

booksmedicos.org

Laboratorio de química general

Sara E. Delgado Ortiz
Catedrática Asociada, Departamento de Química
Universidad de Puerto Rico, Recinto de Mayagüez

Luz N. Solís Trinta
Catedrática Asociada (r), Departamento de Química
Universidad de Puerto Rico, Recinto de Mayagüez

Yldefonso Muñoz Solá
Catedrático (r), Departamento de Química
Universidad de Puerto Rico, Recinto de Mayagüez

Revisión técnica
Josefina Melgar Gómez
Profesora de Química de la Escuela de Ciencias y Tecnología
Coordinadora de Investigaciones
Universidad del Turabo, Puerto Rico

booksmedicos.org



MÉXICO • BOGOTÁ • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA
MADRID • NUEVA YORK • SAN JUAN • SANTIAGO
SAO PAULO • AUCKLAND • LONDRES • MILÁN • MONTREAL • NUEVA DELHI
SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TORONTO

Gerente del Caribe: Rita Dragoni
Editor: Guillermo E. Mora G.
Supervisora de Producción: Cristina Tapia Montes de Oca
Formación: Arturo Rocha Hernández
Fotografías Portadillas: Carlos Sánchez

Laboratorio de Química General

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
Por cualquier medio, sin autorización escrita del editor.



DERECHOS RESERVADOS © 2012, respecto de la primera edición en español, por
McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V.
A subsidiary of the McGraw-Hill Companies

Punta Santa Fe
Prolongación Paseo De La Reforma 1015 Torre A, Piso 17
Colonia Desarrollo Santa Fe
Delegación Álvaro Obregón
C.P. 01376, México, D.F.

Miembro de la Cámara de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

ISBN: 978-607-15-0682-5

Impreso en China *Printed in China*

0345678912 9876543012

CONTENIDO

Prefacio v

Parte I. Introducción al lenguaje del laboratorio de química 1

Capítulo 1. Seguridad en el laboratorio de química 3

Capítulo 2. Incertidumbre en medidas y cifras significativas 17

Capítulo 3. Preparación e interpretación de gráficas 27

Capítulo 4. Nomenclatura de compuestos inorgánicos 41

Parte II. Experimentos 57

Experimento 1. Lectura de escalas de diversos instrumentos 59

Experimento 2. Densidad: medidas de masa y volumen 69

Experimento 3. Elementos básicos del análisis cualitativo 81

Experimento 4. Cambios físicos y reacciones químicas 93

Experimento 5. La química coloreada del cobre 107

Experimento 6. Fórmula empírica de un compuesto 117

Experimento 7. Relaciones estequiométricas: reactivo limitante 125

Experimento 8. Titulación ácido-base 137

Experimento 9. Preparación de soluciones 151

Experimento 10. Calorimetría: capacidad calorífica y calor específico 163

Experimento 11. Termoquímica: entalpías de neutralización 177

Experimento 12. Síntesis de aspirina 189

Experimento 13. Análisis de vitamina C 199

Experimento 14. Ley del gas ideal para determinar la masa molar de un líquido volátil 211

Experimento 15. Geometría molecular 219

Experimento 16. Análisis espectrofotométrico de aspirina 237

booksmedicos.org

Experimento 17. Propiedades coligativas en la determinación de masa molar 255
Experimento 18. Cinética: ley de velocidad de una reacción 267
Experimento 19. Ácidos y bases: medidas de pH 283
Experimento 20. Titulación potenciométrica: K_a y masa molar de un ácido débil 299
Experimento 21. Análisis de agua dura: formación de iones complejos 313
Experimento 22. Determinación del K_{ps} de una sal poco soluble 327
Experimento 23. Acción blanqueadora por oxidación-reducción 339
Experimento 24. Principios de electroquímica 349

Apéndices 367

Apéndice A. Equipo común de laboratorio 367
Apéndice B. El mechero 369
Apéndice C. Algunos métodos de separación de componentes de una mezcla 371

booksmedicos.org

PREFACIO

Laboratorio de química general es el producto de varios años de trabajo en el laboratorio de química general con los estudiantes de concentración en química e ingeniería química del Recinto Universitario de Mayagüez de la Universidad de Puerto Rico. Los experimentos y otras actividades que se incluyen han sido probados por dichos estudiantes y se han ido ajustando en atención a sus dificultades y de acuerdo con sus sugerencias.

Nuestro propósito ha sido cumplir con una serie de objetivos centrales que se han identificado para la enseñanza en el laboratorio de química general. Estos objetivos recalcan la importancia de dominar unas destrezas básicas que permitan al estudiante trabajar adecuadamente en los laboratorios de cursos superiores. Los experimentos y actividades se han planificado para atender con detalle la destreza o el concepto que se quiere reforzar.

Uno de los objetivos centrales que hemos identificado es la seguridad. Es por eso que la obra comienza con un capítulo sobre **Seguridad en el laboratorio de química** y en cada experimento se presentan las precauciones especiales requeridas. Además de esto, se han simplificado los procedimientos en lo posible, utilizando las cantidades mínimas de reactivos compatibles con el equipo empleado y con los objetivos del experimento.

Tener conciencia de la seguridad es una habilidad que se desarrolla con entrenamiento y práctica. El instructor de laboratorio tiene la responsabilidad de tomar un tiempo en cada periodo para recalcar las precauciones específicas del experimento y la forma correcta de descartar desperdicios. El instructor debe ser ejemplo de buenas prácticas de seguridad y exigir que los estudiantes las cumplan en todo momento.

Contenido del manual

Este manual consta de dos partes. La parte I es una introducción a la terminología usada en el laboratorio, y en ella se presentan cuatro capítulos básicos para el trabajo experimental: la seguridad en el laboratorio de química, la incertidumbre en medidas y cifras significativas, la preparación e interpretación de gráficas; y la nomenclatura de compuestos inorgánicos. Estos capítulos se pueden asignar en el momento oportuno para estudio independiente, y contienen ejercicios prácticos que se pueden pedir para evaluación.

La Parte II contiene veinticuatro experimentos tradicionales, los cuales constituyen material suficiente para un curso de un año de química general y pueden utilizarse con cualquier libro de texto. Los experimentos están diseñados para tres horas de laboratorio, de modo que haya tiempo suficiente para discusión y explicaciones preliminares sobre el trabajo experimental.

booksmedicos.org

Formato de cada experimento

Cada experimento consta de cinco secciones: Objetivos, Teoría, Procedimiento, y Prelaboratorio e Informe, hojas que el estudiante debe entregar para evaluación.

Para desarrollar el experimento, en primer lugar se establecen sus objetivos; posteriormente, en la sección de teoría se discuten los principios químicos que aplican, las ecuaciones apropiadas, las técnicas de laboratorio requeridas, se da un ejemplo de los cálculos necesarios, y una descripción global del experimento. El procedimiento experimental detallado incluye la lista de reactivos y equipo necesarios, los avisos de seguridad pertinentes y las formas apropiadas de disponer de los desperdicios y reactivos sobrantes. El Prelaboratorio contiene preguntas y problemas sobre el experimento, que prueban si el estudiante se preparó para el experimento. En el Informe se anotan las observaciones, datos y resultados. Asimismo se analizan los resultados y se incluyen preguntas de interpretación de resultados y de análisis de los errores que pueden afectar dichos resultados.

Al detallar la teoría en la cual está basado el experimento y la forma de hacer los cálculos, el trabajo experimental se hace, hasta cierto punto, independiente del material cubierto en clase. Cada vez que el estudiante trabaja con una nueva técnica, esta se describe y se discute en detalle. Nuestra meta es presentar a los estudiantes una serie de experiencias prácticas diseñadas para que no sólo sigan instrucciones, sino para que aprendan a pensar y a llegar a conclusiones lógicas cuando se analizan problemas relacionados con el área de química general. Para aquellos estudiantes que no toman otros cursos de química, las experiencias de este volumen le darán una introducción rigurosa a este campo y le presentarán ideas y conceptos que le servirán en otros cursos de ciencias.

Agradecimientos

- A nuestro compañero Yldefonso Muñoz Solá, coautor de la versión original, por la energía y el apoyo compartidos por mucho tiempo. El proyecto surgió de nuestro deseo de proveer las explicaciones más claras posibles para nuestros estudiantes. Juntos sembramos la semilla que ha hecho posible que *Laboratorio de química general* sea hoy una realidad. Gracias de todo corazón.

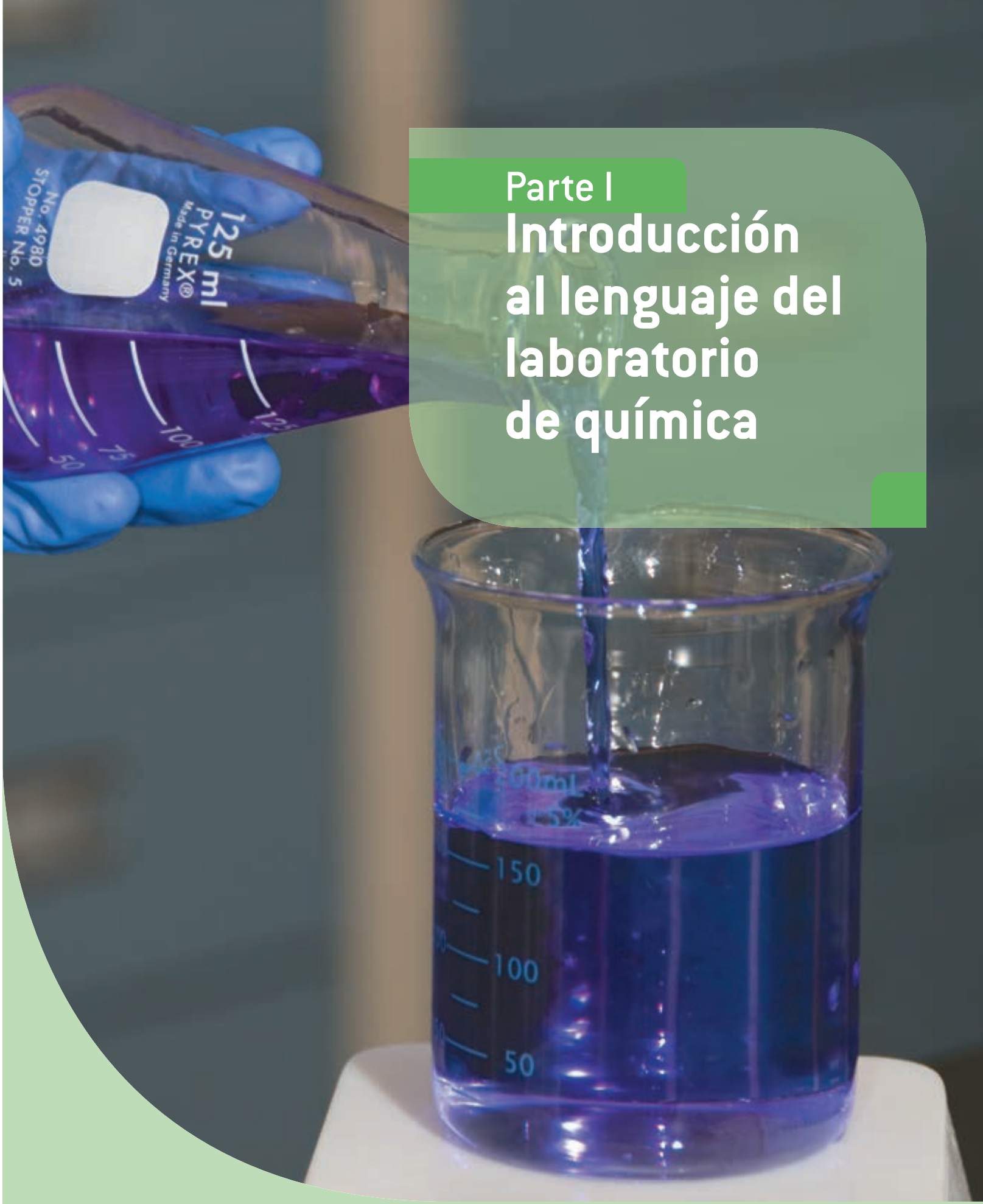
- A la profesoras Alma Irizarry y Eilyn Silfa, por su valiosa colaboración, sugerencias y opiniones después de llevar a cabo las actividades con sus estudiantes. Y a la estudiante del Curso de Práctica Docente, Mariángel Ruiz, por su colaboración en la versión original de este manual.

- A la profesora Carmen Lecumberry, compañera de labores por muchos años, por revisar varios de los escritos; y a nuestra compañera de labores por varios años, la profesora Josefina Melgar, por sus valiosas sugerencias y ayuda incondicional como revisora técnica.

- A la estudiante doctoral Gloria Marcela Herrera por su dedicación y empeño al practicar y validar varios experimentos nuevos, sugerir cambios y hacer varias ilustraciones. Más aún, por involucrar en nuestro proyecto a su esposo, el señor Olben Delgado, a quien agradecemos su valiosa colaboración con las fotografías.

Sara Delgado y Luz N. Solís

booksmedicos.org



Parte I

Introducción al lenguaje del laboratorio de química

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Capítulo 1

Seguridad en el laboratorio de química

Objetivos

1. Reconocer los peligros o situaciones de riesgo que pueden surgir en el laboratorio de química y la manera de evitarlos o minimizarlos.
2. Conocer las reglas generales que se deben seguir para mantener un ambiente de trabajo seguro.
3. Conocer la localización y el modo de operación del equipo de emergencia del laboratorio.
4. Crear conciencia de la responsabilidad individual por la seguridad personal y la de los compañeros.
5. Reconocer e identificar la información que aparece en la etiqueta de un envase de reactivo.
6. Interpretar el símbolo de diamante o símbolo de barra recomendado por la NFPA que aparece en la etiqueta de los envases de reactivos.
7. Conocer y utilizar adecuadamente la información que se encuentra en el MSDS de una sustancia.

Introducción

En el laboratorio de química, al igual que en cualquier otro lugar donde nos encontremos, estamos expuestos a ciertos riesgos y peligros. El salón de laboratorio será un sitio seguro para trabajar si se conocen los riesgos potenciales, se usa el sentido común y se toman las precauciones necesarias.

Cuando se manejan sustancias en el laboratorio de química es importante conocer toda aquella información que nos ayude a utilizarlas adecuadamente, garantizando nuestra seguridad y la protección del ambiente.

Entre los riesgos más comunes están la exposición a sustancias que puedan hacernos daño, el peligro de incendio, las quemaduras y las cortaduras. El manejo adecuado del equipo y los reactivos, junto con la aplicación correcta de técnicas y procedimientos, garantizan la seguridad de todos.

Equipo de seguridad del laboratorio

El laboratorio de química cuenta con equipo de seguridad para atender o minimizar las consecuencias de cualquier accidente. Es necesario conocer este equipo, su ubicación en el salón, las circunstancias en que debe usarse y la manera de utilizarlo. Por tanto, a continuación nos referiremos al extractor de vapores (*fume exhaust hood*), a la fuente de lavado de ojos, al extintor de incendio, a la ducha de seguridad y a la manta contra incendio, algunos de los equipos más importantes con que debe contar un laboratorio.

Extractor de vapores

El extractor de vapores (figura 1.1) es un equipo que extrae los vapores que se generan cuando se trabaja con sustancias volátiles. Muchas de estas sustancias son irritantes o pueden causar alergias y otros problemas.

booksmedicos.org



Figura 1.1. Extractor de vapores



Figura 1.2. Fuente de lavado de ojos

El extractor posee un sistema de abanicos que succiona y remueve los vapores de modo que los aleja de la persona. También posee una ventana con un cristal de seguridad capaz de proteger al usuario de cualquier reacción violenta. Cuando se utilice el extractor se debe mantener la ventana a una altura tal que le provea protección al operador y le permita manipular el sistema que se encuentra dentro del extractor.

Fuente de lavado de ojos

Cuando se trabaje en el laboratorio siempre se deben utilizar gafas de seguridad para proteger los ojos. Aun así, es posible que ocurra un accidente o algún derrame en el que caiga alguna sustancia irritante o dañina en el ojo. Si esto ocurre, la persona debe dirigirse inmediatamente a la fuente de lavado de ojos (figura 1.2), la cual consiste, generalmente, de una llave lateral que activa dos chorros de agua, uno a cada lado de la fuente. Se debe activar el agua y bajar la cabeza sobre la fuente de manera que el agua corra por ambos ojos simultáneamente. El tiempo de lavado dependerá de la sustancia que haya caído en los ojos. Para la mayoría de las sustancias con las que se trabaja en el laboratorio de química general, se recomienda un lavado de por lo menos 15 minutos. Un accidente de este tipo debe ser informado al instructor de laboratorio para que aplique cualquier otra medida que sea necesaria.

Extintor de incendio

Para que se genere un incendio se requiere la presencia de material combustible, oxígeno y una chispa o fuente de calor. La reacción entre estos agentes produce el fuego. La ropa y el pelo, al igual que un gran número de sustancias con las que se trabaja en el laboratorio, son combustibles. Existen materiales inflamables que no necesitan altas temperaturas para incendiarse. Estos materiales nunca se deben manejar cerca de llamas o de fuentes de calor. Eso quiere decir que los incendios en el laboratorio pueden evitarse si nos familiarizamos con las propiedades de las sustancias con las que vamos a trabajar, y utilizamos correctamente el mechero y cualquier otra fuente de calor.

Si una pequeña cantidad de sustancia se incendia, es posible apagar el fuego tapándolo con un vaso o algún otro envase. Esto evita que el oxígeno del aire siga alimentando el incendio. Cuando el incendio es de mayores proporciones, se debe utilizar el extintor de incendio (figura 1.3). Generalmente los extintores contienen dióxido de carbono. Para utilizar un extintor, debe retirarse el anillo de seguridad que se encuentra en la parte superior y apuntar la manguera lateral hacia la base de la llama. Se aprieta la válvula en la parte superior del tanque, lo que permite que salga el dióxido de carbono. Por ser más denso que el aire, cae sobre el material que se está quemando y crea una barrera que impide que el oxígeno llegue al combustible. Además, el dióxido de carbono enfría el material combustible.

En caso de no poder apagar el incendio, se procede a abandonar el salón y solicitar ayuda a los bomberos o a las personas encargadas de estas emergencias en el edificio. Es impor-

booksmedicos.org



Figura 1.3. Extintor de incendios



Figura 1.4. Ducha de seguridad



Figura 1.5. Manta contra incendios

tante conocer de antemano las rutas de salida. Nunca se debe utilizar un extintor sobre una persona.

Ducha de seguridad

La ducha de seguridad (figura 1.4) puede ser utilizada para apagar incendios en el pelo o en la ropa de una persona. También para lavar a una persona a la cual le ha caído gran cantidad de una sustancia tóxica, irritante, corrosiva o dañina en cualquier otra forma.

Para activar la ducha, se hala el anillo de metal. Una vez la ducha se activa, no puede desactivarse hasta que haya descargado una gran cantidad de agua (generalmente alrededor de 50 galones). Debido a esto, la ducha de seguridad sólo debe activarse en caso de emergencias.

Manta contra incendio

Cuando la ropa de una persona se incendia, se puede utilizar la manta contra incendio (figura 1.5). Generalmente esta se encuentra enrollada verticalmente dentro de una caja metálica alargada que se coloca en la pared. Para sofocar el incendio, la persona afectada abre la caja metálica, hala la manta y, dando vueltas mientras la sostiene, se envuelve en ella.

Medidas de protección contra sustancias peligrosas

A continuación analizaremos los riesgos derivados de manipular sustancias peligrosas, tales como los daños a la piel y a los ojos; y el riesgo que representa el ingerir o inhalar dichas sustancias.

Riesgos de daño a la piel

La piel se debe proteger para evitar su contacto con sustancias peligrosas. Muchas sustancias pueden dañar o ser absorbidas por la piel y es por eso que el instructor insistirá en el uso de una bata de laboratorio, que debe ser de mangas largas y estrechas y que cubra hasta más abajo de la rodilla. Para minimizar la piel expuesta, se debe utilizar pantalón o falda larga y zapatos cerrados.

En caso de contacto con alguna sustancia, notifique al instructor para que tome la medida que crea necesaria. Si el contacto ha sido con ácidos o bases, lávese inmediatamente con agua. Dependiendo de la severidad del caso, si el contacto ha sido con un ácido, su instructor puede decidir si es conveniente lavar el área afectada con una solución diluida de bicarbonato de sodio. Si el contacto ha sido con una base, deberá lavarse con una solución diluida de ácido bórico. En la mayoría de los laboratorios estas soluciones de primera ayuda se encuentran en recipientes

booksmedicos.org

debidamente rotulados. De acuerdo con la magnitud del accidente, el instructor decidirá si se deben tomar otras medidas.

En caso de que una sustancia dañina se derrame sobre gran parte de la ropa o la piel de una persona, se debe remover rápidamente la ropa contaminada y utilizar la ducha de seguridad.

Es importante mantener el equipo y las mesas de trabajo limpios, ya que no hacerlo es la manera más común de entrar en contacto con sustancias dañinas. Lo que puede parecer agua sobre la mesa, realmente puede ser un ácido o cualquier otra sustancia dañina para la piel. Dependiendo de la magnitud del derrame y de la sustancia que se haya derramado, este puede limpiarse con algo sencillo como un papel toalla o con sustancias especiales que pueden encontrarse en el laboratorio, o ser solicitadas al instructor o al personal de apoyo.

Riesgo de daño a los ojos

Es sumamente importante proteger los ojos de sustancias nocivas. El uso de gafas de seguridad en el laboratorio no es opcional. Toda persona que entra a un laboratorio debe tener sus ojos protegidos con gafas de seguridad. No está permitido el uso de lentes de contacto, ya que no cualquier sustancia que caiga en los ojos puede quedar atrapada entre el lente y el ojo, causando daños mayores.

En caso de que caiga alguna sustancia nociva en los ojos, la persona debe utilizar inmediatamente la fuente de lavado de ojos y avisar al instructor.

Riesgo de ingerir sustancia peligrosas

Aunque no nos percatemos de ello, cuando manejamos sustancias, pueden quedar adheridas pequeñas cantidades de ellas en nuestras manos y uñas. Por eso es importante no ingerir alimentos en el laboratorio, ya que pueden contaminarse por nuestras manos o por la presencia de sustancias dañinas en las superficies de las mesas de trabajo. Nunca lleve sus manos ni ningún objeto —como lápices o bolígrafos— a la boca. Otra medida para minimizar el riesgo de ingerir sustancias dañinas es lavarse las manos después de utilizar reactivos, y antes de salir del salón.

Riesgo de inhalar sustancias peligrosas

Podemos ser afectados por vapores de sustancias que se acumulen en el salón. Por eso es importante utilizar el extractor de vapores siempre que sea pertinente. Debemos mantener nuestra cara a una distancia prudente de recipientes en los que se estén llevando a cabo reacciones químicas, que contengan sustancias volátiles o que despidan vapores dañinos. No se deben oler directamente sustancias o mezclas de reacciones.

Seguridad al usar reactivos

En seguida estudiaremos aspectos de seguridad que son importantes tener en cuenta a la hora de usar reactivos, como es el conocimiento de las etiquetas de los envases, del símbolo de diamante o símbolo de barras y de la hoja de datos de seguridad del material (MSDS). Además analizaremos la información disponible en los MSDS, las siglas que pueden aparecer en los MSDS, los libros de referencia, los hábitos de trabajo que contribuyen a la seguridad y las reglas generales de seguridad.

Etiquetas de envases de los reactivos

La etiqueta del envase de un reactivo provee información breve sobre la sustancia que contiene. El tipo de información que se provee varía de acuerdo con el fabricante o distribuidor. La información esencial incluye el nombre químico, la fórmula, el peso fórmula y, muchas veces, el grado de pureza y una lista de posibles contaminantes.

Otra información que se puede encontrar en la etiqueta incluye propiedades físicas de la sustancia, como densidad, punto de fusión o ebullición, y solubilidad en agua. Dependiendo

booksmedicos.org

del distribuidor y de la toxicidad o riesgo que presente la sustancia, algunas etiquetas podrían contener, además, información sobre el manejo apropiado de la sustancia y las medidas de primeros auxilios. Para interpretar bien esta información es importante conocer el significado de ciertos términos que aparecen comúnmente en las etiquetas. Entre estos términos están los siguientes:

- ***CORROSIVE*** **(corrosivo):** la sustancia causa destrucción visible de tejido vivo por acción química en el lugar de contacto.
- ***FLAMMABLE*** **(inflamable):** se enciende y quema fácil y rápidamente, por lo que es necesario mantenerlo alejado de fuentes de calor, llamas o chispas eléctricas.
- ***TOXIC*** **(tóxico):** considerado peligroso para la salud cuando el cuerpo está expuesto al material ya sea por contacto, inhalación o ingestión.
- ***FLASH POINT o F.P.*** (**punto de ignición**): temperatura más baja a la cual un líquido inflamable forma una mezcla de vapor con aire, que se puede encender.

Símbolo de diamante o símbolo de barra

Actualmente muchos reactivos traen en su etiqueta un símbolo recomendado por la Asociación Nacional de Protección Contra Incendios (*National Fire Protection Association o NFPA*). El propósito de este símbolo (figura 1.6) es alertar al usuario de la sustancia sobre el nivel de peligro de esta, en relación con cuatro áreas. El símbolo —que puede ser en forma de diamante o de barra— está dividido en cuatro segmentos, cada uno de un color específico asignado a una de estas cuatro áreas:

a. Inflamabilidad (rojo)
b. Reactividad (amarillo)
c. Toxicidad (azul)
d. Peligros o riesgos especiales (blanco)

El segmento blanco, designado como área **d**, incluye símbolos o abreviaturas que señalan una advertencia especial. Entre estos símbolos se pueden encontrar los siguientes:

~~W~~: quiere decir que la sustancia reacciona con agua y, por tanto, debe mantenerse alejada del agua o de la humedad.
OX: significa que la sustancia es un agente oxidante que puede causar o promover la combustión de materiales orgánicos y ser un elemento adicional de riesgo en un fuego. También puede causar quemaduras cáusticas si entra en contacto con la piel.

Cada uno de los otros tres segmentos —asignados a las áreas **a**, **b** y **c**— incluye un número que indica el nivel de peligro de acuerdo con una escala de 0 a 4, en orden ascendente, así:

0: no presenta ningún riesgo, o es inofensivo
1: levemente peligroso
2: moderadamente peligroso
3: peligroso
4: muy peligroso

El segmento rojo, que hace referencia al peligro de inflamabilidad o susceptibilidad de la sustancia a encenderse o quemarse, usa de la siguiente manera la escala del 0 al 4:

0: no se enciende
1: se enciende si se calienta a más de 200° F (93° C)
2: se enciende si se calienta a temperaturas mayores de 100° F (38° C), pero menores de 200° F (93° C)
3: se enciende si se calienta a temperaturas mayores de 73° F (23° C), pero menores de 100° F (38° C)
4: puede encenderse a temperaturas menores de 73° F (23° C)



Figura 1.6. Símbolo de diamante

booksmedicos.org

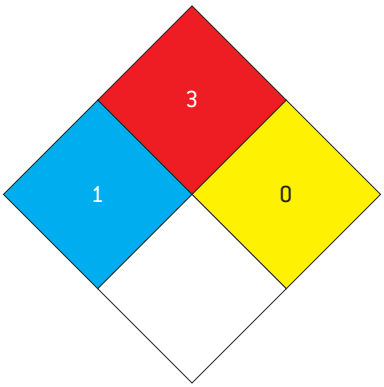


Figura 1.7. Símbolo para acetona

HEALTH	1
FLAMMABILITY	0
REACTIVITY	0

Figura 1.8. Símbolo de barra para cloruro de sodio

El segmento azul hace referencia a los riesgos a la salud o toxicidad, según la siguiente escala:

0: inofensivo
1: levemente peligroso
2: peligroso
3: extremadamente peligroso
4: letal

El segmento amarillo hace referencia a la reactividad de la sustancia según la siguiente escala:

0: estable
1: inestable si se calienta
2: reacciona violentamente
3: un golpe o calor lo puede hacer detonar
4: puede detonar en condiciones normales

A manera de ejemplo, la figura 1.7 muestra el símbolo de diamante que aparece en la etiqueta de acetona.

La acetona es un líquido inflamable y muy volátil. Esto constituye un posible peligro de incendio y de explosión. El número 3 en el segmento rojo nos alerta de este peligro. Debido a esto no se debe utilizar acetona cerca de llamas o equipo eléctrico defectuoso que produzca chispas. El número 1 en el segmento azul indica que es levemente peligroso para la salud. El 0 del segmento amarillo significa que es estable, por lo que no reaccionará con agua o con la mayoría de los reactivos que se encuentran comúnmente en el laboratorio. El segmento blanco no tiene ninguna advertencia, por lo que se puede inferir que la acetona no ofrece ningún riesgo especial.

En la actualidad el **símbolo de diamante** se sustituye por un símbolo de barra que provee la misma información. Cada área está representada por una barra horizontal rotulada con su nombre, e identificada con su color correspondiente, como se describió anteriormente (inflamabilidad, reactividad, toxicidad y peligros o riesgos especiales). A manera de ejemplo, la figura 1.8 muestra el símbolo de barra que aparece en la etiqueta del cloruro de sodio.

Hoja de datos de seguridad del material (MSDS)

Por limitaciones de espacio, las etiquetas de un reactivo solamente incluyen información general sobre este. Para obtener información más amplia y específica se utiliza la hoja de datos de seguridad del material (*Material Safety Data Sheet o MSDS*, por sus siglas en inglés). Esta hoja debe proveerla el fabricante o distribuidor del reactivo, y es un requisito de ley. El MSDS de un reactivo contiene información más específica sobre su reactividad, límites de exposición, mane-

booksmedicos.org

jo correcto y otras. Asimismo provee información sobre los peligros de las sustancias con las que trabajamos, para poder protegernos de manera acertada y responder de la mejor forma en situaciones de emergencia. Por esta razón, antes de trabajar en el laboratorio debemos leer los MSDS de las sustancias que vamos a utilizar y tenerlos disponibles para consultarlos en caso de que surja una emergencia. La OSHA (*Occupational Safety and Health Administration*) —agencia que regula la seguridad y la salud en los sectores industriales— vela porque los MSDS tengan la información pertinente para trabajar de manera segura con una sustancia.

Información disponible en los MSDS

El MSDS de un reactivo generalmente incluye los siguientes aspectos:

- Información sobre el fabricante o la casa distribuidora.
- Identidad de la sustancia, incluyendo su nombre sistemático, nombres comunes y peso molecular.
- Propiedades físicas como puntos de ebullición y fusión, solubilidad en agua, viscosidad, gravedad específica, apariencia y olor.
- Propiedades químicas como inflamabilidad, si es explosivo, corrosivo, condiciones para evitar que el material se descomponga y una lista de sustancias incompatibles con el material. (Se consideran sustancias incompatibles aquellas que pueden reaccionar con el material.)
- Efectos adversos a la salud y síntomas agudos y crónicos asociados con exposición al material según la ruta de entrada al cuerpo: contacto con los ojos o la piel, inhalación e ingestión.
- Límite de exposición a la sustancia, las principales rutas de entrada al cuerpo, los órganos específicos que pueden ser afectados y los problemas médicos que pueden ser agravados por la exposición.
- Equipo de seguridad necesario y precauciones específicas para diversas condiciones de uso de la sustancia.
- Procedimientos de emergencia tales como primeros auxilios, limpieza de derrames o escapes, e información específica para combatir incendios del material.
- Precauciones al almacenar la sustancia para evitar daño a los envases, contacto con materiales incompatibles y evaporación o descomposición del material.
- Identidad de la organización responsable de la preparación del MSDS, fecha de expedición y número de teléfono de emergencia.
- Forma de transportar adecuadamente el material.
- Información ecológica y formas de desechar la sustancia.

El símbolo de diamante de la NFPA y el MSDS de una sustancia se complementan. En el ejemplo de la acetona, el símbolo de diamante nos alerta de un leve peligro a la salud ya que aparece el número 1 en el segmento azul. Al estudiar el MSDS de la acetona obtendremos información adicional en la que se nos indica que el contacto repetido o prolongado de la acetona con la piel causa resequedad, irritación y dermatitis leve.

Siglas que pueden aparecer en los MSDS

Para simplificar la información presentada en los MSDS se utilizan muchos términos abreviados o siglas. Para entender e interpretar dicha información es necesario conocer su significado. Algunas de estas siglas son:

- **ACGIH (*American Conference of Governmental Industrial Hygienists*):** entidad que desarrolla y publica límites recomendados de exposición ocupacional para sustancias químicas.
- **CERCLA (*Comprehensive Environmental Response, Compensation, and Liability Act*):** ley que permite la identificación y limpieza de materiales peligrosos.
- **FP (*Flash Point*):** es la temperatura más baja a la cual un líquido inflamable produce suficiente vapor como para formar una mezcla incendiable con aire, ya sea en la superficie o dentro del envase.

booksmedicos.org

- **NFPA (*National Fire Protection Association*):** entidad que promueve la protección contra incendios.
- **NIOSH (*National Institute of Occupational Safety and Health*):** agencia que prueba y certifica dispositivos respiratorios y de muestreo de aire, investiga incidentes y hace investigaciones en seguridad.
- **OSHA (*Occupational Safety and Health Administration*):** agencia que vela por la salud y seguridad en los sectores industriales.
- **PEL (*Permissible Exposure Limit*):** límite de contaminante en el aire sobre el cual la sustancia puede resultar perjudicial.
- **REL (*Recommended Exposure Limit*):** concentración más alta de la sustancia en el aire que no afectará al usuario.

Libros de referencia

Para obtener mayor información sobre sustancias también podemos recurrir a libros de referencia como el *Merck Index* y el *Handbook of Chemistry and Physics*. En el primero encontraremos una breve descripción de la sustancia con algunas de sus propiedades químicas y físicas. En ocasiones también se incluyen los efectos tóxicos. El segundo presenta tablas que contienen gran cantidad de información sobre sustancias.

Hábitos de trabajo que contribuyen a la seguridad

En la medida en que conozcamos los riesgos y tomemos las precauciones pertinentes, tendremos control de nuestra seguridad y la de nuestros compañeros. Asimismo, es necesario desarrollar una actitud de responsabilidad por la seguridad de todos los que trabajan en un laboratorio. Con dicho propósito, se deben conocer las reglas generales de seguridad y desarrollar hábitos de trabajo que tengan en cuenta los siguientes aspectos:

Antes de ir al laboratorio

- Lea cuidadosamente el experimento y prepare un plan de trabajo.
- Planifique de antemano la rutina de trabajo y conozca las reglas de seguridad y las precauciones específicas para el experimento.

Durante el periodo de laboratorio

- Use vestimenta que cubra la mayor parte del cuerpo, gafas de seguridad, zapatos cerrados y bata de laboratorio.
- Antes de comenzar a trabajar, preste atención a las explicaciones y demostraciones del instructor.
- Ante cualquier duda con respecto a algún procedimiento, es más seguro preguntar antes de hacerlo.

Al terminar el laboratorio

- Limpie el área de trabajo y el equipo que se ha utilizado.
- Asegúrese de que las áreas comunes alrededor de reactivos y balanzas hayan quedado limpias.
- Lávese las manos antes de salir del salón.

Reglas generales de seguridad

Estas reglas surgen, desafortunadamente, de la experiencia con accidentes que han ocurrido en laboratorios. Si las analizamos, vemos que gran parte de ellas se basan en el sentido común. Es de vital importancia seguir las siguientes reglas generales de seguridad cuando se va a trabajar en el laboratorio de química:

Equipo de seguridad y vestimenta adecuada

1. Conozca el uso y la localización del equipo de seguridad en el salón: extractor de vapores, fuente de lavado de ojos, ducha, manta contra incendio, extintor de incendio, soluciones para neutralizar ácidos o bases, botiquín y el teléfono más cercano.

booksmedicos.org

1. Use gafas de seguridad y bata de laboratorio durante todo el periodo.
2. No use lentes de contacto.
3. No use faldas ni pantalones cortos.
4. Use zapatos cerrados.
5. Recójase el cabello, si este es largo.

Ambiente de trabajo adecuado

1. Mantenga una relación formal y respetuosa con los compañeros. No se envuelva en juegos ni bromas; un descuido puede causar accidentes.
2. No haga experimentos no autorizados ni trabaje sin supervisión.
3. No reciba visitas en el laboratorio. El visitante podría no estar debidamente protegido y su presencia puede distraer e interrumpir la rutina de trabajo.
4. No se siente en las mesas del laboratorio, pueden estar contaminadas con reactivos.
5. Mantenga las puertas de los apartados cerradas para evitar tropiezos y caídas.
6. Conserve el equipo bien organizado en su mesa de trabajo y en su apartado.
7. Limpie los derrames de sustancias inmediatamente e informe sobre ellos.
8. Nunca deje equipo sucio dentro de su apartado.
9. Mantenga limpias las áreas comunes, como las áreas de las balanzas y de los reactivos.
10. Nunca use los fregaderos como zafacón ya que el papel litmus, los fósforos, las etiquetas y otros sólidos pueden taparlos.
11. No deje bultos de libros y otros objetos en las áreas de paso.
12. No coma ni beba nada en el laboratorio.

Para evitar cortaduras

1. Utilice el equipo de vidrio con cuidado. No lo coloque en la orilla de la mesa.
2. No someta el equipo de vidrio a cambios bruscos de temperatura ya que puede quebrarse.
3. Nunca utilice equipo de vidrio que esté astillado, aunque sea levemente.
4. La tubería de vidrio se rompe con facilidad. Debe lubricar primero el termómetro o el tubo de vidrio antes de introducirlo en un tapón.
5. Los pedazos de vidrio deben depositarse en el zafacón designado especialmente para ello.
6. No deposite otro tipo de desperdicios en ese zafacón.

Precauciones al utilizar sustancias químicas

1. Maneje las sustancias dentro del extractor de vapores, siempre que el procedimiento así lo indique.
2. Nunca pruebe sustancias químicas. Si se le indica oler alguna sustancia, debe hacerlo en forma indirecta, abanicando los vapores hacia la nariz.
3. Investigue las características químicas de las sustancias que use para evitar situaciones peligrosas. Por ejemplo, las sustancias inflamables no deben colocarse cerca de un mechero encendido.
4. Obtenga información pertinente sobre los reactivos que usará. Dicha información está disponible en:
   a. La etiqueta de la botella del reactivo
   b. La hoja de datos de seguridad del reactivo (MSDS)
5. Lávese las manos después de utilizar reactivos, y antes de salir del salón.
6. Investigue cómo descartar sustancias químicas. Hay leyes estrictas que regulan la disposición de desperdicios de laboratorio. Al momento de descartar una sustancia es importante saber cuál de las siguientes clasificaciones aplica:
   a. Algunas sustancias solubles e inofensivas se pueden descartar por el fregadero.
   b. Algunos sólidos pueden descartarse en el zafacón.
   c. Se proveerán envases rotulados para descartar la mayoría de las sustancias.
7. Lea bien la etiqueta antes de utilizar un reactivo y asegúrese de que es el que necesita.
8. Nunca traiga botellas de reactivos a su mesa de trabajo. Lleve sus envases a la mesa de reactivos y sírvalos allí.
9. Cuando destape un reactivo, coloque la tapa boca arriba sobre la mesa.

booksmedicos.org

10. Nunca deje reactivos destapados. Tápelos tan pronto termine de usarlos.
11. Cuando sirva reactivos, tome la cantidad apropiada en envases del tamaño adecuado y debidamente rotulados. De esta forma evita desperdiciar reactivos y contaminar el ambiente.
12. Cuando le queden sobrantes de reactivo, nunca los devuelva a la botella original. Compártalos con otro estudiante o descártelos de la manera indicada.

Para evitar fuegos y quemaduras

1. Conozca bien la técnica de manejo del mechero. Nunca descuide un mechero encendido y apáguelo cuando no lo esté utilizando.
2. Tenga siempre a la mano agarraderas para manejar objetos calientes.
3. Cuando caliente reactivos, supervíselos continuamente.
4. Cuando caliente líquidos en un tubo de ensayo directamente con el mechero, mueva el tubo para lograr un calentamiento uniforme. Nunca apunte el tubo hacia alguna persona. Si el líquido se sobrecalienta puede salir disparado.
5. Nunca caliente un sistema cerrado, ya que esto puede provocar una explosión.
6. Después de calentar alguna pieza de equipo, asegúrese de colocarla en un lugar retirado hasta que se enfríe y pueda devolverla a su lugar acostumbrado.
7. Nunca fume dentro del laboratorio.

Para concluir, debemos recordar que la seguridad en un laboratorio depende de que las personas que trabajan en él estén bien informadas sobre los riesgos y las precauciones, y que además sigan responsablemente las reglas de seguridad que se han establecido. Un estudiante preparado e informado puede trabajar con tranquilidad y disfrutar de las maravillas que se van descubriendo ante sus ojos en el laboratorio de química.

booksmedicos.org

Ejercicios: Seguridad en el laboratorio de química

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

A. Indique qué se debe hacer en cada una de las siguientes situaciones:

1. Una pequeña cantidad de líquido inflamable se enciende dentro de un vaso.

2. El cabello de una de las personas en el laboratorio se enciende.

3. Accidentalmente un estudiante se derrama ácido concentrado en una mano.

4. Una sustancia salpica y cae dentro del ojo de un estudiante.

B. Conteste lo siguiente:

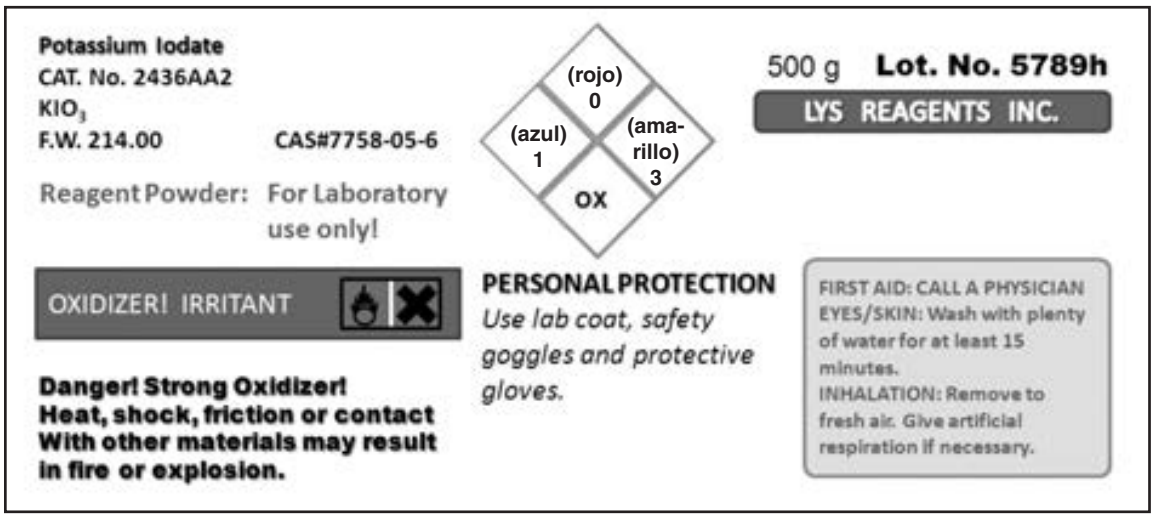
1. ¿Cuál es la vestimenta apropiada para trabajar en el laboratorio?

2. ¿Cómo se evita la ingestión de sustancias potencialmente nocivas cuando se trabaja en el laboratorio?

3. ¿Cuáles son las formas de descartar desperdicios en el laboratorio?

booksmedicos.org

4. Utilizando la información de la etiqueta que aparece a continuación, resuelva las actividades que aparecen debajo de esta:



a. Escriba el nombre del reactivo.

b. Escriba el nombre de la compañía manufacturera o distribuidora.

c. Escriba una propiedad química de la sustancia.

d. Escriba una propiedad física de la sustancia.

e. Mencione posibles riesgos que represente la sustancia para la salud.

f. Mencione una medida de primeros auxilios si se inhala la sustancia.

booksmedicos.org

g. Mencione una medida de primeros auxilios si la sustancia cae en la piel.

h. Indique cuál es el equipo o la vestimenta de seguridad necesarios para manipular la sustancia.

i. Resuma la información obtenida en el área de reactividad del símbolo de diamante.

5. Defina o describa:

a. Inflamable

b. Tóxico

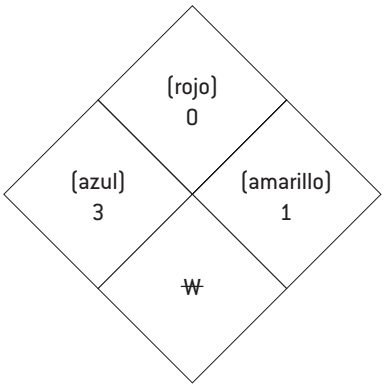
c. OSHA

d. NFPA

e. PEL

booksmedicos.org

6. A continuación aparece el símbolo de diamante para el hidróxido de potasio sólido:



Interprete la información sobre KOH sólido que nos ofrece el símbolo de diamante en cada una de las siguientes áreas:

a. Inflamabilidad

b. Reactividad

c. Toxicidad

d. Riesgos especiales

7. Para NH_3 (g) busque en el *Merck Index*:

a. Dos propiedades físicas

b. Una propiedad química

8. Mencione dos de las reglas generales de seguridad que tratan de minimizar o reducir los riesgos para la salud cuando se utiliza una sustancia en el laboratorio.

booksmedicos.org

Capítulo 2

Incertidumbre en medidas y cifras significativas

Objetivos

1. Reconocer que toda medida tiene incertidumbre.
2. Distinguir entre error sistemático y error aleatorio.
3. Distinguir entre precisión y exactitud.
4. Investigar la exactitud de una medida calculando el error.
5. Investigar la precisión de una medida calculando la desviación promedio o la desviación estándar.
6. Utilizar las reglas de cifras significativas para aproximar la precisión de una medida o el resultado de un cálculo.

Teoría

La química es una ciencia experimental. El químico debe saber cómo obtener sus datos y también cómo evaluar esos datos para establecer su validez o significado. Un científico debe tener en cuenta las limitaciones en la confiabilidad de sus medidas, ya que en ellas basará sus conclusiones.

Toda medida está sujeta a un **error** o **incertidumbre** que depende del tipo de medida, de las limitaciones del instrumento usado y de la destreza de la persona que la hace. La validez de una medida se puede establecer repitiéndola muchas veces. El experimentador confiará en una medida si se reproduce cada vez que se repite.

Al hacer medidas es importante reconocer las fuentes de error. Cuando se diseña y se hace un experimento, es tarea del investigador tratar de minimizar los **errores experimentales**.

Errores experimentales

Existen dos tipos de errores experimentales que son inherentes a toda medida: los **errores sistemáticos** y **los errores aleatorios**. A estos se le añaden los errores humanos que comete el investigador por descuidos o equivocaciones. Estos errores humanos pueden resultar por leer mal las escalas de un instrumento, anotar las medidas de manera incorrecta, perder un material durante un procedimiento u otros factores. Un investigador cuidadoso evita este tipo de errores y, de ocurrir, es necesario repetir el experimento.

El **error sistemático o determinado** es aquel que ocurre siempre que se haga la medida, y se puede determinar la magnitud del error. Surge de una causa definida que, en teoría, es posible encontrar y corregir. Una pipeta volumétrica con la marca de calibración puesta en un lugar incorrecto causará un error sistemático en toda medida de volumen hecha con ella. Al calibrar la pipeta se puede descubrir el error y su magnitud, de modo que se puede corregir. Un error sistemático también puede surgir por el uso incorrecto de un buen instrumento. Este tipo de error siempre ocurrirá con igual magnitud y en la misma dirección.

booksmedicos.org

El **error aleatorio (random) o indeterminado** es un error accidental que ocurre al azar y está fuera del control de la persona que hace la medida. Se revela por pequeñas diferencias en medidas sucesivas hechas por la misma persona, bajo las mismas condiciones. Este tipo de error está asociado con la limitada sensitividad de los instrumentos, con el grado de control sobre el ambiente (humedad, temperatura, vibraciones, y otros), con la calidad de las escalas que se leen, y con las limitaciones humanas. Este tipo de error no se puede predecir y puede ocurrir en cualquier dirección, haciendo que la medida resulte algunas veces mayor y otras veces menor que el valor verdadero. Cuando una medida se repite muchas veces, se obtiene un intervalo o rango de valores debido a los errores aleatorios inherentes a toda medida. Estos errores siguen una distribución al azar, por lo que el valor más probable para la medida estará representado por el **promedio** (mean value), $\bar{x}$, de la serie de valores $\mathbf{x_i}$ obtenidos al repetir la medida **N** veces. El promedio estará dado por la siguiente fórmula:

$$\bar{x} = \frac{\sum x_i}{N} = \frac{x_1 + x_2 + x_3 + \cdots + x_N}{N}$$

donde Σ representa la suma de los valores individuales x_i.

Exactitud

La **exactitud** (***accuracy***) de una medida se refiere al grado de acuerdo que hay entre el valor medido y el valor verdadero o aceptado. La exactitud se puede medir en términos del error (**e**). El **error**, en lenguaje científico, se refiere a la diferencia entre el valor medido (x_i) o el **promedio** de una serie de valores medidos ($\bar{x}$) y el **valor verdadero** o aceptado ($\mathbf{x_a}$). Mientras más pequeño es el error, más exacta es la medida.

$$e = x_i - x_a \quad \text{o} \quad e = \bar{x} - x_a$$

Podemos ver que el error puede ser positivo o negativo dependiendo de si el valor obtenido es mayor o menor que el valor aceptado. El **porciento de error** (**% e**) se calcula dividiendo el error entre el valor aceptado y multiplicando por 100.

$$\%\, e = \frac{e}{x_a} \times 100 \quad \text{o} \quad \%\, e = \frac{\bar{x} - x_a}{x_a} \times 100$$

Un error sistemático siempre afecta la exactitud de una medida, ya que la aleja del valor verdadero. Los errores aleatorios no necesariamente afectan la exactitud de una medida, ya que al calcular el promedio, errores positivos pueden ser cancelados por errores negativos, de modo que el valor promedio se acerca al valor verdadero o aceptado.

Ejercicio 1

Para hallar la masa molar de una sustancia, un estudiante repite un experimento cuatro veces obteniendo resultados de: 132 g/mol, 128 g/mol, 134 g/mol y 126 g/mol. El valor aceptado para la masa molar es 135 g/mol. Calcule la masa molar promedio ($\overline{MM}$) y el porciento de error en la determinación.

$$\overline{MM} = (132 \text{ g/mol} + 128 \text{ g/mol} + 134 \text{ g/mol} + 126 \text{ g/mol})/4 = 130 \text{ g/mol}$$

$$e = \bar{x} - x_a = 130 \text{ g/mol} - 135 \text{ g/mol} = -5 \text{ g/mol}$$

$$\%\, e = \frac{-5}{135} \times 100 = -3.7\%$$

Al redondear, siguiendo las reglas de cifras significativas que se discutirán más adelante, el resultado debe expresarse como –4%.

Generalmente no se conoce el valor verdadero o aceptado de una medida, por lo que es imposible conocer su exactitud. En ese caso, lo mejor que se puede hacer es repetir la medida

booksmedicos.org

varias veces, calcular el promedio aritmético de los valores obtenidos y medir la dispersión de esos valores. Esto permite investigar la precisión de la medida.

Precisión

La **precisión** de una medida se refiere a la reproducibilidad que se obtiene al repetir una medida muchas veces. Es el grado de acuerdo entre los diferentes valores x_i obtenidos. Mientras más cerca estén estos valores entre sí, más precisa es la medida. La precisión se mide en términos de la desviación de los valores x_i con respecto al valor promedio, $\overline{\mathbf{x}}$, de la serie de valores obtenidos. La **desviación $\mathbf{d_i}$** de cada valor individual x_i estará dada por:

$$d_i = x_i - \overline{\mathbf{x}}$$

Mientras menores son las desviaciones obtenidas, más precisa es la medida. Habrá alta precisión cuando, al repetir una medida, los valores individuales resulten muy parecidos entre sí y estén distribuidos muy cerca del valor promedio.

Un error sistemático no debe afectar la precisión de una medida, ya que el error siempre ocurre con igual magnitud y en la misma dirección. Todas las medidas llevarán el mismo error, por lo que serán reproducibles.

Sin embargo, los errores aleatorios siempre afectan la precisión, ya que su presencia altera la distribución de los valores individuales alrededor del promedio.

Relación entre exactitud y precisión

La precisión y la exactitud de una medida no están necesariamente relacionadas. Una medida puede resultar muy precisa al obtenerse valores muy parecidos entre sí y cercanos al promedio. Sin embargo, esta puede ser inexacta debido a la presencia de algún error sistemático, si se ha usado un instrumento defectuoso. Por otro lado, una medida puede resultar muy imprecisa al obtenerse valores bien diferentes; sin embargo, resultar bastante exacta debido a que el promedio de todos los valores se acerca al valor verdadero. En ausencia de errores sistemáticos, la precisión y la exactitud deben ser comparables, ya que sólo reflejan la presencia de errores aleatorios.

Precisión de los instrumentos

Existen procedimientos matemáticos para determinar la precisión de una medida. Sin embargo, la precisión que se obtiene al hacer una medida es la que corresponda al instrumento de medir. Cada instrumento tiene una precisión específica. Siempre se podrá leer con certeza hasta cierto dígito, después del cual sólo puede aproximarse. Por consiguiente, el procedimiento matemático para determinar la precisión sólo habrá que hacerlo la primera vez que se use el instrumento.

Formas para determinar la precisión de medidas

Tres maneras para expresar la precisión de las medidas son: calculando la desviación estándar, calculando la desviación promedio y usando cifras significativas. A continuación las analizaremos en detalle.

Calculando la desviación estándar

La **desviación estándar (s)** es una medida de la dispersión o variabilidad en las medidas. Mientras mayor sea el valor de la desviación estándar, mayor es la dispersión de los valores medidos y menor es la precisión de la medida. El cálculo de la desviación estándar requiere medir muchos valores individuales. Con pocos valores experimentales se obtiene un estimado de la

booksmedicos.org

desviación estándar. Para **N** valores experimentales la desviación estándar estará dada por la ecuación:

$$s = \sqrt{\frac{\sum d_i^{\,2}}{N-1}} = \sqrt{\frac{\sum \left(x_i - \bar{x}\right)^2}{N-1}}$$

Ejercicio 2

Al pesar cuatro veces un matraz utilizando la misma balanza, se obtienen los siguientes valores: 12.33 g, 12.38 g, 12.36 g y 12.30 g. Calcule la desviación estándar de la medida.

En primer lugar se calcula el promedio de las medidas:

$$\bar{\mathbf{x}} = (12.33\ \text{g} + 12.38\ \text{g} + 12.36\ \text{g} + 12.30\ \text{g}) / 4 = 12.34\ \text{g}$$

Luego se calculan las desviaciones individuales, $d_i = x_i - \bar{\mathbf{x}}$, y se cuadran:

$d_1 = 12.33 - 12.34 = -0.01$ $\qquad$ $d_1^{\,2} = (-0.01)^2 = 0.0001$

$d_2 = 12.38 - 12.34 = 0.04$ $\qquad$ $d_2^{\,2} = (0.04)^2 = 0.0016$

$d_3 = 12.36 - 12.34 = 0.02$ $\qquad$ $d_3^{\,2} = (0.02)^2 = 0.0004$

$d_4 = 12.30 - 12.34 = -0.04$ $\qquad$ $d_4^{\,2} = (-0.04)^2 = 0.0016$

Finalmente se calcula la desviación estándar (s):

$$s = \sqrt{\frac{\sum d_i^{\,2}}{N-1}} = \sqrt{\frac{0.0001 + 0.0016 + 0.0004 + 0.0016}{4-1}} = 0.035$$

Podemos ver que la desviación estándar comienza a mostrar variación en el segundo sitio decimal. La anotación correcta de la medida debe reflejar esa variación: **12.34 ± 0.035**. Como el promedio refleja dos sitios decimales, el valor de la desviación estándar debe redondearse a dos sitios decimales: **s = 0.04**. La masa del matraz debe expresarse como **12.34 g ± 0.04 g**. Esto implica que su masa está entre 12.30 g y 12.38 g. Los primeros tres dígitos se conocen con certeza. La incertidumbre surge en el cuarto dígito, que corresponde al segundo lugar decimal.

Así pues, la anotación correcta de una medida que se ha repetido varias veces debe reflejar tanto su magnitud como la precisión con la que fue hecha. Para informar una medida que se repite muchas veces, lo que se utiliza es el promedio de los valores obtenidos. El cálculo de la desviación estándar expresa la precisión de la medida indicando en qué dígito comienza la variación que esta puede tener. De modo que al expresar la medida como el **valor promedio ± desviación estándar ($\bar{x} \pm s$),** estamos informando el intervalo de confianza, o rango alrededor del promedio, donde se espera que caiga algún valor individual.

Calculando la desviación promedio

Cuando se tienen pocas medidas experimentales, se puede aproximar la desviación estándar calculando la **desviación promedio** ($\bar{d}$). En este caso se utiliza el valor absoluto (valor sin considerar el signo) de las desviaciones individuales (d_i):

$$d_i = \left|x_i - \bar{x}\right|$$

(Las rayas verticales implican valor absoluto). Si una medida se hace **N** veces, la desviación promedio estará dada por:

$$\bar{d} = \frac{\sum d_i}{N} = \frac{d_1 + d_2 + \cdots + d_N}{N}$$

$$\bar{d} = \frac{\left|x_1 - \bar{x}\right| + \left|x_2 - \bar{x}\right| + \left|x_3 - \bar{x}\right| + \cdots + \left|x_N - \bar{x}\right|}{N}$$

booksmedicos.org

Ejercicio 3

Para hallar el porciento de hierro en un mineral, un estudiante hace el experimento cuatro veces. Al hacer los cálculos, obtiene los siguientes resultados: 23.42%, 22.98%, 23.62% y 23.20%. Calcule la desviación promedio en su medida.

En primer lugar, debemos hallar el promedio $\bar{\mathbf{x}}$ de los resultados. El experimento se hizo cuatro veces, por tanto, N = 4:

$$\bar{\mathbf{x}} = (23.42\% + 22.98\% + 23.62\% + 23.20\%) / 4 = 23.30\%$$

Luego se calcula la desviación d_i de cada medida con respecto al promedio, $(x_i - \bar{\mathbf{x}})$:

$d_1 = |23.42\% - 23.30\%| = 0.12$

$d_2 = |22.98\% - 23.30\%| = 0.32$

$d_3 = |23.62\% - 23.30\%| = 0.32$

$d_4 = |23.20\% - 23.30\%| = 0.10$

Finalmente se calcula la desviación promedio $\bar{d}$:

$$\bar{d} = \frac{\sum d_i}{N} = \frac{d_1 + d_2 + d_3 + d_4}{N} = (0.12 + 0.32 + 0.32 + 0.10)/4 = 0.22$$

Este valor de la desviación nos dice que la medida puede estar hasta 0.22 unidades por encima o por debajo del valor promedio obtenido. Es por eso que la medida se expresa como **23.30% ± 0.22%**. Esto significa que la variación o incertidumbre comienza en el primer lugar decimal, **3**.

Usando cifras significativas

Se puede aproximar la precisión de una medida usando cifras significativas. Este método es más sencillo, ya que no requiere calcular la desviación. Los dígitos de una medida propiamente anotada son cifras significativas. Estas incluyen todos los dígitos que se conocen con certeza, más un último dígito que es estimado.

El número de cifras significativas en una medida es el número de dígitos necesarios para expresar correctamente su precisión. **Cada instrumento tiene una precisión que le es característica**. Los dígitos que se pueden leer dependen de la construcción de sus escalas. Es importante estudiar y conocer cada instrumento en el laboratorio para anotar las medidas con el número correcto de cifras significativas. Al leer cualquier medida, se entenderá que el **último dígito escrito es incierto o estimado**.

El número de cifras significativas en una medida es independiente del punto decimal o de la unidad en que se exprese; solamente refleja la precisión con que fue hecha. Por ejemplo, si la medida 12.0 m contiene tres cifras significativas, cualquier cambio en unidad debe reflejar tres cifras significativas. Si se cambia a km, debe expresarse como:

$$\mathbf{12.0}\ \text{m} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} = \mathbf{0.0120}\ \text{km}$$

Los ceros de la izquierda no son significativos. Su función es localizar el punto decimal. El cero de la derecha es significativo. Si no se escribe en el resultado, aunque no cambia la magnitud de la medida, cambia la información sobre la precisión de la medida.

Reglas que aplican al uso de las cifras significativas

1. Los números cuyos valores se establecen por definición o que se utilizan para contar, son exactos, por lo que tienen un número infinito de cifras significativas. Cuando estos núme-

booksmedicos.org

ros se utilizan en cálculos, no afectan la precisión del resultado. Por ejemplo, 1 kg es exactamente igual a 1,000 g; 24 moléculas son exactamente 24. No hay incertidumbre en estos números. Después del punto decimal, se puede añadir un número infinito de ceros.
2. Los ceros que se encuentran entre dígitos que no son cero, son significativos. Por ejemplo, los números 202.02 y 20.44 contienen 5 y 4 cifras significativas, respectivamente.
3. En los números enteros, los ceros que se encuentran a la derecha del último dígito que no es cero pueden ser o no ser significativos, ya que pueden estar siendo utilizados para localizar el punto decimal. Para evitar dudas, el número debe expresarse en notación científica, de modo que solamente los ceros que sean significativos aparezcan en el factor decimal que precede a la potencia de 10. Por ejemplo, si el número 42,000 solamente contiene 3 cifras significativas, debe escribirse como $\mathbf{4.20} \times 10^4$.
4. Para números menores de uno, los ceros a la derecha del punto decimal no son significativos ya que se utilizan para localizar el punto decimal. Por ejemplo, el número 0.00**32** tiene dos cifras significativas, el 3 y el 2. El número 0.0**210** tiene tres cifras significativas: el 2, el 1 y el 0 que está a la derecha.

Precisión de resultados obtenidos a base de cálculos

La precisión de un resultado obtenido a base de cálculos, utilizando una serie de medidas, estará limitada por la medida de menor precisión. Para expresar el resultado con el número correcto de cifras significativas se utilizan las siguientes reglas:

1. Al sumar y restar, el resultado debe llevar tantos **sitios decimales** como la medida que menos tenga.
2. Al multiplicar y dividir, el resultado debe tener tantas **cifras significativas** como la medida que menos tenga.

Ejercicio 4

Para calcular la presión de un gas recogido sobre agua se requiere restar la presión de vapor de agua, que es 30.0 mmHg, a la presión atmosférica, que es 761 mmHg. La anotación correcta del resultado no conlleva sitios decimales:

$$761 - 30.0 = 731 \text{ mmHg}$$

Ejercicio 5

La titulación de una muestra de 10.0 mL de solución de HCl requiere 25.80 mL de solución de NaOH 0.14 M para llegar al punto final. Halle la concentración molar (M) de la solución de HCl.

Al observar los datos en el problema, podemos ver que contienen diferentes cantidades de cifras significativas (3, 4 y 2, respectivamente). Con esta información ya sabemos que el resultado debe llevar 2 cifras significativas. El cálculo conlleva la siguiente operación:

$$\text{M} = \frac{(0.14 \text{ mol/L}) \times (25.80 \text{ mL})}{10.00 \text{ mL}} = 0.\mathbf{36}12 \text{ mol/L} = \mathbf{0.36} \text{ mol/L}$$

Este resultado debe redondearse al mismo número de cifras significativas que tenga el dato con menor número de cifras significativas, en este caso, a 2.

Reglas para redondear resultados de cálculos

Cuando hacemos cálculos utilizamos calculadoras que suelen dar el resultado con el mayor número de dígitos de que son capaces. Es responsabilidad del investigador decidir cuántas cifras son significativas en su resultado y redondear de acuerdo con esto. Las reglas para redondear un resultado al número correcto de cifras significativas son las siguientes:

booksmedicos.org

1. Se eliminan todos los dígitos en exceso a la vez, y no uno por uno.
2. Si el primer dígito eliminado es mayor de 5, el último dígito retenido se aumenta en uno.
3. Si el primer dígito removido es menor de 5, el último dígito retenido se deja igual.
4. Cuando el primer dígito eliminado es 5, se dan dos situaciones:
   a. si luego del 5 hay algún dígito que sea distinto de 0, el último dígito retenido se aumenta en 1.
   b. si el 5 está seguido solamente de ceros, el último dígito retenido se deja igual si es par o se aumenta en 1 si es impar.

Ejercicio 6

1. Suponga que las siguientes son medidas y expréselas con dos cifras significativas:
   a. 2.36 = 2.4
   b. 2.448 = 2.4
   c. 2.4562 = 2.5
   d. 2.3502 = 2.4
   e. 2.4500 = 2.4
   f. 2.3500 = 2.4
2. Suponga que las siguientes son medidas y expréselas con tres cifras significativas:
   a. 20.315 = 20.3
   b. $0.003456 = 0.00346 = 3.46 \times 10^{-3}$
   c. $1053 = 1.05 \times 10^{3}$
   d. 14.2500 = 14.2
   e. $0.03435 = 0.0344 = 3.44 \times 10^{-2}$

Ejercicio 7

Un estudiante obtiene los siguientes datos para una muestra de sustancia:

masa = 10.4320 g volumen = 12.34 mL

Calcule la densidad y exprésela con el número correcto de cifras significativas.

Al observar los datos, sabemos que el resultado del cálculo debe llevar cuatro cifras (como el dato que tiene menos cifras).

$$d = \frac{m}{V} = \frac{10.4320\ g}{12.34\ mL} = 0.\mathbf{8453}808\ g/mL = 0.\mathbf{8454}\ g/mL$$

Interpretación de la desviación en términos de cifras significativas

Muchas veces anotamos una medida con la precisión que esperamos del instrumento utilizado. Sin embargo, si se calcula la desviación estándar o la desviación promedio, podemos determinar si la anotación está correcta. Por ejemplo, al pesar un objeto varias veces en una balanza se obtiene una masa promedio de 12.423 g. Al hacer el cálculo de la desviación estándar, se obtiene que s = 0.023. Esta desviación nos dice que en el primer lugar decimal no hay desviación ya que es cero, pero en el segundo lugar decimal aparece un número diferente de cero, lo que indica que es en ese lugar donde comienza la desviación o incertidumbre en la medida. Como en el segundo lugar decimal aparece la primera cifra incierta, esa será la última cifra significativa de la medida. Esto significa que el tercer lugar decimal en la anotación de la medida no tiene ningún significado. La anotación correcta es la que indique las cifras que son significativas, por lo que debe redondearse a dos lugares decimales: 12.42 g, lo que representa cuatro cifras significativas.

booksmedicos.org

Ejercicio 8

Observe la desviación estándar correspondiente a cada medida y la manera como debe anotarse con el número correcto de cifras significativas:

$$1423\ \text{L} \pm 22\ \text{L} = \underline{\quad 1.42 \times 10^3\ \text{L} \quad}$$

$$0.002582\ \text{kg} \pm 0.0001\ \text{kg} = \underline{\quad 0.0026\ \text{kg} \quad}$$

En la primera medida, la variación comienza en el tercer dígito de la derecha (en la decena), por lo que el cuarto dígito no tiene significado. Hay que eliminar el 3 como cifra significativa, pero debe mantenerse la magnitud de la medida. Para redondear a tres cifras significativas es necesario expresar el número en notación científica para indicar las cifras que son significativas sin afectar la magnitud de la medida.

En la segunda medida, la variación comienza en el cuarto lugar decimal, por lo que este representa la primera cifra incierta, que es la última cifra significativa de la medida. De modo que debe redondearse a cuatro sitios decimales. En este caso eso implica que la medida tendrá solamente dos cifras significativas.

booksmedicos.org

Ejercicios: Incertidumbre en medidas y cifras significativas

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Nota: para todo problema numérico, siempre muestre las fórmulas, sustituya los números con sus unidades y exprese el resultado con sus unidades y con el número correcto de cifras significativas.

1. Distinga entre:
   a. Exactitud y precisión

   b. Error sistemático y error aleatorio

2. Un estudiante quiere corroborar si una pipeta volumétrica de 5 mL realmente descarga 5 mL. Para esto, mide una muestra de agua, la pesa y calcula su volumen utilizando la densidad del agua. Descarga la pipeta 5 veces obteniendo las siguientes masas: 5.015 g, 5.022 g, 5.018 g, 5.016 g y 5.010 g. La densidad del agua a la temperatura del experimento es de 0.9953 g/mL.
   a. Use la densidad del agua para calcular el volumen descargado cada vez.

   b. Halle el promedio de los volúmenes calculados.

   c. Halle la desviación estándar en la medida de volumen.

booksmedicos.org

d. Exprese el volumen calculado, que es el que realmente descarga la pipeta, incluyendo la desviación estándar obtenida.

e. Exprese la medida correctamente, usando cifras significativas.

f. Si en otro experimento un estudiante utiliza el valor de 5.00 mL como el volumen que descarga la pipeta, ¿cuál será el porciento de error en su medida si se toma como verdadero el valor del volumen que usted acaba de calcular?

3. Suponga que los siguientes números representan medidas y diga el número de cifras significativas que contienen:

a. 0.0377 _____ d. 20.24 _____

b. 3.74×10^5 _____ e. 3.0×10^{-3} _____

c. 2.00 _____ f. 0.0150 _____

4. Suponga que los números representan medidas. Calcule y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas:

a. $822.56 - 0.394$ = _____

b. $\dfrac{4.21 \times 532 \times 651}{551 \times 0.12}$ = _____

c. $\dfrac{9.55 \times 10^{-2} \times 6.02 \times 10^{23} \times 2.543}{361 \times 913}$ = _____

5. Las siguientes medidas están expresadas con su desviación estándar. Exprese las medidas correctamente, utilizando cifras significativas.

a. 10.08 ± 0.02 mL _____

b. 14.3224 ± 0.0020 g _____

c. 1.33 ± 0.10 g/mL _____

d. 115.4 ± 2 m _____

e. 0.0234 ± 0.002 g _____

booksmedicos.org

Capítulo 3

Preparación e interpretación de gráficas

Objetivos

1. Identificar en una gráfica la ordenada, la abscisa, la variable dependiente y la variable independiente.
2. Dada una gráfica que represente una relación lineal:
   a. calcular la pendiente e identificar sus unidades
   b. hallar el intercepto en el eje y
   c. escribir la ecuación de la línea que representa la relación entre variables
3. Dado un conjunto de datos experimentales, construir una gráfica en la cual:
   a. se escoja el eje apropiado para cada variable
   b. se identifiquen los ejes con sus variables y unidades
   c. se utilicen escalas apropiadas para los ejes
   d. se incluya un título que describa el sistema representado
4. Utilizar la computadora para:
   a. construir gráficas que cumplan con los requisitos descritos en el objetivo 1
   b. construir gráficas usando análisis de regresión lineal cuando sea necesario
5. Predecir tendencias o resultados, utilizando gráficas.

Introducción

El trabajo experimental conlleva la anotación de observaciones y datos. Esta información debe anotarse de manera organizada para facilitar su interpretación. Una manera de presentar datos es preparando tablas apropiadas que condensen la información recopilada en forma clara y sencilla. Los datos también pueden ser presentados por medio de gráficas. Una gráfica permite ver rápidamente la relación entre las propiedades estudiadas y las tendencias que se pueden esperar.

Existen tres tipos básicos de gráficas: de línea (figura 3.1), de barra (figura 3.2) y de círculo (figura 3.3).

La gráfica de línea tipo **x** – **y** es la de uso más común en química. Esta consiste en dibujar dos líneas, una perpendicular a la otra, a las cuales se les llama ejes. La línea horizontal se denomina eje **x** o **abscisa**. La línea vertical se denomina eje **y** u **ordenada**. En cada eje se establece una escala con subdivisiones de igual valor numérico en ese eje (cada subdivisión tiene un valor constante). Esta escala se establece de acuerdo con las unidades y el intervalo de valores que tienen las variables. Esto significa que es necesario tener en cuenta el valor mínimo y el valor máximo para saber el intervalo de valores que debe usarse en la escala. Una escala apropiada es aquella que localiza la gráfica en la mayor parte del papel que se tiene disponible y que permite algunos valores fuera del intervalo de los datos experimentales.

booksmedicos.org

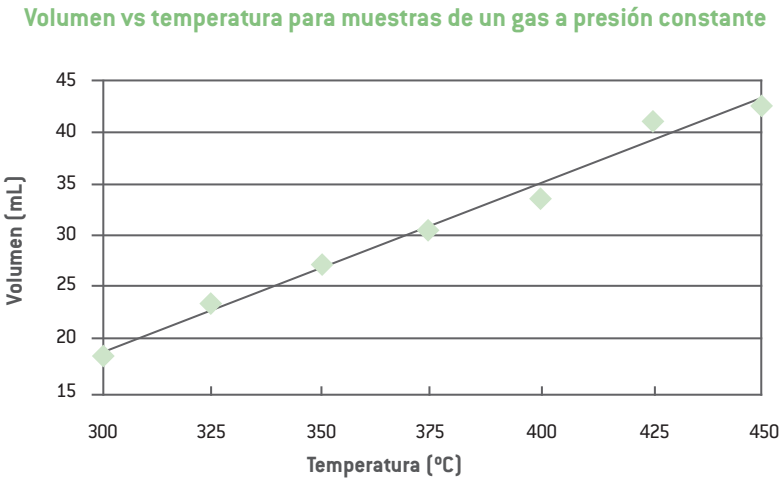


Figura 3.1. Gráfica de línea

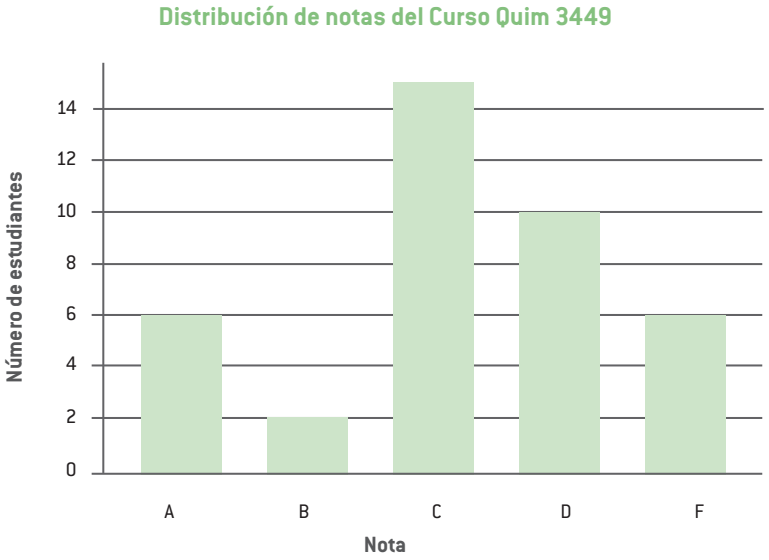


Figura 3.2. Gráfica de barra

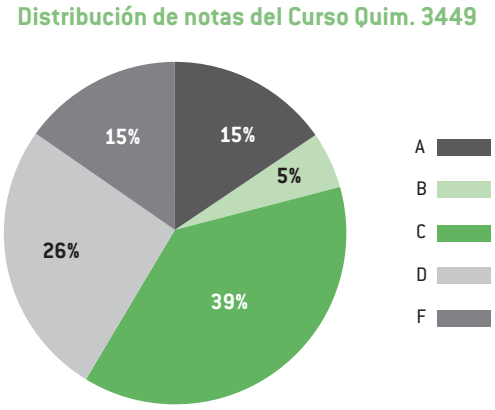


Figura 3.3. Gráfica de círculo

booksmedicos.org

Las escalas no tienen que ser iguales en los dos ejes; sólo tienen que ajustarse a las medidas que van a representar. La intersección entre los dos ejes no tiene que ser necesariamente cero. Las escalas pueden comenzar con cualquier otro número que sea conveniente.

Una gráfica puede ser extendida más allá de los puntos medidos experimentalmente. Esto se conoce como **extrapolación** de la gráfica. Al extrapolar una gráfica se pueden hacer proyecciones o predecir tendencias a base de datos que no han sido medidos experimentalmente.

Variable dependiente y variable independiente

Algunas propiedades de las sustancias están sujetas a cambio. Muchas veces, cuando se efectúa un cambio en alguna propiedad, se observa —como consecuencia— un cambio en otra propiedad. Por ejemplo, al alterar la presión sobre una muestra de algún gas, el volumen del gas cambia. A una propiedad que está sujeta a cambio, le damos el nombre de **variable**. En el ejemplo anterior hay dos variables que son **presión** y **volumen**; una depende de la otra.

La variable **independiente** es la que el investigador manipula cambiándola dentro de cierto intervalo de valores, de modo que la segunda variable será la variable **dependiente**, ya que su valor va a depender del valor que se le asigne a la variable independiente. En el ejemplo anterior, a medida que se cambia la presión, el volumen del gas también cambia, de modo que la presión es la variable independiente, ya que el investigador la manipula. El volumen es la variable dependiente, ya que su valor depende del valor asignado a la presión.

Esta relación entre variables se puede observar fácilmente en una gráfica. La **variable independiente se coloca en el eje x**, y la **variable dependiente se coloca en el eje y**. En nuestro ejemplo, la presión se coloca en el eje **x**, y el volumen en el eje **y**.

Construcción de gráficas

Para cada valor que se le asigne a la variable independiente **x**, le corresponde un valor a la variable dependiente **y**. En un experimento en particular, se obtendrá una serie de pares de valores (**x**, **y**) a los cuales se les llama **coordenadas**. Cada par de valores (**x**, **y**) representa un punto en el plano entre los ejes **x** y **y**, o plano cartesiano, de modo que la construcción de una gráfica consiste en localizar el punto que corresponde a cada par de valores (**x**, **y**) en el plano entre los dos ejes. En la tabla 3.1 aparecen los valores experimentales de los volúmenes de una muestra de 1.00 g del gas oxígeno a medida que se cambió su presión, a temperatura constante de 0° C.

Tabla 3.1. Volumen vs presión

x presión (atm)	y volumen (L)
0.25	2.80
0.50	1.40
0.75	0.93
1.00	0.70
2.00	0.35

Cuando se construye una gráfica manualmente, es necesario tener en cuenta lo siguiente:

1. Siempre se utiliza papel de gráfica que tenga las divisiones del tamaño apropiado, de modo que se puedan establecer escalas que reflejen la precisión de los datos.
2. La gráfica debe tener un título que indique cuáles son las variables estudiadas y el sistema al cual aplican. Siempre se menciona primero la ordenada **y** o variable dependiente. Para el ejemplo anterior, como el volumen es la variable dependiente, el título puede ser:

Gráfica de volumen *vs* presión para 1.00 g de oxígeno a 0° C

booksmedicos.org

o

Gráfica de volumen como función de presión para 1.00 g de oxígeno a 0° C

3. Los ejes deben de estar debidamente rotulados con el nombre de la variable y sus unidades. Por ejemplo, debajo del eje **x** se escribe: Presión (atm); a lo largo del eje **y** se escribe: Volumen (L).
4. Cada eje debe dividirse en una escala con espacios equivalentes, tomando en cuenta el intervalo entre el valor mínimo y el valor máximo, y las unidades de la variable. De este modo se obtendrá una gráfica proporcionada.
5. Una vez dibujados y divididos los ejes, se procede a colocar los puntos según sus coordenadas. Usualmente se hace un círculo alrededor del punto. Si se incluye un segundo conjunto de datos en la misma gráfica, se distinguen los conjuntos utilizando diferentes símbolos. Por ejemplo, para un conjunto se usan círculos y para el otro cuadrados.
6. De acuerdo con la relación entre las variables, la gráfica puede tomar forma de curva o ser una línea recta. En uno u otro caso, se dibuja la mejor curva o línea recta, aunque algunos puntos queden fuera de la curva o de la línea recta.
7. La gráfica se debe identificar con el nombre del estudiante, su sección y fecha. Observe los detalles descritos anteriormente, en la gráfica de la figura. 3.4.

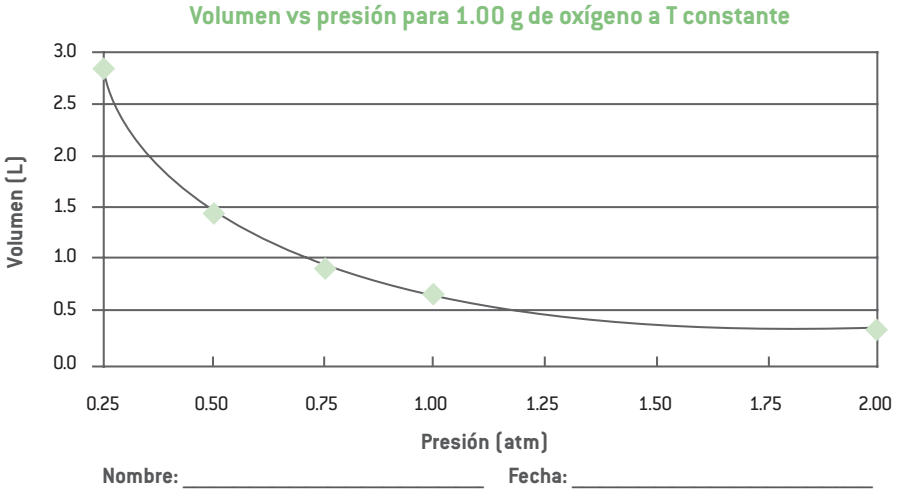


Figura 3.4. Construcción y presentación de gráfica

Ecuación de la línea

Para gráficas de línea recta, la línea que se dibuja se representa algebraicamente con una ecuación. Conocer la ecuación permite predecir el valor que asumirá **y** para valores de **x** que no se han medido experimentalmente. La ecuación que representa la línea es:

$$\mathbf{y} = m\mathbf{x} + b$$

donde:

x = variable independiente
y = variable dependiente
b = intercepto en **y** (valor de **y** cuando **x** = 0)
m = pendiente

Para obtener la pendiente (m) de la línea, se seleccionan dos puntos de la recta, 1 y 2, y sus coordenadas ($\mathbf{x}_1$, $\mathbf{y}_1$) y ($\mathbf{x}_2$, $\mathbf{y}_2$) se sustituyen en la siguiente expresión:

$$m = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{\Delta y}{\Delta x}$$

booksmedicos.org

El símbolo Δ significa cambio o diferencia. El valor de la pendiente indica cuánto cambia **y** por cada unidad de cambio en **x**.

Las gráficas, fuente de información para el investigador

Al observar la gráfica de la figura 3.5 podemos identificar la variable independiente y sus unidades (**x** = tiempo en minutos) y la variable dependiente y sus unidades (**y** = temperatura en °C). El título de la gráfica nos indica que se hizo un experimento para medir temperatura como función de tiempo. Esto implica que se fue midiendo la temperatura cada cierto tiempo escogido por el investigador, en este caso, cada dos minutos.

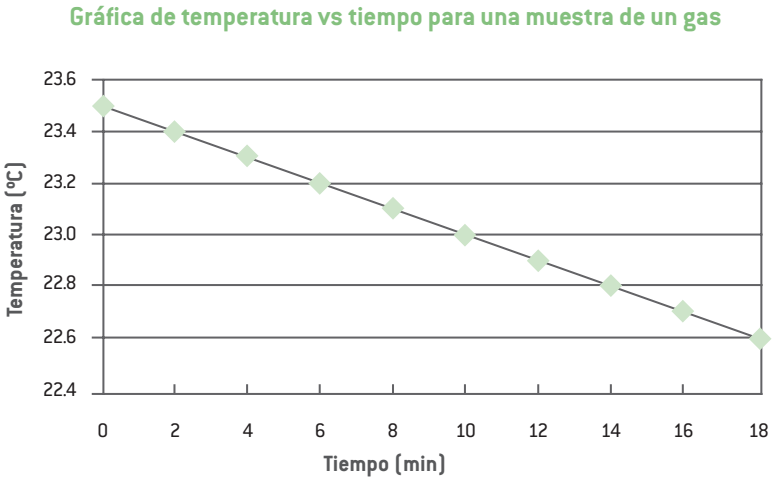


Figura 3.5 Gráfica de temperatura vs tiempo

Podemos observar que según aumenta la variable independiente (tiempo), disminuye la variable dependiente (temperatura).

El valor de la **pendiente** se puede obtener utilizando cualquier par de coordenadas dentro de la línea. Si escogemos $(\mathbf{x}_1, \mathbf{y}_1) = (2, 23.4)$ y $(\mathbf{x}_2, \mathbf{y}_2) = (8, 23.1)$ entonces:

$$m = \frac{23.1 - 23.4}{8 - 2} = \frac{-0.3}{6} = -0.05° \text{ C}$$

El valor negativo de la pendiente expresa la relación inversa que hay entre las dos variables, ya que mientras una aumenta, la otra disminuye. Este valor obtenido para la pendiente indica que cada vez que el tiempo aumenta por un minuto, la temperatura disminuye por 0.05° C. La ecuación de la línea será entonces:

$$\mathbf{y} = m\mathbf{x} + b$$
$$\mathbf{y} = -0.05\,\mathbf{x} + b$$

Para hallar el valor de **b** observamos en la gráfica cuál es el valor de **y** cuando **x** es cero (intercepto en **y**). Este es el valor de **b** (23.5). La forma final de la ecuación es:

$$\mathbf{y} = -0.05\mathbf{x} + 23.5$$
o
$$\mathbf{y} = 23.5 - 0.05\mathbf{x}$$

Conocer esta ecuación, nos permite predecir qué valor tendría la temperatura (**y**) a un tiempo (**x**) que no ha sido determinado experimentalmente, como por ejemplo, de 20 minutos. Simplemente se sustituye en la ecuación y se resuelve.

$$y = 23.5° \text{ C} - (0.05° \text{ C}/\cancel{\text{min}}) \times (20\cancel{\text{min}})$$
$$y = 23.5° \text{ C} - 1° \text{ C} = 22.5° \text{ C}$$

booksmedicos.org

Las gráficas pueden ser utilizadas para predecir tendencias. En la figura 3.5 (página 31) observamos una gráfica lineal con pendiente negativa (la línea va bajando). Mirando la gráfica podemos concluir que a medida que **x** aumenta, el valor de **y** disminuye. Por tanto, las variables son inversamente proporcionales.

En la figura 3.1 que aparece en la página 28, observamos una gráfica lineal con pendiente positiva (la línea va subiendo). Al ver la forma de la gráfica podemos concluir que a medida que **x** aumenta, **y** también aumenta. Por tanto, las variables son directamente proporcionales.

Análisis de regresión lineal

Cuando se tiene una serie de puntos experimentales en una gráfica, resulta muy difícil trazar una línea recta que pueda ser reproducible. Diferentes personas trazarán líneas con pendientes diferentes al tratar de ajustar los puntos de acuerdo con su punto de vista. Para evitar estas discrepancias se utiliza el **análisis de regresión lineal** o **método de cuadrados mínimos**. Si hay pocos puntos, el análisis se puede hacer a mano o usando una calculadora que tenga funciones estadísticas.

Por el método de cuadrados mínimos se genera la ecuación correspondiente a la mejor línea que se puede trazar con los puntos experimentales. A esta línea se le llama **línea de regresión**.

Uso de la computadora para hacer gráficas y análisis de regresión lineal

El análisis de regresión lineal se puede realizar fácilmente en una computadora, usando diferentes programas disponibles, o en una calculadora que tenga funciones estadísticas.

