UNA MIRADA NUEVA A LA QUÍMICA EXPERIMENTAL DE BACHILLERATO

Centellas / Corbella / Fernández / Fonrodona / Fusté
González / Granell / Nicolás / Paraira

Facultat de Química
UNIVERSITAT DE BARCELONA

Generalitat de Catalunya
Departament d'Educació

COL·LEGI OFICIAL DE QUÍMICS DE CATALUNYA

UNA MIRADA NUEVA
A LA QUÍMICA EXPERIMENTAL
DE BACHILLERATO

Facultat de Química
UNIVERSITAT DE BARCELONA

Generalitat de Catalunya
Departament d'Educació

COL·LEGI OFICIAL DE QUÍMICS DE CATALUNYA

UNA MIRADA NUEVA A LA QUÍMICA EXPERIMENTAL DE BACHILLERATO

Francesc A. Centellas Masuet
Universitat de Barcelona

Montserrat Corbella Cordomí
Universitat de Barcelona

Josep M. Fernández Novell
Col·legi de Químics de Catalunya

Gemma Fonrodona Baldajos
Universitat de Barcelona

Roser Fusté Bagén
Col·legi de Químics de Catalunya

Carme González Azón
Universitat de Barcelona

Jaume Granell Sanvicente
Universitat de Barcelona

Ernesto Nicolás Galindo
Universitat de Barcelona

Miquel Paraira Cardona
Col·legi de Químics de Catalunya

Barcelona, 2010

Publicacions i Edicions

UNIVERSITAT DE BARCELONA

Publicacions i Edicions de la Universitat de Barcelona

Adolf Florensa, s/n
08025 Barcelona
Tel: 934035442
Fax: 934035446

Diseño de cubierta: Montserrat Corbella Cordomí y Ernesto Nicolás Galindo

Depósito Legal: B-16.539-2010

Impreso en España / Printed in Spain

Queda rigurosamente prohibida la reproducción total o parcial de esta obra. Ninguna parte de esta publicación, incluido el diseño de cubierta, puede ser reproducida, almacenada, transmitida o utilizada por ningún tipo de medio o sistema, sea éste eléctrico, químico, magnético, óptico, de grabación o electrográfico, sin autorización previa por escrito del editor.

«Si te lo cuentan, lo olvidas.

Si lo ves, lo crees.

Si lo haces, lo comprendes.»

CONFUCIO

ÍNDICE

Prólogo	I
Presentación	III
Seguridad y residuos	1
Material de laboratorio	11
Las balanzas y la medida de la masa	14
0. Precisión, exactitud y error de las medidas experimentales	18
1. Separación de los componentes de una mezcla	26
2. Reacciones químicas a pequeña escala	35
3. Determinación de la estequiometría de los compuestos químicos	46
4. Determinación del cambio de entalpía de una reacción química	61
5. Determinación de las entalpías de disolución de sólidos iónicos	70
6. Comprobación de la ley de Hess	78
7. La velocidad de las reacciones químicas	85
8. Determinación del ácido láctico en la leche en polvo	95
9. Las pilas electroquímicas	104
10. Determinación de la constante de Faraday	114
Anexo	121

PRÓLOGO

En esta publicación se presenta la versión en castellano del libro *Una nova mirada a la Química Experimental de Batxillerat*. En esta obra, surgida de la iniciativa y de la colaboración entre profesores de química de la Universitat de Barcelona y de bachillerato, miembros estos últimos del Col·legi de Químics de Catalunya, se pone a disposición de los profesores de bachillerato una herramienta útil para mejorar la formación de los estudiantes en el ámbito de la química experimental.

En el libro, se proponen once prácticas de laboratorio que comprenden distintos aspectos presentes en los programas de química del bachillerato. Los experimentos se han pensado y diseñado de modo que, sin renunciar al rigor científico, resulten amenos y fácilmente comprensibles para los estudiantes. Cada práctica va precedida de una introducción en la que se repasan los contenidos a los que hace referencia el experimento y acaba con una serie de cuestiones pensadas para que los estudiantes puedan consolidar sus conocimientos sobre el tema y las habilidades adquiridas en el laboratorio. A lo largo de los contenidos del texto, se ha procurado destacar también el interés y la utilidad de los distintos procedimientos experimentales realizados, las aplicaciones y los usos de los reactivos o de los productos obtenidos y la relación de los mismos con la vida cotidiana.

