

Ciencia General a través de la indagación

Guía del Maestro

PASCO®

Ciencia General a través de la indagación

Escuela Secundaria

Guía del Maestro

Ciencia del siglo XXI

PASCO scientific

10101 Foothills Blvd.

Roseville, CA 95747-7100

Toll Free 800-772-8700

916-786-3800

Fax 916-786-8905

Copyright© 2013 por PASCO scientific

La compra de la Guía del docente y del CD que la acompaña incluye una licencia para el aula que autoriza a un docente en un centro educativo a reproducir desde los archivos de origen (modificados o como se encuentran) las versiones del estudiante de los experimentos para ser usados por sus estudiantes. Ninguna parte de esta publicación o del CD que la acompaña puede ser utilizada ni reproducida de otra forma sin el previo permiso por escrito de PASCO scientific, salvo en caso de citas breves utilizadas en revisiones o artículos de crítica.

SPARK Science Learning System, SPARKvue y otras marcas indicadas son marcas comerciales registradas de PASCO scientific en los Estados Unidos. Todas las demás marcas que no sean propiedad de PASCO scientific y aparezcan en el presente son propiedad de sus respectivos propietarios, que pueden o no estar afiliados, conectados o patrocinados por PASCO scientific.

Todos los derechos reservados.

Publicado por
PASCO scientific
10101 Foothills Blvd.
Roseville, CA 95747-7100
800-772-8700
916-786-3800
916-786-8905 (fax)
www.pasco.com

ISBN 978-1-937492-14-4
Primera edición
Primera impresión
Impreso en los Estados Unidos
Número de pieza: 012-14081
Número de catálogo: PS-2947

Contendio

Introducción.....	vii
Procedimientos de Seguridad de Laboratorio Habituales	xv
Lista Maestra de Materiales y Equipos	xix
Actividad por sensores PASCO	xxix

Biología

Fuentes de Energía para la Levadura	3
Acción Enzimática	15
Respiración de los Brotes.....	31
Respiración Vegetal y Fotosíntesis	45
Ejercicio y Homeostasis	57
Ejercicio y Frecuencia Cardíaca	71
Fatiga Muscular	81

Física

Aceleración.....	95
Primera Ley de Newton	105
Segunda Ley de Newton	115
Tercera Ley de Newton	129
Movimiento Armónico Simple	145
La Temperatura Frente el Calor	163
Ley de Hooke	175
Ley de Inducción de Faraday	185

Química

Conservación de la Materia	199
Cambio de Estado.....	213
Porcentaje de Oxígeno en el Aire	229
Calores de Reacción y Disolución	243
Velocidades de Reacción	267
El pH de los Productos Químicos Domésticos	291
Valoración Ácido–Base	307

Ciencias Ambientales

Batería Electroquímica: Energía de los Electrones	335
La Lluvia Ácida y el Crecimiento Vegetal	353
El pH del Suelo.....	367
La Luz Solar y la Fotosíntesis en Plantas Acuáticas.....	381

Introducción

Las guías de ciencia de PASCO se centran en la ciencia a través de la indagación. Aprender ciencia a través de actividades orientadas a la indagación reemplaza el enfoque de verificación tradicional por una investigación científica que involucra un eje de descubrimiento del estudiante. Observando un gráfico que resume los datos durante una investigación, los estudiantes no solo pueden conocer esa representación gráfica en particular, sino que también pueden conectar esa representación en tiempo real con el contexto de la investigación, inspirando preguntas que analizan el diseño experimental y los resultados.

Las actividades de laboratorio están estructuradas de forma tal que los estudiantes completen las investigaciones con éxito y aprendan el proceso de la indagación científica a medida que progresan, y, en definitiva, puedan diseñar y realizar amplias investigaciones de indagación. A medida que llevan a cabo estas actividades, los estudiantes desarrollan habilidades que incluyen el pensamiento crítico (formulando buenas preguntas, elaborando estrategias experimentales, detectando y solucionando errores operativos), conocimiento sobre los procedimientos (calibración de equipos, recopilación de datos), dominio del diseño y de la construcción (ensamblaje de aparatos, seguimiento de los procedimientos de seguridad, soluciones combinadas) y habilidades analíticas (gráficos, modelado, estadística). Incorporar la ciencia a través de la indagación requiere un cambio en el programa general de ciencia y la introducción de nuevas herramientas y materiales que cubran esas habilidades.

La información y las herramientas informáticas son esenciales para las actividades de laboratorio orientadas a la indagación. El uso de sensores, herramientas de gráficos y análisis de datos, modelos y simulaciones, y el trabajo con instrumentos sustentan la indagación científica y se citan explícitamente en las normas científicas. Las actividades de laboratorio brindan a los estudiantes experiencias de aprendizaje prácticas y teóricas, que posibilitan que dominen el proceso de indagación científica y las herramientas que los preparan para realizar amplias investigaciones científicas.

Acerca de las guías de ciencia de PASCO

Este manual presenta actividades de laboratorio ideadas por docentes usando tecnologías del siglo XXI para permitir que usted y sus estudiantes exploren temas, desarrollen habilidades de indagación científica y se preparen para exámenes estandarizados. El uso de los dispositivos de recopilación, exhibición y análisis de datos del sensor en la clase ofrece varios beneficios: Estudiantes

- ◆ Observar fenómenos que ocurren con demasiada rapidez o son demasiado pequeños, se producen en un período demasiado largo o trascienden el límite de observación de los sentidos humanos al natural
- ◆ Realizar mediciones usando equipos que pueden usarse repetidamente a lo largo de los años
- ◆ Recolectar datos exactos con estampas exactas de tiempo o ubicación
- ◆ Recolectar rápidamente, ilustrar con gráficos y analizar datos de forma tal que se aproveche el tiempo en el aula
- ◆ Practicar mediante el uso de equipos y la interpretación de datos producidos por equipos similares a las herramientas que podrían usar en sus carreras y actividades personales

Acerca de la guía de ciencia general

La guía de ciencia general consolida las actividades de cuatro disciplinas científicas. En las actividades de cada una de las disciplinas, se destacan los siguientes temas:

- ♦ Biología: Enzimas, ciclo de carbono, respiración, fisiología y el método científico
- ♦ Química: Estados de la materia, ácidos y bases, gases, materia y cinética
- ♦ Física: Mecánica, ondas, termodinámica, y electricidad y magnetismo
- ♦ Ciencias ambientales: Lluvia ácida, pH del suelo, interacción de plantas y animales, voltaje

Las actividades preparan a los estudiantes para estudios científicos más exhaustivos. Los estudiantes logran comprender las leyes y principios físicos que rigen el comportamiento de toda la materia. De este modo, adquieren un conocimiento que los ayuda a abordar las cuestiones y los problemas que enfrentan en su vida cotidiana.

Realizar con éxito actividades de laboratorio basadas en la indagación

1. Establecer las bases

Los estudiantes necesitan una base en el desarrollo conceptual, habilidades en la mesa de laboratorio, el uso de los equipos electrónicos de recopilación y exhibición de datos y la interpretación de datos. Las siguientes estrategias permiten que los estudiantes establezcan las bases para el aprendizaje basado en la indagación.

- ♦ Comenzar con actividades sencillas que usen un solo sensor y no requieran calibración.
- ♦ Demostrar las primeras actividades para ejemplificar el uso correcto de los equipos y los materiales.
- ♦ Trabajar con los estudiantes para completar todas las secciones de varias actividades de laboratorio hasta que comprendan sus expectativas.
- ♦ Fomentar el aprendizaje cooperativo. Los estudiantes aportan diferentes habilidades e intereses cuando cooperan como equipo.
- ♦ Crear equipos con responsabilidades definidas para los miembros. Diseñar un método para el seguimiento de los papeles que haya desempeñado cada estudiante. Garantizar que cada estudiante tenga varias oportunidades de desempeñar cada papel. Un *líder de equipo* podría ser responsable de la conducción general y la generación de informes orales, y puede asegurarse de que el equipo cuente con todos los materiales y los equipos necesarios. Un *registrador del equipo* podría ser responsable de documentar la finalización de la actividad y de asegurarse de que se hayan respondido todas las preguntas. Los *técnicos del equipo* podrían ser responsables del funcionamiento de los equipos electrónicos y de laboratorio.
- ♦ Crear oportunidades para que los estudiantes repitan las actividades que no hayan comprendido en la primera ejecución, tal vez con modificaciones sugeridas por los estudiantes. Verá mejoras sustanciales a medida que los estudiantes reciban más oportunidades de trabajar con los equipos y de analizar los datos.

2. Fomentar las habilidades de indagación

Fomentar el crecimiento y el desarrollo de las habilidades de indagación. Brindar varias oportunidades para que los estudiantes trabajen con los equipos, analicen datos, y comuniquen y examinen las conclusiones.

- ♦ Invitar a los estudiantes a completar actividades de laboratorio más avanzadas.
- ♦ Ejemplificar las tareas técnicas más complejas, como la calibración de sensores, el desarrollo de diagramas de dispersión y cálculos matemáticos.
- ♦ Brindar varias y distintas oportunidades para practicar con actividades prácticas usando herramientas del siglo XXI.
- ♦ Recopilar y comparar los datos de la clase cuando sea posible. Analizar las fuentes de variación en los datos y la mejor interpretación de los datos.
- ♦ Invitar a los estudiantes a usar sus datos recopilados como prueba para respaldar la hipótesis y debatir problemas actuales.
- ♦ Solicitar a los estudiantes que piensen y presenten preguntas relacionadas que deseen explorar en sus propias investigaciones.

3. Cultivar la indagación dirigida por los estudiantes

A medida que los estudiantes completen las actividades dirigidas por el instructor en este manual, sus intereses se estimularán con respecto a uno o más temas. Invitar a los estudiantes a ser curiosos y brindarles oportunidades y orientación para la indagación dirigida por los estudiantes.

- ♦ Solicitar un plan escrito con procedimientos. Usar preguntas que destaquen la identificación de variables independientes y dependientes para ayudar a los estudiantes a elaborar estos planes. Examinar estos planes y orientar a los estudiantes según corresponda. Garantizar que los estudiantes definan proyectos que sean prácticos en las condiciones del entorno del aula.
- ♦ Proporcionar abundante tiempo, material y recursos de equipos.
- ♦ Incorporar puntos de verificación para evaluar el progreso.
- ♦ Para guiar a los estudiantes, formule preguntas, tales como: ¿Cómo la frecuencia de muestreo afecta el resultado? ¿Qué esperan que suceda? ¿Cuáles son las posibles fuentes de error? ¿Puede eliminarse alguna de ellas en el procedimiento?
- ♦ Solicitar a los estudiantes que generen sus propias preguntas. Facilitar una sesión de intercambio de ideas o discusión grupal para que los estudiantes respondan las preguntas.

4. Comunicar los resultados de la indagación dirigida por los estudiantes

Brindar oportunidades a los estudiantes para que comuniquen los resultados de la indagación dirigida por los estudiantes.

- ♦ Los artículos de investigación formal, las presentaciones, las producciones de video y las presentaciones en carteles son formas en que los estudiantes pueden compartir la ciencia que han aprendido.
- ♦ Las indagaciones dirigidas por los estudiantes vinculadas con recursos de la comunidad pueden ser de interés para los grupos de conservación o noticias locales. Solicitar a los estudiantes que informen sus hallazgos en un lugar de la comunidad, el sitio web de la escuela, periódicos locales u otras publicaciones.

El sistema de recopilación de datos

El "sistema de recopilación de datos" se refiere a los dispositivos de recopilación, exhibición y análisis de datos usados para realizar las diferentes actividades. Estos incluyen el SPARK Science Learning System™ y el software SPARKvue™ de PASCO para computadoras de escritorio, computadoras portátiles y tabletas.

Contenidos de la Guía del docente y del estudiante

Todos los materiales del docente y del estudiante están incluidos en el dispositivo de almacenamiento que acompaña la Guía del docente. La versión impresa de la Guía del estudiante: Las plantillas maestras se venden por separado.

Componentes de la actividad de laboratorio

Cada actividad posee dos componentes: Información del docente, Hojas de trabajo de indagación del estudiante.

Información para el Docente se encuentra en la carpeta de la Guía del docente y contiene información para seleccionar, planificar e implementar la actividad de laboratorio, así como la sección de respuestas. Información del docente comprende todas las secciones de una actividad de laboratorio, incluidos objetivos, descripción general de procedimientos, requisitos de tiempo y breve descripción de materiales y equipos .

Las Hojas de Indagación del Estudiante comienzan con una pregunta clave, lo que ofrece a los estudiantes un formato científico coherente que comienza formulando una pregunta para responder en el proceso de realización de una investigación científica. Las Hojas de trabajo de indagación del estudiante se incluyen en formato electrónico en el dispositivo de almacenamiento que acompaña este manual.

Información para el Docente y Hoja de Indagación del Estudiante incluyen las siguientes secciones.

INFORMACIÓN PARA EL DOCENTE	HOJA DE INDAGACIÓN DEL ESTUDIANTE
Objetivos	Preguntas Clave
Descripción General del Procedimiento	Antecedentes (versión del estudiante)
Requisitos de Tiempo	
Materiales y Equipos	Materiales y Equipos
Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer	
Antecedentes	
Debate y Actividad Previos al Laboratorio	
Preparación del Laboratorio	
Seguridad	Seguridad
Desafío de Secuenciación	Desafío de Secuenciación
Procedimiento con Preguntas de Indagación	Procedimiento
Ejemplo de Datos	
Análisis de Datos	Análisis de Datos
Preguntas de Análisis	Preguntas de Análisis
Preguntas de Síntesis	Preguntas de Síntesis
Preguntas de Elección Múltiple	Preguntas de Elección Múltiple
Desafío de la Palabra Clave	Desafío de la Palabra Clave
	Banco de Palabras de Desafío de la Palabra Clave
Otras Sugerencias de Investigación	

Materiales electrónicos

El dispositivo de almacenamiento que acompaña este manual contiene lo siguiente:

- ♦ Guía del docente y Guía del estudiante (con las Hojas de indagación del estudiante) completas en formato PDF (compatibles con Acrobat™ 5.0)
- ♦ Hojas de indagación del estudiante de las actividades de laboratorio en un formato editable (formato MS Word™ 97–2003). PASCO suministra archivos editables de las actividades de laboratorio del estudiante para que los docentes puedan personalizar las actividades según sus necesidades.
- ♦ Guía del usuario de SPARK Science Learning System y SPARKvue.

Descripción general de los componentes de la actividad de laboratorio

La primera página de cada actividad de laboratorio presenta información para ayudar al docente a elegir y planificar las actividades apropiadas para incluir en los planes de clase: 1) Objetivos, 2) Descripción general del procedimiento, 3) Requisito de tiempo y 4) Lista de materiales y equipos.

Objetivos. Esta sección contiene una descripción general de la investigación. Las versiones del estudiante de las actividades de laboratorio incluyen la pregunta o preguntas principal(es), las preguntas clave, que se investigan, en lugar de los objetivos.

Descripción general del procedimiento. Esta sección incluye los procedimientos generales de laboratorio o investigación que realizan los estudiantes.

Requisitos de tiempo. Se definen tres plazos: la cantidad de tiempo necesaria para 1) la preparación, 2) la discusión y la actividad previas a la actividad de laboratorio y 3) la actividad de laboratorio. Si no se necesita preparación del laboratorio, se designan diez minutos. En este caso, se tiene en cuenta el tiempo requerido para recopilar los materiales, hacer copias del procedimiento y otras preparaciones habituales.

Materiales y equipos. Esta sección enumera todos los materiales y equipos necesarios para llevar a cabo el procedimiento de la actividad. Si los elementos de esta lista deben crearse usando materiales adicionales, se indican con una nota al pie, y se incluyen instrucciones para prepararlos en la sección Preparación del laboratorio.

Conceptos que los alumnos ya deben conocer. Esta sección enumera los conceptos que los estudiantes deberían comprender antes de realizar la actividad. Use esta sección para determinar cuándo incluir esta actividad en los planes de clase, al evaluar requisitos para aprendizaje previo y como guía para una revisión o debate antes de comenzar la actividad de laboratorio.

Antecedentes. La información básica en la actividad del estudiante puede ser la misma información que figura en la versión del docente, o bien puede ser más corta o simplificada. Los antecedentes se limitan a la información que encuadrará adecuadamente la actividad en el contexto de materiales curriculares relacionados. Para obtener información más amplia y detallada sobre un tema, consulte otros materiales de referencia.

Debate y actividad previos al laboratorio. Las actividades previas a la actividad de laboratorio logran algunos de los siguientes objetivos o todos ellos:

- ◆ Captar la atención de los estudiantes
- ◆ Acceder a conocimientos previos
- ◆ Identificar conceptos erróneos
- ◆ Ejemplificar la técnica de laboratorio correcta
- ◆ Ejemplificar procedimientos para cálculos matemáticos requeridos en la actividad
- ◆ Generar preguntas de los estudiantes

Preparación del laboratorio. Aquí se incluyen instrucciones para preparar el laboratorio, tales como:

- ◆ Encontrar equipos o materiales no enumerados en la lista de materiales y equipos. Se trata de elementos que suelen usarse en una demostración previa a la actividad de laboratorio.
- ◆ Concebir soluciones usadas en la actividad e ideas para reemplazar materiales
- ◆ Instalar estaciones en el aula o preparar una excursión

Seguridad. Esta sección enumera los procedimientos de seguridad correspondientes para este laboratorio. La sección Procedimientos de seguridad de laboratorio habituales de esta guía enumera los procedimientos de seguridad estándares que siempre deben cumplirse. La versión del docente de la sección de Seguridad puede incluir otras consideraciones de seguridad que el docente siempre debe recordar.

Desafío de secuenciación. Esta actividad invita a los estudiantes a reflexionar sobre el experimento que están por realizar. Las operaciones principales que ellos deberán realizar se resumen, pero sin seguir el orden correspondiente. Entonces, se solicita a los estudiantes que coloquen las tareas en la secuencia en que deben realizarse para que puedan formar un esquema mental de la actividad.

Procedimiento con preguntas de indagación. Las tareas se enumeran con casillas de verificación para ayudar a los estudiantes a seguir su progreso. Las preguntas incluidas en el procedimiento alientan a los estudiantes a predecir los resultados de la actividad y a analizar y evaluar determinados procedimientos y el diseño experimental. Esta sección figura en la versión del estudiante como Procedimiento y no como Procedimiento con indagación. El contenido es el mismo.

Ejemplo de datos. Esta sección contiene ejemplos de datos del sensor que podrían recopilarse y exhibirse en el proceso de la actividad. Use los ejemplos de datos para determinar si los estudiantes "van por el camino correcto" en sus exploraciones. Debido a las variaciones en el método experimental, la calibración de equipos y otros factores, los diferentes estudiantes suelen registrar amplias variaciones en los puntos de datos reales, pero las características de datos deben ser similares.

Análisis de datos. Se invita a los estudiantes a analizar sus datos de varias formas, tales como: completar un cuadro de datos, diseñar un gráfico de las variables dependientes en función del tiempo como aparece en la pantalla del equipo o identificar partes clave de los gráficos de datos. La Información del docente contiene ejemplos de datos en gráficos o cuadros para exhibir los modelos previstos. Sin embargo, los datos del estudiante pueden variar y son útiles para analizar la variación en los datos científicos.

Preguntas de análisis. Los estudiantes establecen comparaciones, resúmenes, cálculos y conclusiones de acuerdo con sus datos, y se les puede solicitar que evalúen el diseño del experimento para identificar las variables independientes, dependientes y controladas.

Preguntas de síntesis. Estas preguntas están destinadas a integrar información no cubierta en el laboratorio. Esto requiere que los estudiantes logren comprender en mayor profundidad los conceptos y pone a prueba si los estudiantes pueden transferir el conocimiento adquirido en el laboratorio a otras situaciones. En el caso de algunas preguntas, es necesario que los estudiantes consulten otras fuentes de información.

Preguntas de elección múltiple. Estas preguntas refuerzan la información clave adquirida de la actividad o la información relacionada con el tema que va más allá de la actividad.

Desafío de la palabra clave. Esta sección constituye un buen desafío para ayudar a los estudiantes a examinar la información básica y las palabras clave. Invite a los estudiantes a completar primero el desafío sin consultar el Banco de palabras del desafío de la palabra clave. O complete el desafío con toda la clase antes y después de la actividad de laboratorio para observar el progreso del aprendizaje de los estudiantes.

Otras sugerencias de indagación. Estas sugerencias son extensiones naturales de la actividad y pueden usarse para otras indagaciones de los estudiantes. Incluyen ideas para otros experimentos y exploración práctica, discusiones en el aula, excursiones o artículos de investigación.

Procedimientos de Seguridad de Laboratorio Habituales

Descripción General

PASCO se preocupa por su seguridad y, debido a ello, ofrecemos algunos lineamientos y precauciones para tener en cuenta al explorar las actividades de laboratorio en nuestra guía Ciencias generales. Esta es solo una lista de lineamientos generales; no es totalmente inclusiva o exhaustiva en absoluto. Por supuesto, es necesario aplicar el sentido común y seguir las prácticas de seguridad de laboratorio estándares.

Con respecto a la seguridad química, algunas de las sustancias y productos químicos mencionados en este manual se rigen por distintas leyes de seguridad (locales, estatales, nacionales o internacionales). Siempre lea y siga las instrucciones de seguridad disponibles para cada sustancia o producto químico a fin de determinar su almacenamiento, uso y desecho apropiados.

Como los procedimientos de manipulación y desecho varían, nuestras precauciones de seguridad y comentarios de desecho son genéricos. Según su laboratorio, indique a los estudiantes los métodos de desecho apropiados. Cada una de las actividades de laboratorio también tiene una sección de Seguridad para los procedimientos necesarios para esa actividad.

Procedimientos y Precauciones de Seguridad de Laboratorio Generales

- ♦ Cumpla con todos los procedimientos de laboratorio estándares
- ♦ Queda absolutamente prohibido el consumo de alimentos, bebidas o goma de mascar en el laboratorio.
- ♦ Manténgase alejado de los tomacorrientes.
- ♦ Use protección ocular (gafas a prueba de salpicaduras), delantal de laboratorio y guantes protectores.
- ♦ No se toque el rostro con las manos enguantadas. Si necesita estornudar o rascarse, quítese los guantes, lávese las manos y luego ocúpese de la situación.
- ♦ No salga del laboratorio con los guantes puestos.
- ♦ Lávese las manos después de manipular productos químicos, contenedores de vidrio y equipos.
- ♦ Tenga incorporadas las funciones de seguridad de su laboratorio, tales como las estaciones para el lavado de ojos, extinguidor de incendios, equipos de primeros auxilios o uso del teléfono de emergencia.
- ♦ No olvide de sujetarse el cabello y la indumentaria en el laboratorio.
- ♦ Manipule los contenedores de vidrio con cuidado.

Procedimientos de Seguridad de Laboratorio Habituales

- ◆ Asegúrese de tener un espacio libre adecuado alrededor de los equipos de laboratorio antes de comenzar una actividad.
- ◆ No use zapatos de punta abierta ni pantalones cortos en el laboratorio.
- ◆ Permita que los objetos y líquidos calentados vuelvan a temperatura ambiente antes de moverlos.
- ◆ Nunca corra ni haga bromas alrededor del laboratorio.
- ◆ No realice experimentos sin autorización.
- ◆ Los estudiantes deben trabajar en equipos de dos o más en caso de que surjan problemas o se necesite ayuda.
- ◆ Mantenga el área de trabajo limpia y libre de objetos innecesarios.
- ◆ Si tiene alguna alergia, padece alguna enfermedad o toma alguna medicación, debe informárselo al instructor. Esta información podría ser importante en caso de emergencia.
- ◆ Intente evitar el uso de lentes de contacto. Si se salpica una solución en los ojos, la presencia de una lente de contacto dificulta los primeros auxilios y podría ocasionar un daño permanente. Asimismo, los solventes orgánicos tienden a disolver las lentes de contacto blandas, lo que genera irritación en los ojos.
- ◆ Toda lesión debe informarse de inmediato al instructor; el estudiante o un testigo debe completar un informe de accidente.

Precauciones y Procedimientos de Seguridad Relacionados con el Agua

- ◆ Manténgase alejado de los tomacorrientes.
- ◆ Mantenga el agua alejada de todos los equipos eléctricos.
- ◆ Si se hierve agua para un experimento en que se use calor, asegúrese de supervisarla en todo momento. Recuerde, también, que la placa caliente se mantendrá caliente después de desenchufarla o apagarla.

Precauciones y Procedimientos de Seguridad Relacionados con los Equipos Eléctricos

- ◆ Manténgase alejado de los tomacorrientes.
- ◆ Mantenga el agua alejada de todos los equipos eléctricos.
- ◆ Nunca ponga en cortocircuito un terminal en una fuente de alimentación, batería u otra fuente de voltaje, a menos que reciba instrucciones al respecto.
- ◆ Asegúrese de usar cables de alambre y cables de conexión que tengan un aislamiento suficiente al crear circuitos eléctricos.
- ◆ Evite usar corriente alta (más de 1 amperio) en aplicaciones en que no se indica corriente alta.

- ◆ Nunca pruebe el voltaje y la capacidad de la batería con un instrumento que no sea un sensor de voltaje o voltímetro.

Precauciones y Procedimientos de Seguridad Química

- ◆ Consulte las Hojas de datos de seguridad del material (MSDS, por su sigla en inglés) del fabricante para obtener instrucciones sobre la manipulación, el almacenamiento y el desecho de productos químicos. El docente debe entregar la MSDS de los productos químicos utilizados. Conserve estas instrucciones disponibles en caso de accidentes.
- ◆ Muchos productos químicos son peligrosos para el medio ambiente y no deben desecharse por el drenaje. Siempre siga las instrucciones del docente para desechar los productos químicos.
- ◆ El hidróxido de sodio, el ácido clorhídrico y el ácido acético son irritantes corrosivos. Evite el contacto con los ojos y lávese las manos después de manipularlos. En caso de exposición de la piel, lávese con abundante agua.
- ◆ Siempre agregue ácidos y bases al agua, y no al revés, ya que las soluciones pueden hervir con fuerza.
- ◆ La disolución de ácidos y bases produce calor; tenga sumo cuidado cuando manipule soluciones recién preparadas y contenedores de vidrio, dado que podrían estar muy calientes.
- ◆ Manipule los ácidos y las bases concentrados en una campana extractora; los gases son cáusticos y tóxicos.
- ◆ Utilice protección ocular, un delantal de laboratorio y guantes protectores cuando manipule ácidos. Se recomiendan anteojos a prueba de salpicaduras. Los guantes pueden ser de látex o de nitrilo. Use guantes de nitrilo si tiene alergia al látex.
- ◆ Lea las etiquetas de todos los productos químicos y preste especial atención a los iconos de riesgo y a las advertencias de seguridad.
- ◆ Cuando manipule especies bacterianas, siga técnicas asépticas.
- ◆ Lávese las manos antes y después de la sesión de laboratorio.
- ◆ Si las soluciones ácidas entran en contacto con la piel o los ojos, enjuáguelos inmediatamente con abundante agua corriente durante, al menos, 15 minutos.
- ◆ Consulte la etiqueta para verificar que sea la sustancia correcta antes de usarla.
- ◆ Nunca apunte el extremo abierto de un tubo de ensayo que contenga una sustancia hacia usted o hacia otras personas.
- ◆ Use un movimiento ágil cuando huela productos químicos.
- ◆ No devuelva productos químicos sin usar a su contenedor original.
- ◆ Mantenga los productos químicos inflamables lejos de las llamas.

Precauciones de Seguridad al Aire Libre

- ♦ Proceda con el cuidado debido cerca de masas de agua, terrenos empinados y plantas o animales peligrosos.
- ♦ No permita que los estudiantes ingresen en arroyos.
- ♦ No recolecte muestras de suelo de pastos contaminados con materia fecal de animales.
- ♦ Lleve agua purificada o paños sanitarios a las excursiones para que los estudiantes se laven las manos después de trabajar en arroyos o suelos.
- ♦ Trate las plantas, los animales y el medio ambiente con respeto.
- ♦ Inspeccione todos los equipos para detectar daños (rajaduras, defectos, etcétera).
- ♦ Solicite a los estudiantes que usen un sistema de parejas y que especifiquen el procedimiento para usar en caso de problemas.

Otras Precauciones de Seguridad

- ♦ Los experimentos que involucran masas en movimiento pueden ser peligrosos. Considere las masas en movimiento y evite el contacto.
- ♦ Si se calienta agua u otros materiales para un experimento en que se use calor, asegúrese de supervisarlos en todo momento. Recuerde, también, que la placa caliente se mantendrá caliente después de desenchufarla o apagarla.
- ♦ Mantenga los cables de extensión del sensor y los cables de la sonda de temperatura alejados de las placas calientes.
- ♦ Proceda con la precaución debida cuando manipule fósforos, quemadores, comidas calientes y otros materiales calientes.
- ♦ Tenga cuidado cuando use un cuchillo o un bisturí.

Recursos Adicionales

- ♦ Flinn Scientific
- ♦ The Laboratory Safety Institute (LSI)
- ♦ National Science Education Leadership Association (NSELA)/Serie Safe Science

Lista Maestra de Materiales y Equipos

Los artículos sin *itálicas* sólo están disponibles a través de PASCO. La cantidad indicada es por estudiante o grupo. **Nota:** Algunas actividades también requieren equipos de protección para cada estudiante (por ejemplo, gafas de seguridad, guantes, delantal o bata de laboratorio).

Los docentes pueden realizar algunas actividades de laboratorio con sensores y sondas que no figuren en la lista. Para obtener asistencia con el reemplazo de sensores y sondas compatibles para una actividad de laboratorio, comuníquese con el Centro de Asistencia para Docentes de PASCO (800-772-8700 dentro de los Estados Unidos o visite <http://www.pasco.com/support>).

Act	Titulo	Materiales y equipos	Ctd
Biología			
1	Fuentes de Energía para la Levadura Use un sensor de gas de dióxido de carbono para medir la producción de gas de dióxido de carbono por la levadura en condiciones aeróbicas y anaeróbicas. Determine si la alta temperatura afecta la respiración de la levadura.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de temperatura o termómetro Sensor PASPORT de dióxido de carbono Cable de extensión del sensor PASPORT* Frasco de muestreo* <i>Probeta de 50 mL</i> <i>Vasos de precipitado de 100 mL</i> <i>Vaso de precipitado de 100 mL o vaso de poliestireno</i> <i>Varillas agitadoras</i> <i>Cuchara de medición, 1/4 de cucharadita</i> <i>Solución de sacarosa, 30 mL</i> <i>Solución de almidón, 30 mL</i> <i>Levadura seca altamente activa</i> <i>Agua tibia</i> <i>Agua a temperatura ambiente</i> <i>Almidón de maíz-maicena</i> <i>Fuente adicional de energía, tal como glucosa, maltosa, lactosa, edulcorantes artificiales, leche, jugos o bebidas energéticas</i>	1 1 1 1 1 1 3 1 3 1 30 mL 30 mL ¼ de Cda (más según sea necesario) 60 mL 30 mL 50 g Según sea necesario
2	Acción Enzimática Use un sensor de gas de oxígeno para comprender cómo las condiciones ambientales óptimas, como la temperatura, tienen un papel esencial en la función enzimática.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de oxígeno Frasco de muestreo* <i>Tubo de ensayo de 25 mL</i> <i>Probeta de 25 mL</i> <i>Peróxido de hidrógeno al 3%</i> <i>Baño María, entre 35 y 40 °C</i> <i>Suspensión de levadura (fuente de catalasa)</i>	1 1 1 1 1 30 mL 1 por clase 30 mL

Lista Maestra de Materiales y Equipos

Act	Título	Materiales y equipos	Ctd
3	Respiración de los Brotes Use un sensor de gas de dióxido de carbono para comprender las velocidades comparativas de la producción de gas de CO ₂ para semillas latentes secas; para brotes húmedos a temperatura ambiente; y para brotes húmedos y fríos.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de dióxido de carbono Cable de extensión del sensor PASPORT* Frasco de muestreo* <i>Vaso de precipitado o taza de 250 mL</i> <i>Frijoles secos</i> <i>Hielo</i> <i>El agua</i>	1 1 1 1 1 75 mL 250 mL 250 mL
4	Respiración Vegetal y Fotosíntesis Use un sensor de gas de dióxido de carbono para comprender las concentraciones comparativas de CO ₂ para una pequeña planta en la oscuridad y en luz brillante, y qué dice esto acerca de la fotosíntesis y el ciclo de CO ₂ .	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de dióxido de carbono Cable de extensión del sensor PASPORT* Frasco de muestreo* <i>Papel de aluminio (30 cm de largo, del expendedor)</i> <i>Lámpara de 100 W (o equivalente), fluorescente o con bombilla halógena, de un tamaño adecuado para un casquillo estándar</i> <i>Hojas de espinaca fresca</i>	1 1 1 1 1 1 1 o 2
5	Ejercicio y Homeostasis Use un sensor de pH y un sensor de dióxido de carbono para medir el efecto del CO ₂ en el pH, determinar cómo el ejercicio afecta la producción de CO ₂ y comprender cómo el cuerpo mantiene la homeostasis cuando cambian las condiciones internas.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de dióxido de carbono Sensor PASPORT de pH Cable de extensión del sensor PASPORT* <i>Vasos de precipitado de 250 mL</i> <i>Pipetas de plástico de 1 mL</i> <i>Probeta de 100 mL</i> <i>Bolsas de plástico de un litro con cierre</i> <i>Pajilla de plástico</i> <i>Azul de bromotimol (ATB)</i> <i>Hidróxido de sodio diluido</i> <i>Ácido clorhídrico diluido</i> <i>Agua destilad</i>	1 1 1 1 3 2 1 2 1 5 mL 10 gotas 10 gotas 300 mL
6	Ejercicio y Frecuencia Cardíaca Use un sensor de frecuencia cardíaca para monitorear el efecto del esfuerzo físico en relación con el estado físico. Determine la frecuencia cardíaca promedio antes, durante y después del ejercicio.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de frecuencia cardíaca con empuñadura	1 1

Act	Título	Materiales y equipos	Ctd
7	Fatiga Muscular Use un sensor de fuerza para determinar la fuerza de prensión y comparar la fatiga muscular de los músculos de la mano provocada por el ejercicio isotónico ("misma tensión") y el ejercicio isométrico ("misma longitud").	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de fuerza <i>Temporizador (cronómetro o equivalente)</i> <i>Pelota de goma, pelota de tenis o equivalente (de aproximadamente 7 cm de diámetro)</i>	1 1 1 1
Física			
8	Aceleración Use un sensor de movimiento para introducir el concepto de representar el movimiento como un cambio de posición de forma gráfica.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de movimiento Carrito Dinámico Pista Dinámica Pinza giratoria para pista Dinámica Tope fijo de pista Dinámica <i>Soporte de varilla</i>	1 1 1 1 1 1 1
9	Primera Ley de Newton Use un sensor de movimiento para determinar la influencia de la fuerza en el movimiento de un objeto, y que el movimiento de un objeto no se modifica en ausencia de una fuerza externa.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de movimiento Carrito Dinámico PAScar Pista Dinámica con pies Tope de pista Dinámica <i>Conjunto de masas y ganchos</i> <i>Superpolea con abrazadera</i> <i>Cuerda</i>	1 1 1 1 1 1 1 ~1 m
10	Segunda Ley de Newton Use un sensor de fuerza y un sensor de movimiento comprender la relación entre la fuerza neta aplicada a un objeto, la aceleración del objeto y la masa del objeto.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de fuerza Sensor PASPORT de movimiento <i>Pinza de ángulo recto</i> <i>Masa colgante</i> <i>Resorte</i> <i>Soporte de varilla</i> <i>Balanza</i> <i>Varilla corta</i>	1 1 1 1 1 1 1 1 por clase 1
11	Tercera Ley de Newton Use dos sensores de fuerza para observar la relación que existe entre una fuerza de acción y la fuerza de reacción resultante.	Accesorio para descubrir la fricción Sensor PASPORT de fuerza Carrito dinámico Pista dinámica Masa compacta para carrito, 250-g Accesorio para Descubrir la Fricción Accesorios Soporte de Fuerza Tope de resorte para sensor de fuerza Taza de colisión para sensor de fuerza <i>Banda elástica</i> <i>Balanza</i>	1 2 2 1 1 1 1 1 1 1 1 por clase

Lista Maestra de Materiales y Equipos

Act	Titulo	Materiales y equipos	Ctd
12	Movimiento Armónico Simple Use un sensor de fuerza y un sensor de movimiento para determinar la constante del resorte midiendo la extensión del resorte debido a cada una de las tres masas diferentes que se suspenden del resorte.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de fuerza Sensor PASPORT de movimiento <i>Metro</i> <i>Soporte de varilla</i> <i>Pinza de ángulo recto</i> <i>Varilla corta</i> <i>Resorte</i> <i>Masas varias</i> <i>Balanza</i>	1 1 1 1 1 1 1 1 al menos 3 1 por clase
13	La Temperatura Contra el Calor Use un sensor de temperatura para explorar la relación entre la transferencia de calor y el cambio de temperatura en varias sustancias.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de temperatura Juego de Calorimetría Básica Vaso calorímetro Masa de cobre, 200 g Masa de aluminio, 200 g <i>Vaso de precipitado de 600 mL</i> <i>Placa calefactora</i> <i>Balanza</i> <i>Aceite vegetal</i> <i>Agua</i> <i>Cuerda, 15 cm</i> <i>Clip para papeles</i>	1 2 1 2 2 2 1 1 1 por clase 500 g 500 g 4 2
14	Ley de Hooke Use un sensor de fuerza para observar la relación que existe entre la extensión de un resorte y la fuerza resultante requerida para extender el resorte.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de fuerza <i>Resorte</i> <i>Metro</i>	1 1 1 1
15	Ley de Inducción de Faraday Use un sensor de voltaje para observar la fuerza electromotriz generada pasando un imán por una bobina.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de voltaje Bobinas de 200, 400 y 800 vueltas Imanes de diferente potencia <i>Soporte de varilla</i> <i>Pinza de tres dedos</i> <i>Papel</i> <i>Cinta</i> <i>Bolígrafo o lápiz</i> <i>Almohadilla antirrebote (opcional)</i>	1 1 1 de cada uno 3 1 1 1 Según sea necesario 1 1

Act	Título	Materiales y equipos	Ctd
Química			
16	Conservación de la Material Ponga a prueba la ley de conservación de la materia para los cambios físicos y químicos encontrando la masa de los reactivos antes de que los productos químicos reaccionen y la masa de los productos después de la reacción haya ocurrido.	<i>Balanza</i> <i>Tubo de ensayo de 15 x 100 mm</i> <i>Vaso de precipitado de 250 mL</i> <i>Botella de refresco de plástico (con tapa) de 500 mL</i> <i>Nitrato de sodio</i> <i>Sulfato de sodio de 0,1 M</i> <i>Cloruro de estroncio de 0,1 M</i> <i>Bicarbonato de sodio</i> <i>Ácido acético al 5%</i> <i>Agua destilada (desionizada)</i>	1 2 1 1 5 g 5 mL 5 mL 8 g 30 mL 10 mL
17	Cambio de Estado Use un sensor de temperatura de respuesta rápida y un sensor de temperatura de acero inoxidable para determinar cómo agregar calor a una sustancia sin que aumente su temperatura.	<i>Sistema de recolección de datos</i> <i>Sensor PASPORT de temperatura de acero inoxidable</i> <i>Placa calefactora</i> <i>Vaso de precipitado de 150 mL o más</i> <i>Probeta de 10 mL</i> <i>Tubo de ensayo de 10 x 100 mm</i> <i>Soporte para tubos de ensayo</i> <i>Soporte universal de laboratorio</i> <i>Pinza utilitaria</i> <i>Varilla agitadora</i> <i>Cuchara sopera</i> <i>Agua destilada (desionizada)</i> <i>Hielo molido para llenar el vaso de precipitado</i> <i>Sal de roca</i>	1 1 1 2 1 1 1 1 1 1 1 103 mL 1 200 g
18	Porcentaje de Oxígeno en el Aire Use un sensor de presión absoluta para informarse sobre los componentes del aire y cómo determinar el porcentaje de oxígeno en el aire.	<i>Sistema de recolección de datos</i> <i>Sensor PASPORT de presión absoluta</i> <i>Cable de extensión del sensor PASPORT</i> <i>Conector de liberación rápida*</i> <i>Conector para tubos*</i> <i>Tubos de entre 1 y 2 cm*</i> <i>Vaso de precipitado de 150 mL</i> <i>Tubo de ensayo de 25 x 150 mm</i> <i>Tapón con un orificio que sea adecuado para el tubo de ensayo</i> <i>Varilla agitadora</i> <i>Vinagre blanco (ácido acético al ~5%), 50 a 60 mL</i> <i>Lana de acero, tejido fino (#000)</i> <i>Toallas de papel</i> <i>Glicerina</i>	1 1 1 1 1 1 1 1 1 1 50 a 60 mL 1,0 g Según sea necesario 2 gotas

Act	Título	Materiales y equipos	Ctd
19	Calores de Reacción y Disolución Use un sensor de temperatura para determinar el calor molar de disolución del hidróxido de sodio y el cloruro de amonio al disolverlos en agua y el calor molar de reacción al hacer reaccionar al magnesio con el ácido clorhídrico.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de temperatura <i>Vaso de precipitado de 250 mL</i> <i>Probeta de 50 mL</i> Balanza en centigramos <i>Vaso de poliestireno</i> <i>Espátula</i> <i>Varilla agitadora</i> <i>Toallas de papel</i> <i>Papel para pesar</i> <i>Lija o lana de acero</i> <i>Piseta y recipiente para desechos</i> <i>Lentijas de hidróxido de sodio</i> <i>Cloruro de amonio</i> <i>Cinta de magnesio</i> <i>Ácido clorhídrico de 1,0 M</i> <i>Agua destilada (desionizada)</i>	1 1 1 1 1 2 1 1 Según sea necesario 1 1 pieza 1 1 g 1 g 0,10 g 25 mL 50 mL
20	Velocidades de Reacción Use un sensor de presión absoluta para determinar el efecto de la temperatura, la concentración y la superficie sobre la velocidad de una reacción química midiendo cambios en la presión absoluta a medida que avanza la reacción.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de presión absoluta Cable de extensión del sensor PASPORT <i>Tubo de ensayo de 20 × 150 mm</i> <i>Soporte de tubos de ensayo</i> <i>Tapón con un orificio que sea adecuado para los tubos de ensayo</i> Conector de liberación rápida* Conector para tubos* Tubos de entre 1 y 2 cm* <i>Glicerina</i> <i>Ácido clorhídrico de 4,0 M</i> <i>Ácido clorhídrico de 2,0 M</i> <i>Ácido clorhídrico de 1,0 M</i> <i>Ácido clorhídrico de 0,1 M</i> <i>Baños de agua tibia y fría</i> <i>Cinta de magnesio, piezas de 1 cm</i> <i>Polvo de magnesio</i>	1 1 1 3 1 1 1 1 1 1 1 1 2 gotas 5 mL 5 mL 20 mL 5 mL Uno por clase 18 0,05 g

[illegible]

Lista Maestra de Materiales y Equipos

Act	Titulo	Materiales y equipos	Ctd
Ciencias ambientales			
23	Batería Electroquímica: Energía de los Electrones Use un sensor de voltaje para colocar reactivos metálicos en su orden correcto en el cuadro de potenciales de electrodos estándares.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de voltaje <i>Probeta de 50 mL</i> <i>Vasos de precipitado de 50 mL</i> Pinza de caimán, 1 negra y 1 roja <i>Piseta y recipiente para desechos</i> <i>Cuerda o lana gruesas</i> <i>Cuchillo para cortar fruta</i> <i>Toallas de papel</i> <i>Cloruro de sodio de 0,1 M</i> <i>Ácido clorhídrico de 0,1 M</i> <i>Tira de cobre</i> <i>Tira de zinc</i> <i>Tira de magnesio</i> <i>Tira de níquel</i> <i>Tira de hierro</i> <i>Limón (u otras frutas cítricas)</i> <i>Tomate (o manzana, kiwi o papa)</i>	1 1 1 2 2 1 20 cm 1 Según sea necesario 5 a 10 mL 50 mL 1 1 1 1 1 1 1
24	Lluvia Ácida y el Crecimiento Vegetal Use un sensor de pH para determinar los efectos del nitrógeno y de los contaminantes que contienen azufre sobre el pH del agua. Observe cómo la lluvia ácida afecta el crecimiento de las plantas.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de pH <i>Probeta de 25 mL</i> <i>Vaso de precipitado pequeño o vaso descartable con NaHCO₃</i> <i>Vaso de precipitado pequeño o vaso descartable con NaHSO₃</i> <i>Vaso de precipitado pequeño o vaso de 100 mL</i> <i>Vaso de precipitado de 500 mL</i> <i>Recipientes de almacenamiento para la "lluvia ácida" (Las pisetas representan una buena opción como recipientes de almacenamiento)</i> <i>Pipetas plásticas de 1 mL</i> <i>Pipeta plástica de 1 mL, cortada</i> <i>Ácido sulfúrico de 0,025 M</i> <i>Agua destilada</i> <i>Vinagre</i> <i>Plantas pequeñas (las margaritas, petunias, filodendros, plantas de frijoles y plantas pequeñas similares son buenas opciones)</i>	1 1 1 1 por clase 1 por clase 1 1 2 2 1 100 mL 50 mL 10 mL 2

Act	Título	Materiales y equipos	Ctd
25	El pH del Suelo Use un sensor de pH para determinar el pH de tres muestras de suelo.	Sistema de recolección de datos Sensor PASPORT de pH Vasos de precipitado de 50 mL Vasos de precipitado de 250 mL Probeta de 100 mL Varilla agitadora Piseta con agua destilada Herramienta de excavación Bolsa de plástico, pequeña que pueda cerrarse Solución amortiguadora de pH 4 Solución amortiguadora de pH 10 Agua destilada Marcador indeleble Toallas de papel Recipiente para desechos Muestra de suelo	1 1 2 3 1 1 1 1 3 25 mL 25 mL 400 mL 1 Según sea necesario 1 3
26	La Luz Solar y la Fotosíntesis en Plantas Acuáticas Use un sensor de pH para recopilar datos a fin de demostrar la relación entre la fotosíntesis y la luz.	Sistema de recolección de datos Sensor de pH Bolsas de plástico de 500 mL o 16 onzas, que puedan cerrarse Probeta de 250 mL Caracoles acuáticos (Si puede, obténgalos de su entorno local.) Plantas acuáticas, como por ejemplo elodea Lámpara fluorescente Papel de aluminio de 15 x 15 pulgadas Agua de arroyo o estanque Marcador	1 2 2 1 2 2 1 1 500 mL 1

*Estos productos estén incluidos con el aparato específico o sensor utilizado en el experiment.

