3COOH . Esto permite que se pueda filtrar más fácilmente el precipitado. Debes saber que las bases fuertes tienden a “ensanchar” las fibras del papel filtro, haciendo más pequeños los poros del mismo.
4. Añade gota a gota una **solución 6M de CH_3COOH** , con agitación constante, hasta que la solución se vuelva incolora. Por momentos deja que el sólido se deposite en el fondo del vaso para que puedas apreciar el color de la solución. **Ten presente que si colocas mucho ácido, el CuO se disolverá y tendrás que reiniciar el experimento volviendo al paso 1 de la etapa B.**
5. Prepara el equipo de filtración con vacío.
6. Filtra con cuidado la solución que contiene el CuO. Lava el vaso que contenía la solución con agua destilada y filtra la solución resultante. Procura recuperar la totalidad del CuO.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

A CONTINUACIÓN VAS A UTILIZAR ALCOHOL ETÍLICO Y ACETONA. ESTOS SOLVENTES SON ALTAMENTE INFLAMABLES. UTILÍZALOS LEJOS DE CUALQUIER FLAMA.

7. Lava completamente el CuO contenido en el papel filtro con **10 mL de alcohol etílico**.
Deja que se evapore la mayor parte del alcohol. Repite el lavado con **10 mL de acetona**.
Deja que se evapore completamente la acetona.
8. Retira el papel filtro del embudo y extiéndelo para que se seque completamente. De ser posible colócalo en la estufa.
9. Determina la masa de CuO que obtuviste, usando un vidrio de reloj.
10. Muestra el CuO que obtuviste a tu profesor de laboratorio.
11. Reporta tus resultados y observaciones.

Hoja de resultados

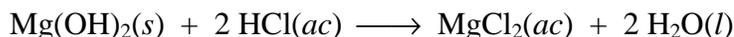
Masa inicial de Cu(s)	_____ g.
Número de moles de Cu(s)	_____ moles.
Masa del vidrio de reloj	_____ g.
Masa del vidrio de reloj + CuO	_____ g.
Masa de CuO	_____ g.
Número de moles de CuO(s)	_____ moles.
Número de moles de Cu en el CuO(s)	_____ moles.

Calcula la masa de átomos de cobre que contiene la muestra de CuO que obtuviste.
 Determina el porcentaje de cobre recuperado.
 No olvides incluir tus cálculos.

TITULACIÓN ÁCIDO BASE

Ejercicios previos

1. ¿Cuántos mililitros de una solución 6.0 M de H_2SO_4 se deben diluir para obtener 300 mL de una solución 0.15 M de este ácido?
2. Si se disuelven 6.95 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ en agua hasta obtener 400 mL de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido oxálico dihidratado?
3. El hidróxido de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico de acuerdo a la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ son necesarios para neutralizar 1.50×10^{-3} moles de HCl ?

Investigación previa

1. Investiga en qué consiste y cómo se calcula la siguiente unidad de concentración:
 - a) Molaridad
2. Investiga sobre la definición de ácidos y bases de Brønsted-Lowry.
3. Describe los siguientes conceptos:
 - titulación
 - punto de equivalencia
4. Resuelve el siguiente problema:

Un estudiante tituló una solución de H_2SO_4 con una solución de NaOH . Los datos que obtuvo fueron los siguientes:

Volumen utilizado de la solución de H_2SO_4	10.00 mL
Lectura inicial del nivel de NaOH en la bureta	0.17 mL
Lectura final del nivel de NaOH en la bureta	21.68 mL
Molaridad de la solución de H_2SO_4 utilizada	0.147 M

Considerando que la reacción que se lleva a cabo es:

$$\text{H}_2\text{SO}_4(ac) + 2 \text{NaOH}(ac) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$$

Calcula la molaridad de la solución de NaOH .
5. Investiga las medidas de seguridad que debes tener al manipular soluciones de H_2SO_4 y de NaOH . Incluye en tu investigación la toxicidad de estas sustancias y qué hacer en caso de algún accidente con las mismas.
6. Realiza los cálculos necesarios para preparar las soluciones que se indican en la sección A de esta actividad (pasos 1 y 7).