Las prácticas propuestas son razonablemente sostenibles y en todas ellas se ha procurado que el volumen de residuos generados sea mínimo, o, en su caso, se han planteado procedimientos para poder reutilizar o recuperar los productos obtenidos a lo largo de los experimentos. Por otra parte, se ha hecho especial hincapié en las normas de seguridad personal y ambiental que el alumno debe seguir en todo momento en el laboratorio. El objetivo subyacente de todo ello es hacer llegar a los estudiantes el mensaje de que el saber químico, cuando se hacen bien las cosas, no solamente no contamina sino que, bien al contrario, resulta indispensable para que nuestra sociedad pueda desarrollarse sin hipotecar los recursos de las generaciones venideras.

En el contexto citado, la versión castellana de *Una nova mirada a la Química Experimental de Batxillerat* se ha presentado en formato electrónico de libre distribución con el fin de que, pudiendo alcanzar la máxima difusión de sus contenidos, contribuya a su vez a la sostenibilidad del sistema.

Los autores quieren agradecer a la Facultat de Química de la Universitat de Barcelona, el Col·legi de Químics de Catalunya y el Departament d'Educació de la Generalitat de Catalunya la ayuda ofrecida para llevar a cabo la presente publicación.

Los autores

PRESENTACIÓN

La Química es una ciencia basada en la experimentación que nace y se desarrolla en los laboratorios de todo el mundo. Científicos de la valía de Lavoisier, Dalton, Faraday, Arrhenius y Le Chatelier, entre otros, realizaron el trabajo creativo inicial de esta ciencia, dejando atrás el mundo empírico de la Alquimia. A pesar de tener unas raíces muy antiguas continúa siendo actualmente un área muy activa de investigación por su aportación a la sociedad.

El trabajo de laboratorio es fundamental en el estudio y el aprendizaje de la Química y necesita tiempo y esfuerzo. A menudo, en el bachillerato, no se dispone de demasiado tiempo para dedicarlo a este trabajo, ni de los recursos más adecuados para realizarlo. En este sentido se plantea un libro con unas prácticas atractivas y formativas, presentadas de forma rigurosa e innovadora, que se espera sean útiles para la enseñanza práctica de la Química. El libro recoge once prácticas de amplio espectro que no requieren de un instrumental muy sofisticado y trata aspectos tan importantes en el trabajo de laboratorio como son la seguridad, la gestión de residuos, la precisión y exactitud en las medidas experimentales y también aspectos de Ciencia, Tecnología y Sociedad (CTS).

Creemos que la colaboración entre la Facultat de Química de la Universitat de Barcelona y el Col·legi de Químics de Catalunya ha sido muy provechosa en la realización de este libro. Esperamos que en el futuro sea el germen de nuevas colaboraciones que ayuden a mejorar el aprendizaje de la Química de Bachillerato de nuestro país, por el bien de nuestros alumnos y del conjunto de la sociedad.

Pere L. Cabot Julià
Degà de la Facultat de Química
Universitat de Barcelona

José Costa López
Degà del Col·legi de Químics
de Catalunya

SEGURIDAD Y RESIDUOS

LA SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Toda actividad humana supone siempre un peligro, y el trabajo en un laboratorio químico dedicado a la docencia, vista la falta de experiencia del estudiante, supone un riesgo adicional.

Para evitar accidentes, es necesario que el estudiante conozca e identifique las fuentes de peligro y, además, sepa cuál tiene que ser su actuación en caso de que se produzca un accidente en el laboratorio.