Actividad por sensores PASCO

Esta lista muestra los sensores y otros equipos PASCO utilizados en las actividades de laboratorio.

Productos disponibles de PASCO	Ctd	Actividad Dónde Se Usa
Sistema de recolección de datos	1	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 17, 18, 19, 20, 21, 22, 23, 24, 25
Sensor PASPORT de presión absoluta	1	18, 20
Sensor PASPORT de dióxido de carbono	1	1, 3, 4
Sensor PASPORT de fuerza	1	7, 10, 12, 14
Sensor PASPORT de fuerza	2	11
Sensor PASPORT de frecuencia cardíaca con empuñadura	1	6
Cuentagotas PASPORT	1	22
Sensor PASPORT de movimiento	1	8, 9, 10, 12
Sensor PASPORT de oxígeno	1	2
Sensor PASPORT de pH ¹	1	5, 21, 22, 24, 25
Sensor PASPORT de pH ¹	2	26
Sensor PASPORT de temperatura de acero inoxidable	1	17
Sensor PASPORT de temperatura ²	1	1, 19
Sensor PASPORT de temperatura ²	2	13
Sensor PASPORT de voltaje	1	15, 23
Cable de extensión del sensor PASPORT	1	1, 3, 4, 5, 18, 20

¹La sonda de pH puede conectarse a un sensor de química, de pH o de calidad del agua.

²Puede utilizar el sensor de temperatura de respuesta rápida o el de acero inoxidable.

Química

Conservación de la Materia

Objetivos

En esta investigación, los alumnos ponen a prueba la Ley de Conservación de la Materia con respecto a los cambios físicos y químicos.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ Determinan la masa de los reactivos antes de hacer reaccionar a los químicos y la masa de los productos después de producida la reacción (en una reacción química en la que se forma un precipitado).
- ♦ Miden la masa de un soluto y un solvente en forma independiente y la masa de la solución después de combinar las dos sustancias.
- ♦ Determinan la masa del gas producido durante una reacción química al calcular la diferencia entre la masa de los reactivos iniciales y la masa de los productos finales (los productos finales no incluyen el gas que se ha escapado).

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	20 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	20 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	50 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- | | |
|--|---|
| ♦ Balanza | ♦ Sulfato de sodio (Na_2SO_4) de 0,1 M; 5 mL ¹ |
| ♦ Tubo de ensayo (2) de 15 x 100 mm | ♦ Cloruro de estroncio (SrCl_2) de 0,1 M; 5 mL ² |
| ♦ Vaso de precipitado de 250 mL | ♦ Bicarbonato de sodio (NaHCO_3), 8 g ³ |
| ♦ Botella de refresco de plástico (con tapa) de 500 mL | ♦ Ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) al 5%, 30 mL ⁴ |
| ♦ Nitrato de sodio (NaNO_3), 5 g | ♦ Agua destilada (desionizada), 10 mL |

¹ Para formular con sulfato de sodio (Na_2SO_4) en estado sólido, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

² Para formular con cloruro de estroncio (SrCl_2) en estado sólido, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

³ El bicarbonato de sodio (NaHCO_3) es el bicarbonato que se usa en el hogar para cocinar.

⁴ El vinagre de uso doméstico se puede utilizar para el ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) al 5%.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Masa
- ♦ Cambios químicos y físicos
- ♦ Prueba de reacción química

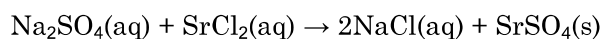
Antecedentes

La Ley de Conservación de la Materia establece que la materia no se puede crear ni destruir mediante un cambio físico o químico. En ambos casos, la cantidad de átomos sigue siendo la misma antes y después del cambio. La Ley de Conservación de la Materia no se aplica a las reacciones nucleares, en las que la materia puede convertirse en energía.

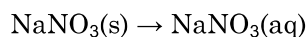
En un cambio físico, las sustancias antes y después del cambio siguen siendo las mismas a nivel químico, si bien la organización de las *moléculas* y el movimiento promedio de las partículas pueden ser diferentes. Durante una reacción química, se producen cambios químicos y los *átomos* de una o más sustancias atraviesan un proceso de reorganización. El resultado de estas reorganizaciones es la formación de sustancias nuevas y diferentes. Las sustancias se componen de los mismos átomos, pero se combinan en una forma nueva. Todos los átomos originales siguen estando presentes.

Gracias a la ley de conservación de la materia, podemos escribir ecuaciones químicas equilibradas. Estas ecuaciones nos permiten predecir las masas de los reactivos y los productos individuales que participan en una reacción química.

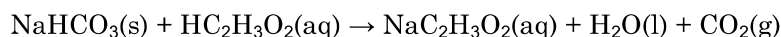
En la primera parte de este experimento, el sulfato de sodio (Na_2SO_4) reacciona de forma química con el cloruro de estroncio (SrCl_2) para formar cloruro de sodio (NaCl) y sulfato de estroncio (SrSO_4) disueltos. El sulfato de estroncio es un precipitado blanco y sólido. La ecuación química equilibrada de esta reacción es:



En la segunda parte de este experimento, se formula una solución al disolver físicamente el nitrato de sodio en agua. Esta solución se torna fría al tacto y es un ejemplo de un proceso endotérmico.



En la tercera y la cuarta parte de este experimento, el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) reacciona químicamente con el vinagre (ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$). Esta reacción produce acetato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2).



Primero, se lleva a cabo la reacción en un sistema abierto. Luego se vuelve a realizar en un sistema cerrado. En el sistema abierto, se permite que el dióxido de carbono escape hacia la atmósfera. Se produce una pérdida de masa entre los reactivos y los productos, pero esto no constituye una violación de la ley de conservación de la materia. Esto queda demostrado al repetir la reacción en un sistema cerrado, en el cual se retiene el dióxido de carbono.

Debate y Actividad Previos al Laboratorio

Cambios físicos y químicos

Coloque un vaso de precipitado pequeño con un cubo de hielo sobre la balanza. A medida que el cubo de hielo se derrite, registre su masa en forma periódica mientras debate el cambio junto a los alumnos. Analice las diferencias entre los cambios físicos y los químicos. Analice si las propiedades específicas de la sustancia cambian cuando esta atraviesa un cambio físico o químico. Analice los efectos de los cambios químicos y físicos sobre la masa total del sistema.

1. ¿Qué es un cambio físico? Brinde varios ejemplos.

Un cambio físico es aquel en el cual cambia la apariencia física de una sustancia pero su estructura química sigue siendo la misma. El agua (H_2O) es un ejemplo. El hielo que se derrite, el agua que hierve y el vapor que se condensa son ejemplos de cambios físicos en los que una sustancia química específica se presenta en diferentes formas físicas.

2. Cuando se derrite un cubo de hielo, ¿qué aspectos siguen siendo los mismos? ¿Qué aspectos cambian?

El hielo está compuesto por moléculas de H_2O al igual que el agua líquida. Por lo tanto, la sustancia química sigue siendo la misma. La cantidad de moléculas de agua presentes tampoco cambia, lo cual significa que la masa del cubo de hielo es la misma que la masa del agua líquida.

Se produce un cambio en la apariencia física del agua. Esto se debe a que cambia la velocidad de las moléculas de agua y la distancia entre ellas.

3. ¿La masa sigue siendo la misma antes y después de un cambio físico?

Sí, durante el cambio físico, la cantidad de moléculas antes y después del cambio permanece estable. Por lo tanto, la masa no cambia. Esto cumple con la ley de conservación de la materia. Esta establece que la materia no puede crearse ni destruirse, solo puede transformarse.

4. ¿Qué es un cambio químico (o reacción química)? ¿Qué evidencias sugieren que ha tenido lugar un cambio químico? Brinde varios ejemplos.

Un cambio químico es aquel en el que se forma una sustancia completamente nueva. La formación de un producto sólido a partir de reactivos disueltos (precipitado), la evolución del gas, un cambio de color significativo y un cambio en la temperatura indican que se ha producido una reacción química. Quemar papel, la oxidación y la reacción de un ácido con una base son ejemplos de cambios químicos.

5. ¿La masa sigue siendo la misma durante un cambio químico?

Sí, los átomos de las sustancias que atraviesan una reacción pueden reorganizarse y formar nuevas moléculas. Se forman nuevas sustancias, si bien la cantidad de átomos del sistema total sigue siendo la misma. A menudo esto no es evidente. Por ejemplo, al quemar papel, la masa del papel parece disminuir. Sin embargo, la masa faltante simplemente se transforma en los gases que se liberan durante la combustión. Esto cumple con la ley de conservación de la materia, la cual establece que la materia no puede crearse ni destruirse.

Ley de Conservación de la Materia

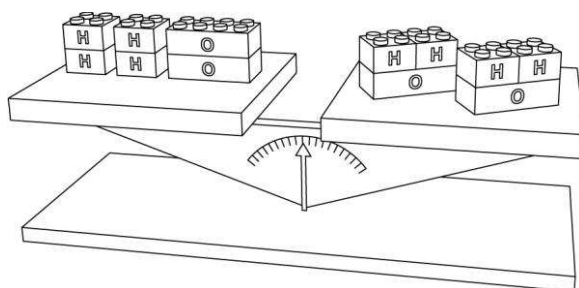
Escriba la Ley de Conservación de la Materia en el pizarrón: "La materia no puede crearse ni destruirse, solo puede cambiar de forma". Escriba en el pizarrón la ecuación de la composición del agua:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$. Pregúnteles a los alumnos qué significa cada número. A medida que respondan, construya cada modelo con un kit de modelado. Utilice una balanza de dos platillos para escuela primaria y coloque los modelos sobre los platillos. Coloque los reactivos en un lado y los productos en

el otro. La mayoría de las balanzas para escuela primaria no son muy precisas, y los alumnos deben poder observar que los reactivos y productos están equilibrados (incluso si hay variaciones mínimas en la masa de los componentes individuales que forman los modelos).

Consejo para el docente: Si no tiene una balanza de dos platillos, simplemente mida la masa de los modelos en una balanza electrónica o en una balanza de un solo platillo y registre los resultados. Se recomienda una escala menos precisa.

Consejo para el docente: Si no tiene un kit de modelado, puede construir modelos de compuestos con los bloques plásticos de encastre (de gran tamaño) que se utilizan en el preescolar. Escriba los símbolos de los elementos comunes en los bloques de diferentes colores.



6. La Ley de Conservación de la Materia establece que la materia no se puede crear ni destruir. ¿Cómo puede explicar esto con sus propias palabras?

Debe justificar todas sus respuestas. Los átomos no pueden desaparecer ni aparecer de la nada. Solamente pueden reorganizarse.

7. En la reacción de hidrógeno con oxígeno para producir agua, ¿qué significa cada uno de los números de la ecuación? ¿Cómo podemos construir modelos de las moléculas que participan en esta reacción?

Los números en superíndice se refieren a la cantidad de átomos de ese tipo presentes en cada molécula. El "2" en subíndice de O_2 significa que hay dos átomos de oxígeno en una molécula de oxígeno. El coeficiente (el número que aparece delante de la fórmula molecular) se refiere a la cantidad de moléculas. El "2" delante de la molécula de hidrógeno (2H_2) significa que hay dos moléculas de hidrógeno.

8. Una reacción química diferente implica la descomposición del peróxido de hidrógeno para formar agua y oxígeno. Si comenzamos con dos moléculas de peróxido de hidrógeno (H_2O_2), ¿cuántas moléculas de agua y oxígeno se producen para equilibrar los platillos?

La reacción química equilibrada es: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Dos moléculas de peróxido de hidrógeno se descomponen en dos moléculas de agua y una molécula de oxígeno. En el lado del reactivo, observe que hay un total de cuatro átomos de hidrógeno y cuatro átomos de oxígeno que componen dos moléculas de peróxido de hidrógeno. En el lado del producto, se cumple la ley de conservación de la materia. Si bien los cuatro átomos de hidrógeno y los cuatro átomos de oxígeno se reorganizan en diferentes moléculas, también están presentes en el lado del producto.

Consejo para el docente: Construya dos moléculas de peróxido de hidrógeno. Luego, pídale a los alumnos que utilicen la misma cantidad de cada tipo de bloque para construir las moléculas de los productos. Coloque sus productos en la balanza y compárelos con las moléculas originales del reactivo.

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

1. Prepare 100 mL de sulfato de sodio (Na_2SO_4) de 0,1 M. Esto será suficiente para 20 grupos de laboratorio.

Disuelva 1,4 g de Na_2SO_4 anhidro en 100 mL de agua destilada.

Como alternativa, disuelva 3,2 g de sulfato de sodio decahidratado ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) en 100 mL de agua destilada.

2. Prepare 100 mL de cloruro de estroncio (SrCl_2) de 0,1 M. Esto será suficiente para 20 grupos de laboratorio.

Disuelva 1,6 g de SrCl_2 anhidro en 100 mL de agua destilada.

Como alternativa, disuelva 2,7 g de cloruro de estroncio hexahidratado ($\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) en 100 mL de agua destilada.

3. El bicarbonato de sodio (NaHCO_3) es el bicarbonato que se usa en el hogar para cocinar.

4. El ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) al 5% puede reemplazarse con vinagre de uso doméstico.

Seguridad

Cumpla con todos los procedimientos estándar de laboratorio.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

2	1	5	3	4
Determine la masa total de las sustancias iniciales y los recipientes de vidrio que las contienen.	Mida las sustancias iniciales y colóquelas en un vaso de precipitado de 250 mL.	Compare la masa de las sustancias iniciales y las sustancias finales.	Mezcle las sustancias iniciales y registre todas las observaciones pertinentes.	Mida la masa de todas las sustancias finales y los recipientes de vidrio.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Recolecte los Datos

Parte 1: Solución de sulfato de sodio y solución de cloruro de estroncio

1. ☐ Coloque 5,0 mL de la solución de sulfato de sodio (Na_2SO_4) en un tubo de ensayo y colóquelo en un vaso de precipitado de 250 mL.
2. ☐ Coloque 5,0 mL de la solución de cloruro de estroncio (SrCl_2) en otro tubo de ensayo y colóquelo en el vaso de precipitado de 250 mL junto al otro tubo de ensayo que contiene Na_2SO_4 .
3. ☐ Determine la masa total de las soluciones, los tubos de ensayo y el vaso de precipitado al colocarlos sobre una balanza. Registre esta masa inicial a continuación.

Masa inicial de Na_2SO_4 , el SrCl_2 y los recipientes de vidrio (g): 135.10 g

4. ☐ Prediga la cantidad de producto que se produce a partir de estos reactivos.

Debe haber la misma masa de productos que de reactivos.

5. ☐ Vierta cuidadosamente la solución de cloruro de estroncio y la solución de sulfato de sodio en el vaso de precipitado. Observe la reacción química y registre sus observaciones a continuación.

Se forma un sólido blanco (un precipitado) que hace que la solución se vea turbia.

6. ☐ ¿Cómo sabe que se produjo una reacción química?

Al mezclarse, los reactivos formaron un precipitado. La solución combinada tiene un aspecto blanquecino. Es posible que el fondo del vaso de precipitado se haya enfriado un poco.

7. ☐ Vuelva a colocar *ambos* tubos de ensayo en el vaso de precipitado y mida nuevamente la masa de los tubos, el vaso y la solución. Registre la masa final a continuación.

Masa final de Na_2SO_4 , SrCl_2 y los recipientes de vidrio (g): 135.08 g

8. ☐ ¿Por qué es importante medir la masa de todos los recipientes de vidrio juntos después de producida la reacción?

La masa inicial también incluye la masa de todos los recipientes de vidrio. Si se retiran los tubos de ensayo y no se miden después de la reacción, la masa final carecerá de la masa de los tubos de ensayo originales. Esto distorsiona la comparación.

9. ☐ Deseche las soluciones conforme a las instrucciones del docente y luego limpie los recipientes de vidrio para que pueda utilizarlos en la próxima parte de esta investigación.

Parte 2: Disolución del nitrato de sodio

10. ☐ Coloque aproximadamente 5 g de nitrato de sodio (NaNO_3) sólido en un vaso de precipitado de 250 mL.
11. ☐ Coloque 10 mL de agua destilada en un tubo de ensayo y coloque el tubo dentro del vaso de precipitado de 250 mL que contiene los 5 g de $\text{NaNO}_3(\text{s})$.
12. ☐ Determine la masa total del agua, el tubo de ensayo, el $\text{NaNO}_3(\text{s})$ y el vaso de precipitado al colocarlos sobre una balanza. Registre esta masa inicial a continuación.

Masa inicial de NaNO_3 , H_2O y los recipientes de vidrio (g): 133.71 g

13. ☐ Prediga la cantidad de producto que se produce a partir de estos reactivos.

Nuevamente, debe haber la misma masa de productos que de reactivos.

14. ☐ Vierta el agua en el vaso de precipitado que contiene el sólido y agite la mezcla hasta que se haya disuelto todo el sólido. Registre sus observaciones a continuación.

El sólido se disuelve y se siente frío.

15. ☐ ¿Se produce una reacción química? Explique su razonamiento.

No se produce ninguna reacción química porque no se forma ninguna nueva sustancia. El calor que se absorbe se emplea para romper la estructura de red, pero no se forman nuevas sustancias.

16. ☐ Vuelva a colocar el tubo de ensayo en el vaso de precipitado y mida nuevamente la masa del tubo, el vaso y la solución. Registre la masa final a continuación.

Masa final de NaNO_3 , H_2O y los recipientes de vidrio (g): 133.70 g

17. ☐ Deseche las soluciones conforme a las instrucciones del docente y luego limpie los recipientes de vidrio para que pueda utilizarlos en la próxima parte de esta investigación.

Parte 3: Bicarbonato de sodio y ácido acético (sistema abierto)

18. ☐ Coloque aproximadamente 5 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) sólido en un vaso de precipitado de 250 mL.
19. ☐ Vierta 10 mL de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) al 5% en un tubo de ensayo y 10 mL adicionales en un segundo tubo de ensayo. Coloque ambos tubos de ensayo dentro del vaso de precipitado de 250 mL que contiene el $\text{NaHCO}_3(\text{s})$.

- 20.** ☐ Determine la masa total del $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, los tubos de ensayo, el $\text{NaNO}_3(\text{s})$ y el vaso de precipitado al colocarlos sobre la balanza. Registre esta masa inicial a continuación.

Masa inicial de NaHCO_3 , $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y los recipientes de vidrio (g): 153.23 g

- 21.** ☐ Prediga la cantidad de producto que se produce a partir de estos reactivos.

La masa de los productos parecerá menor que lo esperado. Esto se debe a que la reacción se produce en un sistema abierto. Uno de los productos de la reacción es un gas. El gas se escapa a la atmósfera y, por lo tanto, no se mide. Esto no viola la ley de conservación de la materia. Por el contrario, es un ejemplo de cuando no se miden todos los componentes juntos. (Esto es similar a no agregar los tubos de ensayo al medir la masa de los productos).

- 22.** ☐ Vierta el ácido acético de uno de los tubos de ensayo en el vaso de precipitado que contiene el sólido y agite la mezcla hasta que la reacción se aquiete.
- 23.** ☐ Vierta el ácido acético del segundo tubo de ensayo y agite la mezcla hasta que la reacción se detenga. Registre sus observaciones a continuación.

Se forman burbujas.

- 24.** ☐ ¿Se produce una reacción química? Explique.

Sí, se produce una reacción química. La presencia de burbujas indica que se formó una nueva sustancia (un gas).

- 25.** ☐ Vuelva a colocar los tubos de ensayo en el vaso de precipitado y mida nuevamente la masa de los tubos, el vaso y la solución. Registre la masa final a continuación.

Masa final de NaHCO_3 , $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y los recipientes de vidrio (g): 152.50 g

- 26.** ☐ Deseche las soluciones conforme a las instrucciones del docente y luego limpie los recipientes de vidrio para que pueda utilizarlos en la parte final del experimento.

Parte 4: Bicarbonato de sodio y ácido acético (sistema cerrado)

- 27.** ☐ Coloque aproximadamente 3 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) sólido en una botella plástica de refresco (limpia) de 500 mL.
- 28.** ☐ Vierta 10 mL de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) al 5% en un tubo de ensayo.
- 29.** ☐ Deslice cuidadosamente el tubo de ensayo dentro de la botella de plástico que contiene el $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ y tenga cuidado de no derramar el ácido acético.
- 30.** ☐ Cierre fuertemente la tapa de la botella de plástico.

- 31.** ☐ Con cuidado de no derramar el ácido acético, coloque la botella y su contenido sobre una balanza. Registre esta masa inicial a continuación.

Masa inicial de la botella de refresco y su contenido (g): 46.48 g

- 32.** ☐ ¿Por qué debe tener cuidado de no derramar el ácido acético en este punto del experimento?

El objetivo de este experimento es comparar la masa del sistema antes y después de un cambio químico. Si se mezcla incluso una pequeña cantidad de ácido acético y bicarbonato de sodio, las sustancias reaccionarán parcialmente.

- 33.** ☐ Incline levemente la botella hasta que el tubo de ensayo que se encuentra dentro de ella derrame el ácido acético en el bicarbonato de sodio. Registre sus observaciones a continuación.

Se forman burbujas y aumenta la presión dentro de la botella.

- 34.** ☐ Una vez completa la reacción, y sin desenroscar la tapa, mida la masa de la botella y su contenido. Registre la masa a continuación.

Masa final de la botella de refresco cerrada y su contenido (g): 46.45 g

- 35.** ☐ Retire la tapa de la botella y permita que escape el gas.

- 36.** ☐ ¿Por qué aumentó la presión dentro de la botella?

Uno de los productos de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético es un gas (dióxido de carbono). Debido a que el gas no puede escapar, permanece atrapado dentro de la botella y provoca un aumento de presión.

- 37.** ☐ En comparación con la masa de la botella y su contenido antes de desenroscar la tapa, ¿espera que la masa sea mayor, menor o la misma después de que escape el gas?

El dióxido de carbono es materia. Tiene masa y ocupa espacio. Abrir la botella permite que el dióxido de carbono escape. Esto produce que la masa del sistema sea menor que cuando el dióxido de carbono estaba atrapado dentro de la botella.

- 38.** ☐ Vuelva a enroscar la tapa y mida la masa de la botella y su contenido. Registre la masa final a continuación.

Masa final de la botella de refresco abierta y su contenido (g): 46.17

- 39.** ☐ Deseche las soluciones y limpie conforme a las indicaciones del docente.

Análisis de Datos

1. ☐ Determine el cambio en la masa para cada proceso. Registre los resultados en la Tabla 1.

Tabla 1: Masa inicial, masa final y cambio en la masa

Experimento	Masa inicial (g)	Masa final (g)	Cambio en la masa (g)
Parte 1: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SrCl}_2$	135,10	135,08	0,02
Parte 2: Disolución del NaNO_3	133,71	133,70	0,01
Parte 3: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema abierto)	153,23	152,50	0,73
Parte 4: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema cerrado antes de abrir la botella)	46,48	46,45	0,03
Parte 4: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema cerrado después de abrir la botella)	46,48	46,17	0,31

2. ☐ ¿Cuántos gramos de gas (CO_2) se formaron en la parte 3 y 4 de esta investigación? ¿Cómo lo sabe?

En la parte 3 de este experimento, se formaron 0,73 g de CO_2 . En la parte 4 de este experimento, se formaron 0,31 g de gas. La cantidad de gas liberado es igual a la diferencia entre la masa de los reactivos y los productos.

3. ☐ Calcule el cambio porcentual en la masa para cada parte del experimento y regístrelo en la Tabla 2.

$$\text{Porcentaje de cambio} = \left| \frac{\text{Cambio de masa}}{\text{Masa inicial}} \right| \times 100$$

Tabla 2: Cambio porcentual en la masa

Experimento	Refleje su trabajo aquí	Cambio porcentual en la masa
Parte 1: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SrCl}_2$	$\left \frac{0,02 \text{ g}}{135,10 \text{ g}} \right \times 100 = 0,007\%$	0,01%
Parte 2: Disolución del NaNO_3	$\left \frac{0,01 \text{ g}}{133,71 \text{ g}} \right \times 100 = 0,007\%$	0,007%
Parte 3: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema abierto)	$\left \frac{0,73 \text{ g}}{153,23 \text{ g}} \right \times 100 = 0,48\%$	0,48%
Parte 4: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema cerrado antes de abrir la botella)	$\left \frac{0,03 \text{ g}}{46,48 \text{ g}} \right \times 100 = 0,06\%$	0,06%
Parte 4: $\text{NaHCO}_3 + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (sistema cerrado después de abrir la botella)	$\left \frac{0,31 \text{ g}}{46,48 \text{ g}} \right \times 100 = 0,67\%$	0,67%

Preguntas de Análisis

1. ¿Por qué el cambio porcentual en la masa no siempre da exactamente 0%?

Las balanzas son equipos muy sensibles. Leves variaciones en el entorno de la balanza, además de las pérdidas o aumentos inevitables en la masa durante el procedimiento experimental, pueden modificar los resultados finales que se muestran.

2. ¿Qué sucede con la masa en la parte 3 y en la segunda parte de la 4? ¿Es este un caso en el que no se cumple la ley de conservación de la materia? Explique.

Tanto en la parte 3 como en la segunda parte de la 4, la reacción está abierta a la atmósfera. Los productos gaseosos pueden escapar del envase. La masa del gas que escapó no puede medirse. Representar la masa del gas de la reacción ayuda a justificar la ley, no a refutarla.

3. ¿Sus resultados confirman la ley de conservación de la materia? ¿Por qué o por qué no?

Sí, los resultados confirman la ley de conservación de la materia. En las partes 1, 2 y la primera parte de la 4, las masas antes y después del cambio son básicamente las mismas (difieren en menos del 0,1%). En la parte 3 y en la segunda parte de la 4, la masa final es menor que la masa inicial, pero estas diferencias se deben al gas que escapó.

4. ¿La Ley de Conservación de la Materia se aplica tanto a los cambios físicos como a los químicos?

Sí. En este experimento, la parte 1 es un cambio químico y la parte 2 es un cambio físico. En ambos casos, se conserva la materia.

Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. En el proceso de electrolisis, la electricidad se utiliza para convertir el agua en sus elementos gaseosos, hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2): $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$. Si la electrolisis se realiza con 30 gramos de agua, ¿cuántos gramos de gas se producen?

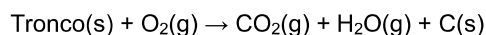
Después de que reacciona toda el agua, se producen 30 gramos de gas. La Ley de Conservación de la Materia establece que no se puede ganar ni perder masa durante la reacción.

2. La pirita es un mineral de color amarillo brillante también conocido como el "oro de los tontos". Está compuesto por hierro y azufre. Si una muestra de 36,4 gramos de pirita se descompone en sus componentes elementales y se forman 17,3 gramos de hierro, ¿cuántos gramos de azufre se forman?

Se forman 19,1 gramos de azufre. Esa es la diferencia entre la pirita (36,4 gramos de hierro + azufre combinados) y el hierro (17,3 g). La Ley de Conservación de la Materia establece que no puede ganarse ni perderse masa durante la reacción.

3. Cuando se quema un tronco, las cenizas que se producen como resultado tienen menos masa que el tronco. ¿Por qué esta pérdida de masa no viola la ley de conservación de la materia?

Cuando se quema un tronco, se forman gases (principalmente dióxido de carbono y vapor de agua) que escapan a la atmósfera. Las cenizas (carbono) que permanecen después de la quema tienen menos masa que el tronco original.



Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. En una reacción química, ¿cómo se compara la masa de los productos con la masa de los reactivos?
 - A. Mayor que
 - B. Menor que
 - C. Igual a
 - D. Depende de si la reacción es endotérmica o exotérmica

2. Si 7 gramos de sodio (Na) reaccionan con 12 gramos de cloro (Cl_2), ¿cuánta sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl) se produce?
 - A. 5 gramos
 - B. 13 gramos
 - C. 19 gramos
 - D. 26 gramos

3. ¿Cuál es la masa del gas resultante al sublimar 3 gramos de hielo seco (dióxido de carbono sólido, CO_2) en CO_2 en estado gaseoso?
 - A. 0 gramos
 - B. 2 gramos
 - C. 3 gramos
 - D. 5 gramos

4. Durante una reacción química, ¿cómo se compara la cantidad total de átomos de los reactivos con la cantidad total de átomos de los productos?
 - A. Igual a
 - B. Mayor que
 - C. Menor que
 - D. Depende del tipo de reacción

5. ¿Cuáles de las siguientes teorías establece que la materia no se puede crear ni destruir?
 - A. Teoría cinético-molecular
 - B. Teoría de la colisión
 - C. Teoría atómica
 - D. Ley de conservación de la materia

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. La Ley de Conservación de la Materia establece que **la materia** no se puede crear ni destruir, solo puede cambiar de forma. Esto significa que todos los átomos presentes al comienzo de una reacción deben estar presentes al final de ella. **La cantidad** de átomos puede contarse en el laboratorio mediante una balanza para medir **la masa** de los reactivos y los productos. La masa antes de un cambio y después de él es **la misma**.

2. Durante los cambios **físicos**, los átomos no se reorganizan para formar nuevas sustancias incluso si cambia **la apariencia** de la sustancia. Un ejemplo es el hielo que se derrite en agua líquida. Durante los cambios **químicos**, los átomos sí se reorganizan para formar nuevas sustancias. Si alguna de estas sustancias es gaseosa, puede escapar de una reacción. Esto ocurre en sistemas **abiertos**. Los sistemas **cerrados** sellan las reacciones de sus entornos para que los productos gaseosos queden atrapados y puedan medirse.

Otras Sugerencias de Investigación

Realice un experimento en el cual el oxígeno o el dióxido de carbono sea uno de los productos. Utilice un sensor de dióxido de carbono o un sensor de oxígeno para medir las ppm (partes por millón) que se producen. Calcule la masa del gas junto con los otros productos para determinar si la masa de los reactivos es la misma que la masa de los productos.

Determine el efecto del derretimiento o congelamiento sobre la masa de una sustancia.

Determine el efecto de múltiples derretimientos o congelamientos sobre la masa de una sustancia.

Cambio de Estado

Objetivos

Determinar cómo agregar calor a una sustancia sin que aumente su temperatura. Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ determinan el efecto de un cambio de estado sobre la temperatura de una sustancia;
- ♦ explican la diferencia entre el calor y la temperatura;
- ♦ determinan el punto de fusión y ebullición del agua pura.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ recolección de datos de temperatura a medida que congelan el agua al insertarla en un baño de sal/hielo hasta que se congele y la temperatura del hielo disminuya a $-6,0\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- ♦ recolección de datos de temperatura a medida que agregan una cantidad constante de calor al hielo hasta que este se derrita y la temperatura del agua aumente a $8\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- ♦ recolección de datos de temperatura a medida que agregan una cantidad constante de calor al agua hasta que hierva durante 6 a 8 minutos.

Requisitos de Tiempo

- | | |
|---|--|
| ♦ Tiempo de preparación | 10 minutos |
| ♦ Debate y actividad previos al laboratorio | 20 minutos |
| ♦ Actividad en el laboratorio | 90 minutos (45 minutos para cada parte) ¹ |

¹ Consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio para obtener consejos sobre las formas en que puede adaptar este trabajo de laboratorio a una clase de 45 minutos.

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- | | |
|--|---|
| ♦ Sistema de recolección de datos | ♦ Soporte universal de laboratorio |
| ♦ Sensor de temperatura de acero inoxidable ¹ | ♦ Pinza utilitaria |
| ♦ Placa calefactora | ♦ Varilla agitadora |
| ♦ Vaso de precipitado (2) de 150 mL o más | ♦ Cuchara sopera |
| ♦ Probeta de 10 mL | ♦ Agua destilada (desionizada), 103 mL |
| ♦ Tubo de ensayo de 10 x 100 mm | ♦ Hielo molido para llenar el vaso de precipitado |
| ♦ Soporte para tubos de ensayo | ♦ Sal de roca, 200 g |

¹ Un sensor de temperatura de respuesta rápida no resulta adecuado para la Parte 2 de esta investigación.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Estados de la materia
- ♦ Teoría cinético-molecular
- ♦ Energía

Antecedentes

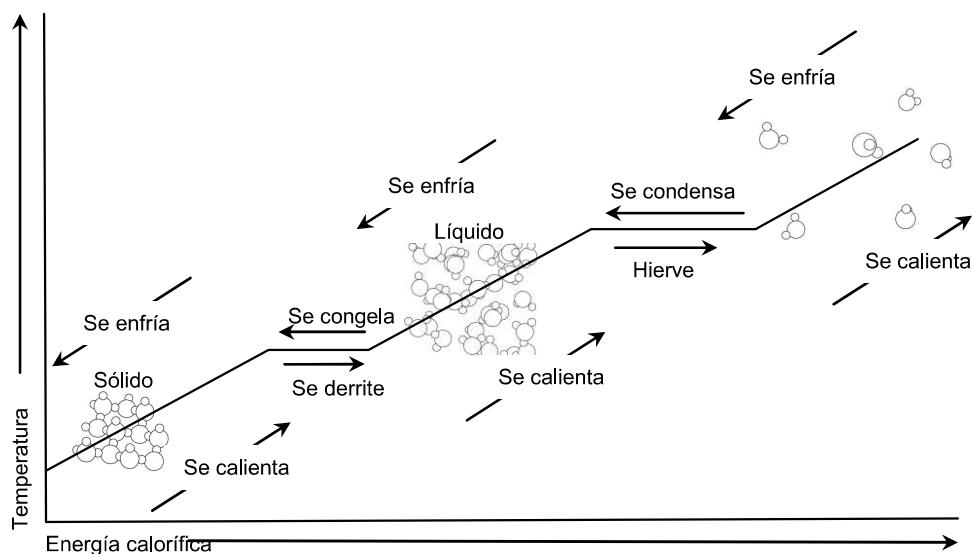
La teoría cinético-molecular explica que toda la materia se compone de partículas en movimiento constante. Las sustancias sólidas contienen partículas vibratorias firmemente ancladas en su posición por fuerzas electrostáticas de atracción. Las partículas que componen un líquido están muy cerca unas de otras, pero comparten atracciones electrostáticas más débiles que las presentes en un sólido, lo cual les permite pasarse unas a otras. En forma gaseosa, las partículas están más separadas entre sí, no exhiben ninguna atracción entre ellas y se mueven libremente.

Todas las sustancias puras pueden existir en forma de sólidos, líquidos o gases en función de la temperatura y la presión. (A lo largo de este experimento supondremos que la presión es constante). A fin de que una sustancia cambie de estado, debe agregarse o quitarse energía. Si la sustancia se calienta, se absorbe energía calorífica y esto hace que las moléculas se muevan más rápido o que se quiebren las atracciones entre las partículas. Si la sustancia se enfría, se elimina energía calorífica al provocar que las moléculas se muevan más lentamente o al formar atracciones entre las partículas vecinas.

Al agregar calor a una sustancia, generalmente se producirá un aumento de temperatura, pero no en todos los casos. Calentar una sustancia en un estado específico provoca que la temperatura de la sustancia aumente. Sin embargo, calentar una sustancia mientras atraviesa un cambio de estado no produce un cambio de temperatura. Comprender la diferencia entre el calor y la temperatura explica este suceso. El calor generalmente se define como el flujo o transferencia de energía debido a una diferencia en la temperatura. Más específicamente, el calor es una medida del cambio total en la energía interna de una sustancia. La energía total interna se refiere tanto a la energía potencial (atracciones entre las moléculas) como a la energía cinética (movimiento de las moléculas). La temperatura es una medida relacionada a la energía cinética promedio de las moléculas únicamente. Durante un cambio de estado, el calor agregado solo rompe las atracciones entre las moléculas (un aumento en la energía potencial). No existe ningún cambio en la energía cinética de las partículas, y, por lo tanto, no se produce ningún cambio de temperatura.

Para una sustancia pura, la temperatura a la cual se produce un cambio de estado puede ayudar a identificar la sustancia. Los cuatro cambios de estado principales son la fusión (de sólido a líquido), la solidificación (de líquido a sólido), la evaporación (de líquido a gaseoso) y la condensación (de gaseoso a líquido).

Cambios de estado



Debate y Actividad Previos al Laboratorio

Hervir diferentes volúmenes de agua

Sostenga dos vasos de precipitado pequeños con agua. El vaso de precipitado A debe estar lleno con agua destilada hasta un cuarto de su capacidad y el vaso de precipitado B debe estar lleno con agua destilada hasta la mitad. Pídale a los alumnos que pronostiquen qué vaso de precipitado con agua hervirá a una mayor temperatura y pídale que expliquen su razonamiento. Coloque los vasos de precipitado en una placa calefactora precalentada y proyecte los datos recolectados. Durante la recolección de datos, analice lo que sucede a nivel molecular mediante la siguiente actividad con moléculas magnéticas. Recuerde no descuidar los vasos de precipitado con agua hirviendo. Deberá retirar el vaso de precipitado A si se evapora toda el agua.

1. ¿El agua del vaso de precipitado A hervirá a una temperatura menor, mayor o a la misma temperatura que el agua del vaso de precipitado B?

El agua hierve a la misma temperatura independientemente de la cantidad de agua que se caliente.

2. ¿Cuáles son algunas similitudes y diferencias entre lo que sucede en el vaso de precipitado A y el B?

Similitudes: Ambos contienen agua, reciben la misma cantidad de calor de la placa calefactora y se calientan durante el mismo tiempo.

Diferencias: La cantidad de agua que se calienta y la velocidad con la que aumenta la temperatura del agua (consulte la recolección de datos en vivo).

Moléculas magnéticas

Utilice imanes para representar las moléculas del agua. Explíqueles a los alumnos que las fuerzas atractivas entre las moléculas de agua las mantienen unidas, de forma similar a la atracción entre imanes. Las moléculas de agua en el vaso de precipitado obtienen energía del calor que produce la placa calefactora. De forma similar, la potencia muscular puede transferir energía a los imanes.

Con los imanes pegados, agítelos suavemente para representar la transferencia de energía al movimiento de las partículas. Lo mismo sucede con las moléculas de agua en el vaso de precipitado. A medida que se transfiere el calor, se "agitan" más rápidamente. La temperatura mide el cambio en el movimiento molecular.

Anote la definición de temperatura en el pizarrón: la temperatura se relaciona con la energía cinética promedio (movimiento) de las partículas.

A continuación, separe los imanes para representar la energía que se utiliza para provocar un cambio de estado. Guíe a los alumnos para que comprendan que se requiere energía para separar las partículas (romper las fuerzas de atracción). La energía utilizada para separar las partículas se denomina energía potencial. Anote la definición de calor en el pizarrón: el calor es el cambio en la energía total interna que incluye tanto la energía cinética (movimiento) como la energía potencial (rotura de atracciones) de una sustancia. Dígales a los alumnos que, a diferencia de la temperatura, el calor no puede medirse directamente.

Finalmente, agite los imanes separados con más fuerza para representar otro aumento de temperatura. Pídale a los alumnos que lo ayuden a graficar una curva de "agitación" contra el "Tiempo" para representar los datos que espera que los alumnos recolecten en este trabajo de laboratorio.

3. ¿La energía hace que las moléculas/imanés se agiten más rápidamente? ¿Qué tipo de energía representa esto?

Sí. La energía del brazo del docente se transfiere a los imanes y hace que se muevan (se agiten). De forma similar, la energía de la placa calefactora se transfiere a las moléculas de agua y provoca que se muevan más rápidamente. Esta energía de movimiento se denomina energía cinética.

4. ¿Cuál es la relación entre el movimiento de las partículas y la temperatura?

Existe una relación directa entre el movimiento de las partículas y la temperatura. A medida que aumenta la temperatura de las partículas, aumenta la velocidad del movimiento de las moléculas.

5. ¿Qué debe pasar para que las moléculas de agua en estado líquido se conviertan en vapor de agua? ¿Por qué esto requiere energía?

Las moléculas de agua en estado líquido deben separarse para convertirse en vapor de agua. Esto requiere energía para romper las atracciones que mantienen unidas a las partículas.

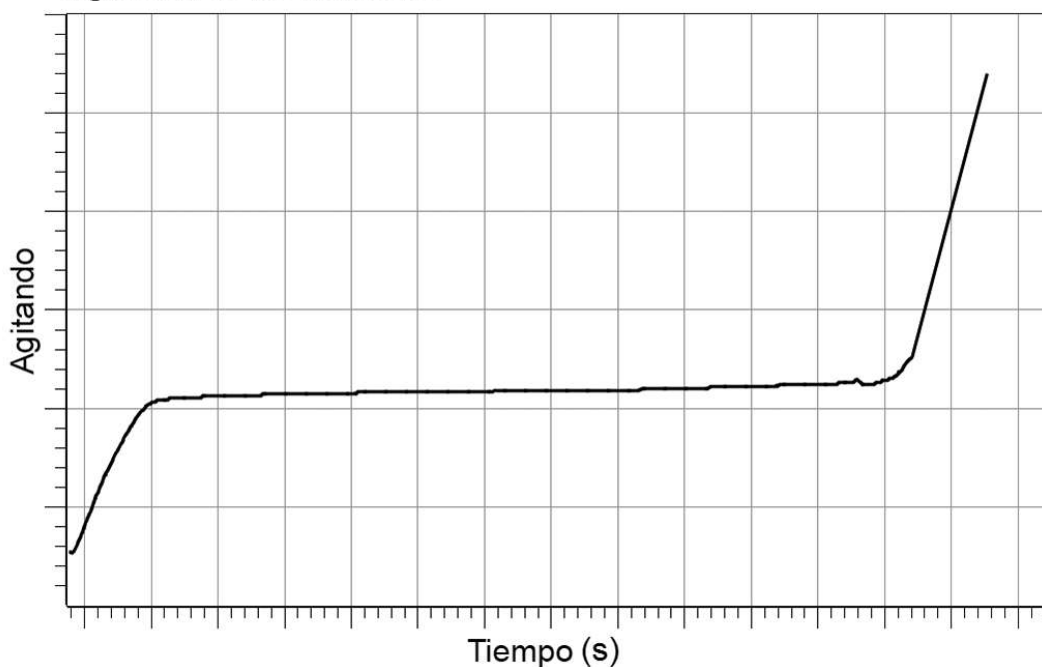
6. ¿Cuáles son los dos tipos de energía que componen el calor? ¿Cómo se relacionan con las moléculas/imanés individuales?

El calor incluye la energía cinética y la potencial. La energía cinética hace que las moléculas se muevan más rápidamente y la energía potencial las separa.

7. ¿Cómo luciría un gráfico de "Agitación" contra el "Tiempo"? ¿Por qué?