Cualquier programa que se utilice para hacer regresión lineal le proveerá los valores de la pendiente y el intercepto en **y** de la línea de regresión. También proveerá un número que es un índice de la validez del modelo, generalmente llamado "R squared". Los valores para este número se encuentran entre 0 y 1. Mientras más cerca de 1 esté su valor, mejor es la capacidad de la variable independiente para predecir el valor de la variable dependiente. Decimos que hay una mejor correlación. En cambio, un valor cerca de cero para "R squared" significa que la ecuación de regresión no es útil para predecir la variable dependiente. En este caso no hay correlación, ya que los datos originales están demasiado desviados de un comportamiento lineal. Por ejemplo, un valor de 0.9899 para "R squared", significa que los datos experimentales se acercan más a la línea recta dibujada.

Las gráficas que se obtienen por computadora deben incluir la misma información que las que se construyen manualmente. Dicha información es:

1. nombre del estudiante, sección y curso
2. título adecuado
3. ejes rotulados
4. escalas apropiadas
5. en la gráfica de regresión deben aparecer los puntos originales, además de la línea de regresión
6. leyenda, cuando aplique

Guía para la construcción de gráficas utilizando Excel

Para elaborar una gráfica con Excel se siguen cuatro pasos: iniciar el programa, identificar los componentes de la ventana, escribir la información y realizar la gráfica. En seguida se detalla cada uno de sus componentes.

booksmedicos.org

1. Inicie el programa, así:

   Start → Programs → Excel

2. Identifique los siguientes componentes de la ventana de Excel:

   - **Hoja de trabajo (*worksheet*):** la hoja de trabajo que aparece en la ventana de Excel consiste de columnas identificadas alfabéticamente (A, B, C, …) y filas identificadas numéricamente (1, 2, 3, …). La interconexión de la columna con la fila es un rectángulo que se conoce como **celda.** Cada celda se identifica de acuerdo con la columna y la fila que se interceptan. Por ejemplo, las coordenadas que corresponden a la primera celda son: A1 (columna A, fila 1). Una celda puede contener textos, números, fórmulas o combinaciones de estos. En la ventana se pueden observar las siguientes opciones:

     – ***Cell pointer*:** la celda activa o seleccionada se reconoce por tener sus bordes oscurecidos.
     – ***Title bar*:** muestra el nombre del programa y el nombre del archivo del trabajo abierto. También muestra los botones de cerrar, minimizar y maximizar la ventana.
     – ***Menu bar*:** contiene la lista de donde se pueden escoger los comandos de Excel.
     – ***Name box*:** muestra la localización de la celda activa.
     – ***Formula bar***: permite entrar o editar datos en la hoja de trabajo.
     – ***Toolbars*:** contienen los botones para los comandos de Excel usados con mayor frecuencia.
     – ***Standard toolbar*:** contiene los botones que afectan las operaciones dentro de la hoja de trabajo (worksheet), y está localizada en la parte izquierda superior del "Menu bar".
     – ***Formatting toolbar*:** contiene los botones que cambian la apariencia del "toolbar" y está localizada a la derecha del "Standard toolbar".
     – ***Sheet tab*:** permite mantener el trabajo en colecciones llamadas libros de trabajo (**Workbooks**) y está localizada en la parte inferior izquierda de la hoja de trabajo.

3. Escriba la información que identifica el trabajo; para eso, utilice las celdas de las primeras filas. Coloque el cursor en la celda apropiada para escribir cada pieza de la información de modo claro y proporcionado. Por ejemplo:

Juan M. Pérez	Quím 3000 L	20 de abril de 2011
Experimento: Análisis de aspirina	Sección 042 L	Prof. Delgado

   En una fila subsiguiente escriba la tabla de datos experimentales. Se escribe el **nombre** de cada **variable** con su **unidad**, cada una en una columna diferente. Los datos del eje **x** (variable independiente) se escriben en la columna de la izquierda, mientras que los del eje **y** (variable dependiente), se escriben en la columna de la derecha.

4. Prepare una gráfica en Excel 2003, Excel 2007 o 2010:

   A las soluciones de sustancias coloreadas se le puede medir una propiedad relacionada con la intensidad del color, conocida como absorbancia y que no tiene unidades. Se observa que hay una relación entre la concentración de la solución y su absorbancia. En un experimento se prepararon 5 soluciones coloreadas de **molaridad** conocida (**concentración** es la variable independiente) y a cada solución se le midió su **absorbancia** (variable dependiente).

   Utilice los datos obtenidos para preparar dos columnas. En la primera celda de la columna de la izquierda (eje **x**) escriba **concentración**. En las celdas subsiguientes copie los datos correspondientes. En la primera celda de la derecha (eje **y**) escriba **observancia**. En las celdas subsiguientes copie los datos correspondientes.

booksmedicos.org

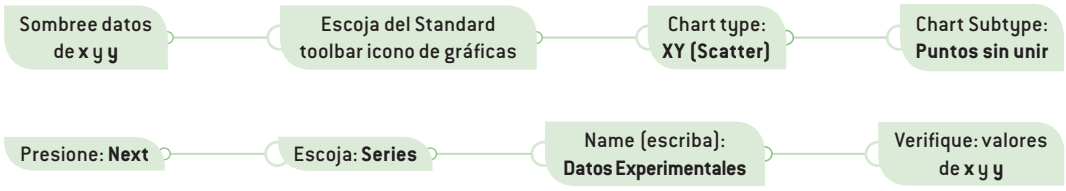
Datos experimentales

Solución	Concentración (M)	Absorbancia
1	40.0	0.749
2	32.0	0.621
3	24.0	0.447
4	16.0	0.250
5	8.0	0.149

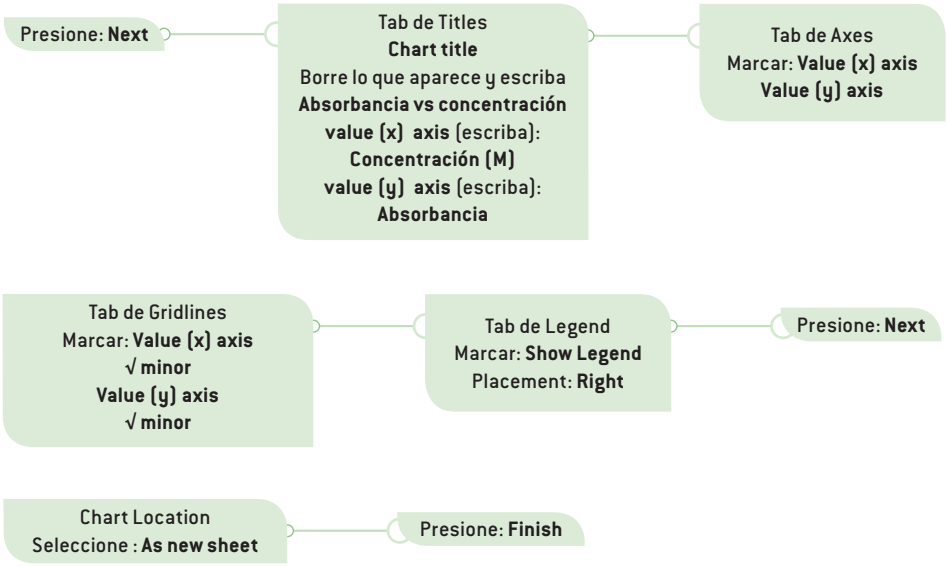
Nota: Los valores del eje **x** (variable independiente) se escriben al lado izquierdo, y los valores del eje **y** (variable dependiente), al lado derecho.

Usando Excel 2003

1. Construcción de gráfica de **Absorbancia como función de concentración**:



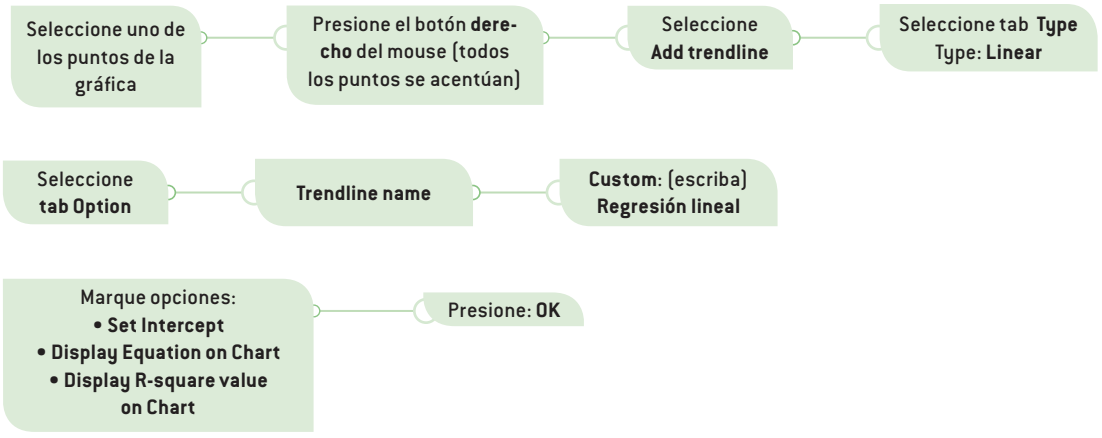
Aparece una vista preliminar de la gráfica y una ventana con diferentes "tabs": Titles, Axes, Gridlines, Legend y Data labels. Siga la siguiente ruta:



Aparece la gráfica en forma final. Se debe cotejar que todos los detalles estén correctos (tamaño, escalas apropiadas, rotulación de los ejes, unidades, título y otros) y hacer los cambios necesarios.

2. Para hacer el análisis de regresión lineal en Excel 2003:

booksmedicos.org



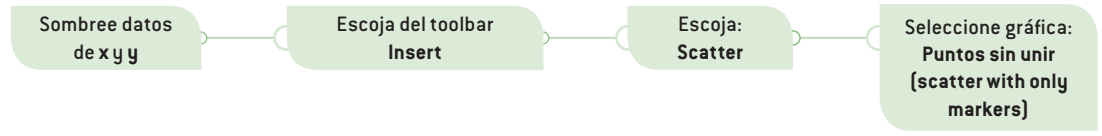
En este momento debe aparecer la gráfica con la línea de regresión. La leyenda distingue entre la línea de regresión y los puntos experimentales originales, que aparecen sin unir. El recuadro que contiene la ecuación de la línea de regresión y el valor de "R-square" se puede mover fuera de la gráfica para mayor claridad. Esto se hace colocando el cursor en el recuadro, se presiona con la izquierda del *mouse* y se hala fuera de la gráfica.

Si marcó la opción para que el intercepto sea cero, la ecuación de regresión solamente mostrará el valor de la pendiente **m**, ya que **b** será igual a cero. El valor de R^2 que se obtiene permite evaluar la validez de los datos experimentales. El valor de R^2 para el ejemplo estará cerca de 1, lo cual indica que hay una buena correlación entre los datos experimentales y los valores que predice la línea de regresión.

3. Para hacer cambios en la gráfica:
   - **Título:** coloque el cursor sobre el título y con la izquierda del *mouse* presione dos veces. Aparecerán los *tabs*: **Patterns, Font** y **Alignment**.
     - **Patterns:** se puede hacer un marco de color al título o cambiar el color de esa área.
     - **Font:** se puede cambiar el tipo de letra, tamaño y color.
     - **Alignment:** se puede alterar la orientación (vertical, horizontal).
   - **Ejes:** coloque el cursor sobre el eje que desea alterar y con la izquierda del *mouse* presione dos veces. Aparecerán los *tabs* **Patterns** y **Scale**.
     - **Scale:** se puede quitar la marca de cotejo a la izquierda para poder escoger los valores "**minimum**", "**maximum**", y las subdivisiones de la escala "**major unit**" y "**minor unit**".

Usando Excel 2007 y 2010

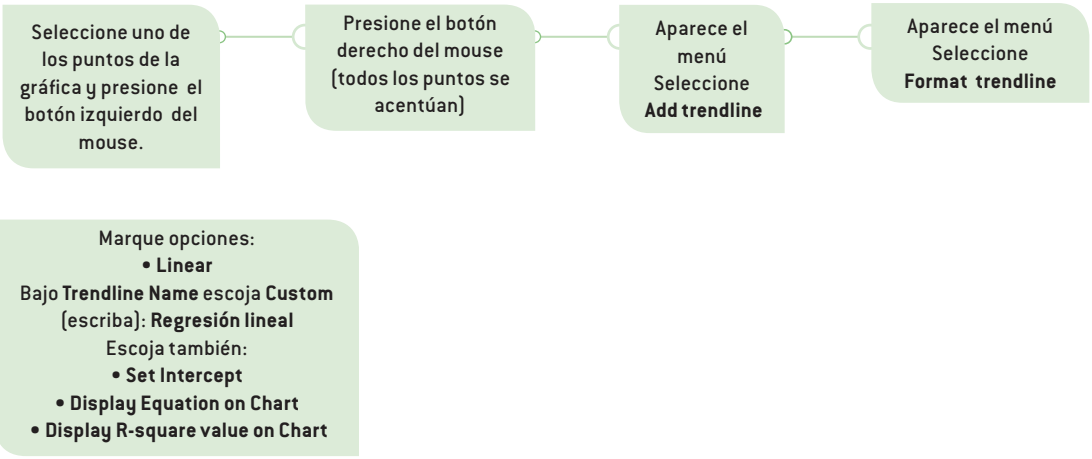
1. Construcción de la gráfica de **Absorbancia como función de concentración:**



Aparecerá la gráfica en el "Worksheet".

booksmedicos.org

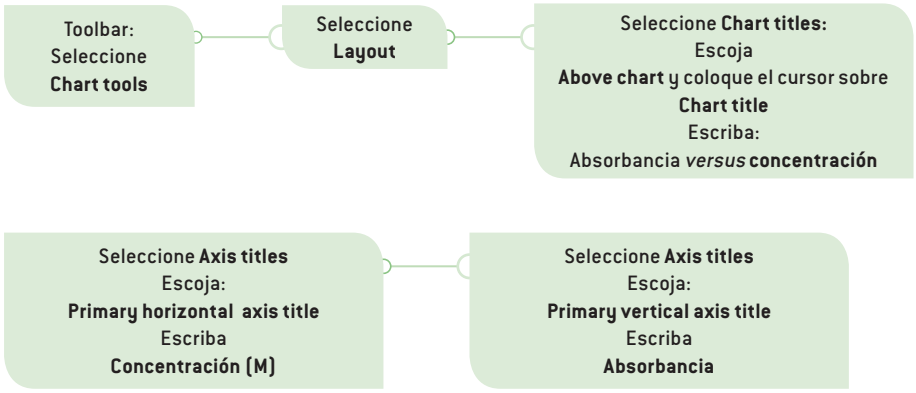
2. Realización del análisis de regresión lineal en Excel 2007 y 2010:



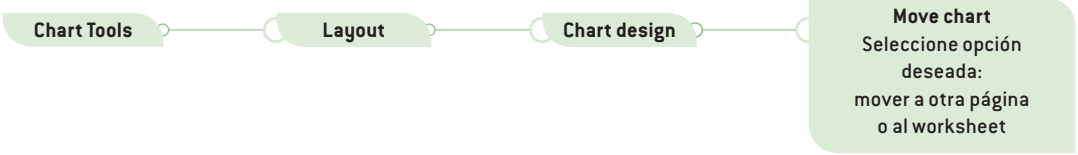
En este momento debe aparecer la gráfica con la línea de regresión. La leyenda distingue entre la línea de regresión y los puntos experimentales originales, que aparecen sin unir. El recuadro que contiene la ecuación de la línea de regresión y el valor de "R-square" se puede mover fuera de la gráfica para mayor claridad. Para esto se coloca el cursor en el recuadro, se presiona con la izquierda del *mouse* y se hala fuera de la gráfica.

Si marcó la opción para que el intercepto sea 0, la ecuación de regresión solamente mostrará el valor de la pendiente **m**, ya que **b** será igual a cero. El valor de R^2 que se obtiene para el ejemplo está cercano a 1, lo cual indica que hay buena correlación entre los datos experimentales y los valores que predice la línea de regresión. Un valor cercano a 0 indica que no hay correlación, ya que los datos originales están demasiado desviados de un comportamiento lineal.

3. Para colocar títulos en Excel 2007:



4. Para mover la gráfica a una página aparte:

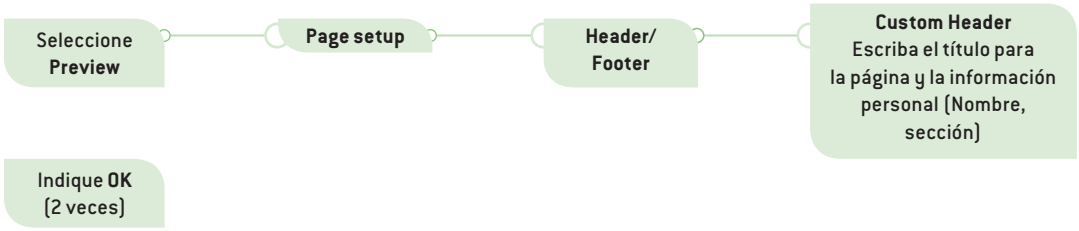


booksmedicos.org

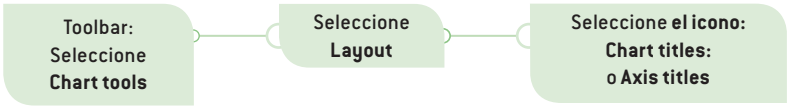
5. Para imprimir:

   Oprima a la vez las teclas Ctrl y P.

   Aparece el menú **Print** y marcado: **Active sheet**



6. Para colocar títulos en Excel 2010:



Excel 2010 utiliza muchos iconos en el *toolbar* que le ayudarán a realizar las tareas que necesite. Sólo debe practicar.

Ejemplo de una gráfica en Excel

Un estudiante mide la distancia que recorre un objeto en movimiento cada cinco minutos. Obtiene los siguientes datos:

Tiempo (min)	Distancia (m)
5	25
10	70
15	89
20	122
25	140
30	190

En este experimento notamos que lo que el experimentador controla es el tiempo, por lo que este representa la variable independiente y debe colocarse en el eje x. Practique construyendo en Excel una gráfica con estos datos, y compárela con la siguiente gráfica.

booksmedicos.org



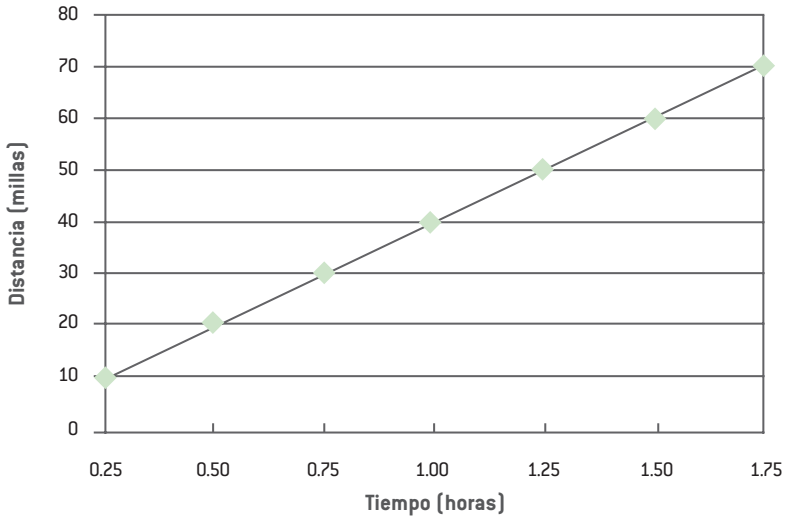
booksmedicos.org

Ejercicios de preparación e interpretación de gráficas

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

A. Observe la siguiente gráfica que presenta los datos recopilados para un objeto en movimiento y conteste las preguntas que se formulan debajo:



1. Un título apropiado para esta gráfica es: _____
2. La propiedad que se utiliza como variable independiente es: _____
3. La distancia que recorre en 1.5 horas es: _____.
4. El intercepto en **y** es: _____.
5. Calcule la pendiente de la línea.

6. Tomando en cuenta las unidades de la pendiente, la **propiedad** del objeto que representa la pendiente es: _____
7. Escriba la ecuación de la línea representada en la gráfica.

8. La relación entre las variables, ¿será directa o inversamente proporcional?

booksmedicos.org

B. Al medir el volumen de una muestra de gas como función de temperatura, se obtienen los siguientes datos:

Temperatura (K)	Volumen (L)
400	5.94
450	6.65
500	7.34
550	7.97
600	8.42
650	8.86

1. Utilice la computadora para preparar una gráfica que incluya los puntos experimentales y la línea de regresión lineal. Asegúrese de incluir:

   a. Nombre del estudiante, sección y curso.

   b. Título adecuado.

   c. Ejes rotulados.

   d. Escalas apropiadas.

   e. En la gráfica de regresión deben aparecer los puntos originales, además de la línea de regresión.

   f. Leyenda.

2. Utilice la información que sale de la regresión lineal del ejercicio anterior para contestar lo siguiente:

   a. ¿Cuál es la ecuación de la línea de regresión?

   b. ¿Cuál es el valor de la pendiente **m** y del intercepto **b**?

   c. ¿Considera usted que los datos experimentales se acercan al comportamiento lineal? Justifique su contestación utilizando la información que sale del análisis de regresión.

   d. De acuerdo con la ecuación de la línea, ¿cuál será el volumen del gas a una temperatura de 535 K?

booksmedicos.org

Capítulo 4

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Introducción

La **química** es la ciencia que estudia la **materia**. Toda la materia se compone de **elementos**, de los cuales se conocen —hasta ahora— más de cien. Los elementos están formados por partículas muy pequeñas con identidad propia, llamadas **átomos**. Los elementos reaccionan entre sí para formar los millones de **compuestos** que nos rodean, donde átomos de diferentes elementos se combinan químicamente en proporciones definidas o fijas.

Los átomos son unidades eléctricamente neutras. En sus **núcleos**, además de otras partículas, tienen un número de **protones** (partículas con carga positiva) que es característico de cada elemento. Alrededor del núcleo, moviéndose en espacio vacío, contienen igual número de **electrones** (partículas con carga negativa de igual magnitud a la del protón). En las reacciones químicas ordinarias —que resultan en la formación de compuestos— solamente participan los electrones de valencia del átomo, que son los electrones más externos o de mayor energía.

Los compuestos son eléctricamente neutros. Muchos compuestos se forman por transferencia de electrones de átomos de un elemento a átomos de otro elemento. Cuando esto ocurre, se forman partículas con carga eléctrica que se llaman **iones**. Los iones con carga positiva se llaman **cationes** y los iones con carga negativa se llaman **aniones**. Los compuestos que están formados por iones se llaman **compuestos iónicos**. Otros compuestos se forman cuando varios átomos comparten electrones. Cuando esto ocurre se forman **moléculas**, que son grupos de átomos que no tienen carga y que se comportan como una unidad química. Este tipo de compuestos se conocen como compuestos **moleculares** o **covalentes**.

Los compuestos se clasifican como **orgánicos** o **inorgánicos**. Los compuestos orgánicos son aquellos formados por el elemento carbono. Las propiedades químicas del carbono le permiten formar un número tan grande de compuestos, que una rama de la química se dedica exclusivamente al estudio de los compuestos orgánicos. Los compuestos inorgánicos son los compuestos formados por los demás elementos. Hay algunos compuestos que aunque contienen carbono se consideran compuestos inorgánicos. Entre estos compuestos están los cianuros, carbonatos y óxidos de carbono.

Los elementos químicos que se conocen se pueden presentar en un orden definido, de acuerdo con sus propiedades, en lo que se conoce como la **tabla periódica de los elementos** (figura 4.1). La tabla consiste de columnas verticales llamadas **grupos** o **familias** (identificadas con números romanos y las letras A o B) y de líneas horizontales llamadas **periodos** (identificadas con números arábigos). Esta tabla presenta una gran cantidad de información química en forma sencilla y condensada.

booksmedicos.org

IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1.008 $_{1}H$	IIA																4.003 $_{2}He$
6.941 $_{3}Li$	9.012 $_{4}Be$											10.811 $_{5}B$	12.011 $_{6}C$	14.007 $_{7}N$	16.00 $_{8}O$	18.998 $_{9}F$	20.180 $_{10}Ne$
22.990 $_{11}Na$	24.305 $_{12}Mg$	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	26.981 $_{13}Al$	28.086 $_{14}Si$	30.974 $_{15}P$	32.066 $_{16}S$	35.453 $_{17}Cl$	39.948 $_{18}Ar$
39.098 $_{19}K$	40.078 $_{20}Ca$	44.956 $_{21}Sc$	47.88 $_{22}Ti$	50.942 $_{23}V$	51.996 $_{24}Cr$	54.938 $_{25}Mn$	55.845 $_{26}Fe$	58.933 $_{27}Co$	58.693 $_{28}Ni$	63.546 $_{29}Cu$	65.39 $_{30}Zn$	69.723 $_{31}Ga$	72.61 $_{32}Ge$	74.922 $_{33}As$	78.96 $_{34}Se$	79.904 $_{35}Br$	83.80 $_{36}Kr$
85.468 $_{37}Rb$	87.62 $_{38}Sr$	88.906 $_{39}Y$	91.224 $_{40}Zr$	92.906 $_{41}Nb$	95.94 $_{42}Mo$	(98) $_{43}Tc$	101.07 $_{44}Ru$	102.906 $_{45}Rh$	106.42 $_{46}Pd$	107.868 $_{47}Ag$	112.411 $_{48}Cd$	114.818 $_{49}In$	118.710 $_{50}Sn$	121.760 $_{51}Sb$	127.60 $_{52}Te$	126.904 $_{53}I$	131.29 $_{54}Xe$
132.91 $_{55}Cs$	137.32 $_{56}Ba$	138.91 $_{57}La$	178.49 $_{72}Hf$	180.95 $_{73}Ta$	183.85 $_{74}W$	186.21 $_{75}Re$	190.23 $_{76}Os$	192.22 $_{77}Ir$	195.08 $_{78}Pt$	196.97 $_{79}Au$	200.59 $_{80}Hg$	204.38 $_{81}Tl$	207.2 $_{82}Pb$	208.98 $_{83}Bi$	(209) $_{84}Po$	(210) $_{85}At$	(222) $_{86}Rn$
(223) $_{87}Fr$	(226) $_{88}Ra$	(227) $_{89}Ac$	(261) $_{104}Rf$	(262) $_{105}Ha$	(263) $_{106}Sg$	(262) $_{107}Ns$	(265) $_{108}Hs$	(266) $_{109}Mt$	(269)	(272)							

140.12 $_{58}Ce$	140.91 $_{59}Pr$	144.24 $_{60}Nd$	(145) $_{61}Pm$	150.36 $_{62}Sm$	151.96 $_{63}Eu$	157.25 $_{64}Gd$	158.93 $_{65}Tb$	162.50 $_{66}Dy$	164.93 $_{67}Ho$	167.26 $_{68}Er$	168.93 $_{69}Tm$	173.04 $_{70}Yb$	174.97 $_{71}Lu$
232.04 $_{90}Th$	231.04 $_{91}Pa$	238.03 $_{92}U$	(237) $_{93}Np$	(244) $_{94}Pu$	(243) $_{95}Am$	(247) $_{96}Cm$	(247) $_{97}Bk$	(251) $_{98}Cf$	(252) $_{99}Es$	(257) $_{100}Fm$	(258) $_{101}Md$	(259) $_{102}No$	(262) $_{103}Lr$

Figura 4.1. Tabla periódica de los elementos

Los elementos pueden clasificarse como **metales**, **no metales** y **semimetales** o **metaloides**. Algunos elementos no metálicos existen en la naturaleza en forma de moléculas, agrupando un número específico de átomos. Aquellos que existen como moléculas diatómicas son: hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2). En ellas dos átomos del mismo elemento comparten electrones. La mayoría de los elementos son metales y se encuentran localizados hacia la izquierda en la tabla. Los metales pueden reaccionar químicamente perdiendo electrones. Como el átomo es eléctricamente neutro, al perder carga negativa queda con un exceso de carga positiva, formando un catión. Los elementos no metales se encuentran localizados hacia la derecha de la tabla periódica y pueden reaccionar químicamente ganando electrones. Al ganar electrones forman aniones, de modo que **un metal y un no metal se pueden combinar para formar un compuesto iónico**. En un compuesto iónico las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los elementos son las atracciones entre iones de carga opuesta, cationes y aniones.

Al movernos de izquierda a derecha en un periodo, encontraremos que los elementos van perdiendo su carácter metálico y adquiriendo propiedades de no metales. Entre los metales y los no metales en cada periodo encontramos un grupo de elementos que se conocen como metaloides o semimetales. Estos elementos bordean la línea oscura que aparece como una escalera en la tabla periódica. Los metaloides tienen algunas propiedades en común con los metales, y otras con los no metales.

El carácter metálico o no metálico de un elemento dependerá de su posición en la tabla periódica: mientras más hacia la izquierda y hacia abajo se encuentre un elemento en la tabla periódica, mayor será su carácter metálico, y mientras más arriba y a la derecha se encuentre, mayor será su carácter no metálico.

Los no metales pueden reaccionar entre sí para formar compuestos moleculares o covalentes, en los que los átomos comparten electrones. También hay algunos compuestos entre metaloides y no metales que son compuestos covalentes. En un compuesto covalente, las partículas presentes son moléculas y no iones.

booksmedicos.org

Los químicos identifican los elementos y compuestos con nombres específicos. Cada elemento y cada compuesto posee un nombre único. Para simplificar la forma de referirse a elementos y compuestos, se utilizan **símbolos atómicos** para los elementos y **fórmulas químicas** para los compuestos. Es indispensable que un químico pueda relacionar nombre con símbolo o fórmula. A esto se le llama **nomenclatura química** y es un sistema aceptado universalmente por la comunidad científica.

Para escribir correctamente nombres y fórmulas de compuestos, es necesario saber los nombres y símbolos de los elementos. Cuando los elementos forman iones, también se debe saber el nombre de estos iones. Los iones pueden ser monoatómicos (formados por un solo átomo) o poliatómicos (formados por más de un átomo). Es importante conocer el símbolo o la fórmula, la carga y el nombre de los iones más comunes.

Es posible deducir la carga de muchos iones monoatómicos de elementos representativos (grupos A en la tabla periódica). Los grupos IA, IIA y IIIA forman cationes de carga igual al número de familia (1+, 2+ y 3+, respectivamente). Los grupos VA, VIA y VIIA forman aniones de carga 3–, 2– y 1–, respectivamente. Estas cargas se obtienen al restarle ocho (8) al número de la familia. Muchos metales de transición (grupos B en la tabla periódica), pueden formar más de un catión, o sea, pueden exhibir distintas cargas positivas.

En las tablas 4.1 y 4.2 se presentan los cationes y aniones más comunes.

Tabla 4.1. Algunos cationes metálicos y poliatómicos

Carga	Símbolo	Nombre en español	Nombre en inglés
1+	NH_4^+	amonio	ammonium
	Cu^+	cobre (I) o cuproso	copper (I) or cuprous
	H^+	hidrógeno	hydrogen
	Li^+	litio	lithium
	K^+	potasio	potassium
	Ag^+	plata	silver
	Na^+	sodio	sodium
2+	Ba^{2+}	bario	barium
	Cd^{2+}	cadmio	cadmium
	Ca^{2+}	calcio	calcium
	Cr^{2+}	cromo (II) o cromoso	chromium (II) or chromous
	Co^{2+}	cobalto (II) o cobaltoso	cobalt (II) or cobaltous
	Cu^{2+}	cobre (II) o cúprico	copper (II) or cupric
	Fe^{2+}	hierro (II) o ferroso	iron (II) or ferrous
	Pb^{2+}	plomo (II) o plumboso	lead (II) or plumbous
	Mg^{2+}	magnesio	magnesium
	Mn^{2+}	manganeso (II) o manganoso	manganese (II) or manganous
	Hg^{2+}	mercurio (II) o mercúrico	mercury (II) or mercuric
	Hg_2^{2+}	mercurio (I) o mercurioso	mercury (I) or mercurous
	Ni^{2+}	níquel (II) o niqueloso	nickel (II) or nickelous
	Sr^{2+}	estroncio	strontium
	Sn^{2+}	estaño (II) o estannoso	tin (II) or stannous
	Zn^{2+}	cinc	zinc
3+	Al^{3+}	aluminio	aluminum
	As^{3+}	arsénico (III) o arsenioso	arsenic (III) or arsenious
	Cr^{3+}	cromo (III) o crómico	chromium (III) or chromic
	Co^{3+}	cobalto (III) o cobáltico	cobalt (III) or cobaltic
	Fe^{3+}	hierro (III) o férrico	iron (III) or ferric
	Mn^{3+}	manganeso (III) o mangánico	manganese (III) or manganic
4+	Pb^{4+}	plomo (IV) o plúmbico	lead (IV) or plumbic
	Sn^{4+}	estaño (IV) o estánnico	tin (IV) or stannic

booksmedicos.org

Tabla 4.2. Algunos aniones no metálicos y poliatómicos

Carga	Símbolo	Nombre en español	Nombre en inglés
1–	$C_2H_3O_2^-$	acetato	acetate
	Br^-	bromuro	bromide
	ClO_3^-	clorato	chlorate
	Cl^-	cloruro	chloride
	ClO_2^-	clorito	chlorite
	CN^-	cianuro	cyanide
	F^-	fluoruro	fluoride
	OH^-	hidróxido o hidroxilo	hydroxide
	H^-	hidruro	hydride
	ClO^-	hipoclorito	hypochlorite
	I^-	yoduro (ioduro)	Iodide
	NO_3^-	nitrato	nitrate
	NO_2^-	nitrito	nitrite
	ClO_4^-	perclorato	perchlorate
	IO_4^-	peryodato	periodate
	MnO_4^-	permanganato	permanganate
	HCO_3^-	carbonato hidrógeno o bicarbonato	hydrogen carbonate or bicarbonate
	HSO_4^-	sulfato hidrógeno o bisulfato	hydrogen sulfate or bisulfate
	$H_2PO_4^-$	fosfato dihidrógeno	dihydrogen phosphate
2–	CO_3^{2-}	carbonato	carbonate
	CrO_4^{2-}	cromato	chromate
	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato	dichromate
	O^{2-}	óxido	oxide
	O_2^{2-}	peroxido	peroxide
	$C_2O_4^{2-}$	oxalato	oxalate
	SO_4^{2-}	sulfato	sulfate
	SO_3^{2-}	sulfito	sulfite
	S^{2-}	sulfuro	sulfide
	$S_2O_3^{2-}$	tiosulfato	thiosulfate
	HPO_4^{2-}	fosfato hidrógeno	hydrogen phosphate
3–	N^{3-}	nitruro	nitride
	PO_4^{3-}	fosfato	phosphate
	PO_3^{3-}	fosfito	phosphate
	P^{3-}	fosfuro	phosphide
	BO_3^{-3}	borato	borate

Reglas de nomenclatura de compuestos inorgánicos

Compuestos iónicos o sales

Los **compuestos iónicos** resultan de la unión de cationes con aniones para formar un compuesto neutro, de modo que al escribir la fórmula, la carga positiva debe igualar la carga negativa. Se utilizan subíndices a la derecha del símbolo de cada ion para indicar el número de iones de cada tipo requeridos para obtener la neutralidad. Para escribir la fórmula es necesario saber el símbolo y la carga de los iones; se escribe primero el símbolo del catión y luego el del anión. La carga de un ion se indica con el signo y número arriba, a la derecha del símbolo (tabla 4.3).

booksmedicos.org

Tabla 4.3. Fórmula de iones y compuesto iónico correspondiente

Elementos		Iones		Compuesto
Na	I	Na^+	I^-	NaI
Ca	Cl	Ca^{2+}	Cl^-	$CaCl_2$
Ba	O	Ba^{2+}	O^{2-}	BaO
Al	Br	Al^{3+}	Br^-	$AlBr_3$

Note que al escribir la fórmula se omiten las cargas de los iones. La fórmula indica la relación numérica más simple entre los iones que produce una especie sin carga eléctrica, por lo que es una **fórmula empírica**, y se le conoce como la fórmula unitaria del compuesto iónico. Note también que en la fórmula la magnitud de la carga de un ion se convierte en el subíndice del otro ion.

Compuestos iónicos binarios

Los compuestos **binarios** contienen solamente dos elementos. En español se nombran mencionando primero la raíz del nombre del no metal, a la cual se le añade el sufijo **uro** seguido de la palabra **de** y el nombre del metal. Es decir, se menciona primero el nombre del anión seguido de la palabra **de** y del nombre del catión. En inglés se invierte el orden y se nombra primero el catión y luego el anión (tabla 4.4).

Tabla 4.4. Fórmula y nombre de compuestos iónicos binarios

Compuesto	Iones	Nombre en español	Nombre en inglés
NaCl	Na^+ y Cl^-	cloruro de sodio	sodium chlor**ide**
AlI_3	Al^{3+} y I^-	yoduro de aluminio	aluminum iod**ide**
K_2O	K^+ y O^{2-}	óxido de potasio	potassium ox**ide**

Note que en el caso del oxígeno no se utiliza el sufijo **uro**.

Compuestos iónicos que contienen metales que pueden formar cationes de cargas diferentes

Esta es una característica de los metales de transición. Los metales de transición son aquellos grupos identificados con la letra B en la tabla periódica y aparecen del cuarto periodo en adelante. Es necesario saber la carga de los diferentes cationes posibles para poder distinguirlos al escribir fórmulas y nombres. Existen dos reglas aceptadas:

1. Cuando el metal forma solamente dos cationes diferentes, se añade el sufijo **ico** a la raíz del nombre del metal para el de carga mayor y el sufijo **oso** para el de carga menor (tabla 4.5).

Tabla 4.5. Fórmula y nombre de algunos cationes divalentes

Cobre		hierro		estaño	
Cu^+	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Sn^{2+}	Sn^{4+}
cupr**oso**	cúpr**ico**	ferr**oso**	férr**ico**	estann**oso**	estánn**ico**

2. Se usa también el Sistema Stock, que es más reciente, y que consiste en añadir el número de la carga del catión en número romano, entre paréntesis, después del nombre del metal. Hay dos nombres aceptados para los compuestos formados con estos metales (tabla 4.6).

Tabla 4.6. Fórmula y nombre de compuestos de cationes divalentes

Compuesto	Iones	Nombre (ico-oso)	Nombre Stock
CuCl	Cu^+ y Cl^-	cloruro cuproso cuprous chloride	cloruro de cobre (I) copper (I) chloride
$CuCl_2$	Cu^{2+} y Cl^-	cloruro cúprico cupric chloride	cloruro de cobre (II) copper (II) chloride

(*continúa*)

booksmedicos.org

Tabla 4.6. Fórmula y nombre de compuestos de cationes divalentes (*continuación*)

Compuesto	Iones	Nombre (ico-oso)	Nombre Stock
$FeBr_2$	Fe^{2+} y Br^-	**bromuro ferroso** **ferrous bromide**	**bromuro de hierro (II)** **iron (II) bromide**
$FeBr_3$	Fe^{3+} y Br^-	**bromuro férrico** **ferric bromide**	**bromuro de hierro(III)** **iron (III) bromide**

Compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos

Un ion poliatómico consiste de un grupo de átomos unidos por enlaces covalentes que, como grupo, llevan una carga eléctrica. Para escribir fórmulas y dar nombres a sus compuestos es necesario saber de antemano los nombres, las fórmulas y cargas de algunos iones de uso común. Cuando la fórmula requiere más de un ion poliatómico, este debe encerrarse entre paréntesis antes de escribir el subíndice.

Para nombrar compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos se nombra primero el anión y luego el catión, separados por la palabra **de** (tabla 4.7).

Tabla 4.7. Fórmula y nombre de compuestos iónicos que contienen iones poliatómicos

Compuesto	Iones	Nombre en español	Nombre en inglés
$CaSO_4$	Ca^{2+} y SO_4^{2-}	sulfato de calcio	calcium sulfate
$KMnO_4$	K^+ y MnO_4^-	permanganato de potasio	potassium permanganate
NaCN	Na^+ y CN^-	cianuro de sodio	sodium cyanide
NH_4Cl	NH_4^+ y Cl^-	cloruro de amonio	ammonium chloride
$Al_2(SO_3)_3$	Al^{3+} y SO_3^{2-}	sulfito de aluminio	aluminum sulfite

Si un ion poliatómico consiste de oxígeno con otro no metal, se le llama **oxianión**. Cuando el mismo no metal puede formar dos oxianiones, estos se distinguen añadiendo el sufijo **ato** a la raíz del nombre del no metal para el anión con mayor número de átomos de oxígeno, y el sufijo **ito** para el anión con menor número de átomos de oxígeno (tabla 4.8).

Tabla 4.8. Fórmula y nombre de algunos oxianiones

Oxianión	Nombre en español	Nombre en inglés
SO_4^{2-}	**sulfato**	**sulfate**
SO_3^{2-}	**sulfito**	**sulfite**
NO_3^-	**nitrato**	**nitrate**
NO_2^-	**nitrito**	**nitrite**

Cuando el mismo no metal puede formar cuatro oxianiones, a los dos aniones con número de átomos de oxígeno intermedios se les da el sufijo **ito** y **ato**, y al anión que tiene mayor número de átomos de oxígeno que el nombrado **ato**, además se le añade el prefijo **per**. Al anión que tiene menor número de átomos de oxígeno que el nombrado **ito**, se le añade el prefijo **hipo** (tabla 4.9).

Tabla 4.9. Fórmula y nombre de oxianiones formados por el cloro

Oxianión	Nombre en español	Nombre en inglés
ClO^-	**hipoclorito**	**hypochlorite**
ClO_2^-	**clorito**	**chlorite**
ClO_3^-	**clorato**	**chlorate**
ClO_4^-	**perclorato**	**perchlorate**

booksmedicos.org

Compuestos moleculares o covalentes

Compuestos moleculares binarios

Los **compuestos moleculares o covalentes** binarios resultan de la combinación de dos no metales o metaloides. En la fórmula se escribe primero el elemento más metálico, o sea, el que se encuentre más hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica. Luego se escribe el elemento menos metálico, o sea, el que se encuentre más hacia la derecha y hacia arriba en la tabla periódica. El número de átomos de cada elemento se indica con subíndices a la derecha del símbolo. Algunos ejemplos de compuestos moleculares binarios son NH_3, H_2S, PF_3, H_2O, N_2O_3, NO_2, SF_4 y Cl_2O_7.

Si dos elementos forman solamente un compuesto, la regla para nombrarlo es igual que para compuestos iónicos. En español se nombra primero el elemento menos metálico añadiendo a la raíz de su nombre el sufijo **uro**, seguido de la palabra **de** y el nombre del elemento más metálico (tabla 4.10).

Tabla 4.10. Fórmula y nombre de algunos compuestos moleculares binarios

Compuesto	Nombre en español	Nombre en inglés
HBr	bro**muro** de hidrógeno	hydrogen brom**ide**
H_2S	sul**furo** de hidrógeno	hydrogen sul**fide**

Existen algunos compuestos que por uso y costumbre han mantenido su nombre común, como por ejemplo los de la tabla 4.11.

Tabla 4.11. Fórmula del compuesto molecular y nombre común que se mantiene

Compuesto	Nombre en español	Nombre en inglés
H_2O	agua	water
NH_3	amoniaco	ammonia

Cuando los mismos dos elementos pueden formar más de un compuesto se distingue entre ellos usando prefijos griegos para indicar el número de átomos de cada elemento (tabla 4.12).

Tabla 4.12. Prefijos griegos usados cuando dos elementos forman compuestos moleculares diferentes

Prefijo	mono	di o bi	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona	deca
Número	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

Algunos ejemplos de nombres en los que se utilizan estos prefijos son los de la tabla 4.13.

Tabla 4.13. Fórmula y nombre de compuestos moleculares binarios

Compuesto	Nombre en español	Nombre en inglés
NO_2	**dióxido** de nitrógeno	nitrogen **dioxide**
N_2O	**monóxido** de **di**nitrógeno	**di**nitrogen **monoxide**
SF_6	**hexa**fluo**ruro** de azufre	sulfur **hexa**fluo**ride**
PCl_5	**penta**cloruro de fósforo	phosphorus **penta**chloride
N_2F_4	**tetra**fluoruro de **di**nitrógeno	**di**nitrogen **tetra**fluoride

Note que el prefijo *mono* se omite cuando se refiere al elemento más metálico (el que se escribe primero en la fórmula). El compuesto NO_2 se llama dióxido de nitrógeno y no dióxido de mononitrógeno.

booksmedicos.org

Ácidos

Los ácidos generalmente son compuestos moleculares que al disolverse en agua producen iones H^+ o H_3O^+.

Los ácidos binarios contienen el elemento hidrógeno y otro no metal. En la fórmula se escribe primero el hidrógeno y luego el otro no metal seguido de (ac) para indicar que está disuelto. Se nombran mencionando la palabra **ácido** seguida de la raíz del nombre del no metal que no es hidrógeno, a la cual se le añade el sufijo **hídrico** (tabla 4.14).

Tabla 4.14. Fórmula y nombre de algunos ácidos binarios

Ácido	Nombre en español	Nombre en inglés
HCl(ac)	**ácido** clor**hídrico**	**hydro**chloric acid
H_2S(ac)	**ácido** sulf**hídrico**	**hydro**sulfuric acid
HBr(ac)	**ácido** brom**hídrico**	**hydro**bromic acid

Los **oxiácidos** contienen el catión hidrógeno y un oxianión, por consiguiente contienen **H**, **O** y otro **no metal** que es el elemento central en la fórmula. Se escribe primero el hidrógeno y luego la fórmula del oxianión, sin carga. Para nombrarlos se menciona la palabra **ácido** seguido de la raíz del nombre del elemento central a la cual se le añade el sufijo **ico**. Si se forman dos oxiácidos con el mismo elemento central, se utiliza el sufijo **oso** para el de menor número de oxígenos. Note que el ácido con el sufijo **ico** contiene al oxianión con sufijo **ato**, mientras que el ácido con el sufijo **oso** contiene al oxianión con sufijo **ito** (tabla 4.15).

Tabla 4.15. Fórmula y nombre de oxianiones y sus oxiácidos correspondientes

Oxianión	Nombre	Oxiácido	Nombre en español	Nombre en inglés
CO_3^{2-}	carbon**ato**	H_2CO_3	ácido carbón**ico**	carbon**ic** acid
NO_3^-	nitr**ato**	HNO_3	ácido nítr**ico**	nitr**ic** acid
NO_2^-	nitr**ito**	HNO_2	ácido nitr**oso**	nitr**ous** acid
SO_4^{2-}	sulf**ato**	H_2SO_4	ácido sulfúr**ico**	sulfur**ic** acid
SO_3^{2-}	sulf**ito**	H_2SO_3	ácido sulfur**oso**	sulfur**ous** acid
PO_4^{3-}	fosf**ato**	H_3PO_4	ácido fosfór**ico**	phosphor**ic** acid
PO_3^{3-}	fosf**ito**	H_3PO_3	ácido fosfor**oso**	phosphor**ous** acid

Cuando el átomo central puede formar más de dos oxiácidos, se utilizan los prefijos **hipo** para el de menor número de oxígenos que el **oso**, y **per** para el de mayor número de oxígenos que el **ico** (tabla 4.16).

Tabla 4.16. Fórmula y nombre de bromo y sus oxiácidos correspondientes

Oxianión	Nombre	Oxiácido	Nombre en español	Nombre en inglés
BrO^-	**hipo**brom**ito**	HBrO	ácido **hipo**brom**oso**	**hypo**brom**ous** acid
BrO_2^-	brom**ito**	$HBrO_2$	ácido brom**oso**	brom**ous** acid
BrO_3^-	brom**ato**	$HBrO_3$	ácido brómico	bromic acid
BrO_4^-	**per**brom**ato**	$HBrO_4$	ácido **per**brómico	**per**bromic acid

Sales ácidas

Las sales ácidas son compuestos iónicos que contienen aniones ácidos. Un anión ácido es un anión que contiene el elemento hidrógeno y puede producir H^+ al disolverse en agua. Un ejemplo de un anión ácido es HCO_3^-. Este anión puede formar una sal o compuesto iónico con algún catión, como por ejemplo, K^+. Se dice que el compuesto que forma, $KHCO_3$, es una sal ácida.

booksmedicos.org

Para nombrar aniones ácidos, se utiliza el nombre del anión sin los hidrógenos que le dan el carácter ácido, y después del nombre de ese anión se escribe la palabra **hidrógeno**, o la palabra **ácido**. Se utilizan prefijos griegos para indicar el número de átomos de hidrógeno en el anión ácido. Si no se escribe prefijo, se entiende que hay un sólo átomo de hidrógeno (tabla 4.17).

Tabla 4.17. Fórmula y nombre de oxianiones y los aniones ácidos correspondientes

Anión	Anión ácido	Nombre en español	Nombre en inglés
SO_4^{2-}	HSO_4^-	**sulfato** hidrógeno **sulfato** ácido **bisulfato**	hydrogen **sulfate**
PO_4^{3-}	$H_2PO_4^-$	**fosfato dihidrógeno** **fosfato diácido**	dihydrogen **phosphate**
PO_4^{3-}	HPO_4^{2-}	**fosfato** hidrógeno **fosfato** ácido **bifosfato**	**mono**hydrogen **phosphate**
CO_3^{2-}	HCO_3^-	**carbonato** hidrógeno **carbonato** ácido **bicarbonato**	hydrogen **carbonate**

Note que para aniones ácidos con un solo hidrógeno se puede utilizar el nombre común donde se añade el prefijo **bi** al nombre del anión: **bisulfato, bifosfato, bicarbonato**.

La tabla 4.18 presenta varios ejemplos de sales ácidas.

Tabla 4.18. Fórmula y nombre de sales ácidas

Sal ácida	Nombre en español	Nombre en inglés
$NaHCO_3$	**carbonato hidrógeno** de sodio **carbonato ácido** de sodio **bicarbonato** de sodio	sodium **hydrogen carbonate**
$KHSO_4$	**sulfato hidrógeno** de potasio **sulfato ácido** de potasio **bisulfato** de potasio	potassium **hydrogen sulfate**
$Ba(H_2PO_4)_2$	**fosfato dihidrógeno** de bario **fosfato diácido** de bario	barium **dihydrogen phosphate**

Hidratos

Los hidratos son **compuestos iónicos** que contienen un número definido de moléculas de agua como parte de su fórmula. Se escribe la fórmula del compuesto iónico seguida de un punto y el número de moléculas de agua que contiene. Para nombrarlos se menciona el nombre del compuesto iónico y se añade la palabra **hidratado** con un prefijo griego que indique el número de moléculas de agua que contiene (tabla 4.19).

Tabla 4.19. Fórmula y nombre de hidratos

Hidrato	Nombre en español	Nombre en inglés
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	sulfato de cobre (II) **pentahidratado**	copper (II) sulfate **pentahydrate**
$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	cloruro de bario **dihidratado**	barium chloride **dihydrate**
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	cloruro de cobalto (II) **hexahidratado**	cobalt (II) chloride **hexahydrate**

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Ejercicios: Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:

   a. fluoruro de bario _____

   b. nitruro de calcio _____

   c. sulfuro de aluminio _____

   d. nitrato de plata _____

   e. óxido de hierro (III) _____

   f. hidróxido cúprico _____

   g. sulfato de níquel (II) _____

   h. cloruro de mercurio (I) _____

   i. sulfito ferroso _____

   j. permanganato de potasio _____

2. Escriba el nombre de los siguientes compuestos iónicos:

   a. Cu_2CO_3 _____

   b. $SnCl_4$ _____

   c. Pb_3P_2 _____

   d. $Zn(C_2H_3O_2)_2$ _____

   e. $(NH_4)_2S$ _____

   f. SrO _____

booksmedicos.org

g. $NaC_2H_3O_2$ _____

h. BaI_2 _____

i. AgBr _____

j. $MgSO_3$ _____

booksmedicos.org

Ejercicios: Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos moleculares:

   a. ácido sulfúrico _____

   b. amoníaco _____

   c. pentafluoruro de fósforo _____

   d. ácido cloroso _____

   e. tetrafluoruro de silicio _____

   f. dicloruro de diazufre _____

   g. ácido clorhídrico _____

   h. bisulfuro de carbono _____

   i. trifluoruro de bromo _____

   j. ácido nítrico _____

2. Escriba el nombre de los siguientes compuestos moleculares:

   a. N_2O_4 _____

   b. HCN(ac) _____

   c. $SeCl_2$ _____

   d. NF_3 _____

   e. N_2O_5 _____

   f. CCl_4 _____

booksmedicos.org

g. HBrO _____

h. HI(ac) _____

i. PCl_3 _____

j. H_2CO_3 _____

booksmedicos.org

Ejercicios: Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Nota: Antes de aplicar las reglas de nomenclatura es importante distinguir si el compuesto es iónico o molecular. Un compuesto iónico se distingue porque estará formado por un metal y un no metal, o por iones poliatómicos. Los compuestos moleculares están formados por no metales, o por no metales y metaloides.

1. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

   a. clorato de potasio _____

   b. sulfato ácido de sodio _____

   c. hexafluoruro de xenón _____

   d. tetracloruro de carbono _____

   e. bisulfato de sodio _____

   f. ácido nitroso _____

   g. peróxido de potasio _____

   h. ácido perclórico _____

   i. pentafluoruro de azufre _____

   j. sulfato de níquel(II) heptahidratado _____

2. Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

   a. $HClO_3$ _____

   b. $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ _____

   c. $AlCl_3$ _____

booksmedicos.org

d. AsF_5 _____

e. Na_3BO_3 _____

f. H_3PO_4 _____

g. Li_2CrO_4 _____

h. Na_2HPO_4 _____

i. $Fe(NO_3)_3$ _____

j. N_2O_3 _____

booksmedicos.org



Parte II

Experimentos

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Experimento 1

Lectura de escalas de diversos instrumentos

Objetivos

1. Interpretar y leer escalas de instrumentos de laboratorio para establecer la magnitud y la precisión de las medidas.
2. Conocer la incertidumbre correspondiente a instrumentos de uso común en el laboratorio y la manera como esta se refleja en las medidas tomadas.

Teoría

Cuando hacemos medidas experimentales en el laboratorio, utilizamos instrumentos con diferentes escalas. Los resultados de los experimentos se ven afectados por las cifras significativas que podemos obtener al leer dichas escalas. Las cifras significativas son todos aquellos dígitos que se pueden leer con certeza y un último dígito que se aproxima. Cuando dos personas diferentes hacen una misma lectura, en una misma escala, deben coincidir en los valores de los dígitos que se pueden leer con certeza, aunque pueden diferir en el valor del dígito que es aproximado.

Lectura de escalas

Cuando leemos una escala, debemos tomar en consideración la cantidad de divisiones y el valor que representa el espacio entre dos marcas o rayas adyacentes. Este espacio nos indica cuál es la última cifra significativa o el dígito aproximado que debemos informar al escribir la lectura. Tomemos por ejemplo una regla cuya escala está dividida como se muestra en la figura 1.1.

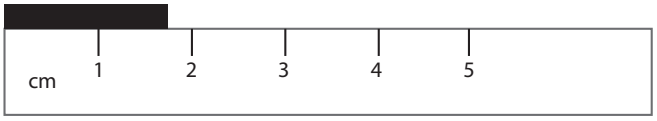


Figura 1.1. Medida con regla marcada en centímetros

Si utilizamos esta regla, notaremos que el objeto que medimos (un lado del rectángulo negro) tiene una longitud que está entre 1 y 2 centímetros. En la escala que utilizamos, el espacio más pequeño entre rayas representa una unidad de la medida (1 centímetro). Para informar correctamente la lectura, dada la escala que tenemos, debemos aproximar el dígito que va después del **1**. Lo que hacemos es dividir imaginariamente en diez partes iguales el espacio entre los números 1 y 2 y aproximar la **décima** del centímetro de acuerdo con nuestra vista. Al hacer esto podemos informar la lectura como **1.7 cm**. Esta lectura de **1.7** tiene dos cifras significati-

booksmedicos.org

vas: el dígito **1**, que se conoce o se puede leer con certeza o sin ambigüedad, ya que corresponde a una raya en la escala, y el **7,** que es un dígito que ha sido estimado por la persona que toma la medida. Este último dígito es incierto, ya que otra persona tomando la misma medida, con la misma escala, la pudo haber informado como 1.8 o 1.6 cm.

Supongamos que la regla o instrumento que usáramos para medir tuviese una escala como la que se muestra en la figura 1.2.

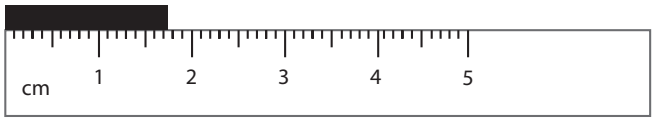


Figura 1.2. Medida con regla marcada en centímetros y milímetros

La longitud del objeto puede leerse como **1.72 cm**. En esta escala, cada centímetro está dividido en 10 partes iguales, por lo que el espacio más pequeño entre dos marcas equivale a la décima parte (0.1 o 1/10) del centímetro. Aquí observamos que el último dígito que se puede leer con certeza corresponde a la séptima raya entre el 1 y el 2, lo que equivale a siete décimas de un centímetro (0.7 o 7/10). La longitud del objeto está entre 1.7 y 1.8 cm. Como no existen rayas que subdividan el espacio pequeño que corresponde a la décima, lo dividimos imaginariamente para aproximar el dígito que corresponde a la **centésima** del centímetro (0.01). La lectura final de **1.72 cm** tiene tres cifras significativas: el **1** y el **7**, que se leen con certeza, y el **2**, que es aproximado por la persona que toma la lectura. Otra persona tomando la misma lectura con el mismo instrumento, pudo haber informado 1.73 o 1.71 cm.

De los dos ejemplos anteriores, podemos observar que el número de cifras significativas de una medida dependerá de la precisión del instrumento con que se mida. Un instrumento será más preciso mientras mayor sea el número de divisiones que se encuentren entre cada unidad de la medida. En los ejemplos anteriores, la unidad de medida fue el centímetro. En la escala de la figura 1.1 no hay subdivisiones entre un centímetro y otro; en la escala de la figura 2.2, encontramos 10 subdivisiones entre cada centímetro. La segunda escala nos permitirá tomar una medida con un mayor número de cifras significativas (3 cifras) que la primera escala (2 cifras), y, por tanto, se dice que la segunda medida es más precisa que la primera.

Si una medida tuviese una magnitud que coincidiera con una raya en la escala, aun así es necesario expresar la lectura incluyendo el dígito aproximado, que en este caso será **0**, ya que este también es cifra significativa. La figura 1.3 muestra un objeto cuya longitud coincide con la marca que corresponde a un centímetro. En este caso el **1** se puede leer con certeza.

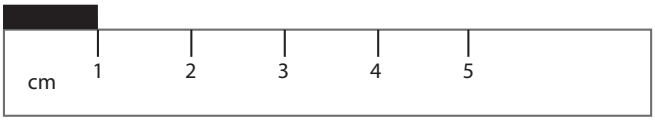


Figura 1.3. Medida con regla marcada en centímetros

Sin embargo, como vimos en el ejemplo de la figura 1.1, esta escala permite estimar la **décima** del centímetro. Esto implica que para que la lectura contenga el número correcto de cifras significativas que nos provee esta escala, es necesario estimar el último dígito. Como el número estimado en este caso es **0**, la lectura correcta será **1.0 cm** y tendrá dos cifras significativas.

En la figura 1.4 podemos observar una regla en la cual cada espacio en la escala corresponde a 5 unidades:

booksmedicos.org

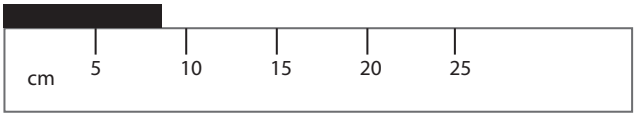


Figura 1.4. Medida con regla marcada cada cinco centímetros

La longitud del objeto está entre 5 y 10 cm. En este caso lo que hacemos es dividir imaginariamente el espacio entre los números cinco y diez, en cinco partes iguales y aproximar de acuerdo con nuestra vista. Esto nos permite aproximar la longitud al centímetro más cercano. La lectura tendrá una sola cifra significativa y se podrá informar como **8** cm. En una escala como esta es incorrecto anotar sitios decimales en la lectura, ya que si el 8 es aproximado, los sitios decimales no tienen significado.

La **bureta** es un instrumento que se usa para descargar volúmenes de líquido a través de una llave que se encuentra en la parte inferior de un tubo de vidrio. En la figura 1.5 se muestra una bureta de 50 mL. Podemos observar que el cero de la escala se encuentra en la parte superior del tubo, por lo que se lee de arriba hacia abajo. La unidad utilizada para medir volumen es el mL (mililitro), y cada mL está dividido en 10 partes iguales, de modo que el espacio entre dos líneas adyacentes corresponde a la décima (0.1 o 1/10) del mL.

Esto significa que en ese instrumento se puede leer la décima del mililitro con exactitud, y se puede aproximar la centésima (0.01 ó 1/100) dividiendo imaginariamente el espacio más pequeño en 10 partes iguales. Como la centésima o segundo lugar decimal es el primer dígito incierto, también es cifra significativa. De acuerdo con la figura 1.5, la lectura de la bureta es **49.28** mL. Esta lectura refleja 4 cifras significativas. Los primeros tres dígitos son ciertos, y el cuarto es estimado o aproximado. Toda lectura hecha con esta bureta deberá llevar **dos lugares decimales**, aunque estos sean cero. Si no se escriben los lugares decimales, se le adjudica a la medida una **incertidumbre mayor** que la que realmente tiene, ya que se interpreta que hay incertidumbre en el último dígito que se escribe.

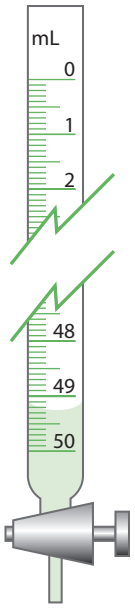


Figura 1.5. Bureta de 50 mL

Una medida que coincida con la raya de 15 mL debe anotarse como **15.00 mL**. Si se anota como 15 mL o 15.0 mL, está incorrecta. Esto implica que el 5 —en el primer caso— o el 0 —en el segundo caso— es el dígito estimado, cuando en realidad en ese instrumento se puede leer con exactitud hasta el primer lugar decimal, de modo que el dígito estimado es el segundo cero, por lo que también es cifra significativa.

Note que el número de cifras significativas en una medida, además de depender de la precisión del instrumento utilizado, también depende de la magnitud de la medida. Si la lectura de la bureta de la figura 1.5 estuviese localizada exactamente en la raya de 1.5 mL, la anotación correcta sería **1.50** mL. Esta lectura —aunque fue hecha con el mismo instrumento— sólo contiene tres cifras significativas. Observe que lo que es igual en ambas medidas, es el número de lugares decimales que se pueden leer en el instrumento. Podemos concluir que mientras más subdividida esté la unidad en una escala, mayor será el número de cifras significativas en la medida, y mayor será su precisión.

Cada instrumento tiene una precisión que le es característica, y que depende de su construcción. La mayoría de los instrumentos con los que se trabaja en el laboratorio contienen escalas como las que hemos presentado anteriormente. Sin embargo, hay algunos instrumentos, como las pipetas volumétricas y los matraces volumétricos, que no contienen escalas. Debido a esto, no podemos deducir su precisión o el número de lugares decimales que posee la medida. Cuando no se conoce esta información, se puede obtener la precisión del instrumento repitiendo una misma medida varias veces y utilizando métodos estadísticos como la desviación estándar. Generalmente el fabricante incluye la precisión de este tipo de instrumentos en una hoja de especificaciones.

Conociendo de antemano la incertidumbre de los instrumentos que se utilizan comúnmente en el laboratorio, es posible tomar medidas correctas con el número de cifras significativas que nos permiten cada uno de estos instrumentos. Aunque la mejor forma de conocer esta información es estudiando la hoja de especificaciones de cada instrumento, en la tabla 1.1 se presentan las incertidumbres correspondientes a instrumentos de uso común.

booksmedicos.org

Tabla 1.1. Incertidumbre de algunos instrumentos de uso común

Instrumento	Incertidumbre
Probeta de 100 mL	± 0.5 mL
Matraz volumétrico de 100 mL	± 0.08 mL
Probeta de 10 mL con divisiones de 1 mL	± 0.05 mL
Bureta de 50 mL	± 0.02 mL
Pipeta volumétrica de 10 mL	± 0.01 mL
Pipeta de Mohr de 10 mL	± 0.01 mL
Balanza analítica	± 0.0001 g
Termómetro con divisiones de 1°	± 0.5°

De la información de la tabla 1.1 podemos concluir que una medida tomada en estos instrumentos debe tener tantos lugares decimales como se indica en la incertidumbre para ese instrumento. Estos lugares decimales se deben incluir en la medida, aunque sean cero (0). Por ejemplo, una medida tomada con una probeta de 100 mL debe tener un lugar decimal, mientras que una medida hecha en una balanza analítica debe tener 4 lugares decimales.

Procedimiento

Materiales

- regla dividida en centímetros
- báscula de baño
- balanza de laboratorio con escalas
- termómetro
- voltímetro análogo
- bureta
- probeta
- batería 1.5 V

Nota: para este experimento en particular, utilice la hoja de informe mientras hace las medidas.

I. Medidas de longitud

1. Observe la división de la escala de la regla métrica que provee el instructor.
2. Mida el ancho de **la cubierta del manual de laboratorio**, en centímetros, y anótelo usando el número de cifras significativas que permite leer la escala.

II. Medidas de masa

1. Observe la división de la escala de la báscula (balanza) de baño que provee el instructor. Mida la masa de un **compañero** en la báscula de baño y anótela con el número de cifras significativas que permite leer la escala. Recuerde que toda medida tiene magnitud y unidad.
2. Observe la división de las escalas de la balanza de laboratorio que provee el instructor. Ponga en cero la balanza y pese un objeto.

III. Medidas de temperatura

Observe el termómetro que hay en el salón. Anote la temperatura ambiente.

IV. Medidas de voltaje

1. Estudie la escala que utilizará.
2. Conecte los cables a los polos de la batería de 1.5 V que se provee.
3. Mida el voltaje de la batería. Al terminar desconecte los cables.

booksmedicos.org

V. Medidas de volumen

1. Observe las escalas de las **probetas** que le indicará el instructor. En este instrumento el cero aparece en la parte inferior de la escala, ya que se mide el volumen contenido en el envase.
2. Observe la escala de la **bureta** que le proveerá el instructor. En la escala de la bureta el cero aparece en la parte superior, ya que se mide el volumen que se descarga en otro envase. Como toda escala se lee en orden ascendente —del número menor al número mayor— esto implica que la escala de la bureta debe leerse de arriba hacia abajo.
3. La **bureta** contiene cierta cantidad de agua. Observe la formación del menisco. El menisco es una curvatura que se observa en la superficie del líquido. Ajuste la altura de la bureta de tal forma que la parte baja del menisco esté al mismo nivel que sus ojos y tome la lectura de ese nivel del agua. Recuerde que la escala se lee de arriba hacia abajo.
4. Coloque la **probeta de 100 mL** —que debe estar seca— debajo de la punta de la bureta, de tal forma que pueda recoger el líquido que se descargue de la bureta. Abra la llave de la bureta y descargue agua hasta que el nivel del líquido en la **probeta** esté cerca de 30 mL. Sostenga la **probeta** de manera que el nivel inferior del menisco esté a la altura de sus ojos. Lea el volumen de agua en la **probeta**.
5. Tome nuevamente la lectura del nivel del agua en la **bureta**.
6. Calcule el volumen de agua que descargó de la **bureta**. Recuerde que la bureta se utiliza para **descargar** un volumen de líquido. Usualmente no nos interesa el volumen que la bureta contiene, sino el que se ha descargado. Este volumen de líquido descargado se obtiene por diferencia entre la lectura final de la bureta después de descargar (V_f) y la lectura inicial antes de descargar (V_i). Esta diferencia se conoce como ΔV, de forma que $\Delta V = V_f - V_i$.
7. Compare el volumen de agua descargado según las lecturas de la **bureta** (paso 6) con el volumen medido en la **probeta** que lo recibió (paso 4).

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Lectura de escalas de diversos instrumentos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

I. Observe las siguientes figuras A, B, C y D, anote la lectura de longitud o de volumen en el espacio correspondiente y conteste las preguntas que aparecen debajo de estas.

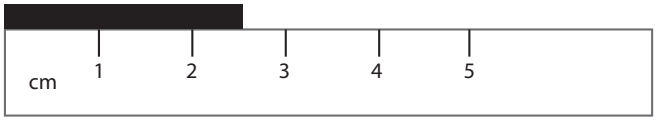


Figura A

_____

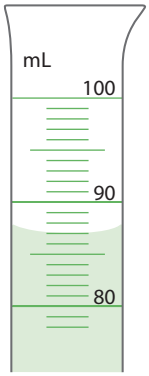


Figura B



Figura C



Figura D

_____ _____ _____

1. ¿Cuál de las lecturas de las figuras anteriores contiene el menor número de cifras significativas?

2. ¿Cuántos lugares decimales permite leer la escala de la probeta en la figura B?

booksmedicos.org

3. Si la lectura inicial antes de descargar la bureta en la figura C, era 1.50 mL:
   a. ¿Cuál es el volumen descargado, de acuerdo con la lectura final mostrada en la figura?

   b. ¿Cuántas cifras significativas contiene la medida del volumen descargado de la bureta?

4. Tomando como inicial la lectura que aparece en la pipeta de Mohr de la figura D, calcule el volumen que se descargaría al llevarla hasta 5.00 mL.

5. ¿Si el número de subdivisiones entre las unidades en una escala aumenta, el número de cifras significativas en la medida aumenta o disminuye?

6. Utilice la información de la tabla 1.1 para anotar correctamente las siguientes medidas con las cifras significativas adecuadas:
   a. Un termómetro cuya lectura coincide con la raya de 30° C.

   b. 100 mL de líquido medido en el matraz volumétrico de 100 mL.

booksmedicos.org

Informe: Lectura de escalas de diversos instrumentos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Nota: Recuerde que al anotar la lectura de una medida, el último dígito debe ser el aproximado.

Medidas de longitud

1. ¿Cuál es la distancia entre dos números adyacentes en la regla? _____
2. ¿En cuál cifra después del punto se encuentra la aproximación? _____
3. ¿Cuál es el ancho de la cubierta del manual de laboratorio? _____

Medidas de masa

1. Báscula de baño
   a. ¿Qué unidad de masa utiliza el instrumento? _____
   b. ¿A cuánto equivale la subdivisión más pequeña de la escala? _____
   c. Masa del compañero _____ Número de cifras significativas _____
2. Balanza de laboratorio
   a. Unidad de masa que utiliza el instrumento _____
   b. ¿A qué masa equivale la subdivisión más pequeña de la escala?_____
   c. Objeto pesado _____
   d. Masa del objeto _____ Número de cifras significativas _____

Medidas de temperatura

1. Unidad de temperatura que se utiliza en el termómetro que provee el instructor _____
2. ¿A cuánto equivale cada subdivisión en el termómetro? _____
3. ¿Cuál es la temperatura ambiente? _____ Número de cifras significativas _____

Medidas de voltaje

Voltaje de la batería _____ Número de cifras significativas _____

booksmedicos.org

Medidas de volumen

1. ¿Qué unidad de volumen utiliza la bureta? _____
2. ¿Cuántas subdivisiones hay entre dos números consecutivos?_____
3. Lectura inicial de la bureta (antes de descargarla), Vi _____

   Número de cifras significativas _____
4. Lectura del volumen de agua en la probeta (descargada de la bureta) _____

   Número de cifras significativas _____
5. Lectura final de la bureta (después de descargarla), Vf _____

   Número de cifras significativas _____
6. Volumen descargado según la bureta (ΔV)_____

   Número de cifras significativas _____
7. Compare la magnitud y la precisión reflejadas en las lecturas de volumen hechas en la probeta (paso 4) y la bureta (paso 6) para una misma cantidad de agua.

booksmedicos.org

Experimento 2

Densidad: medidas de masa y volumen

Objetivos

1. Usar correctamente la balanza y la pipeta.
2. Hacer medidas de masa y volumen para determinar la densidad de agua a temperatura ambiente.
3. Determinar la densidad de un líquido desconocido.

Teoría

Sabemos que toda medida está sujeta a cierto grado de incertidumbre y que los errores experimentales no pueden evitarse totalmente. Por eso es de suma importancia desarrollar destrezas que nos permitan llevar a cabo procedimientos en los cuales las probabilidades de error sean mínimas y la validez de nuestras medidas sea máxima. Saber usar correctamente los instrumentos que se utilizan para hacer medidas es tan importante como saber hacer anotaciones correctas de esas medidas.

Entre las medidas más comunes que hace un investigador están las de masa y volumen. La masa y el volumen son propiedades extensivas de la materia. Una **propiedad extensiva** es aquella que depende de la cantidad de materia o del tamaño de la muestra que se estudia. A mayor cantidad de muestra, mayor es el volumen y mayor es la masa.

Las sustancias puras pueden ser identificadas usando una propiedad llamada **densidad**. La densidad relaciona la masa de la sustancia con el volumen que ocupa. La expresión matemática es:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

En el sistema internacional de medidas (**SI**) la unidad derivada que se obtiene para densidad es **kg/m^3**. Las unidades de densidad dependerán de las unidades usadas para la masa y el volumen. Si se utiliza la masa en gramos, **g**, y el volumen en litros, **L**, la unidad de densidad será **g/L**. En el laboratorio de química se usa comúnmente la unidad derivada **g/cm^3** que, por definición, es igual a **g/mL**.

La densidad se clasifica como una **propiedad intensiva**, ya que su valor no depende de la cantidad de materia o del tamaño de la muestra que se investigue. Note que si la masa es mayor, el volumen también lo es, por lo que la relación entre ellos será constante. Es por eso que el valor de la densidad será el mismo, no importa la cantidad de muestra que se analice. Sin embargo, la densidad de una sustancia sí puede variar si cambia la **temperatura**, por lo cual se acostumbra informar la temperatura a la que se mide la densidad.

La densidad es una **propiedad característica** de cada sustancia. Los elementos y compuestos pueden ser identificados por su densidad. Por ejemplo, un pedazo de alambre metálico que ocupa un volumen de 20.2 cm^3 y cuya masa es 159 g, se puede identificar calculando su densidad y consultando una tabla como la tabla 2.1.

booksmedicos.org

Tabla 2.1. Densidad de algunos metales

Metal	Densidad
manganeso	7.21 g/cm^3
hierro	7.87 g/cm^3
níquel	8.90 g/cm^3

Si la densidad del metal es

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{159\ \text{g}}{20.2\ \text{cm}^3} = \mathbf{7.87\ g/cm^3}$$

se puede concluir entonces que en este ejemplo el alambre es de **hierro**.

Para una muestra, la densidad resulta ser el factor de conversión entre masa y volumen. Si se conoce el **volumen** y la **densidad**, se puede calcular la **masa** de una muestra de materia. De igual modo, si se conoce la **masa** y la **densidad**, se puede calcular el **volumen** de la muestra de materia. La tabla 2.2 muestra varias sustancias puras y su densidad.

Tabla 2.2. Algunas sustancias puras y su densidad

Sustancia	Densidad
oro	19.32 g/cm^3
cobre	8.94 g/cm^3
plomo	11.34 g/cm^3

Uso de la balanza

Las balanzas son instrumentos sensitivos que requieren de mucha delicadeza al usarse. Las medidas pueden verse afectadas por el ambiente que rodee la balanza. Nunca coloque la balanza cerca de fuentes de calor, vibración o viento. Más aún, **nunca pese un objeto caliente**, espere a que se enfríe a temperatura ambiente, y luego péselo. No coloque sustancias químicas directamente sobre el plato de la balanza. Para conocer la masa de una sustancia, pese primero un envase apropiado para esta, añádale la sustancia y pese de nuevo. Esto implica que las masas se obtienen por diferencia al restar la masa del envase. Limpie inmediatamente cualquier derrame de sustancia que caiga sobre la balanza.

Existen diversos tipos de balanzas. El modo de operación es esencialmente el mismo, pero pueden diferir en la precisión que puede obtenerse en las medidas. Toda balanza debe estar en cero antes de colocar el objeto que se va a pesar. El objeto debe centralizarse sobre el plato de la balanza. Al observar una balanza que contiene escalas, podemos descubrir cuántos dígitos significativos nos permite leer.

Las balanzas electrónicas simplifican la tarea de pesar, ya que estas se ponen en cero automáticamente y dan directamente la lectura sin tener que interpretar escalas. El procedimiento es rápido y consiste en prender la balanza y, tan pronto se ponga en cero, colocar el objeto y leer su masa. Para procedimientos que requieran mucha precisión se utiliza la balanza analítica, en la cual se pueden obtener por lo menos cuatro lugares decimales.

Muchas balanzas electrónicas poseen un control llamado **tara** (**tare**), que facilita la tarea de pesar por diferencia. Esta nos permite obtener directamente la masa de sustancias químicas aunque estén colocadas en un envase. El procedimiento consiste en pesar el envase y luego presionar el botón de **tara**. La balanza guarda en memoria la masa del envase y vuelve a ponerse en cero. Al añadir la sustancia química al envase, se lee directamente la masa de sustancia sin que incluya la masa del envase. Algunas balanzas electrónicas poseen un control que permite cambiar la unidad en que se lee la masa. Antes de pesar, asegúrese de que la balanza está en la unidad apropiada, que generalmente es el **gramo**. La lectura que se obtiene en la balanza electrónica refleja su precisión, ya que se entiende que la incertidumbre en una lectura radica en el

booksmedicos.org

último dígito que se obtiene. Este último dígito es el primer dígito incierto, por lo que es la última cifra significativa.



Figura 2.1. Pipeta volumétrica

La pipeta y su precisión

La pipeta es un instrumento que se utiliza para **medir y descargar** volúmenes de líquidos. Se le llama pipeta volumétrica a aquella que está calibrada para descargar un volumen específico de líquido, por lo que requiere una sola marca o raya de calibración (figura 2.1). Existen pipetas volumétricas de diferentes capacidades: 1 mL, 5 mL, 10 mL, etc. Para utilizar una pipeta volumétrica, esta se llena hasta la marca de calibración y luego se deja **descargar totalmente** en un envase apropiado.

Existe otro tipo de pipeta conocida como pipeta de Mohr o calibrada (figura 2.2), que difiere de la volumétrica en que el volumen total que esta mide se encuentra subdividido en una escala. Como la pipeta es un instrumento para descargar líquido, el cero de la escala se encuentra en la parte superior del tubo, al igual que en la bureta, de modo que el volumen descargado se calcula por diferencia entre la lectura final y la lectura inicial. La ventaja de la pipeta de Mohr es que permite leer volúmenes variables dentro de su capacidad, y su desventaja es que es necesario considerar hasta dónde la llenamos y hasta dónde la descargamos para obtener el volumen requerido.

La precisión de una pipeta volumétrica varía de acuerdo con su capacidad. Como posee una sola marca de calibración resulta imposible establecer su precisión con solo observarla. La información sobre su precisión se obtiene del fabricante o se puede investigar experimentalmente. Generalmente la pipeta volumétrica de 10 mL posee una precisión o incertidumbre de **± 0.01 mL**. Esto implica que el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal, por lo que la anotación correcta del volumen es **10.00 mL**. El último cero es el primer dígito aproximado o incierto, por lo que es la última cifra significativa. La anotación correcta debe reflejar estas cuatro cifras significativas. Recuerde que la forma de anotar una medida da información sobre su magnitud y también sobre su precisión. Cualquier persona que lea una medida entiende que todos los dígitos escritos son significativos y que el último dígito escrito es aproximado. Es por esto que sería incorrecto anotar la medida anterior como 10 mL o 10.0 mL. Aunque esto no cambia la magnitud de la medida, sí cambia la información sobre su precisión. La primera anotación implica que es el 0 del 1**0** el primer dígito aproximado, reflejando dos cifras significativas. La segunda anotación implica que es el 0 de la derecha del 10.**0** el primer dígito aproximado, reflejando tres cifras significativas. Ambas anotaciones son incorrectas, pues ya sabemos que en esa pipeta el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal.



Figura 2.2. Pipeta de Mohr

La pipeta de Mohr, como está calibrada, nos permite discernir sobre su precisión observando la escala. Generalmente la escala de la pipeta de Mohr de 10 mL tiene cada mL dividido en diez partes iguales. Esto implica que el espacio más pequeño en la escala corresponde a la décima del mL, y si dividimos imaginariamente el espacio de la décima, podemos estimar la centésima o segundo lugar decimal.

Podemos concluir entonces que tanto con la pipeta volumétrica de 10 mL, como con la pipeta de Mohr de 10 mL, la anotación correcta del volumen conlleva dos lugares decimales. Con la pipeta volumétrica los dos lugares decimales siempre son cero (10.00 mL), por estar calibrada para un volumen específico. Con la pipeta de Mohr los dos lugares decimales pueden ser cero o distintos de cero, dependiendo del volumen que se descargue.

Manejo de la pipeta

Para llenar la pipeta se requiere colocar un aditamento —o **bulbo—** en la parte superior para crear succión. Vigile el nivel del líquido dentro de la pipeta mientras la llena para evitar que su reactivo llegue hasta el bulbo y se contamine su reactivo.

Como todo equipo volumétrico, la pipeta debe estar limpia antes de usarse. Se introduce el líquido de lavado por succión, se enjuaga con agua corriente y con agua destilada. Se considera que este equipo está limpio cuando el líquido baja suavemente sin dejar gotas pegadas en las

booksmedicos.org

paredes de vidrio. Finalmente la pipeta debe enjuagarse con varios mililitros del líquido que se va a medir, de modo que arrastre la humedad que queda dentro de la pipeta.

Para utilizar la pipeta se deben seguir las siguientes instrucciones:

1. Para llenar la pipeta, mantenga su punta sumergida dentro del líquido que se va a medir mientras succiona. Si la punta sale, aunque sea momentáneamente, entrará aire a la pipeta, lo que genera error en la medida de volumen.
2. Llene la pipeta hasta que sobrepase levemente la marca de calibración, y luego descárguela cuidadosamente hasta que la parte baja del menisco coincida con la marca de calibración. Recuerde colocarla de modo que el menisco esté a la altura de sus ojos. Sáquela del líquido y remueva las gotas que quedan en el exterior del tubo, tocando la pared del envase con la punta de la pipeta.
3. Descargue la pipeta en el envase apropiado, incluso las gotas que pueden estar pegadas en el exterior del tubo, ya que hacen parte del volumen medido.
4. Al descargar la pipeta siempre queda un residuo de líquido dentro de la punta. Este residuo se toma en cuenta al calibrar la pipeta, por lo que no forma parte del volumen medido. **Nunca sople la pipeta para obligar a descargar este residuo**.

Descripción del experimento

En primer lugar se hace una práctica haciendo medidas con la pipeta y la balanza para desarrollar destrezas al usarlas y hacer anotaciones correctas de las medidas. El experimento consiste en medir la masa de un volumen definido de agua para determinar su densidad. Se hace el procedimiento cuatro veces aumentando el volumen de la muestra. Se utilizan los cuatro resultados de densidad para obtener la densidad promedio.

Finalmente se utiliza el mismo procedimiento para medir la densidad de un líquido desconocido y así poder identificarlo.

Procedimiento

Por seguridad:

1. Nunca use su boca para llenar la pipeta aunque el líquido sea agua. Utilice algún aditamento o bulbo que sirva para crear succión.
2. Evite cortaduras, recuerde que la pipeta es un tubo de vidrio que puede romperse con facilidad.
3. Nunca sujete la pipeta por el aditamento o bulbo ya que estos no se adhieren fuertemente al tubo.
4. Si el aditamento es un bulbo de goma, no lo introduzca tan profundamente al tubo que se haga difícil sacarlo. Al hacer fuerza, el tubo puede partirse en su mano. Nunca haga este procedimiento sin proteger su mano con un paño o agarradera.

Materiales

- pipeta volumétrica de 10 mL
- probeta de 10 mL
- balanza electrónica
- matraz erlenmeyer de 50 mL,
- agua destilada
- un líquido desconocido

booksmedicos.org

I. Manejo de la pipeta

1. Obtenga una pipeta volumétrica de 10 mL, lávela de manera apropiada y practique llenándola varias veces con agua destilada, hasta que pueda colocar con facilidad la parte baja del menisco justo sobre la marca de calibración.
2. Cuando crea que controla bien el procedimiento, compruébelo descargando el volumen medido a una probeta limpia y seca de 10 mL, calibrada hasta la décima del mL. Si está bien medido, el volumen de 10 mL debe coincidir en los dos instrumentos ya que poseen más o menos la misma precisión (el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal).

II. Manejo de la balanza electrónica

1. Estudie la balanza electrónica que tiene disponible. Observe sus controles, las unidades en que puede leer la masa y la precisión que se obtiene de ella.
2. Practique pesando algún objeto.

III. Determinación de la densidad de agua

1. Pese un matraz erlenmeyer de 50 mL que esté limpio y seco.
2. Mida cuidadosamente 10 mL de agua destilada utilizando la pipeta volumétrica, añádalos al matraz, y pese el matraz con agua.
3. Repita el paso anterior tres veces más hasta llegar a tener dentro del matraz un volumen total de 40 mL de agua.

IV. Determinación de la densidad de un líquido desconocido

1. Obtenga el líquido desconocido asignado por el instructor.
2. Determine la densidad del líquido utilizando el mismo procedimiento usado para determinar la densidad de agua, pero utilizando el líquido desconocido en vez de agua destilada.
3. Descarte el líquido desconocido, según las instrucciones del profesor.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Densidad: medidas de masa y volumen

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Mencione tres precauciones que deben observarse al utilizar una balanza.

2. Distinga entre pipeta volumétrica y pipeta de Mohr.

3. ¿Será posible medir un volumen de 5 mL utilizando una pipeta volumétrica de 10 mL? Explique.

4. ¿Qué se debe hacer si al descargar el volumen medido en una pipeta, se nota una gota de líquido suspendida en la punta de la misma?

5. ¿Cuántos lugares decimales deben aparecer al anotar un volumen medido con la pipeta volumétrica de 10 mL?

booksmedicos.org

6. ¿Qué precauciones de seguridad deben observarse al utilizar una pipeta?

7. Al utilizar una balanza electrónica para pesar un objeto se obtiene una lectura de 22.456 g. Llene los siguientes blancos, utilizando esa información:

   a. Número de cifras significativas _____.

   b. Dígito aproximado _____.

8. Para hallar la densidad de un líquido, un estudiante pesó diferentes volúmenes del líquido dentro de un envase que, vacío, pesó 58.3042 g, y obtuvo los siguientes datos:

Volumen del líquido (mL)	Masa de líquido más envase (g)
5.00	63.4022
10.00	68.5214
15.00	73.6412

   a. Calcule la densidad del líquido para cada uno de los volúmenes medidos.

   b. Calcule la densidad promedio del líquido.

booksmedicos.org

Informe: Densidad: medidas de masa y volumen

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Determinación de la densidad de agua

1. Complete la siguiente tabla de datos con la masa de agua según se va acumulando.

   Masa del matraz (g) _____.

Volumen (mL)	Masa de matraz + agua (g)	Masa de agua (g)
10.00		
20.00		
30.00		
40.00		

2. Calcule la densidad de agua utilizando cada par masa - volumen.

3. Calcule la densidad promedio obtenida.

booksmedicos.org

4. Calcule la desviación estándar de la densidad obtenida.

5. Exprese el resultado de la densidad:

   a. Incluyendo su desviación estándar.

   b. Utilizando el número correcto de cifras significativas.

6. Use un programa de computadora para hacer una gráfica en la cual use el volumen acumulado como variable independiente. Haga la regresión lineal, obtenga la ecuación de la línea y el valor de R^2. (Refiérase al Capítulo 3, Parte I)

   a. Escriba la ecuación de la línea e identifique la pendiente.

   b. Tomando en cuenta las unidades de las variables **x** y **y**, ¿qué representa la pendiente? (Recuerde que una pendiente se calcula con la ecuación: $\mathbf{m = \Delta y/\Delta x}$).

   c. Si el valor aceptado para la densidad del agua a la temperatura del experimento es de 0.9956 g/mL, calcule el porciento de error en la determinación.

booksmedicos.org

Determinación de la densidad del líquido desconocido No. _____.