Antecedentes

Ácidos y bases

Los ácidos, las bases y las sales son quizá los compuestos químicos más comúnmente conocidos. Svante Arrhenius definió a un **ácido** como una sustancia que incrementa la concentración de iones hidrógeno ($H^+(ac)$ o $H_3O^+(ac)$) en solución acuosa. Por ejemplo:



o en forma simplificada

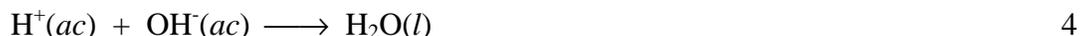


También Arrhenius definió a una **base** como una sustancia que produce iones hidroxilo (OH^-) en solución acuosa. Por ejemplo:



Reacciones ácido-base

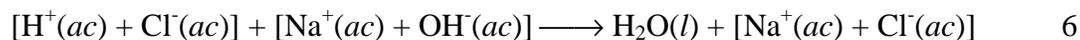
Cuando los iones H^+ de un ácido se combinan con los iones OH^- de una base, se forma H_2O , que es un compuesto molecular.



A esta reacción química se le conoce como **reacción ácido base o de neutralización**. Toda reacción de neutralización produce agua más una sal. Por ejemplo



Si examinamos las especies disociadas de la reacción, vemos que los iones de la sal son los mismos que el anión del ácido y el catión de la base, por lo que no cambian químicamente. A estos iones se les denomina *iones espectador*:



Esta ecuación se reduce a la ecuación iónica (Ec. 4) cuando los iones de la sal se cancelan en ambos lados.

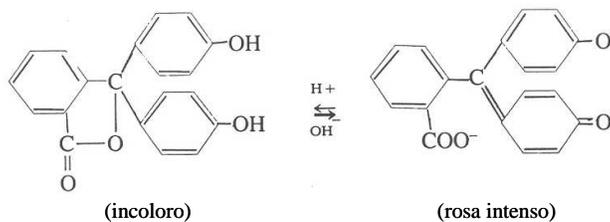
En esta actividad experimental vas a preparar soluciones de menor concentración a partir de soluciones concentradas, mediante un proceso de dilución. También determinarás la concentración de una solución básica mediante un proceso de titulación.

Titulaciones

La titulación es un proceso por medio del cual una solución de un reactivo se adiciona a un volumen dado de otra solución, hasta que la reacción se completa. Debes conocer la concentración de uno de los reactivos y a partir de ésta y de los volúmenes medidos, podrás calcular la concentración de la segunda solución.

En una reacción ácido base, el fin de la reacción o *punto de equivalencia* lo podrás detectar colocando una sustancia que muestra un cambio de color muy notorio cuando pasa de su forma ácida a su forma básica. A esta sustancia se le conoce como indicador. Un indicador es un colorante orgánico que cambia de color a una cierta concentración de iones H^+ (o de iones OH^-).

Al seleccionar un indicador debes asegurarte que su cambio de color (punto final), ocurra cuando la concentración de iones H^+ corresponda al punto de equivalencia. Un indicador muy común es la fenolftaleína, cuya estructura es:



Fenolftaleína

Objetivos

- Determinar la concentración de soluciones ácidas por titulación ácido base.
- Preparar y valorar soluciones.

Conceptos

- Concentración de una solución.
- Dilución de una solución.
- Ácidos y bases.
- Reacciones de neutralización.
- Punto de equivalencia.

Material y reactivos

- Vaso de precipitados de 100 mL
- Bureta de 25 mL
- 6 matraces Erlenmeyer de 125 mL
- Matraz aforado de 50 mL y 100 mL
- Pipetas volumétricas
- Agitador de vidrio.
- NaOH químicamente puro.
- Solución 6 M de H_2SO_4
- Fenolftaleína

Protocolo

¡¡ PRECAUCIÓN !!

EL NaOH ES UNA SUSTANCIA MUY CORROSIVA. CUANDO UNA SOLUCIÓN CONCENTRADA DE UN ÁCIDO O DE UNA BASE SE ADICIONA AL AGUA, LA MEZCLA PUEDE CALENTARSE EXCESIVAMENTE Y SALPICAR. SI TU PIEL O TU ROPA LLEGARA A ENTRAR EN CONTACTO CON ESTAS SOLUCIONES, LAVA INMEDIATAMENTE LA ZONA AFECTADA CON MUCHO AGUA.