Normativa de seguridad

Hay una normativa muy extensa referente a la prevención de accidentes en el laboratorio, así como sobre las diversas actuaciones que hay que llevar a cabo para conseguir una prevención eficaz. A continuación destacamos los puntos más importantes de esta normativa:

a) Está prohibido comer, beber o fumar en el laboratorio.

b) No trabajar nunca a solas en el laboratorio ni hacer experimentos no autorizados.

c) Es obligatorio llevar puestas gafas de seguridad y bata de laboratorio.

d) No utilizar nunca ningún producto químico fuera de los estipulados ni modificar las condiciones de los experimentos sin el consentimiento del profesorado.

e) No tocar nunca los productos químicos con las manos. Si de manera accidental se entra en contacto con algún producto hay que lavar rápidamente la zona afectada con mucha agua.

f) Comunicar inmediatamente al profesorado cualquier incidencia o accidente que se produzca en el laboratorio.

g) Antes de utilizar un reactivo químico, leer con atención la información sobre su peligrosidad que se encuentra en la etiqueta del envase (o en el texto de la práctica).

Los elementos de seguridad

Los elementos de seguridad son de dos tipos: personales y colectivos. Los primeros hacen referencia a la protección individual, y pueden ser de uso obligatorio (bata y gafas de seguridad), u opcionales en función de las necesidades de la práctica (mascarillas o guantes). La responsabilidad de los elementos de seguridad colectivos depende del centro o de la institución de trabajo.

Los principales elementos de seguridad de un laboratorio químico son:

* Con respecto al riesgo de incendio: extintor y manta apagafuegos.

* Con respecto al derrame o salpicaduras de productos: ducha de emergencia y lavaojos.

A continuación se presentan los símbolos que se utilizan para señalar la ubicación de los elementos de seguridad colectivos en el laboratorio.

Los símbolos o pictogramas de peligrosidad

Antes de utilizar cualquier producto químico se deben mirar los pictogramas de seguridad que muestra la etiqueta del frasco, la botella o el recipiente que lo contiene con el fin de poder adoptar las medidas preventivas oportunas.

Símbolo	Interpretación
Comburente Oxidising Comburant O	**Peligro:** Sustancias que pueden hacer entrar en combustión a cualquier combustible y favorecer los incendios declarados dificultando su extinción. **Precaución:** Evitar el contacto con las sustancias combustibles.
Corrosivo Corrosive Corrosif C	**Peligro:** Sustancias que por contacto destruyen el tejido vivo y otros materiales. **Precaución:** No inhalar sus vapores y evitar el contacto con la piel, ojos y ropa.
Explosivo Explosive Explosible E	**Peligro:** Sustancias que en determinadas condiciones pueden explotar. **Precaución:** Evitar impactos, percusión, fricción, chispas y calor.
Extremadamente inflamable Extremely flammable Extrêmement inflammable F+	**Peligro:** Sustancias muy inflamables, ya sea espontáneamente o al entrar en contacto con el aire o el agua. **Precaución:** Aislar de fuentes de calor, llamas o chispas.

 Inflamable Flammable Inflammable F	**Peligro:** Sustancias inflamables o volátiles. **Precaución:** Aislar de fuentes de calor, llamas o chispas.
 Irritante Irritant Irritant Xi	**Peligro:** Sustancias que producen irritación en la piel, ojos y sistema respiratorio. **Precaución:** No inhalar sus vapores y evitar el contacto con la piel.
 Peligroso para el Medio Ambiente N	**Peligro:** Sustancias que afectan de forma negativa al medio ambiente. **Precaución:** Evitar su eliminación de forma incontrolada.
 Tóxico Toxic Toxique T	**Peligro:** Sustancias que por inhalación, ingestión o penetración cutánea pueden representar riesgos para la salud. **Precaución:** Evitar cualquier contacto con el cuerpo.
 Muy Tóxico Very Toxic Très Toxique T+	**Peligro:** Sustancias que por inhalación, ingestión o penetración cutánea pueden representar riesgos graves para la salud. **Precaución:** Evitar cualquier contacto con el cuerpo y en caso de malestar contactar inmediatamente con el médico.
 Nocivo Harmful Nocif Xn	**Peligro:** Sustancias que producen efectos nocivos de poca importancia. **Precaución:** Evitar el contacto y la inhalación de sus vapores.