1. Complete la siguiente tabla de datos con la masa del líquido desconocido según se va acumulando.

   Masa del matraz (g) _____.

Volumen (mL)	Masa de matraz + líquido (g)	Masa del líquido (g)
10.00		
20.00		
30.00		
40.00		

2. Calcule la densidad del desconocido utilizando cada par masa - volumen.

3. Calcule la densidad promedio de su desconocido.

4. Utilice la siguiente tabla para identificar el desconocido y calcular el porciento de error.

Tabla de densidad de varias sustancias

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
n-hexano	0.655
etanol	0.785
n-pentanol	0.811
2-butanol	0.966

booksmedicos.org

Use un programa de computadora para hacer una gráfica en la cual utilice el volumen acumulado como variable independiente. Haga la regresión lineal, obtenga la ecuación de la línea y el valor de R^2. (Refiérase al Capítulo 3, Parte I)

5. Compare el valor de la densidad obtenida con la regresión lineal (la pendiente de la ecuación de la línea) y el valor obtenido utilizando la densidad promedio. Explique cualquier diferencia en sus resultados.

booksmedicos.org

Experimento 3

Elementos básicos del análisis cualitativo

Objetivos

1. Representar los cambios químicos mediante ecuaciones balanceadas.
2. Utilizar las reglas de solubilidad de sustancias iónicas en agua para identificar aquellas sustancias que son insolubles en agua.
3. Completar ecuaciones de desplazamiento doble y predecir la ecuación iónica neta de la reacción.
4. Identificar sustancias desconocidas usando análisis cualitativo.
5. Indicar tres sustancias observando las reacciones de las sustancias entre sí y utilizando las reglas de solubilidad.
6. Observar la reacción de varias sustancias iónicas con los reactivos NaOH, $Pb(NO_3)_2$ y dimetilglioxima.

Teoría

Una de las tareas de un químico es identificar sustancias. Un análisis cualitativo consiste en investigar si una sustancia está presente en un sistema, sin que importe qué cantidad hay de ella. Esto se puede lograr observando alguna reacción en la que participe la sustancia.

En el laboratorio de química general muchas veces se observan reacciones entre soluciones acuosas de compuestos iónicos, en las que se identifican aniones y cationes metálicos. En varios experimentos se puede observar el comportamiento químico de muchos iones.

Otra de las tareas del químico es separar componentes en una mezcla de sustancias. Podemos ver el proceso de un análisis cualitativo si el objetivo es separar los componentes de una solución que contiene los iones Cu^{2+}, Pb^{2+} y Ag^{+}. El investigador utiliza su conocimiento sobre las propiedades y la forma en que reaccionan estos iones. Si añade a la mezcla un reactivo como HCl(ac), se formarán los precipitados AgCl(s) y $PbCl_2$(s), dejando al ion Cu^{2+} en solución. Luego utiliza una técnica de laboratorio para verter a otro envase la solución que contiene al Cu^{2+}. Para separar los otros dos iones en los precipitados que están mezclados, el investigador utiliza su conocimiento de que PbCl2 es más soluble en agua caliente que el AgCl. Así que al añadir la cantidad apropiada de agua caliente se disuelve el $PbCl_2$ y la solución que contiene el Pb^{2+} se vierte a otro envase. De este modo los tres componentes estarán en envases separados.

Podemos ver que un análisis cualitativo requiere conocer el comportamiento químico de las sustancias que nos interesen y llevar a cabo las reacciones apropiadas para poder identificarlas y separarlas. Es por eso que es importante saber reconocer las evidencias de que ha ocurrido un cambio químico y poder describir las reacciones usando ecuaciones químicas.

La ecuación química

Lo que ocurre en una reacción química se puede expresar de forma sencilla por medio de una **ecuación química**. Para poder escribir la ecuación deben conocerse las **fórmulas** correctas de

booksmedicos.org

los reactivos y poder establecer cuáles son los productos. Los productos se identifican por sus propiedades y por medio de análisis.

Por ejemplo, al calentarse la sustancia sólida clorato de potasio ($KClO_3$), se observa la formación de un gas incoloro e inodoro. Cuando cesa la liberación de gas, queda un residuo sólido en el envase. Al considerar los elementos que forman el compuesto (K, Cl y O), podemos especular que el gas puede ser oxígeno (O_2) o cloro (Cl_2), ya que el potasio es un metal que existe como sólido.

Recuerde que el oxígeno, al igual que el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos, existen como **moléculas diatómicas** en condiciones ambientales (O_2, H_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2).

Por las propiedades del gas observado, podemos concluir que el gas es el oxígeno, si conocemos que el cloro es un gas amarillo y de olor característico. El producto que queda en el envase sólo puede contener KCl si todo el oxígeno se liberó. Esto puede comprobarse investigando las propiedades del KCl en la literatura, y comparándolas con las del residuo obtenido.

Una vez que se conocen las fórmulas correctas de reactivos y productos se puede escribir la reacción:

$$KClO_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} KCl\,(s) + O_2\,(g)$$

El estado físico de las sustancias se indica entre paréntesis a la derecha de la fórmula. El símbolo **Δ** sobre la flecha indica calentamiento.

Por la **ley de conservación de masa** sabemos que en los productos deben aparecer igual número de átomos que en los reactivos. Para establecer la ecuación, se añaden **coeficientes** donde sea conveniente, para lograr la igualdad. Un coeficiente es un número que se coloca a la izquierda de la fórmula; si no hay nada escrito, se sobreentiende que es **1**. La reacción anterior queda **ajustada**, o se convierte en una ecuación, del siguiente modo:

$$\mathbf{2}KClO_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} \mathbf{2}KCl\,(s) + \mathbf{3}O_2\,(g)$$

Un coeficiente es un **multiplicador** de todos los átomos que contiene la fórmula. Recuerde que para balancear o ajustar una reacción **nunca se alteran las fórmulas**, solo se añaden **coeficientes** que permitan igualar el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

Reacciones en solución acuosa

Muchas reacciones ocurren en soluciones acuosas. Esto implica que los reactivos se encuentran disueltos en agua. Al mezclar soluciones líquidas, la formación de un **precipitado** (sólido), y la formación de un gas (burbujas que salen de la mezcla de reacción), pueden ser la evidencia de que ha ocurrido un cambio químico.

Las **soluciones** son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. Se forma una sola fase, por lo que no se pueden distinguir los componentes individuales. Por ejemplo, al mezclar sal de mesa con agua, lo que se observa es un líquido incoloro semejante al agua. Sin embargo, sabemos que el otro componente está presente.

Los **compuestos iónicos** o **sales** generalmente son sólidos cuyas partículas son iones de cargas opuestas, unidas por fuerzas eléctricas de atracción. Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua se vencen esas fuerzas de atracción, los iones se separan y se rodean de moléculas de agua, por lo que pueden moverse libremente. El proceso representa un cambio físico, ya que lo único que ocurre es que se separan los iones sin que se altere su identidad. Para la sal cloruro de potasio (KCl) el proceso se puede expresar como:

$$KCl(s) + H_2O(l) \rightarrow K^+(ac) + Cl^-(ac)$$

El símbolo **(ac)** significa acuoso o disuelto en agua.

Cuando un reactivo es un compuesto **molecular** o **covalente**, las partículas que lo componen son moléculas. Una molécula es una estructura formada por dos o más átomos unidos

booksmedicos.org

químicamente que forman unidades independientes. El agua, por ejemplo, consiste de muchas unidades H_2O y cada una de ellas representa una molécula de agua.

Cuando un compuesto molecular se disuelve en agua, sus moléculas se separan entremezclándose con las moléculas de agua y aumentando su movilidad. El azúcar, por ejemplo, es un compuesto molecular con fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$. Al disolverse en agua, las moléculas $C_{12}H_{22}O_{11}$ se entremezclan con las moléculas de H_2O, sin sufrir cambio químico alguno:

$$C_{12}H_{22}O_{11}\,(s) + H_2O\,(l) \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11}\,(ac)$$

Reacción de desplazamiento doble o metátesis

Las reacciones químicas se pueden clasificar en diferentes categorías de acuerdo con el tipo de rearreglo que sufren los átomos al pasar de reactivos a productos. La reacción de desplazamiento doble o metátesis se puede interpretar como un intercambio entre los componentes (aniones y cationes) de los reactivos. El proceso se puede representar en forma general con la ecuación:

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

La reacción de desplazamiento doble se lleva a cabo si al mezclar los reactivos ocurre uno de los siguientes eventos: la formación de un precipitado (sólido), la formación de un gas o la formación de un electrolito débil como, por ejemplo, agua.

Una reacción de desplazamiento doble en la cual se forma un precipitado también se conoce como **reacción de precipitación**. La reacción puede ocurrir entre dos compuestos iónicos (sales) que son solubles en agua, si al ocurrir el intercambio de iones, uno de los productos es insoluble en agua y precipita como sólido. En la siguiente reacción precipita cloruro de plata (AgCl), que es insoluble en agua.

$$AgNO_3\,(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3\,(ac)$$

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua por la semejanza en las fuerzas de atracción entre las partículas presentes en las sales (iones) y las de agua (moléculas polares). Sin embargo, hay algunos compuestos iónicos que son insolubles en agua. Sabemos que ocurrirá reacción de precipitación si los reactivos, al intercambiar sus iones, forman uno de estos **compuestos iónicos insolubles**. Para poder predecir si ocurrirá reacción de precipitación al mezclar dos reactivos, resulta conveniente conocer una serie de **reglas de solubilidad** que se han establecido basándose en observaciones. Dichas reglas están resumidas en la tabla 3.1.

Tabla 3.1. Reglas de solubilidad de compuestos iónicos en agua

Compuestos iónicos solubles	Compuestos iónicos insolubles
Todos los compuestos que contienen cationes del grupo IA y NH_4^+.	Los compuestos que contienen el anión hidroxilo (OH^-), **excepto los hidróxidos de metales del grupo IA y los de Ca^{2+}, Sr^{2+} y Ba^{2+}, que son solubles.**
Todos los compuestos que contienen los aniones nitrato (NO_3^-), acetato ($C_2H_3O_2^-$) y la mayoría de los compuestos que contienen el anión perclorato (ClO_4^-).	Los compuestos que contienen el anión carbonato (CO_3^{2-}) y el anión fosfato (PO_4^{3-}), **excepto los carbonatos y fosfatos de metales del grupo IA y de NH_4^+, que son solubles.**
Los compuestos que contienen los aniones cloruro (Cl^-), bromuro (Br^-) y yoduro (I^-), **excepto aquellos que contienen los cationes Ag^+, Pb^{2+} y Hg_2^{2+}, que son insolubles.**	Los compuestos que contienen el anión sulfuro (S^{2-}), **excepto los sulfuros del grupo 1A y los de NH_4^+, que son solubles.**
Los compuestos que contienen el anión sulfato (SO_4^{2-}), **excepto aquellos que contienen los cationes Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ag^+, Hg_2^{+2}, Ba^{2+} y Pb^{2+}, que son insolubles.**	

Una reacción de desplazamiento doble donde **se libera un gas**, puede ocurrir entre compuestos iónicos:

$$NH_4Cl\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow NaCl\,(ac) + NH_4OH\,(ac)$$

booksmedicos.org

En este caso la reacción es entre la sal cloruro de amonio (NH_4Cl) y la base fuerte hidróxido de sodio (NaOH). El producto NH_4OH se descompone en el gas amoniaco y agua:

$$NH_4OH\ (ac) \rightarrow NH_3\ (g) + H_2O\ (l)$$

La reacción anterior usualmente se reescribe:

$$NH_4Cl\ (ac) + NaOH\ (ac) \rightarrow NaCl\ (ac) + NH_3\ (g) + H_2O\ (l)$$

También puede ocurrir reacción de formación de gas entre un compuesto iónico y un compuesto molecular:

$$Na_2CO_3\ (ac) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow Na_2SO_4\ (ac) + H_2CO_3\ (ac)$$

En la ecuación anterior se forma H_2CO_3, que es inestable y se descompone formando el gas bióxido de carbono y agua:

$$H_2CO_3\ (ac) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

La reacción anterior usualmente se reescribe:

$$Na_2CO_3\ (ac) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow Na_2SO_4\ (ac) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Otra reacción donde se forma un gas es la siguiente:

$$K_2S\ (ac) + 2HCl\ (ac) \rightarrow H_2S\ (g) + 2KCl\ (ac)$$

Con los ejemplos anteriores podemos aprender algunas reglas con respecto a la formación de gases en reacciones de metátesis (tabla 3.2).

Tabla 3.2. Reglas de formación de gases

Reactivos	Productos
sales que contienen NH_4^+ + base	NH_3 (g)/ + H_2O + sal
sales que contienen CO_3^{2-} + ácido	CO_2 (g) + H_2O + sal
sales que contienen S^{2-} + ácido	H_2S (g) + sal

Las **reacciones de neutralización** entre ácidos y bases son ejemplos de reacciones de desplazamiento doble, donde se produce sal y agua, que es un electrolito débil:

$$\underset{\text{ácido}}{HCl\ (ac)} + \underset{\text{base}}{KOH\ (ac)} \rightarrow \underset{\text{sal}}{KCl\ (ac)} + H_2O\ (l)$$

Ecuaciones para representar reacciones iónicas en soluciones acuosas

Las reacciones iónicas en soluciones acuosas se pueden representar con tres tipos de ecuaciones: **ecuación molecular, ecuación iónica completa o total** y **ecuación iónica neta**. Para ilustrar los ejemplos anteriores se ha utilizado la ecuación molecular.

La **ecuación molecular** muestra los reactivos y productos con sus iones combinados formando compuestos neutros. No se muestran las cargas, aunque están presentes. Por ejemplo, al

booksmedicos.org

mezclar una solución de cromato de sodio (Na_2CrO_4) con una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$), se forma un sólido o **precipitado**. Ocurre una reacción de precipitación. El precipitado debe ser cromato de plata (Ag_2CrO_4), ya que el otro producto posible, nitrato de sodio ($NaNO_3$), es soluble (ver tabla 3.1, reglas de solubilidad). La ecuación molecular de la reacción es:

$$2AgNO_3\,(ac) + Na_2CrO_4\,(ac) \rightarrow Ag_2CrO_4\,(s) + 2NaNO_3\,(ac)$$

Este tipo de ecuación **no** muestra lo que realmente ocurre, ya que sabemos que los compuestos iónicos solubles se disocian en sus iones al disolverse. Este hecho se muestra mejor con la **ecuación iónica completa o total**, donde aparecen las sustancias solubles disociadas en sus iones:

$$2Ag^+\,(ac) + 2NO_3^-(ac) + 2Na^+\,(ac) + CrO_4^{2-}(ac) \rightarrow Ag_2CrO_4\,(s) + 2Na^+\,(ac) + 2NO_3^-\,(ac)$$

Recuerde que en la sustancia insoluble o sólido, los iones permanecen unidos por fuertes fuerzas eléctricas de atracción. En la ecuación iónica total se hacen más evidentes las sustancias insolubles cuyos iones están unidos.

Note que la ecuación iónica total muestra iones que no sufren cambio en la reacción. Estos aparecen en ambos lados de la ecuación, en este caso, Na^+ y NO_3^- y se conocen como **iones espectadores,** ya que están presentes por ser parte de los reactivos, pero no participan en la reacción.

Para encontrar la **ecuación iónica neta** se eliminan o cancelan los iones espectadores, ya que aparecen en igual cantidad en ambos lados de la ecuación. Este tipo de ecuación muestra únicamente el cambio químico que se está llevando a cabo:

$$2Ag^+\,(ac) + CrO_4^{2-}\,(ac) \rightarrow Ag_2CrO_4\,(s)$$

Para escribir correctamente estos tres tipos de ecuaciones es importante recordar que solamente se pueden separar en iones los electrolitos fuertes, como compuestos iónicos solubles y ácidos y bases fuertes. Al escribir una ecuación química, los electrolitos débiles —como ácidos y bases débiles y compuestos iónicos insolubles— no se separan en iones.

Se puede escribir la ecuación iónica neta a partir de la fórmula unitaria del compuesto iónico insoluble, ya que lo que muestra es la proporción en que se combinan los iones para formar el compuesto. Por ejemplo, para la formación de la sal Ag_2SO_4, la ecuación iónica neta debe mostrar que dos iones de Ag^+ se combinan con un ion SO_4^{2-} para formar el compuesto:

$$2Ag^+\,(ac) + SO_4^{2-}\,(ac) \rightarrow Ag_2SO_4\,(s)$$

Descripción del experimento

En la primera parte del experimento se asigna un grupo de tres soluciones de las sustancias identificadas A, B y C. Como se conoce la identidad de las tres sustancias del grupo, se pueden escribir las tres posibles reacciones de desplazamiento doble que pueden ocurrir al mezclar A + B, A + C y B + C, utilizando las reglas de solubilidad (tabla 3.1). Finalmente se mezclan las soluciones de acuerdo con las tres posibles combinaciones y se anotan las observaciones. Al comparar las observaciones con las ecuaciones escritas previamente, se pueden identificar las sustancias A, B y C.

En las siguientes partes del experimento se observa el comportamiento químico de varios compuestos iónicos al reaccionar con reactivos tales como NaOH, $Pb(NO_3)_2$ y dimetilglioxima. Estas reacciones pueden utilizarse para identificar cationes o aniones específicos.

La dimetilglioxima (DMGH) es un reactivo orgánico que bajo ciertas condiciones de acidez, puede formar precipitado con los iones Ni^{2+}, Pd^{2+} y Bi^{3+}.

booksmedicos.org

Procedimiento

Por su seguridad:
Recuerde que HCl(ac) y HNO_3(ac) son ácidos fuertes y NaOH es una base fuerte. Manéjelos con mucho cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos. Informe el incidente al instructor.

Materiales

- Vasos de precipitados pequeños
- Goteros
- Tubos de ensayo
- Papel tornasol azul
- Dimetilglioxima al 1%
- Ácido acético 6M
- Acetato de sodio 0.2M
- Soluciones 0.5 M de ácido clorhídrico, cloruro de calcio, carbonato de sodio, carbonato de potasio, cloruro de níquel (II), ácido nítrico, nitrato de plomo (II), hidróxido de sodio, nitrato de cobre (II), cloruro de níquel (II), yoduro de potasio, cloruro de potasio, bromuro de potasio.

I. Identificación de los desconocidos A, B y C

1. El instructor le asignará a cada grupo de estudiantes uno de los siguientes grupos de sustancias:

   - Grupo I: HCl, $CaCl_2$, Na_2CO_3
   - Grupo II: HCl, K_2CO_3, $NiCl_2$
   - Grupo III: HNO_3, Na_2CO_3, $NiCl_2$
   - Grupo IV: HNO_3, K_2CO_3, $CaCl_2$

Nota: Dentro de un grupo, cada sustancia estará rotulada según el número del grupo y la letra A, B o C (por ejemplo IA, IB, IC), pero no están en un orden particular, de modo que, aunque se conoce cuáles son las sustancias en el grupo, no se sabe cuál es A, B y C.

2. Escriba las ecuaciones resultantes de las tres posibles combinaciones entre dos de las tres sustancias asignadas. Utilice las reglas de solubilidad (tabla 3.1) para predecir si los productos son solubles o insolubles.
3. En tres vasos de precipitado pequeños y rotulados A, B y C, sirva aproximadamente 10 mL de la sustancia correspondiente. Asigne un gotero para cada sustancia.
4. Utilice un tubo de ensayo para mezclar 1 mL (20 gotas) de la sustancia A y 1 mL (20 gotas) de la sustancia B. Anote sus observaciones.
5. Repita el paso 5. con las otras dos combinaciones (A + C y B + C).
6. Compare sus observaciones con las propiedades de solubilidad de los productos obtenidos al escribir las ecuaciones.

II. Reacción de soluciones metálicas con hidróxido de sodio

1. Obtenga tres tubos de ensayo limpios. Utilice un gotero diferente para servir 1 mL (20 gotas) de la solución de nitrato de plomo (II) al primer tubo, solución de cloruro de níquel (II) al segundo tubo y solución de nitrato de cobre (II) al tercer tubo.

booksmedicos.org

2. Utilice un gotero limpio para añadir 20 gotas de hidróxido de sodio 0.5 M a cada uno de los tubos de ensayo que contienen las soluciones descritas en el paso anterior. Anote sus observaciones.

III. Reacción de soluciones de haluros con nitrato de plomo (II)

1. Obtenga tres tubos de ensayo limpios. Utilice un gotero diferente para servir 1 mL (20 gotas) de la solución de cloruro de potasio al primer tubo, solución de bromuro de potasio al segundo y yoduro de potasio al tercero.
2. Añada 10 gotas de nitrato de plomo (II) a cada tubo de ensayo. Observe las diferencias en color.

IV. Reacción de soluciones metálicas con dimetilglioxima

1. Obtenga tres tubos de ensayo limpios. Utilice un gotero diferente para servir 1 mL (20 gotas) de la solución de nitrato de plomo (II) al primer tubo, solución de cloruro de níquel (II) al segundo tubo y solución de nitrato de cobre (II) al tercer tubo.
2. Añada 10 gotas de ácido acético a cada tubo.
3. Agite con un agitador de vidrio el contenido del primer tubo. Remueva el agitador y toque un papel tornasol azul con la punta húmeda de este. El papel tornasol debe tornarse rosa, indicando que la solución está ácida. De no ser así, añada 10 gotas adicionales de ácido acético al tubo, tantas veces como sea necesario hasta que cambie de color el papel tornasol.
4. Añada 20 gotas de solución de acetato de sodio. Agite.
5. Añada 5 gotas de dimetilglioxima y observe si hay un cambio en color.
6. Repita los pasos 3 a 5 con los siguientes dos tubos. Anote sus observaciones.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Análisis cualitativo

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Mencione los posibles objetivos al hacer un análisis cualitativo.

2. Describa en qué se basa el investigador al hacer un análisis cualitativo de una mezcla de sustancias.

3. Estudie las reglas de nomenclatura de compuestos inorgánicos que se encuentran en el Capítulo 4 y escriba las fórmulas de los compuestos formados por los siguientes iones.

Ca^{2+}, S^{2-} _____ MnO_4^-, Mg^{2+} _____

Ag^+, CN^- _____ K^+, OH^- _____

Pb^{4+}, NO_3^- _____ $C_2O_4^{2-}$, Cr^{3+} _____

booksmedicos.org

4. Utilice la tabla 3.1 de reglas de solubilidad (experimento 3) para indicar si las siguientes sustancias son solubles o insolubles.

$(NH_4)_2S$ _____ $BaCO_3$ _____

$CrPO_4$ _____ $PbSO_4$ _____

$Fe(OH)_3$ _____ $AgNO_3$ _____

5. Complete las siguientes reacciones de desplazamiento doble (intercambie los iones y escriba las fórmulas correctas de los productos). Balancee la reacción resultante.

$KCl\ (ac) + Pb(NO_3)_2\ (ac) \rightarrow$

$Sr(OH)_2\ (ac) + HI\ (ac) \rightarrow$

booksmedicos.org

Informe: análisis cualitativo

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

A. Datos y resultados.

1. Identificación de desconocidos.

Grupo asignado _____ Sustancias presentes: _____

Escriba las ecuaciones moleculares de las reacciones esperadas de las tres combinaciones posibles al mezclar dos de las sustancias. Indique el estado físico en que deben encontrarse las sustancias (Refiérase a la Tabla 3.1).

a. _____.

b. _____.

c. _____.

Observaciones al combinar los reactivos	
A + B	
A + C	
B + C	

Identifique las sustancias, comparando las observaciones y las ecuaciones moleculares según el grupo de sustancias asignado.

A: _____ B: _____ C: _____

2. Reacción con NaOH:

Escriba la ecuación iónica neta para cada reacción y compare la apariencia de los productos.

booksmedicos.org

3. Reacción con $Pb(NO_3)_2$

   Escriba la ecuación iónica neta para cada reacción y compare la apariencia de los productos.

4. ¿Cuál catión puede identificarse usando dimetilglioxima? Explique.

B. Preguntas.

Complete las siguientes reacciones que ocurren en solución acuosa. Balancee la ecuación. Utilice la tabla apropiada para identificar los productos insolubles y los gases formados.

1. $NH_4I\,(ac) + KOH\,(ac) \rightarrow$

2. $Li_2CO_3\,(ac) + HCl\,(ac) \rightarrow$

3. $K_3PO_4\,(ac) + MgCl_2\,(ac) \rightarrow$

booksmedicos.org

Experimento 4

Cambios físicos y reacciones químicas

Objetivos

1. Distinguir entre: propiedad física y propiedad química, cambio físico y cambio químico.
2. Clasificar los cambios químicos en los diferentes tipos de reacción, como combinación, descomposición, desplazamiento sencillo y desplazamiento doble (metátesis), entre otros.
3. Observar los efectos producidos al calentar algunas sustancias.

Teoría

La **química** estudia la **materia** que, a su vez, es todo lo que compone el universo. La materia se estudia observando sus propiedades. Las propiedades de la materia son aquel grupo de características que hacen a cada sustancia única. Cada sustancia puede describirse y distinguirse por sus **propiedades físicas** y por sus **propiedades químicas**.

Las propiedades físicas son las que la sustancia muestra por sí misma como por ejemplo, su color, densidad, olor, punto de fusión, etc. Una sustancia sufre un **cambio físico** cuando se altera su forma física o apariencia sin que se altere su composición. Por ejemplo, cuando el gas bióxido de carbono (CO_2) se enfría lo suficiente, puede convertirse en un sólido conocido como hielo seco. El proceso corresponde a un cambio físico; la sustancia pasa del estado gaseoso al estado sólido. Su apariencia cambia, pero su composición sigue siendo CO_2.

Las propiedades químicas son las que la sustancia muestra al convertirse en otras sustancias. Una sustancia puede sufrir la transformación al combinarse con otras sustancias o por efectos del calor, la luz, la corriente eléctrica, entre otros, de modo que las propiedades químicas de una sustancia indican su capacidad para convertirse en otra sustancia. Ocurre un **cambio químico** o **reacción química** cuando una o más sustancias se convierten en sustancias diferentes. Por ejemplo, el agua puede descomponerse en el gas hidrógeno (H_2) y el gas oxígeno (O_2) si se le aplica una corriente eléctrica bajo las condiciones apropiadas:

$$2H_2O\,(l) \rightarrow 2H_2\,(g) + O_2\,(g)$$

Efectos al calentar sustancias químicas

En algunos casos, el calentamiento de sustancias puede conducir a cambios físicos, en otros a cambios químicos, y a veces no produce cambio.

Cuando el calentamiento produce cambio físico —como sucede con los cambios de estado de la materia— generalmente se puede invertir el proceso enfriando. Los procesos de fusión (sólido → líquido), evaporación (líquido → gas) y sublimación (sólido → gas), requieren calentamiento. Los procesos contrarios como solidificación (líquido → sólido), condensación (gas → líquido) y deposición (gas → sólido), requieren enfriamiento.

booksmedicos.org

Cuando el calentamiento produce cambio químico, no es posible invertir el proceso enfriando, ya que las sustancias producidas tienen composiciones diferentes a las originales. Existen sustancias que al calentarse se descomponen en sustancias más simples. Otras sustancias al calentarse en presencia del aire, se combinan con el oxígeno formando uno o varios productos. Algunas sustancias no sufren cambio alguno al someterse a calentamiento ordinario.

Evidencias de cambio químico

Existen ciertas evidencias que indican si ha ocurrido un cambio químico. Entre estas están un cambio en color, la formación de un precipitado al mezclar soluciones líquidas, la formación de un gas, la detección de olor, la emisión de luz y la absorción o liberación de calor, de modo que para poder establecer cuándo ocurre un cambio, ya sea físico o químico, es importante observar cuidadosamente las propiedades iniciales de los reactivos y estar atentos a los cambios que ocurren al someter esos reactivos a algún proceso.

Proceso de solución

Si el proceso de solución consiste en que las partículas de los compuestos se separen y se entremezclen sin que cambie su composición, lo que ocurre es un cambio físico. Sin embargo, hay algunos compuestos moleculares que se disuelven reaccionando químicamente, formando productos nuevos. El ejemplo clásico es el de los **ácidos** y algunas **bases**.

Los ácidos son compuestos moleculares que contienen el elemento hidrógeno y cuando se disuelven en agua producen el ion hidronio (H_3O^+). Un ejemplo es el cloruro de hidrógeno [HCl(g)]:

$$HCl\,(g) + H_2O\,(l) \rightarrow H_3O^+\,(ac) + Cl^-\,(ac)$$

En este caso decimos que el compuesto molecular se ioniza, ya que los iones aparecen como productos de la reacción. A la solución resultante se le conoce como ácido clorídrico HCl(ac)

Las **bases** son sustancias que al disolverse en agua producen el ion hidroxilo (OH^-). Las bases pueden ser compuestos iónicos que contengan un catión metálico y el anión OH^-, como por ejemplo NaOH. En este caso el proceso de solución es un cambio físico, ya que los iones existen y lo que hacen es separarse:

$$NaOH\,(s) \xrightarrow{H_2O(1)} Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Los compuestos iónicos solubles, al igual que los ácidos y las bases, se clasifican como **electrolitos**, ya que al disolverse en agua producen iones en movimiento que pueden conducir electricidad. Los **electrolitos fuertes** son las sustancias que se ionizan totalmente en agua, mientras que los **electrolitos débiles** se ionizan sólo parcialmente. El HCl y el NaOH son ejemplos de electrolitos fuertes, y se clasifican como un ácido fuerte y una base fuerte. Al disolverse en agua, ambos se transforman completamente en iones. Esto se indica en la ecuación poniendo una flecha que apunta a los productos.

Existen ácidos y bases que no se ionizan completamente al disolverse en agua y, por tanto, son electrolitos débiles. Estas sustancias se conocen como ácidos débiles y bases débiles. En un ácido débil, como por ejemplo el ácido acético ($HC_2H_3O_2$), la ionización es muy poca y la mayor parte de las moléculas permanecen sin reaccionar. Esto se indica con una doble flecha, lo que implica que se forman algunos iones, pero también hay presentes muchas moléculas del ácido sin reaccionar:

$$HC_2H_3O_2\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + C_2H_3O_2^-\,(ac)$$

La mayoría de las bases débiles son compuestos moleculares. Un ejemplo clásico es el del amoniaco (NH_3). Este compuesto consiste de unidades individuales de NH_3, pero al colocarse en agua, reacciona químicamente formando el ion OH^-:

$$NH_3\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_4^+\,(ac) + OH^-\,(ac)$$

booksmedicos.org

Al igual que para cualquier otro electrolito débil, la doble flecha nos indica que aunque se forman iones, la mayor parte de las moléculas de NH_3 permanecen sin reaccionar. Este es otro ejemplo en el cual el proceso de solución representa un cambio químico.

Molaridad

Como una solución consiste de la mezcla de sustancias, es importante conocer cuánto contiene de cada componente. Se le llama **soluto** al componente que está en menor cantidad y **disolvente** al que está en mayor cantidad. Cuando un soluto se disuelve en agua, la solución que se forma se conoce como una **solución acuosa**. A menudo se identifica la solución con el nombre del soluto solamente, entendiéndose que el disolvente es agua.

La **concentración** de una solución expresa las cantidades relativas de soluto y disolvente o de soluto y solución presentes. Existen varias unidades de concentración, de las cuales la más común es la **molaridad (M)**, que expresa los moles de soluto que están disueltos en un litro de solución, de modo que el número que aparece con el símbolo **M** representa los moles de soluto presentes en un litro de solución.

El envase que contiene una solución se identifica con el nombre del soluto y la molaridad de la solución. Por ejemplo, **NaOH 0.25M** significa que un litro de esa solución contiene 0.25 moles del soluto NaOH.

Tipos de reacciones químicas

Un gran número de reacciones químicas se pueden clasificar en uno de cinco tipos, de acuerdo con la clase de arreglo que sufren los átomos al pasar de reactivos a productos. Estos tipos son los siguientes: combinación, descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble o metátesis y combustión.

Reacción de combinación

La reacción de combinación consiste de la unión de dos sustancias simples para formar un producto más complejo. El proceso se puede representar en forma general con la ecuación:

$$A + B \rightarrow AB$$

El proceso puede ocurrir por la unión de dos elementos para formar un compuesto, como por ejemplo:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

También puede ocurrir por la unión de dos compuestos para formar un tercer compuesto, como por ejemplo:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$

Reacción de descomposición

El proceso de descomposición ocurre cuando un compuesto se rompe en dos o más sustancias. Se puede representar en forma general con la ecuación:

$$CD \rightarrow C + D$$

Muchas sustancias se descomponen al calentarlas, como muestra la siguiente ecuación:

$$2KClO_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} 2KCl\,(s) + 3O_2\,(g)$$

booksmedicos.org

En una ecuación química se puede indicar que una especie se encuentra en la fase gaseosa utilizando (g). Otra forma de indicar la formación de gas es el símbolo ↑, o sea $O_2\uparrow$.

Reacción de desplazamiento sencillo

Un desplazamiento sencillo consiste de la reacción entre un elemento y un compuesto, de tal forma que el elemento reemplaza uno de los elementos del compuesto. En los productos, el elemento que originalmente estaba libre, aparece como parte de un compuesto, y uno de los elementos que estaba originalmente en el compuesto, ahora queda libre. El proceso se puede representar en forma general con la ecuación:

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

Un ejemplo de este proceso es la reacción entre un metal más **activo** con la solución de un compuesto que contenga el ion de un metal menos activo. La actividad en los metales implica la habilidad para reaccionar que tiene el metal libre, por lo que sustituye al catión metálico que estaba presente en la solución. En la siguiente ecuación el cinc es un metal más activo que el cobre y por eso puede desplazar al ion de cobre del compuesto:

$$\underset{\text{metal}}{Zn(s)} + \underset{\text{catión cobre (II)}}{Cu(NO_3)_2\,(ac)} \rightarrow \underset{\text{catión cinc}}{Zn(NO_3)_2\,(ac)} + \underset{\text{metal}}{Cu(s)}$$

Si colocamos el cobre metálico en una solución en la que esté presente Zn^{2+}, no ocurrirá la reacción, ya que el cobre es menos activo que el cinc. Siguiendo este procedimiento para varios metales en la presencia de otros cationes, se establece una tabla de actividad, en la que se organizan a los metales de acuerdo con su reactividad.

Otro ejemplo de desplazamiento sencillo es la reacción de un metal activo con un ácido, en la cual si el metal es más activo que el hidrógeno, lo desplaza del ácido liberando el gas hidrógeno.

$$Ni\,(s) + 2HCl\,(ac) \rightarrow NiCl_2\,(ac) + H_2\,(g)$$

Reacción de desplazamiento doble o metátesis

En este tipo de reacción dos compuestos reaccionan entre sí de modo que sus componentes se intercambian. El proceso se puede representar en forma general con la ecuación:

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

La reacción de desplazamiento doble se lleva a cabo si al mezclar los reactivos ocurre uno de los siguientes eventos: la formación de un precipitado (sólido), la formación de un gas o la formación de un electrolito débil como, por ejemplo, agua.

Una reacción de desplazamiento doble en la cual se forma un precipitado también se conoce como **reacción de precipitación**. La reacción puede ocurrir entre dos compuestos iónicos (sales) que son solubles en agua, si al ocurrir el intercambio de iones uno de los productos es insoluble en agua y precipita como sólido. Como vimos en el Capítulo 3, para predecir si ocurrirá reacción de precipitación al mezclar dos soluciones, es importante consultar las reglas de solubilidad que aparecen en la Tabla 3.1. En la siguiente reacción precipita cloruro de plata (AgCl), que es insoluble.

$$AgNO_3\,(ac) + NaCl\,(ac) \rightarrow AgCl\,(s) + NaNO_3\,(ac)$$

La formación de un sólido también se puede indicar con el símbolo ↓, o sea AgCl ↓.

Las **reacciones de neutralización** entre ácidos y bases son ejemplos de reacciones de desplazamiento doble donde se produce agua y una sal:

$$\underset{\text{ácido}}{HCl\,(ac)} + \underset{\text{base}}{KOH\,(ac)} \rightarrow \underset{\text{sal}}{KCl\,(ac)} + H_2O\,(l)$$

booksmedicos.org

Reacción de combustión

Se le llama combustión a la reacción de una sustancia con oxígeno, donde esta se quema liberando gran cantidad de calor y produciendo llamas. Los compuestos orgánicos que contienen solamente carbono e hidrógeno se conocen como hidrocarburos. Estos se queman al reaccionar con oxígeno formando bióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), entre otros productos. Un hidrocarburo de uso común es el gas propano, C_3H_8, el cual es usado como combustible. Para el caso de propano, la reacción de combustión se puede expresar con la ecuación:

$$C_3H_8\,(g) + 5O_2\,(g) \rightarrow 3CO_2\,(g) + 4H_2O\,(g) + \text{Energía}$$

Procedimiento

Por su seguridad:
Recuerde que HCl(ac) es un ácido y NaOH(ac) es una base. Manéjelos con mucho cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos. Informe el incidente al instructor.

Materiales

- mechero
- tubos de ensayo
- espátula
- tenaza de crisol
- rejilla
- arena
- cloruro de amonio
- cinc
- cobre
- magnesio
- hierro
- carbonato de calcio
- yodo
- clorato de potasio
- azúcar
- soluciones 0.1 M de nitrato de bario, sulfato de sodio, nitrato de plomo (II), nitrato de níquel (II), nitrato de hierro (II), nitrato de cinc, nitrato de cobre (II).
- soluciones 2 M de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico.

I. Efectos al calentar reactivos

1. Coloque una pizca (la puntita de la espátula) de **arena** y **cloruro de amonio** (NH_4Cl) en dos tubos de ensayo limpios, secos y debidamente rotulados:
    a. Observe y describa ampliamente cada una de las sustancias.
    b. Encienda el mechero y controle la entrada de aire hasta que obtenga la llama azul (refiérase al Apéndice B).
    c. Caliente por 1-2 minutos cada tubo sujetándolo con la agarradera de tubo de ensayo. Anote sus observaciones. Preste atención a cambios en color, olor, formación de gas, etcétera.
    d. Después de calentar cada tubo colóquelo sobre la rejilla y, después de que enfríen, vuelva a anotar sus observaciones.

booksmedicos.org

2. Obtenga un pedacito pequeño de cada uno de los siguientes metales y colóquelos sobre un cristal de reloj que esté limpio y seco: **cinc** (Zn), **cobre** (Cu) y **magnesio** (Mg).
    a. Observe y describa cada una de las sustancias.
    b. Caliente cada pedazo de metal sucesivamente, sujetándolo con la tenaza de crisol y colocándolo en la zona más caliente de la llama. Anote sus observaciones durante el calentamiento y después de que enfríen.
    c. Reserve el pedazo de cobre después de calentar para usarlo más adelante en el procedimiento.

II. Efectos al mezclar reactivos

1. Observe y describa las siguientes soluciones:
    a. $Ba(NO_3)_2$ 0.1 M
    b. Na_2SO_4 0.1 M
    c. NaOH 2 M
    d. HCl 2 M
    e. $Pb(NO_3)_2$ 0.1 M
    f. $Ni(NO_3)_2$ 0.1 M
2. En tubos de ensayo limpios y debidamente identificados, mezcle los siguientes pares de sustancias, observando lo que ocurre y tocando el exterior del tubo para notar cualquier cambio en temperatura.

Nota: Para estas observaciones no se requiere mucha exactitud en las medidas de volumen. Puede medir el volumen rápidamente marcando previamente en cada tubo la altura de 1 mL y de 2 mL. Otra alternativa es contar gotas, ya que un mL equivale aproximadamente a 20 gotas.

    a. 1 mL $Ba(NO_3)_2$ 0.1 M y 1 mL Na_2SO_4 0.1 M
    b. 1 mL NaOH 2 M y 1 mL HCl 2 M
    c. 1 mL $Pb(NO_3)_2$ 0.1 M y 1 mL Na_2SO_4 0.1 M
    d. 1 mL $Ni(NO_3)_2$ 0.1 M y 1 mL NaOH 2 M
3. En un tubo de ensayo limpio y seco, sirva una pizca del reactivo carbonato de calcio ($CaCO_3$).
    a. Observe y describa el reactivo.
    b. Añada 20 gotas de HCl 2 M y anote sus observaciones.

III. Reacción de metales con ácidos

1. En tubos de ensayo limpios y debidamente identificados, mezcle los siguientes pares de sustancias. Anote sus observaciones.
    a. 1 mL HCl 2 M y un pedacito de Zn(s)
    b. 1 mL HCl 2 M y un pedacito de Cu(s)
    c. 1 mL HCl 2 M y el pedacito de Cu(s) previamente calentado.
    d. 1 mL HCl 2 M y un pedacito de cinta de Mg(s)

booksmedicos.org

IV. Actividad relativa de metales

1. Obtenga 4 muestras de los siguientes metales: hierro, cobre, cinc y magnesio.
2. Limpie la superficie de los metales con una lija o con papel toalla.
3. Obtenga 9 tubos de ensayo limpios.
4. Añada aproximadamente 2 mL de $Fe(NO_3)_2$ 0.5 M a tres tubos de ensayo.
5. Al primer tubo añada cobre, al segundo cinc y al tercero magnesio. Anote sus observaciones.
6. Añada aproximadamente 2 mL de $Zn(NO_3)_2$ 0.5 M a tres tubos de ensayo.
7. Al primer tubo añada cobre, al segundo hierro y al tercero magnesio. Anote sus observaciones.
8. Añada aproximadamente 2 mL de $CuSO_4$ 0.5 M a tres tubos de ensayo.
9. Añada al primero cinc, al segundo hierro y al tercero magnesio. Anote sus observaciones.

V. Demostraciones (a cargo del instructor)

Anote cuidadosamente sus observaciones antes, durante y después del calentamiento de los siguientes reactivos:

a. yodo (I_2)
b. clorato de potasio ($KClO_3$)
c. azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Cambios físicos y reacciones químicas

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Distinga entre cambio físico y cambio químico.

2. Para la sustancia dióxido de carbono (CO_2), investigue en la literatura disponible y mencione:

   a. Dos propiedades físicas.

   b. Dos propiedades químicas.

Nota: Puede usar como referencia el *Handbook of Chemistry and Physics* o el *Merck Index*, que se deben encontrar en la Sala de Referencia de la biblioteca.

3. Clasifique las siguientes reacciones:

   a. $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ _____

   b. $HNO_3(ac) + KOH(ac) \rightarrow H_2O(l) + KNO_3(ac)$ _____

   c. $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl(g)$ _____

   d. $FeSO_3(s) \rightarrow FeO(s) + SO_2(g)$ _____

booksmedicos.org

4. Al comparar las reacciones de desplazamiento sencillo entre metales y soluciones de las siguientes sales encontramos los siguientes resultados:

	Pb	Sn	Ni
$Pb(NO_3)_2(ac)$		Precipitado	Precipitado
$Sn(NO_3)_2(ac)$	No reacciona		Precipitado
$Ni(NO_3)_2(ac)$	No reacciona	No reacciona	

a. Con base en los resultados anteriores, coloque los metales en orden ascendente de actividad.

b. Escriba la reacción de desplazamiento sencillo que ocurre entre Sn y $Pb(NO_3)_2$ (ac).

5. Escriba cuatro observaciones que sugieren que ha ocurrido una reacción química.

6. Clasifique cada uno de los siguientes procesos como cambio físico o químico:

a. Disolver hidróxido de sodio sólido en agua. _____

b. Enfriar CO_2 gaseoso hasta convertirlo en sólido. _____

c. Encender un fósforo. _____

d. Mezclar soluciones de nitrato de plata y cloruro de sodio. _____

booksmedicos.org

Informe: Cambios físicos y reacciones químicas

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Decida si ocurrió cambio físico (F), cambio químico (Q) o si no ocurrió cambio (N) y describa la evidencia que sustente su conclusión.

	Tipo de cambio: F, Q, N	Evidencia
arena		
azúcar		
cloruro de amonio		
cinc		
magnesio		
cobre		
yodo		
clorato de potasio		

2. Escriba la evidencia de cambio químico observado al mezclar los siguientes reactivos:

Reactivos	Evidencia de cambio químico
$Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac)$	
$NaOH(ac) + HCl(ac)$	
$Pb(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac)$	
$Ni(NO_3)_2(ac) + NaOH(ac)$	
$CaCO_3(s) + HCl(ac)$	

booksmedicos.org

3. Con base en sus observaciones, complete la tabla al mezclar los metales con HCl (ac).

Metal	Observación
Zn	
Cu	
Cu calentado	
Mg	

Identifique los metales menos activos que hidrógeno:_____

4. Resuma sus observaciones al mezclar cada metal con el reactivo correspondiente, de acuerdo con la siguiente tabla, indicando si se forma precipitado o si no hay reacción:

Reactivos	Hierro	Cobre	Cinc	Magnesio
$Fe(NO_3)_2$				
$Zn(NO_3)_2$				
$CuSO_4$				

Coloque los metales en orden ascendente de actividad: _____

5. Complete la ecuación molecular de la reacción que ocurre al mezclar cada par de reactivos y clasifique cada reacción:

	Productos	Tipo de reacción
a. $Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow$	_____	_____
b. $NaOH(ac) + HCl(ac) \rightarrow$	_____	_____
c. $Ni(NO_3)_2(ac) + NaOH(ac) \rightarrow$	_____	_____
d. $CaCO_3(s) + HCl(ac) \rightarrow$	_____	_____

booksmedicos.org

6. Para las reacciones a y b escriba la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta.

7. De acuerdo con sus observaciones, complete y balancee las siguientes reacciones de desplazamiento sencillo.

   a. $Zn + Fe(NO_3)_2\ (ac) \rightarrow$

   b. $Mg + CuSO_4\ (ac) \rightarrow$

   c. $Cu + Zn(NO_3)_2\ (ac) \rightarrow$

8. Conteste las siguientes preguntas:

   a. Observamos diferencias al mezclar HCl (ac) con cobre sin calentar y con cobre calentado en la llama. Explique a qué puede deberse la diferencia.

   b. ¿Cómo demostró el instructor que el gas liberado en la descomposición de $KClO_3$ era oxígeno?

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Experimento 5

La química coloreada del cobre

Objetivos

1. Observar algunas propiedades físicas y químicas del cobre.
2. Clasificar los cambios químicos del cobre en los diferentes tipos de reacción, como descomposición, desplazamiento sencillo, desplazamiento doble (metátesis) y oxidación-reducción.
3. Determinar el porciento de recuperación de una muestra de cobre metálico luego de atravesar por una secuencia de reacciones químicas.

Teoría

El cobre es un elemento metálico que se encuentra en la naturaleza combinado químicamente con otros elementos, formando una variedad de compuestos. El cobre elemental, o **cobre metálico**, Cu(s), es un metal blando con color característico marrón-anaranjado (color cobre). Es un buen conductor de electricidad y calor, y forma aleaciones con otros metales, formando materiales como el bronce. El cobre elemental es relativamente inerte químicamente ya que no se oxida fácilmente con el oxígeno del aire ni reacciona con ácidos inorgánicos simples como el ácido clorhídrico, HCl(ac), o el ácido sulfúrico, H_2SO_4.

El cobre forma compuestos iónicos y en muchos de ellos forma el ión de cobre (II) o cúprico, Cu^{2+}. También existen compuestos en los cuales forma el ión cobre (I) o cuproso, Cu^{+}. El color del ión cobre (II) hidratado es azul, por lo que forma compuestos que generalmente son azules, o azul verdoso.

Podemos observar algunas de las propiedades físicas y químicas del cobre, haciendo que atraviese por una serie de reacciones en las que produce ciertos compuestos coloreados. La secuencia de las cuatro reacciones que se llevarán a cabo y los compuestos que se forman se resumen en el siguiente esquema:

$$Cu(NO_3)_2\,(ac) \xrightarrow{NaOH} Cu(OH)_2(s) \xrightarrow{\Delta} CuO(s) \xrightarrow{H_2SO_4} CuSO_4(ac) \xrightarrow{Zn} Cu(s)$$

(1) (2) (3) (4)

En la **reacción (1)** todo el cobre que se hace reaccionar estará presente en una solución azul (figura 5.1) que contiene la sal soluble en agua $Cu(NO_3)_2$.

La **reacción (1)** ocurre cuando a la solución anterior se le añade una solución de la base NaOH y se forma el producto hidróxido de cobre (II), $Cu(OH)_2$, el cual es un precipitado azul (figura 5.2). También se forma la sal nitrato de sodio, $NaNO_3$ que es soluble en agua y no le imparte color a la solución. Esta reacción se puede clasificar como de precipitación, que es un tipo de reacción de desplazamiento doble (metátesis).



Figura 5.1. Solución de $Cu(NO_3)_2$

booksmedicos.org



Figura 5.2. Mezcla de la reacción (1)

La ecuación de la reacción que ocurre es:

$$Cu(NO_3)_2(ac) + 2\ NaOH(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2\ NaNO_3(ac) \quad \textbf{(1)}$$

solución azul — precipitado azul

En la **reacción (2),** cuando se aplica calor al precipitado de $Cu(OH)_2$, el compuesto se descompone. Los productos son óxido de cobre (II), CuO (figura 5.3), que es un precipitado negros y agua. La reacción se puede clasificar como de descomposición o deshidratación, ya que el reactivo pierde agua.

La ecuación de la reacción que ocurre es:

$$Cu(OH)_2\,(s) \xrightarrow{\Delta} CuO(s) + H_2O(l) \quad \textbf{(2)}$$

azul pálido — negro



Figura 5.3. Mezcla de la reacción (2)

En la **reacción (3)** de la secuencia, el precipitado de CuO se disuelve en una solución de ácido sulfúrico, H_2SO_4. Se forma una solución azul celeste (figura 5.4) debido a la formación de la sal sulfato de cobre (II), $CuSO_4$, que es soluble en agua. También se forma agua. La reacción se puede clasificar como un desplazamiento doble o metátesis.

La ecuación de la reacción que ocurre es:

$$CuO\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \rightarrow CuSO_4\,(ac) + H_2O\,(l) \quad \textbf{(3)}$$

negro — azul celeste



Figura 5.4. Mezcla de la reacción (3)

En la **reacción (4)** de la secuencia de reacciones, se añade cinc metálico (Zn) a la solución de $CuSO_4$. El cinc se comporta como un agente reductor (sustancia que dona electrones a otra sustancia). El Zn reduce al ión Cu^{2+} de la solución de $CuSO_4$, formando cobre metálico, Cu. Además se produce la sal $ZnSO_4$, la cual es soluble en agua por lo que permanece disuelta. La reacción se puede clasificar como de oxidación-reducción y como desplazamiento sencillo.

La ecuación de la reacción que ocurre es:

$$CuSO_4\,(ac) + Zn\,(s) \rightarrow Cu\,(s) + ZnSO_4\,(ac) \quad \textbf{(4)}$$

azul celeste — marrón-rojizo

Al añadir el cinc, además de la precipitación del cobre, se observa la formación de un gas (figura 5.5). Esto se debe a que el cinc metálico también reacciona con ácido sulfúrico, que aún está presente en la mezcla de la reacción, produciendo el gas hidrógeno y $ZnSO_4$. Esta reacción sirve para eliminar el cinc sobrante después de que se ha recuperado el cobre, y también se clasifica como de oxidación-reducción.

La ecuación de esta reacción secundaria es:

$$Zn(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow H_2(g) + ZnSO_4(ac)$$



Figura 5.5. Mezcla de la reacción (4)

Una de las tareas de un químico es separar un producto deseado de otros productos de una reacción. Es importante desarrollar destrezas de laboratorio que permitan llevar a cabo procedimientos de separación y purificación de un producto deseado, con la mayor eficiencia posible.

En este experimento se utiliza el método sencillo para separar un sólido de un líquido que se conoce como **decantación** (refiérase al Apéndice 3). El método consiste en dejar depositar el sólido en el fondo del envase y luego descartar el líquido que baña al sólido y que se conoce como **líquido sobrenadante**. Este método no permite una separación completa, ya que al descartar el líquido llega un punto en el que puede arrastrarse el sólido. El proceso debe hacerse

booksmedicos.org

con mucho cuidado, guiando el líquido a lo largo de un agitador de vidrio que se coloca atravesando la boca del vaso de reacción (figura 5.6). Se vierte el líquido lentamente a otro envase sin permitir que pase el sólido.

En el experimento también se utiliza un método sencillo para purificar precipitados. Este consiste en lavar el precipitado con un disolvente apropiado —que en este caso es agua destilada— y descartar los lavados por decantación.



Figura 5.6. Método de decantación

Descripción del experimento

En este experimento observamos algunas propiedades físicas y químicas del cobre. Comenzaremos con una alícuota de solución de concentración conocida de nitrato cúprico, a la cual someteremos a una serie de reacciones que producen ciertos compuestos de cobre que son coloreados. La secuencia de reacciones permite recuperar finalmente el cobre sólido (figura 5.7).

Para que la recuperación del cobre sea la máxima, es importante que cada una de las reacciones de la secuencia se complete, de modo que el cobre vaya pasando íntegramente de un compuesto al otro. A lo largo del procedimiento se utilizan varias técnicas de separación, de modo que el cobre recuperado sea de alta pureza. La cantidad de cobre que se recupera en el experimento permite evaluar la eficiencia del proceso, además de reflejar las destrezas de laboratorio al llevar a cabo los procedimientos.



Figura 5.7. Recuperación del cobre metálico

La masa de cobre original es la cantidad de cobre presente en forma del ión cúprico. Para obtenerlo, se multiplica la molaridad de la solución por el volumen de la alícuota utilizada. Los moles de nitrato de cobre (II) se encuentran en relación 1:1 con los moles de cobre, por cuanto con esta información podemos obtener los gramos de cobre en la muestra original.

$$M_{Cu(NO_3)_2} \times V_{L\ alícuota} = \text{moles de } Cu(NO_3)_2 = \text{moles de cobre}$$

El porciento de recuperación o rendimiento de cobre, **% rendimiento**, se obtiene dividiendo la masa de cobre obtenido finalmente, Cu (final), entre la masa de cobre que se puso a reaccionar, Cu (inicial), multiplicada por 100.

$$\%\ \text{rendimiento de Cu} = \frac{\text{masa de cobre final}}{\text{masa de cobre inicial}} \times 100$$

Procedimiento

Por su seguridad:
Recuerde que H_2SO_4(ac) es un ácido y NaOH(ac) es una base. Manéjelos con mucho cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos. Informe el incidente al instructor.

Materiales

- cápsula de evaporación
- agitador de vidrio
- hornilla o mechero
- 2 vasos de precipitado de 250 mL
- probeta de 100 mL
- nitrato de cobre (II) 0.25M
- hidróxido de sodio 3M
- ácido sulfúrico 3M
- cinc metálico

booksmedicos.org

I. Reacción de la solución de $Cu(NO_3)_2$ para formar el precipitado de $Cu(OH)_2$

1. A un vaso de precipitado de 250 mL transfiera 25 mL de $Cu(NO_3)_2$ 0.25 M medidos con una pipeta volumétrica.
2. En la probeta de 100 mL, mida 10 mL de NaOH 3M y añádalos al vaso de precipitado lentamente y agitando. Se observa la formación del precipitado de $Cu(OH)_2$ azul claro. La solución que baña al precipitado debe tornarse incolora cuando todo el cobre haya precipitado.
3. Para asegurarse de que la reacción se completó, utilice un agitador para colocar una gota de la solución sobrenadante en un papel litmus rosa. La solución debe estar básica, por lo que el papel litmus debe cambiar a azul. Si no lo hace, añada 1 mL de NaOH 3.0 M y agite la mezcla. Pruebe de nuevo la solución con el papel litmus rosa y continúe el proceso hasta que el papel cambie a azul.

II. Reacción del precipitado de $Cu(OH)_2$ para formar el precipitado de CuO

1. Dentro del extractor, usando hornilla o mechero, caliente cuidadosamente la mezcla de reacción, mientras la agita. Cuando comience a hervir, retírela del fuego. Se observará la formación del precipitado negro de CuO.
2. Fuera del extractor, caliente alrededor de 50 mL de agua destilada y resérvela para el lavado del precipitado de CuO, más adelante.
3. Cuando el precipitado de CuO se deposite en el fondo, **decante** y descarte el líquido sobrenadante en el envase apropiado. Asegúrese de que no se arrastre ningún sólido al decantar.
4. Para lavar el precipitado de CuO, añada al vaso los 50 mL de agua destilada caliente que reservó. Agite la mezcla y luego espere a que el precipitado se deposite en el fondo.
5. Decante cuidadosamente el líquido sobrenadante y descártelo en el envase apropiado. En el vaso de reacción solamente debe haber CuO y un poco de agua.

III. Reacción del precipitado de CuO para formar una solución de $CuSO_4$

1. En el extractor, añada cuidadosamente 6 mL de H_2SO_4 3M al vaso de reacción. El precipitado negro debe disolverse totalmente dando paso a la solución azul celeste de $CuSO_4$.
2. En caso de que el precipitado de CuO no se disuelva totalmente, caliente la mezcla suave y cuidadosamente hasta que disuelva.

IV. Reacción de la solución de $CuSO_4$ para formar cobre metálico

1. Pese alrededor de 1.0 g de cinc metálico.
2. En el **extractor**, añada el cinc a la mezcla de reacción y agítela hasta que el cobre metálico precipite y el líquido sobrenadante se torne incoloro.
3. Si la solución sigue de color azul, hay que añadir un poco más de zinc metálico para asegurar que la reacción se complete.
4. Si la solución está incolora, pero queda algún cinc que no reaccionó, añada una pequeña cantidad de H_2SO_4 3M hasta que el cinc se disuelva.
5. Cuando cese la formación de gas y el cobre metálico se deposite en el fondo, **decante** y descarte el líquido sobrenadante en el envase apropiado.

V. Purificación y separación del cobre metálico recuperado

1. Lave el precipitado de cobre añadiendo una porción de 20 ml de agua destilada. Agite la mezcla, deje asentar el sólido y decante el líquido sobrenadante. Repita el lavado dos veces más, cuidando que no haya pérdidas de cobre en el proceso.
2. Pese una cápsula de evaporación limpia y seca.
3. Transfiera el cobre cuantitativamente del vaso de precipitado a la cápsula de evaporación. Use el flujo de la botella de lavado para arrastrar el sólido pegado a las paredes del vaso, usando la menor cantidad de agua posible. Decante cuidadosamente el agua de la cápsula, cuidando de no perder cobre.
4. Prepare un baño de vapor con un vaso de precipitado de 250 mL. Añada agua hasta tres cuartas partes del vaso y coloque la cápsula con el cobre húmedo sobre el tope del vaso.
5. Caliente el sistema de modo que el agua se mantenga en su punto de ebullición, hasta que observe que el cobre está seco.
6. Remueva la cápsula, déjela enfriar, seque el exterior de la cápsula y pésela.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: La química coloreada del cobre

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Con respecto al cobre metálico mencione:

   a. Dos propiedades físicas.

   b. Dos propiedades químicas.

   c. El símbolo y nombre de los dos iones que puede formar.

2. Con respecto al experimento conteste:

   a. El color del precitado de CuO _____.

   b. El color de la solución de $Cu(NO_3)_2$ _____.

   c. Escriba la ecuación para la reacción de deshidratación de $Cu(OH)_2$.

   d. Escriba la ecuación de la reacción entre $CuSO_4$ y cinc para recuperar el cobre metálico.

3. Clasifique las siguientes reacciones:

   a. $Cu\,(OH)_2\,(s) \xrightarrow{\Delta} CuO\,(s) + H_2O\,(l)$ _____

   b. $CuO\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \rightarrow CuSO_4\,(ac) + H_2O\,(l)$ _____

booksmedicos.org

c. $Cu(NO_3)_2\,(ac) + 2NaOH(ac) \rightarrow Cu(OH)_2\,(s) + 2NaNO_3\,(ac)$ _____

d. $Zn(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow H_2(g) + ZnSO_4(ac)$ _____

4. Describa la secuencia de productos en los que se va convirtiendo el ion de cobre (II) a lo largo del experimento.

5. Mencione el método de separación que se utiliza en el experimento para separar un producto sólido de otros productos que están en forma líquida. ¿En qué consiste el método?

6. Muchos de los procesos en este experimento deben llevarse a cabo en el extractor de vapores.

   a. Mencione dos reactivos que ameritan utilizarse en el extractor y explique por qué.

   b. Mencione dos productos que pueden resultar peligrosos y explique por qué.

booksmedicos.org

Informe: La química coloreada del cobre

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Observaciones experimentales.

Reacción	Observaciones
$Cu(NO_3)_2$ (ac) + NaOH(ac)	
$Cu(OH)_2$(s) + calor	
CuO(s) + H_2SO_4(ac)	
$CuSO_4$(ac) + Zn(s)	

2. Complete la ecuación de la reacción que ocurre al mezclar cada par de reactivos y clasifique cada reacción:

	Productos	Tipo de reacción
a. $Cu(NO_3)_2(ac) + NaOH(ac) \rightarrow$	_____	_____
b. $Cu(OH)_2(s) + \text{calor} \rightarrow$	_____	_____
c. $CuO(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$	_____	_____
d. $CuSO_4(ac) + Zn(s) \rightarrow$	_____	_____
e. $Zn(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$	_____	_____

3. Datos.

Concentración de $Cu(NO_3)_2$ (ac) _____

Volumen de la alícuota de $Cu(NO_3)_2$ (ac) en ml _____

booksmedicos.org

Masa de cápsula de evaporación (g) _____

Masa de cápsula de evaporación + cobre recuperado (g) _____

4. Resultados: Muestre los cálculos en cada espacio provisto

Masa de cobre inicial (g) _____

Masa de cobre recuperado (g) _____

% de rendimiento _____

% de rendimiento promedio _____

booksmedicos.org

5. Preguntas

a. Evalúe el rendimiento obtenido en relación con sus destrezas al llevar a cabo los procesos en el laboratorio.

b. Analice las siguientes situaciones en cuanto al efecto que pudieran tener sobre el porciento de rendimiento. Explique su razonamiento.

– Al decantar la mezcla parte del sólido es transferido al envase de desperdicios.

– Luego de añadir el cinc, todo el metal se consume, pero la solución permanece azul. Se prosigue el experimento lavando el precipitado.

– Se observó que la solución estaba azul, se añadió más cinc, pero este no se consumió por completo. Se procede a lavar el precipitado.

booksmedicos.org

c. Mencione dos posibles errores experimentales, no incluidos en la pregunta anterior, que pudieran conducir a obtener un porciento de rendimiento bajo.

booksmedicos.org

Experimento 6

Fórmula empírica de un compuesto

Objetivos

1. Determinar la fórmula empírica de un compuesto formado por cinc y cloro.
2. Distinguir entre sustancias iónicas y sustancias moleculares.

Teoría

Fórmulas de sustancias químicas

Aunque hay millones de sustancias químicas, la teoría de Dalton provee una simplificación, ya que según esta, todas están formadas por unos pocos elementos. Cada sustancia puede ser representada por una **fórmula química**, la cual es una notación para representar la sustancia usando símbolos atómicos y subíndices a la derecha del símbolo, que indican las proporciones relativas de los átomos que forman la sustancia, como por ejemplo la fórmula del agua, H_2O, y la del trióxido de azufre, SO_3.

Las sustancias pueden clasificarse como **sustancias moleculares** o **sustancias iónicas**. En una sustancia molecular o **covalente**, las partículas presentes son **moléculas**. Una molécula es la unidad formada por un grupo definido de átomos unidos químicamente en una forma geométrica definida. Las moléculas se forman entre átomos de **no metales**, o **metaloides**, y se representan con la **fórmula molecular**. La fórmula molecular indica el número exacto de átomos de cada elemento presente en la molécula. La fórmula molecular del amoníaco es NH_3, por lo que una molécula de amoníaco tiene 3 átomos de hidrógeno y un átomo de nitrógeno.

Las sustancias iónicas consisten de partículas cargadas eléctricamente llamadas **iones**. Un ion puede ser un átomo individual o un grupo de átomos unidos químicamente, y que surge cuando la especie gana o pierde electrones. En ciertos tipos de reacciones los átomos de **metales** tienden a **perder electrones** y formar un **ion con carga positiva** —que se conoce como **catión**— mientras que los átomos de **no metales** tienden a **ganar electrones** y formar un ión con **carga negativa** —que se conoce como **anión**—, de modo que un **metal** y un **no metal** se pueden combinar para formar un **compuesto iónico**. Así, los compuestos iónicos se componen de cationes y aniones que se mantienen unidos por fuerzas de atracción eléctricas y que forman una red cristalina.

Como en un compuesto iónico se forma una red de iones —donde un **ion** está rodeado por muchos iones— no existe una unidad definida como la molécula. Así que la fórmula química de un compuesto iónico no es una fórmula molecular, sino que se describe como una **fórmula unitaria** (*formula unit*). Una fórmula unitaria solamente indica la relación más simple entre los átomos o los iones que componen la sustancia.

Normalmente expresamos la cantidad de sustancia en términos de **masa**. Sabemos que la materia consiste de átomos individuales que se combinan en proporción definida para formar

booksmedicos.org

las sustancias que existen. Para hacer la interpretación cuantitativa, primero es necesario relacionar la masa de sustancia con el **número de partículas** (átomos, moléculas o iones) que contiene una masa dada de sustancia.

El mol

La **cantidad** de sustancia se puede expresar midiendo su masa o contando la cantidad de partículas que contiene una masa dada. En química nos interesa saber el número de átomos, moléculas o fórmulas unitarias en una sustancia, ya que estas son las partículas que reaccionan entre sí. Es por eso que es conveniente tener, además de unidades de masa, una unidad que agrupe partículas.

Para medir sustancias en el laboratorio lo que hacemos es pesarlas, ya que sus partículas son tan pequeñas que no se pueden contar individualmente. Para poder establecer una equivalencia entre la masa de sustancia y el número de partículas que contiene, los químicos definen la unidad del **mol**.

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos como los que hay en 12 g de C-12. Al número de átomos que hay en esa masa de C-12 se le llama número de Avogadro (N_A) y corresponde a un número enorme de átomos (6.022×10^{23} átomos de C-12).

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas /mol}$$

Esto significa que a un grupo de 6.022×10^{23} partículas, lo llamamos un mol. El mol es simplemente una unidad que agrupa partículas, del mismo modo que a un grupo de 12 artículos lo llamamos docena. Resulta conveniente definir la unidad agrupando tantas partículas, ya que en una pequeña muestra de materia hay millones de partículas.

Note que se define un mol para 12 g de carbono, que corresponde a la masa atómica del carbono, pero expresado en **gramos** en vez de **uma**. A esta masa se la llama **masa molar** (MM) de carbono, ya que corresponde a la masa de un mol de partículas de la sustancia. Como C-12 es el átomo utilizado como referencia para establecer la escala actual de masas atómicas, las masas de los demás átomos son masas relativas a la masa de C-12. Así que, de acuerdo con la definición del mol, la masa molar de cualquier sustancia corresponde a su **masa atómica** o su **masa fórmula** expresado en **gramos**. La unidad de masa molar es pues, **g/mol**.

Podemos ver que la **masa molar**, que expresa **g/mol**, se convierte en un factor de conversión entre las unidades del **mol** y el **gramo**. Dados los gramos de sustancia, podemos cambiar a moles de la sustancia, o dados los moles cambiar a gramos, usando su masa molar.

Fórmula empírica y fórmula molecular

Para determinar la fórmula de un compuesto se puede utilizar el porciento de composición de sus elementos. Como el porciento está dado en términos de masa, la masa de cada elemento debe convertirse a moles de átomos, ya que una fórmula lo que muestra es la relación entre los átomos de cada elemento.

Debemos distinguir entre **fórmula molecular** y **fórmula empírica**. Una fórmula molecular indica el número exacto de átomos de cada elemento presentes en la molécula (NH_3, C_2H_6O). La fórmula empírica indica la relación más simple entre los átomos (se utilizan como subíndices los números más bajos posibles).

Por ejemplo, la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H_2O_2 y su fórmula empírica es **HO**. Las **fórmulas unitarias** de los compuestos iónicos son fórmulas empíricas, ya que muestran la relación más simple entre los átomos que forman los iones.

Observe que una fórmula empírica no necesariamente identifica a un compuesto molecular, ya que puede haber compuestos moleculares diferentes con igual fórmula empírica. Por ejemplo, la fórmula empírica de acetileno (C_2H_2) y de benceno (C_6H_6) es **CH**, que muestra la relación más simple entre los átomos.

booksmedicos.org

Cómo determinar la fórmula empírica

Para determinar una fórmula empírica se requiere conocer información acerca de las masas relativas de los elementos que forman el compuesto. El procedimiento consiste en convertir los gramos de cada elemento a moles, y luego buscar la relación de cada elemento con respecto al elemento que está en menor cantidad. Esto se hace dividiendo los moles de cada elemento entre los moles del elemento que está en **menor** cantidad. Con este procedimiento se establece la relación de los otros elementos, con respecto a un solo átomo del elemento que está en menor cantidad.

La relación entre los átomos debe redondearse a un número entero, dentro del error experimental, ya que no puede haber fracciones de átomos en una fórmula.

Ejemplo

Una muestra de 83.5 g de un compuesto de oxígeno y azufre contiene 33.4 g de azufre. Halle su fórmula empírica.

Solución

La fórmula empírica del compuesto tiene la forma general S_xO_y. Para encontrar los valores de los subíndices **x** y **y** hay que relacionar los moles de átomos de cada elemento. Ya se conocen los gramos de azufre, por lo cual los gramos de oxígeno se obtienen por diferencia con la masa de la muestra, así:

$$\text{g de O} = \text{g de muestra} - \text{g de S} = 83.5\ \text{g} - 33.4\ \text{g} = 50.1\ \text{g O}$$

Se calculan los moles de cada elemento:

$$33.4\ \cancel{\text{g S}} \times \frac{1\ \text{mol S}}{32.1\ \cancel{\text{g S}}} = 1.04\ \text{moles S}$$

$$50.1\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.0\ \cancel{\text{g O}}} = 3.13\ \text{moles O}$$

Se dividen los moles de cada elemento entre el número menor:

$$1.04\ \text{moles S} / 1.04\ \text{moles} = 1$$

$$3.13\ \text{moles O} / 1.04\ \text{moles} = 3$$

Esto implica que la relación entre átomos de azufre a átomos de oxígeno es de 1:3. De acuerdo con la forma general de la fórmula (S_xO_y), **x** = 1 y **y** = 3, por lo que la fórmula empírica es $\mathbf{SO_3}$.

Descripción del experimento

El experimento consiste en preparar un compuesto entre cinc y cloro, añadiendo ácido clorhídrico a una muestra de cinc sólido. Durante la reacción también se produce el gas hidrógeno (H_2). El proceso se puede describir con la ecuación:

$$Zn(s) + HCl\ (ac) \rightarrow Zn_xCl_y\ (ac) + H_2\ (g)$$

Durante el procedimiento se obtienen las masas de los dos elementos presentes en el compuesto, y con estos datos se determina su fórmula empírica.

booksmedicos.org

Procedimiento

Por su seguridad:

1. El gas hidrógeno es inflamable. No maneje la sustancia cerca de un mechero encendido ni fuera del extractor de gases.
2. El ácido clorhídrico es corrosivo. Si entra en contacto con su piel, lávese inmediatamente con gran cantidad de agua. Mientras hace esto, pídale a un compañero que avise al instructor.

Materiales

- cápsula de evaporación
- hornilla (*hot plate*)
- probeta de 100 mL
- balanza
- cinc sólido
- ácido clorhídrico (HCl) 6M

Preparación del compuesto

1. Limpie una cápsula de evaporación y caliéntela a alta temperatura en la hornilla, por alrededor de 5 minutos.
2. Espere hasta que la cápsula se enfríe y luego pésela. Anote la masa.
3. Añada alrededor de 0.25 g de cinc a la cápsula y pésela de nuevo. Anote la nueva masa.
4. En el **extractor**, mida alrededor de 15 mL de HCl 6M en una probeta y añádalos lentamente al cinc. Cuando cese el burbujeo del gas hidrógeno que se produce, agite la mezcla de reacción.
5. Si queda algún cinc sin reaccionar, añada otros 5 mL de HCl 6M hasta que todo el cinc se disuelva.
6. Dentro del extractor, utilice una hornilla para calentar levemente la cápsula, hasta que el líquido se evapore y quede un compuesto sólido. No caliente demasiado para evitar que el compuesto se funda.
7. Deje enfriar la cápsula y pésela de nuevo.
8. Caliente suavemente la cápsula por unos 4 o 5 minutos, déjela enfriar y pésela de nuevo.
9. Si la masa es igual a la anterior, o no difieren por más de 0.02 g, se toma esta masa como aceptable para hacer los cálculos correspondientes. De no ser así, se repite el proceso de calentamiento hasta obtener lo que se conoce como **masa constante**.
10. Repita los pasos 1 al 9 del experimento con otra muestra de cinc.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Fórmula empírica de un compuesto

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Distinga entre sustancias iónicas y moleculares.

2. Distinga entre fórmula molecular y fórmula empírica.

3. ¿Qué representa la masa molar?

4. Mencione los dos elementos que contiene el compuesto que se prepara en este experimento y halle la masa molar de cada elemento.

5. ¿Cuál es la masa molar del compuesto CO_2? Muestre sus cálculos.

booksmedicos.org

6. En un experimento se obtiene una muestra de un compuesto de cloro y selenio, el cual contiene 52.7% de selenio. Halle su fórmula empírica.

booksmedicos.org

Informe: Fórmula empírica de un compuesto

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos y resultados:

	Muestra No. 1	Muestra No. 2
Masa de cápsula + cinc (g)	_____	_____
Masa de cápsula de evaporación (g)	_____	_____
Masa de cinc (g)	_____	_____
Masa de cápsula + compuesto (g)	_____	_____
Masa de cápsula + compuesto (g) (último calentamiento)	_____	_____
Calcule la masa de cloro	_____	_____
Calcule los moles de cinc	_____	_____
Calcule los moles de cloro	_____	_____

booksmedicos.org

2. Preguntas.

   a. ¿Cómo clasificaría el compuesto que ha preparado: molecular o iónico? Explique.

   b. ¿Cómo se afectará el resultado del experimento si parte de la muestra de cinc permanece sin reaccionar con el HCl?

   c. El compuesto formado es higroscópico. Esto significa que tiende a absorber agua de la atmósfera. ¿Cómo se afectará la fórmula calculada si esperamos mucho tiempo antes de pesar y sólo se pesa una vez?

   d. Una muestra de acetaldehído contiene 54.5 g de carbono, 9.2 g de hidrógeno y 36.3 g de oxígeno. Calcule la fórmula empírica de acetaldehído. Muestre sus cálculos.

booksmedicos.org

Experimento 7

Relaciones estequiométricas: reactivo limitante

Objetivos

1. Determinar cuál es el reactivo limitante en la reacción de precipitación que surge de la mezcla sólida de dos sales solubles.
2. Determinar el porciento de composición de cada sustancia en la mezcla sólida de sales que reacciona.

Teoría

Se le llama estequiometría al estudio de las relaciones cuantitativas asociadas con la reacción química. Es el análisis de las cantidades de productos y reactivos. Se basa en la información que se obtiene de la ecuación ajustada, en términos de partículas, moles de partículas o gramos de sustancias.

Sabemos que una reacción balanceada nos dice —de una manera sencilla— la proporción en que los reactivos se combinan para formar los productos. Hasta ahora interpretamos una ecuación en términos de las partículas (átomos, moléculas, entre otras) que participan en la reacción. Aplicando la definición del mol, y utilizando la masa molar (MM) de las sustancias, se amplía la información cuantitativa que podemos obtener de la ecuación.

Al interpretar la siguiente ecuación, note toda la información cuantitativa que se puede adjudicar a cada reactivo y producto:

$H_2(g)$	+	$Cl_2(g)$	→	2 HCl(g)
MM (2.02 g / mol)		(71.0 g / mol)		(36.5 g / mol)
1 molécula		1 molécula		2 moléculas
1 mol		1 mol		2 moles
2.02 g		71.0 g		$2\text{mol} \times \frac{36.5\ \text{g}}{\text{mol}} = 73.0\ \text{g}$

Podemos decir que:

a. 1 molécula de H_2 reacciona con 1 molécula de Cl_2 para formar 2 moléculas de HCl.
b. 1 mol de H_2 reacciona con 1 mol de Cl_2 para formar 2 moles de HCl.
c. 2.02 g de H_2 reaccionan con 71.0 g de Cl_2 para formar 73.0 g de HCl.

Utilizando la relación cuantitativa apropiada podemos calcular los gramos de sodio que se necesitan para producir 7.81 g de hidrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:

booksmedicos.org

	$2\ Na(s)$ +	$2\ H_2O(l)$ →	$H_2(g)$ +	$2\ NaOH(ac)$
MM	(23.0 g / mol)		(2.02 g / mol)	
	2 moles		1 mol	
	$2\ mol \times \frac{23.0\ g}{mol}$		$1 mol \times \frac{2.02\ g}{mol}$	
	? g		**7.81 g**	

Podemos decir que:

a. 2 átomos de Na reaccionan con 2 moléculas de H_2O para formar 1 molécula de H_2 y 2 fórmulas unitarias de NaOH.
b. 2 moles de Na reaccionan con 2 moles de H_2O para formar 1 mol de H_2 y 2 moles de NaOH.
c. 2 (23.0) g de Na forman 1 (2.02) g de H_2.

En este problema se establece la relación entre el reactivo Na y el producto H_2. Como se conocen los gramos de H_2, podemos investigar la cantidad de Na que debió reaccionar de acuerdo con la proporción que indica la ecuación. Es conveniente buscar las masas molares de estas dos sustancias. Es importante reconocer la relación estequiométrica que hay entre ellas:

$$\frac{2\ moles\ Na}{1\ mol\ H_2}$$

Una ruta para resolver el problema es convertir los 7.81 gramos de H_2 (g H_2) a moles de H_2 (n H_2) y usar el factor estequiométrico para convertirlos a moles de Na (n Na) y finalmente convertirlos a gramos de Na (g Na):

$$\text{Ruta: g } H_2 \xrightarrow{MM\ H_2} \text{n } H_2 \xrightarrow{\text{factor estequiométrico}} \text{n Na} \xrightarrow{MM_{Na}} \text{g Na}$$

$$7.81\ \cancel{g\ H_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ H_2}}{2.02\ \cancel{g\ H_2}} \times \frac{2\ \cancel{moles\ Na}}{1\ \cancel{mol\ H_2}} \times \frac{23.0\ g\ Na}{1\ \cancel{mol\ Na}} = \mathbf{178\ g\ Na}$$

Una **ruta corta** para resolver el problema es utilizar directamente la relación de gramos de H_2 a gramos de Na que se observan en la ecuación:

$$7.81\ g\ \cancel{H_2} \times \frac{2\ (23.0) g\ Na}{1\ (2.02) g\ \cancel{H_2}} = \mathbf{178\ g\ Na}$$

Note que los coeficientes 2 y 1 de la ecuación balanceada, corresponden al factor estequiométrico.

Reactivo limitante y rendimiento

Muchas veces las cantidades de los reactivos que se mezclan en una reacción no son exactamente las que estipula la ecuación ajustada. Es por eso que la **cantidad de producto** que se forme va a depender de la cantidad del reactivo que se consume totalmente en la reacción, por estar en cantidad limitada. A este reactivo se le llama **reactivo limitante**, ya que limita la cantidad de producto que se pueda formar. El otro reactivo está en exceso con respecto a la proporción requerida en la ecuación ajustada. Cuando la reacción termine, se habrá consumido todo el reactivo limitante y sobrará cierta cantidad del reactivo que estaba en exceso.

booksmedicos.org

Cuando se mezclan cantidades específicas de **dos reactivos**, la cantidad de producto que pueda formarse estará definida por la cantidad del reactivo limitante que esté presente en la mezcla, ya que las sustancias reaccionan de acuerdo con una relación de moles fija.

Se le llama **rendimiento** a la cantidad de algún producto que se obtiene de una reacción. Debemos distinguir entre **rendimiento teórico** y **rendimiento experimental**. El rendimiento teórico es la cantidad máxima de producto que se debe obtener de una reacción de acuerdo con la ecuación ajustada, a base de la cantidad del reactivo limitante que reaccione. El rendimiento experimental es la cantidad de producto que realmente se obtiene al llevar a cabo la reacción. El % de rendimiento se calcula con la ecuación:

$$\%\ \text{de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento experimental}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Mientras mayor sea el porciento de rendimiento que se obtenga de la reacción, mayor es su efectividad para formar el producto.

El rendimiento experimental puede ser menor que el que estipula la ecuación ajustada por causas como pérdidas del producto al separarlo de la mezcla de reacción o que la reacción no se complete y al final quede parte del reactivo limitante sin reaccionar.

Reacciones de precipitación

Las **sustancias iónicas** consisten de partículas cargadas eléctricamente llamadas **iones**. Un ion puede ser un átomo individual o un grupo de átomos unidos químicamente, y que surge cuando la especie gana o pierde electrones.

Los **hidratos** son **compuestos iónicos** que contienen un número definido de moléculas de agua como parte de su fórmula. Se escribe la fórmula del compuesto iónico seguida de un punto y el número de moléculas de agua que contiene. Para nombrarlos se menciona el nombre del compuesto iónico y se añade la palabra **hidratado**, con un prefijo griego que indique el número de moléculas de agua que contiene. Por ejemplo, la sal cloruro de bario existe asociada a dos moléculas de agua. Es por eso que su nombre completo es cloruro de bario dihidratado, y su fórmula es $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

Muchas reacciones se facilitan cuando los reactivos están disueltos. En una solución, las partículas de los reactivos se separan y se entremezclan con las partículas del disolvente, lo que les da movilidad, aumentando la probabilidad de que las partículas de un reactivo se encuentren con las del otro y reaccionen.

Las reacciones de precipitación son las que surgen al mezclar soluciones de ciertas sustancias iónicas, que dan lugar a la formación de un sólido, debido a que ese producto es insoluble en agua. De la unión entre dos sustancias que son solubles en agua surge un producto que no es soluble en agua y precipita como sólido.

Existe mucha información sobre la solubilidad de sustancias en agua. La información sobre los compuestos iónicos que son solubles y los que son insolubles se resume en una tabla que se conoce como **reglas de solubilidad**. Las reglas de solubilidad permiten predecir si al mezclar dos soluciones ocurrirá o no una reacción de precipitación. Si al escribir la reacción alguno de los **posibles productos** se clasifica como **insoluble**, ocurrirá la reacción de precipitación. Estas reglas se resumen como sigue:

a. **Compuestos solubles**: compuestos que contienen los **iones de la familia IA**, $\mathbf{NH_4^+}$, $\mathbf{NO_3^-}$ (nitratos) y $\mathbf{C_2H_3O_2^-}$ (acetatos).

b. **Compuestos solubles con algunas excepciones**: compuestos que contienen los iones $\mathbf{Cl^-}$ (cloruros), $\mathbf{Br^-}$ (bromuros), $\mathbf{I^-}$ (yoduros) y $\mathbf{SO_4^{2-}}$ (sulfatos).

c. **Compuestos insolubles con algunas excepciones**: compuestos que contienen los iones $\mathbf{CO_3^{2-}}$ (carbonatos), $\mathbf{PO_4^{3-}}$ (fosfatos), $\mathbf{OH^-}$ (hidróxidos) y $\mathbf{S^{2-}}$ (sulfuros).

booksmedicos.org

Las reacciones de precipitación se pueden interpretar como un intercambio entre los componentes de los reactivos (cationes y aniones) para formar los productos. Esto se conoce como **desplazamiento doble** o **metátesis**. Esta interpretación nos ayuda a escribir la ecuación al reconocer los iones presentes en cada reactivo, intercambiándolos al escribir los productos.

Las reacciones en que participan iones se pueden expresar por medio de la ecuación molecular, la ecuación iónica total o la ecuación iónica neta, dependiendo de la información que se quiera recalcar.

En la ecuación molecular se utilizan las fórmulas unitarias de los reactivos y productos, de modo que los iones no son evidentes. Recuerde que la fórmula de un compuesto iónico se escribe de forma tal que se neutralizan las cargas y los iones no son visibles.

Al considerar la reacción entre una solución de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, (que contiene los iones Ca^{2+} y OH^-) y una solución de carbonato de sodio, Na_2CO_3 (que contiene los iones Na^+ y CO_3^{2-}), podemos predecir los productos intercambiando los iones de los reactivos. Es importante identificar correctamente los iones (su fórmula y su carga), de modo que se puedan escribir las fórmulas correctas de los productos. La **ecuación molecular** es:

$$Ca(OH)_2(ac) + Na_2CO_3(ac) \rightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaOH(ac)$$

Para escribir la **ecuación iónica total** o completa, se separan los iones que realmente están presentes en las sustancias cuando son solubles en agua. En este tipo de ecuación **no** se separan en iones las **sustancias insolubles** en agua ni los **electrolitos débiles** o **no electrolitos**.

$$Ca^{2+}(ac) + 2\cancel{OH}^-(ac) + 2\cancel{Na}^+(ac) + CO_3^{2-}(ac) \rightarrow CaCO_3(s) + 2\cancel{Na}^+(ac) + 2\cancel{OH}^-(ac)$$

La **ecuación iónica neta** es la que resulta cuando se eliminan los **iones espectadores**, que son los que aparecen a ambos lados de la ecuación porque no sufren cambio. Solamente muestra el cambio químico que realmente ocurre.

$$Ca^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac) \rightarrow CaCO_3(s)$$

Esto significa que no importa cuál sea la fuente de iones de Ca^{2+} y de CO_3^{2-}, siempre que se encuentren en las cantidades apropiadas, precipitará $CaCO_3(s)$.

Reacción que se investiga

En este experimento se lleva a cabo la reacción entre dos hidratos: las sales fosfato de sodio dodecahidratado, $Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$, y cloruro de bario dihidratado, $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$. Cuando estas sales se disuelven en agua y se mezclan, ocurre una reacción de precipitación. La **ecuación molecular** de la reacción es:

$$2\ Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O(ac) + 3\ BaCl_2 \cdot 2\ H_2O(ac) \rightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\ NaCl(ac) + 30\ H_2O(l)$$

Observando la combinación de iones en la fórmula del sólido insoluble que se forma, podemos escribir la **ecuación iónica neta** de la reacción:

$$2\ PO_4^{3-}(ac) + 3\ Ba^{2+}(ac) \rightarrow Ba_3(PO_4)_2(s)$$

Descripción del experimento

El experimento consiste en analizar una muestra de una mezcla de composición desconocida de las sales sólidas de los reactivos. Se analiza una muestra de alrededor de 1.00 g de la mezcla sólida. En esta mezcla de reactivos sólidos no ocurre reacción alguna ya que los iones están atrapados en la red cristalina, por lo que no están libres para poder reaccionar. Al añadir agua a la muestra, como ambas sales son solubles en agua, se separan sus iones y ocurre la reacción de precipitación donde se forma el $Ba_3(PO_4)_2$ sólido.

booksmedicos.org

Un precipitado usualmente contiene otros iones que fueron atrapados cuando el precipitado se formó. La cantidad de estos iones puede ser reducida por la técnica de **digestión**, que es un proceso en el cual se calienta la mezcla por cierto tiempo, y durante el calentamiento ocurre un equilibrio dinámico en el que todo el soluto sólido se disuelve continuamente y vuelve a precipitar. Eventualmente en el precipitado habrá una cantidad menor de impurezas.

El sólido se separa por filtración, se lava, se seca y finalmente se pesa, de modo que los únicos datos experimentales son la **masa de la mezcla** analizada y la **masa del producto sólido** formado.