A. Preparación de soluciones 0.1 M de NaOH y 0.12 M de H₂SO₄.

1. Pesa la cantidad necesaria de NaOH para preparar 100 mL de una solución 0.1 M de NaOH. Muestra tus cálculos a tu profesor al inicio de la sesión.
2. Coloca en un vaso de precipitados la masa de NaOH que calculaste.
3. Añade 30 mL de agua destilada para disolver el NaOH.
4. Con cuidado, coloca la solución en el matraz aforado.
5. Añade tanta agua destilada como sea necesario para aforar la solución. Con cuidado, agita el matraz constantemente mientras añades el agua.
6. Rotula tu solución, indicando la concentración y el reactivo del cual se trata.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

EL H₂SO₄ ES UNA SUSTANCIA MUY CORROSIVA E IRRITANTE. SI TU PIEL O TU ROPA LLEGARA A ENTRAR EN CONTACTO CON ESTA SOLUCIÓN, LAVA INMEDIATAMENTE LA ZONA AFECTADA CON MUCHO AGUA. MANIPULA CON CUIDADO LA SOLUCIÓN. NUNCA PONGAS EL AGUA SOBRE EL ÁCIDO.

7. Calcula el volumen necesario de una solución 6 M de H₂SO₄ para preparar 50mL de una solución 0.12 M de H₂SO₄. Muestra tus cálculos a tu profesor antes de preparar la solución.
8. Obtén la muestra de la solución 6 M de H₂SO₄ y colócala en el matraz aforado.
9. Con cuidado, añade agua destilada al matraz, agitando constantemente. Llena el matraz hasta la marca.
10. Rotula tu solución, indicando la concentración y el reactivo del cual se trata.

B. Titulación de H₂SO₄ con NaOH.

¡¡ PRECAUCIÓN !!

DEBES UTILIZAR UNA PERILLA PARA OBTENER SOLUCIONES DE ÁCIDOS O BASES. MUCHAS SOLUCIONES DE ESTE TIPO SON MUY PELIGROSAS SI SE INGIEREN. NUNCA PONGAS LA BOCA EN LA PIPETA PARA EXTRAER ALGUNA SOLUCIÓN.

1. Utilizando una pipeta volumétrica obtén 6 porciones, de 5.00 mL cada una, de la solución 0.12 M de H₂SO₄ y colócalas en igual número de matraces Erlenmeyer de 125 mL.
2. Coloca aproximadamente 20 mL de agua destilada y 5 gotas de fenolftaleína en cada uno de los tres matraces. La cantidad exacta de agua no es importante, porque el H₂SO₄ reaccionará únicamente con NaOH.

3. Llena la bureta con la solución de NaOH preparada en la sección A y deja que la solución drene hasta que la punta no tenga burbujas. Completa el nivel de la bureta.
4. Toma la lectura de la bureta con la mejor precisión que te sea posible y regístrala.
5. Titula una de la muestras de solución de H_2SO_4 con la solución de NaOH. Agita permanentemente el matraz que contiene tu muestra para asegurar un mezclado completo. A medida que se acerca el punto final, la solución en el matraz se torna color rosa. Ante el primer tono color rosa, detén la adición de NaOH y agita perfectamente el matraz. A partir de ese momento coloca una gota de la base, agita y espera unos 30 segundos. Si el color rosa tenue desaparece, sigue adicionando gota a gota. Si el color rosa tenue permanece, detén la adición de NaOH. Recuerda que la fenolftaleína es incolora en medio ácido y adquiere un color rosa intenso en medio básico.
6. Lee el nivel de la solución en la bureta con la mejor precisión que te sea posible.
7. Titula las otras muestras de H_2SO_4 repitiendo del paso 3 al 6.
8. Calcula la molaridad de la solución de H_2SO_4 a partir de la concentración de tu solución de NaOH. Si las molaridades que calculas no coinciden hasta la segunda cifra significativa, necesitarás más práctica. Prepara otras dos muestras de solución de H_2SO_4 y repite del paso 1 al 6.
9. Calcula la molaridad promedio de la solución de NaOH.
10. Con cuidado, deposita la solución de H_2SO_4 sobrante en el contenedor designado por tu profesor de laboratorio para tal efecto.

Hoja de resultados

Masa de NaOH _____ g
 Concentración de la solución de NaOH preparada _____ M
 Volumen necesario de solución 6 M de H_2SO_4 _____ mL

Muestra	Volumen de NaOH	Concentración del H_2SO_4
1		
2		
:		

Concentración promedio: _____ M

Bibliografía

CB Bishop, MB Bishop, KW Whitten and KD Gailey
Experiments in general chemistry
2nd Ed., Harcourt Brace (1992)

M Hein, LR Best and RL Miner
Foundations of chemistry in the laboratory
9th Ed., Brooks/Cole (1996)

E Boschmann and N Wells
Chemistry in action: a laboratory manual for general, organic, and biological chemistry
4th Ed., McGraw-Hill (1990)

AW Laubengayer, CWJ Scaife and OT Beachley Jr.
Experiments and problems in general chemistry
2nd Ed., Holt-Rinehart and Winston (1972)