La energía del calor se utilizará para hacer que las moléculas se muevan más rápidamente. Cuando las partículas se agitan con la suficiente energía como para superar las fuerzas de atracción que las mantienen unidas, la energía agregada se utilizará para separar las partículas en lugar de hacer que se "agiten" más rápidamente. Esto genera la recta horizontal. Una vez que se han separado todas las partículas, la energía agregada se utilizará para aumentar nuevamente la "agitación" de las moléculas individuales.

Agitación de las moléculas



Hervir diferentes volúmenes de agua: conclusiones

Con los datos recolectados en "Hervir diferentes volúmenes de agua", fomente la participación de los alumnos en un debate sobre lo que significan los datos recolectados. Guíe a los alumnos para comprender que independientemente del volumen de agua que tengamos, a una presión determinada, el agua pura hierve a la misma temperatura. La temperatura a la cual hierve una sustancia se denomina punto de ebullición.

8. ¿Qué sucedió en nuestra demostración al hervir diferentes volúmenes de agua? ¿El agua del vaso de precipitado A hirvió a una temperatura menor, mayor o a la misma temperatura que el agua del vaso de precipitado B? Explique los resultados.

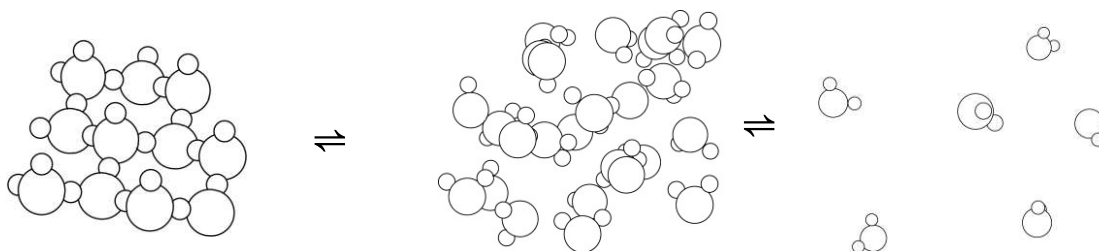
Hirvieron a la misma temperatura, pero la velocidad de calentamiento, indicada por la pendiente de la recta, fue mayor en el vaso de precipitado A que en el B. Por lo tanto, el agua en el vaso de precipitado B requirió más tiempo para llegar al punto de ebullición. La diferencia en la cantidad de moléculas de agua explica este fenómeno. El vaso de precipitado B contenía más agua, lo cual significa que hay más moléculas de agua que necesitan acelerarse y distanciarse. Por lo tanto, requiere más calor y más tiempo para que el agua llegue a su punto de ebullición.

9. Describa la forma del gráfico durante la ebullición. ¿Por qué sucede esto?

Durante la ebullición, el gráfico formó una recta horizontal que demuestra que no cambió la temperatura, debido a que la energía calorífica agregada solo rompe las atracciones entre partículas, lo cual solo cambia la energía potencial. La temperatura solo mide los cambios en la energía cinética.

Los cambios de estado a nivel molecular

Muéstreles a los alumnos un video o una imagen de las moléculas de agua en sus tres estados.



10. Nombre los diferentes cambios de estado e indique si debe agregar o eliminar calor para que se produzcan estos cambios.

El hielo sólido que se convierte en agua líquida es la "fusión" y requiere agregar calor. El agua líquida que se convierte en hielo sólido es la "solidificación" y requiere eliminar calor. El agua líquida que se convierte en vapor de agua en estado gaseoso es la "evaporación" y requiere agregar calor. El vapor de agua en estado gaseoso que se convierte en agua líquida es la "condensación" y requiere eliminar calor.

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

Consejo para el docente: Para ahorrar tiempo, existen varias formas en las que los alumnos pueden realizar este trabajo de laboratorio.

- ◆ Realice la Parte 1 o la Parte 2 a modo de demostración (como por ejemplo en el Debate y actividad previos al laboratorio) y pídale a los alumnos que realicen la otra parte.
- ◆ Pídale a los alumnos que comiencen con la Parte 2 mientras esperan que el hielo se derrita. Esto requerirá contar con dos sensores de temperatura por grupo.
- ◆ Pídale a algunos grupos que realicen la Parte 1 y a otros la Parte 2, y luego compartan los datos.
- ◆ Pídale a los alumnos que preparen la Parte 1 y 2 al mismo tiempo y que luego recolecten los datos de forma simultánea. Esto requerirá contar con dos sensores de temperatura por grupo.
- ◆ Congele los sensores de temperatura en tubos de ensayo llenos con 3 mL de agua destilada la noche anterior. Esto permitirá que los alumnos omitan el apartado de Preparación de la Parte 1.

Seguridad

Incorpore las siguientes precauciones importantes de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ No toque la placa calefactora ni los objetos de vidrio calientes.
- ♦ Permita que todos los objetos de vidrio y los equipos se enfríen por completo antes de manipularlos.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

Parte 1: Congelar el agua y derretir el hielo

3	4	1	2
Coloque el tubo de ensayo (con el sensor de temperatura congelado dentro) en un soporte para tubos de ensayo.	Registre los datos de temperatura y agite constantemente a medida que el hielo se derrite y la temperatura del agua aumenta a 8 °C.	Mida 3 mL de agua destilada y viértalos en un tubo de ensayo. Coloque el sensor de temperatura en el tubo de ensayo con agua.	Recolecte los datos de temperatura a medida que congela el agua en el tubo de ensayo al colocarlo en una mezcla de agua y sal hasta que alcance los -6,0 °C o menos.

Parte 2: Hervir el agua

2	3	4	1
Conecte el soporte universal de laboratorio, la pinza utilitaria y el sensor de temperatura. Llene el vaso de precipitado con agua destilada.	Coloque el vaso de precipitado con agua sobre la placa calefactora tibia y coloque el sensor de temperatura en el agua.	Comience con la recolección de datos de temperatura. Continúe con la recolección de datos hasta que el agua haya hervido durante 8 a 10 minutos.	Encienda la placa calefactora y deje que se caliente hasta su máxima temperatura.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Parte 1: Congelar el agua y derretir el hielo

Preparación

1. ☐ Inicie un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
2. ☐ Conecte un sensor de temperatura de acero inoxidable al sistema de recolección de datos.
3. ☐ Genere un gráfico de Temperatura ($^{\circ}\text{C}$) contra el Tiempo (s).
4. ☐ Pronostique cómo se verá el gráfico de temperatura contra el tiempo para el agua que se congela.

La temperatura disminuirá hasta alcanzar los 0°C y luego se nivelará y permanecerá horizontal hasta que se haya congelado toda el agua. Después de que el agua se haya convertido en hielo, la temperatura disminuirá a ritmo constante nuevamente.

5. ☐ Pronostique cómo se verá el gráfico de temperatura contra el tiempo para el hielo que se derrite.

La temperatura aumentará hasta alcanzar los 0°C y luego se nivelará y permanecerá horizontal hasta que se haya derretido todo el hielo. Después de esto, la temperatura aumentará a ritmo constante.

6. ☐ Utilice una probeta para medir 3 mL de agua destilada y vierta el agua en el tubo de ensayo.
7. ☐ Coloque el sensor de temperatura en el tubo de ensayo.

Recolecte los Datos

8. ☐ Recolecte los datos de temperatura contra el tiempo a medida que congela el agua en el tubo de ensayo con una mezcla de agua y sal. Para hacerlo:
 - a. Llene un vaso de precipitado con hielo hasta la mitad.
 - b. Agregue dos cucharadas de sal de roca.
 - c. Utilice una varilla agitadora para mezclar la sal de roca con el hielo.
 - d. Coloque el tubo de ensayo que contiene el sensor de temperatura en la mezcla de hielo y sal.
 - e. Comience con la recolección de datos de temperatura.

Nota: Quizá deba ajustar la escala de los ejes para observar cómo se producen los cambios.

- f. Agregue cuidadosamente más hielo al tubo de ensayo y dos cucharadas más de sal.

- g.** Agite levemente la mezcla con el tubo de ensayo. Mantenga el sensor de temperatura posicionado de forma tal que la punta se congele en el hielo.

Nota: Algunas veces, el agua en el tubo de ensayo de enfriará mucho (permanecerá líquida a menos de 0 °C). Si esto sucede, retire rápidamente el tubo de ensayo de la mezcla de agua y sal y luego colóquelo nuevamente en la mezcla.

- h.** Detenga la recolección de datos de temperatura cuando la temperatura del hielo descienda a $-6,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ o menos.

- 9.** ☐ Asigne el nombre "Hielo solidificado" a la serie de datos.

- 10.** ☐ Comience a registrar otra serie de datos.

- 11.** ☐ Retire el tubo de ensayo de la mezcla de agua y sal y colóquelo en un soporte para tubos de ensayo.

- 12.** ☐ Permita que el hielo se derrita. Una vez que se haya derretido lo suficiente, gire el sensor de temperatura para que el hielo del sensor de temperatura se mezcle constantemente con el agua del hielo derretido.

- 13.** ☐ Continúe registrando los datos y agitando constantemente hasta que se derrita todo el hielo y la temperatura del agua aumente a 8 o 10 °C.

- 14.** ☐ ¿Cuáles son las variables dependientes e independientes en este experimento?

La variable independiente es el tiempo en el que se agrega un calor constante al hielo.

La variable dependiente es la temperatura.

- 15.** ☐ Registre la temperatura a la cual se congeló el agua y se derritió el hielo.

El hielo se derrite y se congela a (o cerca de) los 0 °C.

- 16.** ☐ ¿De dónde proviene el calor que provoca que el hielo se derrita?

Proviene del entorno. En este caso, del aire a temperatura ambiente.

- 17.** ☐ Detenga la recolección de datos cuando la temperatura del agua esté entre 8 y 10 °C.

- 18.** ☐ Asigne el nombre "Hielo derretido" a la serie de datos.

Parte 2: Hervir el agua

Preparación

- 19.** ☐ Asegúrese de que el sistema de recolección de datos esté encendido, que haya un sensor de temperatura de acero inoxidable conectado y que se muestre un gráfico de Temperatura (°C) contra el Tiempo (s).

Cambio de Estado

- 20.** ☐ Encienda su placa calefactora a su máxima temperatura y deje que se caliente por completo. Esto generalmente toma unos 5 minutos.

ADVERTENCIA: Asegúrese de que los papeles, cables, dedos, etc. no toquen la placa calefactora.

- 21.** ☐ Permitir que la placa calefactora se caliente garantiza que se agregará una cantidad de calor constante al vaso de precipitado con agua. Si no dejara que la placa calefactora se caliente, ¿cómo cambiaría el calor liberado con el tiempo?

El calor liberado aumentaría lentamente hasta llegar a la temperatura máxima y luego permanecería constante.

- 22.** ☐ ¿Por qué debe colocarse la placa calefactora a su temperatura máxima?

Puede emplearse cualquier temperatura siempre que siga siendo la misma durante todo el experimento (cantidad de calor constante). Utilizar la máxima temperatura ahorra tiempo.

- 23.** ☐ Conecte una pinza utilitaria a un soporte universal de laboratorio y ajuste firmemente un sensor de temperatura de acero inoxidable a la pinza.

- 24.** ☐ Llene el vaso de precipitado con aproximadamente 100 mL de agua destilada.

- 25.** ☐ ¿Cómo cree que se verá el gráfico de temperatura contra el tiempo para el agua que hierve?

La temperatura aumentará hasta los 100 °C y luego se nivelará. El agua permanecerá a 100 °C hasta que se evapore por completo.

Recolecte los Datos

- 26.** ☐ Coloque el vaso de precipitado con agua sobre la placa calefactora caliente.

- 27.** ☐ Coloque el sensor de temperatura de acero inoxidable en el agua y posícionelo en el centro del agua. Asegúrese de que el sensor no toque el fondo ni los costados del vaso de precipitado.

- 28.** ☐ Comience con la recolección de datos.

Nota: Quizá deba ajustar la escala de los ejes para observar cómo se producen los cambios.

- 29.** ☐ Continúe con la recolección de datos hasta que el agua haya hervido a borbotones (con burbujas grandes) durante 8 a 10 minutos.

- 30.** ☐ ¿Por qué es importante que el sensor de temperatura permanezca en el centro del agua?

Esto garantizará que se mida la temperatura del agua. Si el sensor de temperatura toca el fondo del vaso de precipitado, medirá la temperatura de la placa calefactora, no del agua.

- 31.** ☐ ¿Cuáles son las variables dependientes e independientes en este experimento?

La variable independiente es el tiempo en el que se agrega un calor constante al agua.

La variable dependiente es la temperatura del agua.

- 32.** ☐ Registre la temperatura cuando observe que el agua hierve a borbotones.

El agua hierve a (o cerca de) los 100 °C.

- 33.** ☐ ¿Por qué es necesario hervir el agua durante tanto tiempo?

Para determinar cómo cambia la temperatura mientras el agua pasa del estado líquido al gaseoso.

- 34.** ☐ Detenga la recolección de datos hasta que el agua haya hervido a borbotones durante 8 a 10 minutos.

- 35.** ☐ Asigne el nombre "Agua en ebullición" a la serie de datos.

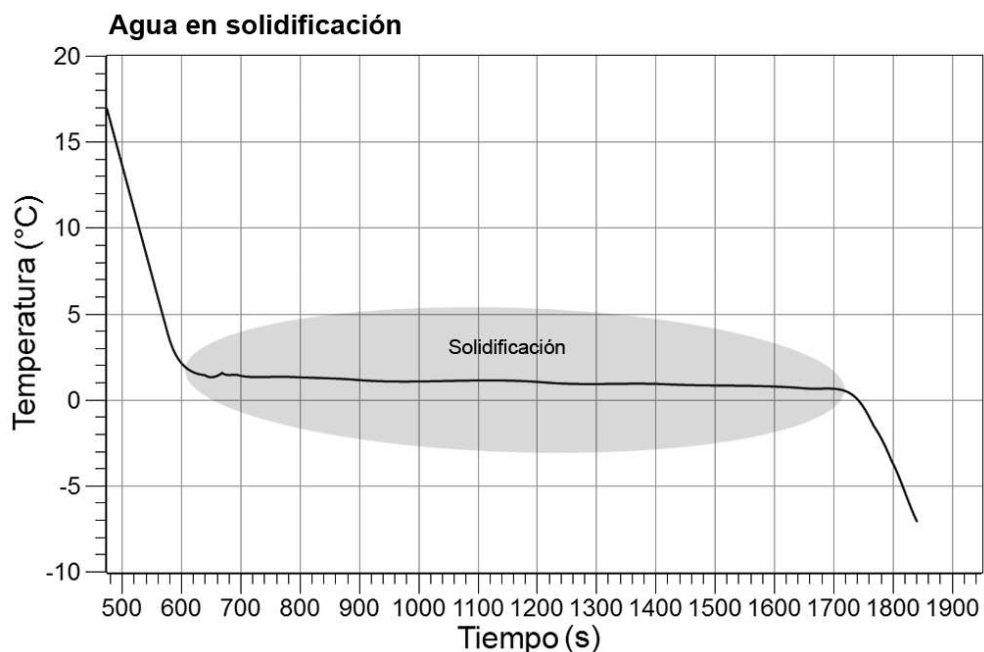
- 36.** ☐ Apague la placa calefactora y deje que se enfríe durante al menos 20 minutos.

- 37.** ☐ Guarde su experimento y limpie su estación del laboratorio conforme a las indicaciones del docente.

Análisis de Datos

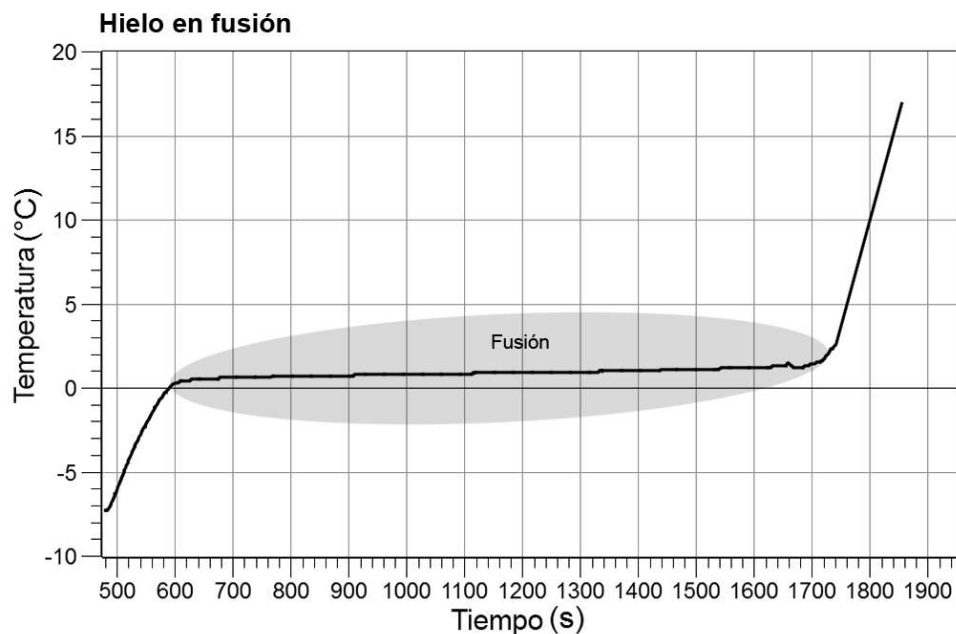
- 1.** ☐ Imprima o bosqueje un gráfico de Temperatura (°C) contra el Tiempo (s) en el cual se elimine el calor para congelar el agua. Indique con una etiqueta dónde se produjo la solidificación. También asigne una etiqueta al gráfico en general, al eje X, al eje Y e incluya unidades en los ejes.

Solidificación: recta horizontal cerca de los 0 °C.



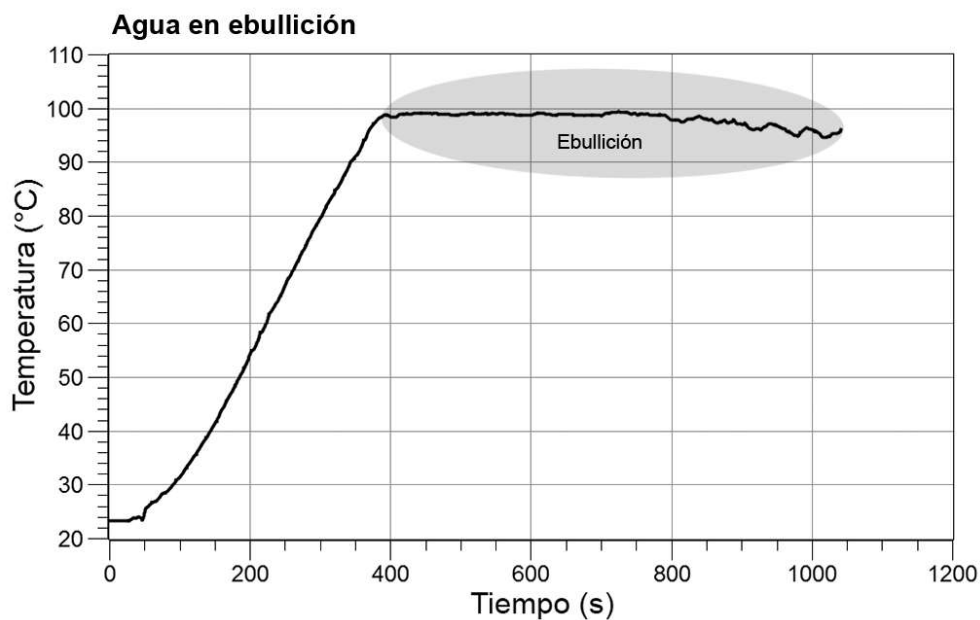
- 2.** ☐ Imprima o bosqueje un gráfico de Temperatura (°C) contra el Tiempo (s) en el cual se agregue calor para derretir el hielo. Indique con una etiqueta dónde se produjo la fusión. También asigne una etiqueta al gráfico en general, al eje X, al eje Y e incluya unidades en los ejes.

Fusión: recta horizontal cerca de los 0 °C.



3. ☐ Imprima o bosqueje un gráfico de Temperatura (°C) contra el Tiempo (s) en el cual se agregue calor para hervir el agua. Indique con una etiqueta dónde se produjo la ebullición. También asigne una etiqueta al gráfico en general, al eje X, al eje Y e incluya unidades en los ejes.

Ebullición: recta horizontal cerca de los 100 °C.



Preguntas de Análisis

1. Relacione la forma de sus gráficos con el comportamiento de las moléculas de agua. Pista: Explique si el calor agregado provocó que las moléculas se movieran más rápidamente o se rompieran las atracciones.

Las rectas con pendientes hacia arriba en los gráficos indican que las moléculas del agua se mueven más rápidamente, lo cual provoca que la temperatura aumente.

La sección horizontal de los gráficos es donde se rompen las atracciones entre las moléculas. Esto provoca el cambio de estado (de sólido a líquido en el primer gráfico y de líquido a gaseoso en el segundo). Esto solo cambia la energía potencial y, por lo tanto, no cambia la temperatura.

2. Explique cómo es posible agregar calor a una sustancia sin que aumente su temperatura.

Si se agrega calor a una sustancia durante un cambio de estado, la temperatura no aumentará. Esto es posible gracias a que el calor agregado se emplea para romper las atracciones entre las partículas en lugar de aumentar su velocidad promedio.

3. Según sus resultados de laboratorio, ¿cuál es el punto de fusión y el punto de ebullición del agua destilada? ¿Cómo se comparan sus resultados con los del resto de la clase?

El punto de fusión es cerca de 0 °C y el punto de ebullición es cerca de 100 °C. Los valores deben estar dentro de uno o dos grados con respecto a los del resto de la clase.

4. Explique en qué difieren el calor y la temperatura.

La temperatura se relaciona directamente con el movimiento de las moléculas (energía cinética).

El calor es el cambio total en la energía interna de una sustancia. La energía interna proviene tanto del movimiento de las moléculas (energía cinética) como de las fuerzas electrostáticas de atracción entre las moléculas (energía potencial).

Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. Al tomar un vaso de agua helada, observa gotas de agua que se forman fuera del vaso. Explique de dónde proviene el agua que se formó y qué cambio de estado implicó.

Las gotitas de agua provienen del vapor de agua en el aire. El cambio de estado es la condensación. El vapor de agua en el aire se transformó en agua líquida en la parte exterior del vaso.

2. ¿Qué cambio de estado se produce cuando los humanos sudan? ¿Por qué esto hace que nuestros cuerpos se enfríen?

El agua cambia de estado líquido a gaseoso (evaporación). La sudoración enfría el cuerpo al utilizar el calor corporal para convertir las moléculas de agua (sudor) en vapor de agua. Las nuevas moléculas de vapor salen del cuerpo y, al hacerlo, eliminan el calor corporal que absorbieron. Eliminar el calor de un elemento hace que se enfríe.

3. ¿Es posible calentar un metal sin aumentar su temperatura?

Sí, es posible si lo calentamos mientras se derrite. Al agregar calor, la temperatura del metal aumentará hasta llegar a su punto de fusión. Una vez que se llega al punto de fusión, el calor adicional no provocará un aumento en la temperatura hasta que se haya completado el cambio de estado.

4. ¿Es posible eliminar el calor de una sustancia sin disminuir su temperatura?

Utilice un ejemplo para explicar su respuesta.

Sí. Si se elimina calor de una sustancia durante un cambio de estado, la temperatura no disminuirá. Por ejemplo, si se elimina calor del agua líquida a medida que se congela para formar hielo, no se produciría ningún cambio de temperatura. También podría ponerse como ejemplo la condensación.

Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. El agua que hierve a borbotones libera burbujas de gas. ¿Qué gas está presente en estas burbujas?

- A.** Aire
- B.** Oxígeno
- C.** Nitrógeno
- D.** Vapor de agua

2. Al agregar calor a una sustancia durante un cambio de estado, ¿qué sucede con la temperatura de la sustancia?

- A.** Aumenta
- B.** Disminuye
- C.** Permanece constante
- D.** Disminuye levemente y luego aumenta

3. ¿Qué sucederá al agregar calor al agua que se encuentra a temperatura ambiente?

- A.** La temperatura del agua aumentará
- B.** La temperatura del agua disminuirá
- C.** La temperatura del agua permanecerá constante
- D.** El agua cambiará inmediatamente al estado gaseoso

4. A nivel molecular, ¿qué sucede con las moléculas de agua al calentarse?

- A.** Las moléculas se mueven más rápidamente
- B.** Las moléculas de agua se separan entre sí
- C.** Los átomos de hidrógeno se separan de los átomos de oxígeno
- D.** Puede suceder o A o B

5. ¿Cómo se llama la temperatura a la cual una sustancia cambia del estado líquido al gaseoso?

- A. Punto de ebullición**
- B. Punto de fusión**
- C. Punto de solidificación**
- D. Punto de condensación**

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. La teoría cinético-molecular explica que toda la materia se compone de partículas en movimiento constante. Agregar **calor** a una materia generalmente provoca que las partículas se muevan a mayor velocidad. Por el contrario, al eliminar calor, las partículas se mueven a **menor** velocidad. **La temperatura** se relaciona con el movimiento promedio (energía cinética) de las partículas.

2. Toda la materia existe en estado sólido, líquido o gaseoso en función de la temperatura (y, hasta cierto punto, de la presión). El proceso de cambiar de uno de estos estados a otro se denomina **cambio de estado**. La temperatura a la cual se produce un cambio de estado puede emplearse para identificar las sustancias puras. Existen cuatro cambios de estado principales. La temperatura a la cual un sólido cambia a estado líquido se denomina **punto de fusión**. La temperatura a la cual un líquido cambia a estado gaseoso se denomina **punto de ebullición**. La fusión y la ebullición requieren **la incorporación** de calor. La temperatura a la cual un líquido cambia a estado sólido se denomina **punto de solidificación**. La temperatura a la cual un gas cambia a estado líquido se denomina **punto de condensación**. La solidificación y la condensación requieren **la eliminación** de calor.

3. Durante un cambio de estado, la temperatura de la sustancia permanece **constante**. La temperatura permanece constante debido a que el calor que se agrega o se elimina se utiliza para romper o formar atracciones entre partículas en lugar de provocar que las partículas modifiquen su velocidad. La energía almacenada en las atracciones entre las partículas es **energía potencial**. Por lo tanto, el calor y la temperatura son dos cosas diferentes. El calor es energía cinética y potencial de una sustancia, mientras que la temperatura se relaciona solamente con la energía cinética de las partículas.

Otras Sugerencias de Investigación

Determine si diferentes cantidades de agua influyen sobre el punto de fusión o ebullición del agua.

Determine el punto de fusión del ácido láurico.

Identifique sustancias desconocidas con base en el punto de fusión o ebullición.

Determine el efecto que produce agregar solutos sobre el punto de fusión o ebullición del agua.

Determine un método para aumentar o disminuir la temperatura a la cual hierve el agua.

Fabrique helado para explorar la depresión del punto de solidificación.

Determine los efectos del volumen sobre la temperatura del agua.

¿El agua se derrite a una temperatura mayor que la temperatura a la que se congela?

Porcentaje de Oxígeno en el Aire

Objetivos

Los alumnos aprenden acerca de los componentes del aire y cómo determinar el porcentaje de oxígeno en él. Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ observan una reacción química que involucra diferentes estados de la materia;
- ♦ describen la presión a nivel molecular;
- ♦ explican cómo las variables de temperatura, volumen y concentración influyen sobre la presión de los gases.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ Uso de un sensor de presión absoluta para medir los cambios en la presión mientras el oxígeno atmosférico reacciona con la lana de acero (hierro);
- ♦ determinación del porcentaje de oxígeno en el aire con base en la diferencia de presión medida.

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	10 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	45 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	40 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- | | |
|--|---|
| ♦ Sistema de recolección de datos | ♦ Tapón con un orificio que sea adecuado para el tubo de ensayo |
| ♦ Sensor de presión absoluta | ♦ Varilla agitadora |
| ♦ Cable de extensión del sensor | ♦ Vinagre blanco (ácido acético al ~5%), 50 a 60 mL |
| ♦ Conector de liberación rápida ¹ | ♦ Lana de acero, tejido fino (#000); 1,0 g |
| ♦ Conector para tubos ¹ | ♦ Toallas de papel |
| ♦ Tubos de entre 1 y 2 cm ¹ | ♦ Glicerina, 2 gotas |
| ♦ Vaso de precipitado de 150 mL | |
| ♦ Tubo de ensayo de 25 x 150 mm | |

¹ Se incluye con la mayoría de los sensores de presión absoluta de PASCO.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

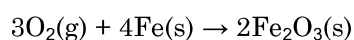
Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Naturaleza particular de la materia
- ♦ Estados de la materia

Antecedentes

El aire es una mezcla compuesta de aproximadamente 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de muchos otros gases, incluidos el argón, el dióxido de carbono y el vapor de agua. En este trabajo de laboratorio, los alumnos calculan el porcentaje de oxígeno en el aire al medir la presión inicial del aire y la presión del aire después de eliminar el oxígeno de él, y determinan la diferencia.

El oxígeno se elimina del aire mediante una reacción química. Se eligió la reacción entre el oxígeno y el hierro debido a que el hierro reacciona con el oxígeno en el aire, pero no con el nitrógeno. Las moléculas de nitrógeno simplemente rebotan del hierro, mientras que los átomos de oxígeno chocan y se adhieren al hierro para formar una nueva sustancia: el óxido de hierro (III).



La lana de acero actúa como la fuente de hierro. El acero es una aleación del hierro con una cantidad muy pequeña de carbono. Las lanas de acero de la mayoría de las marcas están levemente recubiertas con aceite o algún otro inhibidor del óxido. Los alumnos remueven el inhibidor del óxido al enjuagar la lana de acero con vinagre. El "lavado" de vinagre también genera un entorno húmedo y levemente ácido que aumenta la velocidad de la reacción.

Los sólidos, los líquidos y los gases ejercen presión sobre las superficies que los rodean. Debido a que la presión es la variable dependiente en este experimento, es importante que los alumnos comprendan la presión a nivel molecular. La presión es la fuerza aplicada sobre una superficie. La presión se mide en unidades de pascales (Pa) o en newtons (N) por metro cuadrado, donde $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$. El newton es la unidad estándar para medir la fuerza. A nivel molecular, la presión del aire, al igual que todas las presiones en las que participan los gases, es el resultado del choque de moléculas contra una superficie. Cuanto mayor es la cantidad de choques por segundo, mayor es la presión del aire.

La temperatura, el volumen y la cantidad de gas presente influyen sobre la frecuencia de las partículas de gas que chocan y, por lo tanto, sobre la presión del aire. Cuando el aire se calienta, las partículas se mueven con mayor velocidad (mayor energía cinética) y provocan más choques por segundo. Por lo tanto, aumenta la presión (ley de Gay-Lussac). Por el contrario, el enfriamiento provoca que las moléculas de aire se muevan con menor velocidad, lo cual da como resultado menos choques y menos presión.

Cuando aumenta el volumen de un envase que contiene una cantidad constante de partículas de gas, disminuye la presión (ley de Boyle). Esto se debe a que las partículas tienen más espacio para moverse y, por lo tanto, es menor la frecuencia con la que chocan con las paredes del envase. También sucede lo opuesto: al haber menos volumen para que las partículas de gas se muevan, se produce una mayor presión debido a que las moléculas tienen menos espacio para moverse y, por lo tanto, se golpean contra las superficies con mayor frecuencia.

La presión del aire también depende de la cantidad de partículas de gas presentes (ley de Avogadro). Cuantas más partículas hay en un envase, mayor es la frecuencia con la que

golpearán las paredes del envase, lo cual provocará una mayor presión. También sucede lo opuesto: cuantas menos partículas hay, menor es la presión resultante.

El método que se utiliza en este experimento para determinar el porcentaje de oxígeno en el aire funciona debido a la ley de Dalton sobre presiones parciales. La ley de Dalton sobre presiones parciales establece que la presión total de una mezcla de gas es la suma de las presiones parciales de cada gas individual de la mezcla. Por lo tanto, la presión del aire es igual a la presión del nitrógeno más la presión del oxígeno más la presión de todos los demás gases presentes en el aire. Al eliminar el oxígeno, la presión del aire disminuirá en una cantidad directamente proporcional al porcentaje de oxígeno en el aire.

$$\text{Porcentaje oxígeno} = \frac{\text{Cambio de presión}}{\text{Presión inicial}} \times 100$$

Debate y Actividad Previos al Laboratorio

El concepto de presión

Presente el concepto de presión al comparar la presión ejercida en zapatos de tacón con la presión ejercida en calzado deportivo.

1. Si una mujer usa zapatos de tacón en una superficie de tierra blanda, se hundirá en el suelo. Sin embargo, si la misma mujer usa calzado deportivo en la misma superficie, no se hundirá en absoluto. ¿Por qué? ¿Cuál es la diferencia en los dos escenarios y cómo explica esta diferencia el hecho de que la mujer se hunda o no?

La diferencia está en el calzado que usa la mujer. Más específicamente, la superficie que toca el suelo presenta diferencias significativas. Cuando la mujer usa zapatos de tacón, su peso corporal ejerce una fuerza sobre el suelo sobre una superficie muy pequeña. Esto genera mucha presión y provoca que la mujer se hunda. Cuando la mujer usa calzado deportivo, ejerce la misma fuerza (su peso corporal) sobre una superficie mayor y, por lo tanto, no se hunde (ejerce menos presión).

Cómo calcular la presión

Bríndeles a los alumnos una noción matemática de la presión al comparar la presión que ejerce un libro de texto en dos posiciones diferentes. Coloque un libro de texto sobre una mesa frente a la clase, con el lado más grande hacia abajo. Pare un segundo libro de texto sobre su borde. Anote las dimensiones y la masa del libro de texto en el pizarrón. (Puede utilizar las siguientes dimensiones: dimensiones del libro de texto: 10,0 in x 10,0 in x 2,0 in; peso del libro de texto —fuerza de gravedad sobre el libro—: 5,0 lb). Explique la idea de que "la cantidad de fuerza sobre cada cuadrado" se denomina presión. Anote la definición de presión en el pizarrón. La presión es la fuerza que actúa sobre una superficie específica.

2. ¿Qué libro ejerce mayor presión por unidad de superficie sobre la mesa? Explique.

El libro que se para sobre su borde ejerce mayor presión por unidad de superficie. Ambos libros tienen la misma masa y, por lo tanto, ejercen la misma fuerza, pero el libro que se para sobre su borde soporta el peso sobre una superficie más pequeña.

3. Si el libro yace de lado, ¿cuánta fuerza (peso) se siente sobre cada pulgada cuadrada?

El peso de 5,0 lb se reparte en las 100 pulgadas cuadradas (la superficie que toca la mesa). Entonces, cada pulgada cuadrada del libro soporta 0,05 lb.

4. ¿Cuánta fuerza (peso) soporta cada pulgada cuadrada cuando el libro se para sobre su borde?

Hay menos pulgadas cuadradas (in.^2) en contacto con la mesa, por lo cual cada pulgada cuadrada debe soportar más peso. El libro aún pesa 5,0 lb, pero hay solo 20 in.^2 que comparten el peso. Entonces, cada pulgada cuadrada soporta 0,25 lb.

5. ¿Cuál es la ecuación de la presión? Calcule la presión que ejerce cada libro sobre la mesa.

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{área}}$$

$$\text{El libro que yace de lado: } P = \frac{5,0 \text{ lb}}{(10 \text{ plg} \times 10 \text{ plg})} = 0,05 \text{ lb/plg}^2$$

$$\text{El libro que se para sobre su borde: } P = \frac{5,0 \text{ lb}}{(10 \text{ plg} \times 2 \text{ plg})} = 0,25 \text{ lb/plg}^2$$

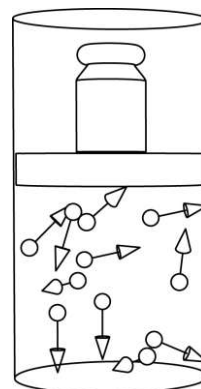
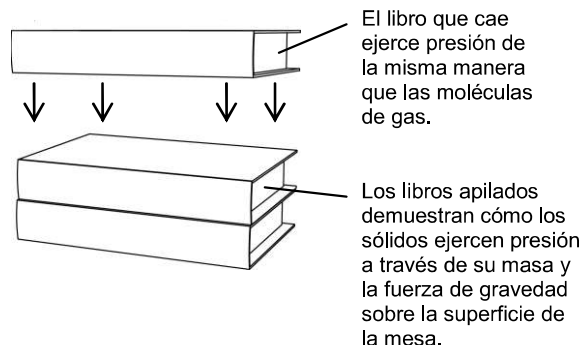
6. ¿Cuáles son las unidades de presión del ejemplo anterior? ¿Cuáles son las unidades en el sistema SI?

En el ejemplo anterior, la presión se medía en libras por pulgada cuadrada. En el sistema SI, la unidad de fuerza es el newton (N) y la unidad de la superficie son los metros cuadrados (m^2). Un newton ($(\text{kg} \cdot \text{m})/\text{s}^2$) es la unidad estándar de fuerza que contiene las unidades de masa y de aceleración debido a la gravedad. Juntas, podemos pensar en ellas como el "peso". Un N/m^2 también se denomina pascal (Pa). Un pascal de presión es una unidad muy pequeña, por lo cual es habitual medir la presión en kilopascales (kPa).

Presión a nivel molecular

Explique a los alumnos que, en los sólidos y líquidos, los átomos o moléculas están en contacto entre ellos. Debido a esto, todas las moléculas contribuyen a la fuerza sobre la mesa. Apile dos libros de texto pequeños uno encima de otro y sostenga un tercer libro en la mano. Explique que cada libro que está sobre la mesa aporta su peso a la fuerza y la presión total que se ejerce, al igual que cada molécula en un sólido o líquido aporta todo su peso a la presión que se ejerce.

Sin embargo, las moléculas que componen un gas son diferentes, ya que no están en contacto entre ellas. Podemos pensar en una partícula de gas como un tercer libro que cae hacia la pila de libros. Deje caer el tercer libro en la pila. El libro que cae no aporta ninguna fuerza a la superficie de la mesa hasta que golpea la pila de libros. Para los gases, es la cantidad de choques lo que genera la presión. Finalice el debate al mostrarles a los alumnos una imagen o un video de moléculas de gas que chocan con la superficie de su envase.



Demostración de la diferencia entre la presión ejercida por los sólidos contra la presión ejercida por los gases.

Las moléculas de gas crean presión a través de choques con las superficies de su envase.

7. Utilice el ejemplo del libro de texto para explicar la presión a nivel molecular.

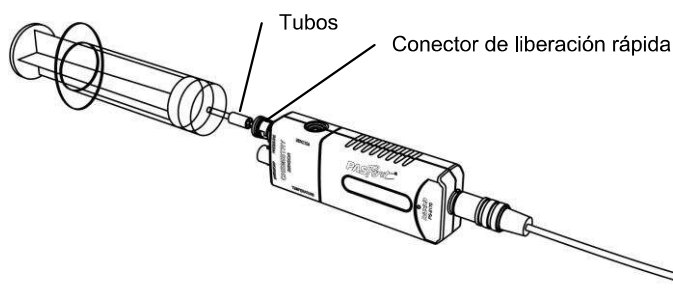
Las moléculas que componen el libro ejercen una fuerza (su peso) sobre la mesa.

8. ¿Cómo difiere la presión ejercida por las moléculas si están en estado sólido o líquido en comparación con un estado gaseoso?

En los sólidos y líquidos, todas las moléculas se tocan entre sí todo el tiempo y, por lo tanto, siempre contribuyen a una fuerza y presión constantes. Por otro lado, las moléculas en estado gaseoso rebotan por todos lados. Contribuyen a la fuerza cuando se produce un choque. Los choques constituyen la forma en la que las moléculas de gas generan presión.

Temperatura, volumen y presión del aire

Fomente la participación de los alumnos en un debate sobre la presión del aire y las formas en que puede alterarse la presión al pedirles que modifiquen la temperatura y luego el volumen de aire dentro de una jeringa.



Pídales a los alumnos que establezcan el volumen de una jeringa en aproximadamente 20 mL y que luego la conecten a un sistema de recolección de datos. Mientras monitorean la presión en la pantalla digital, pídales que observen lo que sucede al calentar el aire dentro de la jeringa si la sostienen en la palma de la mano. Luego, pídales a los alumnos que modifiquen el volumen del aire en la jeringa al presionar el émbolo y comprimir el gas. Ayude a los alumnos a analizar sus resultados al explicarles lo que sucede a nivel molecular.

9. ¿Cuáles son algunas posibles formas de aumentar la presión del aire dentro de la jeringa?

Aumentar la cantidad de choques: 1) al aumentar la temperatura, 2) al aumentar la cantidad de moléculas o 3) al disminuir el tamaño del envase.

10. ¿Qué puede observar acerca de la presión al sostener la jeringa en la palma de la mano? ¿Por qué?

La presión aumenta debido a que las moléculas de gas se entibian. Los elementos más tibios se mueven más rápidamente, por lo cual las moléculas de gas golpean las paredes de la jeringa con mayor frecuencia y con mayor fuerza, lo cual produce más presión.

11. ¿Por qué es posible comprimir el gas? ¿Cómo modifica la presión? ¿Por qué?

El gas puede comprimirse debido a que hay espacio entre las moléculas de gas. Las moléculas pueden moverse en este espacio y, básicamente, se aprietan unas contra otras.

La presión aumentó debido a que las moléculas golpeaban las paredes con mayor frecuencia. Las moléculas golpeaban las paredes con mayor frecuencia porque no debían recorrer tanta distancia para hacerlo.

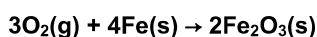
Tipos de moléculas en el aire

Analice los diferentes tipos de moléculas que componen el aire y explique que cada tipo de molécula contribuye a la presión que ejerce el aire. Esta observación se resume en la ley de Dalton sobre presiones parciales, la cual establece que la presión total de una mezcla gaseosa es la suma de las presiones individuales de cada tipo de gas.

Presente la idea de que la cantidad de moléculas en un envase cerrado puede aumentarse o disminuirse a través de reacciones químicas. Explique la reacción química que se realizará en este trabajo de laboratorio y finalice el debate al pedirles a los alumnos que realicen un cálculo de ejemplo con los datos de presión que se proporcionan.

Anote la siguiente ecuación en el pizarrón.

oxígeno + hierro (lana de acero) → óxido



12. ¿Qué tipos de moléculas se encuentran en el aire de su jeringa?

El aire es una mezcla compuesta por moléculas de nitrógeno, moléculas de oxígeno y una cantidad muy pequeña de otras moléculas tales como argón, dióxido de carbono, vapor de agua y otros.

13. Todas las moléculas del aire rebotan en las paredes y contribuyen a la presión total de gas. Imagine que hay 100 moléculas de gas. Si 50 de ellas son de nitrógeno, ¿qué porcentaje de la presión observada se atribuye a las moléculas de nitrógeno?

La mitad (50%) de los choques serían moléculas de nitrógeno, entonces la mitad de la presión se atribuiría a este elemento.

14. Hemos visto que alterar la temperatura provoca que la presión aumente o disminuya debido a que cambia la cantidad de choques y la fuerza de ellos. También hemos visto que disminuir el volumen del envase aumenta la presión al aumentar la cantidad de choques. La variable final que afecta la presión es la cantidad real de

moléculas de gas. ¿Cómo puede cambiar la cantidad de moléculas de gas en un envase cerrado?

La cantidad de moléculas de gas puede aumentarse o disminuirse mediante una reacción química.

15. En este trabajo de laboratorio, las moléculas de oxígeno del aire rebotarán en los átomos de hierro de la lana de acero. Si el choque es correcto, el oxígeno reacciona con el hierro y crea una nueva molécula (óxido). ¿Cómo se verá afectada la presión de gas a medida que se produce la reacción? ¿Por qué?

La presión de gas debe disminuir debido a que debe disminuir la cantidad de moléculas de gas. Antes de la reacción, las moléculas de oxígeno se movían con libertad en forma de gas. Después de la reacción, el oxígeno estará ligado al hierro en un nuevo sólido (óxido).

16. ¿De qué forma medir un cambio en la presión lo ayudará a determinar el porcentaje de oxígeno en el aire?

La cantidad en la que disminuye la presión es proporcional al porcentaje de oxígeno en el aire.

$$\text{Porcentaje oxígeno} = \frac{\text{Cambio de presión}}{\text{Presión inicial}} \times 100$$

17. Si la presión inicial del gas en un tubo de ensayo es de 100 kPa y la presión final es de 75 kPa, ¿cuál fue el cambio en la presión? ¿Qué porcentaje de las moléculas de gas se eliminó?

El cambio en la presión es de 25 kPa (100 kPa – 75 kPa).

$$\text{Porcentaje gas perdido} = \frac{25 \text{ kPa}}{100 \text{ kPa}} \times 100 = 25\%$$

Preparación del Laboratorio

Si bien esta actividad no requiere una preparación específica del laboratorio, asigne 10 minutos a fin de reunir el equipo necesario para realizar el trabajo de laboratorio.