Nuevos pictogramas de seguridad

Recientemente se ha elaborado una nueva herramienta de alcance internacional que va a permitir establecer un mayor control en la comunicación de los peligros asociados a los productos químicos: «El Sistema Mundialmente Armonizado de Clasificación y Etiquetado de Productos Químicos (GHS)».

En el contexto de esta normativa los nuevos pictogramas de seguridad son:

Corrosivo	**Peligroso para el medio ambiente**	**Gas a presión**
Inflamable	**Explosivo**	**Comburente**
Sensibilizador o irritante	**Tóxico**	**Peligro**

En las etiquetas de los productos químicos deberá constar el grado de toxicidad, expresado mediante el valor de la dosis letal tras la exposición al tóxico, DL_{50}. A modo de ejemplo se muestran las etiquetas correspondientes, clasificadas por categorías, según el valor de la toxicidad aguda por ingestión:

GHS	Categoría 1	Categoría 2	Categoría 3	Categoría 4	Categoría 5
Símbolo de comunicación de peligro					Sin símbolo
Palabra de advertencia	Peligro	Peligro	Peligro	Atención	Atención
Indicación de peligro	Mortal en caso de ingestión	Mortal en caso de ingestión	Tóxico en caso de ingestión	Nocivo en caso de ingestión	Puede ser nocivo en caso de ingestión
DL_{50} mg/kg	5	50	300	2000	5000

Fichas de seguridad

Cualquier producto químico debe disponer de su preceptiva ficha de seguridad. Las fichas de seguridad contienen toda la información conocida sobre la peligrosidad de los productos químicos.

Las fichas de seguridad contienen una información muy importante, complementaria a la de la etiqueta, y constituyen una herramienta de trabajo muy útil, especialmente en el campo de la prevención de riesgos laborales.

Las fichas de seguridad deben ser suministradas por el proveedor de los productos químicos, y también se pueden obtener de las bases de datos existentes en las casas comerciales o en las organizaciones institucionales.

Desde el punto de vista de la prevención, los objetivos de las fichas de seguridad son:

1. Proporcionar datos que permitan identificar el producto y al responsable de su comercialización, así como un número de teléfono para poder efectuar consultas de emergencia.

2. Informar sobre los riesgos y peligros del producto con respecto a: la inflamabilidad, la estabilidad y la reactividad, la toxicidad, las posibles lesiones o los daños por inhalación, ingestión o contacto dérmico, los primeros auxilios y la ecotoxicidad.

3. Informar a los usuarios del producto respecto a sus características, su correcta utilización (manipulación, almacenaje, eliminación, etc.), los

controles de exposición y los medios de protección (individuales y colectivos) que hay que utilizar en caso de que el control no sea del todo eficaz. En casos de emergencia, las fichas de seguridad tienen que indicar también el procedimiento de actuación que se debe seguir, el tipo de extintor más adecuado para sofocar un posible incendio y la forma de controlar y neutralizar el producto en caso de derrame.

LA GESTIÓN DE LOS RESIDUOS GENERADOS EN EL LABORATORIO

Es imprescindible que las actividades humanas sean respetuosas con el medio ambiente y por este motivo cualquier empresa química o centro de docencia de esta ciencia debería disponer de un sistema de gestión de residuos que permitiera separarlos y tratarlos adecuadamente.

Las prácticas de laboratorio propuestas en este libro se han diseñado con vistas a la consecución de este objetivo: recuperando los productos cuando sea posible o, en caso de que esta recuperación no se pueda hacer con el utillaje disponible actualmente en los laboratorios de los centros de secundaria, llevando a cabo experimentos a muy pequeña escala.

Los residuos de laboratorio pueden dividirse en dos grandes grupos:

a) Residuos de material fungible, entre los cuales se encuentran, principalmente, los frascos vacíos y el material de vidrio roto.

b) Residuos químicos, que pueden ser los restos de reactivos no utilizados durante una operación (que en ningún caso deben ser devueltos al envase original para no contaminar el contenido), los reactivos caducados o los productos intermedios o finales no deseados.