Como el propósito del experimento es investigar cuánto había de cada reactivo en la mezcla analizada, es necesario investigar cuál es el reactivo limitante de la reacción. Se sabe que la **cantidad de producto** que se forme depende de la cantidad del reactivo que se consume totalmente en la reacción, por estar en cantidad limitada.

Para investigar cuál es el reactivo limitante se le hacen pruebas de precipitación a la solución **sobrenadante** de la mezcla de reacción, que es la solución que baña el precipitado que pasa a través del papel de filtro, al separar el precipitado. En esa solución deben estar presentes los productos de la reacción que son solubles y lo que sobró del reactivo que estaba en exceso.

Se toman dos muestras de la solución sobrenadante. Para probar si el Ba^{2+} estaba en exceso, a una de las muestras se le añade un reactivo que contenga PO_4^{3-}. Si se observa la formación de precipitado, significa que el Ba^{2+} estaba en exceso y que el reactivo limitante era el PO_4^{3-}.

Para probar si el PO_4^{3-} estaba en exceso, a la otra muestra de la solución sobrenadante se le añade un reactivo que contenga Ba^{2+}. Si se observa la formación de precipitado, significa que el PO_4^{3-} estaba en exceso y que el reactivo limitante era el Ba^{2+}.

Los datos experimentales cuantitativos que se obtienen son la masa de la muestra de la mezcla y la masa del producto insoluble que se obtiene. Como se investiga cuál es el reactivo limitante, que es el que se consume totalmente, por estequiometría se puede calcular cuánto reaccionó de él. Luego, por diferencia entre la masa de la muestra analizada y la masa del reactivo limitante, se obtiene la masa del reactivo en exceso. Con estos resultados se puede calcular el porciento de composición de la mezcla de reactivos analizada.

Ejemplo de los cálculos necesarios

En un experimento un estudiante analizó una muestra de 1.026 g de la mezcla de $Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$ y $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ y se formó 0.212 g del precipitado de $Ba_3(PO_4)_2$. Las pruebas de precipitación con la solución sobrenadante demostraron que $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ fue el reactivo limitante. Como este se consumió totalmente podemos utilizar las relaciones cuantitativas en la ecuación balanceada para calcular cuánto reaccionó, a base de la cantidad de producto que se formó.

La **ecuación molecular** de la reacción y las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos son:

$$2\ Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O(ac) + 3\ BaCl_2 \cdot 2\ H_2O(ac) \rightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\ NaCl(ac) + 30\ H_2O(l)$$

MM (380.0 g / mol)	(244.2 g / mol)	(601.9 g / mol)
2 moles	3 moles	1 mol
$2 \times \frac{380.0\ g}{mol} = 760.0\ g$	$3 \times \frac{244.2\ g}{mol} = 732.6\ g$	$1 \times \frac{601.9\ g}{mol} = 601.9\ g$

Utilizando directamente la relación de gramos, que es **la ruta más corta**, se calculan los gramos de $BaClO_2 \cdot 2\ H_2O$, que es el reactivo limitante.

$$0.212\ g\ de\ Ba_3(PO_4)_2 \times \frac{732.6\ g\ de\ BaCl_2 \cdot 2\ H_2O}{601.9\ g\ de\ Ba_3(PO_4)_2} = 0.258\ g\ BaCl_2 \quad 2\ H_2O$$

booksmedicos.org

Por diferencia se calculan los gramos de $Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$:

$$\text{g de mezcla} = \text{g } BaCl_2 \cdot 2\ H_2O + \text{g } Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$$

$$\text{g } Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O = \text{g de mezcla} - \text{g } BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$$

$$\text{g } Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O = 1.026\ \text{g} - 0.258\ \text{g} = 0.768\ \text{g}$$

$$\%\ BaCl_2 \cdot 2\ H_2O = \frac{0.258\ \text{g } BaCl_2}{1.026\ \text{g mezcla}} \times 100 = 25.1\ \%$$

$$\%\ Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O = \frac{0.768\ \text{g } Na_3PO_4}{1.026\ \text{g mezcla}} \times 100 = 74.9\ \%$$

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Utilice con cuidado los reactivos.
2. Evite el contacto con los ojos, piel y ropa.
3. Evite inhalar el polvo.
4. **No** vierta las soluciones por el fregadero.
5. Al finalizar el experimento vierta las soluciones en un envase designado para desperdicios.

Materiales

- vaso de precipitado de 400 mL
- agitador de vidrio
- mechero u hornilla
- embudo de vidrio o embudo Büchner
- papel de filtro
- probeta de 100 mL
- $BaCl_2$ 0.5 M y Na_3PO_4 0.5 M
- sales sólidas $Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$ y $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$

I. Reacción de precipitación

1. Obtenga la mezcla para el análisis y anote el número de desconocido. Es recomendable hacer el experimento por lo menos dos veces. Resulta conveniente trabajar dos muestras simultáneamente. En ese caso, repita los siguientes pasos del procedimiento con la segunda muestra.
2. Pese una muestra de alrededor de 1 g de la mezcla desconocida en papel de pesada.
3. Transfiera la muestra a un vaso de precipitado de 400 mL y añada 200 mL de agua destilada. Con un agitador de vidrio, agite la mezcla durante un minuto, deje el agitador dentro del vaso y espere a que el precipitado se deposite.
4. Cubra el vaso con un cristal de reloj y mantenga la mezcla caliente entre 80° C y 90° C durante 30 minutos. Puede utilizar un baño de vapor, una hornilla o la llama baja del mechero. Este procedimiento se conoce como digestión.
5. Sin descuidar la mezcla de reacción, durante el periodo de calentamiento, prepare el sistema para filtrar, ya sea por gravedad con embudo de vidrio o al vacío con embudo Büchner (Refiérase al Apéndice C). **Pese el papel de filtro** antes de colocarlo en el embudo.

booksmedicos.org

6. Cuando transcurran los 30 minutos, remueva el vaso con la mezcla de reacción de la fuente de calor y espere hasta que el precitado se deposite de nuevo.
7. Mientras tanto, coloque alrededor de 30 mL de agua destilada en un vaso de 150 mL y caliéntela entre 80° C y 90° C. El agua se utilizará para lavar el precipitado más adelante.
8. Rotule con los números 1 y 2 dos vasos de precipitado de 100 mL y cuando el líquido que baña al precipitado esté completamente transparente, decante a una probeta, alrededor de 100 mL de ese líquido sobrenadante. Sirva dos muestras de 50 mL, una a cada uno de los vasos rotulados y resérvelos para la siguiente parte del procedimiento (investigar el reactivo limitante).
9. Filtre la mezcla de reacción aún tibia. Transfiera cuantitativamente el precipitado al papel de filtro previamente pesado, del sistema de filtración. Arrastre el precipitado de las paredes del vaso utilizando el policía de goma del agitador. Luego añada dos porciones de 5 mL del agua calentada previamente, para arrastrar el precipitado restante. Finalmente, lave el precipitado en el papel de filtro con dos porciones de 5 mL del agua caliente.
10. Remueva cuidadosamente el papel de filtro con el precipitado y déjelo secar al aire hasta el próximo periodo.
11. Cuando esté seco, pese el papel con el precipitado.

II. Investigar el reactivo limitante

1. Para probar si el ion PO_4^{3-} estaba en exceso, añada al vaso de precipitado No. 1 con líquido sobrenadante, 2 gotas de $BaCl_2$ 0.5 M. Si se forma precipitado, el PO_4^{3-} estaba en exceso, por lo que el $BaCl_2$ fue el reactivo limitante.
2. Para probar si el ion Ba^{2+} estaba en exceso, añada al vaso No. 2 con líquido sobrenadante, 2 gotas de Na_3PO_4 0.5 M. Si se forma precipitado, el Ba^{2+} estaba en exceso, por lo que el Na_3PO_4 fue el reactivo limitante.

Nota: Las dos pruebas anteriores conducen a la misma conclusión. Aunque puede aparecer nubosidad en ambas pruebas, una de ellas debe mostrar con más definición la formación del precipitado.

3. Descarte los desperdicios de las soluciones y el papel de filtro con el precipitado a los envases designados.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Relaciones estequiométricas: reactivo limitante

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique:

   a. Reactivo limitante.

   b. Hidrato.

   c. Reacción de precipitación.

2. Distinga entre rendimiento teórico y rendimiento experimental.

3. Utilice las reglas de solubilidad para predecir si ocurrirá reacción de precipitación cuando se mezclan soluciones acuosas de sulfato de aluminio e hidróxido de sodio. Si ocurre:

   a. Escriba la ecuación molecular balanceada.

   b. Escriba la ecuación iónica neta.

booksmedicos.org

4. Mencione dos datos cuantitativos que se obtienen al hacer este experimento.

5. ¿Cómo se determina cuál es el reactivo limitante?

6. En un experimento un estudiante analizó una muestra de 0.998 g de la mezcla de sales utilizada en este experimento. Al hacer las pruebas de precipitación, averiguó que el reactivo limitante fue el $Na_3PO_4 \cdot 12\ H_2O$. Finalmente, obtuvo 0.320 g del producto $Ba_3(PO_4)_2$.

   a. Escriba la ecuación molecular de la reacción de precipitación que ocurre y establezca las relaciones cuantitativas que hay entre reactivos y productos.

   b. Por la estequiometría de la reacción calcule la cantidad del reactivo limitante que reaccionó.

   c. Calcule la cantidad del reactivo en exceso.

   d. Calcule el porcentaje de composición de cada sal en la muestra analizada.

booksmedicos.org

Informe: Relaciones estequiométricas: reactivo limitante

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Mezcla desconocida No. _____

1. Datos y resultados:

	Muestra No. 1	Muestra No. 2
Masa de mezcla de sales (g)	_____	_____
Masa de papel de filtro + precipitado (g)	_____	_____
Masa de papel de filtro (g)	_____	_____
Masa del precipitado $Ba_3(PO_4)_2$ (g)	_____	_____
Reactivo limitante en la mezcla	_____	_____
Masa del reactivo limitante (g)	_____	_____
Masa del reactivo en exceso (g)	_____	_____
% de Na_3PO_4 en la mezcla	_____	_____
% de Na_3PO_4 promedio	_____	
% de $BaCl_2$ en la mezcla	_____	_____

booksmedicos.org

% de $BaCl_2$ promedio _____

2. Preguntas.

   a. ¿Cuál es el dato de la tabla anterior que representa el rendimiento experimental? Explique.

   b. Mencione dos situaciones que pueden ocurrir durante el procedimiento que pueden conducir a que se obtenga un bajo rendimiento del producto sólido.

   c. Si se obtiene bajo rendimiento del producto $Ba_3(PO_4)_2$:

      – ¿Cómo se afectará el % que se obtenga del reactivo limitante?

      – ¿Cómo se afectará el % del reactivo en exceso?

booksmedicos.org

Experimento 8

Titulación ácido-base

Objetivos

1. Entender y explicar el proceso de titulación.
2. Manejar y leer correctamente la bureta.
3. Hallar la concentración de ácido acético en vinagre por medio de una titulación ácido-base.

Teoría

Una de las tareas del químico es investigar la **cantidad** de alguna sustancia presente en una muestra de materia. Una forma de hacerlo es haciendo reaccionar la sustancia —hasta que se consuma totalmente— con una cantidad conocida de una segunda sustancia. Al conocer la cantidad utilizada del segundo reactivo, se puede calcular la cantidad del reactivo investigado por medio de la **estequiometría**, que estudia los aspectos cuantitativos de las reacciones químicas. Los cálculos se basan en la interpretación cuantitativa de la ecuación ajustada de la reacción que ocurre.

Muchas reacciones ocurren cuando los reactivos están disueltos en agua. Para llevar a cabo un análisis cuantitativo de una reacción entre dos sustancias que están disueltas en agua, lo que se requiere es medir cuidadosamente los **volúmenes** de las soluciones cuyos solutos reaccionan entre sí. Es por eso que un análisis cuantitativo de este tipo se conoce como **análisis volumétrico**.

Titulación

Se le llama **titulación** al procedimiento de laboratorio que permite llevar a cabo un análisis volumétrico. El procedimiento consiste en medir cuidadosamente un volumen específico de la solución cuyo soluto se quiere investigar y luego medir el volumen que se necesita de la segunda solución para que la reacción se complete. Una muestra para análisis que se obtiene midiendo cuidadosamente su volumen, se conoce como **alícuota**. Una alícuota debe medirse con **pipeta** y generalmente se sirve en un **matraz erlenmeyer**. La solución que contiene el otro reactivo se coloca en una **bureta**, y se le llama **solución titulante**.

En una titulación, una de las dos soluciones debe ser una **solución estándar** o una **solución valorada**. Esto significa que su **concentración** se conoce con mucha precisión. Una solución estándar es aquella que contiene un tipo de soluto, que se conoce como un **estándar primario** que es un sólido de alta pureza y estabilidad, lo que hace posible calcular con mucha exactitud su concentración en una solución. Cuando el reactivo requerido en una titulación no es un estándar primario, se prepara la solución con el reactivo disponible, pero se investiga su concentración exacta titulando la solución con una solución de algún estándar primario que sea apropiado. A este proceso se le llama **valoración**. El proceso consiste en titular la solución

booksmedicos.org

con muestras de volumen específico de la solución del estándar primario, cuya cantidad se conoce. De este modo se obtienen los datos necesarios para calcular la concentración exacta de la solución del reactivo que nos interesa y que ahora se describe como **solución valorada**. En resumen, una solución de concentración conocida se describe como una **solución estándar** —si el reactivo utilizado es un estándar primario— o como una **solución valorada** —si el reactivo no es estándar primario— pero se valora titulándola contra un estándar primario.

El proceso de titulación consiste en añadir gradualmente la solución titulante (que está en la bureta) a un volumen definido de la otra solución (que está en el matraz erlenmeyer) hasta que haya un indicio de que la reacción se **completó**. En ese momento se mide el volumen de solución titulante requerido para que se complete la reacción.

Estequiometría de reacción

Sabemos que la ecuación ajustada de una reacción provee información sobre la identidad y cantidad de cada reactivo y producto. Los coeficientes de la ecuación se pueden interpretar en términos de partículas o en términos de moles de partículas. La estequiometría estudia la relación cuantitativa entre una sustancia y otra en la reacción. Conociendo los gramos o moles de algún reactivo, se pueden calcular los gramos o moles de algún otro reactivo o producto de la reacción. En una titulación los reactivos están disueltos en agua, y por lo general lo que se mide es el volumen de la solución de cada reactivo. Como una solución es una mezcla de componentes, no podemos saber directamente cuánto pesa el soluto, que es el reactivo que nos interesa. Sin embargo, podemos calcular los **moles del soluto** en una solución, si se conoce el **volumen** y la **molaridad** de la solución.

Molaridad de las soluciones

La **molaridad (M)** es una unidad de concentración de soluciones que expresa la relación entre moles (n) de soluto disueltos en cierto volumen, **expresado en litros**, de solución (V soln). Podemos ver que la unidad de molaridad es mol/L. Esta relación se puede expresar en forma de una ecuación matemática, así:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen en L de solución}} = \frac{n}{V_{L\ soln}}$$

Al resolver la ecuación anterior por moles de soluto, se obtiene:

$$n = M \times V_{L\ soln}$$

La molaridad es, pues, un factor de conversión entre moles de soluto y litros de solución. Para una solución *x* molar (*x*M), siempre podremos establecer la relación de que hay *x* moles de soluto disueltos en 1L de solución (*x* moles de soluto = 1L de solución), de modo que para averiguar los moles de una sustancia que está disuelta, se requiere conocer el volumen y la molaridad de la solución que la contiene.

Ejercicio 8.1

Si una reacción consume 40.00 mL de una solución valorada de NaOH 2.00 M, calcule el número de moles de NaOH que reaccionaron.

Solución

Podemos enfocar el problema resolviendo la ecuación de molaridad por moles de soluto, luego de haber cambiado el volumen de solución a litros.

$$n = M \times V_{L\ soln}$$

booksmedicos.org

$$n_{NaOH} = \frac{2.00 \text{ moles}}{\cancel{L}} \times 0.04000 \cancel{L} = 0.0800 \text{ moles NaOH}$$

Otra forma de enfocar el problema es utilizar la molaridad como factor de conversión entre moles y volumen. Se cambia el volumen a litros y se multiplica por la molaridad.

$$n_{NaOH} = 40.00 \cancel{\text{mL soln}} \times \frac{1 \cancel{\text{L soln}}}{1000 \cancel{\text{mL soln}}} \times \frac{2.00 \text{ moles NaOH}}{1 \cancel{\text{L soln}}} = 0.0800 \text{ moles NaOH}$$

En una titulación ambos reactivos se encuentran en solución. Como uno de estos reactivos se encuentra en una solución valorada o estándar, se conoce su concentración (M). Al terminar la titulación también se conoce el volumen de solución valorada requerido para completar la reacción. Con esta información se pueden calcular los moles del soluto o reactivo que contiene la solución valorada.

$$n_{soluto} = M_{soln\ valorada} \times V_{L\ soln\ valorada}$$

Una vez que se tienen los moles del reactivo que contiene la solución valorada, por estequiometría se pueden calcular los moles o gramos del reactivo que contiene la solución investigada.

$$g_{soluto\ investigado} = n_{soluto} \times \text{Masa Molar}_{soluto}$$

Como se conoce el volumen que se tituló de la solución investigada, también se puede calcular la molaridad de esa solución, así:

$$M_{soln\ investigada} = \frac{n_{soluto}}{V_{L\ soln\ investigada}}$$

donde los moles de soluto se calculan por estequiometría y el volumen de la solución investigada se mide experimentalmente.

En resumen, al titular se hacen reaccionar dos soluciones con el propósito de encontrar información cuantitativa de una de ellas (solución investigada) teniendo información cuantitativa de la otra (solución valorada o estándar). Cuando la titulación termina, se conoce tanto el volumen utilizado de ambas soluciones, como la molaridad de la solución valorada o estándar. Estos datos, y las relaciones estequiométricas de la ecuación ajustada, permiten calcular la molaridad de la solución investigada o los gramos del soluto que contiene la solución.

Ejercicio 8.2

Al titular una alícuota de 10.00 mL de una solución de H_2SO_4, se utilizaron 28.10 mL de una solución de NaOH 0.140 M. Halle la molaridad de la solución de H_2SO_4.

Solución

En este ejemplo la solución de NaOH es la solución valorada, ya que conocemos su concentración, 0.140 M. La solución investigada es la solución de H_2SO_4, ya que es la solución a la cual le vamos a determinar la molaridad.

Para hallar la molaridad de cualquier solución se requieren los moles del soluto y el volumen de la solución. El volumen de la solución de H_2SO_4 es un dato experimental (10.00 mL). Lo que falta averiguar son los moles de H_2SO_4 que contiene la solución, ya que:

$$M_{soln\ H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_{L\ soln\ H_2SO_4}}$$

booksmedicos.org

En primer lugar es necesario tener en cuenta la ecuación ajustada de la reacción que ocurre:

$$H_2SO_4\,(ac) + 2NaOH\,(ac) \rightarrow Na_2SO_4\,(ac) + 2H_2O\,(l)$$

Como conocemos el volumen y la molaridad de la solución valorada de NaOH, se pueden calcular los moles de NaOH que reaccionaron, y por estequiometría los moles de H_2SO_4:

$$28.10\ \cancel{mL\ soln} \times \frac{1\ \cancel{L}}{1000\ \cancel{mL}} \times \frac{0.140\ \cancel{mol\ NaOH}}{1\ \cancel{L}} \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{2\ \cancel{mol\ NaOH}} = 0.00197\ mol\ H_2SO_4$$

Ahora se puede calcular la molaridad de la solución de H_2SO_4 utilizando el volumen de la alícuota analizada (10.00mL= 0.01000L):

$$M_{soln\ H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_{L\ soln\ H_2SO_4}} = \frac{0.00197\ mol\ H_2SO_4}{0.01000\ L} = 0.197\ \frac{mol}{L}$$

Punto de equivalencia y punto final

El éxito del método volumétrico depende de que se pueda detectar con la mayor exactitud posible el punto donde se completa la reacción. Este punto se conoce como **punto estequiométrico** o **punto de equivalencia**, y para detectarlo es necesario utilizar algún indicador que, en ese punto o cerca de ese punto, sufra algún cambio visible, como por ejemplo un cambio de color. El punto en la titulación donde el indicador cambia de color se conoce como **punto final**. En una buena titulación, el punto final debe encontrarse lo más cerca posible del punto de equivalencia. Mientras más se aleje el punto final del punto de equivalencia, mayor es el **error** en la titulación.

Indicador ácido-base

Un indicador ácido-base es una sustancia orgánica cuyo color depende de la acidez del medio en que se encuentra. En este experimento se utilizará el indicador **fenolftaleína**, que es una sustancia **incolora en medio ácido**, pero que se torna de color **rosa en medio básico**. Mientras más básico se torne el medio, más intenso es el color de la fenolftaleína.

Titulación ácido-base: reacción de neutralización

El método volumétrico puede utilizarse con diferentes tipos de reacción: ácido-base, oxidación-reducción, precipitación, formación de complejo y otros. En este experimento se utilizará una reacción ácido-base.

Existen varios conceptos para definir un ácido y una base. En el concepto de **Arrhenius**, un ácido es una sustancia que al disolverse en agua produce iones de H^+, mientras que una base produce iones de OH^-. Los ácidos son **compuestos moleculares** que contienen hidrógeno en su estructura, como por ejemplo: HCl, HNO_3, H_2SO_4 y $HC_2H_3O_2$. Las bases pueden ser **compuestos iónicos**, como por ejemplo los hidróxidos de metales: NaOH, $Ca(OH)_2$, $Ni(OH)_2$ y KOH. También hay bases que son **compuestos moleculares**, como por ejemplo amoniaco (NH_3). Note que NH_3 contiene hidrógeno y, sin embargo, es una base.

La **reacción de neutralización** entre un ácido y una base es una reacción de **desplazamiento doble**. El OH^- de la base se combina con el H^+ del ácido formando **agua** como producto, mientras que el catión de la base y el anión del ácido forman un **compuesto iónico** o **sal**. La **ecuación molecular** para la reacción entre ácido clorhídrico y la base hidróxido de sodio ilustra el proceso de neutralización, así:

$$HCl\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow H_2O\,(l) + NaCl\,(ac)$$

booksmedicos.org

Uso y lectura de la bureta

Hemos mencionado que el equipo requerido para una titulación es la **pipeta** para medir la alícuota que se va a analizar, un **matraz erlenmeyer** para servir la alícuota, y la **bureta** para descargar y medir la solución titulante. Además se necesita un **embudo** para llenar la bureta. Este equipo debe lavarse con agua y jabón. Debe enjuagarse con agua corriente y luego con agua destilada. La bureta y la pipeta deben enjuagarse finalmente con una **cantidad pequeña** del líquido que va a medirse para arrastrar los residuos de agua de las paredes y así evitar que cambie la concentración de la solución que se va a medir. Se considera que el equipo de vidrio está limpio cuando el líquido puede moverse en una película continua, sin dejar gotas adheridas a la pared.

La bureta es un instrumento para descargar líquidos que consiste en un tubo de vidrio calibrado de forma tal que el cero de la escala aparece en la parte superior, lo que implica que se lee de arriba hacia abajo. El líquido que se va a medir se deja descargar a nuestra voluntad, abriendo una llave que está en la parte inferior. Las marcas de calibración terminan a cierto nivel sobre la llave de descargar. Es importante no dejar descargar la bureta más allá de la última marca de calibración, ya que en esa región no es posible leer el volumen. Como el cero de la escala está en la parte superior, el volumen descargado (V_d) se obtiene por diferencia entre la lectura final (V_f) después de descargar y la lectura inicial (V_i) antes de descargar, así:

$$\Delta V = V_f - V_i = V_d$$

Note que, aunque no es obligatorio, resulta conveniente comenzar con la bureta en cero, pues de ese modo el volumen descargado será igual a la lectura final (V_f), ya que $V_i = 0.00$ mL:

$$V_d = V_f - 0.00 \text{ mL} = V_f$$

En la bureta de 50 mL, cada mL está dividido en 10 partes iguales. Esta escala permite leer la décima del mL con exactitud, de modo que se puede aproximar la centésima. Esto significa que toda lectura hecha en la bureta de 50 mL conlleva dos sitios decimales. Cuando el líquido está a la altura del cero, la lectura debe escribirse como 0.00 mL.

Descripción del experimento

En este experimento se investiga una muestra de vinagre, que es una solución de ácido acético en agua y se quiere conocer cuánto ácido acético contiene. Para lograrlo, se hará reaccionar todo el ácido acético que contenga una muestra de vinagre, con la base NaOH. El procedimiento consiste en titular muestras de volumen definido de vinagre con una solución valorada de NaOH.

Como el reactivo NaOH no es un estándar primario, es necesario valorar la solución de NaOH titulándola con una solución de un estándar primario. En este caso utilizaremos un estándar primario conocido como **ftalato ácido de potasio**. Este compuesto es un ácido orgánico, abreviado KHP, y cuya fórmula es $KHC_8H_4O_4$. La P de la abreviatura representa al ion ftalato ($C_8H_4O_4^{2-}$). La reacción que ocurre al titular KHP con NaOH se puede expresar como:

$$KHC_8H_4O_4\,(ac) + NaOH\,(ac) \rightarrow H_2O\,(l) + KNaC_8H_4O_4\,(ac)$$

De la ecuación podemos ver que hay una relación 1:1 entre los reactivos: es decir, que por cada mol de KHP reacciona un mol de NaOH, de modo que cuando la reacción se complete habrán reaccionado igual número de moles de ambos reactivos. Como KHP es un sólido que se pesa directamente para preparar la solución estándar, al conocer la masa de la muestra de KHP se pueden calcular los moles utilizando su masa molar. Como sabemos los moles de KHP presentes en la solución, cuando la reacción de titulación termine, conoceremos los moles de

booksmedicos.org

NaOH, ya que, por la estequiometría de la reacción, sabemos que son iguales. Al conocer los moles (n) de NaOH se puede calcular la molaridad de la solución de NaOH utilizando el volumen de titulación requerido para que la reacción se complete, así.

$$n_{NaOH} = \cancel{g}\ KHP \times \frac{1\ \cancel{mol}\ KHP}{204\ \cancel{g}\ KHP} \times \frac{mol\ NaOH}{1\ \cancel{mol}\ KHP}$$

$$M_{NaOH} = \frac{moles\ NaOH}{V_{L\ soln}}$$

La alícuota de vinagre que vamos a analizar se coloca en un **matraz erlenmeyer** y se le añaden unas gotas del **indicador fenolftaleína** que —en solución ácida— es incolora. Para poder notar rápidamente el cambio en el color de la fenolftaleína, se debe colocar un papel blanco debajo del matraz erlenmeyer.

Al titular, el NaOH reaccionará con el ácido acético que contiene el vinagre de acuerdo con la ecuación:

$$HC_2H_3O_2\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow H_2O(l) + NaC_2H_3O_2(ac)$$

Al titular muestras de vinagre con la solución valorada de NaOH, se obtiene el volumen de NaOH requerido para que se complete la reacción. Como se conoce la molaridad (mol/L) de la solución valorada de NaOH y el volumen de la alícuota de vinagre que se tituló, se puede calcular la molaridad del ácido acético en vinagre, tomando en cuenta la estequiometría de la reacción de titulación:

$$n_{HC_2H_3O_2} = V_{\cancel{L}\ soln} \times \frac{\cancel{mol}\ NaOH}{1_{\cancel{L}\ soln}} \times \frac{1\ mol\ HC_2H_3O_2}{1\ \cancel{mol}\ NaOH}$$

$$M_{vinagre} = \frac{moles\ HC_2H_3O_2}{V_{L\ vinagre}}$$

En el vinagre comercial se informa la concentración de ácido acético como aproximadamente 5% en masa. Para poder comparar ese valor con la concentración obtenida en la titulación, es conveniente calcular el porciento en masa (%w) de la solución titulada, además de su molaridad, así:

$$\%w = \frac{gramos\ ácido\ acético}{gramos\ vinagre} \times 100$$

Recomendaciones al titular

1. La solución valorada o estándar debe servirse en un envase limpio, seco y debidamente identificado. Recuerde que esta solución tiene una concentración que no se debe alterar al manipularla durante el procedimiento. Consérvela bien tapada para evitar su evaporación y contaminación.
2. Una vez que la bureta está limpia, debe enjuagarse con la solución titulante. Para esto, se le añaden de 5 a 6 mL de la solución y se rueda la bureta en forma horizontal para que el líquido bañe todas las paredes interiores. Finalmente se abre la llave para que descargue a un vaso rotulado "**desperdicios de titulante**". Este vaso se continuará utilizando para descargar titulante en los procesos de preparación de la bureta.
3. La bureta se sostiene con una **agarradera** colocada en un **soporte de hierro**. Colóquela a una altura a la cual le sea cómodo llenarla y asegúrese de que la llave esté cerrada. Utilizan-

booksmedicos.org

do un **embudo** limpio y enjuagado con la solución titulante, proceda a llenar la bureta (figura 8.1). Si nota que el líquido se queda en el embudo sin bajar a la bureta, sostenga el embudo en su mano para que no descanse sobre el tubo de la bureta. De este modo puede salir el aire, lo que permite que el líquido fluya libremente. Llene la bureta de modo que sobrepase el nivel de cero. Coloque debajo de la bureta un envase limpio y seco y descargue la bureta hasta que la **punta** se llene sin que queden burbujas de aire en el cuerpo del líquido. Recuerde que el aire ocupa volumen que debe ocupar el líquido, lo que provocará error en la lectura del volumen. Para eliminar burbujas de aire, abra y cierre rápidamente la llave. Para llevar el nivel del líquido a cero, la parte baja del menisco debe descansar en la raya de cero. Manipule la bureta de modo que su vista esté a la altura del menisco. Una vez que está completamente llena y en cero, la bureta está lista para titular.



Figura 8.1. Bureta con el embudo

4. Para comenzar la titulación se coloca la punta de la bureta dentro del cuello del matraz erlenmeyer (figura 8.2). Con una mano se ajusta la llave de la bureta para que caiga un flujo continuo de gotas, mientras con la otra mano **se agita continuamente el matraz**. La agitación garantiza que la porción añadida de la bureta reaccione rápidamente con la cantidad correspondiente del reactivo que está en el matraz, antes de añadir la próxima porción.
5. Debe tenerse a la mano una **botella de lavado** con agua destilada para enjuagar las paredes del matraz cuando se acerque el punto de equivalencia. Durante el proceso de añadir reactivo y agitar pueden quedar algunas gotas de reactivo en las paredes superiores sin reaccionar. Si no se arrastra para que reaccione habrá error en la titulación. Note que añadir agua no afecta el análisis, ya que la base sólo reaccionará con el ácido presente, cuya cantidad no se afecta por añadir agua.
6. Cuando se acerca el punto de equivalencia queda muy poco ácido sin reaccionar, por lo que al añadir base la reacción es más lenta. Es por eso que al añadir la gota de base se nota momentáneamente el color rosa de la fenolftaleína en medio básico. Mientras quede ácido, el color desaparecerá al agitar. Mientras más se tarde en desaparecer el color al agitar, más cerca estará el punto de equivalencia. Al notar que el color rosa persiste por más tiempo, se debe controlar el flujo de la bureta cerrando la llave cada vez que caiga una gota. Se continúa el procedimiento, agitando después de añadir cada gota, hasta llegar al punto final donde la solución se torna rosa pálido. Al seguir este procedimiento, **el punto final** estará bien cerca del **punto de equivalencia**. El color rosa pálido debe perdurar por lo menos 20 segundos. **En este momento se lee el volumen en la bureta**. El color rosa desaparecerá eventualmente debido a la presencia de CO_2 en la atmósfera, ya que este se disuelve en la mezcla de reacción, tornándola levemente ácida.



Figura 8.2. Punta de bureta dentro del cuello del matraz

7. Al hacer un análisis, el procedimiento de titulación debe repetirse varias veces hasta obtener por lo menos tres titulaciones para las cuales el volumen de titulación sea semejante. La primera titulación consume mucho tiempo pues no se sabe en qué región está el punto de equivalencia. Después de la primera titulación el procedimiento es rápido. Podemos restar alrededor de 2 mL al volumen de NaOH descargado en la primera titulación y añadir el volumen calculado rápidamente y agitando. Luego se continúa la titulación añadiendo NaOH cuidadosamente gota a gota, de modo que se pueda llegar al **punto final** con la adición de **una sola gota**.
8. Mientras titula, vigile que el nivel del líquido en la bureta nunca esté por debajo de la última marca de calibración, pues si no se puede leer el volumen final, se daña la titulación.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Maneje ácidos y bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.
2. Maneje la pipeta con cuidado y utilice un bulbo para llenarla.

booksmedicos.org

Materiales

- balanza
- matraces erlenmeyer de 125 mL
- espátula
- probeta de 100 mL
- bureta de 50 mL
- matraz erlenmeyer de 300 mL con tapón
- botella de lavado
- embudo con tallo
- agarradera de bureta
- soporte de hierro
- papel blanco
- pipeta volumétrica de 5 mL
- KHP ($KHC_8H_4O_4$)
- solución 0.2 M de NaOH
- fenolftaleína
- vinagre

I. Preparación de solución estándar de KHP

1. Pese alrededor de 0.50 g de KHP en un papel de pesar y anote la masa.
2. Transfiera cuantitativamente (sin que haya pérdida) el sólido a un matraz erlenmeyer de 125 mL, rotulado "Muestra No. 1". Disuelva el sólido añadiéndole 30 mL de agua destilada medidos en la probeta de 100 mL.
3. Repita los pasos 1 y 2 con otras dos muestras de KHP rotuladas como "Muestra No. 2" y "Muestra No. 3".

II. Titulación (valoración) de solución de NaOH con la solución estándar

1. Utilice un matraz erlenmeyer de 300 mL, limpio, seco y debidamente rotulado, para servir alrededor de 150 mL de la solución de NaOH que provee el instructor. Esta es la solución titulante y se debe mantener tapada cuando no se esté utilizando.
2. Prepare la bureta en la forma apropiada, llénela con la solución titulante de NaOH y ajuste la lectura inicial a cero. **Anote esa lectura inicial**.
3. Añada 2 gotas de fenolftaleína al matraz erlenmeyer que contiene la solución de KHP preparada en la parte anterior, rotulada como "Muestra No. 1".
4. Coloque la punta de la bureta dentro del cuello del matraz, que debe estar descansando sobre un papel blanco. Titule de la forma apropiada hasta obtener un color rosa pálido que perdure por 20 segundos. **Anote la lectura final de la bureta**.
5. Descarte la mezcla de titulación según le indique el instructor.
6. Repita los pasos del 2 al 5 con las otras dos soluciones de KHP rotuladas "Muestra No. 2" y "Muestra No. 3". Tan pronto termine estas tres titulaciones, muestre los resultados a su instructor de laboratorio para decidir si debe hacer otra titulación.

III. Análisis de muestras de vinagre con la solución de NaOH valorada

1. Pese un matraz erlenmeyer de 125 mL que esté limpio y rotúlelo como "Muestra No. 1".
2. Mida una alícuota de 5 mL de vinagre con la **pipeta volumétrica** y añádalos al matraz erlenmeyer.
3. Pese de nuevo el matraz.
4. Añada al matraz 10 mL de agua destilada y 2 gotas de fenolftaleína.
5. Llene la bureta con la solución valorada de NaOH y **anote la lectura inicial**.
6. Titule en la forma apropiada hasta obtener el color rosa pálido y **anote la lectura final** de la bureta.
7. Descarte la mezcla de titulación en forma apropiada.
8. Repita los pasos del 1 al 7 con otras dos muestras de vinagre rotuladas como "Muestra No. 2" y "Muestra No. 3". Tan pronto termine estas tres titulaciones, muestre los resultados a su instructor de laboratorio para decidir si debe hacer otra titulación.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Titulación ácido-base

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique:

   a. Molaridad.

   b. Valoración.

2. Distinga entre:

   a. Punto de equivalencia y punto final.

   b. Solución valorada y solución estándar.

3. Describa el modo correcto de preparar una bureta para titular.

4. ¿Por qué al titular es importante agitar la mezcla de reacción según se añade gradualmente la solución titulante?

booksmedicos.org

5. ¿A qué se debe que el indicador fenolftaleína cambia a color rosa en el punto final de la titulación?

6. Para el estándar primario ftalato ácido de potasio (KHP):

   a. Escriba su fórmula.

   b. Determine su masa molar.

   c. Calcule los moles que hay en 1.000 g de KHP.

7. Una solución acuosa de cloruro de sodio contiene 3.012 g de NaCl en 500.0 mL de solución. Determine la molaridad de la solución.

8. Al titular 15.00 mL de una solución de HCl, se utilizan 44.20 mL de una solución de $Ba(OH)_2$ 0.0921 M.

   a. Escriba la ecuación ajustada de la reacción que ocurre al titular.

   b. Calcule la molaridad de la solución de HCl.

booksmedicos.org

Informe: Titulacion Ácido-base

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Valoración de solución de NaOH.

Datos y resultados	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Masa de KHP			
Moles de KHP			
Lectura final de la bureta			
Lectura inicial de la bureta			
Volumen de solución de NaOH utilizada			
Moles de NaOH que reaccionaron			
Molaridad de solución de NaOH			

Molaridad promedio de la solución de NaOH: _____

Cálculos:

booksmedicos.org

2. Análisis del vinagre.

Datos y resultados:

Molaridad promedio de la solución valorada de NaOH: _____

(Obtenido de la parte 1)

	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Volumen de vinagre analizado			
Lectura final de la bureta			
Lectura inicial de la bureta			
Volumen de solución de NaOH utilizado			
Moles de NaOH que reaccionaron			
Moles de $HC_2H_3O_2$ que reaccionaron			
Molaridad del vinagre			

Molaridad promedio del vinagre: _____

Cálculos:

3. Porciento en masa del vinagre.

	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Maza matraz erlenmeyer + 5 mL de vinagre (g)			
Maza matraz erlenmeyer (g)			
Masa de 5 mL de vinagre			
Moles de $HC_2H_3O_2$ (calculado en parte 2)			

booksmedicos.org

	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Masa de $HC_2H_3O_2$			
Porciento por masa de $HC_2H_3O_2$			

Porciento por masa promedio: _____

Cálculos:

4. Conteste:

   a. Escriba la ecuación ajustada que ocurre al valorar el NaOH.

   b. Escriba la ecuación ajustada que ocurre al reaccionar NaOH con ácido acético.

   c. Compare el porciento de masa obtenido con el valor de 5% informado en la etiqueta del vinagre comercial. Si hay discrepancia, comente sobre posibles razones.

booksmedicos.org

d. Indique cómo se afectará la molaridad calculada si ocurren las siguientes situaciones (explique mostrando el efecto de sus datos en las ecuaciones pertinentes):

1) Cuando se dio por terminada la titulación, la solución tenía un color rosa bien intenso.

2) Se llevó a cabo la titulación sin llenar la punta de la bureta.

3) El matraz erlenmeyer en el que se analiza el vinagre no estaba seco al colocar la muestra.

booksmedicos.org

Experimento 9

Preparación de soluciones

Objetivos

1. Calcular los gramos de soluto necesarios y preparar un volumen dado de solución de concentración específica.
2. Diluir una alícuota de la solución original para obtener un volumen dado de solución de concentración específica.
3. Titular muestras de la solución original y de la solución diluida con una solución valorada de NaOH para conocer las concentraciones reales de las dos soluciones preparadas.

Teoría

Soluciones

Para un químico es de suma importancia saber preparar, manejar e interpretar cuantitativamente las soluciones, ya que muchas reacciones químicas ocurren en solución. Una **solución** es una mezcla homogénea de sustancias puras a nivel de partículas; no se pueden distinguir los componentes, ya que forman una sola fase. Las partículas de un reactivo que está disuelto se encuentran separadas entre sí, rodeadas de partículas del disolvente. Esto aumenta su movilidad y la probabilidad de chocar con partículas de algún otro reactivo de modo que pueda ocurrir una reacción.

Las reacciones químicas se describen en forma sencilla por medio de ecuaciones, en las cuales los coeficientes de reactivos y productos se interpretan en términos de moles. Conociendo la masa de algún reactivo y su masa molar, podemos calcular los moles del reactivo que reaccionan. Si el reactivo es un **soluto** que está disuelto en una solución, debemos conocer el volumen y la **molaridad (M)** de la solución para poder calcular los moles del reactivo que reaccionan.

Molaridad

La molaridad de una solución expresa la cantidad de moles de soluto que están disueltos en un litro de solución (volumen de soluto + disolvente). Esta propiedad de una solución se expresa en unidades de **moles/L**. Por ejemplo, si una solución acuosa de NaOH es 2M, esto implica que contiene 80 g de NaOH (un mol de NaOH pesa 40 g) disueltos en suficiente agua como para obtener un litro de solución.

La definición de molaridad puede expresarse con la ecuación:

$$M_{soln} = \frac{n_{soluto}}{V_{L\ soln}}$$

booksmedicos.org

Al observar la ecuación podemos notar que se pueden obtener los moles de soluto que están disueltos en la solución, multiplicando la molaridad por el volumen de la solución, así:

$$n = M_{soln} \times V_{L\ soln}$$

Esto quiere decir que conociendo la **molaridad** y el **volumen** de soluciones que participan en reacciones químicas, podemos calcular los moles de soluto que estén reaccionando para establecer las relaciones estequiométricas pertinentes.

Uso del matraz volumétrico en la preparación de soluciones



Figura 9.1. Matraz volumétrico de 100 mL

El matraz volumétrico (figura 9.1) se utiliza para medir un volumen específico de líquido, por lo que contiene una sola marca de calibración. Es el envase apropiado para preparar una solución cuya concentración deba conocerse con mucha precisión, ya que ha sido calibrado para este uso. Al tener una sola marca de calibración, y no una escala, la información sobre la precisión del volumen medido en este matraz debe obtenerse del fabricante o determinarse experimentalmente. La incertidumbre en el volumen de un líquido medido en un matraz volumétrico depende de la calidad y el tamaño del matraz. Los valores típicos de la incertidumbre de matraces volumétricos son:

$$100\ mL \pm 0.08\ mL$$

$$200\ mL \pm 0.10\ mL$$

De esta información se desprende que la forma correcta de anotar un volumen medido en un matraz volumétrico de 100 mL es 100.00 mL, mientras que para un matraz de 200 mL se debe anotar 200.0 mL. Un matraz volumétrico nunca se debe calentar o llenarse con soluciones calientes, ya que, debido a la expansión y contracción del vidrio por cambios en temperatura, hacer esto causará que el matraz pierda su calibración.

Para preparar una solución, se transfiere el soluto cuantitativamente (sin que haya pérdida) al matraz volumétrico. Si el soluto es un sólido, puede transferirse directamente al matraz o puede disolverse previamente en un poco de disolvente y transferir cuantitativamente esta solución al matraz. Una vez hecho esto, se añade disolvente poco a poco y agitando la mezcla. Antes de que el líquido llegue al cuello del matraz, la agitación debe ser en forma circular. Una vez el líquido llegue al cuello, se añade disolvente hasta un poco antes de la marca de calibración del matraz. Luego de esto, se utiliza un gotero para añadir el disolvente gota a gota, hasta que la parte baja del menisco coincida exactamente con la marca de calibración. Si el nivel del líquido sobrepasa la marca de calibración, no se debe remover el líquido en exceso. La solución debe descartarse y se debe preparar una nueva solución. Una vez que el menisco coincide con la marca de calibración, se tapa herméticamente el matraz y se agita invirtiéndolo para asegurarse de que la mezcla sea homogénea.

Preparación de una solución a partir de un soluto sólido

Una vez que se conoce la molaridad y el volumen de solución que se preparará, se selecciona el matraz volumétrico apropiado. Se calculan los gramos del soluto sólido que se necesitan para preparar la solución y se pesa cuidadosamente una muestra de soluto lo más cercana posible al valor calculado. Luego se procede a preparar la solución según se describió anteriormente.

Ejercicio 9.1

¿Cómo se preparan 200.0 mL de una solución acuosa 0.250 M de NaOH a partir de NaOH sólido?

booksmedicos.org

Solución

Se calculan los gramos de NaOH que se necesitarán para preparar la solución, así:

$$200.0\ \cancel{mL} \times \frac{10^{-3}\ \cancel{L}}{1\ \cancel{mL}} \times \frac{0.250\ \cancel{mol}}{1\ \cancel{L}} \times \frac{40.0\ g\ NaOH}{1\ \cancel{mol}} = 2.00\ g\ NaOH$$

Se pesa una muestra de NaOH sólido con una masa lo más cercana posible a 2.00 g. Se transfiere cuantitativamente a un matraz volumétrico de 200 mL y se añade agua siguiendo el procedimiento descrito anteriormente.

Preparación de una solución diluida a partir de una solución concentrada

Es importante saber preparar soluciones diluidas a partir de una solución ya preparada. Al llevar a cabo este proceso de **dilución**, la concentración de la solución se altera porque se añade disolvente a una muestra de la solución original. En ningún momento se altera la cantidad de soluto presente en la muestra. Por tanto, los moles de soluto presentes en la muestra original permanecen iguales antes y después de diluir.

Para preparar un volumen dado de solución de concentración menor (**solución diluida**) se toma una **alícuota** de la solución original y se le añade disolvente hasta completar el volumen de solución que se quiere preparar, de modo que los moles de soluto contenidos en la alícuota de solución original ($\mathbf{n_o}$) serán iguales a los moles de soluto contenidos en la solución diluida ($\mathbf{n_d}$). Como los moles de soluto contenidos en cualquier solución se obtienen multiplicando **M x V**, podemos expresar esta información en forma de una ecuación matemática, así:

$$n_o = n_d$$
$$M_o V_o = M_d V_d$$

Esta ecuación aplica siempre que hacemos una dilución y da una relación matemática entre cuatro variables. Si conocemos tres de estas variables, podemos calcular la cuarta, de modo que si conocemos la concentración de la solución original ($\mathbf{M_o}$), el volumen de solución diluida que se quiere preparar ($\mathbf{V_d}$) y la molaridad de la solución diluida ($\mathbf{M_d}$), podemos calcular el volumen de solución original ($\mathbf{V_o}$) que se debe utilizar. Para esto se resuelve la ecuación anterior por V_o:

$$V_o = \frac{M_d\ V_d}{M_o}$$

Para preparar la solución diluida se utiliza una **pipeta** para medir cuidadosamente el volumen de solución original calculado. Se añade la alícuota de solución original a un matraz volumétrico de capacidad igual al volumen de solución que se quiere preparar y se añade disolvente hasta llegar a la marca, agitando bien para obtener una mezcla homogénea.

Debemos enfatizar en que al preparar soluciones diluidas a partir de soluciones concentradas de **ácidos fuertes**, es necesario tomar precauciones especiales. Si el ácido fuerte se coloca en el envase primero, al añadir el agua se liberarán grandes cantidades de calor, lo cual causará que la mezcla comience a hervir y salpique fuera del envase. Para evitar esta situación peligrosa, se añade primero bastante agua al envase y luego se añade el ácido. La solución resultante estará diluida, por lo que se liberará poco calor. Finalmente se añade el agua que haga falta hasta la marca de calibración. Debemos recordar: **siempre se añade el ácido al agua**.

Ejercicio 9.2

¿Cómo se preparan 500.0 mL de una solución 0.0150 M de NaOH a partir de una solución 0.250 M de NaOH?

booksmedicos.org

Solución

Se calcula el volumen de la solución 0.250 M que se necesita para preparar la solución diluida, así:

$$V_o = \frac{M_d V_d}{M_o} = \frac{0.0150\ M \times 500.0\ mL}{0.250\ M} = 30.0\ mL$$

Se mide una alícuota de 30.0 mL de la solución 0.250 M, se transfiere cuantitativamente a un matraz volumétrico de 500.0 mL y se añade agua siguiendo el procedimiento descrito anteriormente. Debemos enfatizar en que las cifras significativas que debemos anotar en los datos dependen de la calibración del instrumento utilizado.

Determinación de la concentración de una solución por titulación

Una vez que se ha preparado una solución, es posible corroborar su concentración mediante una titulación. La concentración de un soluto (A) en una solución se puede determinar cuantitativamente haciéndolo reaccionar completamente con otro soluto (B) que se encuentre en una solución de concentración conocida (solución valorada o estándar). En forma general, la reacción que ocurre al titular se puede expresar como:

$$a\ A\ (ac) + b\ B\ (ac) \rightarrow \text{Productos}$$

en donde a y b representan los coeficientes de la ecuación balanceada. Al llegar al punto final de la titulación, se conoce el volumen de la solución de B utilizado. Como se sabe la molaridad de esta solución, se pueden calcular los moles de B que reaccionaron. Al conocer los moles de B que reaccionaron, se puede usar la estequiometría de la reacción para determinar los moles de A presentes. Como se conoce el volumen de la alícuota de A, y se han calculado los moles de A presentes en esa alícuota, se puede calcular la molaridad de la solución de A.

Descripción del experimento

El propósito de este experimento es preparar soluciones de concentraciones específicas en las que se conoce la cantidad de soluto disuelto en un volumen conocido de solución. Las concentraciones de estas soluciones también se determinarán mediante el proceso de titulación. Las concentraciones obtenidas por ambos métodos se compararán para determinar si coinciden o no, dentro de un margen aceptable de error. Si no coinciden, se analizarán las posibles fuentes de error en los dos métodos utilizados.

El soluto que utilizaremos para preparar nuestras soluciones es la sal orgánica **ftalato ácido de potasio**, que se abrevia con las letras KHP y cuya fórmula es $KHC_8H_4O_4$. Se preparará una solución original utilizando una muestra de KHP sólido. Luego se preparará una segunda solución diluyendo una muestra de la solución original. El KHP se comporta como un ácido débil, por lo que podemos corroborar la concentración de las soluciones preparadas titulándolas con una solución valorada de NaOH. Si las soluciones han sido preparadas correctamente, las concentraciones calculadas por medio de la titulación deben coincidir.

La reacción que ocurre al titular es:

$$KHC_8H_4O_4(ac) + NaOH(ac) \rightarrow C_8H_4O_4^{2-}(ac) + Na^+(ac) + K^+(ac) + H_2O(l)$$

Una forma sencilla de escribir la ecuación anterior es:

$$KHP(ac) + NaOH(ac) \rightarrow P^{2-}(ac) + Na^+(ac) + K^+(ac) + H_2O(l)$$

donde P^{2-} representa al ion ftalato.

booksmedicos.org

Se utilizará fenolftaleína como indicador para observar el punto final. Cuando la reacción se completa, si se le añade una **mínima** cantidad de base adicional, aparecerá un color rosa pálido que debe persistir durante 15-20 segundos.

Cuando la reacción se haya completado, sabremos el volumen de NaOH requerido para neutralizar nuestra solución de KHP. Conociendo el volumen y la molaridad de la solución de NaOH podemos calcular los moles de NaOH que reaccionaron. Por la estequiometría de la reacción, se calculan los moles de KHP que estaban presentes en la solución. Podemos calcular la molaridad de esta solución utilizando los moles de KHP y el volumen de la alícuota de la solución de KHP titulada.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Maneje ácidos y bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas y dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.
2. Maneje la pipeta con cuidado y utilice un bulbo para llenarla.

Materiales

- matraces volumétricos de 100 mL
- vaso de precipitado pequeño
- gotero
- embudo con tallo
- balanza
- pipeta de Mohr de 10 mL
- pipeta volumétrica de 10 mL
- KHP
- solución valorada de NaOH 0.00500 M
- fenolftaleína

I. Preparación de 100 mL de solución acuosa de KHP 0.0100 M

1. Prepare un matraz volumétrico de 100 mL de modo que esté limpio y enjuagado con agua destilada.
2. Calcule la masa de KHP(s) requerida para preparar los 100 mL de la solución 0.0100 M.
3. Pese una muestra lo más cercana posible a la masa calculada, utilizando un vaso de precipitado pequeño, limpio y seco.
4. Transfiera el sólido cuantitativamente al matraz volumétrico. Esto se hace disolviendo el KHP con una mínima porción de agua y transfiriendo el líquido, a través de un embudo, al matraz volumétrico. Enjuague el vaso de precipitado varias veces, transfiriendo cada vez el enjuague al matraz volumétrico, hasta que no quede rastro del sólido en el vaso de precipitado.
5. Complete el volumen requerido añadiendo agua destilada poco a poco y agitando en forma circular mientras el nivel del líquido no haya llegado al cuello del matraz. Cuando el nivel del líquido esté en el cuello del matraz y cerca de la marca, utilice un gotero para añadir agua hasta que el menisco coincida con la marca de calibración. Tape el matraz herméticamente y agite nuevamente invirtiendo el matraz.

II. Dilución de la solución de KHP preparada originalmente

1. Prepare un matraz volumétrico de 100 mL de modo que esté limpio y enjuagado con agua destilada.

booksmedicos.org

2. Haga los cálculos necesarios para preparar 100 mL de solución de KHP 0.00100 M a partir de la solución 0.0100 M, preparada en la primera parte (Preparación de 100 mL de solución acuosa de KHP 0.0100 M).
3. Utilice una pipeta de tamaño adecuado para medir el volumen calculado de la solución original de KHP y transfiéralo a un matraz volumétrico de 100 mL.
4. Añada, poco a poco y agitando, la cantidad de agua que sea necesaria.
5. Complete cuidadosamente hasta la marca, utilizando un gotero. Tape herméticamente el matraz volumétrico y agite invirtiendo el matraz.

III. Determinación de la concentración de la solución original por el método de titulación

1. Prepare una bureta en la forma apropiada y llénela con la solución valorada de NaOH que proveerá el instructor. **No olvide anotar su concentración**.
2. Utilice una pipeta volumétrica para transferir una alícuota de 10 mL de solución original de KHP a un matraz erlenmeyer de 125 mL.
3. Añada dos gotas de fenolftaleína a la solución.
4. Titule la muestra con la solución de NaOH hasta conseguir el primer rosa pálido que dure de 15 a 20 segundos.
5. Repita los pasos 2 a 4 con otras dos muestras de 10 mL de la solución original de KHP.

IV. Determinación de la concentración de la solución diluida por el método de titulación

1. Llene la bureta nuevamente con NaOH valorado.
2. Repita el procedimiento de la tercera parte (Determinación de la concentración de la solución original por el método de titulación), pero utilizando alícuotas de 10 mL de la solución diluida en vez de la solución original.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Preparación de soluciones

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. ¿Qué es una solución?

2. Escriba la ecuación matemática que permite calcular los moles de soluto en un volumen dado de una solución, si se conoce la molaridad de esta.

3. ¿Cómo se llama el proceso de transferir una sustancia de un envase a otro, sin que haya pérdida de la sustancia?

4. El KHP se encuentra en estado sólido, con un alto grado de pureza (alrededor de 100%). Si usted desea preparar 250.0 mL de una solución acuosa 0.500 M de KHP:

   a. ¿Cuál es el envase adecuado para preparar la solución?

   b. ¿Qué masa de KHP tendría que utilizar? Muestre sus cómputos.

   c. ¿Cuál es el otro componente de la solución y cómo se añade?

booksmedicos.org

5. Usted tiene disponible una solución 1.252 M de KHP y necesita preparar 500.0 mL de solución 0.1252 M.

   a. ¿Cuál es el envase apropiado para preparar la solución?

   b. ¿Qué volumen de la solución 1.252 M debe utilizar para preparar la solución? Muestre sus cómputos.

   c. ¿Cuál es el instrumento apropiado para medir el volumen que necesita de la solución original?

   d. Mencione el procedimiento adecuado para preparar soluciones diluidas a partir de soluciones concentradas de ácidos fuertes.

booksmedicos.org

Informe: Preparación de soluciones

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Preparación de una solución acuosa 0.0100 M de KHP.

   a. Volumen de solución que preparó (mL) _____

   b. Masa de KHP requerida para la solución 0.0100 M (g) _____

      Cálculos:

   c. Masa de KHP utilizado (g) _____

   d. Si usted no pesó exactamente la cantidad de KHP calculada anteriormente, calcule la molaridad de la solución preparada de acuerdo con el peso del KHP que utilizó _____

      Cálculos:

2. Preparación de solución 0.00100 M de KHP diluyendo la solución original. _____

   a. Volumen de solución diluida que preparó (mL) _____

   b. Molaridad de la solución original _____

booksmedicos.org

c. Volumen de la solución original necesario para preparar la solución 0.00100 M de KHP (mL) _____

Cálculos:

3. Determinación de la molaridad de la solución original por medio de titulación.

a. Escriba la ecuación ajustada para la reacción que ocurre al titular.

b. Volumen de alícuotas de solución de KHP analizadas (mL) _____

c. Molaridad de solución valorada de NaOH _____

d. Resultados de la titulación.

	1	2	3
Lectura final de la bureta (mL)			
Lectura inicial de la bureta (mL)			
Volumen de NaOH utilizado (mL)			
Moles de NaOH que reaccionaron			
Moles de KHP que reaccionaron			
Molaridad solución de KHP (mol/L)			

booksmedicos.org

Molaridad promedio _____

Cálculos:

4. Determinación de la molaridad de la solución diluida de KHP por medio de titulación.
   a. Volumen de alícuotas de solución de KHP analizadas (mL) _____
   b. Molaridad de la solución valorada de NaOH _____
   c. Resultados de la titulación.

	1	2	3
Lectura final de la bureta (mL)			
Lectura inicial de la bureta (mL)			
Volumen de NaOH utilizado (mL)			
Moles de NaOH que reaccionaron			
Moles de KHP que reaccionaron			
Molaridad solución de KHP (mol/L)			

Molaridad promedio _____

Cálculos:

booksmedicos.org

5. Preguntas:

Evalúe los efectos de los siguientes errores experimentales, considerando las ecuaciones utilizadas para hacer los cálculos.

– Explique cómo se afectará la molaridad calculada si al preparar la primera solución, parte del KHP sólido se queda pegado al envase en que se pesó.

– Explique cómo se afectará la molaridad calculada si al preparar las soluciones, se añade más agua que la necesaria al matraz volumétrico.

– Explique cómo se afectará la molaridad calculada si al preparar la solución diluida, se descarga más solución de la pipeta que la requerida.

booksmedicos.org

Experimento 10

Calorimetría: capacidad calorífica y calor específico

Objetivos

1. Determinar la capacidad calorífica de un calorímetro.
2. Determinar el calor específico de un metal.

Teoría

Los cambios físicos y químicos de la materia van acompañados por cambios en su contenido de **energía**. Algunas reacciones químicas, como la de quemar gasolina, liberan energía. Otras, como la de descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno, requieren que se añada energía.

Termodinámica es la ciencia que estudia la relación entre el calor y otras formas de energía. El cambio en energía que ocurre cuando las sustancias reaccionan conduce generalmente a una transferencia de calor. Se le llama **termoquímica** a la rama de la termodinámica que estudia los cambios en la energía asociados a las reacciones químicas.

Para determinar el valor de la energía asociada a una reacción que ocurre a presión constante, se mide experimentalmente el calor transferido. El método consiste en medir el cambio de temperatura que ocurre como consecuencia de la transferencia de calor entre el sistema y los alrededores. A este método se le llama **calorimetría** y al conjunto de instrumentos que se utiliza se le llama **calorímetro**.

La energía se puede definir brevemente como la capacidad para hacer trabajo o transferir calor. En el **SI** la unidad de energía se conoce como el **joule (J)**, y se define como:

$$\mathbf{1\ J = 1\ kg\ m^2/s^2}$$

El sistema y los alrededores

Para analizar cambios en energía se define la parte del universo que se quiere estudiar y se le llama **sistema**, mientras que al resto del universo se le llama **alrededores**. El sistema es aquella parte del universo a la cual se le quiere medir el cambio de energía al pasar de un estado a otro. Los alrededores son todo aquello que rodea al sistema y que se afecta con los cambios que sufra el sistema.

En el diario vivir observamos que la energía se transfiere y se transforma. La energía puede transferirse de dos maneras: haciendo trabajo o causando un cambio en la temperatura. Se le llama **calor (q)**, a la energía que se transfiere de un objeto de mayor temperatura a otro objeto de menor temperatura, hasta que se igualan las temperaturas de ambos objetos. Así, el calor se puede definir como la energía que fluye hacia el sistema o fuera del sistema debido a la diferencia de temperatura entre el sistema y los alrededores.

Como hay una transferencia de energía en forma de calor o trabajo entre el sistema y los alrededores, se establece la dirección en que ocurre la transferencia, utilizando un **signo positivo** o uno **negativo**.

booksmedicos.org

Si se transfiere calor de los alrededores hacia el sistema, este gana energía, el signo del calor es positivo y decimos que el proceso es **endotérmico**. En este caso podemos observar que los alrededores se enfrían.

Si el calor fluye del sistema hacia los alrededores, el sistema pierde energía, el signo del calor es negativo y decimos que el proceso es **exotérmico**. En este caso podemos observar que los alrededores se calientan.

Al observar una reacción en el laboratorio, las **sustancias** que participan constituyen el sistema, mientras que **el envase y todo lo que lo rodea** son los alrededores. En estos estudios se hacen medidas de temperatura para establecer el cambio en la temperatura que sufre el sistema como resultado de la reacción.

Cambio de entalpía o calor de reacción

Muchas reacciones que ocurren en solución se llevan a cabo en calorímetros abiertos a la atmósfera, por lo que el proceso ocurre a presión constante. Bajo estas condiciones, el calor transferido se puede expresar en términos de **entalpía** (H), que es una propiedad termodinámica que se aplica a procesos que ocurren a **presión constante**. El cambio de entalpía, **ΔH**, corresponde a la diferencia entre la entalpía de los productos, H_p, y la entalpía de los reactivos, H_r. Al cambio de entalpía se le llama **entalpía de reacción** (la **p** indica que el proceso ocurre a presión constante). Su valor corresponde al calor que se libera o se absorbe durante la reacción $\mathbf{q_p}$.

$$\Delta \mathbf{H} = H_p - H_r = \mathbf{q_p}$$

Aunque la entalpía no se puede medir directamente, el calor transferido, $\mathbf{q_p}$, sí se puede medir experimentalmente. Así que el ΔH de una reacción se puede determinar midiendo q_p, por lo que también se le llama **calor de reacción**.

Capacidad calorífica y calor específico

Para aumentar la temperatura de una cantidad dada de sustancia se requiere aplicar calor. El cambio de temperatura que sufre la sustancia cuando absorbe cierta cantidad de calor, depende de una propiedad característica de la sustancia que se conoce como **capacidad calorífica** (**C**), que se define como la cantidad de calor que hay que aplicar para aumentar la temperatura de una muestra de sustancia en 1°C (1K). Mientras mayor es la capacidad **calorífica** de una sustancia, más calor habrá que aplicarle para poder aumentar su temperatura en 1°C.

La capacidad **calorífica** representa la relación entre calor, **q**, y el cambio en temperatura, **Δt**, causado por la transferencia de calor y se puede expresar con la ecuación:

$$C = q/\Delta t \quad \text{donde} \quad \Delta t = t_f - t_i$$

El cambio de temperatura, Δt, se obtiene midiendo la temperatura antes y después de la reacción.

Al resolver la ecuación en términos de **q**, se obtiene una ecuación útil para calcular la cantidad de calor, si se conoce el valor de **C** y se mide experimentalmente el **Δt** que ocurra:

$$\mathbf{q} = \mathbf{C} \times \Delta \mathbf{t} \qquad \text{(a P constante)}$$

La capacidad **calorífica** es una propiedad extensiva ya que es proporcional a la cantidad de sustancia. A mayor cantidad de sustancia, más calor se requiere para aumentarle la temperatura en 1° C. Es por eso que para sustancias puras, la capacidad **calorífica** se puede expresar con respecto a **un gramo** de sustancia, y se le llama *capacidad de calor específico*, o simplemente **calor específico** (**s**). El calor específico es la cantidad de calor requerida para aumentar la temperatura de un gramo de sustancia en 1° C (1K).

booksmedicos.org

El calor específico (s), representa la relación entre calor, **q**, el cambio en temperatura, **Δt**, y la masa (**m**) de la sustancia en gramos. Esta relación se puede expresar con la ecuación:

$$s = \frac{q}{\Delta t \times m} \qquad \text{donde} \qquad \Delta t = t_f - t_i$$

Al despejar la ecuación anterior en términos de **q**, se obtiene una ecuación útil para calcular la cantidad de calor, si se conoce el valor de **s** y se miden la masa de sustancia y el cambio de temperatura que ocurre. Dicha ecuación es:

$$\mathbf{q = s \times m \times \Delta t} \qquad \text{(a P constante)}$$

Si el calor se mide en J, el Δt en °C y la masa en gramos, las unidades de calor específico serán J/(g · °C). Existen tablas con los valores del calor específico de muchas sustancias. Por ejemplo, s_{agua} = 1.00 cal/(g · °C) = 4.184 J/(g · °C).

El calorímetro de vaso de poliestireno

Los vasos de poliestireno utilizados para servir café pueden usarse como calorímetros por su capacidad para bloquear el paso del calor. El montaje del calorímetro consiste en dos vasos de poliestireno, insertado uno en el otro, una tapa y un termómetro.

Cuando una reacción química se lleva a cabo en un calorímetro, se puede medir el calor liberado o absorbido por la reacción, por el flujo de calor que ocurre entre el sistema y los alrededores. Es por eso que es importante definir lo que constituye el sistema y los alrededores en el calorímetro.

El sistema se define como las sustancias disueltas en agua (como los reactivos y productos de la reacción) y aquella cantidad de agua cuya temperatura inicial no era igual a la del calorímetro (como el agua que se forma como producto de la reacción).

Para definir los alrededores se presume que el calorímetro es un aislante perfecto y que el calor no fluirá a través de sus paredes, aunque sabemos que esto no es totalmente cierto. De este modo se pueden definir los alrededores como el calorímetro mismo y aquella cantidad de agua que esté inicialmente a la misma temperatura del calorímetro (como el agua utilizada para disolver los reactivos).

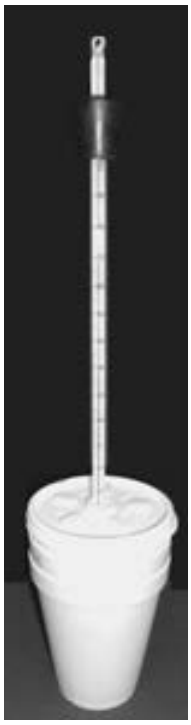


Figura 10.1.
Calorímetro

Ecuación de flujo de calor entre el sistema y los alrededores

Ya sabemos que el calor asociado con un cambio de temperatura se puede calcular con las ecuaciones: q = C × Δt ó q = s × m × Δt, dependiendo de si se conoce el valor de la capacidad calorífica, C, o el valor del calor específico, s.

Por la ley de conservación de energía, se sabe que el calor ganado o perdido por el sistema ($q_{sistema}$), debe ser igual al calor ganado o perdido por los alrededores, ($q_{alrededores}$). Este flujo de calor entre el sistema y sus alrededores y que va en dirección contraria (lo que pierde uno, lo gana el otro), se puede expresar con la ecuación:

$$\mathbf{q_{sistema} = -q_{alrededores}}$$

Por la definición previa de los alrededores, la ecuación se convierte en:

$$\mathbf{q_{sistema} = -q\ (calorímetro) - q\ (agua)}$$

Para un proceso exotérmico, esta ecuación del flujo de calor se puede expresar como:

$$\mathbf{q}\ \text{perdido por el sistema} = \mathbf{q}\ \text{ganado por los alrededores}$$

$$\mathbf{q}\ \text{perdido por el sistema} = \mathbf{q}\ \text{ganado por el calorímetro} + \mathbf{q}\ \text{ganado por el agua}$$

booksmedicos.org

De manera similar, para un proceso endotérmico se puede expresar como:

$$\mathbf{q} \text{ ganado por el sistema } = \mathbf{q} \text{ perdido por los alrededores}$$

Para hacer los cálculos se hacen varias presunciones o aproximaciones. Se presume que los valores del calor específico y la densidad de las soluciones son iguales a las de agua pura. La capacidad calorífica del calorímetro se puede determinar experimentalmente o se presume un valor ya determinado, así:

$$s_{agua} = 1.00 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)} = 4.184 \text{ J/(g} \cdot \text{°C)}; \quad d_{agua} = 1.0 \text{ g/mL}; \quad C_{calorímetro} = ?$$

Luego se utilizan las ecuaciones pertinentes para calcular el calor, así:

$$q \text{ (calorímetro)} = C_{calorímetro} \times \Delta t$$

$$q \text{ (agua)} = s_{agua} \times m_{agua} \times \Delta t; \qquad (\Delta t = t_f - t_i)$$

Para expresar el calor en términos de cambio de entalpía (ΔH), el resultado de $q_{sistema}$ debe expresarse en kJ y luego dividirse entre los moles del reactivo limitante, de modo que se obtiene en kJ/mol, así:

$$\Delta H = q_{sistema} / \text{moles de reactivo}$$

Método gráfico para corregir t_f

Resulta imposible observar la temperatura máxima que debe producirse por la liberación del calor o la temperatura mínima posible por la absorción de calor, y que corresponde a t_f, debido a que inevitablemente cierta cantidad de calor escapa a través de las paredes del calorímetro. Para corregir el valor de t_f, se utiliza un método gráfico.

Al mezclar las soluciones en el calorímetro se van haciendo medidas de temperatura a un intervalo de tiempo definido, como por ejemplo, cada 30 segundos o cada minuto, como los que se muestran en la tabla 10.1.

Tabla 10.1. Datos experimentales

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
30	39.4	150	38.7
60	39.1	180	38.6
90	38.9	210	38.6
120	38.8	240	38.5

Luego se utilizan esos datos experimentales para preparar una gráfica de temperatura *versus* tiempo y se dibuja la mejor línea que pase a lo largo de esos puntos. Finalmente, se extrapola la línea hasta el momento en el tiempo en que se mezclan las soluciones (tiempo = 0 s) y se lee la temperatura que le corresponde. Esta temperatura, leída de la gráfica (figura 10.1), es la que corresponde a t_f. Si se utiliza un programa de computadora para hacer la gráfica, se hace la regresión lineal y se obtiene la ecuación de la línea (refiérase al Capítulo 3 de la parte I).

Se sustituye en la ecuación de la línea para tiempo 0 (x = 0):

$$y = -0.0039(0) + 39.35$$

El valor que corresponde a t_f es 39.35 °C.

booksmedicos.org

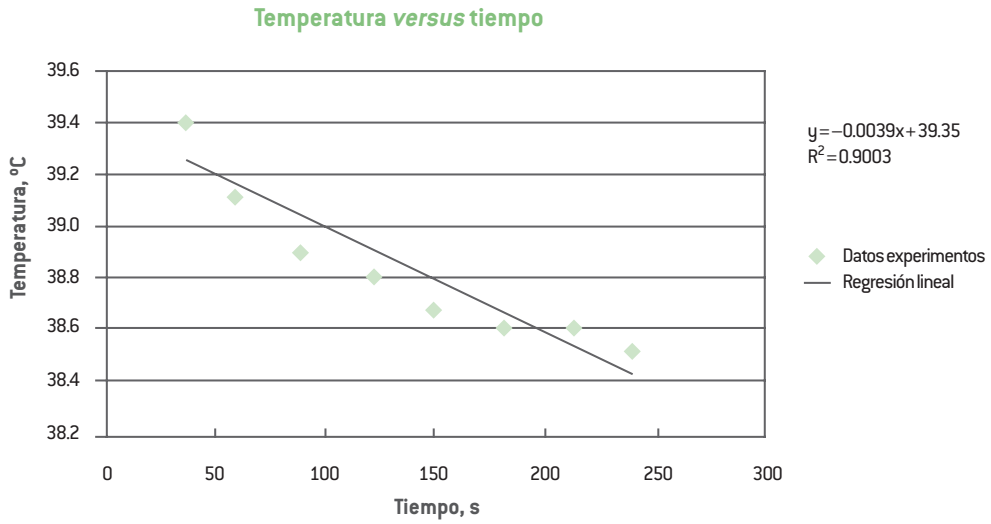


Figura 10.1. Gráfica de temperatura *versus* tiempo

Ejemplo de los cálculos necesarios

En un experimento para determinar la **capacidad calorífica de un calorímetro** se obtienen los siguientes datos:

"Cuando 100.0 mL de agua a 35.00 °C se añaden a un calorímetro que contiene 100.0 mL de agua a 25.00 °C, la temperatura final del sistema fue de 29.60 °C."

El calor absorbido por el calorímetro se puede obtener por medio de la **ecuación de flujo de calor**, al sustituir los datos experimentales y resolviendo por $q_{\text{calorímetro}}$:

$$q_{\text{sistema}} = -q_{\text{calorímetro}} - q_{\text{agua}}$$

Como el signo sólo establece la dirección del flujo de calor, esta ecuación se puede expresar como:

q perdido por agua caliente = q ganado por el calorímetro + q ganado por agua fría

$$q_{\text{agua caliente}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua fría}}$$

Para calcular el calor liberado por el agua caliente (q_{sistema}) y el calor absorbido por el agua fría se utilizan los valores de d = 1.00 g/mL y s = 4.184 J/(g · °C). Con la densidad se cambia el volumen a masa de agua. Se calcula el valor absoluto del Δt, así:

$$\Delta t_{\text{a. caliente}} = 35.00\ °C - 29.60\ °C = 5.40\ °C\ ;\ \Delta t_{\text{a. fría}} = 29.60\ °C - 25.00\ °C = 4.60\ °C$$

Luego se sustituye en la ecuación q = s × m × Δt.

$$q_{\text{agua caliente}} = (4.184\ J/(g \cdot °C) \times 100.0\ mL \times 1.00\ g/mL \times 5.40\ °C) = 2.26 \times 10^3\ J$$

$$q_{\text{agua fría}} = (4.184\ J/(g \cdot °C) \times 100.0\ mL \times 1.00\ g/mL \times 4.60\ °C) = 1.92 \times 10^3\ J$$

$$q_{\text{calorímetro}} = q_{\text{a. caliente}} - q_{\text{agua fría}} = 2.26 \times 10^3\ J - 1.92 \times 10^3\ J = 0.34 \times 10^3\ J$$

booksmedicos.org

Para hallar la capacidad calorífica (C) del calorímetro se resuelve de la ecuación $q = C \times \Delta t$. El Δt del calorímetro es igual al del agua fría ya que ambos estaban a igual temperatura inicial.

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta t_{\text{agua fría}}$$

$$C_{\text{calorímetro}} = \frac{q_{\text{calorímetro}}}{\Delta t_{\text{agua fría}}} = \frac{0.34 \times 10^3\ \text{J}}{4.60\ ^\circ\text{C}} = 74\ \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}}$$

En un experimento para determinar el **calor específico de un metal** se obtienen los siguientes datos:

"Una muestra de 24.0 g de un metal desconocido a 99.0° C, se mezcla con 25.0 mL de agua en un calorímetro a temperatura inicial de 29.0° C. La temperatura final del sistema fue de 32.0° C. La capacidad calorífica (C) del calorímetro es 74 J/°C".

El calor específico del metal (que representa al sistema) se puede obtener por medio de la **ecuación de flujo de calor**, al sustituir los datos experimentales y resolviendo por q_{sistema}:

$$q_{\text{sistema}} = -q_{\text{calorímetro}} - q_{\text{agua}}$$

Como el signo sólo establece la dirección del flujo de calor, esta ecuación se puede expresar como:

$$q \text{ perdido por el metal} = q \text{ ganado por el calorímetro} + q \text{ ganado por el agua}$$

$$q_{\text{metal}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua}}$$

Para calcular el calor ganado por el agua fría se utilizan los valores de d = 1.00 g/mL y s = 4.184 J/(g · °C) para agua pura. Con la densidad se cambia el volumen a masa de agua. Para calcular el calor ganado por el calorímetro se utiliza el valor de 74 J/°C para la capacidad calorífica del calorímetro. Se calcula el **valor absoluto** de Δt, así:

$$\Delta t_{\text{metal}} = 99.0\ ^\circ\text{C} - 32.0\ ^\circ\text{C} = 67.0\ ^\circ\text{C}\ ; \quad \Delta t_{\text{agua}} = 32.0\ ^\circ\text{C} - 29.0\ ^\circ\text{C} = 3.0\ ^\circ\text{C}$$

Luego se sustituye en las ecuaciones: $q = s \times m \times \Delta t$ y $q = C \times \Delta t$, así:

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta t = 74\ \text{J/°C} \times 3.0\ ^\circ\text{C} = 2.2 \times 10^2\ \text{J}$$

$$q_{\text{agua}} = (4.184\ \text{J/(g} \cdot ^\circ\text{C)} \times 25.0\ \text{mL} \times 1.00\ \text{g/mL} \times 3.0\ ^\circ\text{C}) = 3.1 \times 10^2\ \text{J}$$

$$q_{\text{metal}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua}} = 2.2 \times 10^2\ \text{J} + 3.1 \times 10^2\ \text{J} = 5.3 \times 10^2\ \text{J}$$

Para hallar el calor específico (s) del metal se resuelve de la ecuación $q = s \times m \times \Delta t$, así:

$$q_{\text{metal}} = (s_{\text{metal}} \times m_{\text{metal}} \times \Delta t_{\text{metal}}) = 5.7 \times 10^2\ \text{J}$$

$$s_{\text{metal}} = \frac{5.3 \times 10^2\ \text{J}}{m_{\text{metal}} \times \Delta t_{\text{metal}}} = \frac{5.3 \times 10^2\ \text{J}}{24\ \text{g} \times 67.0\ ^\circ\text{C}} = \frac{0.33\ \text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

Descripción del experimento

Para determinar la capacidad calorífica del calorímetro, se mezcla un volumen conocido de agua caliente (sistema) a temperatura definida, con un volumen definido de agua fría conteni-

booksmedicos.org

da en un calorímetro a temperatura definida. Tan pronto se mezclan, se mide la temperatura del sistema cada 30 segundos durante cinco minutos y se utiliza el método gráfico para hallar la temperatura final corregida.

Para determinar el calor específico de un metal (sistema), se calienta una muestra del metal de masa conocida hasta una temperatura específica. Luego se mezcla el metal con una cantidad definida de agua contenida en un calorímetro, a una temperatura específica. Tan pronto se mezclan, se mide la temperatura del sistema cada 30 segundos durante cinco minutos y se utiliza el método gráfico para hallar la temperatura final corregida.

Procedimiento

Por su seguridad:

Tenga precaución al usar el mechero o la hornilla caliente. Evite las quemaduras.

Materiales

- 2 vasos de poliestireno de 8 oz con una tapa
- termómetro
- vaso de precipitado de 150 mL
- hornilla o mechero
- vaso de precipitado de 400 mL
- probeta de 100 mL
- tubo de ensayo
- agitador
- 25 g de un metal desconocido

I. Determinación de la capacidad calorífica (C) del calorímetro

1. Monte el sistema del calorímetro, colocando un vaso de poliestireno dentro del otro.
2. Coloque 50.0 mL de agua destilada en el vaso del calorímetro, que debe estar limpio y seco. Coloque la tapa del calorímetro y pase el termómetro a través de la tapa hasta que llegue al líquido. Mida la temperatura del agua. Anote esta temperatura, que corresponde a $\mathbf{t_i}$ del agua fría.
3. En un vaso de precipitado de 150 mL, limpio y seco, coloque 50.0 mL de agua destilada y caliente el agua hasta una temperatura de alrededor de 45° C. Cuando se estabilice, mida la temperatura del agua caliente. Anote esta temperatura, que corresponde a $\mathbf{t_i}$ del agua caliente.
4. Agite el agua fría del calorímetro, y mientras lo hace, añada el agua caliente del vaso, tape el calorímetro y comience a agitar la mezcla moviendo el calorímetro.
5. Desde el momento en que se mezcla, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos durante aproximadamente 5 minutos.
6. Para hallar el valor de t_f del sistema, dibuje la gráfica de temperatura como función de tiempo. Luego extrapole la línea hasta el valor de tiempo = 0 segundo (que corresponde al momento de mezclar) y lea el valor de temperatura que le corresponda. Esta será la temperatura final, $\mathbf{t_f}$.
7. Repita el experimento.

booksmedicos.org

II. Determinación del calor específico (s) de un metal

1. Pese una muestra de alrededor de 25 g del metal asignado y transfiéralo a un tubo de ensayo limpio y seco.
2. Prepare un baño para calentar usando un vaso de precipitado de 400 mL, medio lleno de agua. Utilizando un soporte de hierro y agarradera, coloque el tubo de ensayo con el metal dentro del vaso de modo que el nivel del agua fuera del tubo esté sobre el nivel del metal.
3. Caliente el agua hasta que hierva y regule el calentamiento de modo que la temperatura se mantenga por alrededor de cinco minutos. De este modo se logra que el metal esté a la misma temperatura que el agua.
4. Monte el sistema del calorímetro con los vasos de poliestireno.
5. Usando una probeta de 100 mL, añada 20 mL de agua destilada al vaso del calorímetro.
6. Cuando la temperatura se equilibre, anote la temperatura del agua hirviendo, que corresponde a la temperatura inicial, $\mathbf{t_i}$, del metal.
7. Mida y anote la temperatura del agua en el calorímetro, que corresponde a $\mathbf{t_i}$ del agua fría y del calorímetro.
8. Remueva cuidadosamente el tubo del agua hirviendo y transfiera el metal al calorímetro, cuidando que no salpique agua fuera del calorímetro. Tape inmediatamente el calorímetro y muévalo para agitar la mezcla.
9. Desde el momento en que se mezcla, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos durante aproximadamente 5 minutos.
10. Para hallar el valor de t_f para el proceso, dibuje la gráfica de temperatura como función de tiempo. Luego extrapole la línea hasta el valor de tiempo = 0 segundos (que es el momento en el que se mezclan los reactivos) y lea el valor de temperatura que le corresponde. Esta será la temperatura final, $\mathbf{t_f}$.
11. Repita el experimento.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Calorimetría: capacidad calorífica y calor específico

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique:

   a. Energía.

   b. Calorimetría.

   c. Reacción endotérmica.

   d. Capacidad calorífica.

   e. Calor específico.

2. Distinga entre sistema y alrededores al estudiar cambios en energía.

3. Al hacer la gráfica con los datos de temperatura y tiempo que se obtienen en el experimento, la propiedad que va en el eje **y** es _____ y la que va en el eje **x** es _____.

booksmedicos.org

4. ¿Cómo se encuentra el valor de la temperatura final (t_f) en la gráfica?

5. Cuando 50.0 mL de agua a 45.0° C se añaden a un calorímetro que contiene 50.0 mL de agua a 30.0° C, la temperatura final del sistema fue de 35.0° C.

$$(d_{agua} = 1.00 \text{ g/mL y } s_{agua} = 4.184 \text{ J/(g} \cdot \text{°C)})$$

   a. Calcule el calor perdido por el agua caliente.

   b. Calcule el calor ganado por el agua fría.

   c. Utilice la ecuación de flujo de calor para calcular el calor ganado por el calorímetro.

   d. Calcule la capacidad calorífica (C) del calorímetro.

6. Al colocar una pieza de 5.00 g de Fe, que estaba a 20.0 °C, en agua hirviendo a 100.0 °C, se transfieren 1.80×10^2 J de calor. Calcule el calor específico de hierro.

booksmedicos.org

Informe: Calorimetría: capacidad calorífica y calor específico

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Determinación de la capacidad calorífica (C) del calorímetro

1. Datos.

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Volumen de agua caliente (mL)	_____	_____
t_i del agua caliente (°C)	_____	_____
Volumen de agua fría (mL)	_____	_____
t_i del agua fría (°C)	_____	_____

Datos de temperatura como función de tiempo después de mezclar:

Tiempo (segundos)	30	60	90	120	150	180	210	240
Temperatura (°C) Expto. No. 1								
Temperatura (°C) Expto. No. 2								

2. Resultados de los cálculos.

Prepare una gráfica para cada experimento con los datos anteriores. Entregue la gráfica junto con el informe.

Calcule las siguientes variables:

t_f (°C) (de la gráfica)	_____	_____
Δt del agua caliente (°C)	_____	_____
Δt del agua fría (°C)	_____	_____

booksmedicos.org

Calor perdido por el agua caliente ($q_{sistema}$) en J	_____	_____
Calor ganado por el agua fría (J)	_____	_____
Calor ganado por el calorímetro (con la ecuación de flujo de calor)	_____	_____
Capacidad calorífica (C) del calorímetro (J/°C)	_____	_____

booksmedicos.org

Capacidad calorífica promedio (J/°C) _____

Determinación del calor específico (s) de un metal

Desconocido No_____

1. Datos.

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Masa del metal (g)	_____	_____
t_i del metal (temperatura del agua hirviendo en °C)	_____	_____
Volumen de agua en el calorímetro (mL)	_____	_____
t_i del agua en el calorímetro (°C)	_____	_____

Datos de temperatura como función de tiempo después de mezclar:

Tiempo (segundos)	30	60	90	120	150	180	210	240
Temperatura (°C) Expto. No. 1								
Temperatura (°C) Expto. No. 2								

2. Resultados de los cálculos.

Prepare una gráfica para cada experimento con los datos anteriores. Entregue las gráficas junto con el informe.

Calcule las siguientes variables:

t_f (de la gráfica)	_____	_____
Δt del metal (°C)	_____	_____
Δt del agua y del calorímetro (°C)	_____	_____

booksmedicos.org

Calor ganado por el calorímetro (J) _____ _____

Calor ganado por el agua (J) _____ _____

(s = 4.184 J/g · °C y d = 1.00 g/mL)

Calor perdido por el metal (J) _____ _____
(con la ecuación de flujo de calor)

Calor específico (s) del metal (J/g ·°C) _____ _____

Calor específico promedio (J/g ·°C) _____

Conteste

1. Compare el valor de calor específico obtenido con los valores de los posibles metales usados e identifique a su desconocido.

Metales conocidos	Calor específico (j/g · °C)
hierro	0.450
aluminio	0.900
plomo	0.128
cobre	0.386

2. Si en vez del vaso de poliestireno, se utiliza un vaso de vidrio como calorímetro, la capacidad calorífica resultante, ¿será mayor, menor o igual? Explique.

booksmedicos.org

Experimento 11

Termoquímica: entalpías de neutralización

Objetivos

1. Determinar la entalpía de neutralización de tres reacciones ácido-base.
2. Calcular la entalpía de la tercera reacción ácido-base utilizando las otras dos reacciones de acuerdo con la ley de Hess.
3. Comparar el valor de la entalpía de la tercera reacción obtenido experimentalmente con el que se obtiene usando la ley de Hess.

Teoría

La **termodinámica** es la ciencia que estudia la relación entre el calor y otras formas de energía. El cambio en energía que ocurre cuando las sustancias reaccionan conduce generalmente a una transferencia de calor.

La **termoquímica** es el estudio de los cambios y las transferencias de calor asociados a las reacciones químicas. En los estudios termoquímicos las reacciones se llevan a cabo en envases aislados, que no permiten la transferencia de calor fuera del envase y que se conocen como **calorímetros**.

La energía se puede definir brevemente como la capacidad para hacer trabajo o transferir calor. En el **SI** la unidad de energía se conoce como el **joule (J)**, y se define como:

$$\mathbf{1\ J = 1\ kg\ m^2/s^2}$$

Entalpía

Para simplificar el estudio de la energía asociada a las reacciones químicas, se define una propiedad llamada entalpía (H), que aplica a procesos que ocurren a **presión constante**. Muchas reacciones que ocurren en solución se llevan a cabo en calorímetros abiertos a la atmósfera, por lo que el proceso ocurre a presión constante. Bajo estas condiciones, el calor transferido se puede expresar en términos de **entalpía**, **H**. El cambio de entalpía, $\Delta\mathbf{H}$, corresponde a la diferencia entre la entalpía de los productos, H_p, y la entalpía de los reactivos, H_r, así:

$$\Delta\mathbf{H} = H_p - H_r = \mathbf{q_p}$$

Al cambio de entalpía se le llama **entalpía de reacción** y su valor corresponde al calor que se libera o se absorbe durante la reacción, $\mathbf{q_p}$ (la **p** indica que el proceso ocurre a presión constante).