Seguridad

Incorpore la siguiente precaución importante de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ El vinagre es un ácido débil. Evite el contacto con los ojos y lávese las manos después de manipular los objetos de vidrio, la lana de acero y los equipos.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

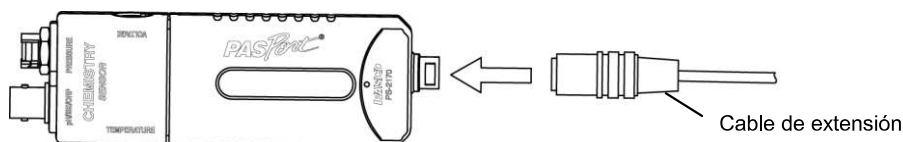
3	1	2	4	5
Mida y registre la presión inicial.	Limpie la lana de acero con vinagre para que el oxígeno pueda reaccionar con el hierro.	Cree un envase cerrado con aire y la lana de acero.	Mida la presión final.	Calcule el porcentaje de oxígeno en el aire.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

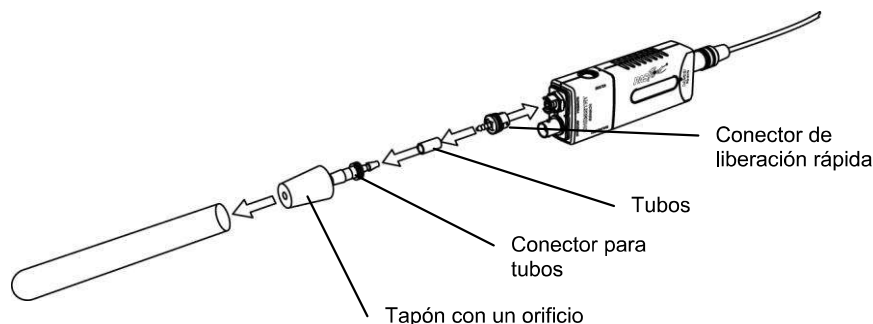
Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Preparación

- ☐ Inicie un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
- ☐ Conecte el sensor de presión absoluta al sistema de recolección de datos mediante el cable de extensión.



3. ☐ Conecte el conector de liberación rápida al tapón mediante el conector para tubos y el tubo de 1 a 2 cm al seguir estos pasos. Utilice la imagen como guía.
 - a. Inserte el extremo más grueso del conector para tubos en el orificio del tapón. Si esto se le dificulta, agregue una gota de glicerina.
 - b. Conecte el tubo de 1 a 2 cm al otro extremo (el más delgado) del conector para tubos.
 - c. Inserte el extremo punzante del conector de liberación rápida en el extremo abierto del tubo de 1 a 2 cm. Si esto se le dificulta, agregue una gota de glicerina.



4. ☐ Inserte el conector de liberación rápida en el puerto del sensor de presión absoluta y luego gire el conector en sentido de las agujas del reloj hasta que oiga un "clic" en el sensor (aproximadamente un octavo de giro).
5. ☐ Cree una representación gráfica de Presión (kPa) contra el Tiempo.
6. ☐ ¿Cuáles son las variables dependientes e independientes en este experimento? ¿En qué unidades se miden estas variables?

La variable dependiente es la presión en unidades de kilopascales (kPa).

La variable independiente es el tiempo en el que se produce la reacción y se mide en unidades de segundos (s).

7. ☐ Pronostique lo que sucederá con la presión a medida que se produce la reacción.

La presión disminuye a medida que el oxígeno se consume debido a la reacción con el hierro.

8. ☐ Obtenga suficiente cantidad de lana de acero de tejido fino como para llenar alrededor de 2/3 de un tubo de ensayo grande (aproximadamente 1,0 g).
9. ☐ Estire la lana de acero para exponer una gran cantidad de la superficie.
10. ☐ Limpie la lana de acero al sumergirla en un vaso de precipitado de 150 mL con aproximadamente 60 mL de vinagre durante más o menos un minuto. Utilice una varilla agitadora para enjuagar completamente la lana de acero en el vinagre.
11. ☐ ¿Por qué debemos enjuagar la lana de acero en vinagre?

El enjuague remueve la cubierta protectora del hierro para que las moléculas de oxígeno puedan chocar directamente con los átomos de hierro. El vinagre también aporta un entorno húmedo y levemente ácido que provocará que la reacción se produzca con mayor rapidez (aumenta la velocidad de la reacción).

Porcentaje de Oxígeno en el Aire

- 12. ☐ Retire la lana de acero del vaso de precipitado con vinagre y escúrrala para drenar el vinagre en el vaso de precipitado.
- 13. ☐ Estire la lana de acero y séquela por completo con las toallas de papel.
- 14. ☐ Cambie las toallas de papel y séquela nuevamente.
- 15. ☐ Estire la lana de acero y agítela en el aire para asegurarse de que esté seca.
- 16. ☐ Coloque la lana de acero en un tubo de ensayo grande y asegúrese de exponer una gran parte de la superficie. No acumule la lana de acero en el fondo del tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba golpetear suavemente el tubo de ensayo para que la lana de acero se deslice hacia abajo.

Recolecte los Datos

- 17. ☐ Coloque el tapón en la parte superior del tubo de ensayo y comience inmediatamente con la recolección de datos.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- 18. ☐ ¿Qué moléculas contribuyen a la presión que usted registra en su sistema de recolección de datos? Sea específico.

La presión proviene del nitrógeno, del oxígeno y una parte muy pequeña de otras moléculas que componen el aire dentro del tubo de ensayo.

- 19. ☐ Escriba una oración en la que explique la reacción que se produce en el tubo de ensayo. Explique de dónde proviene cada sustancia y su estado físico (sólido, líquido o gaseoso).

El oxígeno del aire reacciona con el hierro sólido de la lana de acero para formar óxido, que es un nuevo sólido.

- 20. ☐ ¿Qué sucede con la presión a medida que se produce la reacción? ¿Por qué?

La presión disminuye porque el oxígeno se incorpora a un sólido y, por lo tanto, se elimina del aire.

- 21. ☐ Anote al menos tres cambios cuya aparición observe en el tubo de ensayo.

El agua se condensa en el costado del tubo de ensayo, el tubo se calienta y la lana de acero adquiere un color marrón/naranja.

- 22. ☐ Cuando se haya estabilizado la presión (después de aproximadamente 20 a 30 minutos), detenga la recolección de datos.

- 23. ☐ Guarde el archivo de datos y limpie su estación del laboratorio conforme a las indicaciones del docente.

Análisis de Datos

1. ☐ Determine las presiones inicial y final y anótelas en la Tabla 1 a continuación.

Tabla 1: Presión inicial y final

Presión inicial (kPa)	105,21
Presión final (kPa)	83,31

2. ☐ Calcule el cambio en la presión.

Presión inicial (kPa) – presión final (kPa) = cambio en la presión (kPa)

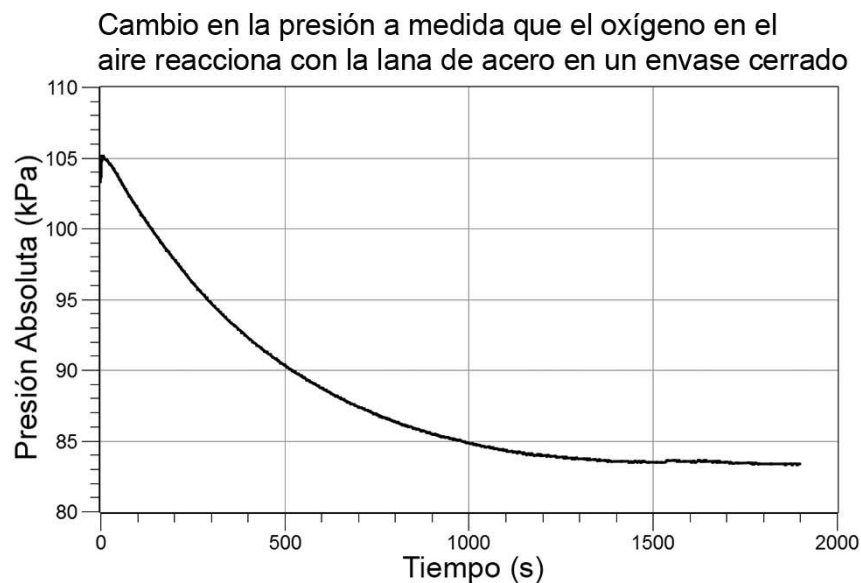
$$105,21 \text{ kPa} - 83,31 \text{ kPa} = 21,9 \text{ kPa}$$

3. ☐ Calcule el porcentaje de oxígeno en el aire.

$$\frac{\text{Cambio de presión (kPa)}}{\text{Presión inicial (kPa)}} \times 100 = \text{Porcentaje oxígeno}$$

$$\frac{21,9 \text{ kPa}}{105,21 \text{ kPa}} \times 100 = 20,8\% \text{ oxygen}$$

4. ☐ Dibuje o imprima una copia del gráfico de Presión (kPa) contra el Tiempo (s). Asigne una etiqueta al gráfico en general, al eje X, al eje Y e incluya unidades en los ejes.



Preguntas de Análisis

1. ¿Por qué el gráfico de presión se aplanó después de un tiempo? (Pista: Piense acerca de lo que sucede con la cantidad de oxígeno en el tubo de ensayo).

Se estaba agotando el oxígeno en el tubo de ensayo. Cuando desapareció, el gráfico se aplanó.

2. ¿Por qué la presión no se redujo a cero?

La presión no llegó a cero debido a que aún había otras moléculas, incluidas las de nitrógeno, dióxido de carbono, vapor de agua y argón, en el tubo de ensayo. Estas continuaron rebotando contra las paredes y generando presión.

Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. A menudo se dice que los gases no tienen una forma definida y que llenan el envase que ocupan. Explique qué sucede a nivel molecular para que los gases tengan estas propiedades.

Las moléculas de gas rebotan por el entorno y no se unen. Se mueven por el espacio en línea recta hasta que chocan contra una pared, entonces ocupan el volumen total de un envase de cualquier tamaño.

2. Explique por qué los sólidos tienen una forma definida.

Las moléculas o átomos de un sólido se unen en un patrón definido. No pueden moverse para llenar el envase.

3. Las reacciones químicas se detienen cuando se agota uno de los reactivos. Este reactivo se llama reactivo limitante, porque limita la cantidad de producto que se forma. En este trabajo de laboratorio, el óxido era el producto. ¿Cuál era el reactivo limitante?

La presión se mantuvo constante cuando se agotó por completo el oxígeno en el tubo de ensayo. Esto convierte al oxígeno en el reactivo limitante.

Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. ¿Cuál de las siguientes variables afecta la presión de un gas?

- A.** La cantidad de moléculas de gas
- B.** La temperatura de las moléculas de gas
- C.** El volumen del envase que contiene las moléculas de gas
- D.** Todos los anteriores

2. Si aumenta la temperatura de un gas, ¿qué sucederá con la presión?
- A. Permanecerá estable
 - B. Aumentará
 - C. Disminuirá
 - D. No hay suficiente información
3. Si aumenta la cantidad de moléculas de gas en un envase, ¿qué sucederá con la presión?
- A. Permanecerá estable
 - B. Aumentará
 - C. Disminuirá
 - D. No hay suficiente información
4. ¿Aproximadamente qué porcentaje del aire se compone de oxígeno?
- A. Menos del 5%
 - B. 20%
 - C. 70%
 - D. Más del 80%
5. La mejor descripción de la presión es:
- A. Una fuerza que se expande sobre una superficie
 - B. Movimiento de moléculas
 - C. El espacio entre las moléculas de un gas
 - D. Una fuerza potente

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. La presión es una fuerza que se expande sobre un/una **superficie**. La presión de gas se produce debido a las moléculas del gas que vuelan por el espacio y **rebotan** contra las superficies. Si aumenta la velocidad de los choques, aumenta **la presión**. Un aumento en la temperatura provoca una mayor presión debido a que las moléculas de gas se mueven con mayor energía cinética y, por lo tanto, se mueven con mayor velocidad. Una disminución en el volumen provoca un/una **aumento** en la presión debido a que las moléculas de gas están más cerca unas de otras y tienen una menor distancia que recorrer para golpear las paredes del envase, por lo cual los choques son más frecuentes. A una temperatura determinada, todas las moléculas de gas contribuyen a la presión total. Si el 70% de las moléculas de gas en un envase son de nitrógeno, entonces el **70%** de la presión se deberá a las moléculas de nitrógeno.

Otras Sugerencias de Investigación

Pídales a los alumnos que diseñen un experimento para determinar si otros metales se corroen en presencia del oxígeno.

Pídales a los alumnos que determinen la cantidad ideal de lana de acero que se debe utilizar en este trabajo de laboratorio.

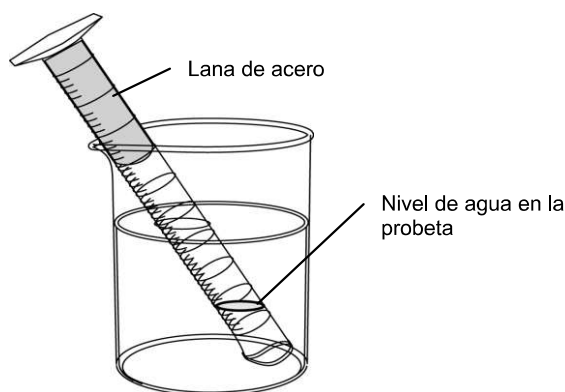
Pídales a los alumnos que determinen el tamaño ideal del tubo de ensayo que se debe utilizar en este experimento.

Pídales a los alumnos que determinen los efectos de la altitud sobre el porcentaje de oxígeno en la atmósfera.

Analice las siguientes preguntas junto a los alumnos:

- ♦ ¿Cambiar la cantidad de lana de acero cambia el porcentaje de oxígeno calculado?
- ♦ ¿Cambiar la cantidad de aire disponible (al utilizar tubos de ensayo de distintos tamaños) cambia el porcentaje de oxígeno calculado?

Pídales a los alumnos que diseñen un experimento para determinar la cantidad de oxígeno en la atmósfera mediante un método de desplazamiento del agua (vea la ilustración) en lugar del sensor de presión absoluta. ¿Cómo se comparan los resultados?



Prepare el método de desplazamiento del agua para determinar el porcentaje de oxígeno en el aire.

Calores de Reacción y Disolución

Objetivos

Determinar el calor molar de disolución del hidróxido de sodio y el cloruro de amonio al disolverlos en agua y el calor molar de reacción al hacer reaccionar al magnesio con el ácido clorhídrico. Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ calcularán los cambios en el calor molar ΔH en procesos físicos y químicos;
- ♦ repasarán los procesos exotérmicos y endotérmicos;
- ♦ escribirán ecuaciones que demuestren los cambios en el calor molar en procesos físicos y químicos.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ registrarán los datos de temperatura contra el tiempo para el cloruro de amonio que se disuelve en agua, para el hidróxido de sodio que se disuelve en agua y para el metal magnesio que reacciona con ácido clorhídrico;
- ♦ analizarán los datos de temperatura contra el tiempo para determinar el cambio en la temperatura después de corregir para la pérdida de calor;
- ♦ calcularán los cambios en el calor molar (entalpía) y los compararán con valores aceptados.

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	10 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	30 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	45 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- ♦ Sistema de recolección de datos
- ♦ Sensor de temperatura¹
- ♦ Vaso de precipitado de 250 mL
- ♦ Probeta de 50 mL
- ♦ Balanza en centigramos
- ♦ Vaso de poliestireno (2)
- ♦ Espátula
- ♦ Varilla agitadora
- ♦ Toallas de papel
- ♦ Papel para pesar
- ♦ Lija o lana de acero, 1 pieza
- ♦ Piseta y recipiente para desechos
- ♦ Lentejas de hidróxido de sodio (NaOH), 1 g
- ♦ Cloruro de amonio (NH₄Cl), 1 g
- ♦ Cinta de magnesio; 0,10 g
- ♦ Ácido clorhídrico (HCl) de 1,0 M; 25 mL²
- ♦ Agua destilada (desionizada), 50 mL

¹ Puede utilizar el sensor de temperatura de respuesta rápida o el de acero inoxidable.

² Para preparar la solución con ácido clorhídrico (HCl) concentrado (12 M) o diluido (6 M), consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

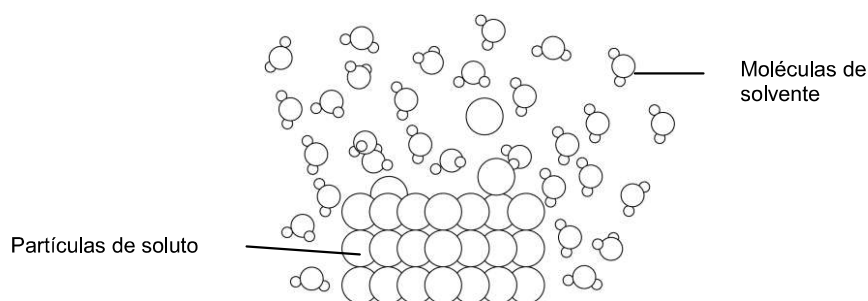
Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Cómo escribir ecuaciones químicas
- ♦ Procesos exotérmicos y endotérmicos
- ♦ Calorimetría
- ♦ Capacidad calorífica
- ♦ Entalpía

Antecedentes

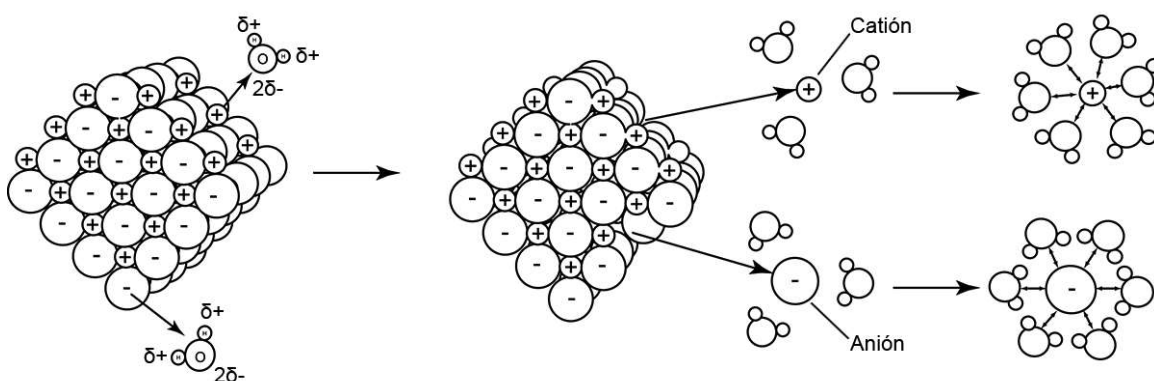
Tanto los cambios físicos como las reacciones químicas podrían ir acompañados de cambios en la energía, a menudo en forma de calor. Los procesos químicos y físicos que absorben calor de su entorno se denominan endotérmicos. Los que liberan calor a su entorno se denominan exotérmicos. Debido a que la mayor parte de los cambios físicos y las reacciones químicas se producen con una presión constante, los químicos pueden utilizar el término entalpía H para la energía calorífica que libera o absorbe un sistema.

Los cambios de estado requieren la incorporación o eliminación de energía calorífica. Otro cambio físico habitual que implica cambios caloríficos es la disolución, que es el proceso mediante el cual una sustancia sólida se disuelve en un solvente para formar una solución. Cuando una sustancia se disuelve, la energía debe "liberar" iones atrapados en su estructura de red cristalina.



El soluto se disuelve en agua.

La energía se libera cuando los iones "libres" forman enlaces con moléculas del solvente. Varias moléculas de solvente rodean al ión libre y crean una "jaula de solvente" alrededor de cada ión de la solución (solvatación).



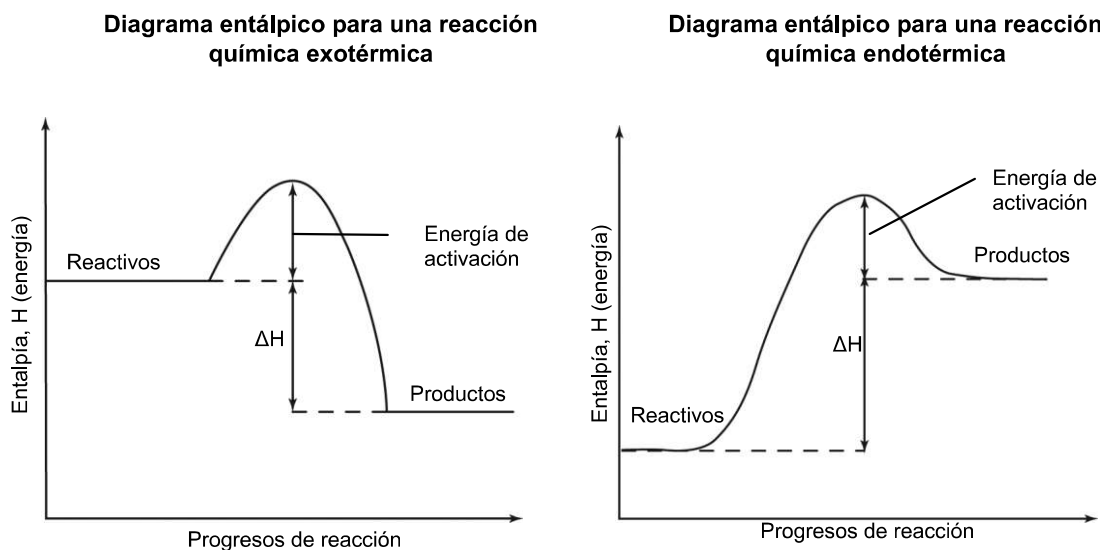
Formación de jaulas de solvente.

El calor que se absorbe o libera como consecuencia del proceso de disolución se denomina "calor de disolución" (o entalpía de disolución). Cuando la energía que se libera debido a la formación de "jaulas de solvente" es mayor que la energía que se absorbe para romper los enlaces en la red cristalina, el calor adicional se libera al entorno y se dice que el proceso es exotérmico. Cuando la energía que absorbe la red cristalina es mayor que la energía que se libera debido a la formación de "jaulas de solvente", el proceso absorbe la energía adicional del entorno y se dice que es endotérmico.

Las sustancias que se disuelven de forma espontánea incluso cuando requieren energía de su entorno (reacción endotérmica, $\Delta H > 0$), lo hacen impulsadas por el aumento resultante en el grado de desorden (entropía, $\Delta S > 0$). Esto se observa al emplear la ecuación de la energía libre de Gibbs ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, el proceso es espontáneo si $\Delta G < 0$).

El calor que se intercambia por cada mol de sustancia durante una reacción química se denomina "calor molar de reacción" (o entalpía molar de reacción) para dicha sustancia. El calor de reacción se produce debido a la diferencia de energía que surge cuando se rompen los enlaces (lo cual requiere energía) en los reactivos y cuando se forman los enlaces (lo cual libera energía) en los productos.

Las reacciones químicas exotérmicas liberan energía a su entorno debido a que los productos contienen menos energía interna (tienen enlaces más estables) que los reactivos. Por otro lado, las reacciones químicas endotérmicas absorben energía de su entorno debido a que los productos contienen más energía interna (tienen enlaces menos estables) que los reactivos. Estas diferencias se ilustran en los diagramas de entalpía a continuación.



Además de mostrar las diferencias energéticas entre los reactivos y los productos, los diagramas de entalpía también muestran la energía de activación. La energía de activación es la cantidad mínima de energía que las partículas deben tener al chocar a fin de reaccionar. Si las partículas chocan con menos energía que la energía de activación, los enlaces no se romperán y los productos no se formarán.

En este experimento, los alumnos calculan el calor molar de disolución para el hidróxido de sodio (NaOH), el calor molar de disolución para el cloruro de amonio (NH_4Cl) y el calor molar de reacción para el metal magnesio que reacciona con el ácido clorhídrico (HCl). A fin de calcular estos valores, los alumnos pesarán cuidadosamente los reactivos y luego recolectarán datos sobre la temperatura a medida que los reactivos se convierten en productos en un calorímetro de vaso de poliestireno simple. Luego se calcula el calor q del proceso al multiplicar la masa m de la solución, la capacidad calorífica específica c del agua y el cambio en la temperatura ΔT .

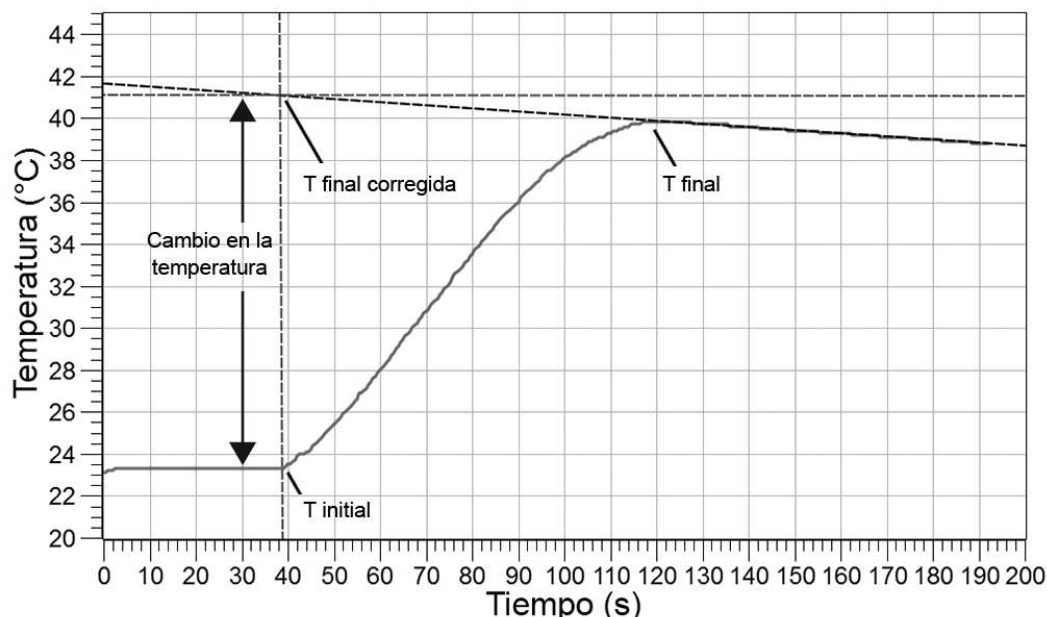
$$q = m \times c \times \Delta T$$

Debido a que la presión es constante, el calor liberado o absorbido puede reemplazarse con el cambio en la entalpía ΔH . Debido a que la solución en el calorímetro es en verdad parte del entorno de la reacción, se requiere un cambio de signo. Cualquier aumento de energía en la solución (observado como un aumento de su temperatura) es resultado de una pérdida de energía de la reacción que se estudia. A continuación se muestra la ecuación para ΔH .

$$\Delta H = -q$$

El vaso de poliestireno (al igual que sucede con todos los calorímetros) no es 100% eficiente y permitirá que escape una parte del calor. Los alumnos compensarán la pérdida de calor del calorímetro al extrapolar a la misma tasa de enfriamiento a fin de determinar la temperatura final que se hubiera logrado si el calorímetro no hubiera dejado escapar el calor. El valor de ΔT será la temperatura que se hubiera logrado (T_{final}), corregida menos la temperatura inicial (T_{inicial}).

Extrapolación a la misma tasa de enfriamiento para hallar la temperatura final corregida



Debate y Actividad Previos al Laboratorio

Demostración del calor de disolución: disolución de nitrato de potasio en agua

Pídeles a los alumnos que pronostiquen si habrá un cambio de temperatura o no al disolver el nitrato de potasio (KNO_3) en agua. Proyecte un gráfico de temperatura contra el tiempo mientras mezcla 5 g de nitrato de potasio (KNO_3) en 200 mL de agua. Analice los resultados y compare este proceso físico con otros procesos físicos que liberan o absorben energía. Anote el proceso físico que ocurrió en forma de ecuación utilizando el calor como producto o reactivo.

1. ¿Qué piensa que le sucederá a la temperatura a medida que la sal, el nitrato de potasio (KNO_3), se disuelve en agua? ¿Por qué?

Las respuestas variarán, pero la temperatura disminuirá.

2. ¿La disolución es un cambio físico o una reacción química? ¿Cómo lo sabe?

La disolución es un cambio físico porque no se forman nuevas sustancias.

3. ¿La disolución de KNO_3 en agua fue un proceso exotérmico o endotérmico? ¿Cómo lo sabe?

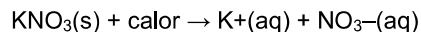
Es un proceso endotérmico porque disminuye la temperatura. Se absorbió energía del entorno.

4. ¿El calor irradia desde el KNO_3 al agua o desde el agua al KNO_3 ?

El KNO_3 absorbe el calor del agua. El calor irradia desde el agua al KNO_3 .

El cambio entálpico es positivo porque se trata de una reacción endotérmica.

6. ¿Cómo puede resumir el cambio calorífico que se produce al disolver KNO_3 en una ecuación química? ¿El calor es un reactivo o un producto?



El calor es un reactivo porque se absorbe.

7. ¿Qué otros procesos físicos liberan o absorben calor? Brinde un ejemplo de cómo puede simbolizar en una ecuación química el cambio calorífico que se produce en el proceso físico.

Los cambios de estado vienen acompañados de cambios caloríficos. Derretir y hervir son procesos endotérmicos, mientras que congelar y condensar son procesos exotérmicos.

Por ejemplo, para derretir hielo: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{calor} \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Por ejemplo, la condensación del agua. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{calor}$

Disolución a nivel molecular

Fomente la participación de los alumnos en un debate acerca de por qué el calor cambia cuando una sustancia se disuelve. Repase junto a sus alumnos la noción de que las estructuras de la red cristalina deben romperse (requiriendo energía) y que se forman nuevas fuerzas de atracción entre las partículas "libres" y las moléculas de solvente (liberando energía). Utilice las imágenes que se muestran en el apartado de Antecedentes para ayudar a los alumnos a visualizar lo que ocurre a nivel molecular.

8. ¿Qué fuerzas de atracción mantienen al KNO_3 en su red cristalina sólida?

Los enlaces iónicos entre los iones potasio y los iones nitrato mantienen la sal unida en estado sólido.

9. ¿Qué sucede a nivel molecular al colocar el KNO_3 sólido en agua?

Las moléculas de agua rodean la estructura de la red cristalina del KNO_3 y forman atracciones intermoleculares entre las moléculas polares del agua y los iones que se encuentran en la superficie de la red cristalina del KNO_3 . Los iones rodeados se transportan a la solución y el proceso continúa hasta que se haya disuelto todo el cristal o se sature la solución.

10. ¿Se libera o se absorbe energía al formarse atracciones intermoleculares?

Cuando se forman atracciones intermoleculares, se libera energía.

11. ¿Se libera o se absorbe energía para que se rompan los enlaces iónicos en el KNO_3 ?

Debe absorberse energía para romper los enlaces.

12. ¿Cuál es la fuente de la energía necesaria para romper los enlaces iónicos en el KNO_3 ?

La energía necesaria para romper los enlaces iónicos proviene del entorno (el agua que forma la solución).

13. Una vez que un ión se encuentra completamente libre de su red cristalina, ¿qué le sucede?

Las moléculas de solvente rodean al ión y forman una jaula de solvente.

14. ¿Por qué disminuyó la temperatura al disolver el KNO_3 en agua? ¿Qué sucede a nivel molecular?

La cantidad de energía liberada por la formación de jaulas de solvente fue menor que la cantidad de energía necesaria para romper los enlaces iónicos en la red cristalina. Se absorbió calor (energía) del entorno para compensar la diferencia y, por lo tanto, se enfrió la solución.

Demostración del calor de reacción: polvo de zinc y solución de sulfato de cobre

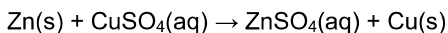
Pídales a los alumnos que pronostiquen si se producirá o no un cambio de temperatura al agregar polvo de zinc a una solución de sulfato de cobre (CuSO_4). Proyecte un gráfico de temperatura contra el tiempo mientras mezcla 2 g de polvo de zinc en 100 mL de solución de CuSO_4 de 0,5 M. Asegúrese de registrar la masa exacta del polvo de zinc y de la solución de sulfato de cobre para poder calcular el calor de reacción. A medida que se produce la reacción (5 a 10 minutos), analice lo que sucede a nivel molecular. Una vez que finalice la reacción, analice los resultados. Compare las similitudes y diferencias entre los cambios caloríficos asociados con las reacciones químicas y los asociados con los cambios físicos.

15. ¿Qué piensa que sucederá con la solución de sulfato de cobre al agregar el polvo de zinc? ¿Por qué?

Las respuestas variarán. El color azul de la solución de sulfato de cobre se desvanecerá a medida que los iones de cobre se reducen a cobre sólido. El metal sólido en la solución mostrará un leve cambio de color a medida que el cobre reemplaza al polvo de zinc.

16. ¿Qué productos se formarán al agregar polvo de zinc a la solución de sulfato de cobre?

Se trata de una reacción de sustitución simple. El zinc tiene una mayor actividad y desplazará al cobre.



17. ¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos de zinc en estado sólido?

Los átomos de zinc se mantienen unidos mediante enlaces metálicos.

18. ¿Qué debe agregarse para romper los enlaces metálicos?

Debe agregarse energía.

19. ¿De dónde proviene el cobre sólido?

Los iones de cobre en la solución se reducen a cobre en estado sólido.

20. ¿Se libera o se absorbe energía al formarse el cobre sólido?

Al formarse el cobre se libera energía.

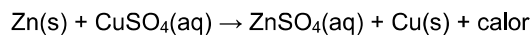
21. ¿La reacción general es endotérmica o exotérmica? Explique su razonamiento a nivel molecular.

La reacción es exotérmica porque la energía requerida para romper los enlaces es menor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces.

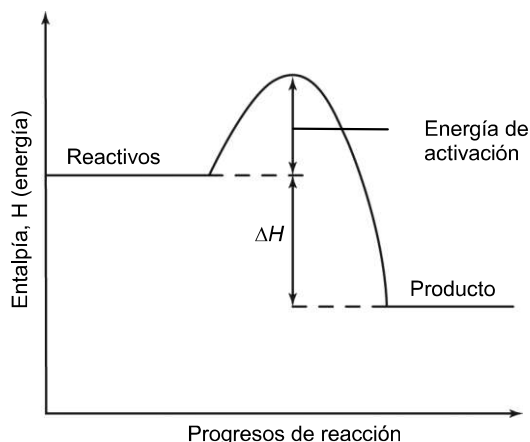
22. ¿Qué contiene más energía? ¿Los reactivos o los productos? ¿Cómo lo sabe?

Los reactivos contienen más energía. A medida que se produce la reacción, se libera parte de la energía al entorno y la solución se entibia.

23. Escriba la ecuación química para esta reacción y coloque al calor en su ubicación adecuada (como reactivo o como producto).



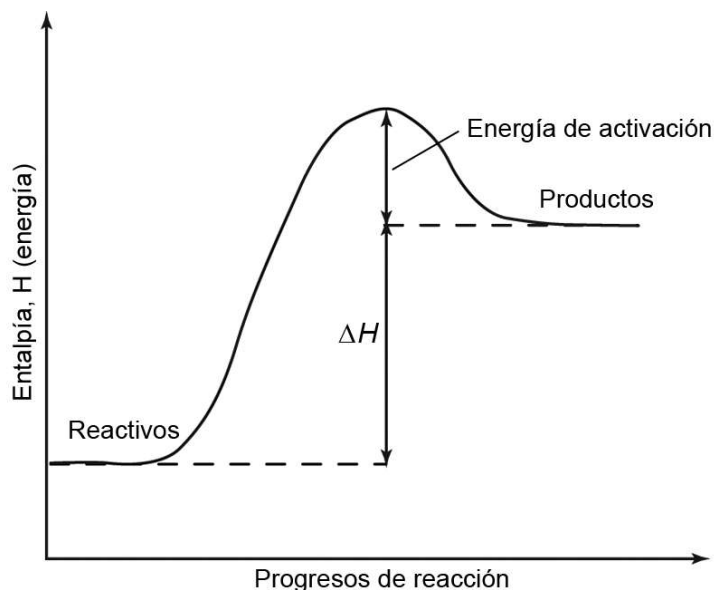
24. Bosqueje un diagrama entálpico para esta reacción.



25. En una reacción endotérmica, ¿qué contiene más energía? ¿Los reactivos o los productos? Explique su razonamiento a nivel molecular.

Los productos contienen más energía en una reacción endotérmica. La energía necesaria para romper los enlaces en los reactivos es mayor que la energía liberada al formar los productos. La energía adicional requerida se obtiene del entorno, lo cual produce una disminución de la temperatura de la solución.

26. Bosqueje un diagrama entálpico generalizado para una reacción endotérmica.



Determinación del calor molar de reacción del experimento

Fomente la participación de sus alumnos en un debate acerca del grado hasta el cual el calorímetro simple formado por el vaso de poliestireno impide que el calor se transfiera entre el sistema y el entorno. Analice cómo la pérdida de calor hacia el ambiente afectará la cantidad de calor calculado. Explique cómo utilizar la extrapolación de la curva de enfriamiento para corregir la pérdida de calor. Utilice los datos de la demostración de zinc/sulfato de cobre como un ejemplo de cómo determinar experimentalmente el calor molar de reacción del zinc y agregue la corrección para la pérdida de calor a través del calorímetro.

27. ¿Por qué se utiliza un calorímetro al hacer cálculos sobre el calor?

Los calorímetros ayudan a minimizar la cantidad de calor que se transfiere entre el sistema y el entorno.

28. ¿Piensa que este calorímetro simple de poliestireno elimina completamente el intercambio de calor entre el interior y el exterior del calorímetro? Explique su razonamiento.

No, el calorímetro no previene el intercambio de calor. Sin una tapa, el calor puede pasar fácilmente por la parte superior del calorímetro. También puede perderse calor a través de los lados del envase, algo que podemos sentir al sostener una bebida caliente en un vaso de poliestireno.

29. ¿El gráfico de Temperatura (°C) contra el Tiempo (s) muestra alguna prueba de la pérdida de calor? ¿Qué significa esto?

Después de llegar a la máxima temperatura, esta comienza a disminuir. Si el calor no pudiera escapar por el calorímetro, entonces la temperatura hubiera permanecido constante en la máxima temperatura lograda. Esto significa que la mayor temperatura observada es en verdad que menor de lo que debería ser, debido a que se perdió parte del calor hacia el entorno exterior al calorímetro.

30. ¿Cómo puede utilizar la pendiente de la tasa de enfriamiento para corregir la pérdida de calor?

Si suponemos que la pérdida de calor del calorímetro se produce a una velocidad constante, podemos extrapolar la curva de enfriamiento al momento en que comenzó la reacción a fin de hallar la temperatura real que se hubiera logrado si no se hubiera perdido calor (temperatura corregida).

31. Utilice esta temperatura corregida para hallar el cambio de temperatura, calcular el calor molar de la reacción (entalpía de reacción) y el error porcentual.

Paso 1: Halle el valor de q con la ecuación: $q = m \times c \times \Delta T$

Q significa pérdida o aumento de calor en la solución

m significa masa del solvente (solución de sulfato de cobre)

c significa el calor específico de la solución (utilice el calor específico del agua: $4,8 \text{ J/(g } ^\circ\text{C})$)

ΔT significa $T_{\text{final corregida}} - T_{\text{inicial}}$

Paso 2: Halle el valor de ΔH mediante la ecuación $\Delta H = -q$

Paso 3: Halle la cantidad de moles de zinc

Paso 4: Halle la entalpía molar del zinc: $\Delta H/\text{mol Zn}$

Paso 5: Halle el error porcentual mediante el valor teórico para la entalpía molar del zinc: -218 kJ/mol

$$\text{Porcentaje de error} = \left| \frac{(\text{Valor aceptado} - \text{Valor experimental})}{\text{Valor aceptado}} \right| \times 100$$

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

Cumpla con los siguientes procedimientos de seguridad al comenzar sus preparativos:

- ◆ Utilice protección ocular, una bata de laboratorio y guantes protectores al manipular ácidos. Se recomiendan anteojos a prueba de salpicaduras. Los guantes pueden ser de látex o nitrilo.
- ◆ Si las soluciones ácidas o básicas entran en contacto con la piel o los ojos, enjuáguelos inmediatamente con abundante agua corriente durante al menos 15 minutos.
- ◆ La disolución de ácidos y bases produce calor; tenga extremo cuidado al manipular soluciones recién preparadas y objetos de vidrio, ya que podrían estar muy calientes.
- ◆ Siempre agregue ácidos y bases al agua, no al revés, ya que las soluciones pueden hervir con fuerza.
- ◆ Manipule los ácidos y bases concentrados en una campana extractora; los gases son cáusticos y tóxicos.

Prepare la siguiente solución:

Prepare 1000 mL de ácido clorhídrico de 1,0 M a partir de HCl concentrado (12 M) o diluido (6 M). Esto será suficiente para 100 grupos de laboratorio.

A partir de HCl concentrado (12 M):

1. Agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada a un vaso de precipitado de 1000 mL con una varilla agitadora.
2. Agregue lentamente 83,3 mL de HCl de 12 M al vaso de precipitado mientras lo agita continuamente.
3. Deje que la solución se enfríe. Luego, vierta cuidadosamente la solución en un matraz volumétrico de 1000 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
4. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

A partir de HCl diluido (6 M):

1. Agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 1000 mL.
2. Agregue 166,7 mL de HCl de 6 M al agua y diluya hasta la marca con agua destilada.
3. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

Seguridad

Incorpore las siguientes precauciones importantes de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ El hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico son irritantes corrosivos. Evite el contacto con la piel y los ojos.
- ♦ Asegúrese de que todos los ácidos y bases estén neutralizados antes de desecharlos por el drenaje.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

2	1	5	3	4
Después de registrar la masa exacta de líquido en el calorímetro, coloque un sensor de temperatura en el líquido y comience con la recolección de datos.	Anote la masa exacta de cada reactivo (el sólido y el agua).	Corrija la pérdida de calor y luego calcule el calor de reacción o disolución.	Una vez que la temperatura se estabilice, agregue el sólido al líquido en el calorímetro y mezcle completamente.	Detenga la recolección de datos después de que la temperatura se haya revertido durante al menos 1 minuto.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Parte 1: Disolución de hidróxido de sodio (NaOH) y cloruro de amonio (NH₄Cl)

Preparación

1. ☐ Inicie un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
2. ☐ Conecte un sensor de temperatura al sistema de recolección de datos.
3. ☐ Refleje la Temperatura (°C) contra el Tiempo (s) en un gráfico.
4. ☐ Pese aproximadamente 1,0 g de lentejas de hidróxido de sodio (NaOH).
5. ☐ Registre la masa exacta de NaOH en la tabla de datos a continuación.

Tabla 1: Datos recolectados para la disolución de hidróxido de sodio en agua

Masa del NaOH (g)	0,97
Volumen de ~25 mL de agua (mL)	24,5
Masa de agua (g)	25,07

6. ☐ Mida aproximadamente 25 mL de agua con una probeta y anote el volumen exacto en la tabla de datos que se muestra anteriormente.
7. ☐ Coloque un vaso de poliestireno limpio y seco en otro vaso de poliestireno para crear un calorímetro simple. Coloque el calorímetro en la balanza y tárela.
8. ☐ Vierta aproximadamente 25 mL de agua en el calorímetro.
9. ☐ Anote la masa del agua en la tabla de datos que se muestra anteriormente.
10. ☐ ¿Qué significa "tarar" una balanza? ¿Cómo determinaría la masa del agua si no "tara" la balanza?

"Tarar" significa colocar el lector de la balanza en cero mientras el objeto se encuentra en ella. Si no ha "tarado" la balanza, primero debe hallar la masa del vaso vacío y luego la masa del vaso lleno con agua. Para hallar la masa del agua sola, reste la masa del vaso vacío a la masa del vaso y el agua.

$$\begin{array}{r}
 \text{vaso + agua} \\
 - \quad \text{vaso} \\
 \hline
 \text{El agua}
 \end{array}$$

11. ☐ Compare el volumen del agua con su masa. ¿Es el que esperaba? Explique.

El valor numérico del volumen y la masa del agua debe ser el mismo. Esperamos que sea así porque la densidad del agua es de 1,0 g/mL a temperatura ambiente.

12. ☐ Coloque el calorímetro que contiene aproximadamente 25 mL de agua en un vaso de precipitado de 250 mL.

Recolecte los Datos

13. ☐ Coloque el sensor de temperatura en el agua que está dentro del calorímetro.

14. ☐ Mientras observa el gráfico, comience con la recolección de datos.

Nota: Deje que se establezca la temperatura (que permanezca constante durante al menos 30 segundos).