Residuos de material fungible

Para los residuos de material fungible es conveniente que el laboratorio disponga de los siguientes contenedores:

- contenedor para material de vidrio limpio (roto pero no contaminado con productos químicos)

- contenedor para material de vidrio contaminado con productos químicos (material no punzante)

- contenedor para material punzante contaminado con productos químicos (capilares de vidrio, pipetas Pasteur, etc.)

- contenedor para papel no contaminado con productos químicos (hojas de libreta, etc.)

- contenedor para papel contaminado con productos químicos (papeles de filtro, etc.)

- contenedor para material de plástico

Residuos químicos

Como principio básico, los residuos químicos generados en el laboratorio no se tienen que eliminar por el desagüe, especialmente cuando se trate de sustancias que reaccionan violentamente con el agua, como los metales alcalinos, las sustancias tóxicas, las corrosivas, las cancerígenas o mutagénicas, y las no biodegradables y peligrosas para el medio ambiente.

Algunos residuos químicos peligrosos pueden ser destruidos en el mismo laboratorio. El tratamiento en el laboratorio reduce o elimina las características que hacen de un residuo químico un residuo peligroso. Los otros residuos tienen que ser temporalmente almacenados y posteriormente gestionados por alguna empresa autorizada.

Si los residuos de los productos químicos no se recogen y almacenan de manera selectiva, existe el riesgo de que reaccionen entre sí. Por esta razón, en la zona del laboratorio destinada a este fin, tiene que haber suficientes contenedores, convenientemente etiquetados, para poder disponer de manera segura de los residuos que se generan.

Cada laboratorio, en función de su actividad específica, deberá disponer de los contenedores de residuos que más se adecuen a sus necesidades. Los más habituales son los que se relacionan a continuación:

a) Contenedores para compuestos inorgánicos

Metales pesados

Compuestos inorgánicos de otros metales

Compuestos inorgánicos no metálicos

b) Contenedores para ácidos inorgánicos

Ácidos concentrados

Mezclas preparadas de ácidos

Soluciones ácidas de metales pesados

Ácidos diluidos

c) Contenedores para bases inorgánicas

Óxidos e hidróxidos

Compuestos amoniacales

d) Contenedores para compuestos orgánicos halogenados

Disolventes clorados

Disolventes bromados, yodados y fluorados

Sólidos orgánicos halogenados

Ácidos orgánicos halogenados

e) Contenedores para compuestos orgánicos no halogenados

Disolventes no halogenados

Sólidos orgánicos no halogenados

Ácidos orgánicos no halogenados

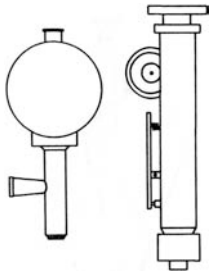
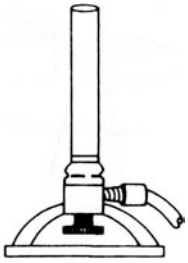
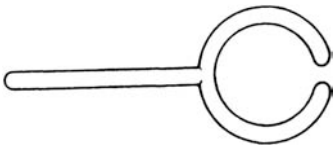
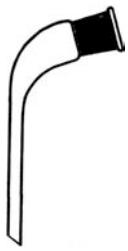
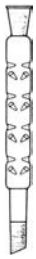
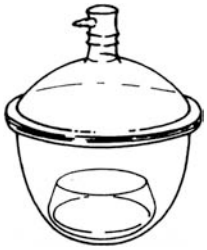
f) Contenedores para residuos con características especiales (por ejemplo: sustancias muy tóxicas, altamente reactivas o sustancias no identificadas).