Para determinar el ΔH de una reacción lo que se hace es medir **el calor transferido**, $\mathbf{q_p}$. Para entender cómo ocurre la transferencia de calor durante una reacción química, considera-

booksmedicos.org

mos que antes de la reacción, los reactivos constituyen el sistema. Bajo las condiciones iniciales, tanto el sistema como los alrededores están a **igual temperatura**. Cuando la reacción comienza, cambia la temperatura del sistema. Existen dos posibilidades: que la temperatura **aumente** o que **disminuya**.

Si la temperatura del sistema aumenta, fluirá calor del sistema (que está más caliente) hacia los alrededores (que están más fríos). Esto hace que se caliente el envase de reacción, que es parte de los alrededores. El flujo de calor continuará hasta que la temperatura del sistema y los alrededores sean iguales. Como el sistema **pierde energía**, el signo del calor es negativo y decimos que el proceso es **exotérmico**. Así que para un proceso exotérmico, **ΔH** llevará **signo negativo**.

Si la temperatura del sistema disminuye, fluirá calor de los alrededores (que están más calientes) hacia el sistema (que está más frío). Esto hace que se enfríe el envase de reacción, que es parte de los alrededores. El flujo de calor continuará hasta que la temperatura del sistema y los alrededores sean iguales. Como el sistema **gana energía**, el signo del calor es positivo y decimos que el proceso es **endotérmico**. Así, para un proceso endotérmico, **ΔH** llevará **signo positivo**.

Para determinar el valor del ΔH de una reacción que ocurre a presión constante, se mide experimentalmente el calor transferido, $\mathbf{q_p}$. El método consiste en medir el cambio en temperatura que ocurre como consecuencia de la transferencia de calor entre el sistema y los alrededores. A este método se le llama **calorimetría** y al conjunto de instrumentos que se utiliza se le llama calorímetro.

La Ley de Hess

En una **ecuación termoquímica** se indican las **fases** de las sustancias y el **valor del ΔH** que corresponde a la relación de moles de sustancias que muestra la ecuación balanceada. Como la entalpía es una propiedad extensiva, el valor de ΔH cambiará proporcionalmente si las cantidades de reactivos cambian. Es importante incluir las fases ya que la entalpía o contenido de calor de una sustancia cambia al pasar de una fase a otra.

Como la entalpía es una función de estado, el valor de ΔH es independiente de la ruta en que los reactivos se conviertan a productos. No importa si la reacción ocurre en un paso o en varios pasos, el ΔH de la reacción total será el mismo. El químico ruso G. H. Hess reconoció este hecho y lo expresó en lo que se conoce como la Ley de Hess.

La Ley de Hess dice que el ΔH de una ecuación química que se puede escribir como la suma de dos o más pasos, será igual a la suma de los valores de ΔH de los pasos individuales, así:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \ldots$$

Esta ley es útil para calcular el ΔH de reacciones que son difíciles de controlar experimentalmente. Basta con medir el ΔH de las reacciones individuales que, al sumarse, permitan llegar de reactivos a productos. Para utilizar la ley, se manipulan matemáticamente las ecuaciones termoquímicas individuales, de modo que **al sumarlas**, se obtenga la ecuación termoquímica que nos interesa.

Manipulación de ecuaciones al aplicar la Ley de Hess

La Ley de Hess se puede utilizar para obtener el calor de reacción, ΔH, para la siguiente ecuación:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g) \qquad \Delta H = ?$$

Dadas las ecuaciones termoquímicas:

$$3\ C(s) + 4\ H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g) \qquad \Delta H = -103.8\ kJ$$

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -484.0\ kJ$$

$$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -393.5\ kJ$$

booksmedicos.org

Para resolver el problema analizamos la ecuación estudiada y seleccionamos una ecuación termoquímica en la que esté presente una sustancia en común. Esta sustancia no debe repetirse en las otras ecuaciones termoquímicas.

El primer reactivo de la ecuación estudiada es C_3H_8. Esta sustancia se encuentra en la primera reacción termoquímica como **producto** con coeficiente 1. Ya que en la ecuación estudiada esta sustancia se encuentra como **reactivo** con coeficiente 1, es necesario invertir la ecuación termoquímica, por lo que también hay que cambiarle el signo al calor de reacción.

$$C_3H_8(g) \rightarrow 3\ C(s) + 4\ H_2(g) \qquad \Delta H = +103.8\ kJ$$

En la ecuación estudiada, la sustancia CO_2 se encuentra como producto con coeficiente 3. También se encuentra en la tercera ecuación termoquímica como producto, pero con coeficiente 1. Debemos reescribir la tercera ecuación de tal forma que todos sus coeficientes se hayan multiplicado por 3. Por consiguiente, también es necesario multiplicar por 3 el calor de reacción, así:

$$(3)\ [C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)] \qquad \Delta H = (3)\ (-393.5\ kJ)$$

$$3\ C(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -1180.5\ kJ$$

El último producto de la ecuación estudiada es H_2O con coeficiente 4. En la segunda reacción termoquímica se encuentra H_2O como producto con coeficiente 2. Es necesario multiplicar esta ecuación por 2 para que se obtenga el coeficiente 4 en el producto H_2O. Así mismo es necesario multiplicar el calor de reacción por 2, así:

$$(2)\ [2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)] \qquad \Delta H = (2)(-484.0\ kJ)$$

$$4\ H_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow 4\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -968.0\ kJ$$

Finalmente las tres reacciones se suman, así:

$$C_3H_8(g) \rightarrow 3\ C(s) + 4\ H_2(g) \qquad \Delta H = +103.8\ kJ$$

$$3\ C(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -1180.5\ kJ$$

$$4\ H_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow 4\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H = -968.0\ kJ$$

Si una sustancia se repite a lados opuestos de dos reacciones, esto es, aparece como reactivo y como producto, procederemos a restar el coeficiente mayor del coeficiente menor. Si los coeficientes no son iguales, la sustancia aparecerá como reactivo o producto en la ecuación neta de acuerdo con la posición de la sustancia con coeficiente mayor. Aquí observamos que tanto C como H_2 se restan ya que tienen el mismo coeficiente y no aparecen en la ecuación neta. Si hay una sustancia que se repita a un mismo lado de dos reacciones, sus coeficientes se suman. El oxígeno aparece con coeficiente tres (3) y con coeficiente dos (2) al mismo lado (reactivos) de dos ecuaciones diferentes, por lo que sus coeficientes se suman. Observamos que en la ecuación neta aparece el oxígeno en los reactivos con coeficiente cinco (5). Note que al sumar se reproduce la ecuación bajo estudio:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

Procedemos a sumar los calores de reacción:

$$\Delta H = +103.8\ kJ + (-1180.5\ kJ) + (-968.0\ kJ) = -2044.7\ kJ$$

Note que la reacción es exotérmica en la que se liberan –2044.7 kJ.

booksmedicos.org

Descripción del experimento

En este experimento se llevan a cabo tres reacciones de neutralización ácido-base. Los ácidos que se utilizan son el ácido clorhídrico, HCl, y el ión amonio, NH_4^+, que está presente en la sal soluble NH_4Cl. Las bases que se utilizan son hidróxido de sodio, NaOH, y amoniaco, NH_3. Las ecuaciones de las reacciones son:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l) \qquad \Delta H_1 \quad (1)$$

$$HCl(ac) + NH_3\,(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac) + H_2O(l) \qquad \Delta H_2 \quad (2)$$

$$NH_4Cl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NH_3\,(ac) + NaCl(ac) + H_2O(l) \qquad \Delta H_3 \quad (3)$$

Note que si las reacciones (1) y (2) se combinan sumándolas de la forma apropiada, se obtiene la ecuación (3). Esto se logra invirtiendo la reacción (2) y cambiando el signo de su ΔH. Esto permite utilizar la Ley de Hess para predecir el ΔH de la reacción (3) si se conoce el ΔH_1 y ΔH_2.

Las reacciones de neutralización se llevan a cabo en calorímetros preparados con vasos de poliestireno. Se mezclan volúmenes conocidos de soluciones del ácido y la base de concentraciones específicas y se hacen medidas de temperatura para obtener el cambio de temperatura causado por la reacción. Con los datos del experimento y tomando los valores de la densidad y calor específico de agua como valores aceptados para la mezcla de reacción, se calcula el calor de reacción usando las ecuaciones $\mathbf{q = s \times m \times \Delta t}$ y $\mathbf{q = C \times \Delta t}$.

Los valores de ΔH para las tres reacciones se obtienen experimentalmente. Luego se utilizan los valores obtenidos de ΔH_1 y ΔH_2 para calcular ΔH_3 usando la Ley de Hess. Con los resultados obtenidos, se puede comparar el ΔH_3 que se obtuvo experimentalmente con el valor que predice la Ley de Hess.

Recuerde que por la definición previa que se hizo para el sistema y los alrededores, en este caso los reactivos y productos representan el **sistema** (Refiérase al experimento 10). El agua que disuelve los reactivos y el calorímetro, que están a igual temperatura inicial, constituyen los alrededores.

Ejemplo de los cálculos necesarios

Se mezclaron 50.0 mL de solución de HCl 2.0 M con 50.0 mL de solución de NaOH 2.0 M, a una temperatura de 28.0° C en un calorímetro. La capacidad calórica del calorímetro usado es 38 J/° C. Después de mezclados, la temperatura subió a 43.0° C. Calcule el ΔH de esta reacción.

La ecuación de la reacción que ocurre es:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l) \qquad \Delta H = ?$$

Los **alrededores** están constituidos por el **calorímetro y el agua** presente en las soluciones que se mezclaron. Se mezclaron 50.0 mL de cada una, por lo que el volumen total es 100.0 mL, que se le atribuye al agua pura. Para hacer los cálculos pertinentes se utiliza la densidad del agua para convertir el volumen a masa de agua, así:

$$100.0 \text{ mL} \times \frac{1.00 \text{ g}}{\text{mL}} = 1.00 \times 10^2 \text{ g de agua}$$

Se calcula el cambio de temperatura observado, así:

$$\Delta t = t_f - t_i = 43.0° \text{ C} - 28.0° \text{ C} = 15.0° \text{ C}$$

booksmedicos.org

El **sistema** está constituido por los **reactivos y productos** de la reacción química: HCl, NaOH, NaCl y H_2O. Si la temperatura aumentó, el sistema liberó calor que fue absorbido por los alrededores, por lo que la reacción es exotérmica. Para hallar el calor liberado se sustituye en la ecuación del flujo de calor, así:

$$q_{sistema} = -q_{alrededores}$$

$$q_{sistema} = -q(\text{calorímetro}) - q(\text{agua})$$

$$q_{sistema} = -(C_{calorímetro} \times \Delta t) - (s_{agua} \times m_{agua} \times \Delta t)$$

La capacidad calorífica del calorímetro es 38 J/ °C.

$$q_{sistema} = -(38 \frac{J}{°C} \times 15.0° C) - (4.184 \frac{J}{g\,°C} \times 1.00\ g \times 10^2\ g \times 15.0° C)$$

$$q_{sistema} = -5.7 \times 10^2\ J - 62.8 \times 10^2\ J = -68.5 \times 10^2\ J = \mathbf{-6.85\ kJ}$$

Para hallar el ΔH de la reacción se divide el calor liberado entre los moles de cualquiera de los reactivos, ya que están en igual cantidad. Se cambian los mL a L y se multiplica por la molaridad, así:

$$\text{moles de HCl} = 50.0\ \cancel{mL} \times \frac{1\ \cancel{L}}{1000\ \cancel{mL}} \times 2.0 \frac{\text{moles}}{\cancel{L}} = 0.10\ \text{mol}$$

$$\Delta H = \frac{q_{sistema}}{\text{moles HCl}} = -\frac{6.85\ kJ}{0.10\ \text{mol}} = -68\ kJ/\text{mol}$$

Procedimiento

Por su seguridad:

Maneje ácidos y bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada y pida a un compañero de laboratorio que informe inmediatamente al instructor.

Materiales

- 2 vasos de poliestireno
- vaso de precipitado de 150 mL
- termómetro
- tapa
- reloj
- 2 probetas de 100 mL
- agitador
- HCl 2.00 M
- NH_4Cl 2. 00 M
- NaOH 2.10 M
- NH_3 2.10 M.

booksmedicos.org

Nota: Una pareja trabajará la reacción (1) y la otra pareja trabajará la reacción (2). Las dos parejas trabajarán la reacción (3).

I. Determinación de la entalpía de neutralización entre HCl y NaOH

1. Monte el sistema del calorímetro, colocando un vaso de poliestireno dentro del otro, y pase el termómetro a través de la tapa del calorímetro.
2. Consiga dos probetas de 100 mL, limpias y secas. En una de ellas mida 50.0 mL de HCl 2.00 M, y en la otra mida 50.0 mL de NaOH 2.10 M.
3. Mida la temperatura de cada solución usando el mismo termómetro. Enjuague y seque el termómetro antes de introducirlo en la otra solución. Las temperaturas deben ser iguales o no diferir por más de 0.2° C. Si no lo son, enfríe la más caliente bañando la probeta cuidadosamente con agua corriente. Anote esta temperatura, que corresponderá a la temperatura inicial, $\mathbf{t_i}$.
4. Vierta el HCl de la probeta al calorímetro y luego añada rápida y cuidadosamente el NaOH, tape el calorímetro y muévalo para agitar la mezcla.
5. Desde el momento en que mezcló, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos por aproximadamente 5 minutos.
6. Halle el valor de t_f para la reacción, según explicado en el experimento 10.
7. Repita el experimento.

II. Determinación de la entalpía de neutralización entre HCl y NH_3

1. Siga los pasos 1 a 6 usando 50.0 mL de HCl 2.00 M y 50.0 mL de NH_3 2.10 M.
2. Repita el experimento.

III. Determinación de la entalpía de neutralización entre NH_4Cl y NaOH

1. Siga los pasos 1 a 6 usando 50.0 mL de NH_4Cl 2.00 M y 50.0 mL de NaOH 2.10 M.
2. Repita el experimento.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Termoquímica: entalpías de neutralización

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique:
   a. Termoquímica.

   b. Cambio de entalpía.

   c. Reacción exotérmica.

2. Describa cómo se definen los alrededores, al llevar a cabo un proceso en el calorímetro.

3. Al hacer la gráfica con los datos de temperatura y tiempo que se obtienen en el experimento, la propiedad que va en el eje **y** es _____ y la que va en el eje **x** es _____.

4. ¿Para qué se utiliza el método gráfico?

5. Escriba las tres reacciones de neutralización que se llevarán a cabo en el experimento.

booksmedicos.org

6. Manipule las dos primeras reacciones para obtener la tercera reacción de acuerdo con la Ley de Hess.

7. Cuando se mezclan 50.0 mL de un ácido 2.0 M con 50.0 mL de una base 2.1 M que están a una temperatura inicial de 24.3° C, se obtienen los siguientes datos de temperatura como función de tiempo.

Tiempo (s)	30	60	90	120	150	180	210	240
Temperatura (°C)	26.7	26.7	26.6	26.6	26.5	26.5	26.4	26.4

a. Haga una gráfica de temperatura como función de tiempo y conteste:

– Temperatura final (t_f) del sistema es _____.

– El cambio de temperatura (Δt) del proceso es _____.

b. Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica. Explique.

c. Calcule el calor ganado por el calorímetro, si la capacidad calorífica del calorímetro es 38 J/°C.

d. Calcule el calor ganado por el agua, obtenido de las soluciones iniciales de los reactivos, si para agua la densidad es 1.00 g/mL y el calor específico, s, es 4.184 J/g · °C.

booksmedicos.org

Informe: Termoquímica: entalpías de neutralización

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Reacción de neutralización: HCl + NaOH.

   a. Escriba la ecuación de la reacción de neutralización.

   b. Datos.

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Concentración del ácido		
Concentración de la base		
Volumen del ácido (mL)		
Volumen de la base (mL)		
Volumen total de la mezcla (mL)		
t_i (°C) de ácido y base		

Datos de temperatura como función de tiempo después de mezclar:

Tiempo (segundos)	30	60	90	120	150	180	210	240
Temperatura (°C) Expto. No. 1								
Temperatura (°C) Expto. No. 2								

   c. Resultados.

   – Prepare una gráfica para cada experimento con los datos anteriores. Entregue las gráficas junto al informe.

   – Calcule lo siguiente. Muestre los cómputos en el espacio indicado.

t_f (°C) (de la gráfica)		
Δt del proceso (°C)		
Calor ganado por calorímetro si $C_{calorímetro}$ = 38 J/°C		

booksmedicos.org

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Calor ganado por el agua (J)	_____	_____
Calor perdido por el sistema (J)	_____	_____
Moles de ácido que reaccionaron	_____	_____
ΔH de la reacción (kJ / mol de ácido)	_____	_____
ΔH promedio	_____	

2. Reacción de neutralización: $NH_4Cl + NaOH$

   a. Escriba la ecuación de la reacción de neutralización.

   b. Datos.

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Concentración del ácido	_____	_____
Concentración de la base	_____	_____
Volumen del ácido (mL)	_____	_____
Volumen de la base (mL)	_____	_____

booksmedicos.org

	Experimento No. 1	Experimento No. 2
Volumen total de la mezcla (mL)	_____	_____
t_i de ácido y base (°C)	_____	_____

Datos de temperatura como función de tiempo después de mezclar:

Tiempo (segundos)	30	60	90	120	150	180	210	240
Temperatura (°C) Expto. No. 1								
Temperatura (°C) Expto. No. 2								

c. Resultados.

– Prepare una gráfica para cada experimento con los datos anteriores. Entregue las gráficas junto al informe.

– Calcule lo siguiente. Muestre los cómputos en el espacio indicado.

t_f (°C) (de la gráfica)	_____	_____
Δt del proceso (°C)	_____	_____
Calor ganado por calorímetro	_____	_____

si $C_{calorímetro}$ = 38 J/°C:

Calor ganado por el agua (J)	_____	_____
Calor perdido por el sistema (J)	_____	_____

booksmedicos.org

Moles de ácido que reaccionaron _____ _____

ΔH de la reacción (kJ/mol de ácido) _____ _____

ΔH promedio (kJ/mol de ácido) _____

3. Resultados compartidos por el grupo para las reacciones (1) y (2).

Reacción	ΔH (kJ/mol)					ΔH promedio
HCl + NaOH						
HCl + NH_3						

a. Utilice el ΔH promedio obtenido para las reacciones (1) y (2) y la Ley de Hess para calcular el ΔH de la reacción (3).

b. Compare el resultado anterior con el valor experimental obtenido para la reacción (3).

c. ¿Cómo se afecta ΔH si la capacidad calorífica de su calorímetro es mayor que el valor de 38 J/°C, utilizado en el cálculo? Explique su contestación a base de los cómputos pertinentes.

d. Indique si la reacción (3) es exotérmica o endotérmica. Explique.

e. Mencione tres posibles fuentes de error al hacer el experimento.

booksmedicos.org

Experimento 12

Síntesis de aspirina

Objetivos

1. Preparar aspirina a partir de ácido salicílico.
2. Purificar el producto por recristalización.
3. Verificar la identidad y pureza del producto midiendo su punto de fusión.

Teoría

Una de las tareas del químico es preparar compuestos para usos específicos. Cuando hay rutas diferentes para sintetizar un compuesto es importante escoger el método más conveniente. Se selecciona la ruta cuyos reactivos estén accesibles, a precios razonables y que produzca un alto rendimiento del producto. Otro factor que se debe considerar es cuán fácil es aislar el producto de la mezcla de reacción y luego purificarlo.

La aspirina es un medicamento de uso común por sus propiedades analgésicas (alivia el dolor) y antipiréticas (baja la fiebre). La aspirina es un compuesto orgánico cuyo nombre químico es **ácido acetilsalicílico** y su fórmula molecular es $C_9H_8O_4$.

Existen diversas formas de preparar aspirina. En esta ocasión se preparará utilizando ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) como materia prima. Este compuesto es un sólido con propiedades parecidas a las de la aspirina, pero es irritante a la boca, al estómago y a las membranas mucosas. El segundo reactivo que se utilizará es anhídrido acético ($C_4H_6O_3$) que se usa generalmente por ser barato y por formar como producto secundario el ácido acético ($C_2H_4O_2$), que a su vez puede reaccionar con ácido salicílico para formar más aspirina. Se utilizará ácido sulfúrico concentrado como catalizador de la reacción. La ecuación para la reacción es la siguiente:

$$\underset{\text{ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\text{anhídrido acético}}{C_4H_6O_3} \xrightarrow{H_2SO_4} \underset{\text{ácido acetilsalicílico}}{C_9H_8O_4} + \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2}$$

MM 138 g/mol 180 g/mol

Para calcular la masa de la aspirina, se aplica la siguiente ecuación:

$$\text{masa de producto} = \text{masa de reactivo} \times \frac{1\ \text{mol}}{MM_{\text{reactivo}}} \times \frac{\text{moles de producto}}{\text{moles de reactivo}} \times \frac{MM_{\text{producto}}}{1\ \text{mol}}$$

(Para más detalles refiérase al Experimento 7).

En este experimento la reacción se llevará a cabo utilizando el ácido salicílico como reactivo limitante, por lo que la cantidad de aspirina que se forme dependerá de la cantidad de ácido sali-

booksmedicos.org

cílico que se utilice. Conociendo la masa de ácido salicílico utilizada se puede calcular, por estequiometría, la masa de aspirina que teóricamente debe formarse (rendimiento teórico).

Al sustituir en la ecuación anterior las masas molares de las sustancias y la cantidad de moles de ellas, se obtiene:

$$\text{masa de aspirina} = \text{masa de á. salicílico} \times \frac{1 \text{ mol}}{138.13 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol de aspirina}}{1 \text{ mol de á. salicílico}} \times \frac{180.17 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

Si no conocemos de antemano cuál es el reactivo limitante debemos repetir estos cómputos con cada reactivo. El reactivo que forme la menor cantidad de producto será el **reactivo limitante** y la masa menor obtenida será el **rendimiento teórico**.

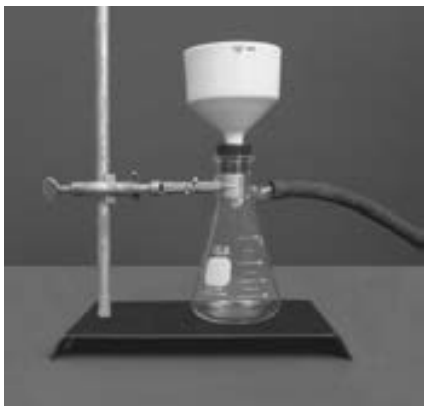
Una vez formada la aspirina, se aisla, se purifica y finalmente se pesa. La masa de aspirina obtenida corresponde al **rendimiento experimental**. Estos datos permiten calcular el porciento de rendimiento de la reacción, así:

$$\%\text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento experimental}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

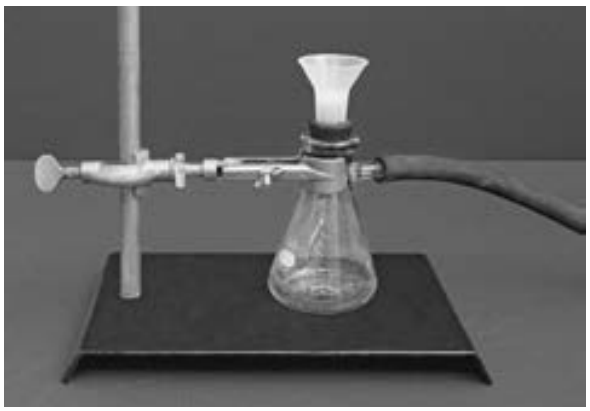
Al preparar un compuesto nos interesa lograr el rendimiento más alto posible y la mayor pureza. Es importante vigilar cada paso del procedimiento para evitar pérdidas innecesarias y contaminación del producto. Para que el rendimiento de aspirina sea alto, la reacción debe realizarse lo más completamente posible, es decir, que reaccione todo el ácido salicílico presente, y evitarse pérdidas al filtrar y manipular la aspirina. En la reacción que llevaremos a cabo, tanto el reactivo limitante como el producto deseado son sólidos. Esto implica que si al terminar la reacción queda ácido salicílico sin reaccionar, este contaminará la aspirina formada. Al pesar el producto obtenido podríamos pensar que todo es aspirina, y lo que tendremos verdaderamente es una muestra de aspirina impura o contaminada por el ácido salicílico que quedó sin reaccionar.

Proceso de separación del producto

El producto sólido se separa de la mezcla de reacción usando el método de filtración al vacío (por succión): se coloca un embudo Büchner o Hirsch sobre un matraz de filtración. Con un tubo de goma se conecta el matraz de filtración a un aspirador o fuente de vacío (figura 12.1). Se vierte la mezcla sobre el embudo, guiándola con el agitador y cuidando de que no haya pérdidas. (Refiérase al Apéndice C).



Embudo Büchner



Embudo Hirsch

Figura 12.1 Sistemas de filtración al vacío

booksmedicos.org

Para la recuperación máxima del producto, debe enjuagarse el envase original con cantidades pequeñas de líquido frío, de modo que no se disuelva el sólido que se quiere recuperar. Finalmente se lavan los cristales que se encuentran en el embudo con cantidades pequeñas del líquido frío.

Purificación del producto

Una vez que se separa el producto de la mezcla de reacción, debe ser purificado. El producto deseado puede estar contaminado con residuos de los componentes de la reacción o impurezas externas adquiridas según procede la reacción. En este caso la aspirina puede contener residuos de ácido salicílico, anhídrido acético, ácido acético y ácido sulfúrico.

Muchos sólidos son insolubles en un disolvente específico a temperaturas bajas, y, sin embargo, son solubles a temperaturas altas. Un sólido puede ser purificado utilizando esta propiedad por medio de un proceso que se conoce como **recristalización**. Este consiste en disolver el sólido en la cantidad mínima de un disolvente caliente, y luego dejar enfriar el sistema, de modo que el producto vuelva a precipitar. Las impurezas permanecen disueltas ya que están en menor concentración, mientras que el producto precipita formando cristales grandes y brillantes. Para lograr esto se requiere que el sistema se mantenga en reposo mientras se enfría. Cualquier movimiento puede acelerar la formación de cristales, que al formarse rápidamente serán pequeños y opacos. En ocasiones se dificulta la formación de cristales. Si después de un tiempo razonable no se forman cristales, se coloca el matraz con la solución en un baño de hielo. Si aun así no se forman los cristales, se puede raspar levemente la pared interior del matraz con un agitador de vidrio. Esto hace que se desprendan pedacitos de vidrio de tamaño microscópico, los cuales sirven de núcleo o semilla para la formación de cristales. El producto recristalizado se separa por filtración, quedando el sólido en el filtro. Las impurezas quedarán disueltas en el **filtrado** (fase líquida que pasa al matraz de filtración).

Para que una recristalización sea efectiva es necesario escoger el disolvente apropiado. La sustancia que se va a purificar debe ser soluble en el disolvente caliente, y en cambio debe ser poco soluble en el disolvente frío. En ocasiones no existe un solo disolvente que reúna estos requisitos. En el caso de la aspirina, el mejor disolvente es una mezcla de etanol y agua. Se ha encontrado que al utilizar una mezcla 1:3 etanol-agua se consiguen las condiciones ideales. Bajo estas condiciones la aspirina se disolverá totalmente en la mezcla caliente pero precipitará cuando se enfríe el sistema.

Punto de fusión del producto

El punto de fusión es una propiedad física que caracteriza a una sustancia. Al medir el punto de fusión del producto obtenido se puede corroborar su identidad. Para medir el punto de fusión se coloca una pequeña muestra del compuesto en un tubo capilar que se coloca en un instrumento para medir punto de fusión (Mel-Temp), al cual se le coloca un termómetro. Mientras se calienta el sistema se observan la muestra y el termómetro. El punto de fusión corresponderá al **intervalo de temperatura** en que la muestra comienza y termina de fundirse. Si el producto está puro, este intervalo será corto (alrededor de 2° C) y debe concordar con el punto de fusión informado en la literatura. Si el producto está contaminado por impurezas no volátiles, comenzará a fundirse a una temperatura más baja que si estuviera puro y el intervalo de fusión será más amplio, de modo que el punto de fusión permite establecer la identidad de nuestro producto y nos provee información con respecto a su pureza.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. El anhídrido acético es corrosivo, volátil e inflamable. Sus vapores son irritantes. No maneje la sustancia cerca de un mechero encendido ni fuera del extractor de gases. Si entra en contacto con su piel, lávese inmediatamente con agua.

booksmedicos.org

2. El ácido sulfúrico es corrosivo. Si entra en contacto con su piel, lávese inmediatamente con gran cantidad de agua. Mientras hace esto, pídale a un compañero que avise al instructor.
3. El etanol es inflamable. No debe manejarse cerca de mecheros encendidos.

Materiales

- vaso de precipitado de 250 mL
- hornilla (*hot plate*)
- termómetro
- vaso de precipitado de 400 mL
- probeta de 100 mL
- balanza
- matraz erlenmeyer de 50 mL
- agitador de vidrio
- tubo de ensayo
- sistema de filtración con embudo Hirsch o Büchner
- probeta de 10 mL
- baño de arena
- agitador de madera
- papel de filtro
- Mel-Temp
- tubo capilar
- tubo de vidrio
- hielo
- ácido salicílico
- anhídrido acético
- ácido sulfúrico concentrado
- solución 1:3 etanol-agua.

I. Preparación de aspirina

1. Prepare un baño de agua caliente colocando alrededor de 150 mL de agua destilada en un vaso de precipitado de 250 mL. Caliéntelo usando una hornilla (hot plate). La temperatura del agua debe mantenerse entre 70 y 80° C.
2. Prepare un baño de agua con hielo en un vaso de precipitado de 400 mL. Use este baño para enfriar alrededor de 35 mL de agua destilada servidos en un envase apropiado.
3. Pese aproximadamente 1 g de ácido salicílico y colóquelo en un matraz erlenmeyer de 50 mL.
4. Coloque el matraz dentro del extractor de gases y añádale cuidadosamente 3.0 mL de anhídrido acético y 3 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Agite el contenido del matraz por cinco minutos.
5. Coloque el matraz en el baño de agua caliente por 5-10 minutos, agitándolo periódicamente. Durante este periodo el ácido salicílico debe disolverse.
6. Deje enfriar el sistema a temperatura ambiente sin perturbarlo. Una vez que el sistema llega a temperatura ambiente, colóquelo en el baño de hielo. En este momento se debe observar el precipitado de aspirina. De no ser así, raspe suavemente las paredes interiores del matraz con un agitador de vidrio para inducir la cristalización.
7. Mientras ocurre la precipitación:
   a. Rotule y pese un tubo de ensayo pequeño, limpio y seco, el cual utilizará para recoger el producto final.
   b. Prepare el sistema para filtrar al vacío colocando el embudo Hirsch o el embudo Büchner sobre el matraz de filtración y conectando el tubo de goma del matraz al aspirador.

booksmedicos.org

8. Cuando deje de ocurrir precipitación, añada al matraz 20 mL del agua destilada **fría** que puso a enfriar previamente en el baño de hielo, y agite. En este momento precipitará el resto de la aspirina que pueda estar presente, ya que es insoluble en agua fría.
9. Filtre los cristales de aspirina utilizando el sistema de filtración por succión. Si queda aspirina en las paredes del matraz, lave las paredes con agua destilada **fría** y filtre el lavado.
10. Utilice tres porciones de 1 mL del agua destilada **fría** para enjuagar el matraz y lavar el producto recogido en el embudo. Continúe succionando para que el producto seque bastante en el embudo. Observe la apariencia de estos cristales. Este es el **producto crudo o impuro**, según sale de la mezcla de reacción, y puede contener impurezas.
11. Transfiera los cristales de la aspirina cruda al tubo de ensayo previamente pesado y pese el tubo con su producto.

II. Purificación de la aspirina cruda por recristalización

1. Añada 2.0 mL de una solución 1:3 etanol-agua al tubo de ensayo que contiene la aspirina.
2. Usando una agarradera, coloque el tubo de ensayo en un baño de arena caliente (Fig. 12.2).



Figura 12.2 Calentamiento en baño de arena

3. Usando un agitador de madera, agite hasta que el sólido se disuelva.
4. Tan pronto el sólido se disuelva, saque el tubo del baño de arena y déjelo reposar en un vaso de precipitado pequeño, mientras se enfría a temperatura ambiente. No perturbe el sistema para que la precipitación ocurra lentamente.
5. Una vez que llegue a temperatura ambiente, coloque el tubo en el baño de hielo para que se complete la precipitación.
6. Prepare nuevamente el sistema para filtrar por succión.
7. Filtre los cristales purificados. Finalmente use dos porciones de 1 mL de agua destilada **fría** para enjuagar el tubo y lavar el precipitado.
8. Transfiera los cristales húmedos cuidadosamente a un papel de filtro. Utilice otro papel de filtro para tapar el producto. Doble los bordes de los papeles de filtro para evitar que se pierda el producto y déjelo secar hasta el próximo periodo.

III. Determinación del punto de fusión del producto

1. El en próximo periodo pese el producto seco y observe la apariencia de los cristales de aspirina purificada.
2. Utilice una espátula limpia y seca para pulverizar los cristales del producto y acomode el polvillo formando un montículo.
3. Acerque la boca del tubo capilar al montículo y presione hasta lograr que entre alrededor de un centímetro del sólido en ese extremo del tubo capilar.
4. Para lograr que la muestra baje al fondo del tubo capilar, obtenga un tubo de vidrio largo y abierto en los extremos. Coloque el tubo de vidrio en forma vertical y tape el extremo infe-

booksmedicos.org



Figura 12.3. Equipo para determinar punto de fusión

rior con un dedo. Deslice el tubo capilar a través del tubo de vidrio, las veces que sean necesarias para lograr que, por gravedad, la muestra caiga en el fondo del tubo capilar.

5. Coloque el termómetro y el tubo capilar con la muestra en el instrumento para medir punto de fusión (figura 12.3).
6. Ajuste el control de calentamiento de modo que la temperatura aumente gradualmente. Durante el calentamiento observe, a través de la lupa del instrumento, la apariencia de los cristales en la muestra.
7. Anote la temperatura tan pronto observe el primer cambio en la apariencia de los cristales y la temperatura a la cual la muestra termina de fundirse. El punto de fusión corresponde al intervalo entre estas dos temperaturas.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Síntesis de aspirina

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Investigue sobre la aspirina, usando como referencia el *Hadbook of Chemistry and Physics o el Merck Index*. Conteste lo siguiente:

   a. Dos efectos beneficiosos en el cuerpo humano.

   b. Dos efectos adversos en el cuerpo humano.

   c. Solubilidad en agua.

   d. Punto de fusión.

2. ¿Cuál es la función del ácido sulfúrico en la reacción para preparar aspirina?

3. Mencione dos medidas de seguridad que se deben observar al manejar el anhídrido acético.

booksmedicos.org

4. Conteste las siguientes preguntas:

   a. ¿Para qué se utiliza el proceso de recristalización?

   b. Describa en qué consiste este proceso.

   c. ¿Cuál es el propósito de determinar el punto de fusión?

5. Al hacer a reaccionar 0.752 g de ácido salicílico con un exceso de anhídrido acético, se obtienen 0.783 g de aspirina.

   a. Escriba la ecuación ajustada para la reacción.

   b. Calcule el rendimiento teórico de aspirina.

   c. Calcule el porciento de rendimiento de aspirina.

booksmedicos.org

Informe: Síntesis de aspirina

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos y resultados.

   Masa de ácido salicílico (g) _____

   Masa de aspirina cruda (g) _____

   Masa de aspirina recristalizada (g) _____

   Punto de fusión experimental (°C) _____

   Punto de fusión aceptado para aspirina (°C) _____

   a. Escriba la ecuación balanceada:

   b. Calcule el rendimiento teórico de aspirina en la reacción.

   c. Calcule el porciento de rendimiento de aspirina en la reacción.

2. Problemas.

   a. Al hacer una modificación en la preparación de aspirina se utilizan 0.50 mL de anhídrido acético (líquido puro, d = 1.08 g/mL) y 0.95 g de ácido salicílico.

      – Haga los cálculos estequiométricos necesarios y determine cuál es el reactivo limitante. (Incluya el factor estequiométrico en sus cálculos.)

      – Al terminar el experimento, un estudiante obtiene un 47.0% de rendimiento. Calcule el rendimiento experimental que obtuvo para su aspirina.

booksmedicos.org

3. Preguntas.

   a. ¿Considera usted que la aspirina que ha preparado está pura? Explique.

   b. Compare la apariencia de los cristales de aspirina cruda y aspirina recristalizada. Explique a qué se debe la diferencia.

   c. Durante el proceso de filtración para separar la aspirina, ¿por qué se utiliza agua fría en vez de etanol para lavar el precipitado?

   d. Explique a qué se debe la diferencia en masa entre la aspirina cruda y la aspirina recristalizada.

   e. Analice el resultado obtenido en el porciento de rendimiento:

      – Indique las posibles fuentes de error.

      – Haga sugerencias sobre cómo se puede aumentar el porciento de rendimiento.

booksmedicos.org

Experimento 13

Análisis de vitamina C

Objetivos

1. Determinar el contenido de vitamina C en una tableta comercial y compararlo con el contenido informado en la etiqueta del producto.
2. Determinar y comparar el contenido de vitamina C en jugos de frutas.

Teoría

Las vitaminas son compuestos orgánicos que, aunque son esenciales en la dieta, se necesitan en pequeñas cantidades. Estas actúan en los procesos vitales como agentes catalíticos y no son producidas por el cuerpo, por lo que deben obtenerse de los alimentos que se consumen o de suplementos alimenticios.

La **vitamina C** es una de las más abundantes y fáciles de conseguir en la naturaleza. Su nombre químico es ácido L-ascórbico y su fórmula molecular es $C_6H_8O_6$. En su estado puro es un sólido cristalino soluble en agua. Además de tener propiedades ácidas, es un excelente **agente reductor**, lo que implica que se oxida fácilmente.

Los términos **oxidación** y **reducción** se refieren a la tendencia de una sustancia a reaccionar perdiendo o ganando electrones, respectivamente, y convirtiéndose en otra especie química. La vitamina C se oxida lentamente al exponerse al oxígeno del aire. Al cocinar los alimentos, el calor acelera el proceso y se puede perder gran parte de la vitamina C que contienen antes de ser cocinados. Para evitar su oxidación, la vitamina C debe guardarse bien tapada en sitios secos y frescos y sin contacto directo con la luz solar.

La vitamina C se describe como un antioxidante debido a su facilidad para oxidarse. Cuando se encuentra junto a otras sustancias que también pueden oxidarse, se oxida primero, retardando así la oxidación de las otras sustancias. Todos hemos observado cómo al cortar frutas como la manzana, los pedazos se tornan de color marrón al oxidarse con el oxígeno del aire. Si los pedazos de manzana se bañan con el jugo de alguna fruta que contenga vitamina C —como el limón, por ejemplo— conservan su color por más tiempo, ya que la vitamina C presente en el jugo de limón se oxida primero.

La vitamina C puede obtenerse de frutas cítricas al igual que de vegetales frescos. Con el procesamiento y almacenamiento, los vegetales pierden gran parte de su contenido de vitamina C. Al cocinarlos en agua, la vitamina C se disuelve, y la temperatura alta acelera su descomposición por oxidación con el oxígeno del aire. Para evitar esto, deben consumirse frutas y vegetales frescos, cuyas cubiertas o cáscaras no hayan sido removidas hasta el momento en que se van a consumir. La cáscara actúa como un protector natural, evitando que la vitamina C entre en contacto con el oxígeno del aire o con otros agentes oxidantes.

booksmedicos.org

Análisis de vitamina C en una muestra

La tendencia de la vitamina C a oxidarse cuando se encuentra en la presencia de algún agente oxidante, puede ser utilizada para determinar la cantidad de vitamina C en una muestra. A la vitamina C se le conoce también como ácido ascórbico, y exhibe propiedades ácidas. Sin embargo, no es conveniente analizar la vitamina C por medio de una titulación ácido-base, ya que muchos alimentos pueden contener otros ácidos, como por ejemplo el ácido cítrico. Todos los ácidos presentes en la muestra reaccionarían con la base, de modo que se obtendría un contenido de vitamina C mayor que el verdadero.

La cantidad de ácido ascórbico en una muestra se puede determinar utilizando una reacción apropiada entre el ácido ascórbico y una sustancia que lo oxide con facilidad. Para que la reacción sea útil, el punto final debe poderse detectar con un indicador apropiado.

El **yodo molecular (I_2)** puede actuar como **agente oxidante** al reaccionar con la vitamina C de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2I^- + 2H^+ \qquad (1)$$

El I_2 se puede obtener de la reacción en medio ácido del ion **yodato (IO_3^-)** y el ion **yoduro (I^-)**, de acuerdo con la reacción:

$$IO_3^- + 5\,I^- + 6H^+ \rightarrow 3I_2 + 3H_2O \qquad (2)$$

El I_2 necesario para reaccionar con la vitamina C en una muestra se genera mediante la reacción (2). Para lograr esto se mezcla una sal soluble que contenga el ion yoduro (I^-) con la solución que tiene la vitamina C. A medida que esta solución se va titulando con una solución valorada de una sal soluble que contenga el ion yodato (IO_3^-), se va generando el yodo que reacciona con el ácido ascórbico presente, de acuerdo con la reacción (1).

El I_2 se irá consumiendo según se forma, al reaccionar con el ácido ascórbico presente. Una vez que se ha agotado todo el ácido ascórbico, el I_2 que se forme comenzará a reaccionar con el I^- presente en la muestra para formar el ion I_3^- según la ecuación (3).

$$I_2 + I^- \rightarrow I_3^- \qquad (3)$$

El ion triyoduro (I_3^-) comienza a formarse solamente después de que se ha consumido el ácido ascórbico presente en la muestra. Su presencia puede detectarse si se ha añadido a la muestra una solución de almidón como indicador. El almidón reacciona rápidamente con I_3^- para producir un ion complejo $(\text{almidón-}I_3)^-$, según la ecuación (4).

$$I_3^- + \text{almidón} \rightarrow \underset{\text{azul intenso}}{(\text{almidón-}I_3)^-} \qquad (4)$$

Este ion complejo es de un color azul intenso. La presencia del color azul en la mezcla de titulación es el indicio de que la reacción del I_2 con el ácido ascórbico se ha completado y se ha llegado al punto final de la titulación. Este color se percibe con una pequeña cantidad del complejo, por lo que se debe tener sumo cuidado de no añadir un exceso de solución titulante.

Cómo calcular el contenido de vitamina C en una muestra

Para calcular el contenido de ácido ascórbico en la muestra es necesario tomar en consideración el volumen y la molaridad (M) de la solución titulante (solución de KIO_3), para calcular los moles (n) de KIO_3 que reaccionaron, así:

$$n_{KIO_3} = M_{KIO_3} \times V_{KIO_3}$$

booksmedicos.org

Luego se toman en cuenta las relaciones estequiométricas de las reacciones (1) y (2) para calcular los mg de ácido ascórbico presentes en la muestra, así:

$$\text{mg } C_6H_8O_6 = n_{KIO_3} \times \frac{3 \text{ moles } I_2}{1 \text{ mol } KIO_3} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_8O_6}{1 \text{ mol } I_2} \times \frac{176.12 \text{ g } C_6H_8O_6}{1 \text{ mol } C_6H_8O_6} \times \frac{1 \text{ mg}}{10^{-3} \text{ g}}$$

La concentración de ácido ascórbico en una muestra puede ser expresada en términos de los miligramos de ácido ascórbico por mL de muestra, así:

$$\text{Concentración vitamina C} = \frac{\text{mg vitamina C}}{\text{mL muestra}}$$

Para conseguir esto, se dividen los miligramos de ácido ascórbico obtenidos entre el volumen (en mL) de la muestra analizada.

Por ejemplo, para analizar una tableta de 100 mg de vitamina C que pesó 0.1150 g, un estudiante la disolvió hasta completar 100.0 mL de solución. La titulación de una alícuota de 10.00 mL de la solución, requirió 1.80 mL de la solución valorada de KIO_3 0.0103 M. En primer lugar se calculan los moles de KIO_3 que reaccionaron, así:

$$n_{KIO_3} = M_{KIO_3} \times V_{KIO_3} = 0.0103 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1.80 \text{ mL} \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{\text{mL}} = 1.85 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Por la estequiometría de las reacciones (1) y (2) se calculan los miligramos de vitamina C que reaccionaron, así:

$$1.85 \times 10^{-5} \text{ mol } KIO_3 \times \frac{3 \text{ moles } I_2}{1 \text{ mol } KIO_3} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_8O_6}{1 \text{ mol } I_2} \times \frac{176.12 \text{ g } C_6H_8O_6}{1 \text{ mol } C_6H_8O_6} \times \frac{1 \text{ mg}}{10^{-3} \text{ g}}$$

$$= 9.77 \text{ mg de vitamina C}$$

Se calcula la concentración de la solución en mg/mL, así:

$$\text{concentración} = \frac{\text{mg vitamina C}}{\text{mL muestra}} = \frac{9.77 \text{ mg vitamina C}}{10.00 \text{ mL muestra}} = 0.977 \text{ mg/mL}$$

Finalmente se calculan los mg de vitamina C en la tableta, tomando en cuenta el volumen total de la solución preparada, así:

$$100.0 \text{ mL solución} \times \frac{0.977 \text{ mg vitamina C}}{\text{mL muestra}} = 97.7 \text{ mg vitamina C}$$

Ahora se puede evaluar el resultado con respecto a los 100 mg de vitamina C que informa el fabricante. También se puede calcular el porcentaje de vitamina C en la tableta, ya que se conoce la masa de la tableta, así:

$$\% \text{ vitamina C} = \frac{\text{g vitamina C}}{\text{g tableta}} \times 100$$

$$= \frac{97.7 \times 10^{-3} \text{ g}}{0.1150 \text{ g}} \times 100 = 85.0 \%$$

booksmedicos.org

Valor diario recomendado de vitamina C

Según los nutricionistas se requiere ingerir 60 mg de vitamina C diariamente. Esta cantidad se conoce como el **valor diario recomendado** de vitamina C (*Recommended Daily Value, RDV*). En la etiqueta de los jugos se encuentra la información nutricional del jugo en en cuanto al **porcentaje del valor diario** que contiene la porción de jugo (% *Daily Value*). Si la cantidad de jugo contiene 60 mg de vitamina C, en esta hay 100 % del valor diario de Vitamina C.

Con el siguiente ejemplo se ilustra el cálculo. Según la etiqueta de un jugo de guayaba enlatado, la porción recomendada (*serving size*) es todo el contenido de la lata: 210 mL. Al analizar el jugo encontramos que la concentración de vitamina C es de 0.259 mg/mL. Para calcular los mg de vitamina C en la porción recomendada, se multiplica el volumen de jugo por su concentración, así:

$$\text{mg vitamina C} = 210\ \cancel{\text{mL}} \times \frac{0.259\ \text{mg}}{\cancel{\text{mL}}} = 54.4\ \text{mg}$$

Con este valor se calcula, a su vez, el porciento del valor diario de vitamina C que contiene esa porción de jugo, así:

$$\%\ \text{del valor diario} = \frac{54.4\ \text{mg}}{60\ \text{mg}} \times 100 = 90.7\%$$

Descripción del experimento

En este experimento se analizará una tableta comercial de 100 mg de vitamina C, según indica la etiqueta del producto. El procedimiento consiste en pesar, triturar y disolver la tableta con agua destilada hasta obtener un volumen total de 100 mL de solución. Luego se titulan alícuotas de 10 mL de esta solución con la solución valorada de KIO_3 hasta que se observe el cambio de color del indicador. Con los datos de la titulación y las relaciones estequiométricas de las ecuaciones (1) y (2), se calculan los miligramos de vitamina en la alícuota analizada. También se calcula la concentración de la solución en mg/mL y los miligramos de vitamina C en el volumen total de solución de la tableta. Finalmente, se puede evaluar el resultado al compararlo con los 100 mg que debe contener la tableta, según el fabricante.

También se analizarán muestras de 25 mL de diferentes jugos o bebidas, para establecer su contenido relativo de vitamina C.

A cada alícuota para análisis se le añade KI sólido como fuente de ion yoduro, HCl para acidificar la solución y solución de almidón para que actúe como indicador.

Recomendaciones para llevar a cabo el procedimiento

1. Trabajar en grupos de cuatro estudiantes, los cuales pueden obtener y comparar los resultados de tres jugos y de la tableta de Vitamina C.
2. Cada grupo estudiará una de las siguientes opciones:
   a. Jugos o bebidas de diferentes frutas procesados de la misma forma (frescos, enlatados, congelados, en polvo y otras).
   b. Jugos o bebidas de la misma fruta, procesados de forma diferente.
3. Cada miembro del grupo es responsable de traer una muestra de alrededor de 100 mL del jugo o la bebida que decida analizar, según la opción seleccionada.
4. Se recomienda analizar jugo de uva blanca, guayaba, pera, limón enriquecido con vitamina C, guanábana, toronja y china natural. Los jugos de china que no son naturales contienen un colorante amarillo que impide ver el cambio de color del indicador.
5. Si el jugo tiene mucha pulpa, debe filtrarse usando tela de gasa. Los jugos deben estar preparados de antemano como si fuera para consumo o según lo indica el fabricante.

booksmedicos.org

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Maneje los ácidos con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre la piel, lave con agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.
2. El KI mancha las superficies de amarillo. Evite el contacto con la sustancia.
3. Maneje la pipeta con cuidado y utilice un bulbo para llenarla.
4. Evite el contacto con KIO_3.

Materiales

- vasos de precipitado
- bureta de 50 mL
- matraces erlenmeyer de 125 mL
- pipetas volumétricas de 10 mL y 25 mL
- matraz volumétrico de 100 mL
- tela de gasa
- mortero
- balanza
- tabletas de vitamina C de 100 mg
- solución valorada de KIO_3 aproximadamente 0.0100M
- HCl 1M
- KI sólido
- solución de almidón al 0.5%, recién preparada

I. Análisis de la tableta de Vitamina C

1. Prepare una bureta adecuadamente. Llénela con la solución valorada de KIO_3 que se le provee y anote su concentración exacta.
2. Pese una tableta de vitamina C de100* mg y tritúrela en un mortero. Transfiera cuantitativamente la tableta a un matraz volumétrico de 100* mL y añada agua destilada hasta la marca.
3. Mida una alícuota de 10 mL de la solución de la tableta con una pipeta volumétrica y transfiérala a un matraz erlenmeyer de 125 mL.
4. El instructor le añadirá a su muestra aproximadamente 0.1 g de KI.
5. Añada a la muestra 20 gotas de HCl 1M y 1 mL de la solución de almidón.
6. Titule la muestra hasta que observe la formación del color azul oscuro (casi negro) del indicador, con la adición de una gota de titulante.
7. Repita los pasos 3 al 6 con otras dos muestras. No añada los reactivos auxiliares hasta el momento de titular.

II. Análisis de jugos de frutas

1. Prepare una bureta adecuadamente. Llénela con la solución valorada de KIO_3 que se provee y anote su concentración exacta.
2. Utilice una pipeta volumétrica para medir una alícuota de 25 mL del jugo debidamente preparado y libre de pulpa, y transfiérala a un matraz erlenmeyer de 125 mL.
3. El instructor le añadirá a su muestra aproximadamente 0.2 g de KI.
4. Añada además 20 gotas de HCl 1M y 1 mL de la solución de almidón.
5. Titule la muestra hasta que observe la formación del color azul oscuro (casi negro) del indicador con la adición de una gota de titulante.
6. Repita los pasos 2 al 5 con otras dos muestras. No añada los reactivos auxiliares hasta el momento de titular.

*En caso de tener una tableta comercial de contenido diferente de vitamina C, obtenga un matraz volumétrico de tamaño adecuado para obtener una solución que contenga 1 mg vit. C/mL solución.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Análisis de vitamina C

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

A. Conteste las siguientes preguntas:

1. ¿Qué propiedad química de la vitamina C puede utilizarse para su análisis?

2. Escriba la ecuación de la reacción que ocurre entre la vitamina C y el yodo molecular.

3. ¿Qué reacción se utiliza para producir el yodo molecular?

4. ¿Qué reactivos se utilizan para obtener el ion I^- y el ion IO_3^-?

5. ¿En qué medio ocurre la reacción, ácido o básico? ¿Qué reactivo se añade para lograrlo?

6. ¿Qué sustancia se utiliza como indicador para detectar el punto final? ¿Cuál es el color que se debe observar?

7. Mencione los procesos previos a la titulación a que debe someterse la tableta de vitamina C.

booksmedicos.org

B. Resuelva los siguientes problemas y muestre sus cómputos:

1. Cierta marca de jugo de toronja indica en su etiqueta que el tamaño de la porción recomendada es de 240 mL y su contenido de vitamina C es 120% del valor diario recomendado. Calcule la masa (mg) de vitamina C en la porción.

2. Al analizar una tableta de vitamina C, un estudiante tituló una alícuota de 10.00 mL de la solución de la tableta. Requirió un volumen de 2.00 mL de una solución valorada de KIO_3 0.00982 M.

   a. Calcule los miligramos de vitamina C presentes en la alícuota titulada.

   b. Calcule la concentración de vitamina C en la solución de la tableta, en mg/mL.

booksmedicos.org

Informe: Análisis de vitamina C

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

A. Análisis de la tableta de vitamina C.

1. Datos.

   Masa de tableta (mg) _____

   Masa de vitamina C según el fabricante (m) _____

   Volumen de solución de vitamina C preparado (mL) _____

   Volumen de la alícuota de solución de vitamina C analizada (mL) _____

   Concentración de solución valorada de KIO_3 (M) _____

2. Resultados.

	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Volumen de KIO_3 descargado			
Moles de KIO_3			
Masa de Vitamina C (mg)			
Concentración de Vitamina C (mg/mL)			

Concentración promedio _____

Masa de vitamina C en el volumen total de la solución original _____

Porciento en masa de vitamina C en la tableta _____

Cálculos:

booksmedicos.org

B. Análisis de jugos de frutas.

1. Datos.

Tipo de jugo analizado _____

Marca del jugo _____

Porciento de Vitamina C según el fabricante _____

Tamaño de la porción según el fabricante _____

Volumen de la alícuota analizada (mL) _____

Concentración de solución valorada de KIO_3 _____

2. Resultados.

	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Volumen de KIO_3 descargado (mL)			
Moles de KIO_3			
Moles de Vitamina C			
Masa de Vitamina C (mg)			
Concentración de Vitamina C (mg/mL)			

Concentración promedio _____

Porciento de valor diario de Vitamina C en la porción sugerida por el fabricante _____

Cálculos:

booksmedicos.org

3. Gráfica.

   Prepare una gráfica de barra en la computadora en la que se comparan los resultados de los jugos analizados en orden ascendente de concentración de vitamina C.

C. Preguntas.

1. Para los jugos analizados:

   a. Compare el porciento de valor diario de vitamina C con el informado por el fabricante. Si el jugo es fresco, busque información sobre el posible contenido de vitamina C en la fruta fresca y compare su resultado con el valor en la literatura.

   b. Mencione dos posibles fuentes de error al hacer análisis.

2. Para la tableta de vitamina C:

   a. Calcule el porcentaje de error entre la masa de vitamina C reportada por el fabricante de la tableta (valor aceptado) y la masa de vitamina C obtenida experimentalmente.

   b. Mencione dos posibles fuentes de error en el análisis.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Experimento 14

Ley del gas ideal para determinar la masa molar de un líquido volátil

Objetivos

1. Determinar la masa molar de un líquido volátil utilizando el método de Dumas.
2. Identificar el líquido volátil utilizando como criterio la masa molar obtenida en el experimento.

Teoría

El estado de la materia más simple para describir y explicar es el gaseoso. Cuatro propiedades de los gases que se pueden observar con facilidad son la presión, la temperatura, el volumen y la cantidad de gas en gramos o moles. Estas propiedades están relacionadas entre sí. Por ejemplo, un gas ocupa todo el volumen del envase que lo contiene. Mientras mayor sea el volumen del envase a una temperatura dada, menor será la presión que ejerce el gas.

Varios científicos como Boyle, Charles y Avogadro estudiaron el comportamiento de los gases y desarrollaron una serie de leyes que describen este comportamiento y que se conocen como las leyes de los gases. Estas leyes expresan la relación entre algunas de estas propiedades, manteniendo las otras constantes.

Ley del gas ideal

Los científicos que han estudiado el comportamiento de los gases, demostraron que a temperaturas altas y presiones bajas, todos los gases, independientemente de su composición química, siguen un comportamiento similar. Se dice que este comportamiento, que es el que describen las leyes de los gases, es el comportamiento del gas ideal. De forma que a temperaturas altas y presiones bajas, los gases se comportan como un gas ideal.

Las leyes individuales de los gases se resumen en lo que se conoce como la ecuación del gas ideal. Esta ecuación expresa la relación entre las cuatro propiedades de los gases:

$$PV = nRT$$

donde: P es la presión del gas (atm)
V es el volumen del gas (L)
n es el número de moles de gas
R es la constante del gas ideal (0.0821 L · atm/mol · K)
T es la temperatura del gas en la escala kelvin (K)

Podemos ver que la ley del gas ideal permite calcular los moles de una muestra de gas si se puede medir experimentalmente la presión, el volumen y la temperatura de la muestra del gas.

booksmedicos.org

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Para obtener la masa molar (MM_A) de una sustancia A, es necesario encontrar la relación entre los gramos y los moles de la sustancia. Los moles del gas A (n_A) en una muestra dada, pueden calcularse de la ley del gas ideal. Si se conocen los gramos del gas en la muestra, se puede calcular su masa molar, así:

$$MM_A = \frac{g_A}{n_A}$$

Método de Dumas

El método de Dumas permite investigar la masa molar de sólidos o líquidos volátiles que no se descompongan al calentarse. Estas son sustancias que se convierten fácilmente al estado gaseoso, también conocido como vapor. Una vez que el líquido o el sólido se convierte a la fase gaseosa o se vaporiza, se le pueden aplicar todas las leyes de los gases. El método consiste en medir la masa de una muestra de vapor a la que se le ha medido su volumen, su presión y su temperatura.



Figura 14.1. Equipo para determinar la masa molar de un líquido volátil

Para obtener esta información, es necesario montar un sistema como el que se ilustra en la figura 14.1. Se coloca una muestra del líquido volátil en un matraz cuyo volumen se puede determinar y se sumerge en un baño de agua. Se calienta el agua hasta que hierva. El líquido volátil se evapora, expulsando el aire que había dentro del matraz y cualquier exceso de vapor del mismo líquido, a través de un orificio pequeño en el tapón del matraz.

El gas dentro del matraz se encontrará a una presión igual a la presión atmosférica, ya que al estar abierto a la atmósfera por el pequeño orificio en el tapón de matraz, se igualan las presiones dentro y fuera del matraz.

Como el matraz está sumergido en un baño de agua hirviendo, la temperatura del vapor será la temperatura a la que el agua está hirviendo.

Ya que un gas se expande para ocupar todo el volumen del recipiente en el que se encuentra, el volumen de la muestra del vapor será el volumen del matraz en el que se encuentra. Si además se mide la presión atmosférica y la temperatura del agua hirviendo, tendremos los datos de presión, temperatura y volumen de la muestra de vapor que se analiza. Con estos valores, se puede utilizar la ecuación del gas ideal (PV = nRT) y despejar para encontrar los moles de gas dentro del matraz.

booksmedicos.org

Descripción del experimento

En este experimento se coloca cierto volumen del líquido desconocido en un matraz previamente pesado. Se monta un sistema como el de la figura 14.1, se somete la muestra a la temperatura de ebullición de agua y a la presión atmosférica, de modo que al convertirse en gas, ocupa todo el volumen del matraz. Al dejar enfriar el matraz, la cantidad de gas que ocupó el matraz, se condensa de nuevo. Finalmente, se pesa de nuevo el matraz con el vapor condensado.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Presuma que los vapores del líquido desconocido son tóxicos e inflamables. Mídalo dentro del extractor y tápelo inmediatamente.
2. No tenga mecheros encendidos cuando esté trabajando con el líquido desconocido. Maneje con cuidado el equipo caliente para evitar quemaduras.

Materiales

- plato poroso (*boiling chips*)
- probeta de 10 mL
- matraz de fondo redondo de 25 mL
- papel de aluminio
- aguja
- liguilla
- vasos de precipitado de 150 y 250 mL
- soporte de hierro
- agarraderas
- hornilla
- balanza
- termómetro
- barómetro
- líquido desconocido

I. Determinación de la cantidad de vapor, su presión y su temperatura

1. Obtenga un matraz de fondo redondo de 25 mL, limpio y seco. Para evitar la ebullición violenta del líquido volátil, añada 2 o 3 pedacitos de plato poroso, carborundum o pedacitos de vidrio.
2. Tenga a la mano una liguilla y un pedazo de papel de aluminio que usará para tapar el matraz más adelante.
3. Coloque el matraz, la liguilla y el papel de aluminio dentro de un vaso de precipitado de 150 mL, y pese todo el sistema.
4. Reserve el mismo vaso de precipitado para el pesaje final.
5. Dentro del extractor de vapores, con una probeta de 10 mL mida alrededor de 1.5 mL del líquido desconocido y viértalos en el matraz de 25 mL, tapándolo inmediatamente con el papel de aluminio. Asegure el papel de aluminio con la liguilla. Haga un pequeño orificio en el papel con una aguja.
6. Prepare un baño de agua usando un vaso de precipitado de 250 mL y monte el sistema como el que aparece en la figura 14.1. Asegúrese de que casi todo el matraz de 25 mL quede sumergido en el baño de agua.
7. Caliente hasta que el agua hierva suavemente y anote la temperatura de ebullición del agua, que debe permanecer constante. Mientras el líquido se evapora, se podrá notar vapor saliendo por el orificio en el papel de aluminio.

booksmedicos.org

8. Continúe calentando hasta que todo el líquido volátil dentro del matraz se haya evaporado. En este momento no se observará líquido dentro del matraz ni vapor saliendo por el orificio.
9. Apague la hornilla y saque el matraz del baño de agua. La mejor forma de hacer esto es manteniéndolo en el soporte de hierro, pero subiéndolo y girándolo hacia afuera para alejarlo del agua caliente.
10. Déjelo enfriar hasta que llegue a temperatura ambiente. A medida que el matraz se enfría, debe observarse la condensación del vapor, por lo que verá aparecer gotas de líquido dentro del matraz.
11. Mida la presión atmosférica utilizando el barómetro que se encuentra en el salón.
12. Tan pronto esté a temperatura ambiente, seque cuidadosamente el exterior del matraz incluyendo el papel de aluminio, colóquelos dentro del vaso de precipitado de 150 mL utilizado previamente y pese el sistema que ahora contiene el vapor condensado.

II. Determinación del volumen del vapor

1. Descarte el líquido condensado en la botella de desperdicios.
2. Lave el matraz y llénelo con agua de modo que esté completamente lleno.
3. Vierta cuidadosamente toda el agua en una probeta de 100 mL para medir el volumen del agua contenida en el matraz. Este volumen es igual al volumen que ocupaba el vapor del líquido volátil.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Ley del gas ideal para determinar la masa molar de un líquido volátil

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. ¿Cuáles son las cuatro propiedades de un gas cuya relación está dada por la ecuación del gas ideal?

2. Escriba la ecuación del gas ideal.

3. ¿Qué propiedad debe tener un líquido para poder ser investigado por el Método de Dumas?

4. Al utilizar el Método de Dumas:

   a. ¿Cómo se obtiene la presión del vapor formado?

   b. ¿Qué temperatura es utilizada para el análisis del vapor?

   c. ¿Cómo se determina el volumen que ocupa el vapor?

booksmedicos.org

5. Al analizar una muestra de un líquido volátil desconocido, un estudiante obtuvo los siguientes datos:

- Masa del vapor condensado	0.0421 g
- Volumen de agua que llenó el matraz	26.39 mL
- Presión atmosférica	758.7 mmHg
- Temperatura de ebullición del agua	99.6° C

a. Calcule los moles de vapor que contenía el matraz.

b. Calcule la masa molar del líquido desconocido.

booksmedicos.org

Informe: Ley del gas ideal para determinar la masa molar de un líquido volátil

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos y resultados.

	Muestra No. 1	Muestra No. 2
Masa matraz + papel de aluminio + liguilla + plato poroso + vapor condensado + vaso de precipitado de 150 mL (g)		
Masa matraz + papel de aluminio + liguilla + plato poroso + vaso de precipitado de 150 mL (g)		
Masa de vapor condensado (g)		
Temperatura de ebullición del agua (°C)		
Volumen de agua que llena el matraz (mL)		
Presión atmosférica (mmHg)		
Moles de vapor condensado (mol)		
Masa molar del líquido desconocido (g/mol)		

Masa molar promedio: _____

Cálculos:

2. Conteste lo siguiente:

   a. Identifique su líquido desconocido, utilizando su resultado de masa molar del líquido desconocido y la siguiente información obtenida de la literatura:

Compuesto	Masa molar (g/mol)
tetraclorometano	153.82
1,1,1-tricloroetano	133.40
cloroformo	119.38
n-hexano	86.18
alcohol isopropílico	60.11
alcohol etílico	46.08
alcohol terc-butílico	74.14

booksmedicos.org

El líquido desconocido es _____

b. Suponiendo que identificó correctamente el líquido desconocido, determine el porciento de error en su determinación.

c. ¿Por qué es necesario medir la temperatura de ebullición del agua y no se utiliza el valor de 100º C?

d. Explique cómo se afectará la **masa molar calculada** si se dan las siguientes condiciones:

– Se añaden 2.0 mL del líquido desconocido al matraz en vez de la cantidad requerida en el experimento.

– Luego de calentar, el estudiante pesa el matraz sin secarlo por fuera.

– El termómetro está mal calibrado y la temperatura de ebullición medida resulta menor que la real.

booksmedicos.org

Experimento 15

Geometría molecular

Objetivos

1. Analizar especies poliatómicas utilizando fórmulas de Lewis, el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (VSEPR) y la teoría de enlace de valencia (VB), para predecir su forma geométrica.
2. Utilizar la geometría molecular para determinar si una molécula es polar o no polar.
3. Utilizar modelos moleculares para ilustrar la forma geométrica de especies poliatómicas.

Teoría

Se han desarrollado varias teorías de enlace para poder explicar los tipos de enlaces formados entre los átomos de una especie poliatómica y la orientación en espacio de estos átomos. Muchas propiedades químicas y físicas de una sustancia pueden explicarse con base en la forma geométrica o estructura de sus moléculas.

Lewis y la regla del octeto

A principios del siglo xx, el químico Gilbert Newton Lewis propuso que la mayoría de los átomos forman enlaces al perder, ganar o compartir electrones de valencia, para obtener una configuración electrónica igual a la del gas noble más cercano (ocho electrones de valencia, excepto en el caso de helio). El enlace será **iónico** si se transfieren electrones, o **covalente** si se comparten electrones.

Es posible pensar en un enlace iónico en el cual ocurre una transferencia completa de electrones entre átomos. También es posible pensar en un enlace covalente en el cual los átomos comparten electrones por igual o de manera equitativa. Sin embargo, la mayoría de los compuestos poseen enlaces intermedios entre estos dos extremos. En un enlace covalente entre dos átomos iguales, como el que se encuentra en moléculas diatómicas homonucleares (moléculas formadas por dos átomos del mismo elemento), los electrones se comparten equitativamente por ambos átomos. Esto es así, porque al ser átomos iguales, atraen los electrones compartidos con la misma fuerza. La **electronegatividad** es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae hacia sí los electrones de un enlace. En el caso de moléculas diatómicas homonucleares, los átomos enlazados son iguales y, por lo tanto, tendrán la misma electronegatividad. Este tipo de enlace se conoce como un **enlace covalente puro o no polar**. Ejemplos de este tipo de enlace se encuentran en moléculas como H_2 y F_2.

La mayoría de los compuestos tienen enlaces entre átomos distintos que tienen diferente electronegatividad y, por tanto, distinta tendencia a atraer los electrones del enlace. En el caso de enlaces entre átomos cuyas electronegatividades sean bien distintas, como un metal y un no metal, ocurrirá transferencia de electrones. El metal, de baja electronegatividad, pierde

booksmedicos.org

electrones que son transferidos al no metal, de alta electronegatividad. El metal forma un catión, el no metal forma un anión, y el **enlace es iónico**.

En el caso de átomos que tengan valores parecidos de electronegatividad, como dos no metales, no ocurrirá transferencia de electrones. Los electrones se compartirán y el enlace será covalente. Sin embargo, los electrones no se compartirán por igual. El átomo de mayor electronegatividad atraerá los electrones con mayor fuerza, por lo que los electrones compartidos pasarán una mayor parte del tiempo en la vecindad de ese átomo. Esto crea una separación parcial de cargas en donde el átomo de mayor electronegatividad tendrá una carga parcial negativa y el de menor electronegatividad tendrá una carga parcial positiva. Esto se conoce como un **enlace covalente polar**. Como hay una pequeña separación de cargas, se dice que el enlace covalente polar tiene algo de carácter iónico. Mientras mayor sea la diferencia en electronegatividad de los átomos enlazados, mayor será la separación de cargas y mayor será la polaridad o carácter iónico del enlace.

Entre dos átomos se pueden compartir más de un par de electrones. Los enlaces sencillos, dobles y triples difieren en el número de pares de electrones que comparten los átomos. Esto hace que difieran también en longitud y fortaleza. En términos generales, el enlace triple es el más corto y fuerte.

Fórmulas de Lewis

Una **fórmula de Lewis** es una representación en dos dimensiones que ilustra cómo están enlazados los átomos de una especie entre sí (el esqueleto de la especie), el tipo de enlace entre ellos y la distribución de los electrones de valencia de estos átomos. La única forma de determinar inequívocamente el esqueleto de una estructura es experimentalmente. Estos hallazgos experimentales se pueden resumir en una serie de reglas que nos permiten, en la mayoría de los casos, predecir el esqueleto de especies sencillas. Algunas de estas reglas son:

1. En moléculas pequeñas el átomo central es el átomo menos electronegativo, el cual está rodeado por átomos de mayor electronegatividad. Generalmente, el átomo central es el átomo de número de familia menor.
2. El hidrógeno nunca es el átomo central, ya que solamente forma un enlace.
3. En el caso de los oxiácidos, el átomo central está rodeado de oxígenos, y los hidrógenos están enlazados a los oxígenos.
4. Generalmente los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, excepto en O_2, O_3 y en los peróxidos.

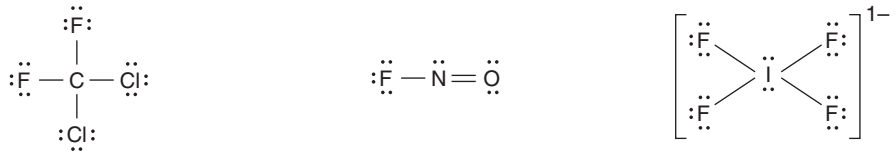
Para escribir la fórmula de Lewis de una molécula o ion poliatómico se deben seguir los siguientes pasos:

1. Determine el esqueleto de la especie, conectando con enlaces sencillos los átomos que se enlazan.
2. Determine el número total de electrones de valencia en la especie, sumando los electrones de valencia que aporta cada átomo. Para los elementos representativos, el número de electrones de valencia es igual al número de su familia. Si la especie es un ion, añada un electrón por cada carga negativa o reste un electrón por cada carga positiva.
3. Del número total de electrones de valencia disponible reste el número de electrones utilizados para formar el esqueleto. Este resultado es el número de electrones que faltan por acomodar. Acomode estos electrones completando el octeto de los átomos que rodean al átomo central.
4. Si sobran electrones, colóquelos como pares libres en el átomo central. Recuerde que los átomos del tercer periodo en adelante pueden acomodar más de ocho electrones en su capa de valencia.
5. Si el átomo central no ha completado su octeto, forme enlaces múltiples con pares libres de los átomos que lo rodean hasta completarlo. Generalmente los átomos que forman enlaces múltiples son C, N, O y S. Recuerde que berilio, boro y aluminio pueden formar compuestos en los cuales no completan su octeto.

booksmedicos.org

Siguiendo estas reglas, se obtienen las siguientes estructuras de Lewis:

a. CCl_2F_2 b. FNO c. IF_4^-



Carga formal

En ocasiones es posible escribir más de una fórmula de Lewis para una especie. En estos casos, el concepto de **carga formal** (cf) ayuda a determinar cuál es la mejor fórmula de Lewis. La carga formal de un átomo es una carga hipotética que se le asigna a un átomo en una fórmula de Lewis. Para asignar esta carga, se comparan los electrones de valencia que le corresponden al átomo en la especie que se considera, con el número de electrones de valencia que le corresponden al átomo sin combinar (su número de familia), así:

$$\text{cf} = (\text{No. de familia}) - (\text{electrones asignados})$$

Arbitrariamente, a un átomo en una especie se le asignan todos sus electrones libres y un electrón de cada par que comparte. El número de electrones asignados al átomo es:

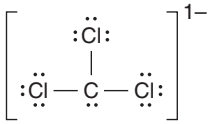
$$\text{electrones asignados} = (\text{electrones libres} + \tfrac{1}{2}\ \text{electrones enlazantes})$$

Si combinamos ambas fórmulas, se obtiene la siguiente fórmula para calcular la carga formal de un átomo en una estructura:

$$\textbf{cf} = [\textbf{(No. de familia)}] - [\textbf{(electrones libres} + \tfrac{1}{2}\ \textbf{electrones enlazantes)}]$$

Si en la estructura se le asignan más electrones de valencia de los que le corresponden al átomo sin combinar, el átomo tendrá una carga formal negativa. Si en la estructura se le asignan menos electrones de valencia de los que le corresponden al átomo sin combinar, el átomo tendrá una carga formal positiva.

Aplicando la fórmula anterior podemos hallar la carga formal de cada átomo en el ion CCl_3^{1-}. La fórmula de Lewis para la especie es:



Cada átomo de cloro tiene una carga formal de 0, mientras que el átomo de carbono tiene una carga formal de –1.

$$\text{cloro: cf} = 7 - [6 + \tfrac{1}{2}(2)] = 0$$

$$\text{carbono: cf} = 4 - [2 + \tfrac{1}{2}(6)] = -1$$

La suma de las cargas formales de todos los átomos en una especie es igual a la carga de la especie. Si la especie es una molécula, la suma debe dar 0. En el caso de CCl_3^{1-}, un ion con carga de –1, la suma de las cargas formales de los cuatro átomos que forman la especie es de –1.

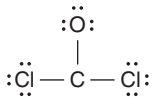
$$0 + 0 + 0 + (-1) = -1$$

booksmedicos.org

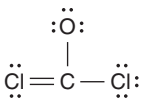
En el caso de que exista una duda sobre cuál es la mejor fórmula de Lewis para una especie, la fórmula más favorecida es aquella que cumpla uno o más de los siguientes criterios:

1. Todos los átomos deben tener, de ser posible, carga formal de cero. De lo contrario deben tener las menores cargas formales posibles.
2. No tener átomos adyacentes con cargas formales del mismo signo.
3. Las cargas formales negativas deben aparecer en los átomos más electronegativos y las cargas formales positivas en los menos electronegativos.

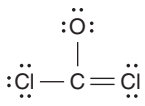
Si se considera la molécula $COCl_2$, al distribuir los 24 electrones disponibles en las capas de valencia de los átomos, se obtiene la siguiente estructura:



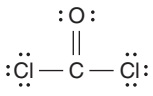
De acuerdo con el procedimiento para escribir fórmulas de Lewis, se debe completar el octeto del átomo central, C, formando enlaces múltiples con pares libres de los átomos que lo rodean. Esto puede dar lugar a tres fórmulas de Lewis:



I



II



III

Al analizar las cargas formales, se encuentra que la fórmula III es la única en la que todos sus átomos tienen una carga formal de 0, por lo que es la estructura más probable. Las estructuras I y II tienen carga formal de –1 en el oxígeno y de +1 en el átomo de cloro con enlace doble.

Forma geométrica de especies poliatómicas

Los átomos en una especie se orientan en el espacio de una forma que no es evidente cuando se escribe su fórmula de Lewis en el plano del papel. Esta orientación de los átomos se conoce como la **geometría molecular** de la especie. Experimentalmente se obtiene información sobre geometría molecular mediante estudios de difracción de rayos X, medidas de momento dipolar, estudios espectroscópicos y otros. Existen teorías o modelos para explicar y clasificar la forma geométrica que se observa en distintas especies. Dos de estos modelos son la **teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (**VSEPR**, por sus siglas en inglés) y la **teoría de enlace de valencia** (**VB**, por sus siglas en inglés). Aplicando estos modelos, podemos predecir la forma geométrica de una especie en el espacio tridimensional.

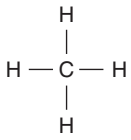
Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia

Esta teoría propone que la geometría de una especie resulta de las repulsiones que existen entre los **grupos de electrones** que se encuentran en la capa de valencia del átomo central. Estos grupos se orientan de forma tal que la interacción entre ellos sea mínima, es decir, a la distancia máxima posible unos de otros. Se considera como un grupo de electrones cada par libre y cada región enlazante, independientemente de que el enlace sea sencillo, doble o triple.

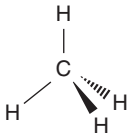
Entre la información que podemos obtener de una fórmula de Lewis, se encuentra el número de grupos de electrones alrededor del átomo central en una especie. Dependiendo del número de grupos, será la orientación que estos grupos adquieran en el espacio tridimensional. De esta forma, aunque la fórmula de Lewis es una representación en dos dimensiones, nos provee información necesaria para determinar la geometría molecular de una especie.

booksmedicos.org

La estructura de Lewis para metano (CH_4) es:

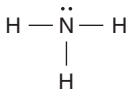


El modelo de VSEPR nos dice que los cuatro enlaces del carbono se orientarán lo más lejos posible en el espacio. Si la estructura fuese plana, el ángulo de enlace H—C—H sería de 90°. Sin embargo, la molécula de CH_4 ocupa un espacio tridimensional. Lo más lejos en el espacio que pueden orientarse los cuatro enlaces, es formando ángulos de 109.5°. Esto se conoce como una geometría **tetraédrica** y es la geometría que se ha encontrado experimentalmente para la molécula de metano:

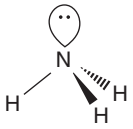


De modo que en toda especie que contenga 4 grupos de electrones alrededor del átomo central, estos asumirán una geometría tetraédrica.

Si se considera el caso de amoniaco, NH_3:



encontramos que el nitrógeno también está rodeado por cuatro grupos de electrones. Estos cuatro grupos de electrones se orientarán entre sí con geometría tetraédrica. La **geometría electrónica** de una especie se asigna tomando en consideración todos los grupos de electrones alrededor del átomo central. Se dice que la geometría electrónica de amoniaco es tetraédrica. Como vimos en el caso de metano, el ángulo esperado en este tipo de geometría es de 109.5°. En el amoniaco, uno de los grupos de electrones es un par libre. Los pares libres se expanden para ocupar una región mayor que los pares de electrones enlazantes. Como consecuencia de esto, los pares enlazantes son repelidos más por el par libre de lo que ellos se repelen entre sí. El ángulo de enlace entre los pares enlazantes se cierra y es menor de los 109.5° esperados. En el caso de amoniaco este ángulo es de 107°.



Los ángulos de enlace también se verán afectados por la presencia de enlaces múltiples. En términos generales, pares libres y enlaces múltiples ofrecen mayor repulsión que enlaces sencillos. Esto causa que los ángulos de enlace sean menores a los esperados.

La **geometría molecular** de una especie se asigna tomando en consideración solamente la orientación de los grupos enlazantes. Como en NH_3 una de las posiciones del tetraedro está ocupada por el par libre, su geometría molecular se conoce como **trigonal piramidal**. Esta geometría nos describe la orientación en el espacio de los átomos enlazados.

La geometría electrónica y la geometría molecular serán iguales, cuando todos los grupos de electrones alrededor de un átomo sean grupos enlazantes, como en el caso de metano. Si el

booksmedicos.org

átomo tiene uno o más pares de electrones libres, la geometría molecular será distinta a la geometría electrónica.

La presencia de 2, 3, 4, 5 ó 6 grupos de electrones alrededor de un átomo, da lugar a la formación de cinco arreglos geométricos que se observan en la mayoría de las moléculas. La tabla 15.1 muestra la geometría electrónica y ángulo de enlace aproximado que predice la teoría VSEPR según el número de grupos de electrones presentes alrededor del átomo central:

Tabla 15.1 Tipos de geometría electrónica y sus ángulos, según VSEPR

Grupos de electrones alrededor de átomo central	Geometría electrónica	Ángulo de enlace
2	lineal	180°
3	trigonal plana	120°
4	tetraedral	109.5°
5	bipiramidal trigonal	120°, 90° y 180°
6	octaedral	90° y 180°

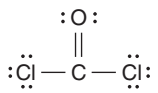
En la tabla 15.3 se amplía esta información, indicando, entre otras cosas, la geometría molecular que resulta cuando hay pares de electrones libres en el átomo central de una especie.

Para determinar la geometría molecular de una especie utilizando el modelo de VSEPR, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la fórmula de Lewis de la especie.
2. Determinar el número de grupos de electrones alrededor del átomo central.
3. Asignar la geometría electrónica correspondiente a ese número de grupos de electrones.
4. Asignar la geometría molecular de la especie, tomando en consideración la orientación de los pares enlazantes solamente.
5. Predecir ángulos de enlace, tomando en consideración posibles desviaciones debidas a la presencia de pares libres o enlaces múltiples.

Siguiendo los pasos anteriores, podemos predecir la geometría electrónica y la geometría molecular para la molécula $COCl_2$.

1. Fórmula de Lewis:



2. Número de grupos de electrones alrededor del átomo central: 3
3. Geometría electrónica: trigonal plana
4. Geometría molecular: trigonal plana
5. Ángulos de enlace aproximados: el ángulo esperado en una geometría trigonal plana es de 120°. La presencia del enlace doble C=O hace que los ángulos de enlace O—C—Cl sean mayores de 120° y que el ángulo de enlace Cl—C—Cl sea menor de 120°.

Teoría de enlace de valencia

La teoría de enlace de valencia (del inglés *valence bond*) amplía la descripción del modelo del enlace químico que provee VSEPR. Esta teoría provee una explicación para la formación de enlaces tomando en consideración los orbitales atómicos de los átomos que se enlazan. A su vez, la teoría VB describe la geometría de una especie de una forma que coincide con la que provee el modelo VSEPR.

Esta teoría propone que la formación de un enlace surge por la sobreposición o solapamiento de dos orbitales atómicos de átomos adyacentes. La región en el espacio en que se solapan los orbitales es una región común y constituye una región de alta densidad electrónica. A mayor solapamiento, más fuerte es el enlace.

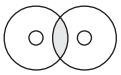
Si los dos orbitales que se solapan apuntan directamente el uno hacia el otro, al enlace se le llama **sigma** (σ). Un enlace σ es cilíndricamente simétrico con respecto al eje de enlace (línea

booksmedicos.org

imaginaria que atraviesa los núcleos de los dos átomos enlazados) y permite la rotación de los átomos enlazados a lo largo de ese eje sin que se rompa el enlace. El enlace H—H en la molécula de H_2 es un enlace σ y se conoce como un enlace σ (1s—1s), ya que los orbitales que se solapan son dos orbitales 1s.

H : H

enlace σ (1s-1s)



Cuando los orbitales no se solapan apuntando directamente el uno hacia el otro, el enlace no tiene las características de un enlace σ. Esto se observa cuando dos orbitales **p** paralelos se solapan de lado. Este tipo de enlace se conoce como un **enlace pi (π)**. Un enlace π tiene dos regiones de alta densidad electrónica, a lados opuestos del eje de enlace. Debido a esto, un enlace π no posee simetría cilíndrica con respecto al eje de enlace y no permite la rotación de los átomos enlazados a lo largo de ese eje, ya que al rotar se rompería el enlace. En términos generales, un enlace π es más débil que un enlace σ y generalmente se forma entre átomos que también están formando un enlace σ entre ellos. El enlace π implica solapamiento entre orbitales atómicos **p** y estará presente cuando entre los átomos se forme un enlace doble o triple.

enlace π (p-p)



La teoría VB propone que durante el proceso de formación de enlaces ocurre una mezcla de orbitales atómicos de la capa de valencia del átomo que forma enlaces. Este proceso de combinación de orbitales atómicos en un mismo átomo se conoce como **hibridación**. En el proceso de hibridación se combinan orbitales atómicos puros, como s, p y d, para formar nuevos orbitales atómicos con una orientación definida en el espacio. Por ejemplo, el orbital s y los tres orbitales p de la capa de valencia de un átomo se pueden hibridar o combinar. En este caso se formarán cuatro orbitales híbridos conocidos como orbitales sp^3. El número de orbitales híbridos que se forma, siempre es igual al número de orbitales atómicos puros que se combinan. Los cuatro orbitales híbridos sp^3 que se forman son iguales entre sí y su única diferencia es que tienen distinta orientación en el espacio. Los orbitales híbridos sp^3 tienen la forma que se indica a continuación y sus lóbulos amplios están orientados, entre sí, con geometría tetraédrica.



orbital híbrido sp^3



geometría tetraedral



orientación de los cuatro orbitales sp^3

El concepto de hibridación de orbitales es necesario para explicar la geometría molecular de muchas especies y el tipo de enlace que se observa en ellas. Los orbitales híbridos pueden ser descritos por cálculos matemáticos basados en la mecánica cuántica. Estos cálculos demuestran que los orbitales híbridos que se forman son capaces de formar enlaces más estables y que concuerdan con la geometría observada en las especies.

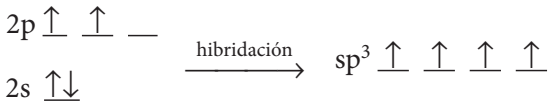
Para explicar la existencia de la molécula de metano, CH_4, consideramos la configuración de valencia del átomo central, C, que tiene 4 electrones:

$2s^2\ 2p^2$ o 2s ↑↓ 2p ↑ ↑

Aparecen 2 electrones sin parear, disponibles para formar enlaces. Sin embargo, en metano se han formado 4 enlaces de igual fortaleza, y todos a un ángulo de 109.5°, en una estructura

booksmedicos.org

tetraédrica. Para explicar esto, la teoría VB propone que el orbital 2s y los 3 orbitales 2p se combinen (se hibridan) para formar 4 nuevos orbitales equivalentes llamados sp^3. Es decir, un orbital s y 3 orbitales p forman 4 orbitales híbridos sp^3.



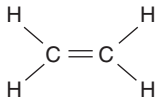
Ahora cada orbital sp^3, con un electrón, se puede solapar con el orbital 1s del átomo de hidrógeno para formar los 4 enlaces C—H. Los 4 orbitales sp^3 están dirigidos hacia las esquinas de un tetraedro para minimizar la repulsión entre los cuatro grupos de electrones que forman los enlaces. Esta geometría tetraédrica está de acuerdo con la geometría que tiene la molécula de metano.

Los orbitales s, p y d de un átomo se pueden combinar en distintas proporciones para producir diferente número de orbitales híbridos y con distinta geometría. La orientación en el espacio de cada tipo de orbital híbrido corresponde a cada uno de los arreglos geométricos que predice el modelo VSEPR. Ya hemos visto que la combinación de un orbital s con tres orbitales p (un total de cuatro orbitales atómicos puros), produce cuatro orbitales híbridos sp^3. Según predice el modelo VSEPR, estos cuatro orbitales híbridos formados, que constituirán regiones de alta densidad electrónica, se orientan con geometría tetraédrica. La tabla 15.2 presenta el número de orbitales que se hibridan, el tipo de orbital híbrido formado, el número de orbitales híbridos formados y la geometría de los orbitales híbridos.