15. ☐ Agregue el NaOH sólido al agua y agite continuamente la mezcla hasta que el NaOH se disuelva completamente. Esto podría tardar varios minutos.

Nota: Quizá deba ajustar la escala de los ejes para observar cómo se producen los cambios.

16. ☐ Detenga la recolección de datos una vez que la temperatura haya descendido durante al menos un minuto después de llegar a su temperatura máxima.

17. ☐ Asigne el nombre "NaOH" a la serie de datos.

18. ☐ Deseche la solución de NaOH conforme a las indicaciones del docente.

19. ☐ Limpie y seque completamente el calorímetro, el sensor de temperatura y la varilla agitadora.

20. ☐ ¿Por qué es necesario que el calorímetro, el sensor de temperatura y la varilla agitadora estén secos antes de utilizarlos en la próxima parte del experimento?

Los equipos deben estar secos porque todo el excedente de agua agregará una cantidad desconocida a la cantidad de agua medida en la parte siguiente del experimento. Esta agua adicional que no se tenga en cuenta absorberá o liberará calor y afectará los resultados del experimento (al brindar un valor impreciso para m en la ecuación $q = m \times C \times \Delta T$), lo cual reducirá la precisión del resultado final calculado.

21. ☐ Repita los pasos en los apartados de Preparación y Recolección de datos, pero esta vez con el cloruro de amonio (NH_4Cl). Tenga en cuenta las siguientes diferencias al repetir los pasos:

- ◆ Utilice aproximadamente 1,0 g de cloruro de amonio y aproximadamente 25 mL de agua.
- ◆ Registre los datos recolectados en la tabla a continuación.

- ♦ Detenga la recolección de datos una vez que la temperatura haya aumentado durante al menos un minuto o más después de llegar a su temperatura mínima.
- ♦ Asigne el nombre "NH₄Cl" a la serie de datos.

Tabla 2: Datos recolectados para la disolución de cloruro de amonio en agua

Masa del NH ₄ Cl (g)	1,08
Volumen de ~25 mL de agua (mL)	24,9
Masa de agua (g)	25,17

- 22.** ☐ Deseche la solución de NH₄Cl conforme a las indicaciones del docente.
- 23.** ☐ Limpie y seque completamente el calorímetro, el sensor de temperatura y la varilla agitadora.

Parte 2: Reacción entre el metal magnesio y el ácido clorhídrico

Preparación

- 24.** ☐ Corte una pieza de la cinta de magnesio de 7 a 8 cm de largo (aproximadamente 0,1 g). Utilice la lija o la lana de acero para remover el óxido de magnesio que se haya formado sobre la cinta de magnesio.
- 25.** ☐ Corte la cinta de magnesio limpia en piezas de aproximadamente 1 cm.
- 26.** ☐ Mida la masa de todas las piezas juntas y regístrela en la tabla de datos a continuación.

Tabla 3: Datos recolectados para la reacción entre el metal magnesio y el ácido clorhídrico

Masa de las piezas de metal magnesio (g)	0,10
Volumen de ~25 mL de HCl de 1,0 M (mL)	25,6
Masa de ~25 mL de HCl de 1,0 M (g)	26,19

- 27.** ☐ ¿Por qué cortamos la cinta de magnesio en piezas?
- Se corta la cinta de magnesio en piezas para que la reacción se produzca más rápidamente.
- 28.** ☐ Mida aproximadamente 25 mL de ácido clorhídrico (HCl) de 1,0 M con una probeta. Registre el volumen exacto en la tabla de datos que se muestra anteriormente.
- 29.** ☐ Coloque un calorímetro limpio y seco en la balanza y tárela.
- 30.** ☐ Vierta aproximadamente 25 mL de HCl de 1,0 M en el calorímetro.

31. ☐ Registre la masa del HCl en la tabla de datos que se muestra anteriormente.

32. ☐ ¿Por qué se utiliza un vaso de poliestireno como calorímetro en lugar de un vaso de precipitado? ¿Por qué se coloca el vaso de poliestireno dentro del vaso de precipitado?

El poliestireno es un mejor aislante que el vidrio; el poliestireno funciona mejor para lograr que el calor quede atrapado dentro del calorímetro. Colocamos el vaso de poliestireno dentro del vaso de precipitado porque el aire atrapado entre las paredes del vaso de poliestireno y del vaso de precipitado ofrece un mayor aislamiento. El vaso de precipitado también ofrecerá más estabilidad, por lo cual es menos probable que el vaso se vuelque.

Recolecte los Datos

33. ☐ Mientras observa el gráfico, comience con la recolección de datos.

Nota: Deje que se establezca la temperatura (que permanezca constante durante al menos 30 segundos).

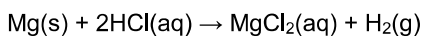
34. ☐ Agregue las piezas de la cinta de magnesio y agite hasta que el magnesio haya reaccionado completamente. La reacción puede tomar algunos minutos.

Nota: Quizá deba ajustar la escala de los ejes para observar cómo se producen los cambios.

35. ☐ Detenga la recolección de datos una vez que la temperatura haya descendido durante al menos un minuto después de llegar a su temperatura máxima.

36. ☐ Registre todo lo que haya observado que sugiera que se ha producido una reacción química.

El calor se liberó al entorno y se formó un gas (hidrógeno, H₂) en forma de burbujas como resultado de la reacción de sustitución simple:



37. ☐ Asigne el nombre "Mg" a la serie de datos.

38. ☐ Guarde el archivo de datos y limpie la estación del laboratorio conforme a las indicaciones del docente.

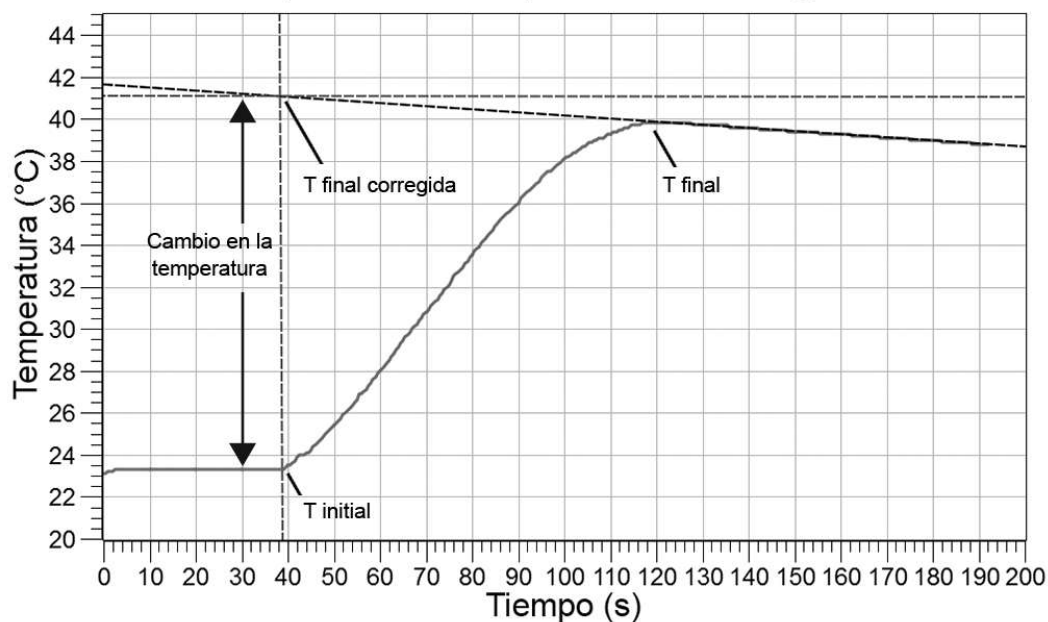
Análisis de Datos

1. ☐ Determine la temperatura inicial (T_{inicial}), la temperatura más alta que se logró ($T_{\text{final real}}$) y la temperatura que se hubiera logrado si no se hubiera perdido calor al entorno ($T_{\text{final corregida}}$) para cada serie de datos recolectada. Siga los pasos a continuación para hacer esto en su sistema de recolección de datos.
 - a. Presente la serie de datos que desea analizar.
 - b. Halle la temperatura inicial y la temperatura más alta que se logró al hallar las coordenadas en cada uno de estos puntos del gráfico.
 - c. Registre las temperaturas inicial y final (reales) en la Tabla 4 a continuación.
 - d. Seleccione todos los datos que se recolectaron después del más alto (incluida la temperatura más alta).
 - e. Aplique un ajuste lineal a estos puntos de datos seleccionados.
 - f. Ajuste la escala del gráfico para poder hallar el punto en que la recta de ajuste lineal cruza una línea vertical imaginaria que se extiende hacia arriba desde la temperatura inicial.

Nota: Esto se ilustra en el gráfico de ejemplo a continuación.

- g. Registre la temperatura final corregida en la Tabla 4.

Gráfico de ejemplo: Extrapolación a la misma tasa de enfriamiento para hallar la temperatura final corregida



Nota: La diferencia entre la temperatura final y la temperatura final corregida se debe a que la solución perdía calor a medida que se producía la reacción. Cuanto más tiempo tarda en producirse la reacción, más grande es la pérdida de calor.

Tabla 4: Valores de la temperatura inicial, final real y final corregida

Disolución de hidróxido de sodio		Disolución de cloruro de amonio		Reacción del metal magnesio con el ácido clorhídrico	
$T_{\text{inicial}} (^{\circ}\text{C})$	22,4	$T_{\text{inicial}} (^{\circ}\text{C})$	23,1	$T_{\text{inicial}} (^{\circ}\text{C})$	23,3
$T_{\text{final real}} (^{\circ}\text{C})$	29,0	$T_{\text{final real}} (^{\circ}\text{C})$	20,1	$T_{\text{final real}} (^{\circ}\text{C})$	39,8
$T_{\text{final corregida}} (^{\circ}\text{C})$	29,8	$T_{\text{final corregida}} (^{\circ}\text{C})$	20,1	$T_{\text{final corregida}} (^{\circ}\text{C})$	41,2

2. ☐ Determine el cambio en la temperatura para cada proceso al restar la temperatura inicial de la temperatura final corregida. Refleje su trabajo y registre sus respuestas en la Tabla 5 a continuación.

Tabla 5: Cambio en la temperatura

Proceso	Refleje su trabajo $T_{\text{final corregida}} - T_{\text{inicial}}$ ($^{\circ}\text{C}$)	Cambio en la temperatura ΔT ($^{\circ}\text{C}$)
Disolución de hidróxido de sodio	29,8 – 22,4	7,4
Disolución de cloruro de amonio	20,1 – 23,1	–3,0
Reacción del metal magnesio con el ácido clorhídrico	41,2 – 23,3	17,9

3. ☐ Calcule el calor absorbido por la solución en cada proceso (q) al utilizar la fórmula a continuación. Convierta joules a kilojoules en su respuesta final. Refleje todo su trabajo, incluidas las unidades, y registre sus respuestas en la Tabla 6 a continuación.

$$q = m \times c \times \Delta T, \text{ donde:}$$

q = pérdida o aumento de calor en la solución

m = masa del solvente (agua en los procesos de disolución y HCl en la reacción)

c = el calor específico de la solución (utilice el calor específico del agua: $4,8 \text{ J}/(\text{g } ^{\circ}\text{C})$)

$$\Delta T = T_{\text{final corregida}} - T_{\text{inicial}}$$

Tabla 6: Calor absorbido por la solución en cada proceso

Proceso	Refleje su trabajo aquí:	Calor q (kJ)
Disolución de hidróxido de sodio	$q = (25,07 \text{ g}) \left(\frac{4,18 \text{ J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (7,4 ^\circ\text{C}) = 775,5 \text{ J}$	0,78
Disolución de cloruro de amonio	$q = (25,17 \text{ g}) \left(\frac{4,18 \text{ J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (-3,0 ^\circ\text{C}) = -315,6 \text{ J}$	-0,32
Reacción del metal magnesio con el ácido clorhídrico	$q = (26,19 \text{ g}) \left(\frac{4,18 \text{ J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (17,9 ^\circ\text{C}) = 1959,6 \text{ J}$	1,96

4. ☐ Halle la entalpía molar para cada sustancia. Refleje su trabajo y registre sus respuestas en la Tabla 7 a continuación.

$$\text{Entalpía molar desolución / Reacción} = \frac{\Delta H}{\text{Moles de sustancia}}$$

Nota: La cantidad de calor absorbido o liberado por la solución es el opuesto a la cantidad de calor absorbido o liberado por el proceso.

$$\Delta H = -q$$

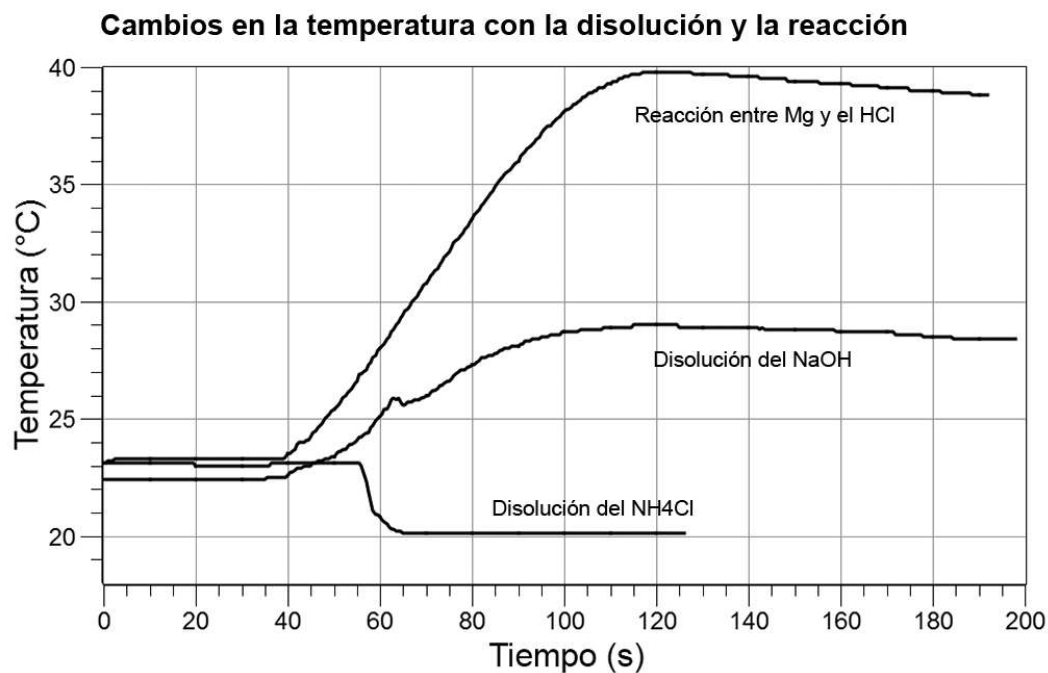
Tabla 7: Entalpía molar para cada sustancia

Proceso	Calcule la cantidad de moles (Refleje su trabajo)	ΔH (kJ)	Calcule la entalpía molar, $\Delta H/\text{mol}$ (kJ/mol) (Refleje su trabajo)
Hidróxido de sodio	$(0,97 \text{ g NaOH}) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,00 \text{ g NaOH}} \right) = 0,02425 \text{ mol NaOH}$ $= 0,024 \text{ mol NaOH}$	-0,78	$\frac{-0,78 \text{ kJ}}{0,02425 \text{ mol}} = -32 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Cloruro de amonio	$(1,08 \text{ g NH}_4\text{Cl}) \left(\frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,49 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \right) = 0,020191 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$ $= 0,0202 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$	0,32	$\frac{0,32 \text{ kJ}}{0,020191 \text{ mol}} = 16 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Magnesio	$(0,10 \text{ g Mg}) \left(\frac{1 \text{ mol Mg}}{24,31 \text{ g Mg}} \right) = 0,0041135 \text{ mol Mg}$ $= 0,0041 \text{ mol Mg}$	-1,96	$\frac{-1,96 \text{ kJ}}{0,0041135 \text{ mol}}$ $= -480 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

5. ☐ Genere un gráfico con las tres series de datos que se muestran en su sistema de recolección de datos.

Nota: No todos los sistemas de recolección de datos mostrarán las tres series de datos. Si esto no es posible, genere un gráfico para la parte uno (disolución) y otro gráfico para la parte dos (reacción).

6. ☐ Bosqueje o imprima una copia de su gráfico de Temperatura ($^{\circ}\text{C}$) contra el Tiempo (s) con las tres series de datos en un solo conjunto de ejes. Nombre cada serie de datos y el gráfico en general, el eje X, el eje Y e incluya las unidades en los ejes.



Preguntas de Análisis

1. Determine el error porcentual para cada proceso mediante los siguientes valores conocidos:

$$\text{Porcentaje de error} = \left| \frac{(\text{Valor aceptado} - \text{Valor experimental})}{\text{Valor aceptado}} \right| \times 100$$

Proceso	$\Delta H/\text{mol}$ aceptado (kJ/mol)	Error porcentual (Refleje su trabajo)
Calor molar de disolución para el hidróxido de sodio	-44,5	$\left \frac{(-44,5) - (-32)}{-44,5} \right \times 100 = 28\%$
Calor molar de disolución para el cloruro de amonio	14,8	$\left \frac{(14,8) - (-16)}{14,8} \right \times 100 = 8,1\%$
Calor molar de reacción para el metal magnesio con el ácido clorhídrico	-462,0	$\left \frac{(-462,0) - (-480)}{-462} \right \times 100 = 3,9\%$

2. Sugiera posibles cambios al procedimiento experimental que puedan mejorar la precisión de los resultados.

Podría tomar medidas para reducir la pérdida calorífica a través del calorímetro, como por ejemplo, al agregar una tapa, usar un vaso con una pared de poliestireno de mayor grosor o reemplazar el vaso de poliestireno por un termo (como los que se utilizan para mantener calientes el café o la sopa). Asimismo, podría utilizar una balanza más precisa a fin de obtener mejores valores para las masas de los sólidos y las soluciones que utiliza.

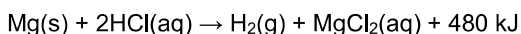
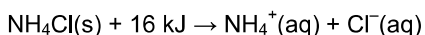
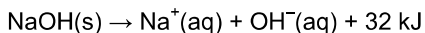
3. ¿Por qué era necesario corregir la temperatura final que se logró?

A medida que se produjo la reacción, se intercambiaba calor con el entorno. Corregir la temperatura final es una forma de justificar este error.

4. Identifique cada proceso como exotérmico o endotérmico y mencione sus pruebas en cada caso.

Proceso	¿Endotérmico o exotérmico?	Pruebas
Disolución de hidróxido de sodio	exotérmico	se liberó calor, aumentó la temperatura
Disolución de cloruro de amonio	endotérmico	se absorbió calor, disminuyó la temperatura
Reacción del metal magnesio con el ácido clorhídrico	exotérmico	se liberó calor, aumentó la temperatura

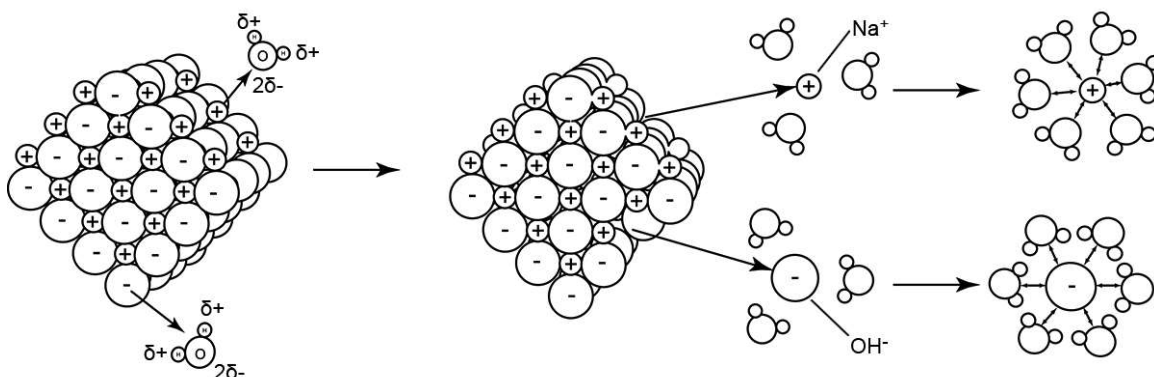
5. Anote la ecuación química que ilustra los cambios caloríficos que se produjeron para cada proceso físico y químico que realizó en este experimento. En las ecuaciones, utilice sus valores determinados de forma experimental para el calor molar de reacción o disolución. Asegúrese de incluir los símbolos del estado para todos los reactivos y productos.



Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. Dibuje un diagrama que ilustre lo que sucede a nivel molecular con el hidróxido de sodio al disolverlo en agua.



2. En los tres procesos se liberó o se absorbió calor, pero solo uno de los procesos era una reacción química. Explique cómo es posible.

Se requiere energía para romper las atracciones y se libera al formarse las atracciones. Para las sustancias que se disolvieron (NaOH y NH_4Cl), se requirió energía para separar los iones y se liberó energía al formarse las atracciones entre los iones y las moléculas de solvente. Para las sustancias que reaccionaron (Mg con HCl), se requirió energía para separar los átomos unidos en los reactivos y se liberó energía cuando los átomos se unieron para formar nuevos enlaces en los productos.

3. Describa qué hubiera sucedido si los procesos físicos y químicos se hubieran realizado a 50°C en lugar de a temperatura ambiente.

Las temperaturas inicial y final (T_{inicial} , $T_{\text{final real}}$ y $T_{\text{final corregida}}$) hubieran sido superiores, pero la cantidad de calor absorbido o liberado (q y ΔH) hubiera sido la misma.

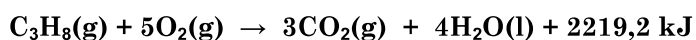
Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. El calor de reacción se refiere a

- A.** el calor liberado por una reacción química
- B.** el calor absorbido por una reacción química
- C.** la temperatura de la solución después de que se produce una reacción química
- D.** A y B

2. Mediante la siguiente ecuación química, determine la energía liberada al quemar 2 moles de propano (C₃H₈).



- A.** 2219,2 kJ
- B.** 4438,4 kJ
- C.** 1109,6 kJ
- D.** 11 096 kJ

Utilice el párrafo y la Tabla 8 a continuación para responder a las Preguntas de elección múltiple 3 a 5.

Se agregaron 2 gramos de la sal A a 50 mL de agua y se registraron las temperaturas inicial y final en el lado izquierdo de la Tabla 8 a continuación. En otro experimento, se agregaron 2 gramos de la sal B a 50 mL de agua y se registraron las temperaturas inicial y final en el lado derecho de la Tabla 8 a continuación.

Tabla 8: Datos de temperatura para la Sal A y la Sal B.

Sal A		Sal B	
Temperatura inicial	20 °C	Temperatura inicial	20 °C
Temperatura final	35 °C	Temperatura final	10 °C

3. ¿Qué puede decir sobre el flujo de energía en los dos experimentos?

- A.** Para la sal A, la energía fluye desde el agua hacia la sal. Para la sal B, la energía fluye desde el agua hacia la sal.
- B.** Para la sal A, la energía fluye desde la sal hacia el agua. Para la sal B, la energía fluye desde la sal hacia el agua.
- C.** Para la sal A, la energía fluye desde la sal hacia el agua. Para la sal B, la energía fluye desde el agua hacia la sal.
- D.** Para la sal A, la energía fluye desde el agua hacia la sal. Para la sal B, la energía fluye desde la sal hacia el agua.

4. ¿Qué tipo de proceso se produjo al disolver la sal A en agua?

- A. Entalpía
- B. Calor
- C. Endotérmico
- D. Exotérmico

5. ¿Qué ecuación ilustra el proceso que se produjo al disolver la sal B en agua?

- A. $\text{sal B(s)} \rightarrow \text{sal B(aq)} + \text{calor}$
- B. $\text{sal B(aq)} \rightarrow \text{sal B(aq)} + \text{calor}$
- C. $\text{sal B(s)} + \text{calor} \rightarrow \text{sal B(aq)}$
- D. $\text{sal B(aq)} + \text{calor} \rightarrow \text{sal B(aq)}$

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. Tanto los cambios físicos como las reacciones químicas podrían ir acompañados de cambios en **la energía**, a menudo en forma de calor o **entalpía**. Los procesos químicos o físicos que absorben calor de su entorno son **endotérmicos**, mientras que aquellos que liberan calor a su entorno son **exotérmicos**. La energía liberada o absorbida por diferentes procesos físicos y químicos proviene de las diferentes energías internas de las sustancias iniciales y finales. En los procesos exotérmicos, los materiales iniciales tienen **más** energía interna que **los productos**. En los procesos endotérmicos, **los reactivos** tienen menos energía que las sustancias finales.

2. En las reacciones químicas, la cantidad de energía liberada por cada mol de material que reacciona es **el calor molar de reacción** de ese material. Los diferentes procesos físicos tienen diferentes nombres para el calor que se libera con base en el proceso que se produce. Por ejemplo, la cantidad de energía liberada por cada mol de material que se derrite se denomina calor molar de fusión. La cantidad de energía que se libera por cada mol de sustancia que se disuelve se denomina **calor molar de disolución**. El calor molar de cualquier proceso físico o químico puede calcularse al multiplicar el cambio en **la temperatura**, la masa de la/del **solvente** y la capacidad calorífica específica del solvente, todos ellos divididos por **los moles** de sustancia que se utilizaron. Los procesos exotérmicos tienen calores **negativos** de reacción/disolución, mientras que los procesos endotérmicos tienen calores **positivos** de reacción/disolución.

Otras Sugerencias de Investigación

Mejore el diseño del calorímetro y repita el experimento.

Determine el efecto de la temperatura inicial sobre el calor de reacción/disolución.

Determine los efectos de la cantidad de reactivos que se utilizó y el cambio que se observó en las temperaturas, además de los calores molares de reacción/disolución resultantes.

Compare los calores de reacción experimentales con los calculados con los calores de formación.

Genere un debate sobre qué tipos de combustible producen un mayor calor de reacción al quemarse.

Determine el efecto de la temperatura inicial sobre la velocidad a la cual una sustancia se disuelve o reacciona al investigar procesos endotérmicos y exotérmicos a temperaturas altas y bajas.

Velocidades de Reacción

Objetivos

Determinar el efecto de la temperatura, la concentración y la superficie sobre la velocidad de una reacción química. Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ aprenden los efectos de la temperatura, la concentración y el tamaño de las partículas sobre la velocidad a la cual se produce una reacción química;
- ♦ miden los cambios en la presión absoluta a medida que se produce la reacción.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizan los siguientes procedimientos:

- ♦ registro de la presión absoluta a medida que la cinta de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) a diferentes temperaturas;
- ♦ registro de la presión absoluta a medida que el polvo de magnesio reacciona con el HCl;
- ♦ registro de la presión absoluta a medida que la cinta de magnesio reacciona con diferentes concentraciones de HCl;
- ♦ determinación de las velocidades de la reacción entre el magnesio y el HCl para los diferentes parámetros de reacción;
- ♦ generación de conclusiones acerca de cómo la temperatura, la superficie y la concentración influyen sobre la velocidad a la cual el magnesio reacciona con el HCl.

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	30 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	30 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	60 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- ♦ Sistema de recolección de datos
- ♦ Sensor de presión absoluta
- ♦ Cable de extensión del sensor
- ♦ Tubo de ensayo (3) de 20 x 150 mm
- ♦ Soporte de tubos de ensayo
- ♦ Tapón con un orificio que sea adecuado para los tubos de ensayo
- ♦ Conector de liberación rápida¹
- ♦ Conector para tubos¹
- ♦ Tubos de entre 1 y 2 cm¹
- ♦ Glicerina, 2 gotas
- ♦ Ácido clorhídrico (HCl) de 4,0 M; 5 mL²
- ♦ Ácido clorhídrico (HCl) de 2,0 M; 5 mL³
- ♦ Ácido clorhídrico (HCl) de 1,0 M; 20 mL³
- ♦ Ácido clorhídrico (HCl) de 0,1 M; 5 mL³
- ♦ Baños de agua tibia y fría⁴ (uno por clase)
- ♦ Cinta de magnesio (18), piezas de 1 cm
- ♦ Polvo de magnesio; 0,05 g

¹ Se incluye con la mayoría de los sensores de presión absoluta de PASCO.

² Para preparar la solución con ácido clorhídrico (HCl) concentrado (12 M) o diluido (6 M), consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio a continuación.

³ Para preparar la solución con una serie de disoluciones a partir de ácido clorhídrico (HCl) de 4,0 M, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio a continuación.

⁴ Para obtener instrucciones sobre cómo preparar baños de agua tibia y fría, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio a continuación.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Teoría cinético-molecular
- ♦ Prueba de reacción química
- ♦ Presión

Antecedentes

La cinética es la rama de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas. Algunas reacciones, tales como encender un fósforo, cuentan con grandes velocidades de reacción y se producen muy rápidamente. Otras reacciones, tales como la formación de óxido, cuentan con bajas velocidades de reacción y se producen de forma más lenta.

A fin de que se produzca una reacción, las partículas que reaccionan deben chocar entre sí con una cantidad de energía suficiente. Esto se conoce como teoría de las colisiones y se utiliza para explicar las velocidades de reacción. La velocidad de una reacción química es proporcional a la cantidad de veces que las partículas reaccionantes chocan con suficientes cantidades de energía. La velocidad de una reacción química puede aumentarse al aumentar la cantidad de colisiones entre las partículas reaccionantes. Esto puede lograrse al aumentar la temperatura de la reacción, la concentración de los reactivos o la superficie de los reactivos.

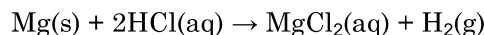
Al aumentar la temperatura de la reacción, aumenta la energía cinética del sistema. Esto produce que las partículas se muevan con mayor velocidad. Si aumenta la velocidad, aumenta la cantidad de colisiones en un determinado tiempo. Asimismo, un aumento de la temperatura

también otorga una mayor proporción entre las partículas de reactivo y la energía requerida para reaccionar, la cual supera la barrera de la energía de activación.

Al aumentar la concentración de uno o más de los reactivos, aumenta la probabilidad de que los reactivos entren en contacto entre sí. Una mayor probabilidad de colisiones en un determinado tiempo aumenta la velocidad de reacción.

Los reactivos deben entrar en contacto físico entre sí. Por lo tanto, aumentar la superficie de uno o más reactivos aumenta la probabilidad de que una sustancia esté disponible para chocar con otro reactivo.

En este experimento, los alumnos investigarán distintos factores que influyen sobre la reacción del metal magnesio con el ácido clorhídrico. A continuación se muestra la ecuación química para esta reacción.



Al incorporarse al ácido clorhídrico, el metal magnesio reacciona inmediatamente y genera hidrógeno. El hidrógeno que evoluciona provoca que aumente la presión dentro del vaso de reacción (un tubo de ensayo). La velocidad a la cual aumenta la presión se relaciona con la velocidad de producción de hidrógeno, la cual, a su vez, es proporcional a la velocidad de la reacción general. Los alumnos pueden evaluar la velocidad al aplicar un ajuste lineal a la porción inicial lineal del gráfico de presión en cada experimento.

Debate y Actividad Previos al Laboratorio

Fomente el interés de los alumnos con las siguientes actividades y preguntas.

Teoría de las colisiones y velocidades de reacción

Fomente la participación de los alumnos en un debate acerca de lo que sucede a nivel molecular durante una reacción química. Repase la teoría cinético-molecular y presente la teoría de las colisiones. Explique que las partículas de reactivo deben colisionar con la suficiente energía como para que se formen productos. La velocidad de las colisiones entre los reactivos es lo que determina la velocidad de una reacción. De forma opcional, pueden debatirse las ideas de energía de activación y los estados de transición junto con este experimento. Quizás aporten profundidad a la actividad, pero no es obligatorio a fin de comprender los factores que rigen las velocidades de las reacciones.

1. ¿Qué es la teoría cinético-molecular y cómo se relaciona con las reacciones químicas?

La teoría cinético-molecular explica que la materia se compone de partículas en movimiento constante. En una reacción química, las partículas reaccionantes deben colisionar entre sí a fin de que se formen los productos.

2. ¿Qué explica la teoría de las colisiones?

La teoría de las colisiones explica que la velocidad de una reacción química depende de la cantidad de colisiones (con la energía suficiente) entre las partículas reaccionantes que se producen en un determinado tiempo.

3. ¿Qué significa "velocidad de reacción"? ¿Qué otras velocidades conoce?

La velocidad de reacción es la velocidad a la cual se produce una reacción, o el tiempo necesario para que se produzca la reacción. Otra velocidad que es posible que los alumnos conozcan es la velocidad automotriz (el tiempo necesario para que un automóvil recorra una determinada distancia).

4. ¿Cuáles son algunos ejemplos de reacciones químicas que se producen rápidamente o que tienen grandes velocidades de reacción?

Algunos posibles ejemplos son encender un fósforo, la incineración, la formación de precipitados, la reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre, la reacción del sodio y el agua, las explosiones y otras reacciones similares.

5. ¿Cuáles son algunos ejemplos de reacciones químicas que se producen lentamente o que tienen bajas velocidades de reacción?

Algunos posibles ejemplos son la descomposición de plantas y animales, la formación de combustibles fósiles a partir de plantas y animales muertos, la formación de óxido y otras reacciones similares.

6. A nivel molecular, ¿qué debe suceder para que aumente la velocidad de una reacción?

Debe aumentar la cantidad de colisiones (con la energía suficiente) entre los reactivos.

7. ¿Cómo puede aumentarse la cantidad de colisiones? ¿Por qué cree que esto funcionará?

Aumentar la temperatura de los reactivos provoca un aumento en la cantidad de colisiones y, por lo tanto, en la velocidad de la reacción. Aumentar la temperatura de los reactivos funciona porque la temperatura es una medida del movimiento molecular promedio de las partículas. Si las partículas se mueven más rápidamente, colisionan con mayor frecuencia y tienen más energía al colisionar.

Otras respuestas incluyen aumentar la superficie de los reactivos y aumentar la concentración de los reactivos.

Consejo para el docente: Utilice esta pregunta como introducción para el próximo apartado. Los alumnos podrían o no ser capaces de responder la pregunta en este momento.

Influenciar las velocidades de reacción

Para demostrar los efectos de la concentración y la temperatura sobre la velocidad de reacción, prepare estas dos soluciones con anticipación: 0,5 g de metabisulfito de sodio con 2 g de almidón en 200 mL de agua destilada (preparada al disolver primero el almidón en agua tibia y luego dejarlo enfriar a temperatura ambiente) y 1,28 g de yodato de potasio en 300 mL de agua destilada. Transfiera dos alícuotas de 10 mL de la solución de almidón a dos tubos de ensayo grandes por separado (uno en un baño de agua tibia y el otro en un baño de agua helada); repita para la solución de yodato de potasio. Estos cuatro tubos de ensayo se utilizarán en la demostración de la temperatura. El resto de las soluciones de almidón y yodato de potasio debe transferirse a frascos separados para utilizarlos en la demostración de la concentración.

Demuestre los efectos de la temperatura sobre la velocidad de reacción al realizar una reacción de Landolt (reloj de yodo). Retire los tubos de ensayo del baño de agua tibia y colóquelos en un soporte de tubos de ensayo. Haga lo mismo con los tubos de ensayo en los baños de agua helada. De forma simultánea, vierta la solución tibia de almidón en la solución tibia de yodato de potasio mientras vierte la solución fría de almidón en la solución fría de yodato de potasio. Pídales a los alumnos que cuenten en voz alta y registren en el pizarrón el tiempo que tardan en reaccionar. Los reactivos más fríos deben tardar más tiempo en reaccionar.

8. A nivel molecular, ¿cuál es la diferencia entre las soluciones tibias y las frías?

Las energías cinéticas de las dos soluciones son diferentes. La solución tibia tiene mayor energía cinética; las partículas se mueven con mayor velocidad. La solución fría tiene menor energía cinética; las partículas se mueven con menor velocidad.

9. ¿Qué combinación de reactivos tiene la mayor velocidad de reacción? Explique mediante la teoría de las colisiones.

Los reactivos más tibios tienen la mayor velocidad de reacción debido a que el color aparece primero en la solución tibia. Esto se debe a que las partículas reaccionantes se mueven más rápidamente y experimentan más colisiones. Por lo tanto, tienen más oportunidades de reaccionar y formar productos.

Demuestre los efectos de la concentración sobre la velocidad de la reacción. Muestre el frasco que contiene la solución de almidón. Muestre el otro frasco que contiene la solución de yodato de potasio. Frente a los alumnos, vierta 2/3 de la solución de yodato de potasio en un vaso de precipitado de 500 mL y el 1/3 restante de la solución en otro vaso de precipitado de 500 mL. Agregue suficiente cantidad de agua destilada al segundo vaso de precipitado para formar volúmenes equivalentes (básicamente al diluir a la mitad la concentración del yodato de potasio del segundo vaso de precipitado). En otros dos vasos de precipitado de 500 mL, divida la solución de almidón de forma equivalente. De forma simultánea, vierta el contenido de cada vaso de precipitado que contiene las soluciones de almidón en los diferentes vasos de precipitado que contienen las soluciones de yodato de potasio.

Pídales a los alumnos que cuenten en voz alta y registren en el pizarrón el tiempo que tardan en reaccionar. El reactivo diluido (mitad de la concentración) debe tardar dos veces más en reaccionar.

10. A nivel molecular, ¿cuál es la diferencia entre las dos soluciones?

La solución a la que se agregó agua es menos concentrada que la otra. Cuanto más concentrada es la solución, más juntas están las partículas.

11. ¿Qué combinación de reactivos tiene la mayor velocidad de reacción? Explique mediante la teoría de las colisiones.

Los reactivos más concentrados tienen la mayor velocidad de reacción debido a que el color aparece primero en la solución concentrada. Esto se debe a que las partículas reaccionantes están más juntas y experimentan más colisiones. Por lo tanto, tienen más oportunidades de reaccionar y formar productos.

Consejo para el docente: Una analogía útil es describir la dificultad que puede experimentar al intentar cruzar una pista de baile repleta de gente en comparación con una sala vacía. La probabilidad de chocarse contra alguien aumenta a medida que aumenta la concentración de gente.

Demuestre el efecto de la superficie sobre la velocidad de la reacción. Asegúrese de retirar todos los materiales combustibles dentro de un radio de dos metros del área de la demostración. Forme una pequeña pila de polvo de lycopodio sobre un vidrio de reloj e intente encenderla con un fósforo. La pila no se encenderá. Cree una fina nube de partículas suspendidas de polvo de lycopodio al apretar una piseta que contenga polvo de lycopodio y pulverice a través de un encendedor o de la llama de una vela. La bola de fuego que se forma demuestra los efectos del aumento de la superficie para que se produzca una combustión. Este es un ejemplo a baja escala de los peligros asociados con las explosiones en los silos.

12. ¿Cuál es la diferencia entre la pila y el flujo de polvo?

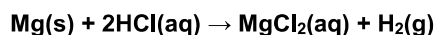
En la pila, las partículas están juntas; en el flujo, las partículas tienen espacio entre ellas.

13. ¿Qué combinación de reactivos tiene la mayor velocidad de reacción? Explique mediante la teoría de las colisiones.

Las partículas que están separadas entre sí tienen una mayor velocidad de reacción debido a que el polvo arde fácilmente. Esto se debe a que las partículas están expuestas al oxígeno y pueden reaccionar (arder) por todos lados, lo cual básicamente aumenta la disponibilidad de lugares de reacción. Las superficies de las moléculas separadas del polvo están más expuestas al oxígeno (reactivo) que aquellas de la pila y, por lo tanto, tienen más oportunidades de reaccionar y formar productos.

Medición de las velocidades de reacción

Mientras deje caer una pieza de la cinta de magnesio en un tubo de ensayo con ácido clorhídrico de 1,0 M, sostiene otro tubo de ensayo pequeño en forma inversa sobre la apertura del tubo con el ácido clorhídrico. Al hacerlo, explíqueles a los alumnos que esta es la reacción que realizarán en el laboratorio (la ecuación se indica a continuación). Mientras el tubo de ensayo invertido se llena con el producto de hidrógeno, fomente la participación de los alumnos en un repaso sobre la prueba de reacción química y las reacciones de sustitución simple según se apliquen a esta situación.



Confirme la presencia del hidrógeno como producto de esta reacción al encender el contenido del tubo de ensayo invertido con una tablilla encendida. Analice junto a los alumnos cómo será posible medir la velocidad de reacción de esta reacción al supervisar la producción de hidrógeno. Ayude a los alumnos a darse cuenta de que una velocidad implica la medición del grado hasta el cual se ha producido la reacción y el tiempo que requiere la reacción para producirse. Finalice el debate con un repaso sobre cómo puede determinarse una velocidad con base en un gráfico.

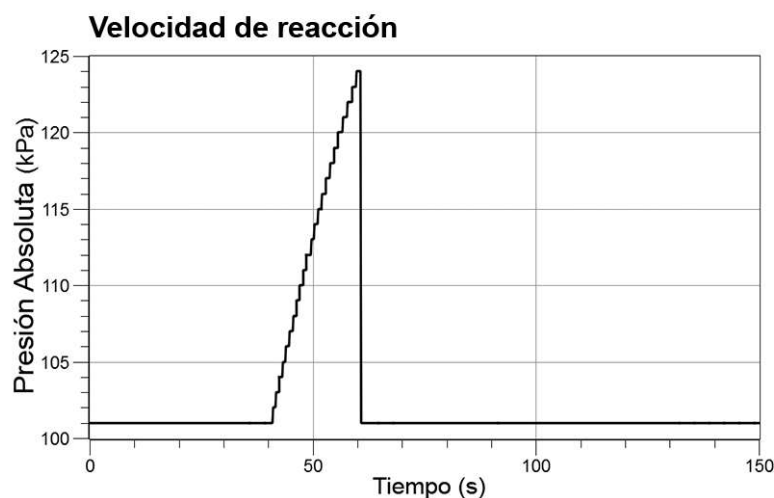
14. ¿Cuáles son los dos componentes que deben medirse en el laboratorio para determinar la velocidad de una reacción?

La velocidad de una reacción química se determina al medir el tiempo que se requiere para lograr un aumento medible en la formación de uno o más productos.

15. ¿Cómo puede medirse la formación de productos?

En esta reacción química, se forma un gas. La formación del gas puede registrarse al medir el cambio en la presión de un vaso cerrado a medida que se produce la reacción o al medir el volumen del gas producido con el método de desplazamiento del agua. En este trabajo de laboratorio, se utiliza un sensor de presión absoluta para medir el aumento de presión a medida que se forma hidrógeno en un tubo de ensayo cerrado.

16. ¿Cómo puede determinarse la velocidad de reacción con base en un gráfico de Presión absoluta (kPa) contra el Tiempo (s)?



La velocidad de reacción es el cambio en la cantidad de producto que se formó comparado con la cantidad de tiempo que requirió la formación del producto. Al graficar la formación del producto medida como la presión del sistema (en el eje Y) contra la cantidad de tiempo transcurrido (en el eje X), la pendiente resultante de la recta óptima (cambio en Y dividido por cambio en X) brinda un valor proporcional a la velocidad de reacción (cantidad de producto dividida por el tiempo que requirió la formación del producto).

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

Cumpla con los siguientes procedimientos de seguridad al comenzar sus preparativos:

- ♦ Utilice protección ocular, una bata de laboratorio y guantes protectores al manipular ácidos. Se recomiendan anteojos a prueba de salpicaduras. Los guantes pueden ser de látex o nitrilo.
- ♦ Si las soluciones ácidas entran en contacto con la piel o los ojos, enjuáguelos inmediatamente con abundante agua corriente durante al menos 15 minutos.
- ♦ Diluir ácidos genera calor. Tenga extremo cuidado al manipular soluciones recién preparadas y objetos de vidrio, ya que podrían estar muy calientes.
- ♦ Siempre agregue ácidos al agua, no al revés, ya que las soluciones pueden hervir con fuerza.
- ♦ Manipule los ácidos concentrados en una campana extractora; los gases son cáusticos y tóxicos.

Prepare las siguientes soluciones:

1. Prepare 500 mL de ácido clorhídrico de 4,0 M a partir de HCl concentrado (12 M) o diluido (6 M). La mitad de esta solución se utilizará para formular la solución de HCl de 2,0 M y los 250 mL restantes de solución serán suficientes para 50 grupos de laboratorio.

A partir de HCl concentrado (12 M):

- a. Agregue aproximadamente 300 mL de agua destilada a un vaso de precipitado de 1000 mL con una varilla agitadora.