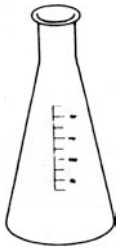
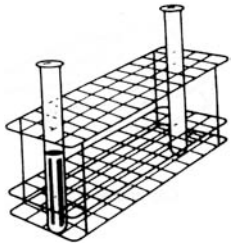
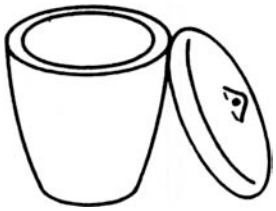
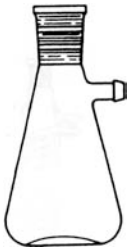
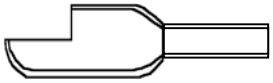
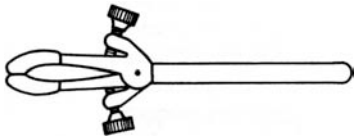
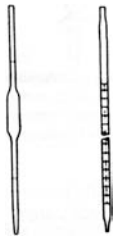
LA NUEVA LEGISLACIÓN EUROPEA DE PRODUCTOS QUÍMICOS-REACH

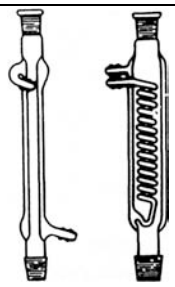
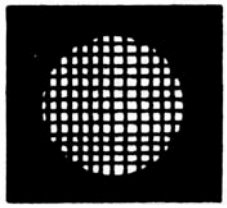
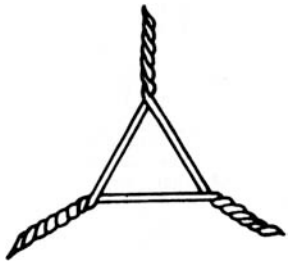
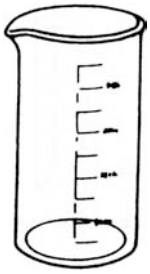
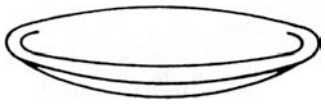
Desde el 1 de junio de 2007 está en vigor la normativa REACH (*Registration, Evaluation, Authorisation and Restriction of Chemical Substances*).

Esta normativa, que tiene por objeto mejorar la salud y el medio ambiente, da más responsabilidad a las empresas para gestionar los riesgos que conlleva la utilización de productos químicos. Las empresas tienen que facilitar la información que permita manipular con seguridad los productos químicos elaborados, minimizando los riesgos sobre la salud y el medio ambiente. Esta información se incorpora a una base de datos centralizada en Helsinki, en la agencia ECHA (European Chemicals Agency).

MATERIAL DE LABORATORIO

 Aspirador para pipetas	 Mechero Bunsen	Bureta
Cabezal de destilación	Cápsula de porcelana	Cápsula de Petri
 Círculo	Clips de sujeción	 Colector acodado
 Columna de Vigreux	Cristalizador	 Desecador de vacío

 Embudo de Büchner	 Embudo de decantación	 Embudo de forma alemana
 Erlenmeyer	 Frasco lavador	 Gradilla para tubos de ensayo
 Crisol completo	 Kitasato	 Embudo de pesar
 Matraz de fondo redondo	 Mortero con mano	 Nuez doble
 Pesasustancias	 Pinza	 Pipetas

Probeta	 Refrigerantes	 Rejilla
Soporte	Termómetro con adaptador	 Triángulo refractario
Tubo de ensayo	 Vaso de precipitados	 Vidrio de reloj

CUESTIONES

Indicar el material de laboratorio que se debería utilizar:

– Para filtrar (material de filtración)

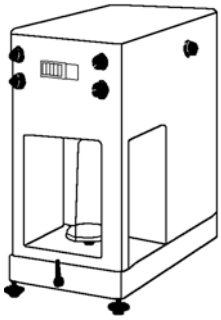
– Para medir volúmenes de forma precisa (material volumétrico)

– Para pesar

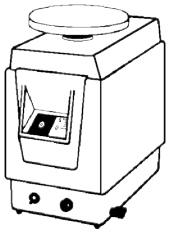
– Para destilar

LAS BALANZAS Y LA MEDIDA DE LA MASA

La balanza, según la definición que encontramos en el diccionario, es un instrumento que permite medir la masa de un cuerpo u objeto por comparación con la de otro de masa definida, mediante la igualación o la determinación de la relación entre sus pesos en un campo gravitatorio cualquiera.