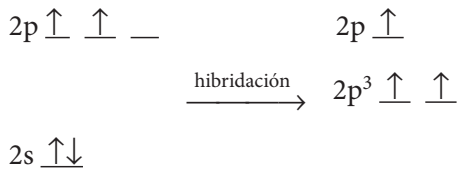
Tabla 15.2 Tipos de orbitales híbridos y su geometría, según VB

Número de orbitales atómicos que se combinan			Tipo de orbital híbrido	Número de orbitales híbridos formados	Geometría asociada a los orbitales híbridos
s	p	d			
1	1		sp	2	lineal
1	2		sp^2	3	trigonal plana
1	3		sp^3	4	tetraedral
1	3	1	sp^3d	5	bipiramidal trigonal
1	3	2	sp^3d^2	6	octaedral

Si se considera la molécula de eteno, C_2H_4,
vemos que cada carbono debe acomodar tres regiones de alta densidad electrónica. La hibrida-



ción de cada átomo de carbono en esta molécula será sp^2, utilizando para la hibridación un orbital s y dos orbitales p.



Uno de los enlaces entre los carbonos se formará por el solapamiento de un orbital híbrido sp^2 de uno de los carbonos con un orbital híbrido sp^2 del otro carbono. Este será un enlace σ ya que los orbitales híbridos se solapan de frente. El enlace será un enlace σ (sp^2—sp^2). Los otros dos orbitales sp^2 de cada carbono, forman enlaces con átomos de hidrógeno. Sin embargo, a cada

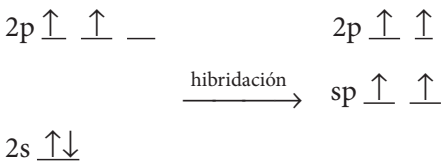
booksmedicos.org

átomo de carbono le queda un electrón en un orbital **p** puro, que no participó en la hibridación. Estos orbitales p se solapan de lado, formando el segundo enlace entre los átomos de carbono, el cual será un enlace π. De este modo, el modelo VB explica la formación de un enlace doble.

Con el mismo razonamiento se puede explicar la formación del enlace triple, que consistirá de un enlace σ y dos enlaces π, como en el caso de la molécula de acetileno, C_2H_2,



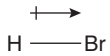
En el acetileno, cada átomo de carbono está rodeado por dos regiones de alta densidad electrónica. La hibridación de cada átomo de carbono en esta molécula será sp, utilizando para la hibridación un orbital s y un orbital p.



Se forma un enlace σ(sp—sp) entre los dos carbonos. También se forman dos enlaces π, por el solapamiento de los orbitales **p** puros de cada átomo de carbono.

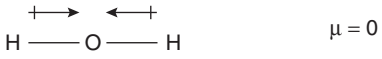
Polaridad

La polaridad en una molécula se debe a que los electrones no están distribuidos uniformemente en la molécula. Esto hace que la molécula tenga un polo ligeramente negativo y otro polo ligeramente positivo. Cargas opuestas separadas por una distancia forman lo que se conoce como **dipolo**. Una molécula que contenga un solo enlace será polar solamente si su enlace es polar. HBr es polar porque el enlace entre H y Br es un enlace polar. La separación de cargas en un enlace ocurrirá con la carga negativa centrada en el átomo más electronegativo del enlace. La carga positiva estará centrada en el átomo menos electronegativo. Un dipolo es un vector (tiene magnitud y dirección) y se representa con una flecha apuntando del polo positivo del enlace hacia el polo negativo. La polaridad del enlace H—Br se puede representar de la siguiente forma:



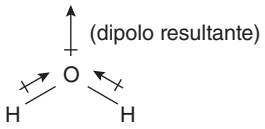
La polaridad de una molécula se mide con una propiedad que se conoce como **momento dipolar (μ)**. Toda molécula polar tiene una separación permanente de cargas y tiene un dipolo permanente. La molécula de HBr es una molécula polar y tiene un momento dipolar distinto de 0 ($\mu \neq 0$).

En moléculas que tienen más de un enlace, cada enlace tiene su propia polaridad. La polaridad de una molécula dependerá de la presencia de enlaces polares en la molécula y de su geometría. Una molécula será no polar si todos sus enlaces son no polares. Moléculas que tengan enlaces polares, serán polares o no polares, dependiendo de la geometría de sus enlaces. Hay que considerar su geometría para determinar la orientación de cada enlace polar y ver cómo contribuye a la polaridad total de la molécula. La separación de cargas en cada enlace se trata como un vector y la resultante de la suma de todos estos vectores nos dice si la molécula es o no polar. Si la suma de los vectores es de 0, la molécula es no polar y $\mu = 0$. Si la suma de los vectores es diferente de 0, la molécula es polar y $\mu \neq 0$. Medidas de momento dipolar demuestran que la molécula de agua es polar. Esto implica que la molécula de agua no puede tener una geometría lineal, ya que de ser así se anularían los dipolos que estarían dirigidos en direcciones opuestas.



booksmedicos.org

Como sabemos que el agua es una molécula polar, esto nos sirve de evidencia de que la geometría de esta molécula debe ser angular, teniendo así un dipolo resultante.

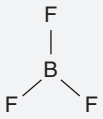
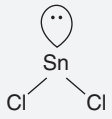
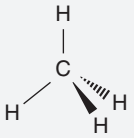
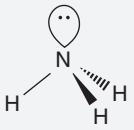
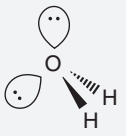


$\mu \neq 0$

Es posible hacer algunas generalizaciones sobre la polaridad de moléculas que consistan de un átomo central enlazado a otros átomos. En términos generales una molécula en la que el átomo central no tenga electrones libres y esté rodeado de átomos iguales entre sí, será no polar. Moléculas en las que el átomo central tiene hasta cuatro regiones de alta densidad electrónica, serán polares si el átomo central tiene pares libres o si no tiene pares libres pero está rodeado de átomos que no son iguales entre sí.

En la tabla 15.3 se resumen algunos temas presentados en este capítulo. En esta se utiliza la letra A para representar el átomo central, la letra X para representar átomos que rodean al átomo central y la letra L para indicar la presencia de pares libres. Por ejemplo, la notación AX_3L_2 representa una especie en la que el átomo central tiene un total de cinco regiones de alta densidad electrónica, tres de las cuales son enlazantes y dos son pares libres. La abreviatura Hib. se refiere a hibridación, G. E. se refiere a geometría electrónica y G. M. a geometría molecular.

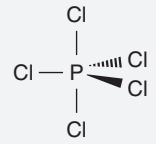
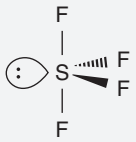
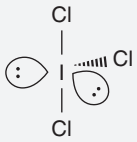
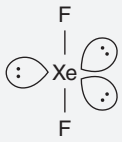
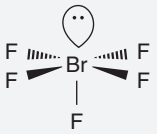
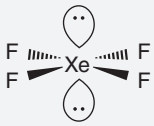
Tabla 15.3 Resumen de geometrías moleculares, según VSEPR y VB

Grupos de electrones								
Total	Enlaz	Libres	AX_mL_n	G. E.	Hib.	G. M.	Ejemplo	μ
2	2	0	AX_2	Lineal	sp	Lineal	$BeCl_2$ Cl — Be — Cl	0
3	3	0	AX_3	trigonal plana	sp^2	trigonal plana	BF_3 	0
3	2	1	AX_2L	trigonal plana	sp^2	angular	$SnCl_2$ 	≠0
4	4	0	AX_4	tetraedral	sp^3	tetraédrica	 CH_4	0
4	3	1	AX_3L	tetraedral	sp^3	piramidal trigonal	 NH_3	≠0
4	2	2	AX_2L_2	tetraedral	sp^3	angular	 H_2O	≠0

(continúa)

booksmedicos.org

Tabla 15.3 Resumen de geometrías moleculares, según VSEPR y VB (continuación)

Grupos de electrones								
Total	Enlaz	Libres	AX_mL_n	G. E.	Hib.	G. M.	Ejemplo	μ
5	5	0	AX_5	bipiramidal trigonal	sp^3d	bipiramidal trigonal	PCl_5 	0
5	4	1	AX_4L	bipiramidal trigonal	sp^3d	caballete o see-saw	SF_4 	≠0
5	3	2	AX_3L_2	bipiramidal trigonal	sp^3d	forma de T	ICl_3 	≠0
5	2	3	AX_2L_3	bipiramidal trigonal	sp^3d	lineal	XeF_2 	0
6	6	0	AX_6	octaedral	sp^3d^2	octaedral	SF_6 	0
6	5	1	AX_5L	octaedral	sp^3d^2	piramidal cuadrada	 BrF_5	≠0
6	4	2	AX_4L_2	octaedral	sp^3d^2	cuadrada plana	XeF_4 	0

Procedimiento

Materiales

– Modelos moleculares

1. Escriba la estructura de Lewis de las moléculas del grupo que le asigne su instructor.

I	II	III	IV	V
CH_3Cl	SF_2	GaI_3	PF_5	SiH_4
NCl_3	SF_4	$SbCl_3$	PF_3	$SbCl_3$
SCl_2	SF_6	SF_4	TeF_6	H_2S
AsF_5	PCl_5	PF_5	BF_3	GeF_2
IF_5	$SiCl_4$	SF_2	SF_4	BCl_3

booksmedicos.org

SF_6	XeF_2	IF_5	OF_2	AsF_5
SO_2	SbH_3	SnF_4	$SiCl_4$	TeF_6
XeF_4	IF_5	SnF_2	XeF_4	BrF_3
SF_4	XeF_4	BrF_3	SO_2	SF_4
BrF_3	$BeCl_2$	BeF_2	IF_5	XeF_4

2. Determine el número de grupos de electrones alrededor del átomo central. Reconozca la forma geométrica que predicen las teorías VSEPR y VB para ese número de grupos de electrones.
3. Escoja la esfera apropiada para el átomo central de acuerdo con el número de grupos de electrones que lo rodea, monte el modelo de cada molécula y llene la hoja del Informe.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Geometría molecular

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Escriba la estructura de Lewis de las siguientes moléculas. Utilice la teoría de VSEPR para proveer la información que se pide.

   a. CCl_4

   geometría electrónica _____

   geometría molecular _____

   polar o no polar _____

   b. IF_5

   geometría electrónica _____

   geometría molecular _____

   polar o no polar _____

   c. BeF_2

   geometría electrónica _____

   geometría molecular _____

   polar o no polar _____

2. Escriba la estructura de Lewis de las siguientes moléculas. Utilice la teoría de VB para proveer la información que se pide.

   a. SF_4

   hibridación del átomo central _____

   geometría molecular _____

   número de enlaces sigma (σ) _____

   número de enlaces pi (π) _____

   ángulos de enlace aproximados _____

booksmedicos.org

b. NBr_3

hibridación del átomo central _____

geometría molecular _____

número de enlaces sigma (σ) _____

número de enlaces pi (π) _____

ángulos de enlace aproximados _____

c. C_2H_4

hibridación del átomo central _____

geometría molecular _____

número de enlaces sigma (σ) _____

número de enlaces pi (π) _____

ángulos de enlace aproximados _____

3. Para la molécula del tipo AZ_2 donde A es un miembro de la familia VIIIA y Z es un halógeno:

a. Dibuje la estructura de Lewis:

b. El número de grupos enlazantes es _____.

c. El número de pares libres en el átomo central es _____.

d. La geometría electrónica es _____.

e. La geometría molecular es _____.

f. El ángulo de enlace alrededor del átomo central es _____.

g. Diga si la molécula es polar o no polar _____.

h. ¿Qué hibridación utiliza el átomo central? _____.

booksmedicos.org

4. Escriba las estructuras de Lewis para las moléculas del grupo que le asignó su instructor y que aparece en la parte de Procedimiento.

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Estructura tridimensional

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Informe: Geometría molecular

Nombre _____ Fecha _____

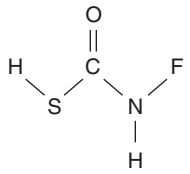
Instructor _____ Sección _____

1. Construya el modelo de cada molécula del grupo que le asignó su instructor y complete la siguiente tabla:

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	No. de grupos enlazantes	No. pares libres en átomo central	Hibridación átomo central	Geometría electrónica	Geometría molecular	Polaridad de moléculas

booksmedicos.org

2. Complete la siguiente fórmula de Lewis añadiendo los pares libres y conteste las preguntas:



a. Indique la hibridación del átomo de carbono _____

b. Indique la geometría electrónica alrededor del átomo de nitrógeno _____

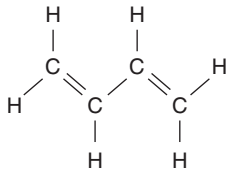
c. Indique el ángulo de enlace aproximado del átomo de azufre _____

d. Número de enlaces en la molécula:

σ _____ π _____

e. Calcule la carga formal del átomo de oxígeno y muestre los cómputos:

3. Para la siguiente estructura conteste:



a. Número de enlaces en la molécula:

σ _____ π _____

b. Hibridación de los cuatro átomos de carbono _____

c. Geometría electrónica alrededor de los átomos de carbono _____

booksmedicos.org

Experimento 16

Análisis espectrofotométrico de aspirina

Objetivos

1. Determinar el porciento de aspirina en una tableta comercial, utilizando el método espectrofotométrico de análisis cuantitativo.
2. Usar correctamente el espectrofotómetro.

Teoría

Una de las tareas de un químico es investigar cuánto hay de una sustancia en una muestra de materia. A veces esto se logra por medio de un análisis volumétrico, ya que al titular una muestra de sustancia con una solución valorada del reactivo apropiado, se puede calcular la cantidad de sustancia en la muestra. Otras veces, cuando la sustancia tiene color, se puede utilizar el método espectrofotométrico para averiguar la cantidad de sustancia en una solución.

En este experimento se analiza una muestra de aspirina comercial. Aspirina es el nombre común que se le da al ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$). Como la aspirina al disolverse en agua no le da color a la solución, se prepara un derivado de esta que tenga color. En este caso se prepara el ion complejo salicilato de hierro (III), que es de color violeta. Esto se logra por medio de dos reacciones. En la reacción (1) la aspirina reacciona con NaOH para convertirse totalmente en el ion $C_7H_4O_3^{2-}$. Luego en la reacción (2), el ion $C_7H_4O_3^{2-}$ reacciona con cloruro de hierro (III) para formar el ion complejo salicilato de hierro (III) tetrahidratado, que es el que le da color a la solución.

$$C_9H_8O_4 \xrightarrow[\Delta]{\text{NaOH}} \underset{\text{incoloro}}{C_7H_4O_3^{2-}} + C_2H_3O_2^- \qquad (1)$$

$$C_7H_4O_3^{2-} \xrightarrow[\text{Fe}^{3+}(ac)]{H^+} \underset{\textbf{violeta} \text{ intenso}}{[FeC_7H_4O_3 \cdot 4H_2O]^+} \qquad (2)$$

Método espectrofotométrico

El método espectrofotométrico se basa en la interacción de la radiación electromagnética con la materia. La radiación electromagnética se caracteriza por su longitud de onda (λ) y por su frecuencia (υ). La frecuencia de una onda es directamente proporcional a su energía (E), por lo que ondas de alta frecuencia son de alta energía. La longitud de onda y la frecuencia son inversamente proporcionales, ya que mientras más larga es la longitud onda, menor será la frecuencia con que la onda pase por un punto dado en un tiempo definido, de modo que la longitud de

booksmedicos.org

onda también es inversamente proporcional a la energía. La siguiente ecuación muestra la relación entre energía, longitud de onda y frecuencia:

$$E = h\upsilon = \frac{hc}{\lambda}$$

donde:

h es la constante de Planck (6.63×10^{-34} J · s)
c es la velocidad de la luz en el vacío (3.00×10^{8} m/s)

Las regiones del espectro electromagnético más usadas en análisis espectrofotométrico son la ultravioleta, la visible y la infrarroja. Entre estas regiones, la región ultravioleta corresponde a radiación de menor longitud de onda y mayor energía, mientras que la región infrarroja corresponde a radiación de mayor longitud de onda y menor energía. La región visible que se encuentra entre ellas, comprende una porción mínima del espectro electromagnético, en el intervalo de longitudes de onda de 400 nm a 750 nm (figura 16.1).

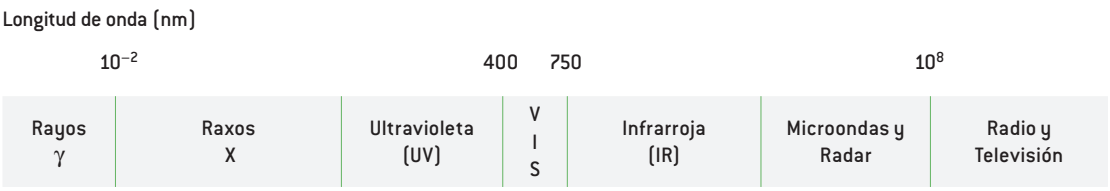


Figura 16.1. Espectro electromagnético

Cuando una sustancia tiene color, es porque absorbe luz de la **región visible**. La absorción de luz en la región visible está asociada a transiciones electrónicas. Sabemos que cuando la luz visible incide sobre átomos o moléculas, sólo se absorbe aquella energía que corresponda exactamente a la de una transición electrónica. El resto de la radiación visible incidente se transmite y puede ser detectada por el ojo humano o un instrumento apropiado. El color que se observa se debe a la luz transmitida y no a la que se absorbe. Es por eso que lo que observamos es el **color complementario** al de la luz absorbida.

La radiación de una sola longitud de onda se conoce como **luz monocromática**. La radiación con muchas longitudes de onda se conoce como **luz policromática**. La luz del sol es policromática y se conoce como **luz blanca**. Un arcoíris muestra el efecto de la separación de la luz blanca en sus diferentes longitudes de onda, formando haces de luz monocromática que cambian gradualmente desde el rojo hasta el violeta.

Cuando una sustancia coloreada se disuelve, la intensidad del color de la solución depende directamente de la cantidad de sustancia disuelta. Mientras más concentrada esté la solución, más intenso es su color y mayor la absorción de luz a la longitud de onda característica de la sustancia. Esta relación directa entre la **concentración** y la **intensidad de luz absorbida**, es lo que permite investigar la concentración de una solución por el método espectrofotométrico.

Transmitancia y absorbancia

Cuando luz monocromática de intensidad I_o incide en una solución, parte de la luz puede rebotar (I_s), parte de la luz la absorbe el soluto (I_a) y parte se transmite (I_t) y llega al detector.

$$I_o = I_s + I_a + I_t$$

La cantidad de luz que rebota (I_s) es pequeña y se mantiene constante al calibrar el instrumento utilizado, de modo que puede ignorarse. La cantidad de luz que se absorbe y que es

booksmedicos.org

proporcional a la concentración del soluto absorbente, no se puede medir directamente. Sólo son medibles la luz incidente (I_o) y la luz transmitida (I_t).



Se le llama **transmitancia (T)** a la razón o cociente entre I_t e I_o. Como parte de la luz incidente es absorbida por la muestra, I_t será menor que I_o, de modo que la transmitancia indica la fracción de luz incidente (I_o) que fue transmitida. Podemos ver que la transmitancia no tiene unidades.

$$T = \frac{I_t}{I_o}$$

El %T (porciento de transmitancia) indica el porciento de luz incidente (I_0) que fue transmitida.

$$\%T = \frac{I_t}{I_o} \times 100$$

La cantidad de luz absorbida se describe con el término **absorbancia (A)**. Sabemos que hay una relación **inversa** entre absorbancia y transmitancia ya que sólo se transmite la luz que no se absorbe. Esta relación se puede expresar como:

$$A \; \alpha \; \frac{1}{T}$$

Si al incidir un haz de luz de intensidad I_o la sustancia no absorbe nada, su absorbancia es cero. En este caso la luz se transmite totalmente de modo que I_t será igual a I_o, la transmitancia será igual a 1 y 1/T será igual a 1. Si llevamos esto a ecuaciones matemáticas, encontramos que cuando A = 0:

$$I_t = I_o \qquad T = \frac{I_t}{I_o} = 1 \qquad \frac{1}{T} = 1$$

Como A α 1/T, entonces encontramos que la única forma de relacionar el valor de 0 para la absorbancia con un valor de 1 para la transmitancia, es mediante una función logarítmica, así:

$$10^A = \frac{1}{T}$$

De esta ecuación se desprende que cuando el valor de A es cero, el valor de T será 1:

$$10^0 = \frac{1}{T}$$

$$1 = \frac{1}{T}$$

$$T = 1$$

booksmedicos.org

De la ecuación $10^A = 1/T$ se puede obtener la relación entre A y %T, buscando logaritmos a ambos lados de la ecuación y luego sustituyendo T = %T/100.

$$10^A = \frac{1}{T}$$

$$\log 10^A = \log \frac{1}{T}$$

$$A = \log \frac{1}{T} = -\log T$$

$$A = -\log \frac{\%T}{100} = -\left[\log (\%T) - \log 100\right]$$

$$A = 2 - \log \%T$$

Esta relación matemática entre absorbancia y porciento de transmitancia nos permite calcular una de esas variables si conocemos la otra. Note que A, al igual que T, no lleva unidades.

Espectro de absorción

Al hacer un análisis espectrofotométrico es importante determinar la longitud de onda a la cual la sustancia que se analiza muestra mayor absorción. Esta longitud de onda se conoce como la **longitud de onda analítica** o $\boldsymbol{\lambda_{max}}$. Esta longitud de onda se determina experimentalmente irradiando una solución de la sustancia absorbente con luz monocromática de diferentes longitudes de onda y anotando su absorbancia o %T a cada longitud de onda. Con estos datos se puede hacer una gráfica de absorbancia como función de longitud de onda, y la curva que se obtiene se conoce como el **espectro de absorción** de la sustancia absorbente. La figura 16.2 muestra el espectro de absorción de una sustancia coloreada.

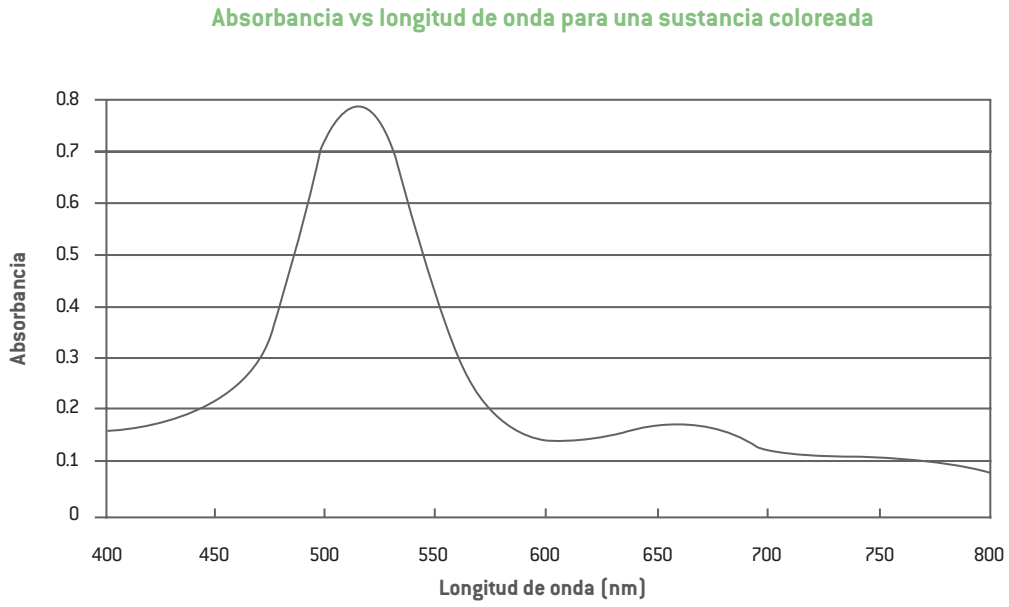


Figura 16.2. Espectro de absorción

booksmedicos.org

De la gráfica se puede leer que a la absorbancia máxima de 0.78 le corresponde una longitud de onda de 515 nm. Esta longitud de onda de máxima absorción, λ_{max} , es la que se utiliza para el análisis espectrofotométrico de la sustancia. La longitud de onda analítica para cada sustancia será la longitud de onda a la que la sustancia muestra una absorbancia máxima, lo que corresponde a un %T mínimo.

La Ley de Beer

La Ley de Beer expresa la relación que se observa entre la absorbancia y la concentración de soluciones coloreadas.

La cantidad de luz absorbida por una muestra dependerá de:

1. La concentración (c) de la sustancia absorbente.
2. La longitud del paso de luz a través de la solución (d).
3. La sensitividad de la sustancia absorbente a la energía asociada a la longitud de onda analítica. Cuando la concentración se expresa en términos de molaridad y la longitud del paso de luz en centímetros, al factor de sensitividad se le llama absortividad molar (a).

La **Ley de Beer** expresa la absorbancia (A) como el producto de estas tres variables:

$$A = a \cdot d \cdot c$$

donde: a = absortividad molar del soluto absorbente
d = diámetro o ancho de la celda que contiene la muestra
c = concentración molar del soluto absorbente

Para una sustancia dada, a una longitud de onda específica y usando celdas de tamaño uniforme para colocar la muestra, los factores de absortividad molar (a) y longitud de paso de luz (d) serán constantes. Por esta razón se puede sustituir en la ecuación una constante, **k**, por el producto a · d. La ecuación se simplifica:

$$A = kc$$

Esta ecuación de la Ley de Beer establece que la absorbancia es directamente proporcional a la concentración de la sustancia absorbente. Tiene la forma de la ecuación de la línea recta, en la cual la absorbancia (A) corresponde a la variable **y** y la concentración (c) corresponde a la variable **x**. El intercepto en ***y*** es igual a cero (b = 0) y k es el valor de la pendiente (m = k).

$$y = mx + b$$

$$A = kc + 0 = kc$$

Para soluciones que obedecen la Ley de Beer, la gráfica de absorbancia como función de concentración debe dar una línea recta que pasa por el origen. Se le conoce como **gráfica de la Ley de Beer** (figura 16.3).

Para hacer un análisis espectrofotométrico se requiere hacer una gráfica de la Ley de Beer para la sustancia estudiada. Las coordenadas (A, c) para la gráfica se consiguen experimentalmente preparando varias soluciones de **concentración conocida** y midiendo su **absorbancia** a la **longitud de onda analítica**. Estas soluciones de concentración conocida, generalmente se preparan haciendo diluciones de una solución original (**solución stock**) que se prepara cuidadosamente. Se toman alícuotas del volumen apropiado de la solución original y se diluyen para obtener las concentraciones deseadas. A cada solución preparada le corresponde un conjunto de coordenadas (A, c), por lo que cada solución representa un punto en la gráfica de la Ley de Beer. Al hacer la gráfica se debe obtener una línea recta que pasa por el origen. Sabemos que para obtener la línea que mejor se ajuste a los puntos experimentales, es conveniente hacer una **regresión lineal** (Refiérase al Capítulo 3, Parte I).

booksmedicos.org

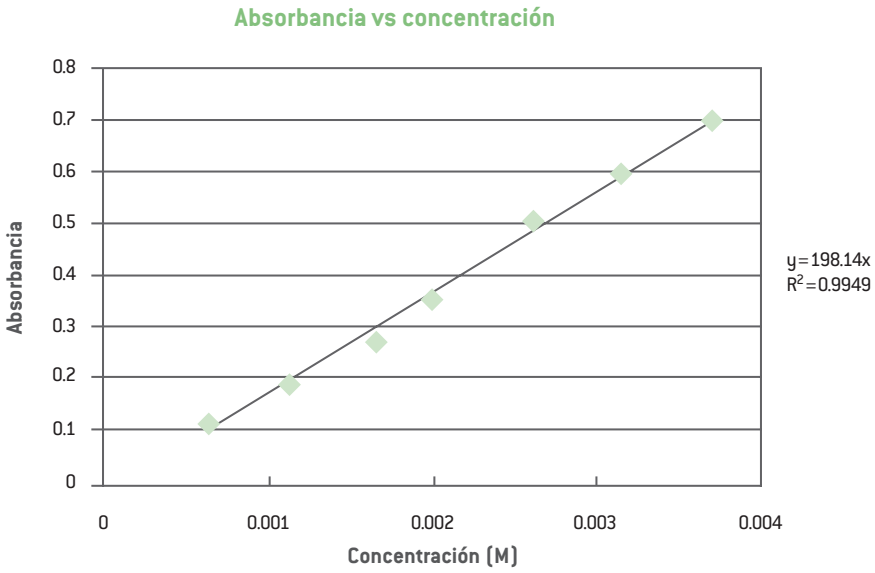


Figura 16.3. Gráfica de la Ley de Beer

La línea recta que se obtiene de esta regresión lineal, describe la relación entre absorbancia y concentración del soluto dentro del intervalo de valores medidos. A esta gráfica de la Ley de Beer también se le llama **curva de calibración**, ya que permite determinar la concentración de soluto absorbente en una solución desconocida. A esta solución desconocida se le mide experimentalmente su absorbancia, **A**, de modo que, con este dato y la curva de calibración, se puede determinar su concentración, **c**. Al conocer la coordenada A , se puede leer la coordenada c de la gráfica.

También se puede utilizar la **ecuación de regresión** para calcular la concentración desconocida (c) de la solución analizada, a la cual se le mide la absorbancia (A). De la regresión lineal se puede obtener la pendiente de la línea (k). Si el intercepto en el eje **y** es 0, la ecuación de la línea se simplifica y obtenemos:

$$A = k\,c$$

$$c = \frac{A}{k}$$

donde A se mide experimentalmente y k es la pendiente de la línea de regresión.

Al usar un programa de computadora para hacer la gráfica podemos obtener fácilmente la ecuación de regresión. La gráfica de la figura 16.3 muestra la ecuación de regresión:

$$y = 198.14x$$

Si una solución del soluto estudiado tiene una absorbancia de 0.37, la concentración que le corresponde es

$$c = \frac{0.37}{198.14} = 1.9 \times 10^{-3}\ \text{M}.$$

Aunque la ecuación de Beer predice que la línea debe pasar por el origen, puede ocurrir que no resulte así al utilizar datos experimentales y b ≠ 0. Al determinar una concentración

booksmedicos.org

utilizando la curva de calibración obtenida experimentalmente, se puede utilizar la ecuación de regresión, incluyendo el valor del intercepto, b:

$$x = \frac{(y - b)}{m} \qquad o \qquad c = \frac{(A - b)}{k}$$

Otra alternativa, al hacer la regresión lineal, es asignar un valor de 0 al intercepto b y obtener la curva de calibración con los datos experimentales y pasando por el origen.

Note que hay dos maneras de encontrar la concentración de la solución desconocida: leyendo las coordenadas de la gráfica o calculándola con la ecuación de regresión.

El espectrofotómetro

El instrumento utilizado para estudiar soluciones coloreadas se conoce como **espectrofotómetro**. Este tiene una fuente de **luz visible policromática** y un control que permite escoger la longitud de onda apropiada para el análisis. Se selecciona este **haz de luz monocromática** para que incida sobre una muestra de la solución analizada, la cual se coloca en un tubo o **celda** transparente. El haz de luz seleccionado debe ser de la longitud de onda característica de la sustancia analizada, λ_{max} . Esta es la longitud de onda de máxima absorción de la sustancia.

La luz que absorbe la muestra no puede medirse directamente, pero la luz que no absorbe se **transmite** a través de la muestra. El instrumento posee una celda fotoeléctrica que detecta la intensidad de la luz transmitida y la convierte en una señal eléctrica que se registra en una escala apropiada.

Si se trabaja con un espectrofotómetro digital, se puede leer la absorbancia directamente. Otros espectrofotómetros tienen dos escalas, una está calibrada en términos de %T y la otra en términos de absorbancia, A. La escala de %T es lineal, con valores desde 0 hasta 100 %T. La escala de A es logarítmica con valores desde 0 hasta infinito. Si utiliza este tipo de espectrofotómetro, es más fácil obtener una lectura precisa leyendo la escala de %T, ya que la distancia entre unidades es constante. La lectura de %T se puede convertir a la absorbancia correspondiente utilizando la ecuación que las relaciona ($A = 2 - \log \%T$).

Antes de utilizar el espectrofotómetro, al igual que con todo instrumento, se debe calibrar. Esta calibración generalmente se hace a 0%T. Al trabajar con soluciones debemos tener en cuenta que el disolvente podría absorber luz de la longitud de onda escogida, cuando lo que nos interesa es solamente la luz absorbida por nuestra muestra. Para eliminar esa posibilidad, se calibra el instrumento a 100 %T, teniendo solamente disolvente en la celda. De esta forma el instrumento mide la luz absorbida solamente por la sustancia que se analiza y la luz que pueda absorber el disolvente no interfiere en el análisis. El procedimiento específico para la calibración de cada instrumento se obtiene del manual de instrucciones que lo acompaña.

Descripción del experimento

En este experimento se analiza una muestra de aspirina comercial. Se pesa la tableta de aspirina y a la muestra se le añade una solución de hidróxido de sodio y se calienta para obtener el ion $C_7H_4O_3^{2-}$ como producto principal, de acuerdo con la reacción (1). La mezcla de reacción se diluye hasta 200 mL con agua destilada, para obtener una solución inicial que contiene el ion $C_7H_4O_3^{2-}$.

$$C_9H_8O_4 \xrightarrow[\Delta]{NaOH} \underset{\text{incoloro}}{C_7H_4O_3^{2-}} + C_2H_3O_2^- \qquad (1)$$

Luego se mide una alícuota de 1 mL de esta solución inicial y se diluye hasta 25 mL, añadiéndole una solución de cloruro de hierro (III), en medio ácido, para formar el ion salicilato

booksmedicos.org

de hierro (III), de acuerdo con la reacción (2). Finalmente se mide la absorbancia de esta solución final a la longitud de onda analítica, λ_{max}.

$$C_7H_4O_3^{2-} \xrightarrow[Fe^{3+}(ac)]{H^+} [FeC_7H_4O_3 \cdot 4H_2O]^+ \qquad (2)$$

violeta intenso

Para poder utilizar el método espectrofotométrico es necesario conocer la longitud de onda de máxima absorción, λ_{max}, del ion coloreado salicilato de hierro (III). Para investigarlo se provee una solución del ion, a la cual se le mide su absorbancia a diferentes longitudes de onda, dentro de la región visible (430 nm – 730 nm). Con estos datos se prepara la gráfica del espectro de absorción y se identifica a qué longitud de onda ocurre la absorbancia máxima. El espectrofotómetro debe ajustarse a esta longitud de onda antes de hacer las lecturas de absorbancia o porciento de transmitancia.

Para investigar la concentración de la muestra de aspirina que se analiza, es necesario preparar una curva de calibración o gráfica de absorbancia como función de concentración del ion salicilato de hierro (III). Para esto se provee una solución original o *stock* de aspirina, de concentración conocida. Se preparan cinco soluciones, cuyas concentraciones se pueden calcular, diluyendo volúmenes específicos de la solución original hasta un volumen final de 25 mL. Finalmente, se mide la absorbancia de cada solución. Con los datos de absorbancia y concentración de las cinco soluciones, se hace la gráfica y el análisis de regresión lineal.

De las ecuaciones químicas anteriores podemos ver que hay una relación 1:1 entre los reactivos y productos principales. Por cada mol de aspirina que reaccione en el primer paso se producirá un mol del ion $C_7H_4O_3^{2-}$, que a su vez producirá un mol del ion salicilato de hierro (III) tetrahidratado, que es el que le da color a la solución final.

Cálculos necesarios en el análisis

El análisis espectrofotométrico se le hace a la solución final que contiene el producto de la reacción (2), que es la que tiene color. Sin embargo, esta solución se prepara diluyendo una alícuota de la solución inicial que se obtiene como producto de la reacción (1). Lo que nos interesa es la concentración de la solución inicial ya que esta contiene toda la aspirina que se puso a reaccionar. Al hacer los cálculos es necesario considerar la dilución que se le hizo a la solución inicial. El siguiente ejercicio muestra un ejemplo de los cálculos necesarios en este experimento:

Ejercicio 16.1

Al analizar una tableta de aspirina que pesó 0.285 g, el ión $C_7H_4O_3^{2-}$ que se forma en la reacción (1), se diluye con agua hasta obtener 200.0 mL de **solución inicial**. Se mide una alícuota de 10.00 mL de esa solución inicial y se diluye con una solución de $FeCl_3$ hasta obtener 100.0 mL de **solución final**, que es la que contiene el ión salicilato de hierro (III) tetrahidratado. La solución final, que es la que tiene color, se analiza espectrofotométricamente y luego de leer su absorbancia, de la curva de calibración se determina que su **concentración** es 7.28×10^{-4} M. Calcule el porciento de aspirina que contiene la tableta analizada.

Solución

Para hallar el porciento de aspirina se requiere averiguar cuántos gramos de aspirina reaccionaron, ya que la masa de la muestra analizada es un dato experimental, así:

$$\% \text{ aspirina} = \frac{\text{g aspirina}}{\text{g muestra}} \times 100$$

Se conoce la concentración de la solución final (M_f) y el volumen de solución final que se preparó (V_f), al igual que el volumen de la alícuota de la solución inicial que se diluyó (V_i). La

booksmedicos.org

molaridad de la solución inicial (M_i) se puede calcular sustituyendo estos valores en la ecuación de dilución, así:

$$M_f \times V_f = M_i \times V_i$$

donde: $M_f = 7.28 \times 10^{-4}$ M, $V_f = 100.0$ mL y $V_i = 10.00$ mL

Resolviendo por M_i, obtenemos:

$$M_i = \frac{M_f \times V_f}{V_i} = \frac{(7.28 \times 10^{-4}\ M) \times (100.0\ mL)}{10.00\ mL} = 7.28 \times 10^{-3}\ M$$

Ahora se utiliza esta molaridad (M_i) y el volumen total (V_t) que se preparó de la solución inicial para calcular los moles de ión $C_7H_4O_3^{2-}$ contenidos en la solución inicial, así.

$$n_{ión} = M_i \times V_t = \frac{7.28 \times 10^{-3}\ mol}{\cancel{L}} \times 0.2000\ \cancel{L} = 1.46 \times 10^{-3}\ mol\ de\ C_7H_4O_3^{2-}$$

Como hay una relación 1:1 entre los moles del ión $C_7H_4O_3^{2-}$ y los moles de aspirina en el primer paso de la reacción, los moles de aspirina serán iguales a los moles del ion $C_7H_4O_3^{2-}$ formados. Utilizando la masa molar de aspirina (180 g/mol) se calculan los gramos de aspirina y finalmente el % de aspirina en la muestra, así:

$$1.46 \times 10^{-3}\ \cancel{mol\ C_7H_4O_3^{2-}} \times \frac{\cancel{1\ mol\ C_9H_8O_4}}{\cancel{1\ mol\ C_7H_4O_3^{2-}}} \times \frac{180.2\ g\ C_9H_8O_4}{\cancel{1\ mol\ C_9H_8O_4}} = 0.263\ g\ aspirina$$

$$\%\ aspirina = \frac{g\ aspirina}{g\ muestra} \times 100$$

$$\%\ aspirina = \frac{0.263\ g}{0.285\ g} \times 100 = 92.3\ \%$$

Recomendaciones al usar el espectrofotómetro

1. El instrumento debe prenderse por lo menos 15 minutos antes de usarlo.
2. Ajuste el selector de longitud de onda a la longitud de onda que requiera el procedimiento.
3. Prepare y tenga a la mano un vaso de precipitado rotulado como "desperdicios", un vaso de precipitado pequeño adicional, botella de lavado con agua destilada y papel absorbente suave.



Figura 16.1 Espectrofotómetro

booksmedicos.org

4. Obtenga y prepare dos celdas para colocar muestras.
    a. Para limpiarlas, colóquelas dentro de un envase con agua y jabón. Enjuáguelas con agua corriente, luego con agua destilada y finalmente con la solución que se va a analizar. Las celdas nunca deben limpiarse con cepillos o sustancias abrasivas que puedan rayarlas, ya que alterarían la lectura de la muestra analizada.
    b. Las celdas deben llenarse por lo menos hasta dos terceras partes con la solución que se va a analizar.
    c. Sujete la celda por la parte superior y séquela por fuera con papel absorbente suave antes de colocarla en el contenedor. Esto evita que las huellas dactilares afecten la lectura.
    d. Use el vaso de precipitado pequeño para colocar sus celdas llenas de solución al lado del instrumento.
5. El contenedor de muestra debe estar cerrado al tomar la lectura. Si el instrumento utilizado no es digital, para leer correctamente la escala, la persona debe centralizarse frente a la escala. De otro modo la lectura estará incorrecta.
6. Antes de tomar cada lectura, el instrumento debe calibrarse siguiendo las instrucciones del fabricante. La mayoría de los instrumentos requieren calibración utilizando dos puntos, 0% T y 100% T. Su instructor le explicará cómo calibrar el espectrofotómetro que se utilizará en el análisis.
7. A cada muestra se le deben tomar por lo menos dos lecturas, calibrando el instrumento entre cada lectura, hasta obtener dos lecturas semejantes.
8. Cuando se analizan varias soluciones generalmente se usa una sola celda. Una vez que se ha analizado una solución, se descarta en un vaso de desperdicios. Antes de llenar la celda con la próxima solución que se va a analizar, se enjuaga la celda con agua destilada y luego con un poco de la solución que se analizará.

Por su seguridad:

1. Evite quemaduras al manipular sistemas calientes. Utilice agarraderas de tela.
2. Maneje ácidos y bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con mucha agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.
3. En este experimento se trabajará con aspirina. Si es alérgico a este compuesto debe tomar las precauciones necesarias.

Procedimiento

Materiales

- espectrofotómetro
- celdas
- papel de pesada
- matraces erlenmeyer de 125 mL
- probetas de 10 mL y de 100 mL
- hornilla
- embudo
- matraces volumétricos de 25 mL y 200 mL
- vasos de precipitado de 50 mL
- pipeta de Mohr de 2 mL
- solución ácida de $FeCl_3$ 0.02 M, con pH 1.6
- solución original (*stock*) de ácido acetilsalicílico aproximadamente 0.00890M
- solución de NaOH 1M
- agua destilada
- tableta de aspirina comercial de 300 mg

booksmedicos.org

I. Determinación del espectro de absorción de salicilato de hierro (III) tetrahidratado

1. Llene una celda con la solución de salicilato de hierro (III) tetrahidratado que le proveerá el instructor y otra celda con la solución ácida de $FeCl_3$ 0.02 M para calibrar el espectrofotómetro.
2. Ajuste la longitud de onda del espectrofotómetro a 430 nm.
3. Coloque la celda con la solución $FeCl_3$ y calibre el espectrofotómetro según le indique su instructor. Remueva la celda del instrumento.
4. Coloque la celda con solución de salicilato de hierro (III) en el instrumento y tome la lectura de absorbancia. Remueva la celda del instrumento.
5. Cambie la longitud de onda a 450 nm. Vuelva a calibrar el instrumento, coloque nuevamente la solución de salicilato de hierro (III), lea su absorbancia y remueva la celda del instrumento.
6. Repita el procedimiento anterior (paso 5) aumentando la longitud de onda 20 nm cada vez, hasta llegar a 730 nm.
7. Observe la longitud de onda a la cual la absorbancia es máxima. Esta es la longitud de onda analítica (λ_{max}) para el ión complejo salicilato de hierro (III) tetrahidratado.

II. Preparación de soluciones para la curva de calibración por dilución de la solución original

1. En un vaso de precipitado de 30 mL, limpio y seco, sirva alrededor de 15 mL de la solución original (*solución stock*) de aspirina provista por el instructor. **Anote la molaridad** de esta solución.
2. Para preparar cinco soluciones del ion salicilato de hierro (III) de concentración específica, obtenga y rotule cinco matraces volumétricos de **25 mL**. Estos deben estar limpios y enjuagados con la solución ácida de $FeCl_3$ 0.02M.
3. Utilice una pipeta de Mohr, con capacidad máxima de 2 mL, para transferir el volumen requerido de la solución de aspirina original a cada matraz volumétrico, según la siguiente tabla:

Solución No.	1	2	3	4	5
Volumen solución de aspirina original (mL)	0.30	0.50	0.80	1.00	1.30

4. Añada poco a poco y con agitación continua, la solución ácida de $FeCl_3$ 0.02M, complete hasta la marca y agite bien. La solución resultante debe tener una tonalidad violeta debido a la presencia del ion complejo salicilato de hierro (III). Con los datos de molaridad y volumen utilizado de la solución original, y el volumen total de solución, calcule la concentración de cada solución preparada.
5. Ajuste el espectrofotómetro a la longitud de onda analítica, investigada en la parte I del procedimiento.
6. Siga las instrucciones que aparecen en **Recomendaciones al usar el espectrofotómetro**, para tomar la lectura de absorbancia de cada una de las cinco soluciones. Para cada solución, repita la lectura hasta obtener dos valores iguales.

III. Preparación de la solución de aspirina comercial

1. Pese una tableta de aspirina comercial de 300 mg previamente triturada, en un vaso de precipitado pequeño que esté limpio y seco o en papel de pesada. Transfiérala cuantitativamente a un matraz erlenmeyer de 125 mL.
2. Con una probeta pequeña añada 10 mL de NaOH 1M al contenido del matraz. Agite y caliente la mezcla hasta que hierva. Si es necesario, añada un poco de agua destilada desde una botella de lavado, a las paredes del matraz para asegurarse de que toda la aspirina reaccione.

booksmedicos.org

3. Deje enfriar la mezcla de reacción hasta que esté a **temperatura ambiente**. **Importante:** No siga el paso 5 hasta que esté seguro de que la mezcla está a temperatura ambiente, ya que el volumen, y por consiguiente la molaridad, varían con la temperatura. Recuerde también que el matraz volumétrico perderá su calibración si se calienta.
4. Durante el periodo de espera, obtenga y prepare adecuadamente: un matraz volumétrico de 200 mL, un matraz volumétrico de 25 mL y una pipeta volumétrica de 1 mL, que se usarán más adelante.
5. Cuando la mezcla de reacción esté a temperatura ambiente, utilice un embudo para transferir cuantitativamente la mezcla al matraz volumétrico 200 mL, limpio y enjuagado con agua destilada. Enjuague con agua destilada el matraz erlenmeyer original y el embudo, recogiendo los enjuagues en el matraz volumétrico.
6. Añada agua destilada poco a poco y agitando. Complete hasta la marca y agite bien la solución.
7. Utilice la pipeta volumétrica para transferir 1 mL de la solución anterior al matraz volumétrico de 25 mL, limpio y enjuagado con la solución ácida de $FeCl_3$ 0.02 M.
8. Añada, poco a poco y agitando, la solución ácida de $FeCl_3$ 0.02 M, complete hasta la marca y agite bien. La solución resultante debe tener una tonalidad violeta debido a la presencia del ión complejo salicilato de hierro (III).
9. Ajuste el instrumento a la longitud de onda analítica, investigada en la parte I del Procedimiento.
10. Siga las instrucciones que aparecen en **Recomendaciones al usar el espectrofotómetro**, para tomar la lectura de absorbancia de esta solución. Repita la lectura hasta obtener dos valores iguales.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Análisis espectrofotométrico de aspirina

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. ¿Qué región del espectro electromagnético se utilizará en el análisis de aspirina comercial?

2. ¿Qué es luz monocromática?

3. ¿Cuál es la relación entre la absorbancia y la transmitancia de una muestra?

4. A 620 nm, el porciento de transmitancia de una muestra es 20.8. ¿Cuál es su absorbancia?

5. ¿Qué se conoce como la longitud de onda analítica de una sustancia?

6. De acuerdo con la Ley de Beer ¿qué relación existe entre absorbancia y concentración?

booksmedicos.org

7. Se preparó una solución original (*stock*), que pesó 0.4532 g de aspirina pura ($C_9H_8O_4$), los cuales se transfirieron a un matraz volumétrico de 200 mL, completando hasta la marca con agua destilada. Luego se tomó una alícuota de 4.00 mL de la solución original, se transfirió a un matraz volumétrico de 100 mL y se completó hasta la marca con la solución de $FeCl_3$.

   a. Calcule la molaridad (M) de la solución original.

   b. Calcule la molaridad (M) de la solución diluida.

8. Un estudiante preparó cinco soluciones de concentración conocida y midió la absorbancia de cada una al λ_{max} del soluto. Con estos datos hizo la gráfica de la Ley de Beer. Al hacer una regresión lineal obtuvo un valor de 200 M^{-1} para la pendiente y un valor de 0 para el intercepto en **y**.

   a. Escriba la ecuación de regresión.

   b. Calcule la concentración de una solución desconocida si al medirle su absorbancia se obtiene un valor de 0.140.

booksmedicos.org

Informe: Análisis espectrofotométrico de aspirina

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Espectro de absorción del ion salicilato de hierro (III) tetrahidratado.

   a. Datos y resultados.

λ (nm)	A
430	
450	
470	
490	
510	
530	
550	
570	

λ (nm)	A
590	
610	
630	
650	
670	
690	
710	
730	

   Longitud de onda analítica: _____ nm

   b. Use la computadora para hacer la gráfica de absorbancia como función de longitud de onda. (Refiérase al Capítulo 3, parte I: Preparación e interpretación de gráficas.) **La gráfica debe entregarse con el informe**.

2. Soluciones de concentración conocida para la curva de calibración.

   a. Datos y resultados.

   Molaridad de solución original o *stock* _____ M

   Volumen final de solución (V_f) _____ mL

   Calcule la concentración de cada solución y complete la siguiente tabla:

Solución	Volumen inicial (mL)	Absorbancia (A)	Concentración final (M_f)
No. 1	0.30		
No. 2	0.50		
No. 3	0.80		
No. 4	1.00		
No. 5	1.30		

booksmedicos.org

Cálculos:

b. Use la computadora para hacer la gráfica de absorbancia como función de concentración y un análisis de regresión lineal con sus datos. La gráfica y los datos de la regresión deben entregarse con el informe. Use la gráfica y los datos de la regresión para contestar lo siguiente:

– Valor obtenido para la pendiente: _____

– Valor obtenido para el intercepto: _____

– Ecuación de la línea de regresión: _____

3. Análisis de la aspirina comercial.

Masa de tableta de aspirina comercial (g) _____

Absorbancia de la solución final de salicilato de hierro (III) _____

Use la ecuación de regresión para calcular la concentración de salicilato de hierro (III) de la solución final (M_f) _____

Use los datos de la dilución para calcular la concentración de $C_7H_4O_3^{2-}$ de la solución inicial (M_i) _____

Use el volumen total de la solución inicial preparada para calcular los moles de $C_7H_4O_3^{2-}$ en la solución inicial _____

Por la estequiometría de la reacción (1), calcule los moles de aspirina ($C_9H_8O_4$) en la muestra analizada _____

booksmedicos.org

Calcule la masa de aspirina en la muestra analizada _____

Calcule el porciento en masa de aspirina en la muestra analizada _____

4. Preguntas.

   a. Si en vez de preparar una gráfica de absorbancia *vs* longitud de onda (un espectro de absorción), usted prepara una gráfica de %T *vs* longitud de onda.

      – ¿Qué forma aproximada tendrá la gráfica?

      – ¿Cómo se puede obtener, de esta gráfica, la longitud de onda analítica?

   b. Al comparar las soluciones preparadas para obtener la curva de calibración, un estudiante observa que la solución que debe contener 0.3 mL de solución original (*stock*), tiene un color más intenso que las demás.

      – ¿Qué información se puede deducir de esta observación?

      – Si usted fuera el instructor del laboratorio, ¿qué le aconsejaría hacer al estudiante?

booksmedicos.org

c. Explique cómo cada uno de los siguientes errores afectaría el **porciento calculado de aspirina** en la tableta comercial:

– Al transferir la muestra de aspirina comercial al matraz para calentarla con NaOH, parte de esta se queda adherida a la parte superior del matraz.

– Al completar a 25 mL con la solución de $FeCl_3$ se utiliza una solución tan diluida de $FeCl_3$, que los moles de aspirina presentes son mayores que los moles de $FeCl_3$ añadidos.

booksmedicos.org

Experimento 17

Propiedades coligativas en la determinación de masa molar

Objetivos

1. Utilizar la propiedad coligativa del aumento del punto de ebullición de un disolvente (ΔT_b) para determinar:
   a. el valor de la constante molal del aumento de temperatura de ebullición (K_b) para un disolvente.
   b. la masa molar de un soluto disuelto en el disolvente.

Teoría

Las soluciones tienen propiedades particulares que son de gran utilidad. Entre estas se observa que al preparar soluciones se altera la temperatura de congelación y la temperatura de ebullición del disolvente. Estas alteraciones en las temperaturas de ebullición y congelación de un disolvente pueden tener aplicaciones prácticas. En países fríos es común añadirle glicol de etileno al agua del radiador de los carros. La presencia de ese soluto en el agua, baja el punto de congelación del agua y evita que se congele, agrietando o rompiendo las paredes del radiador.

Propiedades coligativas

Se observa que la magnitud del cambio de la temperatura de congelación y ebullición que sufre una solución, comparada con la del disolvente puro, es directamente proporcional al número de partículas de soluto disueltas en cierta cantidad de disolvente. Esto implica que el cambio es directamente proporcional a la concentración del soluto en la solución:

(cambio de temperatura) α (concentración de partículas disueltas)

Para un disolvente dado, se observa que el cambio de temperatura es de igual magnitud para una concentración dada de soluto, no importa cuál sea el soluto, siempre que este sea un no electrolito. Propiedades como estas se conocen como **propiedades coligativas** de soluciones. Las propiedades coligativas son aquellas propiedades de las soluciones que dependen únicamente de la concentración del soluto y no de la identidad del soluto.

Unidades de concentración

Al establecer relaciones entre propiedades coligativas y concentración del soluto, es posible hacerlo utilizando distintas unidades de concentración. La concentración de una solución establece una relación entre cantidad de soluto disuelto en una cantidad definida de disolvente o de solución, de modo que se puede expresar como una razón o cociente, así:

$$\frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolvente}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}}$$

booksmedicos.org

La cantidad de soluto, disolvente o solución puede ser expresada en diversas unidades, como moles, litros, mililitros, gramos o kilogramos. Dependiendo de las unidades que se utilicen para expresar estas cantidades, se obtienen distintas unidades de concentración. La tabla 17.1 ilustra algunas de estas unidades:

Tabla 17.1. Unidades de concentración

Unidad de concentración	Cantidad soluto	Cantidad disolvente	Cantidad solución	Unidades de resultado
molaridad (M)	mol	–	litro	mol/L
porciento en masa	gramos		gramos	porciento
fracción molar (X)	mol	–	mol	–
molalidad (m)	mol	kilogramo	–	mol/kg

La **molalidad (m)** es una unidad de concentración que expresa los moles de soluto (n_{soluto}) disueltos en un kilogramo de disolvente, así:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{kg_{\text{disolvente}}}$$

Ejercicio 17.1

Calcule la molalidad de una solución que contiene 10.25 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 50.20 g de agua.

Solución

Para conocer la molalidad de una solución es necesario saber los moles de soluto y los kilogramos de disolvente presentes en la solución, ya que:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{kg_{\text{disolvente}}}$$

$$n\ C_6H_{12}O_6 = 10.25\ g\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180.2\ g\ C_6H_{12}O_6} = 0.5688\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

$$kg\ H_2O = 50.20\ g\ H_2O \times \frac{1\ kg\ H_2O}{10^3 g\ H_2O} = 0.05020\ kg\ H_2O$$

$$m = \frac{n\ C_6H_{12}O_6}{kg\ H_2O} = \frac{0.5688\ mol}{0.05020\ kg} = 1.133\ \frac{mol}{kg}$$

Aumento del punto de ebullición (ΔT_b)

El **punto de ebullición** de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión sobre él. La presencia de un soluto no volátil en un disolvente volátil causa una disminución de la presión de vapor comparada con la presión de vapor del disolvente puro. Este cambio de la presión de vapor del disolvente, ΔP, depende de la concentración del soluto en la solución y, por tanto, es una propiedad coligativa. Esta disminución de la presión de vapor de la solución causa que aumente su punto de ebullición, ya que será necesario alcanzar una temperatura mayor para lograr que la presión de vapor de la solución iguale la presión que hay sobre esta.

El **aumento del punto de ebullición**, ΔT_b, es una propiedad coligativa de una solución y se define como:

$$\Delta T_b = T_{b\ \text{solución}} - T_{b\ \text{disolvente puro}}$$

booksmedicos.org

Se observa que para una solución, el ΔT_b es directamente proporcional a la molalidad del soluto en la solución:

$$\Delta T_b \, \alpha \, m$$

Para convertir esta proporcionalidad en una ecuación matemática se introduce una constante de proporcionalidad, K_b, de forma que:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

K_b es una constante característica de cada disolvente y se conoce como la constante molal de aumento del punto de ebullición. De la ecuación se puede inferir que las unidades de K_b son °C/m, o lo que es lo mismo, °C · kg/mol. Si se tiene una solución 1 m y se sustituye este valor en la ecuación, obtenemos que $\Delta T_b = K_b$. Por tanto, el K_b de un disolvente es numéricamente igual al valor de ΔT_b que se observará en una solución 1 m.

Determinación de la masa molar de un soluto

Las propiedades coligativas, al depender del número de partículas disueltas, pueden utilizarse para determinar la masa molar del soluto en una solución. Por ejemplo, se puede preparar una solución en la que se conocen los gramos de soluto y los gramos de disolvente en la solución. La propiedad coligativa ΔT_b se determina midiendo experimentalmente el punto de ebullición del disolvente puro y el punto de ebullición de la solución que se preparó:

$$\Delta T_b = T_{b\ \text{solución}} - T_{b\ \text{disolvente puro}}$$

Conociendo el valor de K_b se puede calcular la molalidad de la solución, así:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$m = \frac{\Delta T_b}{K_b}$$

Una vez se conoce la molalidad (m) de la solución, se utiliza este valor y la masa del disolvente, expresada en kg, para calcular los moles de soluto en la solución, así:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{Kg_{\text{disolvente}}}$$

$$n_{\text{soluto}} = m \times Kg_{\text{disolvente}}$$

En este punto hemos calculado los moles de soluto en la solución y conocemos, además, los gramos de soluto en la solución. Esto nos permite establecer una relación entre gramos de soluto y moles de soluto para así determinar la masa de un mol de soluto, o la masa molar del soluto (MM_{soluto}).

$$MM_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}}}$$

El resultado de esta división tendrá unidades de g/mol, que son las unidades de masa molar.

Ejercicio 17.2

El punto de ebullición de cloroformo puro es de 61.20° C. Al disolver 0.53 g de un soluto en 40.19 g de cloroformo, el punto de ebullición de la solución resultó ser 61.59° C. Si el valor de K_b de cloroformo es 3.63° C/m, calcule la masa molar del soluto.

booksmedicos.org

Solución

Una forma de resolver este problema es siguiendo los pasos presentados anteriormente, así:

El aumento de la temperatura de ebullición del cloroformo se obtiene de la ecuación:

$$\Delta T_b = T_{b\ \text{solución}} - T_{b\ \text{disolvente puro}}$$

$$\Delta T_b = 61.59^\circ\ C - 61.20^\circ\ C = 0.39^\circ\ C$$

La molalidad de la solución se obtiene utilizando este valor calculado de ΔT_b y el valor de K_b de cloroformo dado en el problema:

$$m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{0.39^\circ\ C}{3.63^\circ\ C/m}$$

$$m = 0.11\ m = 0.11\ mol/kg$$

Conociendo la molalidad y la masa del disolvente en la solución (40.19 g), se expresa la masa del disolvente en kilogramos y se sustituye en la siguiente ecuación, despejando para moles de soluto (n_{soluto}):

$$m = \frac{n_{\ soluto}}{kg_{\ disolvente}}$$

$$n_{\ soluto} = m \times kg_{\ disolvente}$$

$$n_{\ soluto} = \frac{0.11\ mol\ soluto}{kg\ cloroformo} \times 0.04019\ kg\ cloroformo$$

$$= 4.4 \times 10^{-3}\ mol\ soluto$$

Para calcular la masa molar del soluto se sustituye en la siguiente ecuación los gramos de soluto (g_{soluto}) y los moles de soluto (n_{soluto}) en la solución, así:

$$MM_{soluto} = \frac{g_{\ soluto}}{n_{\ soluto}}$$

$$MM_{soluto} = \frac{0.53\ g}{4.4 \times 10^{-3}\ mol} = 1.2 \times 10^2\ \frac{g}{mol}$$

Otra forma de resolver este problema, es utilizando la fórmula

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

y expresando la molalidad, m, en términos de los gramos de soluto, la masa molar del soluto y los kilogramos de disolvente, así:

$$m = \frac{n_{\ soluto}}{kg_{\ disolvente}}$$

booksmedicos.org

$$n = \frac{g_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}}}$$

$$m = \frac{g_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}} \times kg_{\text{disolvente}}}$$

Al sustituir esta expresión de molalidad en la ecuación de ΔT_b, la misma se convierte en:

$$\Delta T_b = \frac{K_b \times g_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}} \times kg_{\text{disolvente}}}$$

Despejando esta ecuación por MM_{soluto}, que es lo que pide el problema, se obtiene:

$$MM_{\text{soluto}} = \frac{K_b \times g_{\text{soluto}}}{\Delta T_b \times kg_{\text{disolvente}}}$$

Sustituyendo los datos del problema en esta ecuación despejada, se encuentra la masa molar del soluto, así:

$$MM_{\text{soluto}} = \frac{(3.63^\circ C \times kg/mol)\ (0.53\ g)}{(0.39^\circ C)\ (0.04019\ kg)} = 1.2 \times 10^2 \frac{g}{mol}$$

Descripción del experimento

La primera parte del experimento consiste en determinar el punto de ebullición del disolvente etanol. Luego, a una masa conocida de etanol se le añade una masa conocida de un soluto y se mide el punto de ebullición de la solución. Con los dos puntos de ebullición medidos, se calcula ΔT_b.

En la primera parte del experimento se utiliza un soluto conocido. El ΔT_b que se obtiene permite calcular el valor de K_b del etanol, que es el disolvente. En la segunda parte del experimento se utiliza un soluto desconocido y el ΔT_b que se obtiene, junto con el valor de K_b del disolvente, para calcular la masa molar del soluto desconocido.

Para obtener buenos resultados es necesario evitar pérdidas de soluto y de disolvente cuando se está realizando el experimento. Para minimizar la pérdida del disolvente por evaporación, al calentarlo es necesario utilizar un tubo de vidrio que atraviesa el tapón, que actúa como condensador (observe la figura 17.1 que aparece en el procedimiento). Este tubo de vidrio está a una temperatura menor que la que hierve el líquido. Los vapores del disolvente que llegan al tubo se enfrían y se condensan regresando a la fase líquida, evitando pérdidas significativas del disolvente por evaporación.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. El etanol es un líquido inflamable. Manténgalo alejado de las llamas.
2. Evite cortaduras al insertar tubos de vidrio en un tapón. Lubrique o humedezca tanto el tapón como el tubo de vidrio. Proteja sus manos con una agarradera. Inserte el tubo de vidrio haciendo un movimiento rotatorio mientras lo empuja.
3. Evite quemaduras al manipular sistemas calientes. Utilice agarraderas de tela.
4. En este experimento se trabajará con el ácido salicílico. Si es alérgico a la aspirina, tome las precauciones necesarias.

booksmedicos.org

Materiales

- vaso de precipitado de 600 mL
- hornilla
- termómetro
- tubo de ensayo grande con tapón
- tubo capilar
- vaso de precipitado pequeño
- probeta de 100 mL
- tapón de goma con dos orificios
- tubo de vidrio
- balanza
- papel de pesada
- espátula
- agitador magnético
- agarradera de tela
- agua
- etanol
- ácido salicílico
- sólido desconocido

I. Determinación del punto de ebullición del etanol

1. Prepare un baño de agua caliente de modo que la temperatura se mantenga alrededor de 83° C de acuerdo con las siguientes instrucciones:
   a. Sirva alrededor de 400 mL de agua corriente en un vaso de precipitado de 600 mL.
   b. Coloque el vaso con el agua sobre una hornilla.
   c. Introduzca un termómetro por el orificio de un tapón de goma y sosteniendo el tapón con una agarradera, mantenga el termómetro dentro del agua.
   d. Regule el calor en la hornilla hasta que la temperatura del agua se mantenga alrededor de los 83° C.
2. Mientras se calienta el agua y se estabiliza la temperatura del baño, obtenga un tubo de ensayo grande, limpio y seco, con un tapón. Dentro del tubo de ensayo, coloque un tubo capilar con el extremo abierto hacia abajo. Tape el tubo de ensayo, colóquelo dentro de un vaso de precipitado pequeño y pese el sistema (vaso de precipitado pequeño, tubo de ensayo, tubo capilar y tapón). Debe identificar el vaso de precipitado que usó para la pesada, ya que lo utilizará nuevamente más adelante.
3. Añada al tubo de ensayo alrededor de 27 mL de etanol, medidos con una probeta, y tápelo inmediatamente para evitar pérdida del etanol por evaporación.
4. Obtenga un tapón de goma con dos orificios en los que tiene insertados un termómetro y un tubo de vidrio de alrededor de 8 pulgadas (este tubo actúa como un condensador, condensando los vapores del etanol hirviendo y regresándolos a la fase líquida para evitar pérdidas de este). Coloque los niveles del termómetro y el tubo de vidrio de tal forma que, al tapar el tubo de ensayo, el termómetro esté sumergido en el etanol por lo menos una pulgada y el nivel inferior del tubo de vidrio esté por lo menos una pulgada sobre el nivel del etanol.
5. Una vez que la temperatura del baño se mantenga alrededor de los 83° C, sumerja el tubo de ensayo en el agua de tal forma que el nivel del etanol dentro del tubo esté por debajo del nivel del agua y sosténgalo en esa posición con una agarradera. Este sistema se ilustra en las figuras 17.1 y 17.2:
6. Observe la parte inferior del tubo capilar dentro del tubo de ensayo. Cuando note un flujo continuo de burbujas saliendo por la parte inferior del capilar, lea la temperatura que marca el termómetro. Continúe tomando la lectura del termómetro cada 30 segundos, hasta que la temperatura se mantenga constante durante tres lecturas consecutivas. Esta temperatura corresponde al punto de ebullición del etanol.

booksmedicos.org

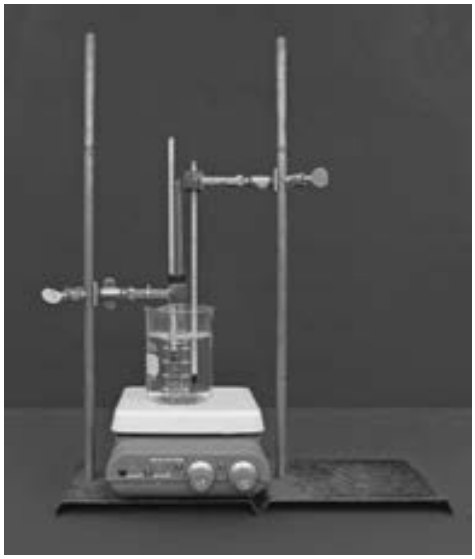


Figura 17.1. Equipo para medir punto de ebullición



Figura 17.2. Detalle de la figura 17.1

7. Retire el tubo de ensayo del baño de agua y déjelo enfriar a temperatura ambiente. Una vez que se enfríe el tubo de ensayo, quítele el tapón con el termómetro y péselo de la misma manera como hizo con el tubo vacío en el paso 2 (tapado con el tapón original sin orificios y dentro del mismo vaso pequeño).

II. Determinación del valor de K_b del disolvente etanol

1. Pese una muestra de alrededor de 2.5 g de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) en un papel de pesada.
2. Destape el tubo de ensayo que contiene el etanol, transfiera cuantitativamente la muestra de ácido salicílico y añada una barra magnética.
3. Tape el tubo con el tapón que tiene el termómetro y el tubo de vidrio y colóquelo nuevamente dentro del baño de agua que debe estar a 83° C. Regule el agitador magnético para que agite suavemente para disolver el ácido salicílico sin romper el tubo capilar.
4. Tan pronto el soluto se disuelva, detenga el agitador magnético. Cuando note un flujo continuo de burbujas saliendo del tubo capilar o de la superficie del agitador magnético, lea la temperatura que marca el termómetro. Continúe tomando la lectura del termómetro cada 30 segundos, hasta que la temperatura se mantenga constante durante tres lecturas consecutivas. Esta temperatura corresponde al punto de ebullición de la solución.
5. Apague la hornilla, retire el tubo de ensayo del baño de agua y deje enfriar el sistema. Luego descarte la solución al envase rotulado para este propósito.

III. Determinación de la masa molar de un soluto desconocido

1. Repita el procedimiento de la parte I para hallar el punto de ebullición de etanol.
2. Pese alrededor de 2.5 g del soluto desconocido que le asigne su instructor.
3. Repita los pasos 2 al 5 de la parte II del procedimiento.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Propiedades coligativas en la determinación de masa molar

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique lo siguiente:

   a. Propiedad coligativa.

   b. Molalidad.

   c. Punto de ebullición.

   d. ΔT_b.

   e. K_b.

2. Escriba la ecuación que relaciona ΔT_b y molalidad para una solución.

booksmedicos.org

3. ¿Cuál es la función del tubo de vidrio que se coloca en el tapón, al lado del termómetro, al tomar el punto de ebullición?

4. Calcule la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 2.6428 g de ácido acetilsalicílico (180.16 g/mol) en 20.3250 g de etanol.

5. Un estudiante determinó la temperatura de ebullición de etanol puro, obteniendo un valor de 78.0° C. Al disolver 3.2232 g de un soluto en 20.4210 g de etanol, encontró que la solución hirvió a 81.3° C. Para etanol K_b = 1.22° C/m.

   a. Calcule la molalidad de la solución preparada

   b. Calcule la masa molar del soluto.

booksmedicos.org

Informe: Propiedades coligativas en la determinación de masa molar

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos y resultados.

   a. Determinación del K_b del etanol.

   Masa de ácido salicílico (g) _____

   Calcule los moles de ácido salicílico (138.12 g/mol) _____

   Masa de tubo de ensayo tapado + etanol + vaso precipitado + capilar (g) _____

   Masa de tubo de ensayo tapado + vaso precipitado + capilar (g) _____

   Masa de etanol (g) _____

   Calcule la molalidad (m) de la solución _____

   Punto de ebullición de la solución (°C) _____

   Punto de ebullición de etanol puro (°C) _____

   Aumento del punto de ebullición (ΔT_b, °C) _____

   Calcule el K_b del etanol _____

   b. Determinación de la masa molar de un soluto desconocido.

   Masa del soluto (g) _____

   Masa de tubo de ensayo tapado+ etanol + vaso precipitado + capilar (g) _____

   Masa de tubo de ensayo tapado + vaso precipitado + capilar (g) _____

   Masa de etanol (g) _____

booksmedicos.org

Punto de ebullición de la solución (°C) _____

Punto de ebullición del etanol puro (°C) _____

Aumento del punto de ebullición (ΔT_b) _____

Calcule la molalidad (m) de la solución
(Utilice el valor de 1.22° C/m para el K_b de etanol) _____

Calcule los moles de soluto en la solución preparada _____

Calcule la masa molar del soluto _____

c. Identifique el soluto desconocido, de entre los siguientes:

Compuesto	antraceno	bifenilo	acetato de sodio	ácido benzoico	benzamida	urea
Masa molar (g/mol)	178	154	136	122	121	60

Soluto desconocido _____

2. Conteste lo siguiente:

a. Suponiendo que identificó el soluto correctamente, calcule el porciento de error obtenido en su determinación de la masa molar.

b. Indique cómo se afectaría el valor obtenido de la **masa molar** de un soluto si:

– Parte de la muestra del soluto se queda adherida a la parte superior del tubo de ensayo y no se disuelve en el etanol.

– Parte del disolvente se evapora antes de tomar la medida de T_b de la solución.

– Se utilizan 28 mL de etanol en vez de los 27 mL que indica el procedimiento.

booksmedicos.org

Experimento 18

Cinética: ley de velocidad de una reacción

Objetivos

1. Determinar la ley de velocidad de la reacción de oxidación–reducción entre el ion yoduro (I^-) y el ion persulfato ($S_2O_8^{2-}$)
2. Determinar la constante de velocidad, k, de la reacción.
3. Observar el efecto de un catalizador en la velocidad de la reacción.

Teoría

Cinética química es la rama de la química que estudia la velocidad de reacción, las condiciones que la afectan y lo que ocurre a nivel molecular durante la reacción. Los factores que pueden afectar la velocidad de una reacción son: la concentración de los reactivos, la presencia de un **catalizador**, la temperatura de reacción y el área de superficie de reactivos sólidos. Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de reacción sin consumirse en la reacción total (se recupera al final de la reacción).

La velocidad de una reacción se puede expresar como la cantidad de un producto que se forma, o como la cantidad de un reactivo que se consume, por unidad de tiempo. Si la cantidad se expresa en términos de molaridad y el tiempo en segundos, la unidad de velocidad de reacción es **M/s**. La concentración molar se indica encerrando la fórmula de la sustancia entre corchetes, así:

$$[S_2O_8^{2-}] = \text{concentración molar del ión } S_2O_8^{2-}.$$

El cambio en molaridad y en tiempo se indica con el símbolo Δ (delta): $\Delta[S_2O_8^{2-}]$ y Δt, de modo que la velocidad de reacción se expresa como el aumento de concentración molar de un producto por unidad de tiempo, o como la disminución de la concentración molar de un reactivo por unidad de tiempo.

Cómo expresar la velocidad de una reacción

Para la reacción $2\ N_2O_5(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + O_2(g)$, la velocidad se puede expresar teniendo en cuenta el cambio en concentración del reactivo N_2O_5 o el cambio en concentración de uno de los productos, como O_2. Para hallar el cambio en concentración se requiere conocer la concentración final y la concentración inicial del reactivo.

$$\Delta[N_2O_5] = [N_2O_5]_f - [N_2O_5]_i$$

$$\Delta[O_2] = [O_2]_f - [O_2]_i$$

booksmedicos.org

Un reactivo se va consumiendo según pasa el tiempo y su concentración final será menor que la inicial, por lo que el cambio en concentración será negativo. Un producto se va formando según pasa el tiempo y el cambio en concentración será positivo. Para obtener un número positivo para la velocidad, la expresión de velocidad conlleva un signo positivo o negativo, dependiendo de si se expresa con respecto a un producto o a un reactivo.

Para la reacción anterior, la velocidad de la reacción se puede expresar como:

$$\text{velocidad de reacción de } N_2O_5 = -\frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t}$$

o

$$\text{velocidad de formación de } O_2 = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

Las velocidades con respecto a reactivos o productos diferentes pueden variar ya que depende de la proporción que guarden en la ecuación balanceada. En la ecuación anterior, la velocidad de formación de NO_2 es cuatro veces la velocidad de formación de O_2. Para igualar las velocidades entre dos sustancias en una reacción, se divide la expresión de velocidad con respecto a cada sustancia entre su coeficiente en la ecuación balanceada, así:

$$\text{velocidad de } O_2 = 1/2 \text{ (velocidad de } N_2O_5) = 1/4 \text{ (velocidad } NO_2)$$

Estas expresiones corresponden a la **velocidad promedio** a través del intervalo de tiempo **Δt**. Según progresa la reacción, la velocidad con respecto a reactivos en un instante dado (**velocidad instantánea**) va disminuyendo ya que a medida que pasa el tiempo queda menos reactivo y hay mayor cantidad de producto.

Efecto del cambio de concentración de reactivos en la velocidad de reacción

El efecto del cambio de concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción se encuentra **experimentalmente**. Se sabe que la velocidad depende de la concentración de ciertos reactivos y del catalizador, si es que hay alguno, y se expresa cuantitativamente por medio de la **ley de velocidad**. La ley de velocidad es la ecuación que relaciona la velocidad de una reacción, con la **concentración inicial** de los reactivos y el catalizador, elevadas a un exponente que se obtiene por experimento.

A continuación aparece una reacción hipotética general y la ecuación de la ley de velocidad que le corresponde, donde **C** representa un catalizador:

$$a\,A + b\,B \xrightarrow{C} d\,D$$

$$\text{velocidad} = k\,[A]^m\,[B]^n\,[C]^p \quad \text{(a temperatura específica)}$$

donde: **m**, **n** y **p** son los exponentes que indican la relación entre cada concentración y la velocidad. Los exponentes se encuentran experimentalmente y no tienen relación alguna con los coeficientes de la ecuación balanceada. Note que la expresión de la ley de velocidad solamente incluye la concentración de **los reactivos**.

La constante de proporcionalidad, **k**, se conoce como **constante de velocidad**. El valor de **k** es constante a una **temperatura específica**, lo que indica que la velocidad depende de la temperatura. Las unidades de **k** varían de acuerdo con los valores que tengan los exponentes.

El **orden** con respecto a un reactivo en una reacción es igual a su exponente en la ecuación de velocidad. El orden es generalmente un número entero (1 o 2), pero puede ser 0, lo que

booksmedicos.org

indica que la velocidad de reacción no depende de ese reactivo. El orden total de la reacción es la suma de los exponentes de los reactivos en la ecuación de velocidad.

Un estudio experimental de la cinética de una reacción conlleva la determinación de los valores de los exponentes y de la constante de velocidad, k. El valor de k será constante siempre que la reacción se lleve a cabo a la misma temperatura.

Determinación de la ley de velocidad

Para determinar experimentalmente la ley de velocidad, se utiliza el **método de velocidades iniciales**. Este consiste en hacer una serie de experimentos en los que se va variando la concentración inicial de un reactivo, mientras se dejan las concentraciones de los otros reactivos constantes y se comparan las velocidades.

Por ejemplo, para determinar la ley de velocidad de la reacción

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

se obtienen los siguientes datos:

Exp. No.	$[NO]_{inicial}$	$[O_2]_{inicial}$	$(vel.)_{inicial}$ de reacción de NO
1	0.0125 M	0.0253 M	0.0281 M/s
2	0.0250 M	0.0253 M	0.112 M/s
3	0.0125 M	0.0506 M	0.0561 M/s

La expresión general de la ley de velocidad de la reacción es:

$$\text{velocidad} = k\,[NO]^m[O_2]^n$$

Para poder determinar la ley de velocidad de la reacción es necesario encontrar los valores de los exponentes **m** y **n**. Para encontrar el valor de **m** se comparan dos experimentos en los que la concentración de NO cambie sin que cambie la concentración de O_2. Al comparar las velocidades en los dos experimentos se obtiene el efecto que tiene que cambiar la concentración de NO en la velocidad de reacción. Esto se consigue comparando los experimentos No.1 y No. 2. Como para comparar se divide la velocidad de un experimento entre la de otro, para que resulte un número mayor que 1, es conveniente dividir la concentración mayor entre la menor. La velocidad según el experimento No. 2 estará dada por:

$$(\text{velocidad})_2 = k\,[NO]_2^m\,[O_2]_2^n$$

y la del experimento No.1 estará dada por:

$$(\text{velocidad})_1 = k\,[NO]_1^m\,[O_2]_1^n$$

Al dividir $(\text{velocidad})_2$ entre $(\text{velocidad})_1$ se cancela la constante k y las concentraciones de O_2, que son iguales, y se obtiene la relación exponencial entre la concentración de NO y la velocidad de la reacción, así:

$$\frac{(\text{velocidad})_2}{(\text{velocidad})_1} = \frac{\cancel{k}\,[NO]_2^m\,\cancel{[O_2]_2^n}}{\cancel{k}\,[NO]_1^m\,\cancel{[O_2]_1^n}}$$

$$\frac{(\text{velocidad})_2}{(\text{velocidad})_1} = \frac{[NO]_2^m}{[NO]_1^m} = \left(\frac{[NO]_2}{[NO]_1}\right)^m$$

booksmedicos.org

$$\frac{0.112\ \cancel{M}/s}{0.0281\ \cancel{M}/s} = \left(\frac{0.0250\ \cancel{M}}{0.0125\ \cancel{M}}\right)^m$$

$$\mathbf{4 = 2^m \quad \therefore \quad m = 2}$$

Para hallar el orden con respecto a O_2, es necesario comparar los experimentos No. 1 y No. 3, en los cuales cambia la concentración de O_2, pero la concentración de NO permanece constante. Al dividir $(\text{velocidad})_3$ entre $(\text{velocidad})_1$, como se hizo arriba, se cancelarán la constante **k** y las concentraciones de NO. Finalmente se obtiene la expresión de la relación exponencial entre la concentración de O_2 y la velocidad de la reacción, así:

$$\frac{(\text{velocidad})_3}{(\text{velocidad})_1} = \left(\frac{[O_2]_3}{[O_2]_1}\right)^n$$

$$\frac{0.0561}{0.0281} = \left(\frac{0.0506}{0.0253}\right)^n$$

$$\mathbf{2 = 2^n \quad \therefore \quad n = 1}$$

Como ahora se conoce que el orden en NO es 2 y el orden en O_2 es 1, podemos escribir la ecuación de la ley de velocidad de la reacción, así:

$$\mathbf{velocidad = k\,[NO]^2\,[O_2]}$$

Para hallar el valor de la constante **k** se despeja por **k** en la ecuación de velocidad. Como el valor de **k** es constante a una temperatura dada, se puede usar cualquiera de los experimentos para sustituir en la ecuación y resolver por **k**. Utilizando el experimento No. 1:

$$\text{velocidad} = k\,[NO]^2\,[O_2]$$

$$k = \frac{\text{velocidad}}{[NO]^2\,[O_2]} = \frac{0.0281\ \cancel{M}/s}{(0.0125\ M)^2\,(0.0253\ \cancel{M})}$$

$$\mathbf{k = 7.11 \times 10^3\ /M^2 \cdot s}$$

Podemos resumir las diferentes posibilidades para el orden, **m**, de un reactivo **A**. Si en el experimento No. 2 lo que se hace es **duplicar la concentración** de **A** del experimento No. 1, al comparar las concentraciones $[A]_2/[A]_1 = 2$ y se obtiene:

$$\left(\frac{[A]_2}{[A]_1}\right)^m = 2^m = \frac{(\text{velocidad})_2}{(\text{velocidad})_1}$$

El orden dependerá de cómo cambie la velocidad al duplicar la cantidad del reactivo:

$2^m = 1$ (si la velocidad no cambia) $\quad \therefore\ m = 0$

$2^m = 2$ (si la velocidad se duplica) $\quad \therefore\ m = 1$

$2^m = 4$ (si la velocidad se cuadruplica) $\quad \therefore\ m = 2$

$2^m = ½$ (si la velocidad se hace la mitad) $\quad \therefore\ m = -1$

booksmedicos.org

Se puede hacer un análisis similar para diferentes tipos de cambio en concentración del reactivo, como por ejemplo triplicarla en vez de duplicarla. Sin embargo, el resultado con respecto al orden es el mismo.

Reacción que se investiga

En este experimento se estudia la reacción de oxidación-reducción que ocurre entre las sales solubles persulfato de potasio ($K_2S_2O_8$) y yoduro de sodio (NaI). Los aniones I^- y $S_2O_8^{2-}$ son los que sufren cambio en la reacción. La ecuación iónica neta es:

$$S_2O_8^{2-}(ac) + 2I^-(ac) \rightarrow I_2(ac) + 2SO_4^{2-}(ac) \qquad (1)$$

La forma general para la ley de velocidad es:

$$\text{velocidad} = k\,[S_2O_8^{2-}]^m\,[I^-]^n$$

Los datos del experimento deben conducir a encontrar los valores de los exponentes **m** y **n** y de la contante de velocidad, **k**.

Para saber cuando la reacción entre I^- y $S_2O_8^{2-}$ ha progresado hasta un punto definido hasta el cual se pueda medir el tiempo, se añade al sistema de la reacción estudiada, una segunda reacción para que actúe como cronómetro. A la mezcla de reacción se le añade una cantidad definida de otro reactivo ($Na_2S_2O_3$) y una solución de almidón. El almidón actuará como indicador ya que en presencia de I_2, el almidón forma un complejo de color azul oscuro. La aparición súbita del color actúa como la alarma de un reloj indicando el momento justo en el cual se completa la reacción de la cantidad definida del ion $S_2O_3^{2-}$ que se añade a la mezcla de reacción.

En la segunda reacción, el anión $S_2O_3^{2-}$ añadido reacciona con el I_2 según se va produciendo en la reacción (1), hasta el punto en el cual se consume todo el $S_2O_3^{2-}$ presente en la mezcla de reacción, así:

$$I_2(ac) + 2\,S_2O_3^{2-}(ac) \rightarrow 2\,I^-(ac) + S_4O_6^{2-}(ac) \qquad (2)$$

En ese momento, el I_2 que se sigue produciendo en la reacción (1), reacciona inmediatamente con el almidón y súbitamente aparece el color azul oscuro.

$$I_2(ac) + \text{almidón}(ac) \rightarrow \underset{\text{azul oscuro}}{I_2 \cdot \text{almidón}(ac)} \qquad (3)$$

Las reacciones (2) y (3) ocurren tan rápidamente que se presume que no afecten la medida del tiempo de reacción.

Para todos los experimentos se añade la misma cantidad de $S_2O_3^{2-}$ y se da por terminada la reacción cuando se consuma totalmente, punto indicado por el cambio de color, por lo que se establece un punto de comparación para determinar la velocidad de la reacción. Al medir el tiempo que transcurre desde que se mezclan los reactivos hasta que ocurre el cambio de color, se obtiene el Δt de la reacción.

Para poder calcular la velocidad de la reacción (1) es necesario obtener $\Delta[S_2O_8^{2-}]$ que es uno de los iones que se consume en la reacción, así:

$$\text{velocidad de reacción de } S_2O_8^{2-} = -\Delta[S_2O_8^{2-}]/\Delta t$$

Observando las ecuaciones (1) y (2) vemos que consumen 2 moles de $S_2O_3^{2-}$ en la reacción (2), mientras que solo se consume 1 mol de $S_2O_8^{2-}$ en la reacción (1). De modo que la relación entre $\Delta[S_2O_3^{2-}]$ y $\Delta[S_2O_8^{2-}]$ está dada por:

$$\Delta[S_2O_8^{2-}] = \frac{1}{2}\,\Delta[S_2O_3^{2-}]$$

booksmedicos.org

Cuando aparece el color azul ha reaccionado todo el $S_2O_3^{2-}$ presente, por lo que la concentración final de $S_2O_3^{2-}$ es aproximadamente cero y el cambio en concentración será igual a la concentración inicial, así:

$$\Delta[S_2O_3^{2-}] = [S_2O_3^{2-}]_{final} - [S_2O_3^{2-}]_{inicial} = 0 - [S_2O_3^{2-}]_{inicial} = \mathbf{-\,[S_2O_3^{2-}]_{inicial}}$$

$$\text{velocidad de reacción de } S_2O_8^{2-} = -\,\Delta[S_2O_8^{2-}]/\Delta t = -\,\tfrac{1}{2}\,[S_2O_8^{2-}]/\Delta t = -\,\frac{1}{2}\,\frac{(-[S_2O_3^{2-}])_{inicial}}{\Delta t}$$

$$\textbf{velocidad de reacción de } \mathbf{S_2O_8^{2-}} = \frac{\mathbf{[S_2O_3^{2-}]_{inicial}}}{\mathbf{\Delta t}}$$

Como en cada experimento reacciona una cantidad fija de $S_2O_3^{2-}$ en la reacción (2), también reaccionará una cantidad fija $S_2O_8^{2-}$ en la reacción (1), y por la estequiometría de las reacciones siempre será igual a la mitad de $[S_2O_3^{2-}]_{inicial}$. Para calcular la velocidad de reacción de $S_2O_8^{2-}$, que es la que nos interesa, basta con calcular la concentración inicial de $S_2O_3^{2-}$, que se mantendrá constante en todos los experimentos, y solamente variará el Δt.