- b.** Agregue lentamente 167 mL de HCl de 12 M al vaso de precipitado mientras lo agita continuamente.
- c.** Deje que la solución se enfríe. Luego, viértala cuidadosamente en un matraz volumétrico de 500 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
- d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

A partir de HCl diluido (6 M):

- a.** Agregue aproximadamente 100 mL de agua destilada a un vaso de precipitado de 1000 mL con una varilla agitadora.
 - b.** Agregue lentamente 333 mL de HCl de 6 M al vaso de precipitado con agua en constante agitación y diluya hasta la marca con agua destilada.
 - c.** Deje que la solución se enfríe. Luego, viértala cuidadosamente en un matraz volumétrico de 500 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
 - d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
- 2.** Prepare 500 mL de ácido clorhídrico de 2,0 M a partir del HCl de 4,0 M que preparamos recientemente. La mitad de esta solución se utilizará para formular la solución de HCl de 1,0 M y los 250 mL restantes de solución serán suficientes para 50 grupos de laboratorio.
- a.** Agregue aproximadamente 200 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 500 mL.
 - b.** Agregue 250 mL de HCl de 4,0 M al matraz volumétrico.
 - c.** Diluya hasta la marca con agua destilada.
 - d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
- 3.** Prepare 500 mL de ácido clorhídrico de 1,0 M a partir del HCl de 2,0 M que preparamos recientemente. Diez mililitros de esta solución se utilizarán para formular la solución de HCl de 0,1 M y los 490 mL restantes serán suficientes para 24 grupos de laboratorio.
- a.** Agregue aproximadamente 200 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 500 mL.
 - b.** Agregue 250 mL de HCl de 2,0 M al matraz volumétrico.
 - c.** Diluya hasta la marca con agua destilada.
 - d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
- 4.** Prepare 100 mL de ácido clorhídrico de 0,1 M a partir del HCl de 1,0 M que preparamos recientemente. Esto será suficiente para 20 grupos de laboratorio.
- a.** Agregue aproximadamente 50 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 100 mL.
 - b.** Agregue 10 mL de HCl de 1,0 M al matraz volumétrico.
 - c.** Diluya hasta la marca con agua destilada.
 - d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

5. Prepare baños para todo el grupo con agua de la llave en el laboratorio al sumergir los soportes para tubos de ensayo en agua tibia (que no supere los 50 °C) y fría (enfriada con hielo). Los alumnos pueden dejar sus tubos de ensayo etiquetados con HCl en el baño que corresponda durante varios minutos hasta obtener la temperatura deseada.

Consejo para el docente: El tiempo de trabajo de laboratorio se reduce en gran medida si la cinta de magnesio se corta con anticipación en tiras de aproximadamente 1 a 2 cm. No es necesario que las longitudes sean exactamente las mismas, pero deben ser similares para poder comparar las velocidades entre los experimentos. Antes de cortar las tiras de magnesio, elimine la oxidación de la superficie de la cinta con la lana de acero o la lija fina.

Seguridad

Incorpore las siguientes precauciones importantes de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ No sostenga el tapón en el tubo con una presión mayor a los 125 kPa (1,2 atm).
- ♦ No apunte el tubo de ensayo hacia usted ni hacia otros.
- ♦ El ácido clorhídrico es un irritante corrosivo. Evite el contacto con la piel y los ojos.
- ♦ Asegúrese de que todos los ácidos y bases estén neutralizados antes de desecharlos por el drenaje.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

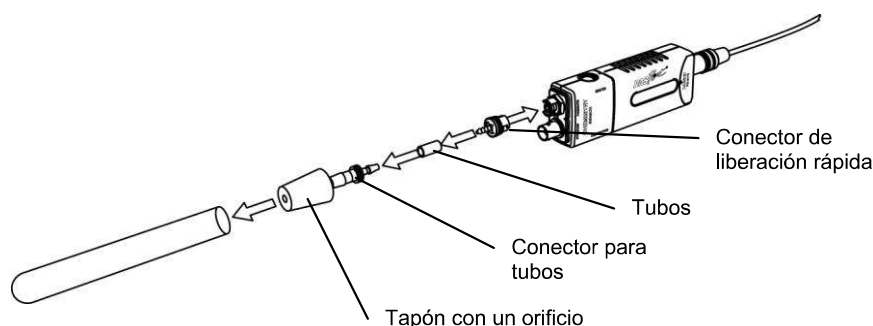
2	1	4	3	5
Comience con la recolección de datos (antes de mezclar los reactivos).	Agregue la solución de ácido clorhídrico a un tubo de ensayo.	Quite cuidadosamente el tapón cuando la presión llegue a los 125 kPa (1,2 atm). Detenga la recolección de datos.	Agregue el metal magnesio al tubo de ensayo que contiene HCl y selle rápidamente el tubo de ensayo con el tapón.	Analice los resultados para determinar los distintos factores que influyen sobre las velocidades de reacción.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Preparación

1. ☐ Realice los siguientes pasos para conectar el tapón de un orificio al sensor de presión absoluta:
 - a. Inserte el extremo más grueso del conector para tubos en el orificio del tapón de goma. Si esto se le dificulta, agregue una gota de glicerina.
 - b. Conecte el tubo de 1 a 2 cm al otro extremo (el más delgado) del conector para tubos.
 - c. Inserte el extremo punzante de un conector de liberación rápida en el extremo abierto del tubo de 1 a 2 cm. Si esto se le dificulta, agregue una gota de glicerina.
 - d. Inserte el conector de liberación rápida en el puerto del sensor de presión absoluta y luego gire el conector en el sentido de las agujas del reloj hasta que oiga un "clic" en el sensor (aproximadamente un octavo de giro).



2. ☐ Inicie un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
3. ☐ Utilice el cable de extensión del sensor para conectar el sensor de presión absoluta al sistema de recolección de datos.
4. ☐ Refleje la Presión absoluta (kPa) contra el Tiempo (s) en un gráfico.
5. ☐ Al mezclar la cinta de magnesio y el ácido clorhídrico dentro de un tubo de ensayo cerrado, ¿qué espera que suceda con la presión? ¿Por qué?

La presión debe aumentar debido a que la reacción produce hidrógeno. Un aumento en la cantidad de moléculas de gas en el tubo de ensayo aumenta la presión.

Parte 1: Determine una velocidad de reacción basal

Recolecte los Datos

6. ☐ Agregue 5 mL de HCl de 1,0 M a un tubo de ensayo etiquetado con el nombre "basal".
7. ☐ Comience con la recolección de datos.
8. ☐ Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

ADVERTENCIA: Aplique una presión leve para mantener el tapón en su lugar, pero no sostenga el tapón en el tubo de ensayo con una presión superior a los 125 kPa.

ADVERTENCIA: No apunte el tubo de ensayo hacia usted ni hacia otros.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

9. ☐ Retire cuidadosamente el tapón cuando la presión llegue a los 125 kPa y luego detenga la recolección de datos.
10. ☐ ¿Por qué es importante no permitir que la presión en el tubo de ensayo supere los 125 kPa?

Si la presión en el tubo de ensayo es muy alta, el vidrio no podrá soportar la presión y podría romperse y provocar lesiones graves.

11. ☐ Asigne un nuevo nombre, "basal", a la serie de datos.
12. ☐ ¿Por qué es importante asignar una etiqueta con un nombre claro a cada serie de datos?

Una vez completo el experimento, habrá al menos siete series de datos distintas que pueden confundirse fácilmente. Para evitar confusiones, es una buena práctica científica nombrar claramente las series de datos.

13. ☐ ¿El magnesio se disuelve o reacciona con el HCl? Explique su razonamiento.

El magnesio reacciona con el HCl. Se produjo una reacción debido a que se formó un nuevo producto, un gas (que se observa en forma de burbujas). Si el magnesio se hubiera disuelto simplemente, no se hubiera formado un gas.

14. ☐ Deseche el contenido del tubo de ensayo conforme a las indicaciones del docente y luego enjuague el tubo de ensayo con agua para volver a utilizarlo en la próxima parte de la actividad.

Analice los Datos

- 15.** ☐ Halle la pendiente (velocidad de reacción) de la porción inicial lineal de la serie de datos al realizar los pasos a continuación.
- a.** Aplique un ajuste lineal a los primeros 10 a 20 segundos de la serie de datos después de que se agregó el magnesio.
 - b.** Determine la pendiente de la recta de ajuste lineal.
 - c.** Registre la pendiente a continuación.

Pendiente basal = 0,52 kPa/s

- 16.** ☐ ¿Qué representa la pendiente de esta recta?

La pendiente es proporcional a la velocidad de la reacción. Cuando más rápido se forma el hidrógeno, más rápido aumenta la presión en el tubo de ensayo. Cuando más rápido aumenta la presión, más pronunciada es la pendiente de la recta óptima.

Parte 2: El efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción

Preparación

- 17.** ☐ Agregue 5 mL de HCl de 1,0 M en cada uno de los dos tubos de ensayo (uno con el nombre "caliente" y otro con el nombre "frío").
- 18.** ☐ Coloque el tubo de ensayo con el nombre "caliente" en un baño de agua tibia (entre 40 y 50 °C) y el tubo de ensayo con el nombre "frío" en un baño de agua helada (entre 0 y 5 °C). Deje los tubos de ensayo en los baños de agua durante 5 a 10 minutos para que las soluciones de HCl logren las temperaturas adecuadas.
- 19.** ☐ Pronostique el efecto de la temperatura sobre la velocidad de la reacción. Explique su predicción con base en su conocimiento de lo que sucede a nivel molecular.

La velocidad de reacción aumenta cuando la reacción se produce a temperaturas más elevadas. La velocidad de reacción aumenta debido a que las moléculas se mueven más rápidamente y colisionan con mayor frecuencia y con más energía.

- 20.** ☐ ¿Cuál es la variable independiente en esta parte del experimento?

La variable independiente es la temperatura.

Recolecte los Datos

- 21.** ☐ Complete los siguientes pasos para medir el cambio de presión a medida que el magnesio reacciona con el HCl "caliente".
- a.** Retire el tubo de ensayo del baño de agua tibia.
 - b.** Comience con la recolección de datos.
 - c.** Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- d.** Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- e.** Asigne un nuevo nombre, "caliente", a esta serie de datos.

22. □ Complete los siguientes pasos para medir el cambio de presión a medida que el magnesio reacciona con el HCl "frío".

- a.** Retire el tubo de ensayo del baño de agua fría.
- b.** Comience con la recolección de datos.
- c.** Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- d.** Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- e.** Asigne un nuevo nombre, "frío", a esta serie de datos.

23. □ ¿Por qué se realizan las pruebas con HCl "caliente" y "frío" pero no con HCl a temperatura ambiente?

Ya se realizó la misma reacción a temperatura ambiente en el apartado anterior como elemento basal con el cual comparar las reacciones "calientes" y "frías".

24. □ Deseche el contenido de los tubos de ensayo conforme a las indicaciones del docente y luego enjuague los tubos de ensayo con agua para volver a utilizarlos en la próxima parte de la actividad.

Analice los Datos

25. □ Halle la pendiente (velocidad de reacción) de la porción inicial lineal de la serie de datos para el HCl "caliente" y "frío" que reacciona con magnesio.

- a.** Presente la serie de datos que desea analizar.
- b.** Aplique un ajuste lineal a los primeros 10 a 20 segundos de la serie de datos después de que se agregó el magnesio.
- c.** Determine la pendiente de la recta de ajuste lineal.
- d.** Registre las pendientes en la Tabla 1 a continuación.

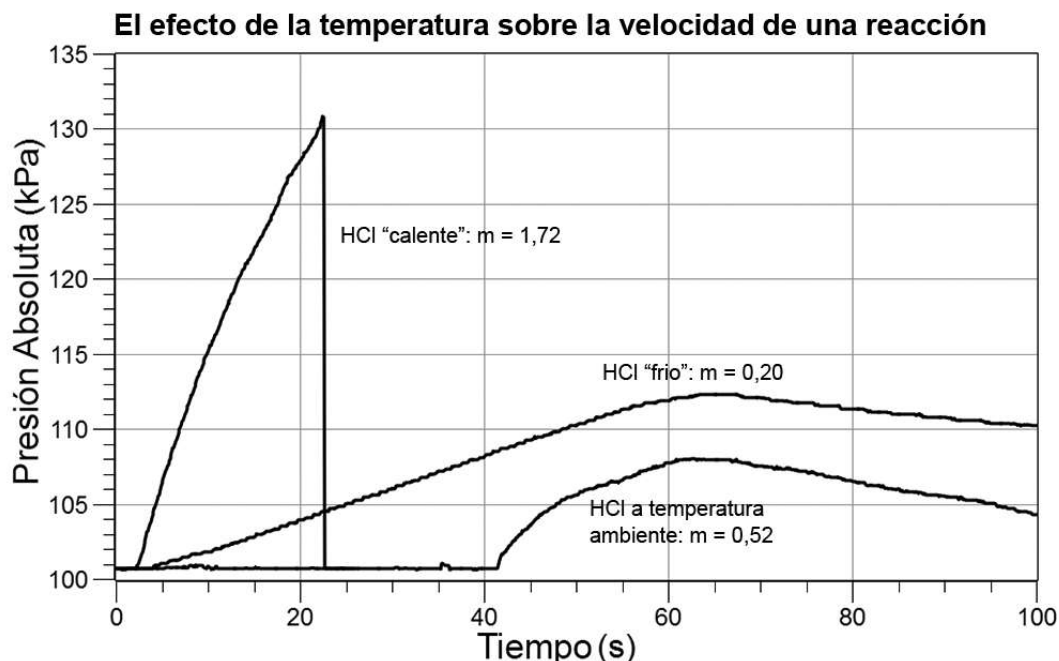
Tabla 1: Pendientes de las series de datos de Mg que reacciona con HCl a diferentes temperaturas

Condiciones de reacción	Pendiente (kPa/s)
HCl de 1,0 M a temperatura ambiente + cinta de Mg (reacción basal de la Parte 1 anterior)	0,52
HCl "caliente" de 1,0 M + cinta de Mg	1,72
HCl "frío" de 1,0 M + cinta de Mg	0,20

- 26.** ☐ Genere un gráfico con las tres series de datos que se muestran en su sistema de recolección de datos.

Nota: No todos los sistemas de recolección de datos mostrarán las tres series de datos en un solo conjunto de ejes.

27. □ Bosqueje o imprima una copia del gráfico de Presión absoluta (kPa) contra el Tiempo (s) en el que se muestren los datos recolectados cuando se hizo reaccionar el HCl de 1,0 M con la cinta de magnesio a tres temperaturas distintas (caliente, fría y temperatura ambiente). Nombre cada serie de datos y el gráfico en general, el eje X, el eje Y e incluya las unidades en los ejes.



Parte 3: El efecto de la superficie sobre la velocidad de reacción

Preparación

28. □ ¿Cuál de estos elementos tiene una mayor superficie? ¿El polvo de magnesio o las piezas de 1 cm de cinta de magnesio?

El polvo de magnesio tiene una superficie mucho mayor que las piezas de 1 cm de cinta de magnesio.

29. □ Pronostique el efecto de la superficie sobre la velocidad de la reacción. Explique su predicción con base en su conocimiento de lo que sucede a nivel molecular.

El polvo de magnesio reacciona con mayor velocidad que la cinta de magnesio debido a que tiene una mayor superficie. Los átomos de magnesio y los átomos de HCl deben colisionar para que se produzca una reacción. Estas dos partículas pueden colisionar solo a nivel de la superficie del magnesio. Por lo tanto, cuanto más magnesio haya para entrar en contacto con las moléculas de HCl, más rápido se producirá la reacción.

30. □ Agregue 5 mL de HCl de 1,0 M a un tubo de ensayo etiquetado con el nombre "polvo de Mg".

Recolecte los Datos

31. □ Comience con la recolección de datos.

Velocidades de Reacción

- 32.** ☐ Agregue ~0,05 g de polvo de magnesio al HCl y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- 33.** ☐ Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- 34.** ☐ Asigne un nuevo nombre, "polvo de Mg", a esta serie de datos.
- 35.** ☐ Deseche el contenido del tubo de ensayo conforme a las indicaciones del docente y luego enjuague el tubo de ensayo con agua para volver a utilizarlo en la próxima parte de la actividad.

Análisis de Datos

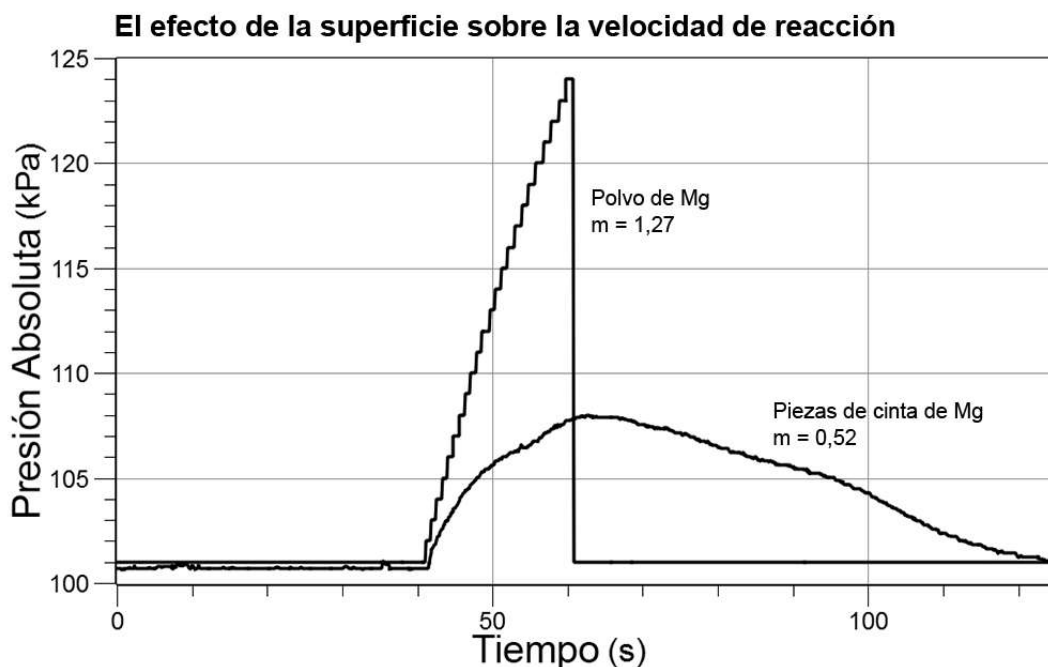
- 36.** ☐ Halle la pendiente (velocidad de reacción) de la porción inicial lineal de la serie de datos para la reacción entre el HCl de 1,0 M y el polvo de magnesio.
- Presente la serie de datos que desea analizar.
 - Aplique un ajuste lineal a los primeros 10 a 20 segundos de la serie de datos después de que se agregó el magnesio.
 - Determine la pendiente de la recta de ajuste lineal.
 - Registre la pendiente en la Tabla 2 a continuación.

Tabla 2: Pendientes de las series de datos para la cinta de Mg que reacciona con el HCl

Condiciones de reacción	Pendiente (kPa/s)
HCl de 1,0 M + cinta de Mg (reacción basal de la Parte 1 anterior)	0,52
HCl de 1,0 M + polvo de Mg	1,27

- 37.** ☐ Genere un gráfico con las dos series de datos (cinta de Mg y polvo de Mg) que se muestran en su sistema de recolección de datos.

38. ☐ Bosqueje o imprima una copia del gráfico de Presión absoluta (kPa) contra el Tiempo (s) en el que se muestre la reacción entre el HCl de 1,0 M y el polvo de magnesio y el HCl de 1,0 M y la cinta de magnesio. Nombre cada serie de datos y el gráfico en general, el eje X, el eje Y e incluya las unidades en los ejes.



Parte 4: El efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción

Preparación

39. ☐ ¿En qué difieren las soluciones de HCl de 1 M y 2 M? Utilice el término "concentración" en su explicación.

Una solución de HCl de 1 M tiene 1 mol de moléculas de HCl por litro de solución, y una solución de HCl de 2 M tiene 2 moles de moléculas de HCl por litro de solución. La solución de 2 M tiene dos veces la concentración de la solución de 1 M. La solución de HCl de 2 M contiene más moléculas de HCl. Por lo tanto, es más concentrada que la solución de HCl de 1 M.

40. ☐ Pronostique el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción. Explique su predicción con base en su conocimiento de lo que sucede a nivel molecular durante una reacción química.

Cuanto más concentrados son los reactivos, más rápido se produce la reacción. Para que se produzca una reacción, las partículas reaccionantes deben colisionar con suficiente energía. Cuanto mayor sea la cantidad de partículas que haya, mayor es la probabilidad de que las partículas colisionen y que la reacción se produzca más rápidamente.

41. ☐ Mida 5 mL de HCl de 0,1 M; 2,0 M y 4,0 M en tres tubos de ensayo diferentes. Etiquete cada tubo de ensayo con la concentración correspondiente.

Recolecte los Datos

- 42.** ☐ Complete los siguientes pasos para medir el cambio de presión a medida que el magnesio reacciona con el HCl de 0,1 M.

- a.** Comience con la recolección de datos.
- b.** Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- c.** Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- d.** Asigne un nuevo nombre, "HCl de 0,1 M", a esta serie de datos.

- 43.** ☐ Complete los siguientes pasos para medir el cambio de presión a medida que el magnesio reacciona con el HCl de 2,0 M.

- a.** Comience con la recolección de datos.
- b.** Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- c.** Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- d.** Asigne un nuevo nombre, "HCl de 2,0 M", a esta serie de datos.

- 44.** ☐ Complete los siguientes pasos para medir el cambio de presión a medida que el magnesio reacciona con el HCl de 4,0 M.

- a.** Comience con la recolección de datos.
- b.** Agregue tres piezas de 1 cm (0,05 g) de cinta de magnesio al tubo de ensayo y coloque rápidamente el tapón conectado al sensor de presión absoluta en el tubo de ensayo.

Nota: Quizá deba ajustar la escala del gráfico para observar cómo se producen los cambios.

- c.** Detenga la recolección de datos cuando la presión llegue a los 125 kPa.
- d.** Asigne un nuevo nombre, "HCl de 4,0 M" a esta serie de datos.

- 45.** ☐ Guarde el archivo de datos y limpie conforme a las indicaciones del docente.

Analice los Datos

- 46.** ☐ Halle la pendiente de la porción inicial lineal de la serie de datos para las reacciones entre la cinta de magnesio y el HCl de 0,1 M; 2,0 M y 4,0 M.

- a.** Presente la serie de datos que desea analizar.
- b.** Aplique un ajuste lineal a los primeros 10 a 20 segundos de la serie de datos después de que se agregó el magnesio.
- c.** Determine la pendiente de la recta de ajuste lineal.

- d. Registre las pendientes en la Tabla 3 a continuación.

Tabla 3: Pendientes de las series de datos para el Mg que reacciona con diferentes concentraciones de HCl

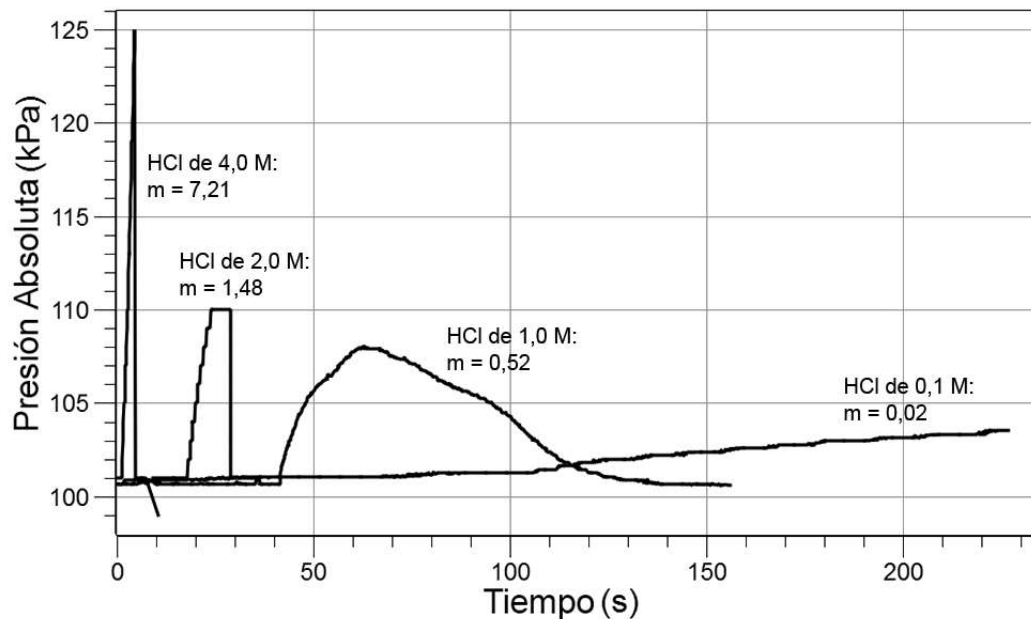
Condiciones de reacción	Pendiente (kPa/s)
HCl de 0,1 M + cinta de Mg	0,02
HCl de 1,0 M + cinta de Mg (reacción basal de la Parte 1 anterior)	0,52
HCl de 2,0 M + cinta de Mg	1,48
HCl de 4,0 M + cinta de Mg	7,21

47. ☐ Genere un gráfico con las cuatro series de datos que se muestran en su sistema de recolección de datos.

Nota: No todos los sistemas de recolección de datos mostrarán las cuatro series de datos en un solo conjunto de ejes.

48. ☐ Bosqueje o imprima una copia del gráfico de Presión absoluta (kPa) contra el Tiempo (s) en el que se muestren los datos recolectados cuando la cinta de magnesio reaccionó con el HCl de 0,1 M, 2,0 M y 4,0 M. Asigne una etiqueta a las series de datos y al gráfico en general, el eje X, el eje Y e incluya las unidades en los ejes.

El efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción



Análisis de Datos

1. ☐ Explique las diferencias entre la velocidad de la reacción basal y la velocidad de la reacción con las soluciones de ácido clorhídrico a distintas temperaturas.

A medida que aumentó la temperatura, aumentaron las velocidades de las reacciones (pendientes de presión contra el tiempo). El HCl frío tuvo la reacción más lenta con la pendiente menos pronunciada y el HCl caliente tuvo la reacción más rápida con la pendiente más pronunciada. Esto se debe a que, a mayores temperaturas, los iones hidrógeno del HCl se mueven con mayor velocidad y colisionan con más frecuencia con el magnesio. Una mayor frecuencia de colisión resulta en una mayor velocidad de reacción.

2. ☐ Explique las diferencias entre la velocidad de la reacción basal y la velocidad de la reacción con el polvo de magnesio.

Los datos deben indicar que el polvo de magnesio reaccionó más rápidamente que la cinta de magnesio. Esto se debe a que el polvo de magnesio está finamente dividido y, por lo tanto, tiene una superficie mucho mayor que la cinta de magnesio. Cuando hay una mayor superficie disponible para la reacción significa que más iones hidrógeno pueden colisionar con el magnesio en el mismo período de tiempo en comparación con la cinta de magnesio. Nuevamente, una mayor frecuencia de colisión produce una mayor velocidad.

3. ☐ Explique las diferencias entre la velocidad de la reacción basal y las velocidades de las reacciones con las diferentes concentraciones de HCl.

A medida que aumentan las concentraciones, aumentan las velocidades de las reacciones. El HCl de 4,0 M tuvo la reacción más rápida (y la pendiente más pronunciada), seguido por el HCl de 2,0 M y el de 1,0 M. El HCl de 0,1 M tuvo la reacción más lenta (y la pendiente menos pronunciada). Cuanto mayor es la concentración de HCl más iones hidrógeno hay en la solución, lo cual produce una mayor cantidad de colisiones con el magnesio por cada unidad de tiempo en comparación con las soluciones más diluidas. Nuevamente, cuanto mayor es la frecuencia de colisión, más rápida es la velocidad de reacción.

Preguntas de Análisis

1. ¿Por qué se utiliza el sensor de presión absoluta en este experimento?

Uno de los productos (hidrógeno) es un gas, por lo cual la cantidad relativa de hidrógeno presente se determina fácilmente al medir la presión dentro del tubo de ensayo. Ninguno de los otros reactivos o productos se miden tan fácilmente en tiempo real.

2. ¿Por qué es importante establecer una velocidad de reacción basal?

Se necesita una velocidad de reacción basal para propósitos comparativos, a fin de determinar qué reacciones reaccionan con mayor y menor velocidad. Todas las escalas, de cualquier tipo, necesitan un valor basal o "punto cero" para poder realizar comparaciones. Por ejemplo, las mediciones de altitud toman el nivel del mar como "punto cero". Para determinar diferencias, no importa dónde se defina el punto cero, sino que exista uno y que sea bien definido.

3. Explique por qué la pendiente del gráfico de presión contra el tiempo puede emplearse para describir la velocidad de la reacción.

Cuanto mayor es la velocidad de la reacción, mayor es la velocidad con la que se forma el hidrógeno. Cuando más rápido se forma el hidrógeno, más rápido aumenta la presión en el tubo de ensayo. Cuanto más rápido aumenta la presión, más pronunciada será la pendiente (cambio en Y dividido por el cambio en X) de la recta óptima para el gráfico de presión (eje Y) contra el tiempo (eje X).

4. ¿Qué combinación de tratamientos disponibles en el laboratorio crearía la mayor velocidad de reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico?

Una combinación de polvo de magnesio que reaccione con HCl caliente de 4,0 M produciría la mayor velocidad de reacción posible con los recursos disponibles en el laboratorio.

Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. Enumere otras formas en las que puede determinarse de forma realista y en tiempo real la cantidad de reactivos o productos presentes en las reacciones.

En función del tipo de reacción que se realice, puede medirse el pH, la absorción, la temperatura o la conductividad para determinar un cambio en la cantidad de productos o reactivos a medida que se produzca la reacción.

2. ¿Por qué es importante estudiar las velocidades de las reacciones?

Conocer la velocidad de una reacción permite determinar cuánto tardará en formarse una determinada cantidad de producto. Esto es importante en la síntesis de químicos tales como los medicamentos, además de para darles a los consumidores una idea de cuánto durará un producto, como por ejemplo los alimentos, o para predecir combinaciones peligrosas tales como HCl caliente de 4,0 M con el polvo de magnesio.

3. Un catalizador es una sustancia que permite que se produzcan reacciones químicas con menor energía de lo habitual. ¿De qué forma influyen los catalizadores sobre las velocidades de reacción? ¿Por qué?

Los catalizadores aumentan las velocidades de reacción. Al disminuir la energía necesaria para que se formen los productos, hay una mayor proporción de colisiones con suficiente energía y, por lo tanto, la reacción se produce más rápidamente.

Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. En general, cuanto más _____ es la concentración de reactivos en una reacción, más _____ será la velocidad de la reacción.

- A. Alta; lenta
- B. Alta; rápida
- C. Baja; rápida
- D. No existe relación

2. En general, cuanto más _____ es la superficie disponible para la reacción, más _____ será la velocidad de la reacción.

- A. Grande; rápida
- B. Grande; lenta
- C. No existe relación
- D. Pequeña; rápida

3. En general, cuanto más _____ es la temperatura de una reacción, más _____ será la velocidad de la reacción.
- A. No existe relación
 - B. Baja; rápida
 - C. Alta; lenta
 - D. Alta; rápida
4. A nivel molecular, ¿qué debe suceder para que las partículas reaccionantes formen productos?
- A. Las partículas reaccionantes deben estar excitadas
 - B. Las partículas reaccionantes deben tener una masa molar mayor a 10 g/mol
 - C. Las partículas reaccionantes deben estar en estado gaseoso
 - D. Las partículas reaccionantes deben colisionar con suficiente energía
5. ¿Qué tipo de hierro formará óxido con mayor rapidez?
- A. Un clavo galvanizado
 - B. Un bloque sólido de hierro
 - C. Limaduras de hierro
 - D. Todos los tipos de hierro forman óxido con la misma velocidad

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. La rama de la química que se ocupa de las velocidades de las reacciones químicas se denomina **cinética**. Las explosiones tienen velocidades de reacción muy **altas**, mientras que la formación de óxido tiene una velocidad de reacción muy **baja**. **La teoría de las colisiones** describe cómo los químicos reaccionan a nivel molecular. La teoría de las colisiones establece que la frecuencia con la cual las partículas reaccionantes chocan entre sí determina la velocidad de la reacción. Cuanto mayor es la cantidad de colisiones, más **rápida** es la velocidad de la reacción. La cantidad de colisiones puede aumentarse **al calentar** los reactivos, **aumentar** la concentración de los reactivos o al aumentar **la superficie** de las partículas. Por el contrario, **disminuir** cualquiera o todos estos factores produce una menor velocidad de reacción.

Otras Sugerencias de Investigación

Investigue factores que disminuyan la velocidad a la cual una manzana cortada adquiere un color marrón.

Investigue factores que disminuyan la velocidad de la formación de óxido.

Investigue cómo se determinan las velocidades de reacción para reacciones extremadamente rápidas (explosiones) y reacciones extremadamente lentas (descomposición).

Extrapole los datos de las velocidades iniciales a fin de calcular la cantidad de tiempo requerido para consumir 1,0 g de cinta de magnesio en distintas concentraciones de ácido clorhídrico a temperatura ambiente. Pruebe los resultados y compárelos con las predicciones.

Investigue los efectos de la temperatura sobre la reacción de un comprimido efervescente y el agua.

Construya una curva de velocidades de reacción a distintas concentraciones para la reacción de Landolt (reacción del reloj de yodo). Utilice estos datos para analizar en mayor profundidad las reacciones de orden cero, de primer orden y de segundo orden.

El pH de los Productos Químicos Domésticos

Objetivos

Al trabajar con productos químicos domésticos comunes, los alumnos desarrollan una noción de la relación entre el pH y la concentración de iones hidronio (H_3O^+). Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ clasifican las soluciones en ácidas, básicas o neutras según su pH o su concentración de iones hidronio (H_3O^+);
- ♦ comparan las fuerzas relativas de los ácidos y las bases según su pH o su concentración de H_3O^+ .

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ Medición del pH de productos químicos domésticos comunes y su clasificación en ácidos o bases.
- ♦ Cálculo de la concentración de iones hidronio (H_3O^+) con base en los valores medidos de pH y realización del gráfico del pH contra la concentración de H_3O^+ .

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	20 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	40 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	30 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

♦ Sistema de recolección de datos	♦ Vinagre blanco (ácido acético al ~5%), 5 mL
♦ Sensor de pH	♦ Jugo de limón, 5 mL
♦ Vaso de precipitado (2) de 50 mL	♦ Refresco, 5 mL
♦ Probeta de 50 mL	♦ Limpia vidrios, 5 mL
♦ Probeta de 10 mL	♦ Agua de la llave, 5 mL
♦ Tubo de ensayo (10) de 15 x 100 mm	♦ Leche, 5 mL
♦ Soporte para tubos de ensayo	♦ Café, 5 mL
♦ Piseta y recipiente para desechos	♦ Bicarbonato de sodio de 0,5 M; 5 mL ¹
♦ Solución amortiguadora de pH 4, 25 mL	♦ Jabón líquido, 5 mL
♦ Solución amortiguadora de pH 10, 25 mL	♦ Blanqueador, 5 mL

¹ Para formular con bicarbonato de sodio en estado sólido, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ♦ Propiedades de los ácidos y las bases
- ♦ Concentración (molaridad)
- ♦ Cálculos con logaritmos

Antecedentes

En la vida, estamos rodeados por ácidos y bases. Los ácidos están presentes en distintas sustancias que incluyen refrescos, aderezos para ensaladas, el cuerpo humano, el agua de lluvia y las pilas. Los ácidos tienen un sabor agrio, provocan que los indicadores cambien de color (el papel litmus se torna rojo), reaccionan con determinados metales para formar hidrógeno gaseoso y con las bases para formar agua y sal.

Las bases están presentes en el jabón, en los productos de limpieza, en el bicarbonato y en la cerveza. Las bases tienen un sabor amargo, son resbaladizas o jabonosas al tacto, provocan que los indicadores cambien de color (el papel litmus se torna azul), reaccionan con el aceite y la grasa, y reaccionan con los ácidos para formar agua y sal.

A nivel molecular, un ácido puede donar un ión hidrógeno (ácido de Brønsted-Lowry). El ión hidrógeno donado puede unirse a cualquier molécula de agua disponible para formar un ión hidronio (H_3O^+). Los ácidos se clasifican conforme a la facilidad que tienen para donar sus iones hidrógeno. Los términos "fuerte" y "débil" no se refieren a la concentración del ácido, sino al grado en el cual el ácido se disocia (se separa en iones hidrógeno y en la base conjugada).

Un ácido fuerte es aquel que se disocia inmediatamente y por completo. En un ácido fuerte, cada unidad de ácido se rompe en un ión hidrógeno y el ión negativo opuesto. Por ejemplo, en el ácido clorhídrico, cada unidad de HCl se divide en H^+ y Cl^- .

En contraste, un ácido débil es aquel que solo se disocia en forma parcial. En un ácido débil, solo una fracción de las unidades de ácido disponibles se rompe en iones hidrógeno y en los iones negativos opuestos. Por ejemplo, en el ácido acético de 100 unidades de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, solo una se divide en H^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, mientras que las 99 restantes permanecen combinadas en $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

Una base es el complemento de un ácido. Una base es una sustancia que acepta un ión hidrógeno (base de Brønsted-Lowry). Cuanto más rápidamente una sustancia química se une a los iones hidrógeno, más fuerte es la base.

La escala de pH brinda una medida numérica de la concentración ácida de una sustancia química en solución. El término pH se refiere a la concentración de H_3O^+ en una solución de la sustancia. La escala de pH se basa en la observación de que el agua tiene una leve tendencia a autoionizarse en iones H^+ e hidróxido (OH^-). Debido a que existe una proporción molar de uno a uno, se forman cantidades iguales de iones H_3O^+ y OH^- . A 25 °C, se forma $1,0 \times 10^{-7}$ M de cada ión.



$$K_{\text{eq}} = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (1,0 \times 10^{-7})(1,0 \times 10^{-7})$$

La constante de equilibrio para esta reacción es $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$, también denominada constante de producto iónico del agua.

La concentración de iones H_3O^+ y OH^- se relaciona de forma inversa. Si aumenta la concentración de iones H_3O^+ , debe disminuir la concentración de iones OH^- y viceversa. La siguiente tabla muestra los dos extremos después de agregar un ácido fuerte o una base fuerte al agua para formar una solución de 1,0 M.

Tabla: Concentraciones de H_3O^+ y OH^- en soluciones de 1 M de un ácido fuerte y una base fuerte

Agregue un ácido fuerte para crear una solución de 1,0 M:	Agregue una base fuerte para crear una solución de 1,0 M:
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ M} = 10^0$ $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1 \times 10^{-14}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = 1 \times 10^{-14}$ $[\text{OH}^-] = 1,0 \text{ M} = 10^0$

Por lo tanto, el rango de concentraciones de iones H_3O^+ será, generalmente, de entre 1 y 1×10^{-14} . Debido al rango extremo de valores, la escala de pH simplifica estos números al tomar el logaritmo negativo de la concentración de iones H_3O^+ para brindar un rango de 0 a 14.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Cuando existen concentraciones iguales de iones H_3O^+ y OH^- , se dice que la solución es neutra y que tiene un valor de pH de 7. Cuando existe más cantidad de iones H_3O^+ que de iones OH^- , se dice que la solución es ácida y que tiene un pH inferior a 7. Cuanto menor es el valor de pH, más ácida es la solución. Cuando existe menos cantidad de iones H_3O^+ que de iones OH^- , se dice que la solución es básica y que tiene un pH superior a 7. Cuanto mayor es el valor del pH, más alcalina (básica) es la solución.

Debate y Actividad Previos al Laboratorio

Analice los ácidos, las bases y el pH junto a sus alumnos mediante las siguientes actividades y preguntas.

El pH y los productos de consumo

1. ¿En dónde ha oído los términos ácido, base o pH? ¿Qué tipo de productos de consumo utiliza estos términos en sus etiquetas?

Ácidos: ácido de las pilas, ácidos en los alimentos, ácido estomacal, acumulación de ácido láctico durante el ejercicio, fármacos, lluvia ácida, suelo ácido, aminoácidos para desarrollar el físico.

Bases: jabones, productos de limpieza, bicarbonato de sodio, antiácidos, cerveza.

pH: los productos de consumo tales como cosméticos, desodorantes y champús a menudo indican "con pH equilibrado" en su etiqueta. Asimismo, el pH se menciona en el mantenimiento de piscinas, peceras y calidad del agua.

2. ¿Cuáles son algunas de las propiedades de los ácidos y bases?

—Los ácidos con sabor agrio o cítrico, viran el papel litmus a rojo, reaccionan con determinados metales para formar hidrógeno y con las bases para formar agua y sal.

Las bases con un sabor amargo, son resbaladizas o jabonosas al tacto, toman el papel litmus a azul, reaccionan con el aceite y la grasa y con los ácidos para formar agua y sal.

3. ¿Qué es el pH y cómo se relaciona con los ácidos y las bases?

La escala de pH mide la acidez de una sustancia. Los ácidos tienen un pH inferior a 7 y las bases tienen un pH superior a 7.

4. A nivel molecular, ¿qué hace que un elemento sea más o menos ácido?

A nivel molecular, la acidez es una medida de la concentración de iones H_3O^+ en una solución. Cuanto mayor es la concentración de iones H_3O^+ , más ácida es la solución.

Conductividad de las soluciones ácidas, básicas y neutras

Utilice un sensor de conductividad o un medidor de conductividad de bombilla para verificar la conductividad de una solución de ácido clorhídrico (HCl) de 0,1 M, una solución de hidróxido de sodio (NaOH) de 0,1 M y agua destilada.

Ayude a los alumnos a comprender que tanto los ácidos como las bases tienen una cantidad significativa de iones, pero que el agua destilada tiene muy pocos. Anote la ecuación química de cada reacción en el pizarrón y ayude a los alumnos a analizar la concentración de cada tipo de ión presente.

Anote la siguiente tabla en el pizarrón y pídale a los alumnos que lo ayuden a completarla.

Tabla: Conductividad de HCl de 0,1 M; del agua destilada y de NaOH de 0,1 M

	HCl de 0,1 M	H ₂ O destilada	NaOH de 0,1 M
Medidor de conductividad	luz brillante	sin luz	luz brillante
Sensor de conductividad ($\mu\text{S}/\text{cm}$)	32 227	15	16 658

5. ¿Qué nos indican estas lecturas de conductividad acerca del ácido clorhídrico, del hidróxido de sodio (base) y del agua destilada?

La conductividad es una medida de la facilidad con la que puede fluir la corriente eléctrica. A fin de que la corriente eléctrica fluya, los iones (partículas cargadas) deben estar presentes en la solución. Los buenos conductores tienen una mayor concentración de iones en la solución. Tanto el ácido clorhídrico como el hidróxido de sodio son buenos conductores. Por lo tanto, sabemos que sus soluciones contienen muchos iones. Los malos conductores no contienen iones o la concentración de iones es extremadamente baja. Por lo tanto, el agua destilada es un mal conductor.

6. ¿Qué iones participan en cada una de las soluciones que probamos? ¿Cuál es la concentración de cada ión presente?

Ácido clorhídrico de 0,1 M: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

El ácido clorhídrico se disocia completamente para formar H_3O^+ de 0,1 M y Cl^- de 0,1 M.

Hidróxido de sodio de 0,1 M: $\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

El hidróxido de sodio se disocia completamente para formar Na^+ de 0,1 M y OH^- de 0,1 M.

Agua destilada: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

La autoionización del agua pura se produce a muy baja escala. A 25 °C, el agua pura contiene iones H_3O^+ de $1,00 \times 10^{-7}$ M y OH^- de $1,00 \times 10^{-7}$ M. El agua pura tiene una cantidad muy pequeña de cada ión ($0,0000001$ M), lo cual explica por qué es tan mal conductor.

La concentración de iones hidronio y la escala de pH

Utilice un sensor de pH para verificar el pH del HCl de 0,1 M; del NaOH de 0,1 M y del agua destilada.

Analice junto a los alumnos de qué forma el pH es una medida de la concentración de iones H_3O^+ (acidez) de una solución y cómo la capacidad de una sustancia de donar iones H^+ afecta la concentración de iones H_3O^+ y el pH. Explique que los ácidos son sustancias que donan iones H^+ y que las bases son sustancias que aceptan iones H^+ . La incorporación o eliminación de iones H^+ afecta el equilibrio de iones H_3O^+ y OH^- que existe en el agua pura. Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son inversamente proporcionales. A medida que aumenta la concentración de iones H_3O^+ , disminuye la concentración de iones OH^- . El producto de la concentración de iones H_3O^+ y OH^- es una constante, y se conoce como la constante de producto iónico del agua.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Cuando las concentraciones de iones H_3O^+ y OH^- son iguales, la solución es neutra (pH = 7). Si la concentración de iones H_3O^+ es superior a la de OH^- , la solución es ácida (pH < 7). Si la concentración de iones H_3O^+ es inferior a la de OH^- , la solución es alcalina o básica (pH > 7).