Es un hecho conocido que el tiempo de reacción se afecta en cierto grado por la concentración total de iones y cargas en la mezcla de reacción. Para compensar este efecto, se añaden a la mezcla de reacción ciertas sales inertes (que no participan en la reacción); de este modo se mantiene una concentración total de iones y cargas con un valor constante. En este experimento se añaden las sales NaCl y K_2SO_4 con este propósito.

El método de velocidades iniciales que se utiliza para determinar la ley de velocidad experimentalmente, requiere que se utilice una concentración muy baja del ión $S_2O_3^{2-}$. De este modo se garantiza que habrá muy poco cambio en concentración de los reactivos en la reacción (1) durante el periodo de tiempo Δt, lo que mantendrá casi constante el valor de la velocidad inicial.

Ejemplo de los cálculos necesarios

Para determinar el efecto de la concentración de I^- en la velocidad de la reacción entre I^- y $S_2O_8^{2-}$ se hicieron dos experimentos cinéticos en los cuales se mezclaron los reactivos de acuerdo con la siguiente tabla:

Experimento	KI 0.20 M (mL)	$K_2S_2O_8$ 0.20 M (mL)	$Na_2S_2O_3$ 0.012 M (mL)
No. 1	20.0	20.0	8.0
No. 2	10.0	20.0	8.0

Al añadir otros reactivos auxiliares como el almidón y soluciones de sales inertes, el volumen total de la mezcla de reacción fue de 60.0 mL. En el experimento No. 1 se observó un Δt de 18 segundos, mientras que en el experimento No. 2 se observó un Δt de 39 segundos.

Se calculan las concentraciones iniciales de los reactivos y la velocidad de cada mezcla de reacción, así:

$$([I^-]_{inicial})_1 = [S_2O_8^{2-}]_{inicial} = \frac{\text{moles}}{\text{vol. total}} = \frac{20.0\text{ mL} \times 0.20\text{ M}}{60.0\text{ mL}} = 0.067\text{ M}$$

$$([I^-]_{inicial})_2 = \frac{10.0\text{ mL} \times 0.20\text{ M}}{60.0\text{ mL}} = 0.033\text{ M}$$

$$[S_2O_3^{2-}]_{inicial} = \frac{\text{moles}}{\text{vol. total}} = \frac{8.0\text{ mL } Na_2S_2O_3 \times 0.012\text{ M}}{60.0\text{ mL}} = 0.0016\text{ M}$$

booksmedicos.org

Por las condiciones de la reacción sabemos que:

$$(\text{velocidad})_1 \text{ de reacción de } S_2O_8^{2-} = \frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = \frac{1}{2\Delta}\frac{\Delta[S_2O_3^{2-}]_{\text{inicial}}}{\Delta t}$$

$$(\text{velocidad})_1 \text{ de reacción de } S_2O_8^{2-} = \frac{1}{2}\left(\frac{0.0016\ \text{M}}{18\ \text{s}}\right) = 4.4 \times 10^{-5}\ \text{M/s}$$

$$(\text{velocidad})_2 \text{ de reacción de } S_2O_8^{2-} = \frac{1}{2}\left(\frac{0.0016\ \text{M}}{39\ \text{s}}\right) = 2.1 \times 10^{-5}\ \text{M/s}$$

Para hallar el exponente **n**, en la forma general de la ley de velocidad, se comparan las velocidades de los dos experimentos, así:

$$\text{velocidad} = k\,[S_2O_8^{2-}]^m\,[I^-]^n$$

Como k y $[S_2O_8^{2-}]_{\text{inicial}}$ permanecen constantes en ambos experimentos:

Al dividir $(\text{vel.})_1$, que es la mayor, entre $(\text{vel.})_2$ se obtiene:

$$\frac{(\text{velocidad})_1}{(\text{velocidad})_2} = \frac{[I^-]^n{}_1}{[I^-]^n{}_2} = \left(\frac{[I^-]_1}{[I^-]_2}\right)^n$$

$$\frac{4.4 \times 10^{-5}\ \text{M/s}}{2.1 \times 10^{-5}\ \text{M/s}} = \left(\frac{0.067}{0.033}\right)^n$$

$$2 = (2)^n$$

$$n = 1$$

Para hallar el exponente **m** se requiere hacer otro experimento en el que $[I^-]$ permanezca constante y cambie la $[S_2O_8^{2-}]$. Luego se sigue el mismo procedimiento de comparar las velocidades de reacción y concentraciones iniciales de $[S_2O_8^{2-}]$. Una vez que se conocen los exponentes, se pueden utilizar los datos de cualquiera de los experimentos para calcular el valor de la constante de velocidad, **k**.

Descripción del experimento

En este experimento se hacen cinco experimentos cinéticos. Se mezclan volúmenes específicos de soluciones de concentraciones conocidas de los reactivos, de modo que el volumen total de la mezcla es de 11 mL. Se mide la temperatura del salón, ya que la temperatura es un dato importante en un estudio de cinética.

Se prepara una mezcla con un volumen específico de la solución de NaI, uno de los reactivos de la reacción (1), y volúmenes específicos de las soluciones de los reactivos auxiliares como: $Na_2S_2O_3$, NaCl, almidón y K_2SO_4. Luego se añade un volumen específico de la solución de $K_2S_2O_8$, que es el otro reactivo de la reacción (1) y se mide el tiempo que transcurre entre el momento de mezclar los reactivos y la aparición súbita del color azul.

En tres de los experimentos la concentración de I^- permanece constante mientras cambia la concentración de $S_2O_8^{2-}$. En tres experimentos la concentración de $S_2O_8^{2-}$ permanece constante mientras cambia la concentración de I^-.

En todos los experimentos se utiliza la misma cantidad de la solución de $Na_2S_2O_3$.

booksmedicos.org

Procedimiento

Por su seguridad:

1. El $K_2S_2O_8$ es un oxidante fuerte. Manéjelo con mucho cuidado. Puede causar quemaduras químicas. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos. Informe el incidente al instructor.
2. Utilice con cuidado todos los reactivos. Evite el contacto con los ojos, piel y ropa. No vierta las soluciones por el fregadero. Al finalizar el experimento vierta las soluciones en un envase designado para desperdicios.

Materiales

- termómetro
- cronómetro o reloj
- 5 tubos de ensayo grandes con 5 tapones de goma
- 2 pipetas de Mohr de 5 mL
- 3 buretas de 50 mL
- NaI 0.20 M
- NaCl 0.20 M
- $Na_2S_2O_3$ 0.010 M
- $K_2S_2O_8$ 0.20 M
- $CuSO_4$ 0.20 M
- K_2SO_4 0.20 M
- almidón al 2 %.

Efecto de $[I^-]$ y $[S_2O_8^{2-}]$ en la velocidad de la reacción (1)

1. Obtenga cinco tubos de ensayo grandes, limpios y secos, con sus respectivos tapones de goma y rotúlelos con números del 1 al 5.
2. Obtenga dos pipetas de Mohr de 5 mL para medir los dos reactivos principales de la reacción que estamos estudiando (NaI 0.20 M y $K_2S_2O_8$ 0.20 M). Los demás reactivos auxiliares pueden estar servidos en buretas para uso general o utilizar pipetas de Mohr de 5 mL.
3. Mida y anote la temperatura del salón de laboratorio.
4. La tabla 18.1 muestra el volúmen de cada reactivo que se utiliza en cada experimento. Los experimentos 1, 2 y 4 permiten estudiar el efecto de la $[S_2O_8^{2-}]$ en la velocidad de reacción, ya que la $[I^-]$ permanece constante. Los experimentos 1, 3 y 5 permiten estudiar el efecto de la $[I^-]$ en la velocidad de reacción, ya que la $[S_2O_8^{2-}]$ permanece constante.

Tabla 18.1. Volumen de soluciones (mL)

Experimento	NaI 0.20 M (mL)	$Na_2S_2O_3$ 0.010 M (mL)	NaCl 0.20 M (mL)	Almidón 2 % (mL)	K_2SO_4 0.20 M (mL)	$K_2S_2O_8$ 0.20 M (mL)
No. 1	2.0	2.0	2.0	1.0	2.0	2.0
No. 2	2.0	2.0	2.0	1.0	0.0	4.0
No. 3	4.0	2.0	0.0	1.0	2.0	2.0
No. 4	2.0	2.0	2.0	1.0	3.0	1.0
No. 5	1.0	2.0	3.0	1.0	2.0	2.0

5. Utilizando la pipeta de Mohr, mida el volumen de NaI 0.20 M requerido para cada experimento y sírvalo al tubo de ensayo apropiado.

booksmedicos.org

6. Mida la cantidad requerida de cada reactivo auxiliar: $Na_2S_2O_3$, NaCl, almidón y K_2SO_4, y vaya añadiéndolo al tubo de ensayo apropiado.
7. El segundo reactivo de la reacción estudiada, $K_2S_2O_8$, se añade en el momento de comenzar el estudio cinético, un experimento a la vez. El estudiante debe estar listo para anotar la hora o activar un cronómetro, tan pronto se comienza a descargar la pipeta con la solución de $K_2S_2O_8$ 0.20 M.
8. Utilice un cronómetro o anote la hora tan pronto descargue la pipeta con el volumen requerido de la solución de $K_2S_2O_8$ 0.20 M al tubo de ensayo No. 1. Tape rápidamente el tubo con el tapón de goma y mezcle bien, agitando e invirtiendo el tubo continuamente, hasta que la mezcla esté completamente homogénea.
9. Esté bien alerta al cambio súbito de color y anote la hora o detenga el cronómetro.
10. Repita los pasos 5 a 9 con cada uno de los experimentos restantes.

II. Evaluar el efecto de un catalizador

1. Repita el experimento No. 1 añadiendo a la mezcla en el tubo de ensayo una gota de $CuSO_4$ 0.20 M antes de añadir el reactivo final, $K_2S_2O_8$ 0.20 M.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Cinética: ley de velocidad de una reacción

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique.

   a. Cinética.

   b. Catalizador.

2. Mencione los factores que afectan la velocidad de una reacción.

3. Con respecto a la reacción cuya cinética se estudia en este experimento:

   a. Escriba la ecuación de la reacción.

   b. Escriba una expresión para expresar la velocidad de la reacción.

   c. Escriba la expresión general de la ley de velocidad de la reacción.

4. ¿Cuál es el propósito de añadir una cantidad definida y constante del ion tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$, a la mezcla de reacción en todos los experimentos cinéticos?

booksmedicos.org

5. Escriba la ecuación de la reacción secundaria en que participa el ion $S_2O_3^{2-}$.

6. ¿Cuál es el propósito de añadir almidón a la mezcla de reacción?

7. Por la estequiometría de las dos reacciones, ¿cuál es la relación entre la velocidad con que se consume el ion $S_2O_8^{2-}$ en la reacción (1) y la velocidad con que se consume el ion $S_2O_3^{2-}$ en la reacción (2)?

8. En un experimento cinético de la reacción (1) reaccionaron 25.0 mL de $Na_2S_2O_3$ 0.20 M, que se añadieron a una mezcla de reacción con volumen total de 65.0 mL. El cambio de color ocurrió 25 segundos, después de mezclar los reactivos.

   a. Calcule el $\Delta[S_2O_3^{2-}]$.

   b. Calcule la velocidad de reacción del ion $S_2O_8^{2-}$.

booksmedicos.org

Informe: Cinética: ley de velocidad de una reacción

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Escriba la ecuación de la reacción estudiada y la expresión general de la ley de velocidad que le corresponde:

   Temperatura del experimento _____.

2. Calcule las concentraciones iniciales de los reactivos utilizando los datos de la mezcla de reacción de cada experimento y el volumen total de mezcla:

Experimento	$[I^-]_{inicial}$ (M)	$[S_2O_8^{2-}]_{inicial}$ (M)	$[S_2O_3^{2-}]_{inicial}$ (M)
No. 1			
No. 2			
No. 3			
No. 4			
No. 5			

   Cálculos:

3. Calcule el cambio en concentración que sufre el ion $S_2O_3^{2-}$ en todos los experimentos. Recuerde que este ion se consume totalmente y, por tanto:

$$\Delta[S_2O_3^{2-}] = -[S_2O_3^{2-}]_{inicial}$$

booksmedicos.org

4. Calcule la velocidad de reacción del ion $S_2O_8^{2-}$ en cada reacción:

Experimento	Δt (s)	$\Delta[S_2O_3^{2-}]$ (M)	vel $S_2O_8^{2-}$ (M/s)
No. 1			
No. 2			
No. 3			
No. 4			
No. 5			

Cálculos:

5. Compare la velocidad de dos experimentos apropiados para hallar el exponente de $[I^-]$ en la ley de velocidad de la reacción estudiada.

booksmedicos.org

6. Compare la velocidad de dos experimentos apropiados para hallar el exponente de $[S_2O_8^{2-}]$ en la ley de velocidad de la reacción estudiada.

7. Escriba la ley de velocidad determinada para la reacción.

8. Utilice la ley de velocidad y los datos de uno de los experimentos, para calcular el valor de la constante de velocidad, **k**.

9. Describa cuál fue el efecto de añadir $CuSO_4$ como catalizador al experimento No. 1.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Experimento 19

Ácidos y bases: medidas de pH

Objetivos

1. Calcular el pH de soluciones a partir de su concentración.
2. Comparar el pH calculado con el obtenido usando el metro de pH.
3. Utilizar varios indicadores ácido-base para estimar el pH de soluciones.
4. Clasificar productos de uso doméstico como ácidos o bases y estimar su pH usando indicadores.
5. Preparar un indicador utilizando alguna planta o fruto de color rojizo o violeta.

Teoría

La química de ácidos y bases es de importancia vital en nuestro diario vivir. Los sistemas vivientes dependen del grado de acidez o alcalinidad del medio en que se encuentren. Muchos procesos ocurren solamente bajo un estricto control de acidez. En el hogar encontramos ácidos y bases en los alimentos, medicinas, productos de limpieza y otros. Los ácidos y las bases están relacionados por su tendencia a reaccionar químicamente entre sí, neutralizando sus propiedades.

Según el concepto de Arrhenius, los ácidos son sustancias que al disolverse en agua producen iones H^+, mientras que las bases se disuelven en agua para producir iones OH^-. El ion H^+ se conoce como **protón**, que es lo que queda cuando un átomo de hidrógeno pierde su único electrón.

De acuerdo con lo anterior, las soluciones acuosas de ácidos y bases se clasifican como electrolitos, ya que contienen iones que pueden conducir la electricidad. Es importante notar que todos los ácidos y algunas bases son compuestos covalentes que existen en forma de moléculas. En estos casos, la ionización del ácido o la base ocurre cuando reacciona con agua formando iones. Otras bases, como los hidróxidos metálicos, son compuestos iónicos que existen en forma de iones aún antes de disolverse en agua.

Otro modelo ácido-base es el de Bronsted-Lowry. Según este modelo, un ácido es una especie que dona un protón (H^+), mientras que una base es una especie que acepta un protón. De acuerdo con el modelo de Bronsted, una reacción de neutralización ácido-base conlleva la transferencia de un protón del ácido a la base.

Autoionización de agua

Sabemos que el agua es una sustancia covalente polar, por lo que no hay iones en su estructura. Sin embargo, se ha comprobado que en cualquier muestra de agua pura existe una pequeña cantidad de iones hidrógeno (H^+) y iones hidroxilo (OH^-).

En solución acuosa el H^+ se enlaza inmediatamente a una o más moléculas de agua, formando un protón hidratado que se conoce como el ion **hidronio** y se representa como $H_3O^+(ac)$ o simplemente como H_3O^+.

booksmedicos.org

La presencia de los iones H_3O^+ y OH^- en el agua implica que ocurre un proceso de autoionización que se representa con la siguiente ecuación:

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + OH^-(ac) \qquad (1)$$

Esta ecuación en equilibrio tiene asociada una constante de equilibrio, llamada constante de ionización de agua, K_w, que está dada por:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \qquad (2)$$

donde se utilizan corchetes, [ ], para indicar la concentración molar o molaridad de la especie que aparece entre los corchetes.

El valor de K_w a 25° C es de 1.0×10^{-14}. La estequiometría de la ecuación (1), muestra que hay igual concentración de ambos iones. Si presumimos que esa concentración tiene un valor desconocido de **x** y sustituimos en la ecuación (2), obtenemos:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$1.0 \times 10^{-14} = (\mathbf{x})(\mathbf{x}) = \mathbf{x}^2$$

$$(1.0 \times 10^{-14})^{1/2} = \mathbf{x} = 1.0 \times 10^{-7}$$

De modo que en agua pura a 25° C, las concentraciones de los iones hidronio e hidroxilo son de 1.0×10^{-7} M:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}.$$

Efectos de añadir ácidos o bases al agua

Al añadir un ácido o una base al agua, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- dejarán de ser iguales ya que el ácido produce H_3O^+ y la base OH^-. No obstante, la ecuación de la constante de equilibrio, $K_w = [H_3O^+][OH^-]$, sigue aplicando. Como K_w tiene un valor constante de 1.0×10^{-14} a 25° C, al añadir un ácido al agua aumenta la concentración de H_3O^+ y la concentración de OH^- tendrá que ser menor de 1.0×10^{-7} M. Del mismo modo, al añadirle una base al agua, $[OH^-]$ será mayor de 1.0×10^{-7} M y $[H_3O^+]$ debe disminuir para que se mantenga el valor de K_w. Esto se resume en la tabla 19.1.

Tabla 19.1. Concentración de iones en agua

	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
Solución ácida	mayor de 1.0×10^{-7} M	menor de 1.0×10^{-7} M
Solución neutra	1.0×10^{-7} M	1.0×10^{-7} M
Solución básica	menor de 1.0×10^{-7} M	mayor de 1.0×10^{-7} M

Fortaleza de ácidos y bases

La fortaleza de un ácido o base se establece de acuerdo con su grado de ionización al disolverse en agua. Al comparar concentraciones iguales de ácidos o bases, la especie más fuerte es la que produce mayor concentración de iones, o exhibe mayor grado de ionización.

Se clasifican como ácidos o bases **fuertes** aquellas especies que se ionizan totalmente cuando se disuelven en agua. En este caso el proceso representa una reacción irreversible o que se completa, ya que el reactivo inicial se consume totalmente, convirtiéndose en sus iones. La concentración de los iones que se producen se puede obtener si se conoce la concentración inicial del ácido o base fuerte.

booksmedicos.org

Ejercicio 19.1

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte. Halle la concentración de H_3O^+ y OH^- en una solución de HCl 0.25 M.

Solución

La ecuación de la ionización del ácido es:

$$HCl(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

El uso de una flecha apuntando a la derecha ($\rightarrow$) indica que la reacción es irreversible y se completa, desapareciendo el HCl que se convierte completamente en sus iones. Por la estequiometría de la reacción, podemos ver que HCl 0.25 M producirá una solución 0.25 M en H_3O^+ y 0.25 M en Cl^-. Por tanto:

$$[H_3O^+] = 0.25\ M$$

Para hallar $[OH^-]$ utilizamos el equilibrio de ionización de agua, ya que es un proceso que ocurre en solución acuosa, así:

$$[H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.25} = 4.0 \times 10^{-14}\ M$$

Algunos ejemplos de ácidos fuertes son $HClO_4$, HNO_3, H_2SO_4, HI, HBr y HCl. Algunos ejemplos de bases fuertes son NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ y $Sr(OH)_2$.

Se clasifican como ácidos o bases **débiles** aquellas especies que al disolverse en agua se ionizan parcialmente. Parte del reactivo inicial se disuelve en el agua formando iones, el resto del reactivo inicial se disuelve en el agua, pero permanece en forma molecular o sin ionizar. Cuando esto ocurre se dice que la reacción o el proceso no se completa. Esto implica que el reactivo inicial no desaparece o se consume completamente, y siempre habrá alguna cantidad de él presente en el sistema. Esta cantidad del reactivo sin ionizarse establece un equilibrio con los iones formados. Por ejemplo, para un ácido débil hipotético, HA, el proceso de ionización se puede expresar con la ecuación:

$$HA(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + A^-(ac)$$

Cuando el sistema llega a equilibrio, además de los iones formados, siempre habrá HA sin reaccionar.

Una manera de establecer la fortaleza relativa de una serie de ácidos, es comparar la concentración de H_3O^+ que produce un ácido cuando se disuelven cantidades iguales de cada ácido en cierta cantidad de agua. Mientras mayor sea la concentración de H_3O^+ producida, mayor es la fortaleza del ácido. El mismo argumento aplica para las bases, pero en este caso se produce OH^- en vez de H_3O^+. La concentración de estos iones se puede investigar haciendo medidas de **pH**.

Escala de pH

En soluciones diluidas de ácidos y bases, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- suelen ser muy pequeñas y se expresan en forma exponencial, ya que generalmente se encuentran en el intervalo entre 0.1 M y 1.0×10^{-14} M. Resulta conveniente utilizar una escala logarítmica que se conoce como la escala de **pH** o **pOH** para expresar estas concentraciones. De esta forma el

booksmedicos.org

número exponencial correspondiente a la concentración se convierte en un número sencillo entre 1 y 14. Como las escalas de pH y pOH son escalas logarítmicas, el número de cifras significativas en la medida de concentración debe ser igual al número de lugares decimales de la medida expresada como pH o pOH. Por ejemplo, si $[H_3O^+] = 1.24 \times 10^{-4}$ M, conocemos la concentración con tres cifras significativas. El pH de la solución sería 3.907, reflejando tres lugares decimales.

El pH y el pOH de una solución se definen como:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

En agua pura $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ M. Esto implica que:

$$pH = pOH = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = -(-7) = 7.00$$

Cualquier solución acuosa en la cual pH = pOH = 7, se conoce como una solución neutra. El pH de soluciones ácidas es menor que 7, ya que $[H_3O^+]$ es mayor que 1.0×10^{-7} M, lo que implica un número menor que 7 para el exponente negativo del 10. El pH de soluciones básicas es mayor que 7, ya que $[H_3O^+]$ es menor de 1.0×10^{-7} M, lo que implica un exponente mayor que 7 para el exponente negativo del 10 (tabla 19.2).

Ejercicio 19.2

Calcule el pH de una solución para la cual $[H_3O^+]$ es 3.4×10^{-3} M.

Solución

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 3.4 \times 10^{-3} = 2.47$$

Tabla 19.2 Relación entre $[H_3O^+]$, pH, $[OH^-]$ y pOH para ina solución

$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
1×10^{0} M	0.0	1×10^{-14} M	14.0
1×10^{-1} M	1.0	1×10^{-13} M	13.0
1×10^{-2} M	2.0	1×10^{-12} M	12.0
1×10^{-3} M	3.0	1×10^{-11} M	11.0
1×10^{-4} M	4.0	1×10^{-10} M	10.0
1×10^{-5} M	5.0	1×10^{-9} M	9.0
1×10^{-6} M	6.0	1×10^{-8} M	8.0
1×10^{-7} M	7.0	1×10^{-7} M	7.0
1×10^{-8} M	8.0	1×10^{-6} M	6.0
1×10^{-9} M	9.0	1×10^{-5} M	5.0
1×10^{-10} M	10.0	1×10^{-4} M	4.0
1×10^{-11} M	11.0	1×10^{-3} M	3.0
1×10^{-12} M	12.0	1×10^{-2} M	2.0
1×10^{-13} M	13.0	1×10^{-1} M	1.0
1×10^{-14} M	14.0	1×10^{0} M	0.0

La tabla 19.2 muestra la relación entre $[H_3O^+]$, pH, $[OH^-]$ y pOH para soluciones acuosas con concentraciones entre 1.0 M y 1.0×10^{-14} M. A medida que bajamos en la tabla, disminuye la acidez y aumenta la basicidad de la solución que se describe. Si se extendiera esta tabla para

booksmedicos.org

concentraciones de H_3O^+ mayores de 1.0 M, se obtendrían valores negativos de pH. De la misma manera, para concentraciones de H_3O^+ menores de 1.0×10^{-14} M, se obtendrían valores de pH mayores de 14.

De la expresión de equilibrio para la autoionización de agua se puede obtener una relación útil entre pH y pOH:

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$$[H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Al buscar el logaritmo negativo a ambos lados de la ecuación se obtiene:

$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = -\log(1.0 \times 10^{-14})$$

$$\mathbf{pH + pOH = 14.00}$$

Esta relación se puede observar en la tabla 19.2, en la que al sumar las columnas de pH y pOH se obtiene 14 como resultado.

El pH de soluciones se puede determinar experimentalmente. Note que si se conoce el pH de una solución, se puede calcular la concentración de H_3O^+ en la solución.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog}\,(-pH) = 10^{-pH}$$

Ejercicio 19.3

Si el pH de una solución es 4.30, calcule la concentración de H_3O^+ en la solución.

Solución

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog}\,(-4.30) = 10^{-4.30} = 5.0 \times 10^{-5}\,\text{M}$$

Medidas de pH usando indicadores

Se pueden obtener medidas aceptables de pH con el uso selectivo de **indicadores ácido-base**. Los indicadores son sustancias orgánicas cuyo color depende del pH de la solución en que se encuentren y sufren un cambio de color en un intervalo bien estrecho de pH. Utilizando varios indicadores a los cuales se les conoce el intervalo en que cada uno cambia de color, se puede estimar el pH de una solución.

Preliminarmente se puede determinar si una solución es ácida o básica utilizando indicadores cuyo cambio de color ocurra a pH cerca de 7. El **papel litmus o tornasol** es papel impregnado de un indicador que exhibe color rosa en medio ácido y azul en medio básico.

En la tabla 19.3 se indican los colores que exhiben varios indicadores a diferentes valores de pH y el intervalo aproximado de pH en que muestran su cambio de color. En este intervalo el indicador exhibirá un color intermedio entre el que exhibe en medio ácido y el que exhibe en medio básico.

Note que existen diferentes indicadores que cubren toda la gama de acidez desde valores de pH ácidos a básicos. En el caso de azul de timol podemos ver que puede actuar tanto en medio ácido como en medio básico, dando cambios de color diferentes.

Podemos conocer el pH aproximado de soluciones utilizando varios indicadores que cambien de color a diferentes intervalos de pH. Por ejemplo, se puede observar el color del indicador azul de timol en una solución. Si este indicador exhibe un color amarillo, usando la tabla se

booksmedicos.org

puede concluir que el pH de la solución es mayor de 2.9. Si la misma solución se prueba con verde de bromocresol y se observa que el color del indicador es amarillo, el pH de la solución será menor de 3.9. Con estos datos se puede establecer que el pH de la solución tendrá un valor entre 2.9 y 3.9. Si se desea reducir el intervalo de valores, se puede probar la solución con anaranjado de metilo. Si se encuentra que el anaranjado de metilo exhibe un color rojo, eso implica que el pH de la solución debe ser menor de 3.1. Esto permite establecer que el intervalo de pH está entre 2.9 y 3.1.

Tabla 19.3 Cambio de color de algunos indicadores ácido-base

Indicador	Color ácido*	Color básico**	Intervalo de pH en que cambia de color
violeta de metilo	amarillo	violeta	0.1–1.8
azul de timol	rojo	amarillo	1.1–2.9
anaranjado de metilo	rojo	amarillo	3.1–4.3
verde de bromocresol	amarillo	azul	3.9–5.3
rojo de metilo	rojo	amarillo	4.9–6.0
azul de bromotimol	amarillo	azul	6.1–7.8
azul de timol	amarillo	azul	8.1–9.3
fenolftaleína	incoloro	rosa	8.1–10.0
amarillo de alizarina	amarillo	rojo	10.0–12.1

El metro de pH

El mejor método para medir el pH de una solución es usando un **metro de pH**. En este instrumento se mide el voltaje o potencial generado entre dos electrodos que se sumergen en la solución investigada. Se utiliza un **electrodo de referencia** y un **electrodo de vidrio** que es sensitivo a la concentración de H_3O^+ en la solución. A menudo ambos electrodos se encuentran integrados en una sola pieza y se le llama **electrodo combinado**. El potencial que se genera es traducido a unidades de pH que se leen directamente del instrumento, según se ilustra en la figura 19.1.



Figura 19.1. Metro de pH

* color mostrado a valores de pH menores al valor mínimo del intervalo.
** color mostrado a valores de pH mayores al valor máximo del intervalo.

booksmedicos.org

Existen diferentes modelos de metros de pH y se deben leer cuidadosamente las instrucciones para el uso del que se tiene disponible. Algunas reglas generales para el uso de cualquier metro de pH son:

1. Los electrodos deben mantenerse húmedos. Sumérjalos en agua destilada durante los periodos de espera.
2. Maneje los electrodos con sumo cuidado ya que pueden romperse fácilmente.
3. Al hacer lecturas de soluciones diferentes, enjuague los electrodos con agua destilada entre cada lectura.
4. Antes de hacer lecturas, el metro debe calibrarse utilizando soluciones amortiguadoras de pH conocido, siguiendo las instrucciones del instrumento.

Descripción del experimento

Se preparan tres soluciones ácidas y tres soluciones básicas a partir de soluciones 0.10 M de HCl y de NaOH que se proveen. Se calcula el pH de cada solución a partir de su concentración. Se mide el pH de cada solución usando el metro de pH, a la vez que se estima su pH usando indicadores ácido-base. Finalmente se comparan los valores de pH obtenidos por los diferentes métodos para una misma solución.

Se estudian productos de uso doméstico, para clasificarlos como ácidos o básicos y estimar su pH usando indicadores. **El estudiante debe traer una planta o fruto de color rojizo o violeta** para investigar si puede usarlo como indicador.

Procedimiento

Por su seguridad:

Maneje los ácidos y las bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con mucha agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.

Materiales

- gradilla
- 8 tubos de ensayo
- probeta de 10 mL
- pipeta volumétrica de 1 mL
- pipeta de Mohr de 10 mL
- metros de pH
- placas de porcelana
- pipetas de Beral o goteros largos
- palillos
- vasos de precipitado de 20 mL
- cristal de reloj
- mortero
- tapones de mortero
- cámara fotográfica
- NaOH 0.10 M
- HCl 0.10 M
- agua destilada
- verde de bromocresol
- amarillo de alizarina
- azul de timol
- papel litmus azul y rosa

booksmedicos.org

- vinagre incoloro
- limpiador con amoniaco incoloro
- alcohol isopropílico
- indicador de repollo violeta
- flores, tallos, hojas o frutas de colores rojizos, azules o violetas

I. Preparación de soluciones ácidas y uso de indicadores

1. Rotule cuatro tubos de ensayo limpios y secos, con números del 1 al 4 y colóquelos en la gradilla.
2. Usando una probeta apropiada mida 10 mL de una solución de HCl 0.10 M que se provee (solución No. 1) y sírvala al tubo de ensayo No. 1. Como HCl es un ácido fuerte, la $[H_3O^+]$ = 0.10 M y el pH debe ser 1.00.
3. Usando una pipeta, mida una alícuota de **un mililitro** de la solución No. 1 y sírvala al tubo No. 2. Luego añádale nueve mililitros de agua destilada utilizando una pipeta de Mohr. Tape con un tapón de corcho y agite bien esta solución. Al haber diluido la primera solución aumentando su volumen por un factor de diez, la concentración del soluto de la solución No. 2 se ha reducido a una décima parte de la concentración original, o sea, a 0.010 M.
4. Repita el procedimiento del paso 3 para preparar otras dos soluciones, pero utilizando un mililitro de la última solución que preparó.
5. Coloque una placa de porcelana sobre una hoja de papel blanco y rotule en el papel los números de las soluciones y los indicadores de acuerdo con la figura 19.2.
6. Utilizando pipetas de Beral o goteros largos coloque en filas horizontales tres muestras de cada una de las soluciones No. 1 a No. 4, llenando hasta la mitad los espacios cóncavos en la placa de porcelana.
7. Añada a cada muestra dos gotas del indicador correspondiente según la figura 19.2. Mezcle bien utilizando un palillo si es necesario.

Figura 19.2 Adición de indicadores a soluciones ácidas

Soluciones Ácidas	Verde de bromocresol	Azul de timol	Repollo violeta
1	○	○	○
2	○	○	○
3	○	○	○
4	○	○	○

8. Anote el color obtenido con cada indicador y utilice la tabla 19.3 para obtener el intervalo de pH para cada solución.
9. Saque una fotografía de la placa que muestre claramente el sistema estudiado.

II. Preparación de soluciones básicas y uso de indicadores

1. Rotule cuatro tubos de ensayo limpios y secos, con números del 10 al 13 y colóquelos en la gradilla.
2. Usando una probeta apropiada mida 10 mL de una solución de NaOH 0.10 M (solución No. 13) que se provee y sírvala al tubo de ensayo No. 13. Como NaOH es una base fuerte, la $[OH^-]$ = 0.10 M y el pOH de esta solución debe ser 1.00 y el pH debe ser 13.00.
3. Usando una pipeta, mida una alícuota de **un mililitro** de la solución No. 13 y sírvala al tubo No. 12. Luego añádale nueve mililitros de agua destilada utilizando una pipeta de Mohr.

booksmedicos.org

Tape con un tapón de corcho y agite bien esta solución. Al haber diluido la primera solución aumentando su volumen por un factor de diez, la concentración del soluto en la solución No. 12 se ha reducido a una décima parte de la concentración original, o sea, a 0.010 M.

4. Repita el procedimiento del paso 3 para preparar otras dos soluciones, pero utilizando un mililitro de la última solución que preparó.
5. Coloque una placa de porcelana sobre una hoja de papel blanco y rotule en el papel los números de las soluciones y los indicadores de acuerdo con la figura 19.3.
6. Utilizando pipetas de Beral o goteros largos coloque en filas horizontales tres muestras de cada una de las soluciones No. 10 a No. 13, llenando hasta la mitad los espacios cóncavos en la placa de porcelana.
7. Añada a cada muestra dos gotas del indicador correspondiente según la figura 19.3.
8. Mezcle bien utilizando un palillo si es necesario.

Figura 19.3 Adición de indicadores a soluciones básicas

Soluciones básicas	Azul de timol	Amarillo de alizarina	Repollo violeta
10			
11			
12			
13			

9. Anote el color obtenido con cada indicador y utilice la tabla 19.3 para obtener el intervalo de pH para cada solución.
10. Saque una fotografía de la placa que muestre claramente el sistema estudiado.

III. Preparación de indicador derivado de fruto o planta

1. Coloque una porción de su muestra de fruta o planta en un mortero y añada 2-3 mL de alcohol isopropílico.
2. Triture la planta hasta observar la formación de un extracto coloreado. Si requiere más volumen del extracto añada un poco más de alcohol.

Figura 19.4 Adición de extracto a soluciones ácidas y básicas

Soluciones ácidas		Extracto original	Soluciones básicas	
1				10
2				11
3				12
4				13

booksmedicos.org

3. Coloque una placa de porcelana sobre una hoja de papel blanco y rotule en el papel los números de las soluciones de acuerdo con la figura 19.4.
4. Utilizando pipetas de Beral o goteros largos, llene hasta la mitad los espacios cóncavos de la placa de porcelana con las soluciones ácidas y básicas correspondientes.
5. Añada a cada muestra dos gotas del extracto. Mezcle bien utilizando un palillo si es necesario.
6. Anote el color obtenido con el extracto para cada solución y compárelo con el extracto original.
7. Saque una fotografía de la placa que muestre claramente el sistema estudiado.

IV. Uso de indicadores para estimar el pH de productos de uso doméstico

1. Coloque un papel tornasol azul y otro rosa sobre un cristal de reloj.
2. Sumerja la punta de un agitador en una muestra de vinagre y deposite una gota de vinagre sobre cada papel. Si el **papel rosa** se torna **azul**, la sustancia es **básica**. Si el **papel azul** cambia a **rosa**, la sustancia es **ácida**.
3. Repita los pasos anteriores con el limpiador con amoniaco.
4. Coloque una placa de porcelana sobre una hoja de papel blanco y rotule en el papel los indicadores y productos de uso casero de acuerdo con la figura 19.5.
5. Utilizando goteros, llene hasta la mitad los espacios cóncavos en la placa de porcelana con los productos de uso casero.
6. Añada a cada muestra dos gotas del indicador correspondiente según la figura 19.5. Mezcle bien utilizando un palillo si es necesario.

Figura 19.5 Adición de indicadores a productores de uso doméstico

Indicadores	Vinagre	Amoniaco	Indicador (Solo)
verde de bromocresol	○	○	○
azul de timol	○	○	○
amarillo de alizarina	○	○	○
Extracto de planta	○	○	○

7. Anote el color obtenido con cada indicador y utilice la tabla 19.3 para obtener el intervalo de pH para cada producto.
8. Saque una fotografía de la placa que muestre claramente el sistema estudiado.

V. Medidas con el metro de pH

1. Familiarícese con el metro de pH. Calibre el metro en el intervalo de ácidos o en el intervalo de bases, según su necesidad. Si el electrodo del metro de pH cabe en el tubo de ensayo, mida directamente el pH. Si no es así, vierta las soluciones en vasos de precipitado de 20 mL rotulados adecuadamente antes de medir el pH.
2. Mida y anote el pH de las soluciones ácidas No. 1-4, con el metro calibrado para ácidos.
3. Mida y anote el pH de las soluciones básicas No. 10-13, con el metro calibrado para bases.
4. Mida y anote el pH de las soluciones de uso doméstico. Calibre el metro de pH, de acuerdo a si la sustancia es ácida o básica.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Ácidos y bases: medidas de pH

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Explique por qué las soluciones acuosas de ácidos y bases se pueden clasificar como electrolitos.

2. ¿Cómo se explica la presencia de iones de hidronio e hidroxilo en agua pura, siendo agua un compuesto covalente?

3. Determine si una solución será ácida, básica o neutral conociendo la siguiente información:

   a. pH = 10.20 _____

   b. $[H_3O^+] = 3.4 \times 10^{-3}$ M _____

   c. pOH = 2.10 _____

   d. $[H_3O^+] = [OH^-]$ _____

   e. $[OH^-] = 6.2 \times 10^{-12}$ M _____

4. Para una solución de HNO_3 0.025 M, calcule:

   a. $[H_3O^+]$

   b. $[OH^-]$

   c. pH

booksmedicos.org

5. Conteste las siguientes preguntas para una solución cuyo pH es de 8.25:

   a. Determine si la solución es ácida, básica o neutral.

   b. Calcule $[H_3O^+]$

   c. Calcule $[OH^-]$

   d. Calcule el pOH

6. Para encontrar el pH aproximado de una solución, un estudiante usó tres indicadores diferentes, obteniendo los resultados que aparecen en la siguiente tabla

Indicador	Color
rojo de metilo	amarillo
azul de timol	azul
amarillo de alizarina	amarillo

Utilice la tabla 19.3 para establecer el intervalo de pH de la solución.

Recuerde que para este experimento debe llevar al laboratorio una planta o fruto de color rojizo o violeta para preparar un indicador

booksmedicos.org

Informe: Ácidos y bases: medidas de pH

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos y resultados.

   a. Soluciones de HCl.

Solución	$[H_3O^+]$	pH calculado	pH medido
1			
2			
3			
4			

   b. Soluciones de NaOH

Solución	$[OH^-]$	pH calculado	pH medido
10			
11			
12			
13			

Ejemplo de cómputos:

$[OH^-]$ para solución 12: pH calculado para solución 12:

booksmedicos.org

c. Indicadores:

– Describa el extracto y mencione el nombre de la planta o fruto si lo conoce.

– Colores de indicadores en soluciones de HCl. (Incluya la foto.)

Solución	pH medido	Verde* de bromocresol	Azul de timol	Repollo violeta	Extracto de la planta
1					
2					
3					
4					

*A pH mayores de 5.3 es azul.

– Colores de indicadores en soluciones de NaOH. (Incluya la foto.)

Solución	pH medido	Amarillo* de alizarina	Azul de timol	Repollo violeta	Extracto de la planta
10					
11					
12					
13					

*A pH menores de 10.0 es amarillo.

booksmedicos.org

– Colores de indicadores en productos caseros.

Indicador	Vinagre pH medido: _____		Amoniaco pH medido: _____	
	Color	pH aproximado**	Color	pH aproximado**
Verde de bromocresol				
Azul de timol				
Amarillo de alizarina				
Extracto de planta				

** Use la tabla 19.3 (ej.: una sustancia exhibe color ROJO con el indicador rojo de metilo y según la tabla el intervalo de pH en el cual cambia de color es 4.9-6.0. Al ser rojo el color ácido para este indicador, el pH se escribe <4.9. Si por el contrario exhibiera su color básico (amarillo) el pH aproximado se escribe como > 6.0).

– Incluya al final del informe las **fotos** tomadas en el experimento, bien identificadas.

2. Preguntas:

a. De acuerdo con sus datos en las partes 1.a y 1.b del informe ¿cómo cambia el pH de una solución ácida y de una solución básica según se diluye? Explique.

b. De acuerdo con sus datos en las partes 1.a y 1.b del informe ¿cómo comparan el pH calculado de las diferentes soluciones ácidas y básicas con el pH medido? Si hay diferencias, mencione dos posibles razones.

booksmedicos.org

c. Estime el pH de los productos de uso doméstico evaluando los colores de los indicadores usados y la tabla 19.3 del manual.

Vinagre: Amoniaco:

booksmedicos.org

Experimento 20

Titulación potenciométrica: K_a y masa molar de un ácido débil

Objetivos

1. Determinar la constante de ionización, K_a, y la masa molar de un ácido monoprótico débil mediante una titulación potenciométrica.
2. Utilizar el pH de la solución de un ácido débil para hallar su constante de ionización, K_a.
3. Identificar el ácido débil utilizado, usando como criterio los valores obtenidos de K_a y masa molar.

Teoría

Existe un gran número de ácidos que al disolverse en agua se ionizan parcialmente. Algunas de las moléculas del reactivo se ionizan, mientras que otra parte permanece en forma molecular, sin ionizar. Estos ácidos se conocen como **ácidos débiles**. Cuando un ácido débil se disuelve en agua se establece un equilibrio entre los iones formados por el ácido ionizado y las moléculas del ácido sin ionizar. Una vez el sistema llega al equilibrio, lo que ocurre instantáneamente, es que las cantidades de ácido ionizado y sin ionizar permanecen constantes. A este equilibrio se le asocia una constante de equilibrio conocida como la constante de ionización del ácido o la constante ácida, y que se representa como K_a. Para un ácido **monoprótico** débil HA, el equilibrio de ionización y su constante se pueden representar en forma general como:

$$HA(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + A^-(ac)$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

Los ácidos monopróticos son aquellos que tienen un solo hidrógeno disponible en forma de protón para reaccionar con el agua. En las fórmulas de los ácidos aparecen primero los hidrógenos que reúnen estas condiciones. Por ejemplo, $HC_2H_3O_2$, es un ácido monoprótico, a pesar de que tiene más hidrógenos en la fórmula, mientras que $H_2C_2O_4$ es un ácido diprótico. Las reacciones de ácidos dipróticos en agua ocurren donando H^+ en forma sucesiva, siendo más fuerte la reacción del primer protón con el agua.

Determinación de la constante de ionización de un ácido monoprótico por medidas de pH

Es posible calcular la constante de ionización de un ácido o base débil si se conoce la $[H_3O^+]$ en una solución de concentración conocida de la especie. Esto se logra midiendo el pH de la solución, según se ilustra en el ejercicio 20.1.

booksmedicos.org

Ejercicio 20.1

Un estudiante prepara una solución de ácido acético 0.10 M y al medir su pH obtiene un valor de 2.87. Calcule el K_a de $HC_2H_3O_2$ de acuerdo con estos datos.

Solución

La ecuación de ionización del ácido es:

$$HC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_3O_2^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

Si el pH de la solución es 2.87, entonces:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.87}$$

$$[H_3O^+] = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que:

$$[H_3O^+] = [C_2H_3O_2^-] = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

Para hallar la concentración del HA en equilibrio se resta lo que se convirtió a iones, así:

$$[HC_2H_3O_2] = [HC_2H_3O_2]_{inicial} - [H_3O^+]$$

$$0.10\ M - 1.3 \times 10^{-3}\ M = 9.87 \times 10^{-2}\ M \approx 0.10\ M$$

Note que la concentración inicial del ácido débil casi no cambia ya que forma muy pocos iones. Al sustituir los valores correspondientes en la expresión de equilibrio, tenemos:

$$K_a = \frac{[C_2H_3O_2^-]\,[H_3O^+]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$K_a = \frac{(1.3 \times 10^{-3}\ M)^2}{0.10}$$

$$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$$

Titulación de ácido monoprótico débil con base fuerte

Al titular un ácido débil, HA, con una base fuerte, el OH^- que se añade reacciona con el H^+ del ácido formando H_2O y el anión del ácido (A^-). Esta reacción de neutralización continuará hasta que se llega al punto estequiométrico, que ocurre cuando se ha consumido todo el ácido. Para un ácido débil HA, la reacción de neutralización se puede representar en forma general como:

$$HA(ac) + NaOH(ac) \rightleftharpoons H_2O(l) + NaA(ac) \qquad (1)$$

En una titulación tradicional se añade un indicador para detectar el **punto final** de la titulación, que es el momento en el que el indicador cambia de color. El punto final de la titulación debe coincidir con el **punto estequiométrico** de esta, que es justamente cuando se completa la reacción. Esto se consigue seleccionando un indicador que muestre su cambio de color a un pH cercano al del punto estequiométrico.

Otro método de titulación es el que se conoce como **titulación potenciométrica**. En este tipo de titulación se mide el pH de la mezcla de reacción según se va añadiendo solución titu-

booksmedicos.org

lante. Con los datos de pH y volumen de titulante añadidos, se construye una gráfica que se conoce como **curva de titulación**. Este método de titular no requiere añadir indicador, ya que el punto estequiométrico se obtiene de la curva de titulación. Aunque el proceso de titular se hace más lento, el punto estequiométrico se puede determinar directamente sin tener que hacer referencia a un punto final.

Determinación de K_a por titulación potenciométrica

Durante el proceso de titulación, según se añade NaOH, va reaccionando el ácido HA y formándose el anión A^-. Por la estequiometría de la reacción de neutralización se puede ver una relación molar 1:1 entre el HA que se consume y el A^- que se forma, así:

$$HA(ac) + OH^-(ac) \rightleftharpoons H_2O(l) + A^-(ac)$$

Esto significa que cuando se haya añadido suficiente NaOH como para consumir la mitad del ácido presente inicialmente, $\frac{1}{2}\,[HA]_i$, se habrá formado esa misma cantidad del anión A^-. En ese punto todavía queda la mitad del ácido inicial sin reaccionar. Es por eso que en ese punto de la titulación la concentración de HA es igual a la concentración de A^-, así:

$$[HA] = [A^-] = \tfrac{1}{2}\,[HA]_i$$

Este punto medio de la titulación resulta útil ya que permite calcular la constante de ionización del ácido. Al sustituir en la expresión de K_a se obtiene lo siguiente:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]\,(\tfrac{1}{2}\,[HA]_i)}{(\tfrac{1}{2}\,[HA]_i)}$$

$$K_a = [H_3O^+]$$

Si se busca el negativo del logaritmo a ambos lados de la ecuación

$$-\log K_a = -\log[H_3O^+]$$

se obtiene que en el punto medio de la titulación:

$$pK_a = pH$$

esto significa que si se conoce el pH de la mezcla de reacción en el punto en el que $[HA] = [A^-]$, este valor de pH corresponde al valor de pK_a para el ácido que se tituló. Al conocer el pK_a, se puede calcular el valor de K_a, así:

$$K_a = \text{antilog}\,(-pK_a)$$

o

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

el valor de K_a se puede obtener utilizando la curva de titulación que se construye con los datos de una titulación potenciométrica, leyendo el pH que corresponde al punto medio de la titulación.

Proceso de titulación potenciométrica

Como se mencionó anteriormente, una titulación potenciométrica consiste en ir midiendo el pH de la mezcla de reacción según se va añadiendo solución titulante. Para esto se sumergen los electrodos de un metro de pH en la solución del ácido débil que se analiza. La figura 20.1

booksmedicos.org



Figura 20.1 Equipo para la titulación potenciométrica

muestra el equipo necesario. La titulación potenciométrica se comienza midiendo el pH inicial de la solución del ácido débil.

Al añadir alícuotas de NaOH a la solución del ácido, el pH de la mezcla irá aumentando según el ácido se va consumiendo. Según procede la titulación se va leyendo de la bureta y anotando el volumen de titulante añadido y el pH de la mezcla de reacción. Con estos datos de pH y volumen de titulante se hace una gráfica de pH como función del volumen de titulante añadido. Esta gráfica se conoce como una curva de titulación (figura 20.2).

Al principio de la titulación, la adición de titulante no causa cambios apreciables en el pH de la solución. A medida que la titulación progresa, se nota que volúmenes iguales de titulante van causando un aumento mayor en el pH de la solución. A medida que la titulación se acerca al punto estequiométrico esto se hace más notorio hasta que, en el punto estequiométrico, un pequeño volumen de titulante causa un gran aumento en el pH de la solución. Esto hace que la curva de titulación se torne más vertical. Para obtener una buena curva de titulación se debe disminuir el volumen de la porción de titulante añadido a medida que se acerca el punto estequiométrico. Una vez se pasa el punto estequiométrico se puede ir aumentando el volumen de

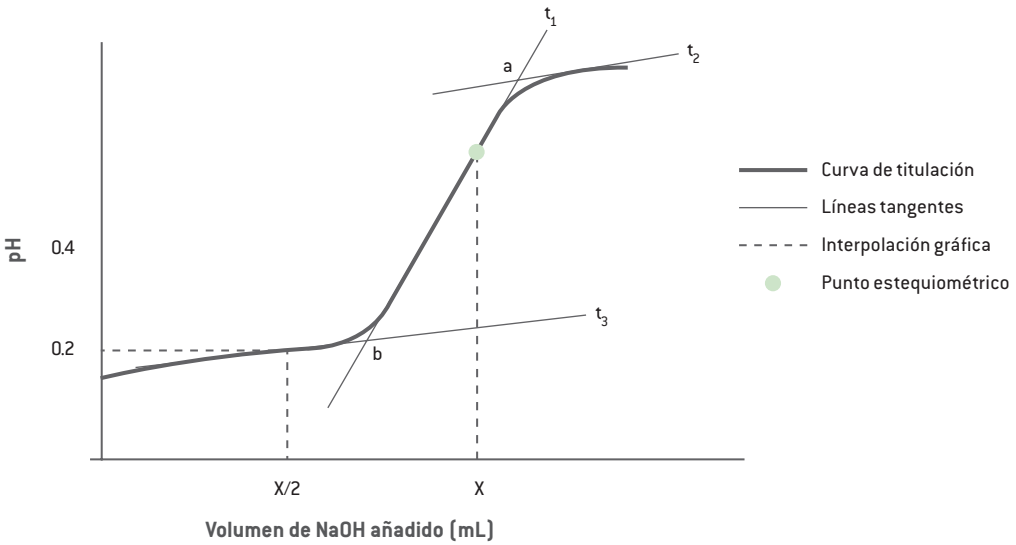


Figura 20.2 Curva de titulación

booksmedicos.org

la porción de titulante que se añade, ya que el pH empieza a ser menos afectado por la adición de titulante.

El punto donde se completa la reacción es el punto estequiométrico. Este punto se puede obtener gráficamente. Luego de dibujar las tangentes t_2 y t_3, se mide la mitad de la distancia del segmento rotulado con las letras **a** y **b** que se encuentra ubicado en la tangente t_1. La forma de hacer esto se ilustra en la figura 20.2.

El volumen de titulante añadido para llegar al punto estequiométrico se ilustra en la figura 20.2 con una X en el eje horizontal. La mitad de ese volumen (X/2) es el volumen de titulante añadido para llegar al punto en el cual $[HA] = [A^-] = ½ [HA]_i$. Mediante una interpolación se puede obtener, de la gráfica, el pH de este punto en la titulación. El valor del pK_a para el ácido titulado es numéricamente igual al valor de ese pH.

Cálculos de la masa molar y K_a del ácido débil

No importa si se titula usando indicador o potenciométricamente, la reacción de neutralización permite investigar la masa molar del ácido débil HA, si se conoce la cantidad de NaOH requerida para su neutralización completa. Esto se logra titulando muestras que contengan una cantidad conocida de HA, con una solución valorada de NaOH. Como se conoce la molaridad de la solución de NaOH, y el volumen utilizado en la titulación, se pueden calcular los moles de NaOH que reaccionaron con el ácido presente. La reacción de neutralización muestra una relación estequiométrica 1:1 para los moles (n) de NaOH y de ácido, HA, que reaccionan, así:

$$nNaOH = (M_{soln.\ NaOH})\ (V_{soln.\ NaOH}) = nHA$$

Como se conoce la masa del ácido, HA, utilizado en el análisis, ya que este es un dato experimental, se puede calcular la masa molar (MM) del ácido en unidades de g/mol, así:

$$MM = \frac{masa_{HA}}{moles_{HA}}$$

Sin embargo, para determinar la masa molar y el valor de Ka del ácido débil HA, resulta conveniente la titulación potenciométrica. De la curva de titulación se obtiene el punto estequiométrico, que permite calcular la masa molar, y el pH del punto medio de la titulación, que permite calcular el valor de K_a. De la gráfica se determina el volumen que corresponde al punto estequiométrico, y se lee el pH que corresponde a la mitad de ese volumen. Sabemos que en ese punto:

$$pK_a = pH$$

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

Ejercicio 20.2

Un estudiante pesa 0.253 g de un ácido sólido. Lo disuelve en agua y hace una titulación potenciométrica con NaOH 0.150 M. De la curva de titulación que preparó con sus datos de pH y el volumen de NaOH añadido obtiene que el volumen de titulante en el punto estequiométrico es 22.82 mL. El pH que corresponde a la mitad de este volumen es 4.86. Calcule la masa molar y el K_a del ácido desconocido de acuerdo con estos datos.

$$n_{NaOH} = \frac{0.150\ mol}{\cancel{L}} \times 0.02282\ \cancel{L} = 0.00342\ mol$$

booksmedicos.org

Solución

Ya que la relación estequiométrica entre el ácido y la base es de 1:1

$$n_{HA} = 0.00342 \text{ mol}$$

Se obtiene la masa molar relacionando los moles obtenidos y la masa del ácido:

$$MM = \frac{0.253 \text{ g}}{0.00342 \text{ mol}} = 74.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

El K_a se obtiene con el pH que corresponde a la mitad del volumen necesario para alcanzar el punto estequiométrico.

$$pK_a = pH = 4.86$$

$$K_a = 10^{-4.82} = 1.4 \times 10^{-5}$$

Al comparar los resultados con los valores correspondientes de masa molar y K_a en una tabla de ácidos, identificamos que el ácido desconocido es el ácido propiónico.

Descripción del experimento

En la primera parte del experimento se provee una solución 0.10 M del ácido desconocido para preparar una segunda solución 0.010 M y medir el pH de ambas soluciones. Con los datos de pH se calcula el K_a promedio del ácido débil.

En la segunda parte del procedimiento se titula una muestra del ácido desconocido por el método tradicional, usando indicador. Esto permite localizar rápidamente el punto final.

En la tercera parte del procedimiento se titulan dos muestras del ácido desconocido por el método potenciométrico. Teniendo en cuenta el punto final obtenido en la segunda parte, se ajusta el volumen de titulante que se va añadiendo, para obtener una curva de titulación que permita leer con precisión el punto estequiométrico y el punto medio de la titulación.

Procedimiento

Por su seguridad:

Maneje ácidos y bases con sumo cuidado. Pueden causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada y pida a un compañero de laboratorio que informe inmediatamente al instructor.

Materiales

- matraz volumétrico de 100 mL
- pipeta volumétrica de 10 mL
- matraz erlenmeyer de 125 mL
- vasos de 50 mL y 250 mL
- bureta de 50 mL
- balanza analítica
- agitador magnético
- metro de pH
- solución valorada de NaOH aproximadamente 0.300 M
- fenolftaleína

booksmedicos.org

- ácido desconocido sólido
- soluciones amortiguadoras de pH 4 y 10
- solución 0.10 M del ácido desconocido

I. Determinación de K_a usando medidas de pH

1. En un vaso de precipitado de 50 mL, debidamente rotulado, sirva alrededor de 40 mL de la solución 0.10 M del ácido desconocido.
2. Con una pipeta volumétrica mida una alícuota de 10 mL de la solución 0.10 M y descárguela a un matraz volumétrico de 100 mL. Complete hasta la marca con agua destilada y agite bien. Esta solución debe ser 0.010 M en el ácido.
3. En otro vaso de precipitado de 50 mL, debidamente rotulado, sirva alrededor de 30 mL de la solución 0.010 M que acaba de preparar.
4. Asegúrese de que el metro de pH está calibrado y mida el pH de ambas soluciones, la solución original 0.10 M y la solución diluida 0.010 M.

II. Titulación del ácido desconocido utilizando indicador

1. Pese alrededor de 0.5000 g del ácido desconocido y transfiéralo cuantitativamente a un matraz erlenmeyer de 125 mL. Añada aproximadamente 50 mL de agua destilada y agite hasta disolver el sólido. Luego de que se haya disuelto todo el ácido, añada dos gotas de una solución de fenolftaleína.
2. Prepare la bureta de la forma apropiada y llénela con la solución valorada de NaOH. Anote la concentración de esta solución y la lectura inicial de la bureta.
3. Titule la muestra hasta obtener un color rosa pálido que se mantenga por más de 15 segundos. Anote la lectura final de la bureta.

III. Titulación potenciométrica del ácido desconocido

1. Pese alrededor de 0.5000 g del ácido desconocido. Transfiéralo cuantitativamente a un vaso de precipitado de 250 mL. Añada aproximadamente 50 mL de agua destilada y agite hasta disolver el sólido. Aunque en una titulación potenciométrica no es necesaria la presencia de un indicador, en este momento se pueden añadir dos gotas de una solución de fenolftaleína si se desea constatar que el indicador cambia de color cerca del punto de equivalencia.
2. Coloque suavemente una barra magnética dentro del vaso de precipitado que contiene la solución del ácido y coloque el vaso sobre el agitador magnético.
3. Prepare la bureta y llénela hasta la marca de 0.00 mL con la solución valorada de NaOH. Asegúrese de que anotó la concentración de esta solución.
4. Calibre un metro de pH utilizando soluciones amortiguadoras de pH 4 y 10.
5. Regule el agitador magnético para lograr una agitación suave con la barra magnética.
6. Introduzca **con mucho cuidado** el electrodo del metro de pH, de forma que la punta esté dentro de la solución, pero sobre la barra magnética. De esta forma evita que un golpe de la barra rompa el electrodo.
7. Coloque la bureta sobre el vaso que contiene la solución del ácido desconocido. Su equipo debe lucir como se muestra en la figura 20.1.
8. Prepare una tabla para anotar los datos de volumen de NaOH añadido y pH de la solución.
9. Mida el pH inicial de la solución del ácido y anótelo en la tabla de datos.
10. Agitando suavemente con la barra magnética, añada un mililitro de la solución de NaOH y mida el pH. En la tabla preparada en el paso anterior anote el volumen de NaOH añadido y el valor del pH luego de que la lectura se estabilice.
11. Repita este procedimiento hasta que haya añadido un volumen total de titulante que sea aproximadamente **tres mililitros menor** que el volumen utilizado en la titulación de la parte II.
12. Continúe añadiendo titulante en porciones de 0.5 mL y anote el pH correspondiente luego de cada adición, hasta que una adición cause un **cambio en pH mayor de 0.3 unidades**. Esto indica que se acerca el punto estequiométrico.

booksmedicos.org

13. Continúe añadiendo titulante **gota a gota** y midiendo el pH después de añadir cada gota, hasta que note que **el cambio en pH comienza a disminuir**. En este momento ya ha pasado el punto estequiométrico de la titulación.
14. Continúe la titulación añadiendo dos porciones de **0.5 mL de titulante**. Luego haga adiciones de **un mililitro** hasta que se llegue a un pH de 11.
15. Repita la titulación con otra muestra del ácido desconocido.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Titulación potenciométrica: K_a y masa molar de un ácido débil

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Al dibujar una curva de titulación, la propiedad que va en el eje **y** es _____

   y la que va en el eje **x** es _____.

2. En una titulación potenciométrica no es necesario utilizar un indicador para determinar el volumen de titulante necesario para llegar al punto estequiométrico. ¿Cómo se determina el volumen de titulante necesario para llegar al punto estequiométrico?

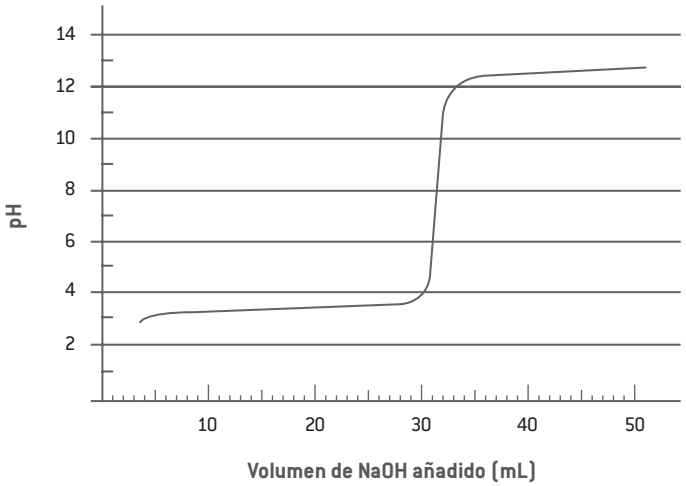
3. Un estudiante necesita preparar 100.0 mL de una solución acuosa 0.10 M de ácido ascórbico ($HC_6H_7O_6$) y medir su pH para calcular la constante de ionización del ácido, K_a.

   a. Haga los cálculos necesarios y describa el procedimiento para preparar la solución a partir del ácido en su estado sólido.

   b. Si al medir el pH de la solución el estudiante obtiene un valor de 2.58, calcule el valor de K_a del ácido ascórbico.

booksmedicos.org

4. Al titular potenciométricamente una muestra de 0.751 g de un ácido monoprótico desconocido, HA, con NaOH 0.205 M se obtiene la siguiente curva de titulación:



a. Escriba la ecuación química de la reacción de neutralización que ocurre al titular.

b. Dibuje las líneas tangentes apropiadas y utilice la gráfica para determinar:

– El pH del punto estequiométrico de la titulación _____.

– El volumen de NaOH necesario para llegar al punto estequiométrico _____.

– La **mitad del volumen** de NaOH necesario para llegar al punto estequiométrico _____ y el pH de este punto _____.

– El pK_a del ácido titulado _____.

c. Calcule el valor de K_a para el ácido titulado _____.

Cálculos:

d. Calcule la masa molar del ácido _____.

Cálculos:

booksmedicos.org

Informe: Titulación potenciométrica: K_a y masa molar de un ácido débil

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Determinación de K_a por medidas de pH.

   a. Escriba la ecuación para el equilibrio establecido cuando un ácido débil HA se disuelve en agua:

   b. Complete la siguiente tabla:

Solución	pH	K_a	K_a promedio
0.10M			
0.010M			

Muestre sus cálculos:

2. Titulación del ácido desconocido usando indicador.

Molaridad de solución valorada de NaOH	
Masa del ácido desconocido (g)	
Lectura final de NaOH en la bureta (mL)	
Lectura inicial de NaOH en la bureta (mL)	
Volumen de NaOH descargado (mL)	

booksmedicos.org

3. Titulación potenciométrica.

   a. Utilice la computadora para obtener la curva de titulación de cada muestra. Marque claramente en cada gráfica el volumen del punto estequiométrico al igual que el volumen y el pH del punto medio. Estas gráficas deben entregarse con el informe.

   b. Tabla de datos:

	Muestra No. 1	Muestra No. 2
Molaridad solución valorada de NaOH		
Masa del ácido desconocido (g)		
Volumen de NaOH en el punto estequiométrico (obtenido de la gráfica) (mL)		
Volumen de NaOH en el punto medio (obtenido de la gráfica) (mL)		
pH del punto medio (obtenido de la gráfica)		

   c. Utilice sus datos para calcular lo siguiente en el espacio provisto:

      – Masa molar del ácido para cada muestra.

Masa molar promedio _____.

booksmedicos.org

– K_a del ácido para cada muestra.

K_a promedio _____.

d. Identifique el ácido débil analizado, comparando los valores de K_a y masa molar obtenidos con los de los ácidos débiles que aparecen en la siguiente tabla:

Ácido	Masa molar	K_a
Ftalato ácido de potasio	204.23	3.9×10^{-6}
Ácido propiónico	74.08	1.4×10^{-5}
Bisulfato de sodio monohidratado	138.00	1.2×10^{-2}
Bisulfito de sodio	104.06	6.3×10^{-8}
2, 4-pentanodiona	100.13	1.0×10^{-9}

El ácido desconocido es: _____

e. Conteste las siguientes preguntas:

– Compare el valor de K_a del ácido obtenido por el método de medidas de pH (primera parte) con el valor obtenido por medio de la titulación potenciométrica (parte III).

booksmedicos.org

– ¿Cuál de los dos métodos utilizados da un valor de K_a más cercano al ácido que usted identificó en la tabla anterior como su desconocido?

– Mencione una ventaja y una desventaja de la titulación potenciométrica comparada con la titulación usando indicador.

booksmedicos.org

Experimento 21

Análisis de agua dura: formación de iones complejos

Objetivos

1. Determinar la dureza de muestras de agua de diferente procedencia.
2. Utilizar un método para suavizar el agua.
3. Comprobar la efectividad del método utilizado para suavizar el agua.

Teoría

El **agua dura** es el nombre con el que se conoce al agua que contiene iones de **calcio** (Ca^{2+}) y de **magnesio** (Mg^{2+}). Estos iones se encuentran en la capa terrestre en minerales como piedra caliza y dolomita, que contienen carbonato de calcio y carbonato de magnesio, que son sólidos insolubles en agua pura. Sin embargo, estos carbonatos se disuelven en soluciones ácidas diluidas formando los bicarbonatos de calcio y magnesio que son solubles en agua.

Las aguas naturales se tornan ácidas cuando el gas CO_2, presente en la atmósfera, se disuelve en ellas formando ácido carbónico, H_2CO_3. El ácido carbónico, a su vez, reacciona con los carbonatos insolubles ($CaCO_3$ o $MgCO_3$), presentes en los minerales, para formar los bicarbonatos solubles ($CaHCO_3$ o $MgHCO_3$). Sabemos que cuando una sal se disuelve, sus iones se separan, de modo que en las aguas naturales aparecerán iones de Ca^{2+}, Mg^{2+} y HCO_3^-.

Si utilizamos el símbolo M^{2+} para representar a Ca^{2+} y Mg^{2+}, el proceso total que ocurre se puede representar como:

$$\underset{\text{carbonato de calcio o magnesio}}{MCO_3(s)} + CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow \underset{\text{bicarbonato soluble}}{M(HCO_3)_2(ac)} \rightarrow M^{2+}(ac) + 2\,HCO_3^-(ac)$$

La presencia de bicarbonatos de calcio y magnesio en el agua dura crea problemas en calderas y tanques donde se calienta agua, ya que el calor hace que se invierta la reacción anterior, formándose nuevamente los carbonatos insolubles:

$$M(HCO_3)_2(ac) + \text{calor} \rightarrow MCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O\,(l)$$

Esta reacción se favorece ya que forma un gas que se libera. La solución se va tornando menos ácida y van precipitando los carbonatos nuevamente. Estos precipitados forman parte de la costra que cubre la superficie interior de utensilios en los que se calienta agua y de las tuberías por las que pasa agua caliente, reduciendo así la eficiencia del calentamiento.

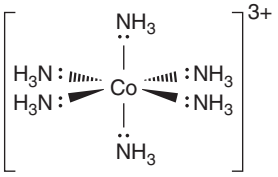
También se crean problemas al utilizar jabones con el agua dura. Los jabones consisten de aniones orgánicos asociados a cationes de sodio (Na^+). Cuando el jabón entra en contacto con agua dura, los iones de sodio son reemplazados por los iones de Ca^{+2} y Mg^{+2} y se forma un precipitado grisáceo que tiene la apariencia de coágulos de mugre en la espuma. Esto hace que

booksmedicos.org

la ropa que se lava en agua dura se vea opaca, o grisácea. También esta costra producida por el jabón en agua dura se pega como un anillo en las bañeras. Para evitar estos problemas, se sustituyen los jabones por detergentes. La composición química de los detergentes es distinta a la de los jabones, por lo que no forman precipitados al entrar en contacto con los iones de calcio y magnesio presentes en el agua dura.

Reacciones de formación de iones complejos

Un **ion complejo** está formado por un catión metálico al cual se han enlazado moléculas o aniones llamados **ligandos**. La formación de un ion complejo es el resultado de una neutralización ácido-base de Lewis. Los ligandos son bases de Lewis que aportan pares de electrones libres a orbitales vacíos del metal, que es un ácido de Lewis, formando enlaces covalentes coordinados. Un ejemplo de un ion complejo es el ion $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, formado por Co^{3+} y amoniaco (NH_3) que actúa como ligando:

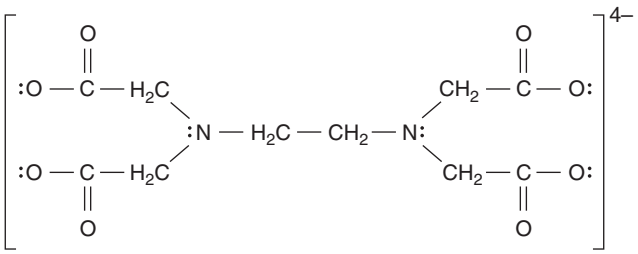


El amoniaco se clasifica como un **ligando monodentado** ya que se une al metal a través de uno solo de sus átomos. Existen ligandos que pueden unirse al metal a través de dos o más de sus átomos, por lo que se clasifican como **ligandos polidentados**. Cuando el ligando es polidentado el metal queda atrapado dentro del ligando. Los iones complejos formados con ligandos polidentados se conocen como **quelatos** y suelen ser más estables que los formados por ligandos monodentados. Es por eso que la formación de quelatos se utiliza para determinar la concentración de iones metálicos en una muestra. La estabilidad del ion complejo que se forma, hace que la reacción se complete y pueda ser usada en un proceso de titulación.

Determinación de la dureza del agua por titulación

Para analizar una muestra de agua dura se puede utilizar la capacidad de los cationes metálicos de Ca^{2+} y Mg^{2+} para formar iones complejos con un ligando apropiado.

El anión etilendiamintetraacetato, abreviado como $EDTA^{4-}$ (por su nombre en inglés, ethylenediaminetetraacetate), es un ligando hexadentado, ya que puede unirse al metal a través de seis de sus átomos. De modo que, cuando los iones de calcio y magnesio reaccionan con $EDTA^{4-}$, se forma un quelato bien estable. La estructura de $EDTA^{4-}$, que aparece a continuación, muestra los seis pares de electrones utilizados por el ligando para enlazarse al metal:



La dureza del agua se puede determinar titulando muestras del agua con una solución valorada de $EDTA^{4-}$, que se obtendrá de la sal Na_2H_2EDTA. Al disolverse en agua, esta sal producirá iones de sodio y iones de H_2EDTA^{2-}. Llevando a cabo la reacción en un medio básico

booksmedicos.org

(pH = 10), el ion H_2EDTA^{2-} pierde dos protones formándose el ligando hexadentado $EDTA^{4-}$, que reacciona con los iones de calcio y magnesio (M^{2+}) para formar el ion complejo $MEDTA^{2-}$.

La ecuación (1) ilustra la reacción que ocurre al titular el agua dura. La solución valorada de H_2EDTA^{2-} es la solución titulante y las especies que se titulan son los iones de calcio y magnesio presentes en el agua dura y representados como M^{2+}.

$$H_2EDTA^{2-}(ac) + M^{2+}(ac) \xrightarrow{pH = 10} MEDTA^{2-}(ac) + 2\,H^{+}(ac) \qquad (1)$$

Para mantener el pH de la mezcla de reacción, se deben añadir previamente varios mililitros de una **solución amortiguadora** de pH = 10. Las soluciones amortiguadoras tienen la capacidad de mantener el pH a un valor constante bajo ciertas condiciones.

El punto final de la titulación se puede detectar con un indicador llamado Calmagita. La reacción entre el indicador (In) y el ion del metal (M^{2+}) se puede representar como:

$$M^{2+}(ac) + \underset{\text{azul}}{In(ac)} \rightarrow \underset{\text{rosa}}{MIn^{2+}(ac)} \qquad (2)$$

Cuando el indicador está disuelto en agua es azul, pero al reaccionar con iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} forma iones complejos que son rosa, de modo que al añadir el indicador al agua dura, la mezcla se tornará rosa. Durante la titulación, según se añaden iones de H_2EDTA^{2-}, estos reaccionan con los iones metálicos en la solución. A medida que se van consumiendo los iones metálicos, se va liberando el indicador.

$$H_2EDTA^{2-}(ac) + \underset{\text{rosa}}{MIn^{2+}(ac)} \rightarrow MEDTA^{2-}(ac) + \underset{\text{azul}}{In(ac)} + 2H^{+}(ac) \qquad (3)$$

El punto final ocurre cuando aparece el color **azul** del indicador libre, pues en ese punto deben haber reaccionado con el EDTA todos los iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} que estaban presentes en el agua.

Método para suavizar el agua dura

Se puede utilizar el método de **intercambio iónico** para eliminar o disminuir los iones de Mg^{2+} y Ca^{2+} en el agua dura. Para lograr el intercambio se puede utilizar una resina de **intercambio catiónico** que contenga H^+. Las resinas son sustancias orgánicas insolubles que consisten de largas cadenas de átomos. Al colocar la resina en contacto con el agua dura, los iones con carga 2+ son más atraídos por la resina que los de carga 1+. Debido a esto ocurre un intercambio de iones, y los iones M^{2+} desplazan al H^+ de la resina. Si representamos la resina de tipo H^+ como H_2Res, el intercambio se puede representar como:

$$H_2Res + M^{2+} \rightarrow MRes + 2\,H^{+}$$

Después del intercambio, la resina se puede regenerar a su forma original de H^+ añadiendo gran cantidad de un ácido fuerte, de modo que se intercambien los iones nuevamente.

$$MRes + 2\,H^{+} \rightarrow H_2Res + M^{2+}$$

Una vez la resina ha sido regenerada a su forma original, se separa de la solución ácida mediante el proceso de **decantación**. Para esto se deja asentar la resina en el fondo del matraz y se vierte cuidadosamente el líquido de modo que el sólido permanezca en el matraz.

El porciento de eficiencia de la resina para remover los iones Ca^{2+} y Mg^{2+}, se puede obtener comparando la dureza de una muestra de agua suavizada con la dureza de una muestra de agua sin suavizar. Si se titulan muestras de igual volumen bajo las mismas condiciones, el volumen,

booksmedicos.org

v, de EDTA requerido para la titulación es una medida de la dureza de la muestra. Una comparación de los volúmenes de EDTA requeridos para la titulación de la muestra de agua suavizada y sin suavizar provee una medida de la eficiencia de la resina, así:

$$\%\text{ de eficiencia} = \frac{V_{\text{EDTA (agua dura)}} - V_{\text{EDTA (agua suavizada)}}}{V_{\text{EDTA (agua dura)}}} \times 100$$

Cálculos necesarios en el análisis

La ecuación (1) representa la reacción que se utiliza para detectar la presencia de los iones de calcio y magnesio en el agua. Al terminar la titulación se mide el volumen de la solución valorada de H_2EDTA^{2-} que se utilizó para que reaccionaran todos los iones de calcio y magnesio presentes. Los moles de H_2EDTA^{2-} que reaccionaron estarán dados por la ecuación:

$$n_{EDTA} = M_{EDTA} \times V_{EDTA}$$

La estequiometría de la reacción (1) indica que un mol de H_2EDTA^{2-} reacciona con un mol de iones M^{2+}. Por tanto, los moles de M^{2+} serán iguales a los moles de H_2EDTA^{2-}, así:

$$n\ M^{2+} = n_{H_2EDTA^{2-}} \times \frac{1\text{ mol } M^{2+}}{1\text{ mol } H_2EDTA^{2-}}$$

Para calcular la molaridad de los iones de calcio y magnesio en la muestra de agua debemos dividir el número de moles de estos iones entre el volumen, expresado en litros, de la muestra de agua analizada:

$$M\ M^{2+} = \frac{n\ M^{2+}}{V_{\text{L muestra agua dura}}}$$

Los ingenieros de calidad de agua suelen expresar la dureza del agua en unidades equivalentes a partes por millón de $CaCO_3$ (ppm de $CaCO_3$), lo que es equivalente a mg de $CaCO_3$/L, así:

$$\text{ppm de } CaCO_3 = \frac{\text{mg de } CaCO_3}{L}$$

Una parte por millón se define usualmente como los mg de soluto presentes en un millón (10^6) mg de solución. Si la solución está muy diluida la densidad de la solución es equivalente a la del agua (1.0 g/mL), por lo que la masa de 1 L de solución es 1,000 g o 10^6 mg, y por tanto:

$$\text{ppm de } CaCO_3 = \frac{\text{mg de } CaCO_3}{10^6\text{ mg solución}}$$

Se presume arbitrariamente y por conveniencia, que todos los iones presentes son derivados de $CaCO_3$, cuya masa molar es 100.1 g/mol. Para convertir el resultado de molaridad a ppm (mg de $CaCO_3$ /L):

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de } CaCO_3}{L} = \frac{\text{moles } Ca^{2+}}{L} \times \frac{1\text{ mol de } CaCO_3}{1\text{ mol } Ca^{2+}} \times \frac{100.1\text{ g } CaCO_3}{1\text{ mol } CaCO_3} \times \frac{1\text{ mg } CaCO_3}{10^{-3}\text{ g } CaCO_3}$$

booksmedicos.org

Por ejemplo, al titular una alícuota de 10.00 mL de agua dura, se consumieron 1.60 mL de Na_2H_2EDTA 0.0108 M. Para calcular la molaridad de los iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} en el agua analizada:

$$1.60 \times 10^{-3}\,\text{L}\ Na_2H_2EDTA \times \frac{0.0108\ \text{mol}\ Na_2H_2EDTA}{\text{L}} \times \frac{1\ \text{mol}\ M^{2+}}{1\ \text{mol}\ Na_2H_2EDTA^{2-}}$$

$$= 1.73 \times 10^{-5}\ \text{mol}\ M^{2+}$$

$$M_{\text{agua dura}} = \frac{1.73 \times 10^{-5}\ \text{mol}\ M^{2+}}{10.00 \times 10^{-3}\ \text{L agua dura}} = 1.73 \times 10^{-3}\ \text{M}$$

Para expresar esta concentración en términos de partes por millón (ppm) de $CaCO_3$:

$$\frac{1.73 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ Ca^{2+}}{\text{L}} \times \frac{1\ \text{mol de}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ Ca^{2+}} \times \frac{100\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \times \frac{1\ \text{mg}\ CaCO_3}{10^{-3}\ \text{g}\ CaCO_3} = 173\ \text{ppm}$$

Descripción del experimento

En este experimento se analizan muestras de agua de diferentes procedencias, para establecer su dureza relativa. Para lograrlo se titulan muestras de 10.00 mL de agua con una solución valorada de Na_2H_2EDTA. Con los datos de la titulación se calcula la concentración de iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} en el agua analizada.

También se utiliza el método de intercambio iónico para suavizar una muestra del agua analizada, por medio de una resina de intercambio catiónico en la forma de H^+. Luego se titulan muestras del agua suavizada, bajo las mismas condiciones en que se tituló el agua dura, para establecer la eficiencia del método utilizado.

Recomendaciones para llevar a cabo el procedimiento

1. Trabajar en grupos de cuatro estudiantes.
2. Cada grupo decidirá estudiar muestras de agua (**excepto agua de mar**), según una de las siguientes opciones:
   a. De diferentes cuerpos de agua (río, lago, pozo, manantial) de una misma zona geográfica.
   b. Del mismo tipo de cuerpo de agua (río, lago, pozo, manantial) de diferentes zonas geográficas.
   c. Agua potable de diferentes zonas geográficas.
   d. Varios tipos de agua embotellada (**excepto agua destilada,** ni la que esté purificada mediante **osmosis inversa**).
3. Cada estudiante es responsable de traer aproximadamente 200 mL del tipo de agua asignada por el grupo, según la opción escogida.
4. Cada vaso de precipitado con resina debe tratarse previamente con HCl para asegurarse de que la resina esté activa (en su forma de H^+).
5. Durante el periodo de espera mientras se suaviza el agua, se debe comenzar la titulación del agua dura.

booksmedicos.org

Procedimiento

Por su seguridad:
Maneje el HCl con sumo cuidado. Puede causar quemaduras químicas o dañar su ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con mucha agua el área afectada por varios minutos e informe al instructor inmediatamente.

Materiales

- bureta de 50 mL
- pipeta volumétrica de 10 mL
- vaso de precipitado de 150 mL
- probeta de 100 mL
- embudo con tallo
- matraz erlenmeyer de 125 mL
- gotero
- solución valorada de Na_2H_2EDTA aproximadamente 0.0100M
- papel litmus azul
- resina de intercambio catiónico
- HCl 6M
- solución amortiguadora de pH = 10
- indicador Calmagita.

I. Preparación de la resina y suavización de muestra de agua dura

1. Pese alrededor de 5 g de resina y sírvala en un vaso de precipitado de 150 mL.
2. Utilizando un gotero, añada HCl 6M hasta que cubra justamente la resina y déjela reposar por dos minutos.
3. Para remover el exceso de ácido, lave la resina cuatro veces, añadiendo porciones de 100 mL de agua destilada, medidos en la probeta. Luego de añadir cada porción de agua, espere a que la resina se deposite nuevamente en el fondo, decante cuidadosamente el líquido que está sobre la resina y descártelo en un vaso de precipitado de desperdicios (recuerde que el líquido sobrenadante descartado es ácido).
4. Añada una quinta porción de 100 mL de agua a la resina pero antes de decantar, pruebe la acidez de la solución con papel litmus azul. Si el papel permanece azul, decante el último lavado y la resina está lista para usarse con la muestra de agua que se va a suavizar. Si el papel se torna color rosa, repita el procedimiento de lavado hasta que el papel tornasol mantenga su color azul y decante el lavado final.
5. Mida en la probeta alrededor de 50 mL del agua dura que está analizando y añádalos al vaso de precipitado que contiene la resina. Deje el agua en contacto con la resina por lo menos 10 minutos.
6. Decante el agua suavizada a un envase limpio, seco y debidamente rotulado, para ser titulada en la tercera parte del procedimiento.
7. Devuelva la resina al instructor, ya que esta puede reactivarse mediante el tratamiento con HCl y utilizarse nuevamente.

II. Titulación de muestras de agua dura

1. Prepare la bureta de la forma apropiada y llénela con la solución valorada de Na_2H_2EDTA. Anote la lectura inicial de la bureta y la concentración exacta de la solución valorada.
2. Utilizando la pipeta volumétrica, mida una alícuota de 10 mL del agua dura que va a analizar, y sírvala en un matraz erlenmeyer de 125 mL, debidamente rotulado. Esta será la muestra No. 1.

booksmedicos.org

3. Añada a la muestra No. 1 los siguientes reactivos: 1 mL de solución amortiguadora de pH = 10 y 2 gotas del indicador Calmagita. La solución debe tornarse rosa. (Si se torna azul, el agua **no** es dura y no sirve para el análisis. En tal caso consulte con su instructor.)
4. Titule la muestra añadiendo cuidadosamente Na_2H_2EDTA de la bureta, hasta que con la adición de una gota de titulante cambie de rosa a azul.
5. Repita los pasos 2 a 4 con otras dos muestras.

III. Titulación de muestras de agua suavizada

Repita el procedimiento de la segunda parte (Titulación de muestras de agua dura), pero en el paso 2, mida alícuotas del agua tratada con la resina, obtenida de la parte I del procedimiento.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Análisis de agua dura: formación de iones complejos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. ¿Qué significa el término "agua dura"?

2. ¿A qué se puede atribuir el que las aguas naturales se tornen duras?

3. ¿Qué tipo de reacción química de los iones de calcio y magnesio es utilizada para analizar agua dura?

4. ¿Cuál es el ligando que se utilizará en el análisis de los iones de calcio y magnesio?

5. Al titular agua dura con la solución de la sal Na_2H_2EDTA:

   a. Escriba la ecuación de la reacción que ocurre.

   b. ¿En qué medio ocurre la reacción, ácido o básico?

   c. ¿Qué se debe añadir a la muestra que se analiza para mantener el pH apropiado?

booksmedicos.org

d. ¿Cuál es el nombre del indicador que se utiliza en la titulación y cuál es el cambio en color que se observa en el punto final?

6. Para suavizar el agua dura:

a. ¿Qué método se utiliza en el experimento y cuál es el reactivo principal?

b. Describa brevemente el proceso.

7. Mencione dos efectos del agua dura en el diario vivir.

8. Al titular una muestra de 10.00 mL de agua dura, se consumieron 1.28 mL de Na_2H_2 EDTA 0.0105 M.

a. Calcule la molaridad de los iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} en el agua analizada.

b. Exprese esta concentración en términos de partes por millón (ppm) de $CaCO_3$.

booksmedicos.org

Informe: Análisis de agua dura: formación de iones complejos

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Tipo de agua analizada por el grupo _____

Concentración de solución valorada de Na_2H_2EDTA _____

Volumen de alícuota de agua analizada (mL) _____

Escriba la reacción neta que ocurre al titular:

1. Titulación de muestras de agua dura.

Solución de agua dura	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Lectura final bureta (mL)			
Lectura inicial bureta (mL)			
Volumen de Na_2H_2EDTA descargado (mL)			

Volumen promedio de Na_2H_2EDTA descargado _____

Utilice el **volumen promedio** descargado para calcular:

booksmedicos.org

a. Los moles promedio de M^{2+} que reaccionaron.

b. La molaridad promedio de M^{2+} en el agua dura.

c. La molaridad promedio en términos de partes por millón (ppm) de $CaCO_3$.

2. Titulación de muestras de agua suavizada.

Solución de agua suavizada	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Lectura final bureta (mL)			
Lectura inicial bureta (mL)			
Volumen Na_2H_2EDTA descargado (mL)			

Volumen promedio de Na_2H_2EDTA descargado _____

booksmedicos.org

Utilice el **volumen promedio** descargado para calcular:

a. Los moles promedio de M^{2+} que reaccionaron.

b. La molaridad promedio de M^{2+} en el agua suavizada.

c. Porciento de eficiencia de la resina utilizada para suavizar el agua.

3. Recopilación de los resultados obtenidos por el grupo:

Estudiante	Tipo de agua	Molaridad de M^{2+} en el agua dura	Molaridad de M^{2+} en el agua suavizada	Porciento de eficiencia de la resina

a. Coloque las muestras en orden ascendente de dureza antes y después de suavizarlas y presente sus resultados utilizando una gráfica de barras. (**La gráfica debe entregarse con el informe.**)

booksmedicos.org

b. Resuma los resultados presentados en la gráfica y compare la dureza de las muestras de agua antes y después de suavizarlas.

booksmedicos.org

Experimento 22

Determinación de K_{PS} de una sal poco soluble

Objetivos

1. Determinar la solubilidad en agua de yodato de calcio, $Ca(IO_3)_2$.
2. Calcular la constante de producto de solubilidad, K_{ps}, de $Ca(IO_3)_2$

Teoría

Muchos compuestos iónicos, que generalmente son sólidos cristalinos, son solubles en agua. Durante el proceso de disolución, los iones que forman el cristal se separan al rodearse de moléculas de agua, que hidratan y estabilizan estos iones. Podemos visualizar la solución como una fase líquida donde los iones están disociados e hidratados.

Solubilidad

Para cada compuesto iónico, generalmente hay un límite con respecto a la cantidad que puede disolverse en una cantidad definida de agua a una temperatura dada. Es por eso que a estos compuestos se les puede medir una propiedad física llamada **solubilidad**. Esta propiedad expresa la cantidad máxima del compuesto que se puede disolver en una cantidad definida de disolvente a una temperatura dada. La solubilidad suele expresarse en unidades como g/100 mL de agua o en molaridad (M).

Cuando una solución contiene la cantidad máxima de soluto que se puede disolver a una temperatura dada se dice que está **saturada**. Es por eso que al determinar la concentración del soluto en una solución saturada, se está determinando la solubilidad del soluto en el disolvente.

Compuestos iónicos poco solubles

Existen algunos compuestos iónicos que son poco solubles en agua. A menudo se dice que son compuestos insolubles en agua. Cuando se coloca un exceso de una sal poco soluble en agua, se disuelve una pequeña cantidad y se pueden observar dos fases: la sal sólida que no se disolvió y la solución saturada de la sal, ya que contiene el máximo de sal que se pudo disolver.

En este sistema se establece un equilibrio dinámico entre el soluto sólido y el soluto disuelto. Es un equilibrio heterogéneo ya que hay presente más de una fase, en este caso una fase sólida y una fase líquida que contiene los iones disueltos. Cuando el sistema llega a equilibrio el sólido se disuelve con la misma rapidez que precipitan los iones de la solución para formar sólido.

Para estudiar un sistema en equilibrio es necesario establecer la ecuación que describe el equilibrio y conocer el valor de la constante de equilibrio. En el caso de equilibrio de solubilidad es importante recordar que las concentraciones de sólidos y líquidos puros no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio.

booksmedicos.org

Constante de producto de solubilidad, K_{ps}

La constante de equilibrio para el proceso de disolución se conoce como constante de producto de solubilidad, K_{ps}. Para la sal oxalato de calcio, CaC_2O_4, la ecuación de equilibrio para la solubilidad y la expresión para la constante de equilibrio son:

$$CaC_2O_4\,(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + C_2O_4{}^{2-}(ac)$$
$$K_{ps} = [Ca^{2+}]\,[C_2O_4{}^{2-}]$$

La constante K_{ps} es igual al producto de las concentraciones de los iones en equilibrio, cada concentración elevada a un exponente que es igual al número de cada ion en la fórmula del compuesto. Como toda constante de equilibrio, K_{ps} depende de la temperatura, pero su valor será constante a una temperatura específica.

Es importante notar que la constante K_{ps} se expresa en términos de la concentración molar de los iones en la solución saturada. Estas concentraciones de los iones están a su vez relacionadas con la solubilidad molar del compuesto iónico. La solubilidad molar es el número de moles del compuesto que se disolverían a una temperatura dada para producir un litro de solución saturada. Por la estequiometría de la reacción, si un litro de una solución saturada de CaC_2O_4 contiene **x** moles de cada ion, significa que se disolvieron **x** moles de la sal, así:

$$\text{solubilidad molar} = \text{moles de sal disueltos/1 L solución}$$
$$\text{solubilidad de } CaC_2O_4 = \mathbf{x}\ M = [Ca^{2+}] = [C_2O_4{}^{2-}]$$

Si se mide experimentalmente la solubilidad de una sal poco soluble en agua, se puede obtener la concentración de cada ion en la solución saturada y con estos datos se puede determinar el valor de K_{ps} para la sal. Note que la solubilidad de la sal será igual a la concentración del ion que esté en relación 1:1 con la fórmula de la sal poco soluble.

Ejercicio 22.1

Experimentalmente se determinó que a 25° C la solubilidad de $Cu(IO_3)_2$ es 3.1×10^{-3} M. Determine el valor de K_{ps} para $Cu(IO_3)_2$ a 25° C.

Solución

Con el dato de solubilidad sabemos que se disuelve 3.1×10^{-3} mol de $Cu(IO_3)_2$ para producir un litro de solución saturada. La fórmula del compuesto nos indica que por cada mol de $Cu(IO_3)_2$ que se disuelve, se produce un mol de Cu^{2+} y dos moles de $IO_3{}^-$. Al analizar el sistema en equilibrio podemos calcular el K_{ps}, así:

	$Cu(IO_3)_2\,(s) \rightleftharpoons$	$Cu^{2+}(ac)$	+	$2\ IO_3{}^-(ac)$
inicialmente		0		0
cambio (se disuelve x)		$+3.1 \times 10^{-3}$		$+2(3.1 \times 10^{-3})$
en equilibrio		3.1×10^{-3}		6.2×10^{-3}

$$K_{ps} = [Cu^{2+}]\,[IO_3{}^-]^2$$
$$K_{ps} = (3.1 \times 10^{-3})\,(6.2 \times 10^{-3})^2 = 1.2 \times 10^{-7}$$

Determinación de la concentración de un ion por titulación

En este experimento se estudia la sal poco soluble yodato de calcio, $Ca(IO_3)_2$. La solución saturada de la sal contiene iones de calcio, Ca^{2+}, y iones de yodato, $IO_3{}^-$. La ecuación de equilibrio para la solubilidad de $Ca(IO_3)_2$ es:

booksmedicos.org

	$Ca(IO_3)_2(s) \rightleftharpoons$	$Ca^{2+}(ac)$	+	$2\ IO_3^-(ac)$
inicialmente		0		0
cambio (se disuelve x)		+x		+2x
en equilibrio		x		2x

La expresión de su constante de equilibrio, K_{ps} es:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [IO_3^-]^2 = (x)\ (2x)^2$$

Como cada mol de $Ca(IO_3)_2$ que se disuelve produce un mol de Ca^{2+} y 2 moles de IO_3^-, podemos concluir que la solubilidad de $Ca(IO_3)_2$ será igual a $[Ca^{2+}]$ y ½ $[IO_3^-]$.

$$\text{solubilidad } Ca(IO_3)_2 = [Ca^{2+}] = ½\ [IO_3^-]$$

Una forma de investigar la concentración del ion yodato es titulando la solución saturada de la sal, con una solución valorada de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$, en presencia de yoduro de potasio, KI, y usando almidón como indicador. La función del KI es proveer el ion yoduro, I^-, que reacciona con el ion yodato presente, para formar I_2 de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$IO_3^-(ac) + 5\ I^-(ac) + 6\ H^+(ac) \rightarrow 3\ I_2(ac) + 3\ H_2O(l) \qquad (1)$$

En presencia del I_2 el almidón se torna color azul oscuro. Durante la titulación, al añadir $Na_2S_2O_3$ a la muestra analizada, el I_2 reacciona con el ion tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$, de acuerdo con la ecuación:

$$I_2(ac) + 2\ S_2O_3^{2-}(ac) \rightarrow 2\ I^-(ac) + S_4O_6^{2-}(ac) \qquad (2)$$

Según se va consumiendo el I_2, el color azul oscuro producido en la reacción (1) se hace cada vez menos intenso. La titulación continúa hasta que, con la adición de una gota de titulante, desaparezca completamente el color azul oscuro del almidón. Esto indica que se ha consumido todo el IO_3^- presente en la muestra analizada y se ha llegado al punto final de la titulación.

Al multiplicar la segunda ecuación por un factor de tres y sumarla a la primera, se obtiene la reacción neta que ocurre al titular, y que es la que se utiliza para el análisis estequiométrico, así:

$$IO_3^-(ac) + 6\ S_2O_3^{2-}(ac) + 6\ H^+(ac) \rightarrow I^-(ac) + 3\ S_4O_6^{2-}(ac) + 3\ H_2O(l) \qquad (3)$$

Con el volumen y la molaridad de la solución valorada de $Na_2S_2O_3$ utilizada en el proceso, se calculan los moles de $Na_2S_2O_3$ que reaccionaron. Por la estequiometría de la reacción neta se pueden obtener los moles de IO_3^- presentes en la solución analizada.

$$n\ IO_3^- = V_{L\ soln.\ Na_2S_2O_3} \times \frac{mol_{\ Na_2S_2O_3}}{L_{soln.\ Na_2S_2O_3}} \times \frac{1\ mol_{\ IO_3^-}}{6\ moles_{Na_2S_2O_3}}$$

Utilizando el volumen de la alícuota de la solución analizada, se puede calcular la molaridad de IO_3^- en la solución saturada, así:

$$M_{IO_3^-} = \frac{n\ IO_3^-}{V_{L\ soln.\ saturada}}$$

booksmedicos.org

Ejemplo de los cálculos necesarios

Al titular una alícuota de 5.00 mL de una solución saturada de $Ca(IO_3)_2$, se necesitaron 5.90 mL de solución valorada de $Na_2S_2O_3$ 0.0502 M para llegar al punto final. Calcule la solubilidad y el K_{ps} de $Ca(IO_3)_2$.

Solución

En primer lugar se calculan los moles de $Na_2S_2O_3$ que reaccionaron y los moles de IO_3^- presentes en la solución saturada, así:

$$n\ IO_3^- = 5.90 \times 10^{-3}\ L_{soln.} \times \frac{0.0502\ mol\ Na_2S_2O_3}{L_{soln.\ Na_2S_2O_3}} \times \frac{1\ mol\ IO_3^-}{6\ moles_{Na_2S_2O_3}} = 4.94 \times 10^{-5}\ mol\ IO_3^-$$

Se calcula $[IO_3^-]$ en la solución saturada, así:

$$[IO_3^-] = \frac{n\ IO_3^-}{V_{L\ soln.\ saturada}} = \frac{4.94 \times 10^{-5}\ mol\ IO_3^-}{5.00 \times 10^{-3}\ L} = 9.88 \times 10^{-3}\ M$$

Se calcula la solubilidad de $Ca(IO_3)_2$ utilizando la relación de los iones en un mol de la sal, así:

$$solubilidad\ Ca(IO_3)_2 = [Ca^{2+}] = \tfrac{1}{2}\ [IO_3^-] = \frac{9.88 \times 10^{-3}\ M}{2} = 4.94 \times 10^{-3}\ M$$

Finalmente se calcula el K_{ps} de $Ca(IO_3)_2$, así:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [IO_3^-]^2 = (4.94 \times 10^{-3})\ (9.88 \times 10^{-3})^2 = 4.82 \times 10^{-7}$$

Descripción del experimento

En primer lugar se prepara la sal poco soluble, $Ca(IO_3)_2$, por medio de una **reacción de precipitación** al mezclar soluciones de $Ca(NO_3)_2$ y KIO_3, así:

$$Ca(NO_3)_2(ac) + 2\ KIO_3(ac) \rightarrow Ca(IO_3)_2(s) + 2\ KNO_3(ac)$$

Luego de aislar el sólido por filtración, este se divide en dos partes iguales para preparar dos soluciones saturadas utilizando diferentes cantidades de agua. Una vez se preparan las soluciones saturadas, se separan del soluto no disuelto mediante filtración. Finalmente se analiza cada solución saturada titulando con una solución valorada de $Na_2S_2O_3$, para obtener la concentración del ion yodato presente. Conociendo la concentración de IO_3^-, se puede calcular la solubilidad en agua de la sal $Ca(IO_3)_2$ y su K_{ps}.

Procedimiento

Por su seguridad:

1. Utilice con cuidado todos los reactivos. Evite el contacto con los ojos, piel y ropa.
2. Maneje el HCl con cuidado. Puede causar quemaduras químicas y dañar su ropa. En caso de derrame sobre su piel, informe inmediatamente al instructor y lave con agua el área afectada por varios minutos.
3. Al finalizar el experimento vierta las soluciones en un envase designado para desperdicios.

booksmedicos.org

4. El KI sólido mancha de amarillo las superficies y la piel. Es recomendable que sólo el instructor maneje la sustancia.

Materiales

- vasos de precipitado de 150 mL, 100 mL y 50 mL
- matraces erlenmeyer de 125 mL
- embudo Büchner
- probeta de 100 mL
- botella de lavado
- espátula
- agitador de vidrio con tallo
- matraz de filtración
- embudo de vidrio
- papel de filtro
- pipeta volumétrica de 5 mL
- bureta de 50 mL
- $Ca(NO_3)_2$ 1 M
- KIO_3 0.2 M
- $Na_2S_2O_3$ valorado (concentración aproximada de 0.0500 M)
- KI sólido
- HCl 2 M
- almidón al 0.5% o roceador de almidón comercial

I. Preparación de $Ca(IO_3)_2$(s) y soluciones saturadas del compuesto

1. En un vaso de precipitado de 150 mL coloque 15 mL de $Ca(NO_3)_2$ 1 M y añada 35 mL de KIO_3 0.2 M, ambas soluciones medidas con la probeta.
2. Utilice un agitador de vidrio para mezclar las soluciones. Debe observar la formación de un precipitado blanco de $Ca(IO_3)_2$.
3. Deje reposar la mezcla por unos minutos mientras prepara el sistema de filtración. (Refiérase al Apéndice C.)
4. Obtenga un matraz de filtración con embudo Büchner y papel de filtro. Humedezca el papel con agua destilada y conecte el matraz de filtración al sistema de vacío. También se puede filtrar por gravedad utilizando el embudo de vidrio, aunque el proceso será más lento.
5. Filtre el precipitado de yodato de calcio. Utilice agua destilada de la botella de lavado para arrastrar los residuos del precipitado pegados a las paredes del vaso.
6. Lave el precipitado en el embudo Büchner con tres porciones de 2-3 mL de agua destilada.
7. Utilice una espátula para dividir el precipitado en el papel de filtro en dos porciones aproximadamente iguales. Coloque cada porción en un vaso de precipitado de 100 mL y rotule los vasos como No. 1 y No. 2.
8. Usando una probeta de 100 mL, añada 40 mL de agua destilada al vaso de precipitado No.1 y 80 mL de agua destilada al vaso de precipitado No. 2.
9. Agite vigorosamente el contenido de cada vaso utilizando un agitador individual para cada vaso. Mantenga cada agitador dentro del vaso correspondiente mientras deja reposar las mezclas por 30 minutos, agitándolas de vez en cuando.

Nota: Una vez los sistemas llegan a equilibrio, el objetivo es separar la solución saturada que rodea el soluto sin disolver, para analizar el contenido del ion yodato en la solución saturada mediante titulación. Asegúrese de que una vez preparadas las soluciones saturadas no introduzca agua durante el proceso de filtración o de sacar alícuotas para el análisis. Hacer esto alteraría la concentración de la solución que se va a analizar dando resultados erróneos.

booksmedicos.org

10. Rotule un vaso de precipitado de 50 mL limpio y seco como No. 1 y un vaso de precipitado de 100 mL como No. 2.
11. Monte el sistema para filtrar por gravedad utilizando un embudo de vidrio limpio y seco, debidamente preparado con su papel de filtro (Refiérse al Apéndice C).
12. Filtre cada solución de modo que el líquido filtrado caiga en el vaso correspondiente. Recuerde que en este momento no nos interesa el sólido, sino la solución saturada que cae en el vaso de precipitado.

II. Titulación de soluciones saturadas de $Ca(IO_3)_2$

1. Prepare la bureta de 50 mL en la forma apropiada y llénela con la solución valorada de $Na_2S_2O_3$. Anote la concentración de la solución y la lectura inicial de la bureta.
2. Utilizando una pipeta volumétrica de 5 mL, limpia y seca, o enjuagada con la solución que va a medir, mida tres alícuotas de la solución saturada No. 1 y sírvalas en tres matraces erlenmeyer de 125 mL debidamente identificados.
3. El instructor añadirá aproximadamente 0.8 g de KI sólido a cada muestra y 10 gotas de HCl 2M.
4. Al momento de titular cada muestra, añada 8 gotas de una solución de almidón al 0.5%. La solución se tornará de un color azul oscuro.
5. Titule cada muestra, agitando después de cada adición de solución titulante. El color se hará cada vez menos intenso. Titule hasta que la adición de una gota de titulante haga desaparecer totalmente el color. Anote la lectura final de la bureta.
6. Repita el procedimiento con tres alícuotas de la solución saturada No. 2.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Determinación de K_{ps} de una sal poco soluble

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Defina o explique:

   a. Equilibrio heterogéneo.

   b. Solución saturada.

   c. Solubilidad.

   d. K_{ps}.

2. Escriba la ecuación molecular de la reacción de precipitación que ocurre al mezclar soluciones de $Ca(NO_3)_2$ y KIO_3.

3. Escriba la ecuación del equilibrio de solubilidad entre $Ca(IO_3)_2(s)$ y sus iones en solución.

4. Escriba la expresión de K_{ps} para yodato de calcio.

booksmedicos.org

5. Escriba la ecuación neta de la reacción que ocurre al titular una solución que contiene el ion yodato con una solución valorada que contiene el ion tiosulfato.

6. ¿Qué indicador se utiliza en la titulación de la pregunta anterior y cuál es el cambio en color que se observa?

7. La solubilidad en agua de $PbI_2(s)$ es de 1.2×10^{-3} M.

   a. Escriba la ecuación del equilibrio y la expresión de K_{ps} para $PbI_2(s)$.

   b. Calcule el valor de K_{ps} de $PbI_2(s)$.

booksmedicos.org

Informe: Determinación de K_{ps} de una sal poco soluble

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

I. Titulación de soluciones saturadas.

Concentración de solución valorada de $Na_2S_2O_3$ _____

Volumen de alícuota de solución saturada analizada _____

Escriba la reacción neta que ocurre al titular:

A. Tabla de datos para la titulación de la solución saturada No. 1:

Solución saturada No. 1	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Lectura final bureta (mL)			
Lectura inicial bureta (mL)			
Volumen $Na_2S_2O_3$ descargado (mL)			

1. Calcule el] promedio de $Na_2S_2O_3$ que se descargó.

booksmedicos.org

2. Utilice el **volumen promedio** descargado para calcular:

   a. Los moles promedio de IO_3^- que reaccionaron.

   b. La molaridad promedio de IO_3^- en la solución saturada.

   c. La solubilidad molar promedio de $Ca(IO_3)_2$.

   d. El valor de K_{ps} promedio de $Ca(IO_3)_2$.

B. Tabla de datos para la titulación de la solución saturada No. 2:

Solución saturada No. 2	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Lectura final bureta (mL)			
Lectura inicial bureta (mL)			
Volumen $Na_2S_2O_3$ descargado (mL)			

booksmedicos.org

1. Calcule el volumen promedio de $Na_2S_2O_3$ que se descargó.

2. Utilice el **volumen promedio** descargado para calcular:

   a. Los moles promedio de IO_3^- que reaccionaron.

   b. La molaridad promedio de IO_3^- en la solución saturada.

   c. La solubilidad molar promedio de $Ca(IO_3)_2$.

   d. El valor de K_{ps} promedio de $Ca(IO_3)_2$.

booksmedicos.org

3. Conteste las siguientes preguntas.

   a. Compare los valores de solubilidad y K_{ps} obtenidos para las soluciones saturadas. Discuta si los dos valores deben ser iguales o distintos y por qué.

   b. ¿Qué efecto tendrá en los valores de solubilidad y K_{ps} obtenidos, si durante el procedimiento la solución saturada se mezcla con agua de envases húmedos antes de ser analizada?

booksmedicos.org

Experimento 23

Acción blanqueadora por oxidación-reducción

Objetivos

1. Determinar el porcentaje de hipoclorito de sodio en una solución blanqueadora comercial.
2. Expresar la fortaleza de la solución blanqueadora en términos de porciento de cloro disponible.

Teoría

Las soluciones blanqueadoras comerciales se preparan por la reacción entre el gas Cl_2 y una base. Al electrolizar una solución concentrada de NaCl fría, en el ánodo se produce el gas cloro, Cl_2, y en el cátodo se produce el gas hidrógeno, H_2, y el ión OH^-. Con agitación, el Cl_2 y el OH^- reaccionan para producir el ión ClO^- en solución, el cual constituye el componente activo del blanqueador líquido. Este proceso de preparación del ión ClO^- se puede representar con la ecuación:

$$Cl_2(ac) + 2OH^-(ac) \rightarrow ClO^-(ac) + Cl^-(ac) + H_2O(l)$$

En un blanqueador comercial el ión ClO^- está generalmente en forma de la sal NaClO. En solución acuosa el NaClO se disocia en sus iones Na^+ y ClO^-. La acción blanqueadora surge de la capacidad del ión ClO^- para actuar como agente oxidante, al reducirse al ión Cl^-. Al reaccionar con los agentes reductores presentes en las especies coloreadas o manchas presentes en la ropa, elimina las manchas al formar productos que son solubles en agua.

En la etiqueta de los blanqueadores comerciales de uso común, generalmente se informa un contenido de 5.25 % NaClO. Aunque el agente oxidante que reacciona es ClO^-, la fortaleza del blanqueador suele expresarse como porciento de cloro disponible y varía entre 1 y 5% en masa. El porciento de Cl_2 disponible expresa los gramos de cloro en 100 gramos de solución blanqueadora.

Detalles del análisis

Se puede determinar el contenido de ClO^- de una solución blanqueadora haciendo reaccionar un volumen conocido de la solución, con un **exceso** de un agente reductor como el ion I^-. El ion I^- se obtiene de la sal KI. Esta reacción de oxidación-reducción ocurre en medio ácido de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$ClO^-(ac) + 2\,I^-(ac) + 2\,H^+(ac) \rightarrow \underset{\text{marrón-rojizo}}{I_2(ac)} + H_2O(l) + Cl^-(ac) \qquad (1)$$

La reacción se completa cuando se consume totalmente el ion ClO^-, que es el reactivo limitante, ya que el I^- está en exceso. La evidencia visible de la reacción es el cambio de color de la solución, que pasa de incolora a tonalidades entre rojizas y marrón, debido a la formación

booksmedicos.org

de yodo, I_2, que es de ese color en medio acuoso. La cantidad de I_2 que se forme dependerá de la cantidad del ion ClO^- que reaccionó, de modo que investigando la cantidad de I_2 que se forma en la reacción (1), se puede calcular la cantidad de ClO^- presente en la muestra analizada. La ecuación nos indica que se forma 1 mol de I_2 por cada mol de ClO^- que reaccione.

Para determinar la cantidad de I_2 que se forma, se titula la mezcla de la reacción (1) con una solución estándar de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$. El ión $S_2O_3^{2-}$ es un agente reductor que reacciona cuantitativamente con el I_2 de acuerdo con la siguiente reacción:

$$\underset{\text{marrón-rojizo}}{I_2\,(ac)} + 2\,S_2O_3^{2-}(ac) \rightarrow 2\,I^-(ac) + S_4O_6^{2-}(ac) \qquad (2)$$

Según procede la reacción, la concentración de I_2 en la mezcla de reacción va disminuyendo, por lo que el color de la solución va cambiando a un amarillo claro al acercarse el punto estequiométrico. La reacción se completa cuando todo el I_2 formado en la reacción (1) se convierte a I^- y la solución se torna incolora. Como el cambio de color de amarillo claro a incoloro no es claramente distinguible, se hace difícil establecer el punto final a base de este cambio.

El punto final se hace más fácil de observar si a la mezcla de titulación se añade una pequeña cantidad de solución de almidón, cuando se torne del color amarillo claro. En este punto, cerca del punto estequiométrico, el poco I_2 que queda sin reaccionar, formará el complejo I_2 · almidón que es de color azul oscuro, así:

$$I_2\,(ac) + \text{almidón}\,(ac) \rightarrow \underset{\text{azul oscuro}}{I_2(ac)\cdot\text{almidón}} \qquad (3)$$

Al continuar la titulación, el $S_2O_3^{2-}$ que se sigue añadiendo reacciona con el I_2 del complejo hasta que se consume todo el I_2, se rompe el complejo y desaparece el color azul oscuro, señalando claramente el punto final.

Los moles de tiosulfato que reaccionaron se obtienen con el volumen de titulación y la concentración de la solución estándar de $Na_2S_2O_3$. Por la estequiometría de la reacción (2) se obtienen los moles de I_2 que reaccionaron y que se formaron en la reacción (1). Al conocer los moles de I_2, por la estequiometría de la reacción (1) se obtienen los moles ClO^- presentes en la muestra analizada.

El cloro disponible en el blanqueador se calcula como si fuera el cloro libre (Cl_2), en vez de ClO^-, el agente oxidante que reacciona con el ion I^-. El Cl_2 reaccionará con I^- de acuerdo con la reacción:

$$Cl_2\,(g) + 2\,I^-\,(ac) \rightarrow I_2\,(ac) + 2\,Cl^-\,(ac) \qquad (4)$$

Note que en las ecuaciones (1) y (4), un mol del agente oxidante (ClO^- o Cl_2) reacciona con dos moles de I^- para producir un mol de I_2. Esto implica que, en términos de capacidad oxidante, un mol de ClO^- es equivalente a un mol de Cl_2. Es por eso que en la industria se acostumbra expresar la fortaleza del agente oxidante del blanqueador como porciento de cloro disponible, así:

$$\%\text{ de }Cl_2\text{ disponible} = \frac{\text{gramos de } Cl_2}{\text{gramos de soln. blanqueadora}} \times 100$$

Descripción del experimento

Se diluyen 5 mL de la solución blanqueadora comercial que se analiza, hasta completar un volumen de 100 mL. Luego se titulan alícuotas de 10 mL de la solución diluida.

Para hacer la titulación, a la alícuota de solución blanqueadora se le añade agua destilada y un exceso de la sal KI, que es la que provee el ion I^-. Luego se acidifica la mezcla de reacción añadiendo HCl y se titula con una solución estándar de $Na_2S_2O_3$. Con los datos de la titulación

booksmedicos.org

y la estequiometría de las reacciones (1) y (2) se obtienen los moles y la molaridad de NaClO de la **solución diluida** que se tituló.

Con el volumen de la solución concentrada original que se diluyó, el volumen total diluido y la ecuación de dilución, se obtiene la concentración del blanqueador original. Finalmente, se utiliza la molaridad de la solución original del blanqueador y, presumiendo que la densidad del blanqueador comercial es aproximadamente 1.0 g/mL, se calcula el porciento de NaClO y el porciento de cloro disponible del blanqueador.

Ejemplo de los cálculos necesarios

En un experimento se diluyen 10.00 mL de la solución blanqueadora original hasta un volumen total de 100.0 mL. Al titular una alícuota de 10.00 mL de la solución diluida, se requirió un volumen de 13.60 mL de la solución estándar de $Na_2S_2O_3$ 0.1020 M. Calcule el porciento de NaClO y el porciento de Cl_2 disponible en la solución blanqueadora analizada.

Solución

En primer lugar se calculan los moles de $Na_2S_2O_3$ que reaccionaron con el I_2 producido en la reacción (1), así:

$$13.60 \times 10^{-3}\ \text{L soln.}\ Na_2S_2O_3 \times \frac{0.1020\ \text{mol}\ Na_2S_2O_3}{1\ L_{\text{soln.}}} = 1.387 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2S_2O_3$$

Por la estequiometría de las reacciones (1) y (2) se calculan los moles de NaClO, así:

$$1.387 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2S_2O_3 \times \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{2\ \text{mol}\ Na_2S_2O_3} \times \frac{1\ \text{mol NaClO}}{1\text{mol}\ I_2} = 6.935 \times 10^{-4}\ \text{mol NaClO}$$

Se calcula la molaridad de la solución diluida del blanqueador que se tituló, así:

$$M_{\text{soln. diluida}} = \frac{\text{moles NaClO}}{\text{V(L) alícuota titulada}} = \frac{6.935 \times 10^{-4}\ \text{mol NaClO}}{10.00 \times 10^{-3}\ \text{L}} = 0.06935\ \text{M}$$

Para calcular la molaridad de la solución original (sin diluir) del blanqueador, se utiliza la ecuación de dilución, ya que los moles de NaClO presentes en los 10.00 mL de la solución original tienen que estar presentes en los 100.0 mL de la solución diluida, así:

$$V_{\text{soln. conc.}} \times M_{\text{soln. conc.}} = V_{\text{soln. dil.}} \times M_{\text{soln. dil.}}$$

$$M_{\text{soln. conc.}} = \frac{0.06935\ \text{M} \times 100.0\ \text{mL}}{10.00\ \text{mL}} = 0.6935\ \text{M}$$

Para calcular el porciento en masa de NaClO en la solución blanqueadora original, se presume que la densidad de la solución es 1.0 g/mL. Se utiliza la molaridad de la solución concentrada (original) y la masa molar de NaClO (74.44 g/mol), así:

$$\%\ \text{de NaClO} = \frac{\text{gramos de NaClO}}{\text{gramos de soln. blanqueadora}} \times 100$$

$$\frac{0.6935\ \text{moles NaClO}}{1\text{L soln.}} \times \frac{74.44\ \text{g NaClO}}{1\ \text{mol NaClO}} \times \frac{1\ \text{L soln.}}{10^3\ \text{mL}} \times \frac{1\ \text{mL soln.}}{1.0\ \text{g soln.}} \times 100 = 5.2\ \%$$

booksmedicos.org

Para calcular el porciento de cloro disponible se utiliza el porciento de NaClO, la masa molar de NaClO (74.44 g/mol), la masa molar de Cl_2 (71.0 g/mol) y la equivalencia de 1 mol de ClO^- a 1 mol de Cl_2, en términos de capacidad oxidante, así:

$$\%\ \text{de Cl}_2\ \text{disponible} = \frac{\text{gramos de Cl}_2}{\text{gramos de soln. blanqueadora}} \times 100$$

$$\frac{5.2\ \text{g NaOCl}}{100\ \text{g soln.}} \times \frac{1\ \text{mol NaClO}}{74.44\ \text{g NaClO}} \times \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{1\ \text{mol NaClO}} \times \frac{71.0\ \text{g Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} \times 100 = 5.0\%$$

Procedimiento

Por su seguridad:

Las soluciones de KI al 10% y $Na_2S_2O_3$ 0.1 M son levemente irritantes a la piel. El blanqueador comercial y el HCl 6M son tóxicos y corrosivos. Pueden causar irritación en los ojos y en la piel. En caso de contacto con ellas, lave sus manos inmediatamente.

Materiales

- pipetas volumétricas de 5 y 10 mL
- bureta de 50 mL
- matraz volumétrico de 100 mL
- probeta de 10 mL
- probeta de 100 mL
- matraz erlenmeyer de 250 mL
- solución blanqueadora comercial
- KI al 10%
- HCl 6 M
- solución estándar de $Na_2S_2O_3$ 0.100 M
- almidón al 0.5%, preparado el mismo día o almidón en roceador para planchar

I. Titulación de la solución diluida de blanqueador comercial

1. Obtenga una bureta de 50 mL, prepárela de la manera apropiada y llénela con la solución estándar de $Na_2S_2O_3$. Anote la concentración exacta de la solución estándar y la lectura inicial de la bureta.
2. Con una pipeta volumétrica de 5 mL, mida una alícuota de la solución blanqueadora comercial y sírvala a un matraz volumétrico de 100 mL. Complete hasta la marca con agua destilada y agite bien la solución.
3. Utilizando probetas de 100 mL y 10 mL, mida 60 mL de agua destilada y 6 mL de KI al 10%, y sírvalos en un matraz erlenmeyer de 250 mL.
4. Utilizando otra pipeta volumétrica de 10 mL mida una alícuota de la solución diluida del blanqueador y añádala al matraz erlenmeyer de 250 mL.

Nota: La solución debe titularse inmediatamente después de añadir el HCl, ya que el KI también puede reaccionar con el O_2 del aire y producir I_2, induciendo a error en la determinación.

5. Utilizando una probeta, mida 2.0 mL de HCl 6 M y añádalos al matraz con la mezcla de reacción. Agite bien la mezcla moviendo el matraz en forma circular.

booksmedicos.org

6. Titule la mezcla de forma apropiada, añadiendo la solución de $Na_2S_2O_3$ de la bureta, hasta que la solución se torne amarillo claro.

Nota: El almidón se añade en este momento, casi al final de la titulación, ya que se descompone en presencia de ácido.

7. Añada 1 mL de la solución de almidón al 0.5%; la solución se torna azul oscuro. Continúe la titulación gota a gota y agitando hasta que, súbitamente la solución se torna incolora con la adición de una gota de titulante. Anote la lectura final de la bureta.
8. Repita los pasos 3 a 7 con otras dos muestras 10 mL de la solución diluida del blanqueador.

booksmedicos.org

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Acción blanqueadora por oxidación-reducción

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. ¿Cuál es el componente activo o agente oxidante que generalmente está presente en un blanqueador comercial líquido?

2. Para analizar la solución blanqueadora:

   a. Escriba la ecuación de oxidación-reducción entre el componente activo del blanqueador y el ion I^-.

   b. ¿Por qué es necesario añadir HCl a la mezcla de reacción?

   c. ¿Cuál es el color que adquiere la mezcla de reacción y a qué se debe?

3. Escriba la ecuación de oxidación-reducción que ocurre al titular la mezcla de la reacción anterior, con una solución estándar de $Na_2S_2O_3$.

4. ¿Cuál es el indicador que se utiliza en la titulación y cuál es el cambio de color que se observa en el punto final?

booksmedicos.org

5. La fortaleza de un blanqueador se expresa en términos de cloro disponible:

   a. Explique por qué, en términos de capacidad oxidante al reaccionar con el agente reductor I^-, un mol de ClO^- es equivalente a un mol de Cl_2.

   b. ¿Cuántos moles de cloro disponible hay por cada mol de ClO^- presente en un blanqueador comercial?

   c. ¿Cómo se calcula el porciento de cloro disponible?

6. Una muestra de 10.00 mL de solución blanqueadora reaccionó con un exceso de KI en solución ácida. Al titular la mezcla, la cantidad de I_2 que liberó, requirió 16.83 mL de $Na_2S_2O_3$ 0.0250 M para llegar al punto final.

   a. Calcule los moles de $Na_2S_2O_3$ que reaccionaron.

   b. Calcule los moles de ClO^- presentes en la solución blanqueadora.

   c. Calcule la molaridad de la solución blanqueadora.

booksmedicos.org

Informe: Acción blanqueadora por oxidación-reducción

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Datos de la preparación de la solución de blanqueador:

   Volumen de solución original (concentrada) (mL) _____

   Volumen total de solución diluida (mL) _____

2. Datos de la titulación.

   Molaridad de la solución estándar de $Na_2S_2O_3$ _____

   Volumen de alícuota analizada (mL) _____

Solución del blanqueador diluida	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Lectura final de la bureta (mL)			
Lectura inicial de la bureta (mL)			
Volumen de $Na_2S_2O_3$ utilizado (mL)			

3. Resultados de la titulación.

Solución del blanqueador diluida	Muestra No. 1	Muestra No. 2	Muestra No. 3
Moles de $Na_2S_2O_3$ que reaccionaron			
Moles de NaClO que reaccionaron			
Molaridad de la solución blanqueadora diluida			
Molaridad de la solución blanqueadora original			
Porciento NaClO en solución original			
Porciento Cl_2 disponible en solución original			

booksmedicos.org

4. Cálculos:

5. Preguntas:

   a. Escriba las ecuaciones del análisis:

   b. Mencione dos precauciones específicas que debe seguir en el procedimiento debido a la reactividad de las sustancias usadas para el análisis.

   c. ¿Cómo comparan sus resultados con el 5.25% NaClO y 5% de Cl_2 disponible que aparece en la etiqueta del blanqueador comercial? Explique si hay discrepancia.

   d. Si se anota por error una concentración de la solución estándar de $Na_2S_2O_3$ mayor que la real, ¿cómo se afectará el porciento de NaClO que se informe? Explique.

   e. Un estudiante prepara la mezcla que va a titular con una cantidad de KI(ac) menor que la requerida y con la solución de HCl. Luego de esto, procede a preparar su bureta. ¿cómo se afectará el porciento de NaClO que se informe? Explique.

booksmedicos.org

Experimento 24

Principios de electroquímica

Objetivos

1. Estudiar el proceso de electrólisis de una solución acuosa de la sal KI.
2. Construir varias celdas voltaicas y medir su voltaje.

Teoría

El estudio de la transformación entre energía química y energía eléctrica se conoce como **electroquímica**. Las baterías usadas en linternas, radios y relojes, entre otros, proveen energía que se obtiene de una reacción química. En una **batería** se le da uso práctico al flujo de electrones que ocurre entre el agente reductor (especie que dona electrones) y el agente oxidante (especie que acepta electrones), en una reacción de **oxidación-reducción**. Se separan las medias reacciones de oxidación y reducción en lo que se conoce como **medias celdas**, haciendo que los electrones fluyan por un circuito externo, en vez de transferirse directamente de un reactivo al otro.

La relación entre el cambio químico que ocurre en las reacciones de oxidación-reducción y energía eléctrica se estudia por medio de las **celdas electroquímicas**. Una celda electroquímica es un sistema que consiste de **electrodos** sumergidos en la solución de un electrolito, donde una reacción química usa o genera una corriente eléctrica. Existen dos tipos de celdas: **voltaicas** (**galvánicas)** y **electrolíticas**.

Una celda electrolítica es aquella donde, al aplicar una corriente eléctrica, ocurre una reacción **no espontánea,** mientras que en la celda voltaica o galvánica, al ocurrir una reacción **espontánea**, se genera una corriente eléctrica. Una batería es una fuente de energía, generalmente portátil, que consiste de una o más celdas voltaicas.

Celdas voltaicas

Una celda voltaica consiste de dos **medias celdas** que se conectan eléctricamente. En una media celda ocurre la media reacción de oxidación y en la otra ocurre la media reacción de reducción. Una media celda sencilla puede consistir de una vara de un metal sumergida dentro de una solución que contenga iones del metal. Por ejemplo, un pedazo de Zn metálico sumergido dentro de una solución de una sal que contenga iones de cinc, como $Zn(NO_3)_2$, constituyen una media celda que se conoce como **electrodo de cinc** y que se abrevia como $Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac)$.

Los electrodos de una celda voltaica se identifican como **ánodo** y **cátodo**. El ánodo es el electrodo donde ocurre la media reacción de oxidación. El cátodo es el electrodo donde ocurre la media reacción de reducción.

En una celda voltaica, al ánodo se le asigna signo negativo, ya que ahí se producen electrones al ocurrir la oxidación, que viajan por un circuito externo hacia el cátodo, que tendrá signo positivo.

booksmedicos.org

La figura 24.1 ilustra una celda voltaica constituida por el **electrodo de Zn** y el **electrodo de Cu**. Como Zn pierde electrones con mayor facilidad que Cu, los electrones se producen en el electrodo de Zn, al oxidarse el Zn(s) y fluyen por el circuito externo hacia el electrodo de Cu, donde se consumen al reaccionar con los iones Cu^{2+} que están en la solución, formando Cu(s).

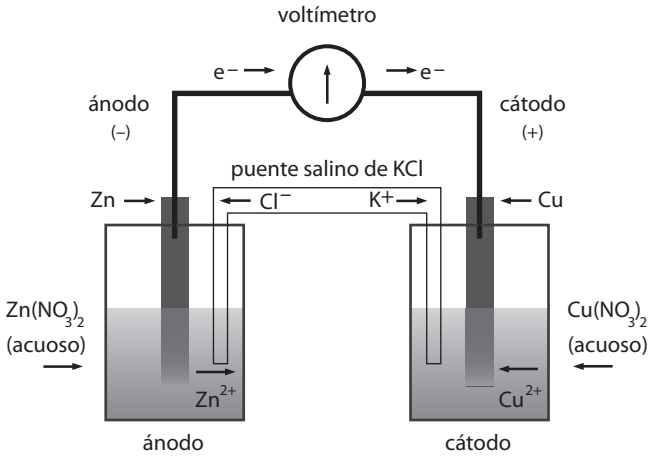


Figura 24.1 Esquema de celda voltaica que utiliza puente salino



Figura 24.2. Celda voltaica con envase poroso

Al sumar las medias reacciones se obtiene la reacción neta de la celda voltaica:

$Zn(s)$	$\rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$	media reacción de oxidación (ánodo)
$Cu^{2+}(ac) + 2e^-$	$\rightarrow Cu(s)$	media reacción de reducción (cátodo)
$Zn(s) + Cu^{2+}(ac)$	$\rightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$	reacción neta o total de la celda

Note que según progresa la reacción el Zn(s) pierde dos electrones y forma iones de Zn^{2+} que pasan a la solución, por lo que la vara de Zn sumergida se va consumiendo. Mientras tanto, en el electrodo de Cu, son los iones Cu^{2+} que están en la solución, los que reaccionan al recibir los dos electrones, formando Cu(s), que se deposita en la vara de Cu sumergida, aumentando su tamaño.

Para que una celda voltaica funcione, el circuito eléctrico debe completarse. Un alambrado externo provee el paso para que los electrones viajen del ánodo al cátodo. El circuito se completa cuando las soluciones que rodean los electrodos están en contacto de modo que puedan fluir iones de una media celda a la otra. Debido a que en la celda los electrones se mueven del ánodo al cátodo, la tendencia es a que en el cátodo, que recibe los electrones, se vaya acumulando carga negativa, mientras que en el ánodo, que pierde los electrones, se vaya acumulando carga positiva. Esta situación requiere que fluyan iones de la carga apropiada para balancear las cargas y completar el circuito.

El flujo de iones por el circuito interno debe ocurrir sin que se mezclen las soluciones de las medias celdas. Si algún ion Cu^{2+} entra en contacto con el Zn(s), se intercambian los electrones directamente, sin que se genere la corriente eléctrica que va por el circuito externo. Este cortocircuito hace que disminuya el voltaje y la celda se agota rápidamente.

Una forma de conectar las medias celdas sin que se mezclen las soluciones que rodean los electrodos, es utilizando un **puente salino**. El puente salino es un tubo que contiene un **electrolito** y que conecta las dos medias celdas. A través de este pueden fluir iones hacia las soluciones sin que estas se mezclen. En la figura 24.1 se observa que los iones Cl^- se mueven hacia el ánodo y los iones K^+ se mueven hacia el cátodo.

booksmedicos.org

Se utiliza una notación para describir celdas voltaicas de manera corta, usando los símbolos del metal y del ion que está en la solución que lo rodea. Se escribe primero el ánodo (metal y su ion en solución), y luego el cátodo (ion en solución y metal), separados por una doble línea que representa el puente salino que conecta las soluciones que rodean los electrodos. La celda de Zn y Cu se representa de la siguiente forma:

$$Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac) \mid\mid Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$$

Note que en los extremos de esta notación aparecen los terminales sólidos de la celda. Se utiliza una línea vertical para indicar la interfase entre el sólido y sus iones en solución.

Si una media reacción contiene un gas, se utiliza un material inerte (que no participa en la reacción), como terminal y como superficie donde ocurra la reacción. Un material inerte de uso común es platino, Pt. Por ejemplo, en una media celda que consiste del electrodo de hidrógeno, se burbujea $H_2(g)$ hacia una solución de H^+ en presencia de un terminal de Pt(s). Si la media celda de H_2 actúa como ánodo la notación será $Pt \mid H_2(g) \mid H^+(ac)$, pero si actúa como cátodo será $H^+(ac) \mid H_2(g) \mid Pt$.

Para representar una celda voltaica específica, es necesario incluir la concentración de las soluciones de iones y la presión de gases. Una celda formada por el electrodo de Zn y el electrodo de $H_2(g)$, en la que los iones se encuentran en una concentración 1.0 M y el gas a una presión de 1.0 atm, puede ser representada con la siguiente notación:

$$Zn(s) \mid Zn^{2+}(1.0\ M) \mid\mid H^+(1.0\ M) \mid H_2(1.0\ atm) \mid Pt$$

Fuerza electromotriz o voltaje de una celda voltaica

Al conectar los electrodos con un alambre, formando un circuito, los electrones fluirán por el alambre. Esto se debe a que existe una diferencia en energía potencial eléctrica entre los dos electrodos, o sea, las especies que se encuentran en los electrodos tienen distinta tendencia a oxidarse o reducirse. Los electrones fluirán espontáneamente del electrodo que tenga la especie con la mayor tendencia a oxidarse (perder electrones) hacia el electrodo que tenga la especie con mayor tendencia a reducirse (aceptar electrones). En otras palabras, los electrones fluirán espontáneamente desde el ánodo (en el que ocurre oxidación y se generan electrones) hacia el cátodo (en el que ocurre la reducción y se consumen los electrones).

En la celda Zn-Cu, el cinc actúa como ánodo, ya que se oxida con mayor facilidad que el cobre. La concentración de electrones en el electrodo de cinc será mayor, por lo que serán impulsados por la diferencia en potencial eléctrico hacia el electrodo de cobre. La diferencia en potencial o **voltaje** que se establece entre los electrodos de una celda voltaica se mide en voltios (V). La carga eléctrica que llevan los electrones, se mide en culombios (C), que es la unidad de carga eléctrica del **SI**.

La **constante de Faraday**, **F**, es la carga que corresponde a un mol de electrones. Es una unidad de carga que agrupa un número definido de culombios:

$$\mathbf{1\ F = 96{,}500\ culombios = carga\ de\ 6.02 \times 10^{23}\ electrones}$$

La diferencia de potencial o **voltaje máximo** entre los electrodos de una celda voltaica se conoce como **fuerza electromotriz** (**fem**) de la celda, $\mathbf{E_{celda}}$ y se mide con un instrumento que se llama **voltímetro o potenciómetro**. E_{celda} es una medida de la facilidad con que ocurre **la reacción de la celda**. La reacción que ocurre en la celda es el resultado de la contribución del ánodo, que depende de la facilidad con que el agente reductor pierde electrones en la media reacción de oxidación, y la contribución del cátodo, que depende de la facilidad con que el agente oxidante gane electrones en la media reacción de reducción. Estas contribuciones individuales al fem de la celda, se conocen como el **potencial de oxidación** ($\mathbf{E°_{ánodo}}$) y el **potencial de reducción** ($\mathbf{E°_{cátodo}}$).

booksmedicos.org

Para la celda Zn | Cu:

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^- \qquad E_{ánodo}$$

$$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s) \qquad E_{cátodo}$$

Podemos expresar E_{celda} como:

$$E_{celda} = \text{potencial de reducción} + \text{potencial de oxidación}$$

$$E_{celda} = E_{cátodo} + E_{ánodo}$$

El fem o E_{celda} depende de la **concentración** de las sustancias y de la **temperatura** de la celda. Es por eso que, para poder tabular datos electroquímicos que sean comparables, se miden en **condiciones termodinámicas estándar**, así:

P_{gas} = 1 atm

concentración de soluciones = 1 M

t = generalmente 25° C

la notación **E°** significa que el potencial se midió en condiciones estándar.
La información electroquímica de diferentes especies generalmente se representa en una tabla en la que se indican solamente los **potenciales de reducción**, $E°_{cátodo}$. Por esta razón en la tabla aparecen solamente las medias reacciones de reducción para diferentes agentes oxidantes, cada una con su valor de E°. Una media reacción, según aparece en la tabla, nos da el potencial de reducción de la especie que aparece como reactivo de esa media reacción y que se está comportando como un agente oxidante. La especie que aparece como producto de esta media reacción se puede oxidar en el proceso inverso, por lo que, en ese proceso inverso, se comporta como agente reductor. Si se desea el potencial de oxidación de esta especie (la que aparece como producto de la media reacción en la tabla), debemos usar la reacción inversa o la opuesta a la que aparece en la tabla. El valor de este potencial, entonces tendrá signo algebraico opuesto al que aparece en la tabla para la reducción.

La forma usual de organizar estas tablas es en orden ascendente de valor de E° para las medias reacciones. Esto implica que en la parte superior de la tabla aparecerán las medias reacciones con valor menor de E°, y que tendrán la menor tendencia a ocurrir. A medida que nos movemos hacia abajo en la tabla, aumenta el valor de E°, indicando que aumenta la facilidad con que ocurre la media reacción de reducción. Esto quiere decir que, en estas tablas, los peores agentes oxidantes se encontrarán en la parte superior de la tabla y los mejores agentes oxidantes estarán en la parte inferior.

Con la tabla de valores de potenciales de reducción se puede calcular $E°_{celda}$. Para la celda Zn-Cu, las medias reacciones son:

$$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s) \quad \text{(media reacción de reducción)}$$

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^- \quad \text{(media reacción de oxidación)}$$

De la tabla obtenemos la siguiente información:

$$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s) \qquad E°_{tabla} = 0.34 \text{ V}$$

$$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E°_{tabla} = -0.76 \text{ V}$$

Como en la celda el cinc se oxida, será necesario utilizar la reacción inversa a la que aparece en la tabla, y $E°_{tabla}$ tendrá el signo algebraico opuesto. Esto implica que se puede obtener el

booksmedicos.org

$E°_{celda}$ utilizando directamente los valores que aparecen en la tabla, pero utilizando el signo opuesto para el del ánodo. El $E°_{celda}$ se obtendrá sustituyendo los valores de la tabla en la siguiente expresión:

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} + (-E°_{ánodo})$$

o lo que es lo mismo:

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo}$$

al sustituir los valores de la tabla obtenemos:

$$E°_{celda} = 0.34\ V - (-0.76\ V) = 1.10\ V$$

Para que una reacción redox ocurra espontáneamente, el potencial de la reacción debe ser positivo. Por tanto, en una celda voltaica, el $E°_{celda}$ debe ser positivo. Utilizando esta información podemos usar la tabla de potenciales para predecir el cátodo y el ánodo en una celda voltaica. Por ejemplo, si deseamos construir una celda voltaica utilizando plata y cinc como electrodos, encontraremos la siguiente información en la tabla:

$$Ag^+(ac) + 1e^- \rightarrow Ag(s) \qquad E°_{tabla} = 0.80\ V$$

$$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E°_{tabla} = -0.76\ V$$

Note que el valor de E° es mayor para la reducción de Ag^+ que para la reducción de Zn^{2+}. Esto indica que Ag^+ tiene mayor tendencia a reducirse que el Zn^{2+}, por lo que en la celda, la media reacción de reducción será la de plata, tal como aparece en la tabla y la plata será el cátodo. El cinc será la especie que se oxida y será el ánodo en la celda. Para la celda de plata y cinc el potencial de la celda estará dado por la expresión:

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo}$$

$$E°_{celda} = 0.80\ V - (-0.76\ V) = 1.56\ V$$

Ecuación de Nernst

El químico alemán Walter Nernst, derivó una ecuación para hallar el potencial de una celda que no esté en condiciones estándar (E_{celda}). Esta ecuación, que se conoce como la **ecuación de Nernst**, utiliza el valor de $E°_{celda}$, y las concentraciones de los iones:

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{2.303\ RT \log Q}{nF}$$

donde:

E_{celda} = potencial de la celda en condiciones no estándar

$E°_{celda}$ = potencial de la celda en condiciones estándar

R = 8.31 J/K · mol

T = temperatura en K

Q = cociente de reacción (expresión equivalente a la de la constante de equilibrio)

n = número de electrones transferidos

F = constante de Faraday = 96,500 C

booksmedicos.org

Si la temperatura a la que se tiene la celda es 25° C (298 K), al sustituir los valores apropiados de R, F y T, la expresión se simplifica a:

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0.0592 \log Q}{n}$$

Con esta ecuación podemos calcular el potencial de una celda que no está en condiciones estándar si se conoce el valor de $E°_{celda}$ y la reacción total o neta que ocurre. Note que esta ecuación demuestra que el potencial de una celda disminuye según progresa la reacción, ya que según aumentan los productos y disminuyen los reactivos, aumenta el cociente de reacción, Q.

Ejercicio 24.1

Determine el potencial de la siguiente celda voltaica a 25° C, si el potencial estándar de la celda es 1.10 V.

$$Zn(s) \,|\, Zn^{2+}\,(1.00 \times 10^{-5}\ M) \,||\, Cu^{2+}\,(0.100\ M) \,|\, Cu(s)$$

Solución

La ecuación de la reacción que ocurre en la celda es: $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$, por lo que Q será:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = \frac{1.00 \times 10^{-5}}{0.100} = 1.00 \times 10^{-4}$$

El número de electrones transferidos en la reacción es de 2, por lo que n = 2.

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0.0592 \log Q}{n} = 1.10 - \frac{0.0592 \log (1.00 \times 10^{-4})}{2}$$

$$E_{celda} = (1.10 + 0.12)\ V = 1.22\ V$$

Celdas de concentración

Se puede establecer una celda voltaica con dos medias reacciones iguales, si las soluciones que rodean los electrodos tienen diferente concentración. Si las concentraciones de las dos soluciones (c_1 y c_2) fueran iguales ($c_1 = c_2$), las medias celdas serían iguales, el potencial de oxidación sería igual al de reducción, pero con signo contrario, y se anularían mutuamente. No se genera ningún voltaje en la celda, $E°_{celda} = 0$. Sin embargo, si las concentraciones de las soluciones fueran distintas ($c_1 \neq c_2$), ocurriría una reacción espontánea generando un potencial para la celda. Este tipo de celda voltaica se conoce como **celda de concentración**.

La tendencia natural en la celda será a igualar las concentraciones de los iones en ambos electrodos. Esto implica que el flujo de electrones será del electrodo de menor concentración de iones al electrodo de mayor concentración. En el electrodo de menor concentración de iones ocurre la oxidación y el metal se convierte en su ion, aumentando la concentración de iones en ese electrodo. Al convertirse en su catión el metal libera electrones que se moverán hacia el electrodo de mayor concentración de iones. En este ocurre la reducción y los iones se convierten en el metal, disminuyendo la concentración de iones en ese electrodo. En otras palabras, el ánodo, que es el electrodo en el que ocurre la oxidación, será el electrodo que tenga la solución más diluida. El cátodo a su vez, será el electrodo que contenga la solución más concentrada y será el electrodo en el que ocurrirá la media reacción de reducción. Para una celda

booksmedicos.org

de concentración de cobre en la que c_2 es mayor que c_1 ($c_2 > c_1$), las reacciones que ocurrirán serán las siguientes:

$Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(c_1) + 2e^-$	media reacción de oxidación (en el ánodo)
$Cu^{2+}(c_2) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	media reacción de reducción (en el cátodo)
$Cu^{2+}(c_2) \rightarrow Cu^{2+}(c_1)$	reacción neta de la celda

La fuerza electromotriz o potencial en la celda de concentración se puede calcular utilizando la ecuación de Nernst. Como ya hemos visto, en el caso de las celdas de concentración $E°_{celda} = 0$. La ecuación de Nernst se convierte entonces en la siguiente expresión:

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0.0592 \log Q}{n} = 0 - \frac{0.0592 \log Q}{n}$$

$$E_{celda} = - \frac{0.0592 \log Q}{n}$$

Ejercicio 24.2

Determine E_{celda} para una celda de concentración de cobre, en la que las concentraciones de las soluciones de cobre en los electrodos son 0.010 M y 1.0 M.

Solución

La oxidación ocurrirá en el electrodo de menor concentración (0.010 M), mientras que la reducción ocurrirá en el electrodo de mayor concentración (1.0 M). Las medias reacciones y la ecuación neta de la celda son:

$Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(0.010\ M) + 2e^-$	media reacción de oxidación (ánodo)
$Cu^{2+}(1.0\ M) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	media reacción de reducción (cátodo)
$Cu^{2+}(1.0\ M) \rightarrow Cu^{2+}(0.010\ M)$	reacción neta de la celda

Se observa que son dos (n = 2) los electrones transferidos. Para sustituir en la ecuación de Nernst se obtiene el valor de Q:

$$Q = \frac{[Cu^{2+}\ (0.010\ M)]}{[Cu^{2+}\ (1.0\ M)]} = \frac{0.010\ M}{1.0\ M}$$

Al hacer la sustitución en la ecuación de Nernst se obtiene:

$$E_{celda} = - \frac{0.0592}{2} \log \frac{0.010}{1.0} = 0.059\ V$$

Celdas electrolíticas

Una **celda electrolítica** es una celda electroquímica en la que se aplica una corriente eléctrica para hacer que ocurra una reacción que no es espontánea. El proceso de producir un cambio químico en una celda electrolítica se conoce como **electrólisis**. Muchas sustancias de importancia industrial como Al y Cl_2 (g), se producen comercialmente por medio de electrólisis.

El proceso de electrólisis se puede llevar a cabo con **sales fundidas**. Es necesario que la sal esté en forma líquida para que los iones tengan movilidad en la celda. Sabemos que una sal está formada por cationes y aniones. El catión tiene la capacidad de aceptar electrones y reducirse, su reducción será la media reacción en el cátodo. El anión tendrá la capacidad de donar electrones y oxidarse, su oxidación será la media reacción en el ánodo. Por ejemplo, para llevar a

booksmedicos.org

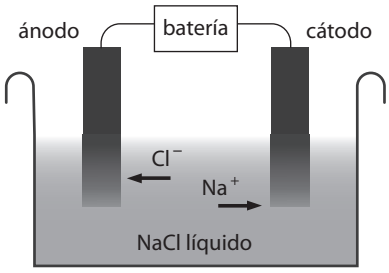


Figura 24.3 Esquema de celda electrolítica de NaCl fundido

cabo el proceso de electrólisis de la sal NaCl, se conectan cables desde una batería a electrodos que están sumergidos en NaCl líquido. Esto se ilustra en la figura 24.3.

Durante la electrólisis de NaCl(l), en el cátodo ocurre la media reacción de reducción, mientras que en el ánodo ocurre la media reacción de oxidación, así:

$Na^+(l) + e^- \rightarrow Na(l)$	media reacción de reducción (en el cátodo)
$Cl^-(l) \rightarrow \frac{1}{2} Cl_2(g) + e^-$	media reacción de oxidación (en el ánodo)
$Na^+(l) + Cl^-(l) \rightarrow Na(l) + \frac{1}{2} Cl_2(g)$	reacción neta de la celda

En 1931, Michael Faraday demostró que la **cantidad de producto** que se forma en los electrodos durante el proceso de electrólisis, depende de la **carga eléctrica** total que fluya por el circuito eléctrico. Las reacciones que ocurren en los electrodos muestran que hay una **relación estequiométrica** entre los electrones que participan en una media reacción y la cantidad de producto que se obtiene en el electrodo. Por ejemplo, para la electrólisis de NaCl(l) las medias reacciones son:

$$Na^+(l) + e^- \rightarrow Na(l) \text{ (en el cátodo)}$$

$$Cl^-(l) \rightarrow \frac{1}{2} Cl_2(g) + e^- \text{ (en el ánodo)}$$

Podemos ver que cada mol de electrones que llega al cátodo deposita un mol de átomos de sodio, y cada mol de electrones que sale del ánodo libera medio mol de moléculas de cloro. De esto podemos concluir que la cantidad de producto que se obtenga en cada electrodo va a depender del número de electrones que fluya por el circuito.

Se ha determinado que un mol de electrones tiene una carga total que equivale a 96,500 culombios. Esta cantidad de carga corresponde a un Faraday (F):

1 F = 96,500 culombios = carga de un mol de electrones

Durante la electrólisis de NaCl líquido, cada vez que por la celda pasa un mol de electrones, o sea la carga de 1F, se formará un mol de Na(l) en el cátodo y se liberará medio mol de $Cl_2(g)$ en el ánodo, según se desprende de la estequiometría de las medias reacciones.

Al llevar a cabo una electrólisis no es común medir directamente la carga que pasa por la celda. Generalmente se mide el **tiempo** (**t**) en que se pasa una cantidad dada de **corriente eléctrica** (**I**) a través de la celda. Si se conocen estas dos variables, I y t, se puede determinar la **carga eléctrica** (**q**) que fluyó en la celda. Para esto se multiplica la corriente eléctrica (I), por el tiempo (t) en que fluye. La corriente se mide en **amperios** (**A**), que es la unidad base del SI. El culombio, que es la unidad de carga del SI, equivale a un amperio · segundo.

$$\mathbf{q = I \times t}$$

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$$

booksmedicos.org

Por ejemplo, una corriente de 2 amperios fluyendo por 50 segundos equivale a una carga eléctrica de 100 culombios:

$$q = I \times t = 2\ A \times 50\ s = 100\ A \cdot s = 100\ C$$

Si se conoce la cantidad de sustancia que se produce en un electrodo y el tiempo que duró la electrólisis, se puede determinar la cantidad de corriente que fluyó. Del mismo modo, si se conoce la corriente que fluyó y el tiempo que duró la electrólisis, se puede calcular la cantidad de sustancia que se produce en alguno de los electrodos.

Ejercicio 24.3

Durante la electrólisis de NaCl líquido se pasa una corriente de 1.40 A durante una hora. Determine los gramos de Na(l) que se formarán en el cátodo.

Solución

Conociendo la corriente y el tiempo, en segundos, en que fluye, se puede determinar la carga eléctrica total que se aplicó para la electrólisis, así.

Corriente (I) : 1.40 A = 1.40 C/s

Tiempo (t): 1 hora = 3,600 s

Carga aplicada: $q = I \times t = 1.40\ C/s \times 3{,}600\ s = 5.04 \times 10^3\ C$

Utilizando la estequiometría de la media reacción que produce Na y la masa molar de sodio, se obtienen los gramos de sodio que se depositan, así:

$$5.04 \times 10^3\ C \times \frac{1\ mol\ e^-}{96{,}500\ C} \times \frac{1\ mol\ Na}{1\ mol\ e^-} \times \frac{23.0\ g\ Na}{1\ mol\ Na} = 1.20\ g\ Na$$

También se pueden electrolizar **soluciones acuosas de sales**. El proceso es más complejo ya que a veces el agua participa en las reacciones de los electrodos, oxidándose o reduciéndose.

Las medias reacciones de oxidación y reducción de agua que pueden ocurrir en el ánodo y el cátodo respectivamente, son las siguientes:

$2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(ac) + 4e^-$ media reacción de oxidación (en el ánodo)

$2\ H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(ac)$ media reacción de reducción (en el cátodo)

Note que la oxidación de agua produce el gas oxígeno y H^+, tornando ácida la solución, mientras que su reducción produce el gas hidrógeno y OH^-, tornando básica la solución.

Cuando se hace la electrólisis de una sal en solución acuosa, el agua participará en el proceso si se reduce con mayor facilidad que el catión de la sal o se oxida con mayor facilidad que el anión de la sal.

Descripción del experimento

En este experimento se establecen varias celdas voltaicas, incluyendo una celda de concentración y se mide el voltaje de cada una. La lectura obtenida en el voltímetro permite distinguir la polaridad o signo de cada electrodo en la celda voltaica. El voltímetro tiene dos terminales, uno se conecta al ánodo y el otro al cátodo de la celda. Cuando dichos terminales están conectados a los electrodos correctos, el voltímetro dará una lectura positiva. Una lectura negativa indica que se han intercambiado los electrodos.

booksmedicos.org

También se lleva a cabo la electrólisis de una solución acuosa de la sal yoduro de potasio (KI) en presencia del indicador fenolftaleína, midiendo el pH de la solución antes y después de la electrólisis. Con estas medidas se puede determinar la carga total de los electrones que participaron en el proceso.

Durante la electrólisis de KI(ac), las reacciones que ocurren en los electrodos y la reacción neta son:

$2\ I^-(ac)$	$\rightarrow I_2(ac) + 2\ e^-$	oxidación en el ánodo
$2\ H_2O(l) + 2e^-$	$\rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(ac)$	reducción en el cátodo
$2\ I^-(ac) + 2\ H_2O(l)$	$\rightarrow I_2(ac) + 2\ OH^-(ac) + H_2(g)$	reacción neta

Note que en un electrodo se produce el gas hidrógeno y en el otro yodo molecular. Una señal de que ha comenzado la electrólisis es que se observe la formación de burbujas de gas y el color rosa de la fenolftaleína en medio básico en uno de los electrodos, mientras que se observa la aparición del color marrón del I_2 disuelto en agua, en el otro electrodo.

Midiendo el pH de la solución antes y después del proceso de electrólisis, se pueden determinar los moles de OH^- que se formaron como producto de la electrólisis. Conociendo este valor, se puede usar la estequiometría de las medias reacciones y de la reacción neta para determinar las cantidades de otras especies que participaron en la reacción.

Para determinar la corriente promedio que fluyó a través de la celda electrolítica, se pueden utilizar los moles de electrones y el **tiempo** que duró la electrólisis, ya que

$$I = q/t$$

Procedimiento

Por su seguridad:

Utilice con cuidado todos los reactivos. Evite el contacto con los ojos, piel y ropa. En caso de derrames sobre su piel, lave con agua el área afectada por varios minutos. Informe el incidente al instructor. Al finalizar el experimento vierta las soluciones en un envase designado para desperdicios.

Materiales

- vasos de precipitado de 100 mL
- cristal de reloj
- tubo de vidrio en forma de U para puente salino o celda preparada con envase poroso
- electrodos de Zn, Cu, Fe, Mg y grafito (lápices debidamente preparados)
- metro de pH
- batería de 9 V con cables
- probeta de 100 mL
- voltímetro
- reloj de batería
- timbre o alarma
- fenolftaleína
- NaCl(s)
- indicador de repollo violeta
- soluciones 1.0 M de $Zn(NO_3)_2$, $Cu(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_3$ y KCl
- solución de KI 0.15 M
- solución de $Cu(NO_3)_2$ 0.001M
- soluciones de 0.5M Na_2SO_4 y $CuSO_4$

booksmedicos.org

I. Conversión de energía eléctrica en energía química: electrólisis

A. Electrólisis de una solución acuosa de KI.

1. Calibre el metro de pH con soluciones amortiguadoras de pH 7 y pH 10 de acuerdo con las instrucciones del instrumento.
2. Mida cuidadosamente 35 mL de solución de KI 0.15 M, usando una probeta de 100 mL, y sírvalos en un vaso de precipitado de 150 mL. Añada dos gotas de fenolftaleína.
3. Mida el pH de la solución. Anote el pH y calcule $[OH^-]$ en la solución.
4. Coloque dos electrodos de grafito (dos lápices debidamente preparados) dentro del vaso con la solución, de manera que no haya contacto entre ellos.
5. Conecte los cables de una batería de 9 V a los electrodos y anote la hora.
6. Observe la solución por varios minutos y anote sus observaciones.
7. Deje que la electrólisis continúe por un periodo de 15-20 minutos.
8. Una vez transcurrido este tiempo desconecte los cables de la batería y anote la hora.
9. Remueva los electrodos de la solución, examínelos cuidadosamente y anote sus observaciones.
10. Agite suavemente la solución dentro del vaso y mida nuevamente su pH. Calcule la nueva $[OH^-]$ en la solución. Con la concentración inicial y final de OH^- podrá calcular luego el cambio en la concentración de OH^- durante la electrólisis.
11. Descarte la solución en la botella de desperdicios que se provee y devuelva los electrodos.

B. Electrólisis de agua.

1. Obtenga un cristal de reloj limpio y añada agua destilada y un poco de cloruro de sodio.
2. Monte los electrodos de grafito: dos lápices debidamente conectados a una batería de 9 V.
3. Coloque la punta de los electrodos dentro de la mezcla, por lo menos durante un minuto. Observe las puntas de los lápices.
4. Remueva los electrodos y acérquese al cristal de reloj, abanicando los vapores hacia su nariz para percibir e identificar el olor.
5. Descarte la mezcla, lave el cristal de reloj y vierta sobre este indicador de repollo violeta un poco de cloruro de sodio.
6. Coloque nuevamente los electrodos y observe lo que sucede alrededor de las puntas de los lápices (electrodos).

II. Conversión de energía química en energía eléctrica: celdas voltaicas

Nota: Los electrodos de metales como Cu y Zn se pueden limpiar lijándolos con lana de acero o sumergiéndolos en una solución de HNO_3 6 M. Su instructor se encargará de esto si fuera necesario.

A. Celda No. 1 - $Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac) \mid\mid Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$.

1. Obtenga dos vasos de precipitado de 100 mL, limpios y debidamente rotulados. En uno de ellos, coloque alrededor de 40 mL de $Cu(NO_3)_2$ 1.0 M y en el otro, 40 mL de una solución de $Zn(NO_3)_2$ 1.0 M.

Nota: Para la construcción de la celda voltaica puede optar por utilizar un vaso de precipitado con su solución y electrodo, al cual se le coloca adentro otro envase de material poroso. En el envase poroso se coloca la segunda solución con su electrodo correspondiente. En este método **no tiene que usar puente salino (figura 24.2)**.

booksmedicos.org

2. Prepare el tubo en forma de U, que se utilizará como puente salino, llenándolo con la solución de KCl 1.0 M. Tape los extremos del tubo con algodón. (Opcional: si usa un envase poroso, puede omitir la preparación del puente salino.)
3. Coloque el puente salino entre los dos vasos, de modo que los extremos del tubo estén dentro de las soluciones, sin que toquen el fondo de los vasos.
4. Coloque un pedazo de cobre metálico en la solución de $Cu(NO_3)_2$ y un pedazo de cinc metálico en la solución de $Zn(NO_3)_2$.
5. Conecte los terminales del voltímetro, uno a cada electrodo. Si están conectados correctamente, el instrumento dará una lectura positiva. De no ser así, intercambie los electrodos.
6. Como sabemos que el Zn se oxida con mayor facilidad que Cu, en esta celda, el Zn actúa como ánodo y el Cu como cátodo. Rotule el terminal del voltímetro que debe conectarse al ánodo y el que debe conectarse al cátodo para obtener una lectura positiva.
7. Lea y anote el voltaje de la celda (E_{celda}).
8. Desconecte los terminales del voltímetro, desmonte la celda y descarte las soluciones en la botella de desperdicios. Mantenga todo el equipo en el lugar que le indicará su instructor.

B. Construya celdas voltaicas utilizando los siguientes pares de electrodos:

Celda No. 2	$Zn^{2+}(ac) \mid Zn(s)$	$Fe^{3+}(ac) \mid Fe(s)$
Celda No. 3	$Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$	$Fe^{3+}(ac) \mid Fe(s)$
Celda No. 4	Cu^{2+} (1M) $\mid Cu(s)$	Cu^{2+}(0.001M) $\mid Cu(s)$

1. Monte cada celda siguiendo los pasos 1 a 5 de la segunda parte (conversión de energía química en energía eléctrica: celdas voltaicas). Utilice los metales y las soluciones del catión correspondiente. Las soluciones de las celdas No. 2 y No. 3 son 1M. Las soluciones de la celda No. 4 tienen diferentes concentraciones.
2. Identifique el ánodo y el cátodo de cada celda.
3. Lea y anote el voltaje de cada celda (E_{celda}).
4. Desconecte los terminales del voltímetro, desmonte la celda y descarte las soluciones en la botella de desperdicios. Mantenga todo el equipo en el lugar que le indicará su instructor.

C. Construcción de celda no tradicional.

1. Monte una celda siguiendo los pasos 1 a 5 de la segunda parte (Conversión de energía química en energía eléctrica: celdas voltaicas), pero usando un electrodo de cobre con una solución de $CuSO_4$ 0.5 M y un electrodo de cinta de Mg con una solución de Na_2SO_4 0.5 M.
2. Identifique el ánodo y el cátodo de la celda utilizando el voltímetro.
3. Lea y anote el voltaje de la celda (E_{celda}).
4. Desconecte los terminales del voltímetro y conecte algún equipo pequeño (reloj, alarma y otros) a los electrodos de la celda. Anote sus observaciones.
5. Desmonte la celda y descarte las soluciones en la botella de desperdicios. Mantenga todo el equipo en el lugar que le indicará su instructor.

booksmedicos.org

Prelaboratorio: Principios de electroquímica

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

1. Distinga entre celda voltaica y celda electrolítica.

2. Distinga entre ánodo y cátodo.

3. ¿Qué es la fuerza electromotriz o fem de una celda voltaica?

4. Utilice la tabla de potenciales de reducción estándar, que aparece en su libro de texto, para describir una celda voltaica usando los electrodos de $Fe^{2+}(ac) \mid Fe(s)$ y $Ni^{2+}(ac) \mid Ni(s)$.

   a. Identifique el ánodo y el cátodo.

   b. Escriba la media reacción de reducción.

   c. Escriba la media reacción de oxidación.

booksmedicos.org

d. Escriba la reacción total o neta de la celda.

e. Calcule el potencial estándar de la celda ($E°_{celda}$).

5. Un estudiante llevó a cabo la electrólisis de una solución de KI por un periodo de 15 minutos. Calculó que se produjeron 8.5×10^{-4} moles de OH^-.

a. Escriba las dos medias reacciones y la reacción neta de la electrólisis.

b. Calcule la cantidad de carga eléctrica que fluyó.

c. Calcule la corriente eléctrica promedio que fluyó a través de la celda electrolítica.

booksmedicos.org

Informe: Principios de electroquímica

Nombre _____ Fecha _____

Instructor _____ Sección _____

Electrólisis de KI(ac).

A. Reacciones que ocurren:

En el ánodo: _____

En el cátodo: _____

Reacción neta: _____

B. Datos experimentales:

pH antes de la electrólisis: _____ pH después de la electrólisis: _____

Hora al comenzar electrólisis: _____ Hora al terminar electrólisis_____

Observaciones durante la electrólisis:

Volumen de solución electrolizada _____ L

Tiempo que duró la electrólisis _____ segundos

C. Cálculos:

booksmedicos.org

1. Utilice los valores de pH para calcular la concentración de OH^- antes y después de la electrólisis.

2. Determine el cambio en la concentración de OH^- durante la electrólisis.

3. Calcule los moles de OH^- producidos en la electrólisis.

4. Calcule la carga elécrica total (q) que fluyó por el circuito.

5. Calcule la corriente eléctrica promedio (I) que fluyó a través de la celda electrolítica.

6. Indique a qué se debe el color observado alrededor de uno de los electrodos en presencia de la fenolftaleina.

booksmedicos.org

D. Electrólisis de agua:

1. Complete la tabla usando como referencia las reacciones que ocurren en cada electrodo.

Reacciones	$2\,H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4e^-$ $2\,Cl^-(ac) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$	$2\,H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(ac)$
Ánodo o Cátodo		
Color		
Gases formados		

2. Celdas voltaicas.

Celda	Electrodos	Ánodo	Cátodo	E_{medido} (V)
No. 1	$Zn^{2+}(ac)\,\vert\,Zn(s)$ y $Cu^{2+}(ac)\,\vert\,Cu(s)$ $Cu^{2+}(ac)$			
No. 2	$Zn^{2+}(ac)\,\vert\,Zn(s)$ y $Fe^{3+}(ac)\,\vert\,Fe(s)$			
No. 3	$Cu^{2+}(ac)\,\vert\,Cu(s)$ y $Fe^{3+}(ac)\,\vert\,Fe(s)$ $Mg^{2+}(ac)$			
No. 4	$Cu^{2+}(1\,M)\,\vert\,Cu(s)$ y $Cu^{2+}(0.001\,M)\,\vert\,Cu(s)$			

– Utilice la tabla de potenciales de reducción estándar, que aparece en su libro de texto, para calcular $E°_{celda}$ de las cinco celdas estudiadas.

booksmedicos.org

– Escriba la reacción neta de cada celda voltaica estudiada y resuma los resultados de $E°_{celda}$ de la pregunta anterior, en la siguiente tabla:

Celda	Reacción neta	E_{medido} (V)	$E°_{calculado}$ (V)
No. 1			
No. 2			
No. 3			
No. 4			
No. 5	$Mg(s) + Cu^{2+}(ac) \rightarrow Mg^{2+}(ac) + Cu(s)$		

– Use la ecuación de Nernst para calcular E_{celda} para la celda de concentración de cobre.

– Para la celda de concentración de cobre (celda No. 4) compare el potencial medido con el potencial calculado usando la ecuación de Nernst. Comente por qué los valores son parecidos o por qué no lo son.

– ¿Cómo deben comparar los valores de E medido para las celdas No. 1, No. 2, No. 3 y No. 5 con los valores de E° calculados? Justifique su contestación.

booksmedicos.org

Apéndices

Apéndice A. Equipo común del laboratorio



Matraz erlenmeyer



Vaso de precipitado



Gradilla con tubos de ensayo



Embudo



Matraz volumétrico



Embudo Büchner y matraz de filtración

booksmedicos.org



Soporte de metal



Montaje para titulación



Bureta



Agarradera de bureta

booksmedicos.org

Apéndice B. El mechero

El mechero es uno de los instrumentos que se utiliza para calentar sustancias en el laboratorio. Su funcionamiento se basa en llevar a cabo una reacción de combustión, generalmente utilizando propano como el gas combustible. La energía liberada en esta reacción es la que se utiliza para calentar. En la figura B.1 se muestran las partes que componen un mechero:



Figura B.1. Mechero

Como se observa en la figura B.1, el mechero contiene dos válvulas de entrada. La válvula que está en la base del mechero, y que tiene forma de tornillo, permite la entrada del gas combustible que proviene de la fuente de gas del salón. El mechero se conecta a la fuente de gas del salón por medio de un tubo de goma. En la parte inferior del tubo cilíndrico del mechero hay otra válvula para abrir o cerrar unos orificios que permiten la entrada del aire que contiene el oxígeno requerido para la combustión. Manejando las dos válvulas en forma adecuada se puede obtener una mezcla de propano y oxígeno en la proporción apropiada para que la reacción sea completa. Cuando la combustión es completa se obtiene una llama azul. Para el caso de propano, la reacción de combustión se puede expresar con la ecuación:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g) + \text{Energía}$$

Note que los productos de la reacción completa de un hidrocarburo siempre serán bióxido de carbono y agua, ya que el reactivo sólo contiene los elementos carbono e hidrógeno para combinarse con el oxígeno.

Como ilustra la figura B.1, en el interior de la llama azul del mechero se nota un cono interior azul claro. La zona más caliente de la llama se encuentra justo encima de ese cono. Para lograr calentamiento máximo debe utilizarse esta zona.

Cuando la cantidad de oxígeno dentro del cilindro está limitada porque los orificios de entrada del aire no están suficientemente abiertos, se obtiene una llama amarilla. Esta llama amarilla indica que la combustión es incompleta, no hay suficiente oxígeno para completar la reacción. Cuando la combustión es incompleta además de CO_2 y H_2O se obtiene CO(g) y C(s). El monóxido de carbono (CO) es un gas tóxico. La evidencia de que se ha formado carbono sólido en la combustión es la presencia de hollín negro, el cual tizna el envase que se calienta.

booksmedicos.org

Es importante pues, al utilizar el mechero, aprender a manipular las dos válvulas de modo que se logre la mezcla apropiada de gas combustible y oxígeno para combustión completa.

Por su seguridad:

1. Antes de encender un mechero revise los alrededores para asegurarse de que no haya sustancias inflamables cerca.
2. Conecte el mechero a la toma de gas de tal modo que se faciliten sus movimientos para encenderlo.
3. Recoja el equipo de laboratorio para que no interfiera entre usted y el mechero.
4. No encienda el mechero colocándolo demasiado cerca de usted. Si por equivocación abre demasiado la entrada de gas combustible, al encenderlo el mechero dará un "fogonazo" y la llama será muy grande. Su cara debe estar suficientemente lejos y **su pelo debe estar recogido**.
5. Si el fósforo se apaga antes de que encienda el mechero, no olvide cerrar la llave de entrada de gas mientras hace preparativos para encenderlo de nuevo. Las llaves de gas abiertas dejan escapar el gas combustible al salón creando un potencial para fuego.
6. Antes de abandonar el salón compruebe que la toma de gas que utilizó, y las del resto de su mesa, queden cerradas.

Practique encendiendo el mechero hasta que domine la técnica. Puede guiarse con el siguiente procedimiento:

1. Revise el estado en que se encuentra el mechero. El tornillo de la base debe girar fácilmente hacia la derecha y hacia la izquierda. El cilindro debe girar fácilmente con respecto a la base para dejar expuestos los orificios de la entrada de aire.
2. Gire el tornillo de la base del mechero hacia la derecha para cerrar la válvula de entrada de gas combustible.
3. Cierre los orificios de entrada de aire girando el tornillo que está sobre la base del mechero.
4. Conecte la manga del mechero a la toma de gas combustible que se encuentra sobre la mesa de laboratorio. La toma de gas está cerrada cuando la llave se encuentra a 90º (en cualquier dirección) con respecto a la boquilla de salida del gas.
5. Abra completamente la toma de gas.
6. Encienda un fósforo y sosténgalo al lado de la boca del mechero con una mano, mientras usa la otra mano para girar levemente el tornillo de la base del mechero hacia la izquierda para abrir la válvula de entrada del gas combustible. Espere unos segundos y luego coloque el fósforo encendido cerca del tope del mechero. Si lo coloca sobre el tope, el flujo de gas dentro del cilindro puede apagar la llama antes de que se encienda el mechero. En caso de que se apague, utilice rápidamente el tornillo inferior para cerrar la entrada de gas mientras vuelve a encender un fósforo para intentar de nuevo.
7. La llama obtenida debe ser amarilla ya que los orificios de entrada de aire están cerrados. Gire la válvula de la base del cilindro hasta que los orificios queden expuestos. En este momento la llama debe tornarse azul. Observe la llama y localice el cono azul claro. Recuerde que la zona justo encima del cono azul claro es la zona más caliente de la llama. Para calentamiento fuerte coloque los objetos en esa región.
8. Una vez termine de usar el mechero, apáguelo **cerrando la toma de gas de la mesa** (moviéndola a 90º). No toque el tornillo de la base del mechero ya que estará caliente.

booksmedicos.org

Apéndice C. Algunos métodos de separación de los componentes de una mezcla

Introducción

Los materiales que nos rodean pueden clasificarse como **sustancias** o **mezclas** de sustancias. Una sustancia es un material cuyos componentes no pueden separarse por medio de **cambios físicos** para formar nuevos materiales.

Cada sustancia tiene un conjunto de propiedades que la caracterizan, sin importar su origen. Una sustancia puede ser un **elemento** o un **compuesto**. Un elemento es una sustancia que no puede ser descompuesta en sustancias más simples por ninguna reacción química. Un compuesto es una sustancia formada por combinación química de dos o más elementos.

Una **mezcla** es la combinación de dos o más sustancias que pueden separarse por **cambios físicos**. Las mezclas pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**. En una mezcla homogénea o **solución**, al mezclarse las sustancias no se pueden distinguir los componentes, se forma una sola fase (ejemplo: agua y azúcar). En una mezcla heterogénea se pueden distinguir sus componentes porque forman diferentes fases (ejemplo: aceite y agua).

Entre las tareas del **químico** está la identificación, separación y purificación de sustancias que se encuentran mezcladas. La diferencia en las propiedades de las sustancias permite desarrollar métodos para separarlas. Se utilizan propiedades físicas como punto de ebullición, solubilidad y densidad. Existen diferentes métodos para separar los componentes de una mezcla que se basan en las diferencias de propiedades de las sustancias mezcladas.

Decantación

El proceso de decantación se puede utilizar para separar **un sólido de un líquido**, aunque la separación no es completa. Esta técnica se utiliza cuando el sólido es suficientemente denso como para separarse del líquido y depositarse en el fondo del envase, si se deja reposar la mezcla (figura C.1). Luego se transfiere el líquido, llamado líquido **sobrenadante**, a un envase recibidor (figura C.2).



Figura C.1. Mezcla heterogénea de sólido y líquido



Figura C.2. Decantación

Se vierte el líquido lentamente, para no perturbar el sólido, guiándolo a lo largo del agitador hasta el punto que evite que se arrastre el sólido. Siempre quedará una cantidad mínima de líquido mezclado con el sólido.

booksmedicos.org

Filtración

El método de **filtración** se utiliza para separar **un sólido de un líquido**. Consiste en pasar la mezcla a través de un material poroso o filtro, que no permite el paso del sólido. Para esto se utiliza un embudo debidamente preparado con el material poroso, colocando un envase para recoger el líquido que pasa a través del filtro y que se conoce como **filtrado.**

El proceso de filtración puede ocurrir por gravedad, utilizando un sistema de embudo de vidrio, papel de filtro y envase recibidor. También se puede filtrar al vacío, montando un sistema de embudo Büchner, disco de papel de filtro y un matraz de filtración conectado por un tubo de goma al aspirador o fuente de vacío. La filtración al vacío es mucho más rápida que la filtración por gravedad.

El proceso de filtración por gravedad requiere preparar el papel de filtro (figuras C.3 a C.5). El círculo de papel se dobla por la mitad y luego se dobla casi por la otra mitad, dejando un ángulo de alrededor de 10°. Luego se corta un pedacito de la parte superior del doblez interior y se abre el cono formado.



Figura C.3.



Figura C.4.

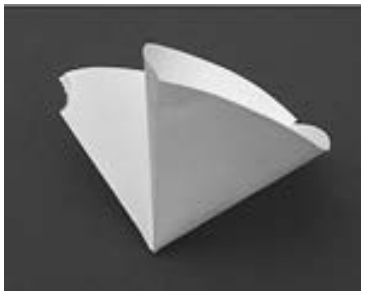


Figura C.5.

Se coloca el cono en el embudo, se humedece con el disolvente de la mezcla que se va a filtrar, que generalmente es agua, y se pega a la pared superior del embudo de modo que selle. Se coloca el sistema para filtrar de modo que la punta inferior del tubo del embudo toque la pared del envase recibidor, para evitar salpicaduras del filtrado.

Para filtrar, guíe el flujo de la mezcla con el agitador de vidrio colocado atravesando el tope del vaso de precipitado (figura C.6). Llene el embudo hasta cerca de dos terceras partes y trate de mantener un flujo continuo para que el tubo del embudo se mantenga lleno, lo que aligera el proceso de filtración.



Figura C.6. Técnica de filtración por gravedad



Figura C.7. Lavado del precipitado

booksmedicos.org

Para arrastrar el sólido que se queda pegado a las paredes del vaso de precipitado original y lavar el precipitado en el papel de filtro, se añade disolvente desde una botella de lavado (figura C.7)

Para filtrar al vacío (figura C.8) se coloca el círculo de papel de filtro de modo que cubra el fondo perforado del embudo Büchner.

El papel se humedece con el disolvente de la mezcla que se va a filtrar, se abre un poco la llave de agua del aspirador para sellar el papel aplicando una succión leve. Luego se abre completamente la llave de agua para crear succión completa. Para transferir la mezcla al embudo Büchner, arrastrar y lavar el precipitado, se utilizan las mismas técnicas que en la filtración por gravedad.

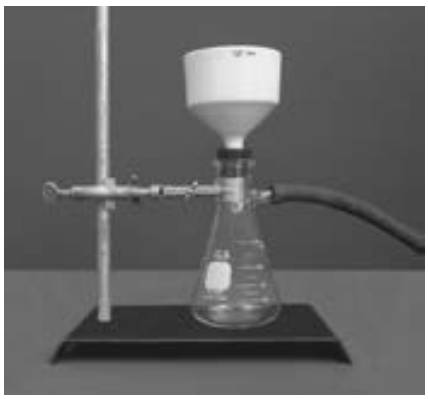


Figura C.8. Sistema de filtración al vacío

Extracción

El método de **extracción** consiste en remover una sustancia de una mezcla, utilizando su mayor **solubilidad** en un líquido específico. De este modo se pueden distinguir dos fases que pueden separarse. Para esto se utiliza una pieza de equipo que se conoce como **embudo de separación**. Este embudo contiene una llave en la parte inferior, que permite descargar a un envase recibidor, la fase que contiene la sustancia más densa (figura C.9). El método de extracción se usa ampliamente para aislar compuestos de fuentes naturales. La preparación de una taza de café o té involucra el proceso de extracción.



Figura C.9. Embudo de separación

booksmedicos.org

Evaporación

El método de **evaporación** se basa en las diferencias en puntos de ebullición de los componentes de una mezcla. Se puede utilizar cuando se tiene un sólido disuelto en un líquido y se quiere recuperar el sólido sin importar que se pierda el líquido. Esto se puede lograr calentando cuidadosamente el sistema o dejando que la evaporación ocurra espontáneamente por el periodo de tiempo que sea necesario.

Destilación

El método de **destilación** se puede usar para separar los componentes de una **mezcla líquida** si tienen **puntos de ebullición** muy diferentes. El método de destilación se basa en evaporar uno de los componentes, para luego condensarlo y recuperarlo en otro envase. Los otros componentes se quedan en el envase original. Esto requiere preparar un sistema para calentar y condensar (figura C.10).



Figura C.10. Sistema de destilación

booksmedicos.org