Agregue las siguientes filas a la tabla que anotó en el pizarrón en la actividad anterior y pídale a los alumnos que lo ayuden a completarla.

Tabla: Conductividad, pH y concentraciones de iones en el HCl de 0,1 M; el agua destilada y el NaOH de 0,1 M

	HCl de 0,1 M	H ₂ O destilada	NaOH de 0,1 M
Medidor de conductividad	luz brillante	sin luz	luz brillante
Sensor de conductividad (μs/cm)	32 227	15	16 658
pH	1	7	13
Concentración de H_3O^+ (M)	1×10^{-1}	1×10^{-7}	1×10^{-13}
Concentración de OH^- (M)	1×10^{-13}	1×10^{-7}	1×10^{-1}
¿Ácida, básica o neutra? (M)	Ácida	Neutra	Básica

7. ¿Cómo se definen los ácidos y las bases en términos de iones H^+ ?

Los ácidos son sustancias que donan iones H^+ y las bases son sustancias que aceptan iones H^+ .

8. ¿Qué sucede con la concentración de H_3O^+ al agregar un ácido al agua? ¿Y al agregar una base al agua?

Los ácidos donan iones H^+ y, por lo tanto, provocan un aumento en la concentración de H_3O^+ .

Las bases aceptan iones H^+ y, por lo tanto, provocan una disminución en la concentración de H_3O^+ .

9. Compare las concentraciones de iones H_3O^+ en los ácidos, las bases y las soluciones neutras con sus valores de pH.

Las soluciones ácidas tienen mayores concentraciones de iones H_3O^+ y, por lo tanto, valores más bajos de pH. Las bases tienen concentraciones bajas de iones H_3O^+ y, por lo tanto, valores altos de pH. Las soluciones neutras tienen una cantidad equivalente de iones H_3O^+ y OH^- y, por lo tanto, un pH de 7.

Escalas logarítmicas y pH

Explique a los alumnos que el pH es una escala logarítmica y que las escalas logarítmicas se utilizan cuando existe un amplio rango de valores implicados. La escala logarítmica simplifica las cifras problemáticas al referirse al exponente al cual debe elevarse una base (en este caso, 10) para lograr la cifra, en oposición a referirse a la cifra en sí misma.

Demuestre la diferencia entre una escala logarítmica y una escala lineal al cambiar los volúmenes del agua según se explica a continuación. Finalice el debate con la definición del pH como el logaritmo negativo de la concentración de iones H_3O^+ .

Demostración de escala lineal: Comience con una probeta vacía de 100 mL. Agregue 10 mL. Registre el volumen y repita el procedimiento 5 veces. Explique que las escalas lineales se basan en la suma y la resta. Cada cambio implica una suma o resta de la misma cantidad.

Demostración de escala logarítmica: Agregue 10 mL de agua a una probeta vacía de 100 mL. Esta vez, multiplique 10 mL por 10. Llene la probeta hasta el borde (100 mL). Multiplique 100 mL por 10, pase el agua a una probeta de 1000 mL y llénela. Continúe el proceso al pedirles a los alumnos que sugieran envases más grandes que puedan utilizar para contener la cantidad creciente de agua. Al hacerlo, destaque el hecho de que el "logaritmo" es la potencia (exponente) a la cual se eleva el número 10 para lograr el volumen de agua.

Pídales a los alumnos que lo ayuden a completar una tabla mientras realiza las demostraciones:

Tabla: Comparación de una escala lineal con una escala logarítmica

Cantidad de cambios	Escala lineal	Escala logarítmica	
	Aumente el volumen de a 10 mL por vez	Aumente el volumen al multiplicarlo por 10	Log
1	10	10 10^1	1
2	$10 + 10 = 20$	$10 \times 10 = 100$ 10^2	2
3	$20 + 10 = 30$	$100 \times 10 = 1\,000$ 10^3	3
4	$30 + 10 = 40$	$1,000 \times 10 = 10\,000$ 10^4	4
5	$40 + 10 = 50$	$10\,000 \times 10 = 100\,000$ 10^5	5

10. ¿Por qué tenemos el concepto de pH si solo se trata de la concentración (molaridad) de iones H_3O^+ ?

La molaridad de iones H_3O^+ oscila entre $1 \times 10^{-1} \text{ M}$ y $1 \times 10^{-14} \text{ M}$. Este es un intervalo enorme de cifras, y las cifras en sí mismas son problemáticas y difíciles de escribir. La escala de pH se implementó para simplificar el análisis de ácidos y bases.

11. ¿En qué difiere una escala logarítmica de una escala lineal típica? ¿Cuándo se prefiere una escala logarítmica a una escala lineal?

Una escala lineal se basa en la suma/resta. Cada paso de la escala es el mismo. Una escala logarítmica se basa en potencias de 10. Cada paso aumenta o disminuye en tamaño. Las escalas logarítmicas resultan útiles cuando existe un amplio intervalo de valores.

12. ¿Qué escala abarca un intervalo más amplio de valores? ¿La lineal o la logarítmica?

La escala logarítmica abarca un intervalo más amplio de valores. En el ejemplo anterior, la escala lineal varió de 10 a 50. La escala logarítmica varió de 10 a 100 000, que es un rango mucho mayor.

13. ¿Qué es el pH? Relacione la concentración de iones H_3O^+ con el pH.

El pH se define mediante la siguiente ecuación: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

La concentración de iones H_3O^+ es generalmente inferior a 1 M. Por lo tanto, los exponentes son negativos. Debido a que es más sencillo trabajar con números positivos, el pH se definió como el $-\log$.

Tabla: Relación entre los iones H_3O^+ y el pH

Concentración de H_3O^+ (M)	Notación exponencial (M)	Log de $[\text{H}_3\text{O}^+]$	$-\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}$
1	10^0	0	0
0,1	10^{-1}	-1	1
0,01	10^{-2}	-2	2
0,0000001	10^{-7}	-7	7
0,00000000000001	10^{-13}	-13	13

14. Una solución con pH 4, ¿tiene más o menos iones H_3O^+ que una solución con pH 7? ¿Cuántas veces más o menos?

Una solución con pH 4 tiene 1000 veces más iones H_3O^+ que una solución con pH 7. Un cambio en el pH resulta en un aumento de 10 veces la cantidad de iones H_3O^+ .

Cálculo de la concentración de iones H_3O^+ con base en el pH

Guíe a los alumnos por un ejemplo del cálculo de la concentración de iones H_3O^+ a partir del pH y luego permítalos practicar antes de comenzar el trabajo de laboratorio.

15. Calcule la concentración de iones H_3O^+ de una solución desconocida que tiene un pH de 10,6.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

El logaritmo es la potencia (o exponente) a la que debe elevarse el número 10 (la base logarítmica) para brindar la cifra original. Por lo tanto, $10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$10^{-10,6} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$2 \times 10^{-11} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

16. Calcule la concentración de iones H_3O^+ de una solución desconocida que tiene un pH de 2,2.

$$10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-2,2} = 6 \times 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

Las siguientes instrucciones le permitirán elaborar 100 mL de solución de bicarbonato de sodio. Esto será suficiente para 20 grupos de laboratorio.

Prepare 100 mL de solución de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) de 0,5 M al agregar 4,2 gramos de bicarbonato en agua destilada suficiente para generar 100 mL de solución.

Consejos para el docente:

- ♦ La calibración del sensor de pH se guarda en el archivo de datos en el que se realizó. Esto requiere que se vuelva a calibrar el sensor de pH cada vez que se abre un nuevo archivo o se utiliza un sistema de recolección de datos distinto.
- ♦ Para ahorrar tiempo y materiales, prepare un conjunto de tubos de ensayo etiquetados para la clase que ya estén 1/3 llenos con cada uno de los diez elementos domésticos. Reutilice los mismos ejemplos para múltiples períodos de clase. Asegúrese de recordarles a los alumnos que no contaminen sus soluciones.

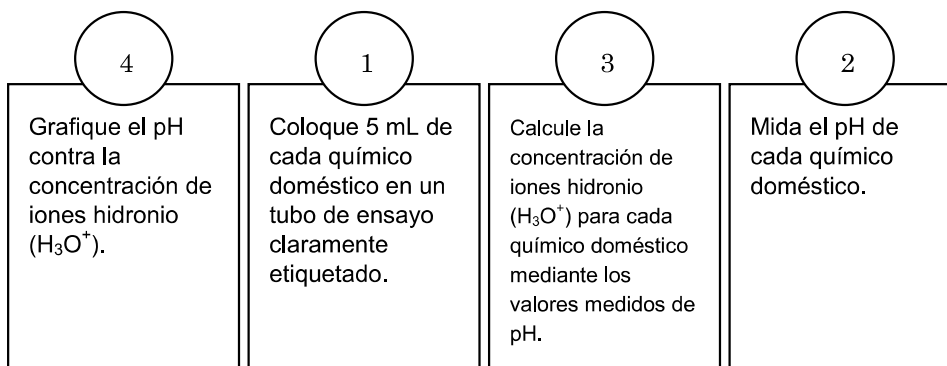
Seguridad

Incorpore estas precauciones importantes de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ Muchos productos químicos domésticos irritan la piel, los ojos y las vías respiratorias. Estos incluyen el limpia vidrios, el vinagre, el jugo de limón y el blanqueador.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.



Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Preparación

1. ☐ Inicie un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
2. ☐ Conecte un sensor de pH a su sistema de recolección de datos.
3. ☐ Coloque 25 mL de solución amortiguadora con pH 4 en un vaso de precipitado de 50 mL y 25 mL de solución amortiguadora de pH 10 en un segundo vaso de precipitado de 50 mL. Utilice estas soluciones para calibrar el sensor de pH.
4. ☐ Con los términos "exactitud" y "precisión", explique por qué es necesario calibrar el sensor de pH.

Un sensor de pH debe calibrarse para asegurar resultados exactos. Un sensor de pH sin calibrar arrojará resultados precisos, pero podrían no ser exactos.

5. ☐ Configure el sistema de recolección de datos para recolectar manualmente los valores del pH para los distintos productos químicos domésticos en una tabla. Defina los productos químicos domésticos como datos de texto ingresados manualmente.
6. ☐ Obtenga 10 tubos de ensayo limpios y secos.
7. ☐ Etiquete cada tubo de ensayo con el nombre de un producto químico doméstico. Los productos químicos domésticos se enumeran en la Tabla 1 del apartado de Análisis de datos a continuación.

El pH de los Productos Químicos Domésticos

8. ☐ Agregue 5 mL de cada producto químico doméstico al tubo de ensayo con la etiqueta que corresponda. Cada tubo de ensayo debe estar lleno en aproximadamente un tercio.

9. ☐ La cantidad de líquido que se utiliza en cada tubo de ensayo, ¿debe ser exacta? Explique.

No. El volumen requerido debe ser suficiente para que el sensor de pH quede completamente sumergido en la solución, pero no tanto como para que se derrame al insertar el sensor de pH. La cantidad de solución que se utiliza no afecta el pH.

Recolecte los Datos

10. ☐ Comience a registrar un nuevo conjunto de datos con muestras manuales.

11. ☐ Coloque el sensor de pH en la primera muestra. Asegúrese de que la punta bulbosa del sensor de pH se encuentre completamente sumergida.

12. ☐ Deje el sensor de pH en la solución hasta que la lectura se estabilice (aproximadamente 1 minuto) y luego registre el punto de datos.

13. ☐ Retire el sensor de la muestra y enjuáguelo completamente con agua limpia.

14. ☐ Repita los pasos anteriores para determinar el pH de todas las muestras.

Nota: Recuerde enjuagar completamente el sensor de pH con agua limpia después de probar cada solución.

15. ☐ ¿Por qué es necesario enjuagar el sensor de pH después de probar cada muestra?

Para evitar contaminar la próxima muestra. Si alguna de las muestras se mezcla, los valores de pH cambiarán.

16. ☐ Una vez que haya registrado todos sus datos, detenga la recolección del conjunto de datos.

17. ☐ Guarde su archivo de datos y limpie conforme a las indicaciones del docente.

Análisis de Datos

1. ☐ Calcule los iones hidronio (H_3O^+) para cada producto químico doméstico mediante el valor medido de pH. Siga los pasos a continuación para hacer esto en su sistema de recolección de datos.

a. Ingrese la siguiente ecuación en la calculadora de su sistema de recolección de datos.
 $\text{concentración} = 10^{-(\text{pH})}$

b. Agregue una columna a la tabla en su sistema de recolección de datos para mostrar la concentración calculada de iones hidronio (H_3O^+).

2. ☐ Copie los datos del pH y de la concentración de iones H_3O^+ de su sistema de recolección de datos en las columnas correspondientes de la Tabla 1 a continuación.

Tabla 1: Productos químicos domésticos, su pH y sus concentraciones de H_3O^+

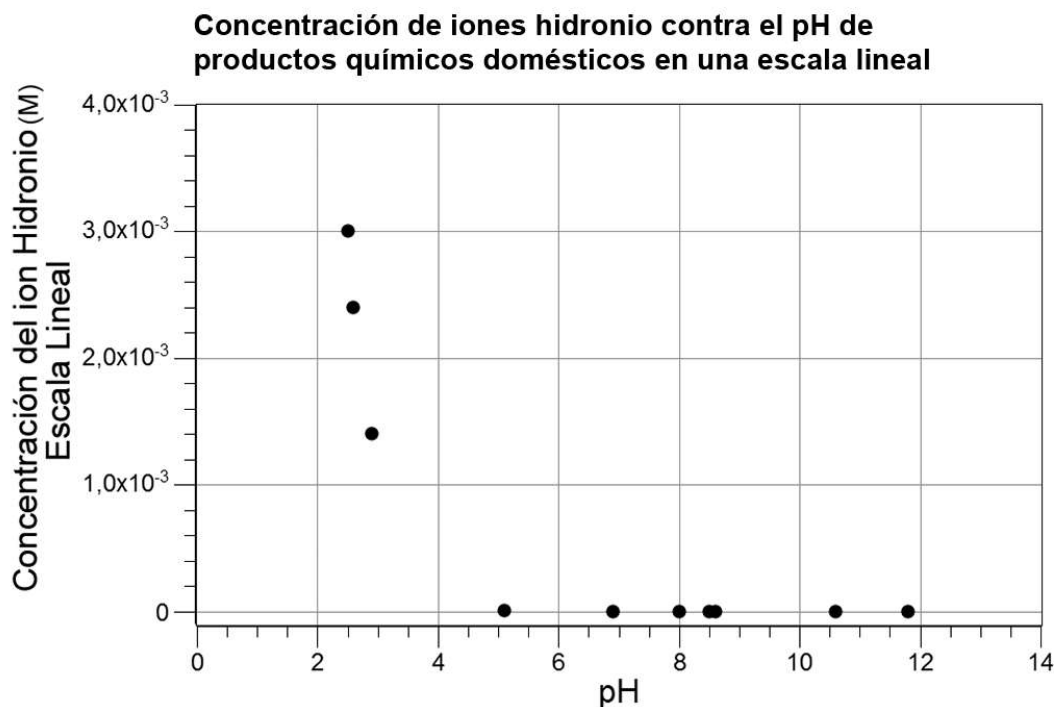
	Producto químico doméstico	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (M)
1	Vinagre	2,6	3×10^{-3}
2	Jugo de limón	2,5	3×10^{-3}
3	Refresco	2,9	1×10^{-3}
4	Limpia vidrios	8,6	3×10^{-9}
5	Agua de la llave	8,0	1×10^{-8}
6	Leche	6,9	1×10^{-7}
7	Café	5,1	8×10^{-6}
8	Bicarbonato de sodio	8,5	3×10^{-9}
9	Jabón líquido	10,6	2×10^{-11}
10	Blanqueador	11,8	1×10^{-12}

Consejo para el docente: Observe que la concentración $[\text{H}_3\text{O}^+]$ tiene solo una cifra significativa debido a las normas de cifras significativas con logaritmos. La cantidad de lugares decimales en la lectura del pH indica la cantidad de cifras significativas que tiene la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en su coeficiente.

3. ☐ Refleje la concentración de H_3O^+ contra el pH en un gráfico.

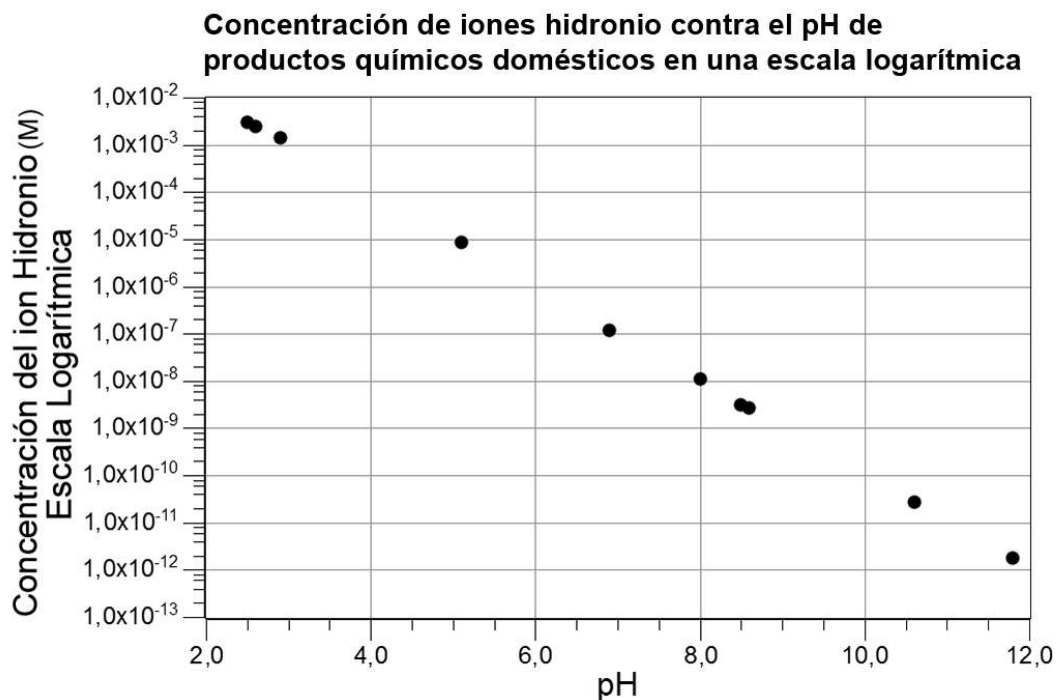
Nota: Para graficar un diagrama de dispersión de los puntos de datos, oculte la función de líneas conectoras entre los puntos de datos. Si es necesario, ajuste la escala del gráfico para mostrar todos los puntos de datos.

4. ☐ Dibuje o imprima una copia del gráfico de la Concentración de H_3O^+ (M) contra el pH. Asigne una etiqueta al gráfico en general, al eje X, al eje Y e incluya unidades en los ejes.



5. ☐ Dibuje un diagrama de dispersión de la concentración de iones H_3O^+ contra el pH en una escala logarítmica.

Nota del docente: Este gráfico deberá dibujarse a mano, debido a que el sistema de recolección de datos no puede crear una escala logarítmica en sus ejes.



Preguntas de Análisis

1. ¿Qué es el pH y por qué se utiliza la escala de pH?

El pH es una medida de la concentración de iones H_3O^+ y se define matemáticamente como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. La escala de pH se utiliza debido a que los números 0 a 14 son más sencillos de utilizar que los números del 1 a 1×10^{-14} .

2. Explique la relación entre el pH y la concentración de iones H_3O^+ .

Existe una relación inversa entre el pH y la concentración de iones H_3O^+ . A medida que aumenta el pH, disminuye la concentración de iones H_3O^+ .

3. Defina el término "ácido" y explique por qué existen ácidos fuertes y débiles.

Un ácido es una sustancia que dona iones H^+ . La potencia de un ácido depende de su grado de disociación. Los ácidos fuertes se disocian completamente y producen una mayor cantidad de iones H_3O^+ , mientras que los ácidos débiles solo se disocian en forma parcial y producen una cantidad menor de iones H_3O^+ .

4. Identifique cuáles de los productos químicos domésticos que está probando son ácidos y enumérellos en orden de menor a mayor pH.

Jugo de limón, vinagre, refresco, café, leche.

5. Defina el término base y explique por qué existen bases de diferente fuerza.

Una base es una sustancia que acepta iones H^+ . La fuerza de una base depende del grado en el cual atrae iones H^+ . Las bases fuertes se unen inmediatamente con todos los iones H^+ posibles y, por lo tanto, eliminan los iones H_3O^+ de la solución. Por otro lado, las bases débiles no atraen iones H^+ de forma tan potente y, por lo tanto, permiten que una parte de ellos permanezca en la solución.

6. Identifique cuáles de los productos químicos domésticos que está probando son bases y enumérellos en orden de mayor a menor pH.

Blanqueador, jabón líquido, limpia vidrios, solución de bicarbonato de sodio, agua de la llave.

Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. Una solución de ácido nítrico tiene pH 1 y una solución de ácido clorhídrico tiene pH 3. ¿Qué solución ácida es más concentrada y por cuánto?

La solución de ácido nítrico es 100 veces más concentrada que la solución de ácido clorhídrico.

2. ¿Qué es el pOH y cómo se relaciona con el pH?

El pOH es una medida de la concentración de iones hidróxido. La expresión matemática es $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$. Existe una relación inversa entre el pH y el pOH. A medida que aumenta el valor del pH de una sustancia, disminuye el valor del pOH.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$-\log[\text{H}^+] + -\log[\text{OH}^-] = -\log K_w = -\log 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

3. Si se agrega un ácido a una solución básica, ¿qué espera que suceda con el pH de la solución básica? ¿Por qué?

El pH de la solución básica debe disminuir debido a que los iones hidrógeno agregados aumentan la concentración de iones H_3O^+ en la solución y, por lo tanto, disminuyen el pH.

Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. ¿Por qué una solución de ácido clorhídrico de 0,1 M es un ácido más fuerte que una solución de ácido acético de 0,1 M?

- A.** Porque una mayor cantidad de iones H^+ se disocia en la solución.
- B.** Porque una menor cantidad de iones H^+ se disocia en la solución.
- C.** Porque existe igual cantidad de iones H^+ en las dos soluciones.
- D.** Porque existe igual cantidad de iones OH^- en las dos soluciones.

2. ¿En qué difiere una solución acuosa de una base de una solución acuosa de un ácido?

- A.** Una solución básica conduce electricidad y una solución ácida no.
- B.** Una solución básica provocará que un indicador cambie de color y un ácido no.
- C.** Una solución básica tiene una mayor concentración de H_3O^+ que de OH^- .
- D.** Una solución básica tiene una menor concentración de H_3O^+ que de OH^- .

3. El agua pura tiene pH 7 y la pasta de dientes tiene pH 10. ¿El agua contiene cuántas veces la cantidad de iones H_3O^+ de la pasta de dientes?

- A.** 1/100
- B.** 3
- C.** 10
- D.** 1000

4. Una solución desconocida tiene una concentración H_3O^+ de $6,0 \times 10^{-10}$ M. Esta solución es:

- A.** Ácida
- B.** Básica
- C.** Neutra
- D.** Concentrada

5. Una solución desconocida tiene un pH de 4,0. Esta solución es:

- A. Ácida
- B. Básica
- C. Neutra
- D. Concentrada

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. Los **ácidos** están presentes en distintas sustancias tales como los refrescos, el aderezo para ensaladas y el agua de lluvia. Los ácidos tienen un sabor **agrio**, provocan que los indicadores cambien de color y reaccionan con determinados **metales** para formar hidrógeno en gas. A nivel molecular, un ácido es una sustancia que **dona** iones hidrógeno (H^+) que formarán una concentración mayor de iones hidronio (H_3O^+) cuando el ácido se disuelva en agua. Los ácidos **fuertes** se disocian por completo en el agua, mientras que los ácidos **débiles** solo se disocian en forma parcial. Los ácidos tienen valores de pH **inferiores a 7**. Cuanto menor es el pH, **más** ácida es la solución.

2. Quizá no esté familiarizado con las bases, pero son tan numerosas como los ácidos. Las **bases** están presentes en los productos de higiene personal, en los productos de limpieza y en los alimentos. Las bases tienen un sabor **amargo**, se sienten jabonosas al tacto y reaccionan con el aceite y la grasa. A nivel molecular, una base es una sustancia que **acepta** o se une con un ión hidrógeno (H^+). Al unirse con el ión H^+ , una base provoca que la concentración del ión hidronio (H_3O^+) **disminuya**. Las bases **fuertes** tienen una potente fuerza de atracción y se unen inmediatamente con los iones H^+ , lo cual disminuye la concentración de iones H_3O^+ en la solución. Las bases tienen valores de **pH** superiores a 7. Cuanto **mayor** es el pH, más básica es la solución.

Otras Sugerencias de Investigación

Pídales a los alumnos que lleven etiquetas de distintos productos químicos domésticos y que utilicen la lista de ingredientes para pronosticar el pH de la sustancia. Si es posible, pídales a los alumnos que pongan a prueba sus predicciones después de realizar sus hipótesis.

Investigue la conductividad de los ácidos y bases fuertes y débiles.

Determine el efecto de la concentración sobre el pH con diferentes concentraciones de productos químicos domésticos.

Determine el efecto de la cantidad de una sustancia sobre su pH.

Determine el efecto de mezclar ácidos y bases sobre el pH de la solución nueva.

Compare las mediciones del pH que se realizaron con un sensor de pH contra las que se realizaron con un papel tornasol u otros indicadores.

Valoración Ácido–Base

Objetivos

Utilizar una valoración para determinar la concentración de una solución de ácido clorhídrico y la concentración de una solución de ácido acético. Mediante esta investigación, los alumnos:

- ♦ determinan la diferencia entre la fuerza y la concentración de los ácidos y las bases;
- ♦ llevan a cabo reacciones de neutralización;
- ♦ describen y explican la forma de una curva de valoración.

Descripción General del Procedimiento

Los alumnos realizarán los siguientes procedimientos:

- ♦ Valoración de un ácido fuerte–base fuerte
- ♦ Valoración de un ácido débil–base fuerte
- ♦ Cálculo de la concentración de una solución desconocida de ácido clorhídrico y una solución desconocida de ácido acético mediante los datos recolectados y cálculos estequiométricos

Requisitos de Tiempo

♦ Tiempo de preparación	20 minutos
♦ Debate y actividad previos al laboratorio	45 minutos
♦ Actividad en el laboratorio	60 minutos

Materiales y Equipos

Para cada alumno o grupo:

- ◆ Sistema de recolección de datos
- ◆ Cuentagotas
- ◆ Sensor de pH
- ◆ Agitador magnético
- ◆ Microimán de agitación
- ◆ Vasos de precipitado (2) de 250 mL
- ◆ Vasos de precipitado (2) de 50 mL
- ◆ Probeta de 100 mL
- ◆ Pipeta volumétrica o probeta de 10 mL
- ◆ Bureta de 50 mL
- ◆ Soporte universal de laboratorio
- ◆ Pinza de ángulo recto
- ◆ Pinza de bureta
- ◆ Embudo
- ◆ Pipeta de transferencia
- ◆ Recipiente para desechos
- ◆ Pisseta con agua destilada (desionizada)
- ◆ Solución amortiguadora de pH 4, 25 mL
- ◆ Solución amortiguadora de pH 10, 25 mL
- ◆ Agua destilada (desionizada), 200 mL
- ◆ Solución de ácido clorhídrico (HCl), 10mL¹
- ◆ Solución de ácido acético (HC₂H₃O₂), 10 mL²
- ◆ Solución de hidróxido de sodio (NaOH) estandarizada, 120 mL³

¹ La solución de ácido clorhídrico (HCl) debe ser de aproximadamente 0,1 M. Para formular esta solución con HCl concentrado (12 M) o diluido (6 M), consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

² La solución de ácido acético (HC₂H₃O₂) debe ser de aproximadamente 0,1 M. Para formular esta solución con ácido acético concentrado (glacial; 17,4 M) o ácido acético de 6 M, consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio.

³ La solución estandarizada de hidróxido de sodio (NaOH) debe ser de aproximadamente 0,1 M. Consulte el apartado sobre Preparación del laboratorio para saber cómo crear y estandarizar la solución.

Conceptos que los Alumnos ya Deben Conocer

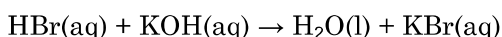
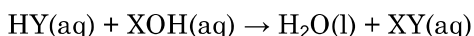
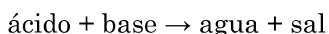
Los alumnos deben estar familiarizados con los siguientes conceptos:

- ◆ Ecuaciones químicas equilibradas
- ◆ Concentración (molaridad)
- ◆ Proporciones molares y cálculos estequiométricos
- ◆ Propiedades de los ácidos y las bases
- ◆ pH

Antecedentes

La valoración es un método cuantitativo que se utiliza frecuentemente en el laboratorio para determinar la concentración de un reactivo. Se emplea un reactivo de concentración conocida, llamado el valorante, para que reaccione con un volumen medido del otro reactivo, llamado el analito. Debido a que las mediciones de volumen del analito y el valorante son factores clave en este tipo de análisis, también se lo conoce como análisis volumétrico.

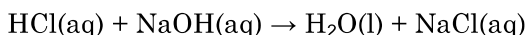
Al agregar una solución básica a una solución ácida de concentración desconocida, los iones hidróxido de la solución básica reaccionan con los iones hidrógeno de la solución ácida para formar agua neutra y una sal. El tipo de sal que se forma depende del ácido y de la base que se utilicen. Este tipo de reacción se llama reacción de neutralización.



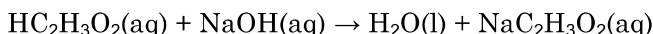
Debido a que el pH es una medida de la concentración de iones hidronio (H_3O^+), el pH cambiará a medida que se agreguen más iones hidróxido (OH^-). El punto en el cual la cantidad de moles de iones hidróxido que se agregan es igual a la cantidad de moles de iones H_3O^+ presentes se denomina punto de equivalencia. El punto de equivalencia puede determinarse sobre la base del punto de mayor pendiente en una curva de valoración.

En este trabajo de laboratorio, los alumnos realizarán dos valoraciones. Una valoración incluye un ácido fuerte y la otra un ácido débil. Es importante asegurarse de que los alumnos comprendan que existe una diferencia entre la fuerza de un ácido y la concentración de un ácido. La concentración de un ácido es simplemente la cantidad de moles de ácido por litro de solución. Sin embargo, la fuerza de un ácido se refiere a la cantidad de disociación que se produce cuando el ácido se coloca en agua. Dos ácidos pueden tener la misma concentración, por ejemplo 1 M, pero el ácido fuerte tendrá un pH menor debido a que una mayor cantidad de sus moléculas se disocian en iones en presencia de agua.

Los alumnos comienzan con la valoración de un ácido fuerte (ácido clorhídrico) con una base fuerte (hidróxido de sodio) para formar agua y cloruro de sodio (sal común de mesa).



Como segundo paso, los alumnos valoran un ácido débil (ácido acético) con una base fuerte (hidróxido de sodio) para formar agua y acetato de sodio (una sal).



Las curvas de valoración obtenidas (pH en comparación con el volumen de NaOH) muestran distintos valores iniciales de pH entre el ácido fuerte y el débil, además de distintos valores de pH en sus puntos de equivalencia. Los alumnos utilizan el volumen de la solución de NaOH en el punto de equivalencia para determinar la cantidad de moles de NaOH necesarios para neutralizar el ácido. Mediante la proporción de moles entre el NaOH y el ácido (en ambas reacciones es de 1:1), los alumnos luego determinan la cantidad de moles de ácido. Al dividir los moles de ácido por el volumen inicial de ácido, los alumnos pueden calcular la concentración original del ácido.

Debate y Actividad Previos al Laboratorio

La pecera y una concentración desconocida de HCl

Sostenga un matraz parcialmente lleno con una concentración desconocida de ácido clorhídrico (HCl). El matraz debe estar etiquetado con el nombre HCl. Explíqueles a los alumnos que el docente de biología vertió accidentalmente la mitad del contenido del matraz en la pecera de la clase y quiere saber si los peces que están en ella podrán sobrevivir. Con este caso en mente, analicen los ácidos, las bases, el pH y la concentración. En última instancia, el destino de los peces dependerá de la concentración de HCl que se agregue y del grado hasta el cual el ácido disminuya el pH en la pecera. Pídale a los alumnos que sugieran formas de garantizar la seguridad de los peces.

1. ¿Los peces sobrevivirán incluso al haber agregado ácido clorhídrico a la pecera?

Los peces podrían sobrevivir o no; depende del pH general que haya dentro de la pecera. El pH en la pecera dependerá de la concentración de HCl que se haya agregado. El debate con los alumnos pueden incluir a la lluvia ácida y si los peces pueden sobrevivir en condiciones acuáticas ácidas. Los alumnos deben llegar a la conclusión de que los peces pueden vivir en condiciones levemente ácidas, pero morirán si el contenido ácido supera un determinado límite.

2. ¿Qué sabe sobre los ácidos? ¿El HCl es un ácido fuerte o débil? ¿Esto tiene importancia?

Los ácidos son sustancias que donan iones H^+ , lo cual provoca que la concentración de iones H_3O^+ aumente al disolverse en agua. El HCl es un ácido fuerte. Esto es importante porque los ácidos fuertes se disocian por completo, lo cual produce una mayor cantidad de iones H_3O^+ y, por lo tanto, disminuye el pH.

3. ¿Qué es el pH y cómo se relaciona con los ácidos y los peces?

El pH es una medida de la concentración de iones H_3O^+ . Los valores bajos de pH implican que existe una gran concentración de iones H_3O^+ . Los peces, al igual que la mayoría de los seres vivos, solo pueden sobrevivir con determinados valores de pH. La mayoría de los peces puede sobrevivir cuando el pH del agua oscila entre 6 y 8. Los peces tienden a morir en presencia de valores extremos (un pH superior a 10 o menor que 4).

4. ¿Hay algo que podamos hacer para contrarrestar el efecto del ácido y salvar a los peces? ¿Por qué funcionaría su sugerencia?

Una opción sería agregar una base. Las bases son sustancias que aceptan iones H^+ . Estas sustancias reducen la cantidad de iones H_3O^+ en una solución y aumentan el pH. Agregar una base neutralizaría el ácido y mantendría el pH dentro de valores viables para la supervivencia de los peces. La cantidad de base que se agrega es importante. Si se agrega demasiada base, el pH podría aumentar a un nivel que sería tan perjudicial para los peces como un pH que se reduzca excesivamente al agregar un ácido.

Si bien agregar una base neutralizaría el ácido, toda reacción de neutralización siempre produce sal. Tanto los peces de agua dulce como los de agua salada tienen limitaciones en cuanto a la cantidad de sal que pueden soportar. Otra opción es diluir el ácido al incorporar agua dulce a la pecera. Agregar agua disminuiría la concentración del ácido (misma cantidad de moles en un volumen mayor de agua) a un nivel en el que los peces pueden sobrevivir, pero nunca lo neutralizaría por completo.

5. ¿Cómo podríamos determinar la concentración de iones H_3O^+ en esta (muestre el matraz) solución de HCl? ¿Cómo ayudaría conocer la concentración?

La concentración de iones podría determinarse a partir del pH de la solución o al realizar una valoración (en este trabajo se presenta la técnica cuantitativa de laboratorio). Conocer la concentración de ácido nos permitiría determinar si debemos agregar una base para neutralizar la solución y, en ese caso, qué cantidad debemos agregar.

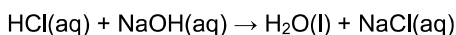
Reacción de neutralización

Haga participar a los alumnos en un debate sobre las medidas de seguridad que se deben aplicar al manipular y mezclar ácidos y bases fuertes. Explique que las propiedades de los ácidos y las bases se anulan, o neutralizan, al mezclar las dos sustancias. Finalice el debate al pedirles a los alumnos que expliquen una reacción de neutralización a nivel molecular. Luego, pídale que propongan ideas para métodos que permitan saber si existe una misma cantidad de iones H_3O^+ y OH^- , si bien no podemos observarlos.

6. ¿Qué sucede cuando un ácido HCl concentrado entra en contacto con la piel de una persona? ¿Y cuando el hidróxido de sodio (NaOH) concentrado entra en contacto con la piel?

Ambos ácidos y bases concentrados son corrosivos, por lo cual provocan quemaduras graves en la piel y daños en la ropa.

7. ¿Qué sucedería al mezclar HCl y NaOH concentrados? ¿Qué productos se formarían? ¿Sería seguro tocarlos?



Mezclar soluciones concentradas produciría una gran cantidad de calor, posiblemente suficiente como para hervir la solución. Hacer reaccionar al HCl con el NaOH produce agua y cloruro de sodio (sal común de mesa). La sal de mesa y el agua son dos compuestos seguros que se consumen en forma diaria y pueden tocarse sin problemas.

8. ¿Qué es una reacción de neutralización?

Una reacción de neutralización se produce cuando un ácido y una base reaccionan para formar agua y sal.

9. Describa una solución neutra a nivel molecular.

Una solución neutra tiene cantidades iguales de iones H_3O^+ y OH^- .

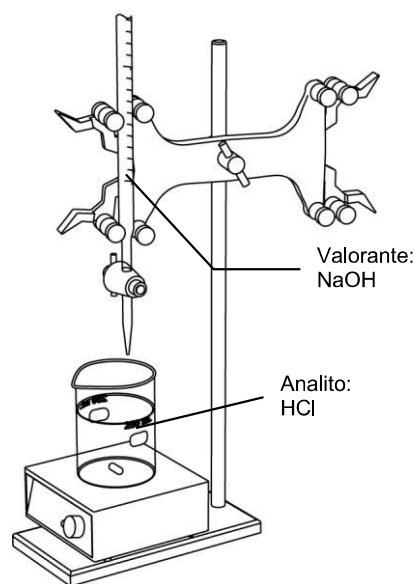
10. Al agregar NaOH al HCl, ¿cómo sabremos cuando se haya neutralizado la solución?

Debido a que no podemos ver los iones H_3O^+ y OH^- individuales, debemos agregar una sustancia de color (indicador) o utilizar algún recurso tecnológico (sensor de pH) que nos ayude a determinar cuándo las concentraciones son equivalentes.

Demostración de la valoración mediante fenolftaleína

Para realizar esta demostración con fenolftaleína, además de la demostración adicional con el sensor de pH, prepare algunas soluciones con anticipación. Asegúrese de adoptar las precauciones que figuran en el siguiente apartado sobre Preparación del laboratorio.

Prepare una solución de hidróxido de sodio con una concentración aproximada de 1 M: Disuelva 4,0 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua destilada.

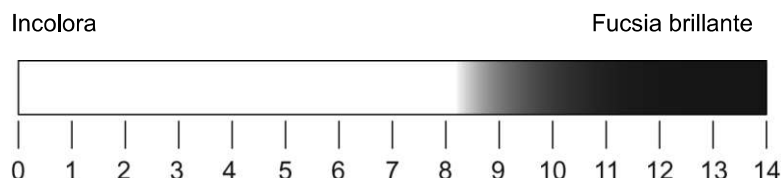


Equipo tradicional de valoración.

Prepare una solución de ácido clorhídrico con una concentración aproximada de 0,5 M: Diluya 4 mL de 12 M u 8 mL de 6 M de HCl para lograr un volumen final de 100 mL.

Obtenga una solución de fenolftaleína al 1% en etanol al 95% de un proveedor.

Demuestre una valoración tradicional ácido–base: Vierta 50,0 mL de la solución de HCl con una concentración oculta en un vaso de precipitado. Agregue un imán de agitación y 2 o 3 gotas del indicador fenolftaleína. Llene la bureta con la solución estandarizada de NaOH con la concentración conocida. Registre la concentración de la solución estándar de NaOH y el volumen inicial. Abra la llave de paso y permita que el líquido comience a gotear en el analito ácido. Explíqueles a los alumnos que la fenolftaleína es incolora en condiciones ácidas y se vuelve fucsia brillante en condiciones básicas. Este cambio de color ocurre en un pH cercano a 8.



Color del indicador fenolftaleína en soluciones con los correspondientes valores de pH.

11. ¿Qué es una valoración y por qué se utiliza?

Una valoración es un método cuantitativo que se utiliza frecuentemente en el laboratorio para determinar la concentración de un reactivo. Se emplea un reactivo de concentración conocida, llamado el valorante, para que reaccione con un volumen medido del otro reactivo, llamado el analito. Los volúmenes del valorante y del analito se registran cuidadosamente y se utilizan junto con la concentración del valorante para determinar la concentración desconocida del analito.

12. ¿Cuál es el punto de equivalencia en una valoración? ¿Cuál es su importancia?

El punto de equivalencia de una valoración es el punto en el cual se ha agregado suficiente solución estándar como para que las concentraciones de iones H_3O^+ y OH^- sean iguales. El volumen de la solución estándar, la concentración de la solución estándar, la proporción de moles de la ecuación química equilibrada y el volumen del analito pueden utilizarse para calcular la concentración del analito.

13. Calcule la concentración de nuestra solución ácida desconocida.

Ejemplo de datos de una valoración

Concentración de la solución estándar de NaOH (M)	1,00
Volumen inicial de la solución de HCl (mL)	50,00
Volumen inicial de NaOH en la bureta (mL)	1,20
Volumen final de NaOH en la bureta (mL)	22,70

Ejemplos de cálculos para determinar la concentración

Volumen total de NaOH utilizado (M)	Volumen final de NaOH – Volumen inicial de NaOH = Volumen total de NaOH 22,70 mL – 1,20 mL = 21,50 mL
Moles de NaOH en el punto de equivalencia (mol)	$(0,02150 \text{ L NaOH}) \left(\frac{1,00 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \right) = 0,02150 \text{ mol NaOH}$
Ecuación química equilibrada	$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
Moles de ácido en la solución (mol)	$(0,02150 \text{ mol NaOH}) \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 0,02150 \text{ mol HCl}$
Concentración de la solución ácida (mol/l)	$\frac{0,02150 \text{ mol HCl}}{0,05000 \text{ L HCl}} = 0,4300 \text{ M HCl}$

14. ¿Qué es un indicador y por qué se utiliza?

Un indicador es una sustancia química que sufre un cambio de color distintivo con diferentes valores de pH. Los indicadores se utilizan para ayudar a los químicos a "ver" los cambios que se producen a nivel molecular. En las valoraciones, los indicadores se utilizan para identificar el punto de equivalencia (punto de valoración) de la valoración.

Nota: En una valoración colorimétrica tradicional, algunas veces se utiliza el término punto de valoración en lugar de punto de equivalencia. Los dos términos son similares, pero no quieren decir lo mismo. El punto de valoración es el punto en el que la solución cambia de color e indica el fin de la valoración.

15. ¿Cuáles son algunas de las limitaciones de utilizar indicadores en las valoraciones?

Es difícil saber exactamente cuándo se ha logrado el color rosa. Es fácil agregar demasiada solución estándar y pasarse del punto de valoración. Cuando sucede esto, debe repetirse toda la valoración debido a que se ha errado el punto de valoración y el volumen agregado de la solución estándar es incorrecto. Los indicadores no pueden utilizarse con sustancias de color ni con reacciones que se produzcan en forma paulatina.

Demostración de la valoración con un sensor de pH

Muchas de las limitaciones de una valoración con un indicador pueden eliminarse al utilizar un cuentagotas y un sensor de pH. (Consulte la imagen de la preparación en el apartado de Procedimiento). Repita la valoración con un cuentagotas y un sensor de pH en lugar de fenolftaleína. Presente los datos recolectados para que todos los alumnos puedan verlos. Una vez que la curva de valoración esté completa, ayude a los alumnos a determinar el punto de equivalencia y analizar la forma de la curva de valoración.

16. ¿Qué es un cuentagotas y por qué se utiliza en una valoración? ¿Cómo supera algunas de las limitaciones de las valoraciones basadas en indicadores?

Un cuentagotas es exactamente lo que su nombre indica; cuenta la cantidad de gotas que pasan a través de él. El volumen de cada gota puede determinarse al dividir el volumen del valorante utilizado por la cantidad total de gotas que se utilizaron para llegar a ese volumen. Luego, puede emplearse un cálculo para convertir la cantidad de gotas en el punto de equivalencia de una curva de valoración al volumen de valorante utilizado.

Este procedimiento elimina la necesidad de frenar la valoración exactamente en el punto de equivalencia, lo cual puede ser complejo al utilizar un indicador. El procedimiento también puede llevarse a cabo para valoraciones que no pueden emplear indicadores.

17. ¿Dónde se encuentra el punto de equivalencia en una curva de valoración?

El punto de equivalencia es donde la pendiente de la curva de valoración es más pronunciada. Para las valoraciones ácido fuerte–base fuerte, esto tiene lugar en un pH igual a 7. Recuerde: un pH de 7 indica que las concentraciones H_3O^+ y OH^- son iguales.

18. ¿Qué representa la pendiente de la curva de valoración?

La pendiente de la curva de valoración representa el cambio de pH por cada gota de NaOH (solución estándar).

19. Describa cómo cambia la pendiente de la curva de valoración a medida que aumenta la cantidad de gotas (volumen).

Al principio, la pendiente de la curva de valoración es muy gradual. Se produce un cambio muy pequeño en el pH con cada gota de NaOH que se agrega. En forma bastante repentina, la pendiente aumenta drásticamente, lo cual indica que existe un gran cambio en el pH con cada gota de NaOH que se agrega. Luego, la pendiente vuelve a decrecer y no se produce casi ningún cambio en el pH con cada gota de NaOH que se agrega.

20. Explique por qué existen cambios tan drásticos en la pendiente de una curva de valoración.

Los cambios drásticos en la pendiente se deben a la naturaleza logarítmica de la escala de pH. Una escala logarítmica abarca un amplio rango de valores (en este caso un amplio rango de concentraciones de iones H_3O^+). Con valores bajos de pH, hay una gran cantidad de iones H_3O^+ ; entonces, una gota cargada con una cantidad fija de iones OH^- produce un efecto muy leve sobre la cantidad total de iones H_3O^+ . Con valores más altos de pH, hay menos iones H_3O^+ . Al agregar una gota del mismo tamaño cargada con la misma cantidad fija de iones OH^- , se produce una diferencia mucho mayor en el pH.

Analogía de los minutos de telefonía celular

Utilice la siguiente analogía para ayudar a sus alumnos a comprender los cambios drásticos que se producen en la pendiente de una curva de valoración:

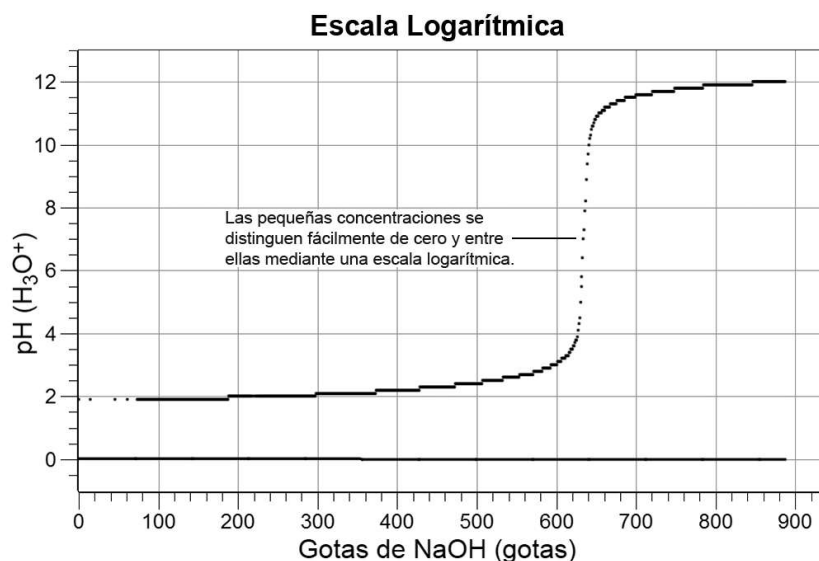
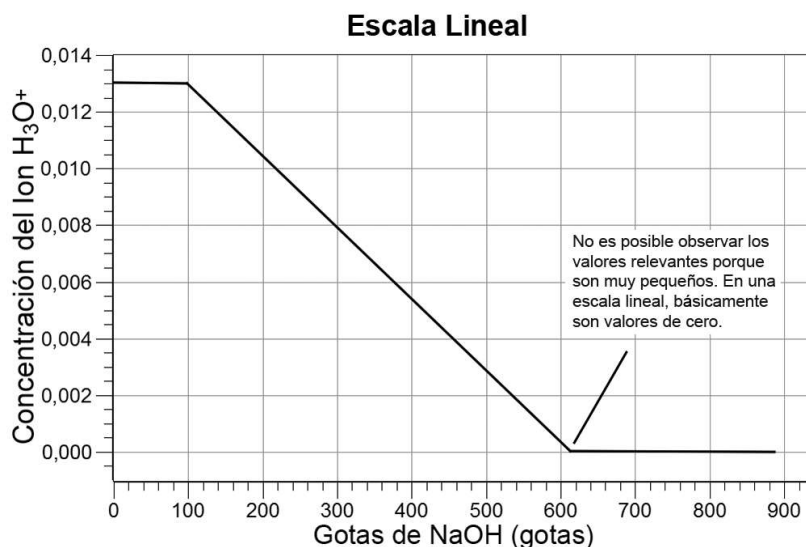
Piensen en la forma en que muchas empresas de telefonía celular les cobran a sus clientes.

Generalmente, el cliente elige un programa que incluye una cantidad determinada de minutos por mes a una tarifa plana. Si el cliente habla más minutos de los que le permite su plan, se le cobra cada minuto

adicional que habla. Por ejemplo, ustedes deciden comprar un plan de telefonía celular que les permite utilizar 1000 minutos por mes. A los fines de esta analogía, supongan que cada llamada que ustedes realizan dura 15 minutos. A principios del mes, realizar una llamada de 15 minutos no producirá casi ningún cambio en la cantidad de minutos que les quedan porque tienen una gran cantidad de minutos ($15 \div 1000 \times 100 = 1,5\%$). Sin embargo, hacia fin de mes, una llamada produce un impacto mucho mayor. Si ustedes tienen 25 minutos restantes en su plan y realizan una llamada de 15 minutos, eso repentinamente reduce sus minutos en más de la mitad ($15 \div 25 \times 100 = 60\%$).

En una valoración sucede lo mismo. Cada gota de solución de NaOH que se agrega agota (neutraliza) la misma cantidad de H_3O^+ , al igual que una llamada agota la misma cantidad de minutos. El efecto general de una gota de NaOH depende del "banco" de iones H_3O^+ al que se agregue.

Utilice los siguientes gráficos para ilustrar la necesidad de utilizar la escala logarítmica de pH. El primer gráfico es una representación lineal de la comparación de la concentración de iones H_3O^+ frente a las gotas de NaOH; el segundo gráfico es una escala logarítmica (comparación del pH frente a las gotas de NaOH).



21. Explique qué le sucede a la concentración de iones H_3O^+ al agregar gotas de NaOH.

La concentración de iones H_3O^+ disminuye a medida que se agregan gotas de NaOH.

22. ¿Por qué la concentración de iones H_3O^+ parece nivelarse a medida que se agregan más y más gotas de NaOH? ¿Por qué esto es confuso?

La concentración de iones H_3O^+ es tan pequeña que parece ser igual a cero en esta escala. Esto es confuso debido a que, a medida que se agregan las gotas, la concentración de iones H_3O^+ no es realmente cero y sigue disminuyendo.

23. Explique cómo una escala logarítmica hace que sea mucho más sencillo distinguir lo que sucede en concentraciones muy pequeñas de iones H_3O^+ .

La escala logarítmica permite un rango de valores más amplio, lo cual facilita la comparación de números muy pequeños, como por ejemplo cuando la cantidad de iones H_3O^+ e iones OH^- se vuelve la misma.

Preparación del Laboratorio

Estos son los materiales y los equipos que deben prepararse antes de trabajar en el laboratorio.

Cumpla con estos procedimientos de seguridad al comenzar sus preparativos:

- ♦ Utilice protección ocular, una bata de laboratorio y guantes protectores al manipular ácidos. Se recomiendan anteojos a prueba de salpicaduras. Los guantes pueden ser de látex o nitrilo.
- ♦ Si las soluciones ácidas entran en contacto con la piel o los ojos, enjuáguelos inmediatamente con abundante agua corriente durante al menos 15 minutos.
- ♦ Diluir ácidos genera calor. Tenga extremo cuidado al manipular soluciones recién preparadas y objetos de vidrio, ya que podrían estar muy calientes.
- ♦ Siempre agregue ácidos al agua, no al revés, ya que las soluciones pueden hervir con fuerza.
- ♦ Manipule los ácidos concentrados en una campana extractora; los gases son cáusticos y tóxicos.

Prepare las siguientes soluciones:

- 1.** Prepare 1000 mL de ácido clorhídrico de 0,1 M a partir de HCl concentrado (12 M) o diluido (6 M). Esto será suficiente para 100 grupos de laboratorio.

A partir de HCl concentrado (12 M):

- a.** Coloque un imán de agitación en un vaso de precipitado de 1000 mL y agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada.
- b.** Agregue lentamente 8,3 mL de HCl de 12 M al vaso de precipitado mientras lo agita continuamente.
- c.** Deje enfriar la solución. Luego, vierta cuidadosamente la solución en un matraz volumétrico de 1000 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
- d.** Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

A partir de HCl diluido (6 M):

- a. Agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 1000 mL.
 - b. Agregue 16,7 mL de HCl de 6 M al agua y diluya hasta la marca con agua destilada.
 - c. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
- 2.** Prepare 1000 mL de ácido acético de 0,1 M a partir de ácido acético concentrado (glacial; 17,4 M) o diluido (6 M). Esto será suficiente para 100 grupos de laboratorio.

A partir de ácido acético concentrado (glacial; 17,4 M):

- a. Coloque un imán de agitación en un vaso de precipitado de 1000 mL y agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada.
- b. Agregue lentamente 5,7 mL de ácido acético de 17,4 M al vaso de precipitado mientras lo agita continuamente.
- c. Deje enfriar la solución. Luego, vierta cuidadosamente la solución en un matraz volumétrico de 1000 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
- d. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.

A partir de ácido acético diluido (6 M):

- a. Agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada a un matraz volumétrico de 1000 mL.
 - b. Agregue 16,7 mL de ácido acético de 6 M al agua y diluya hasta la marca con agua destilada.
 - c. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
- 3.** Prepare 1000 mL de hidróxido de sodio (NaOH) de 0,1 M. Esto será suficiente para 8 grupos de laboratorio.
- a. Coloque un imán de agitación en un vaso de precipitado de 1000 mL y agregue aproximadamente 500 mL de agua destilada.
 - b. Agregue lentamente 4,0 g de NaOH sólido al vaso de precipitado; deje que se disuelva por completo mientras lo agita continuamente.
 - c. Deje que la solución se enfríe. Luego, vierta cuidadosamente la solución en un matraz volumétrico de 1000 mL y diluya hasta la marca con agua destilada.
 - d. Tape el matraz e inviértalo tres veces con cuidado para que se mezcle por completo.
 - e. La concentración exacta de solución de NaOH variará debido a la naturaleza higroscópica (atrae agua del entorno circundante) del NaOH sólido. La solución de NaOH absorberá dióxido de carbono del aire; esto producirá una pequeña cantidad de ácido carbónico en la solución, lo cual neutralizará una pequeña parte del NaOH. Para lograr mejores resultados, determine con precisión (estandarice) la concentración de la solución de NaOH de 0,1 M al valorarla con bitartrato de potasio (cremor tártaro), según se describe en el próximo paso. Indique a los alumnos la molaridad real de la solución de NaOH.

4. Para estandarizar el NaOH con bitartrato de potasio ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$), siga los pasos a continuación.
- En un vaso de precipitado de 100 mL, disuelva una cantidad aproximada de 0,5 g de bitartrato de potasio (registre la cantidad real) en exactamente 50 mL de agua destilada.
 - Mediante un sensor de pH calibrado y un cuentagotas, encuentre el volumen de la solución de NaOH de 0,1 M que se requiere para neutralizar la solución de bitartrato de potasio.
 - Utilice el siguiente cálculo para hallar la concentración real de la solución de NaOH:

$$(\text{gramos } \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol}}{188,177 \text{ g } \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6} \right) \left(\frac{1}{\text{L NaOH anadido}} \right)$$

Seguridad

Incorpore estas precauciones importantes de seguridad a sus procedimientos habituales de laboratorio:

- ♦ El hidróxido de sodio, el ácido clorhídrico y el ácido acético son irritantes corrosivos. Evite el contacto con los ojos y lávese las manos después de manipularlo.
- ♦ Asegúrese de que todos los ácidos y bases estén neutralizados antes de desecharlos por el drenaje.
- ♦ Al mezclar ácidos con agua, siempre agregue el ácido al agua, no al revés, ya que las soluciones pueden calentarse lo suficiente como para hervir.

Desafío de Secuenciación

Los pasos siguientes forman parte del Procedimiento para esta actividad de laboratorio. No están ordenados correctamente. Determine el orden correcto y escriba los números en los círculos que ordenan los pasos en la secuencia correcta.

2	1	3	5	4
Coloque 100 mL de agua destilada y 10 mL de HCl en un vaso de precipitado de 250 mL y colóquelo en el agitador magnético con el sensor de pH en su lugar.	Arme el aparato de valoración, enjuáguelo y luego llene la bureta con la solución de NaOH y calibre el sensor de pH.	Escriba los volúmenes iniciales exactos de HCl y NaOH y la concentración exacta de la solución de NaOH. Comience con la recolección de datos.	Limpie completamente el equipo y luego repita el procedimiento con la solución de ácido acético.	Deje que el NaOH gotee en el vaso de precipitado hasta lograr un pH de 12. Cierre la llave de paso y detenga la recolección de datos. Registre el volumen final de NaOH.

Procedimiento con Preguntas de Indagación

Después de completar un paso (o responder a una pregunta), coloque una marca de verificación en el casillero (☐) que se encuentra junto a ese paso.

Preparación

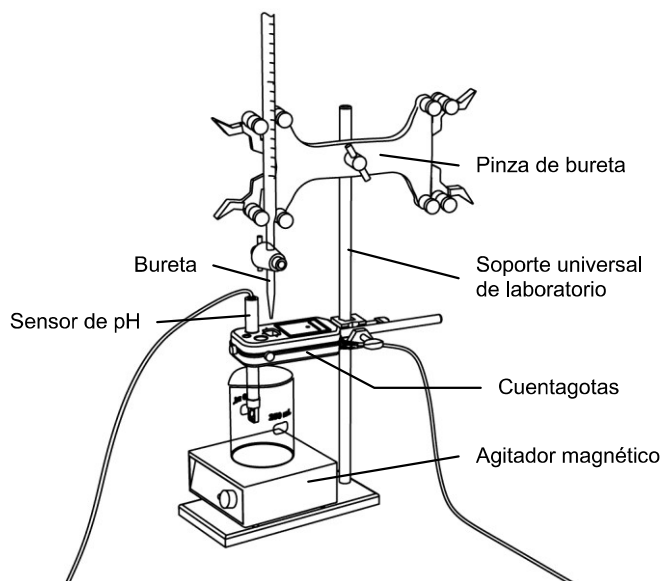
1. ☐ Comience un nuevo experimento en el sistema de recolección de datos.
2. ☐ Conecte un sensor de pH al sistema de recolección de datos.
3. ☐ Coloque 25 mL de solución amortiguadora con pH 4 en un vaso de precipitado de 50 mL y 25 mL de solución amortiguadora de pH 10 en un segundo vaso de precipitado de 50 mL. Utilice estas soluciones para calibrar el sensor de pH.
4. ☐ Con los términos "exactitud" y "precisión", explique por qué es necesario calibrar el sensor de pH.

Un sensor de pH debe calibrarse para asegurar resultados exactos. Un sensor de pH sin calibrar arrojará resultados precisos, pero podrían no ser exactos.

5. ☐ Conecte un cuentagotas al sistema de recolección de datos.
6. ☐ Represente la comparación del pH frente a la cantidad de gotas (gotas) en un gráfico.

7. ☐ Arme el aparato de valoración siguiendo estos pasos y la ilustración como guía.

- a. Arme el soporte universal de laboratorio.
- b. Coloque el agitador magnético sobre (o cerca de) la base del soporte universal de laboratorio.
- c. Coloque un recipiente para desechos sobre el agitador magnético.
- d. Utilice la pinza de bureta para conectar la bureta al soporte universal de laboratorio.
- e. Coloque el cuentagotas sobre el recipiente de desechos y sujételo al soporte universal de laboratorio con la pinza de ángulo recto.
- f. Pase el sensor de pH por uno de los orificios del cuentagotas.



8. ☐ Enjuague la bureta con varios mililitros de la solución estandarizada de NaOH. Realice lo siguiente para completar este paso.

- a.** Asegúrese de que la llave de paso esté cerrada y utilice una pipeta de transferencia para enjuagar el interior de la bureta con varios mililitros de la solución estandarizada de NaOH.
- b.** Abra la llave de paso de la bureta y drene el NaOH utilizado para enjuagar en el recipiente para desechos.
- c.** Repita este proceso dos veces más.

9. ☐ ¿Por qué es necesario enjuagar la bureta con la solución estandarizada de NaOH?

Si queda algún residuo o acumulación de agua en la bureta, diluirá el NaOH y cambiará su concentración. Al enjuagarla, se elimina dicha contaminación.

10. ☐ Asegúrese de que la llave de paso de la bureta esté en la posición de "cerrada" y luego utilice un embudo para llenar la bureta con aproximadamente 50 mL de solución estandarizada de NaOH (valorante).

11. ☐ Drene una pequeña cantidad del valorante en el vaso de desechos a través del cuentagotas para eliminar el aire de la punta de la bureta.

12. ☐ ¿Por qué es importante eliminar el aire de la punta de la bureta?

El aire atrapado en la punta de la bureta se contabiliza como volumen de NaOH. Si esto sucede, la cantidad final de valorante será inexacta.

13. ☐ Practique ajustar la llave de paso en la bureta para que el valorante pase a través del cuentagotas en gotas perceptibles que caigan a una velocidad aproximada de 2 a 3 gotas por segundo.

Nota: Es importante lograr un buen control de la llave de paso. Si por accidente abre demasiado la llave de paso y el NaOH cae a chorros (y no en gotas), deberá comenzar de nuevo.

14. ☐ ¿Por qué será necesario comenzar la valoración de nuevo si accidentalmente deja que el valorante caiga a chorros de la llave de paso en lugar de hacerlo en gotas?

El cuentagotas cuenta gotas perceptibles. Si las gotas no son lo suficientemente diferenciables entre sí, este no funcionará de forma correcta y el volumen de líquido no será exacto.

- 15.** ☐ Cierre la llave de paso y luego retire el recipiente de desechos.

Recolección de datos

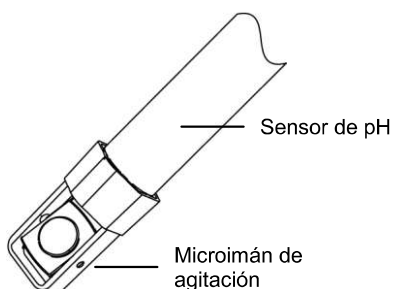
Tabla 1: Datos de valoración

Medición	Prueba con ácido clorhídrico (HCl)	Prueba con ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)
Concentración de la solución estándar de NaOH (M)	0,098	0,098
Volumen de ácido utilizado (mL)	10,0	10,0
Volumen inicial de NaOH en la bureta (mL)	0,21	0,55
Volumen final de NaOH en la bureta (mL)	29,46	17,55

- 16.** ☐ Registre la concentración de la solución estandarizada de NaOH en la Tabla 1 que figura más arriba (Prueba con HCl).
- 17.** ☐ Con la probeta de 100 mL, mida 100 mL de agua destilada y viértalos en un vaso de precipitado de 250 mL.
- 18.** ☐ Con la probeta de 10 mL o una pipeta volumétrica de 10 mL, mida 10 mL de HCl y agréguelos a los 100 mL de agua destilada.

Advertencia: Siempre agregue el ácido al agua.

- 19.** ☐ Registre el volumen exacto de ácido utilizado en la Tabla 1 que figura más arriba (Prueba con HCl).
- 20.** ☐ Conecte el microimán de agitación al extremo del sensor de pH.



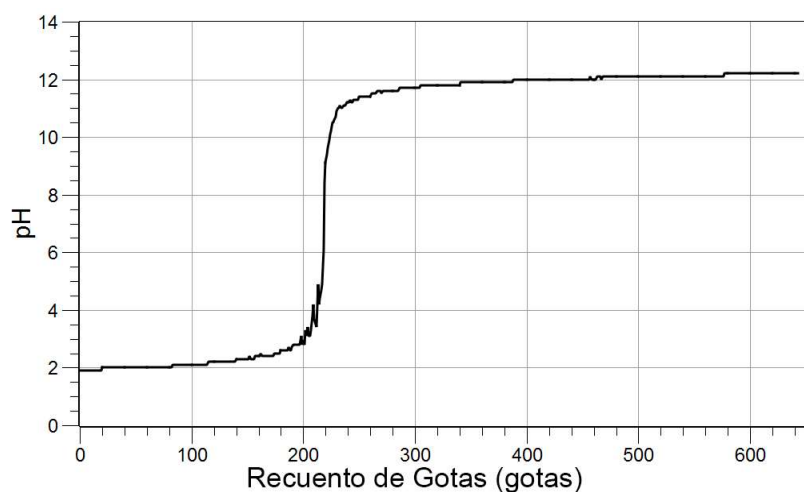
- 21.** ☐ Coloque el vaso de precipitado de 250 mL sobre el agitador magnético con el sensor de pH sumergido en la solución ácida.

- 22.** ☐ Asegúrese de que el extremo bulboso del sensor de pH se encuentre completamente sumergido; luego encienda el agitador magnético y comience a agitar a una velocidad entre lenta y media.
- 23.** ☐ ¿Por qué es necesario agitar la solución durante una valoración?
- Agitar enérgicamente mezcla los iones de la solución para que el pH registrado sea el de toda la solución.
- 24.** ☐ Determine el volumen inicial del valorante (solución de NaOH) en la bureta a una precisión de 0,01 mL y registre esta información en la columna HCl de la Tabla 1.
- 25.** ☐ Comience con la recolección de datos.
- 26.** ☐ Abra con cuidado la llave de paso de la bureta para que caigan 2 o 3 gotas por segundo.
- 27.** ☐ Continúe con la recolección de datos hasta que el valor del pH llegue a 12. Si es necesario, modifique la escala de los ejes para poder observar los cambios que se producen.
- 28.** ☐ ¿Qué sustancias se forman en el vaso de precipitado? ¿Qué tipo de reacción se produce?
- Se forma una sal (cloruro de sodio, NaCl) y agua. La reacción es una reacción de neutralización.
- 29.** ☐ Anote la reacción química que se produce en el vaso de precipitado.
- $$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaCl(aq)}$$
- 30.** ☐ Cierre la llave de paso cuando el pH de la solución llegue a 12.
- 31.** ☐ Detenga la recolección de datos.
- 32.** ☐ Asigne el nombre "HCl" a la serie de datos.
- 33.** ☐ Determine el volumen final del valorante en la bureta y registre el volumen a 0,01 mL en la columna HCl de la Tabla 1.
- 34.** ☐ Apague el agitador magnético.
- 35.** ☐ Retire el vaso de precipitado y deseche su contenido conforme a las indicaciones del docente.
- 36.** ☐ Coloque el recipiente para desechos debajo del sensor de pH y utilice la piseta para limpiar completamente el microimán de agitación y el sensor de pH.
- 37.** ☐ Deseche este contenido conforme a las indicaciones del docente.

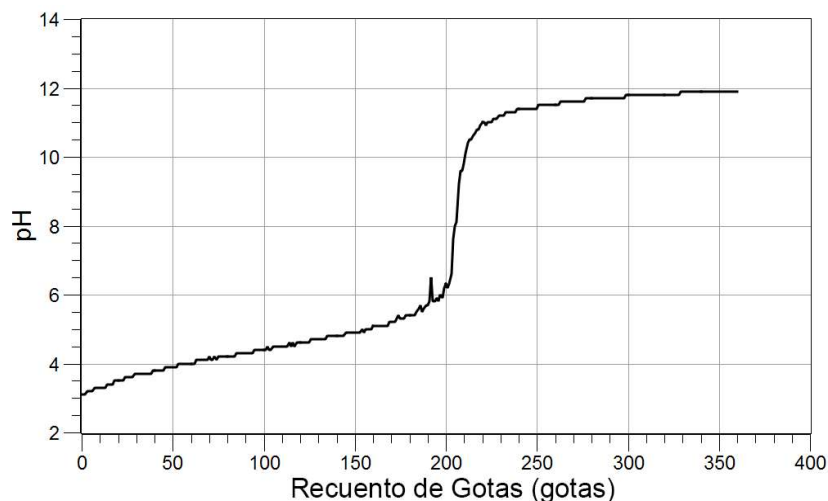
- 38.** ☐ Realice una valoración del ácido acético al repetir los pasos de los apartados de Preparación y Recolección de datos, pero esta vez sustituya el ácido acético. Tenga en cuenta las siguientes diferencias al repetir los pasos:
- ♦ Registre los datos recolectados en la columna de ácido acético de la Tabla 1 más arriba.
 - ♦ Utilice 10 mL de ácido acético.
 - ♦ Asigne el nombre "Ácido acético" a la serie de datos.
- 39.** ☐ Guarde su archivo de datos y limpie conforme a las indicaciones del docente.

Ejemplo de Datos

Prueba con Ácido Clorhídrico



Prueba con Ácido Acético



Análisis de Datos

1. ☐ Determine el volumen total de NaOH utilizado en cada valoración. Registre el volumen total utilizado en la Tabla 2.

Volumen total de NaOH utilizado = Volumen final de NaOH – Volumen inicial de NaOH

Tabla 2: Volumen de NaOH utilizado en cada valoración

	Prueba con HCl (gotas)	Prueba con HC ₂ H ₃ O ₂ (gotas)
Volumen final de NaOH (mL)	29,46	17,55
Volumen inicial de NaOH (mL)	0,21	0,55
Volumen total de NaOH utilizado (mL)	29,25	17,00

2. ☐ Utilice el gráfico de comparación del pH frente a la cantidad de gotas (gotas) para determinar la cantidad total de gotas que utilizó en cada prueba. Siga los pasos a continuación para completar esta información en su sistema de recolección de datos.
 - a. Presente la serie de datos que desea analizar.
 - b. Determine la cantidad final de gotas al hallar las coordenadas del último punto de datos recolectado.
 - c. Registre la cantidad final de gotas para cada prueba en la Tabla 3 a continuación.

Tabla 3: Cantidad final de gotas al final de cada valoración

	Prueba con HCl	Prueba con HC ₂ H ₃ O ₂
Cantidad final de gotas	643	360

3. ☐ Genere un cálculo para convertir la cantidad de gotas a volumen (mL) para cada prueba. Siga los pasos a continuación para hacer esto en su sistema de recolección de datos.
 - a. Anote la ecuación matemática que puede utilizar para convertir la cantidad de gotas a volumen. A continuación se ofrece la ecuación general, pero debe reemplazar "volumen total de valorante utilizado" y "cantidad final de gotas" con los valores numéricos que determinó anteriormente. Anote la ecuación matemática para cada prueba en la Tabla 4 a continuación.

$$\text{Volumen calculado} = [\text{Recuento de Gotas}] \times \left(\frac{\text{Volumen total de titulante utilizado}}{\text{Recuento final de gotas}} \right)$$

Nota: En la ecuación anterior, "volumen calculado" significa volumen calculado. Tendrá un cálculo diferente para cada prueba, por lo cual los dos volúmenes calculados deben tener diferentes nombres.

- b.** Ingrese en el sistema de recolección de datos las ecuaciones que generó anteriormente.

Tabla 4: Cálculos para convertir la cantidad de gotas de NaOH a volúmenes

Ecuación matemática para la prueba con HCl: $= [\text{Recuento de Gotas}] \times (29,25 / 643) \text{ volumencalchcl}$
Ecuación matemática para la prueba con HC₂H₃O₂: $= [\text{Recuento de Gotas}] \times (17,00 / 360) \text{ volumencalcacético}$

- 4.** ☐ Determine el pH y el volumen de NaOH en el punto de equivalencia para cada prueba. Siga los pasos a continuación para hacer esto en su sistema de recolección de datos.
- Cambie las unidades del eje X al volumen calculado para la serie de datos que desea analizar.
 - Presente la serie de datos que desea analizar.
 - Halle las coordenadas del punto de equivalencia. El punto de equivalencia es el dato que tiene la pendiente más pronunciada.
 - Registre el pH y el volumen de NaOH en el punto de equivalencia en la Tabla 5.

Tabla 5: pH en el punto de equivalencia y volumen de NaOH utilizado para llegar al punto de equivalencia

	Prueba con HCl	Prueba con HC ₂ H ₃ O ₂
pH en el punto de equivalencia	6,1	7,6
Volumen de NaOH en el punto de equivalencia (mL)	10,6	9,94

- 5.** ☐ Calcule la concentración molar de cada una de las soluciones ácidas. Utilice los siguientes pasos como guía y registre su trabajo para cada paso en las tablas que se ofrecen para tal fin.
- Con el volumen de NaOH en el punto de equivalencia y la molaridad de la solución estandarizada de NaOH, determine la cantidad de moles de NaOH que se agregaron.
 - Convierta los moles de NaOH a moles de ácido utilizando la ecuación química equilibrada.
 - Utilice los moles de ácido y el volumen inicial de ácido para determinar la molaridad del ácido.

Tabla 6: Cálculo de la concentración molar de la solución de ácido clorhídrico (HCl)

Nombre del cálculo	Prueba con HCl
	Refleje su trabajo a continuación
Moles de NaOH en el punto de equivalencia (mol)	$(0,0106 \text{ L NaOH}) \left(\frac{0,098 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \right) = 0,0010 \text{ mol}$
Ecuación química equilibrada	$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaCl(aq)}$
Moles de ácido en la solución (mol)	$(0,0010 \text{ mol NaOH}) \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 0,0010 \text{ mol HCl}$
Concentración de la solución ácida (M)	$\left(\frac{0,0010 \text{ mol HCl}}{0,0100 \text{ L HCl}} \right) = 0,10 \text{ M HCl}$

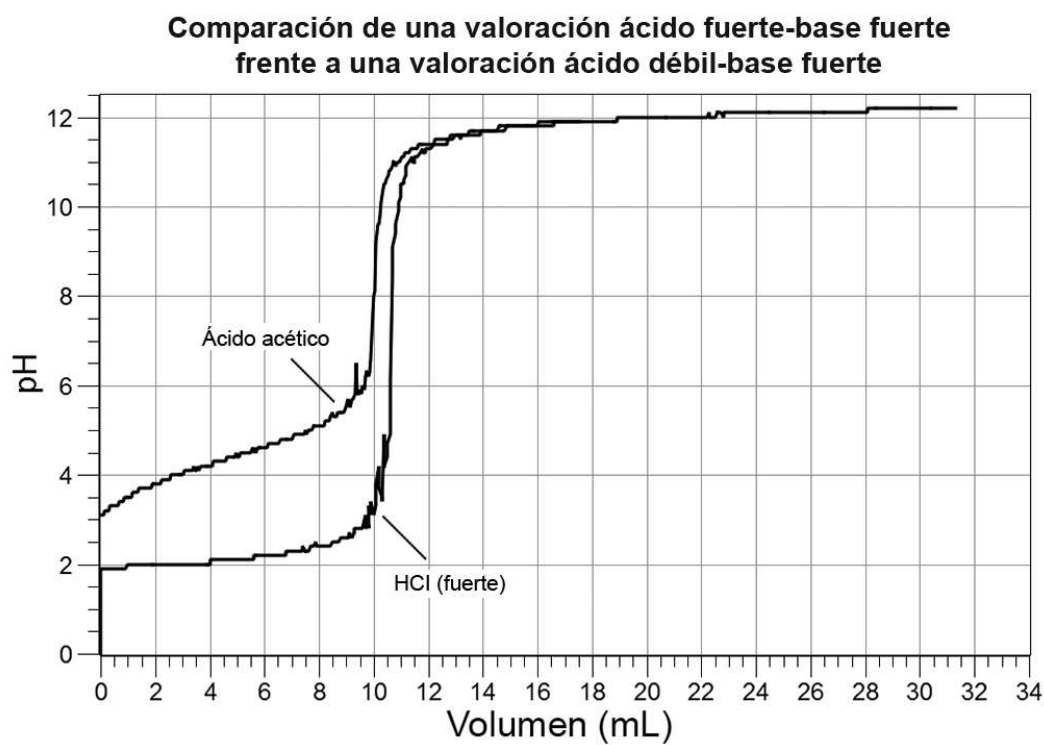
Tabla 7: Cálculo de la concentración molar de la solución de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)

Nombre del cálculo	Prueba con ácido acético
	Refleje su trabajo a continuación
Moles de NaOH en el punto de equivalencia (mol)	$(0,00994 \text{ L NaOH}) \left(\frac{0,098 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \right) = 9,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$
Ecuación química equilibrada	$\text{NaOH(aq)} + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{(aq)}$
Moles de ácido en la solución (mol)	$(9,7 \times 10^{-4} \text{ mol NaOH}) \left(\frac{1 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 9,7 \times 10^{-4} \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
Concentración de la solución ácida (M)	$\left(\frac{9,7 \times 10^{-4} \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{0,0100 \text{ L HC}_2\text{H}_3\text{O}_2} \right) = 0,097 \text{ M HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

6. ☐ En su sistema de recolección de datos, cree un gráfico de comparación del pH frente al volumen de NaOH (mL) con ambas series de datos mostradas en el mismo conjunto de ejes.

Nota: Utilice cualquiera de los volúmenes calculados en el eje Y. Este gráfico solo tiene fines comparativos.

7. ☐ Dibuje o imprima una copia del gráfico de comparación del pH frente al volumen de NaOH (mL) con ambas series de datos mostradas en un conjunto de ejes. Asigne una etiqueta a cada serie de datos y el gráfico en general, el eje X, el eje Y, e incluya números en los ejes.



Preguntas de Análisis

1. ¿Cuál es la importancia del punto de la curva de valoración en el que la pendiente es más pronunciada?

El punto en el que la pendiente es más pronunciada marca el punto de equivalencia. El punto de equivalencia es importante porque es el punto de la valoración en el que, en este caso, la cantidad de base agregada es igual (o muy cercana) a la cantidad de ácido que estaba presente originalmente.

2. ¿Qué tendencia pudo observar, si la hubo, en la pendiente de la curva de valoración entre el inicio de la valoración y el punto de equivalencia? Proponga una explicación para cualquier tendencia que haya podido observar.

La pendiente comenzó siendo muy leve y se tornó más pronunciada a medida que la valoración se acercaba al punto de equivalencia. Esto se debe a que cada gota de valorante que se agregó suministró una cantidad casi equivalente de NaOH para reaccionar con el ácido en el vaso de precipitado. En las etapas iniciales de la valoración, la cantidad de ácido que reaccionó con el NaOH en la gota era pequeña en comparación con la cantidad total de ácido presente, por lo cual el pH no aumentó mucho. Sin embargo, a medida que nos acercábamos al punto de equivalencia, cada cantidad de ácido que reaccionó con el NaOH de una gota era una parte mucho mayor del ácido presente, por lo cual el pH aumentó más rápidamente y produjo una pendiente más pronunciada.

3. ¿Qué tendencia pudo observar, si la hubo, en la pendiente de la curva de valoración entre el punto de equivalencia y el punto en el que se detuvo la valoración? Proponga una explicación para la tendencia que haya podido observar.

Nuevamente, cada gota agregaba (casi) la misma cantidad de NaOH al vaso de precipitado. Cerca del punto de equivalencia, no había mucho NaOH presente, por lo cual cada gota que se agregaba aumentaba la cantidad de NaOH presente en un grado mucho mayor que en las etapas finales de la valoración. Por lo tanto, el pH aumentó rápidamente. A medida que se incorporaba más NaOH al vaso de precipitado, cada gota aportaba menos NaOH con relación a la cantidad presente, entonces el pH no aumentó tan rápidamente. Por este motivo la pendiente de la curva se niveló a medida que avanzaba la valoración.

4. ¿Cuál es la probabilidad de que la concentración de ácido y base sea exactamente la misma en el punto de equivalencia que se determinó en el experimento? Explique su razonamiento.

Es muy improbable que un punto de equivalencia determinado durante un experimento tenga exactamente la misma cantidad de base que de ácido. Esto se debe a que la menor cantidad de base que puede agregarse al ácido es una gota. Todo el NaOH en la gota que se agregó para llegar al punto con la pendiente más pronunciada puede no haber sido necesario para reaccionar con la última cantidad de ácido necesaria para lograr una cantidad equivalente de cada sustancia.

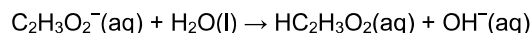
5. ¿Qué diferencia, si la hubo, observó entre el inicio de la valoración y el punto de equivalencia en las curvas de valoración de los dos ácidos? Explique las diferencias que pueda haber. (Puede suponer que las concentraciones de las dos soluciones ácidas son las mismas).

El pH de la solución de ácido acético comienza siendo alto y permanece de esa forma durante la valoración hasta llegar al punto de equivalencia. Esto se debe a que el ácido acético es un ácido débil y no se disocia completamente en el agua. Por lo tanto, la cantidad de iones hidronio presente en la solución es más baja y, en consecuencia, el pH es mayor.

6. ¿Cuál es la diferencia en el pH en los puntos de equivalencia entre los dos ácidos? Explique.

El pH en el punto de equivalencia de la valoración del HCl es muy cercano a 7, mientras que el pH en el punto de equivalencia de la valoración del ácido acético es mayor que 7. Esto se debe a que, al valorar el HCl con NaOH, las únicas especies presentes en el punto de equivalencia son el agua y el cloruro de sodio, ninguna de las cuales provocaría que el pH difiera del que tiene el agua pura.

Sin embargo, en el punto de equivalencia del ácido acético, las especies presentes en la solución son acetato de sodio y agua. El ion acetato es una base y reacciona con el agua:



El ion hidróxido que se produce provoca que el pH sea mayor que 7.

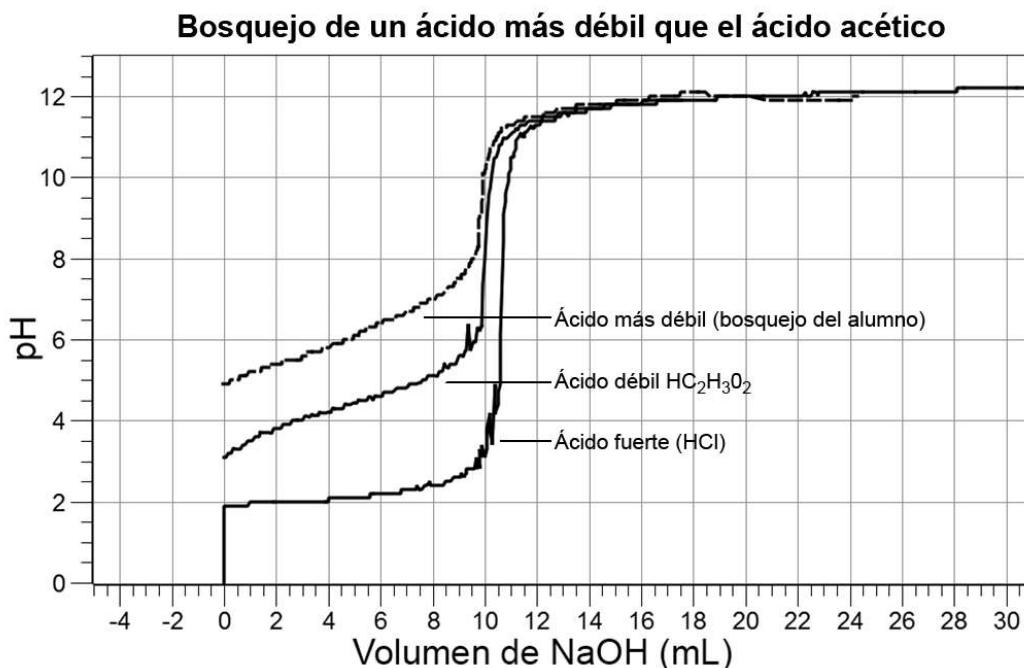
Preguntas de Síntesis

Utilice los recursos disponibles para responder a las preguntas siguientes.

1. ¿Cómo puede determinarse la concentración de una solución desconocida de hidróxido de sodio?

Realice una valoración con una concentración conocida de un ácido conocido, p. ej. HCl de 0,1 M, como valorante.

2. Dibuje a continuación las curvas de valoración para un ácido fuerte (HCl), un ácido débil (ácido acético) y un ácido que sea más débil que el ácido acético. Asigne una etiqueta a la curva para cada ácido y el gráfico en general, el eje X, el eje Y, e incluya números en los ejes.



3. Explique la diferencia entre la fuerza y la concentración de una solución ácida.

La fuerza de una solución ácida se refiere al grado de disociación que experimenta el ion hidrógeno. Sin embargo, la concentración se refiere a la cantidad total de moléculas de ácido, independientemente de si estas se disocian o no.

Preguntas de Elección Múltiple

Elija la mejor respuesta o final de frase para cada una de las siguientes preguntas o enunciados incompletos.

1. Para la valoración de un ácido con una base, el pH comenzará siendo _____ y terminará siendo _____.

- A. bajo; bajo
- B. alto; bajo
- C. bajo; alto
- D. alto; alto

2. En una curva de valoración, el punto de equivalencia es:

- A. El punto con la menor pendiente
- B. El punto con la mayor pendiente
- C. El punto con una pendiente igual a cero
- D. Cuando el pH es igual a cero

3. Si aumentara la concentración de iones hidronio en una solución acuosa, ¿qué sucedería con la concentración de iones hidróxido y el pH de la solución?

- A.** Aumentaría la concentración de iones hidróxido; disminuiría el pH.
- B.** Disminuiría la concentración de iones hidróxido; aumentaría el pH.
- C. Disminuiría la concentración de iones hidróxido; disminuiría el pH.**
- D.** Aumentaría la concentración de iones hidróxido; aumentaría el pH.

4. ¿Cómo se llama la reacción entre un ácido y una base?

- A.** Reacción de pH
- B.** Reacción de valoración
- C.** Curva en forma de S
- D. Reacción de neutralización**

5. ¿Para qué se realizan las valoraciones?

- A. Para determinar la concentración de soluciones conocidas.**
- B.** Para determinar el pH de soluciones conocidas.
- C.** Para determinar el tipo de moléculas de una solución.
- D.** Para diferenciar un ácido de una base.

Desafío de la Palabra Clave

Complete los espacios con los términos del listado que figura en el Banco de palabras del Desafío de la palabra clave.

1. Las reacciones entre un ácido y una base son extremadamente importantes y están presentes en muchas áreas, desde la lluvia ácida hasta la composición química de la sangre. Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, provoca que **aumente** la concentración de iones hidronio (H_3O^+) y **disminuya** la concentración de iones hidróxido (OH^-). Una base hace exactamente lo contrario. Una solución con concentraciones iguales de iones H_3O^+ e iones OH^- se denomina **neutra**. Una solución que contiene más iones H_3O^+ que iones OH^- se considera **ácida** y tiene un pH **menor que 7**. Una solución que contiene menos iones H_3O^+ que iones OH^- se considera **básica** y tiene un pH **mayor que 7**. Cuando un ácido y una base reaccionan, forman agua y **sal**. Esto se denomina reacción de **neutralización**.

2. Una **valoración** es un método cuantitativo que se utiliza frecuentemente en el laboratorio para determinar la concentración de un reactivo. Se agrega un reactivo de concentración conocida, llamado **el valorante**, a un volumen conocido de un segundo reactivo, llamado el **analito**. Durante la preparación de una valoración, se coloca el valorante en la **bureta** y el analito en el **vaso de precipitado**. A medida que se agrega el valorante al analito, el pH de la solución del vaso de precipitado cambia al mismo tiempo que lo hace la proporción de iones H_3O^+ e iones OH^- . El punto de la valoración en el cual la cantidad de valorante agregado reacciona exactamente con la misma cantidad de analito presente se conoce como **punto de equivalencia**. En una curva de valoración, el punto de equivalencia puede identificarse como el punto que tiene **la pendiente** más pronunciada. El volumen del valorante agregado se multiplica por la **molaridad** del valorante para determinar la cantidad de moles presentes en el valorante. La cantidad de moles del analito puede determinarse utilizando la **proporción de moles** entre los reactivos, según lo indica la ecuación química equilibrada. Finalmente, la cantidad de moles del analito se divide por el volumen inicial del analito para determinar la concentración del analito.

Otras Sugerencias de Investigación

Determine el porcentaje de ácido acético en una muestra comercial de vinagre.

Pídales a los alumnos que bosquejen, o realicen, la valoración de un ácido poliprótico con una base fuerte o de una base polibásica con un ácido fuerte.

Investigue las causas y efectos de la lluvia ácida.

Recolecte muestras de agua de los ríos o lagos locales y evalúe el contenido ácido/base.

Investigue la eficacia de distintos antiácidos para neutralizar el ácido estomacal mediante la técnica de "valoración inversa".

Investigue el contenido ácido de distintos jugos de frutas.