En el laboratorio, se pueden usar dos tipos de balanzas en función de la precisión que se pretenda conseguir en la determinación de la masa.



Para determinar la masa con mucha precisión se utiliza la denominada **balanza analítica.** Este tipo de balanza admite una carga de 50 a 200 g y mide la masa con una precisión del orden de 0,1 a 0,05 mg. Se usa para determinar la masa de las muestras, de los patrones, para el tarado de los crisoles y de las placas filtrantes. También se utiliza en análisis gravimétrico, procedimiento por el que se determina el contenido de un analito a partir de la masa de una sustancia relacionada estequiométricamente con él.

En aquellos casos en los que la determinación de la masa no requiera tanta precisión, como es el caso de reactivos auxiliares, indicadores y sustancias que se han de estandarizar posteriormente, se usa la **balanza granataria**. Este tipo de balanza admite una carga de 2 a 3 kg y mide la masa con una precisión del orden de 0,1 a 0,001 g (100 mg a 1 mg).

Hay que tener un cuidado especial a la hora de escoger el tipo de balanza que se debe utilizar en cada caso. Otro aspecto importante que se debe tener en cuenta es la selección del recipiente que se utilizará para realizar la pesada, aspecto que está relacionado con el procedimiento que se debe seguir.

Si la pesada se realiza con una balanza analítica se puede pesar:

– **por diferencia** usando un pesasustancias

– o **por adición** usando un embudo de pesar.

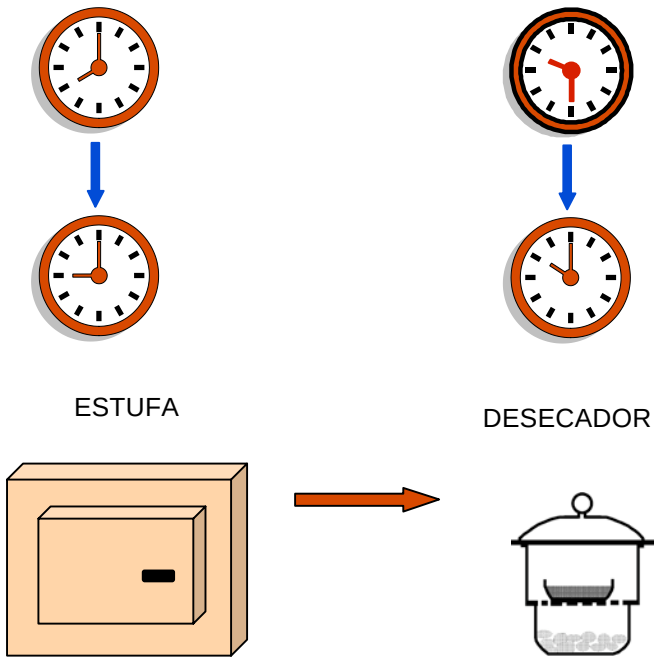
Si la pesada se hace en una balanza granataria, se puede realizar también por uno de estos dos procedimientos, por diferencia o por adición, pero en este caso el material usado es diferente:

– si no se ha de trasvasar el producto pesado, se puede utilizar un erlenmeyer,

– y si se ha de trasvasar el producto pesado, se deberá utilizar un vaso de precipitados.

Métodos de pesada

Cuando se trata de análisis de muestras sólidas, los resultados obtenidos se suelen referir a la muestra seca; por lo tanto, previamente, será preciso eliminar la humedad de la muestra que haya que pesar. Normalmente las muestras se desecan calentándolas en la estufa a 105-110 ºC. Cuando se pese la sustancia desecada, hay que tener presente que la muestra debe estar a temperatura ambiente, ya que de no ser así la medida fluctuará y no se podrá alcanzar una masa estable. Por tanto, la muestra se debe dejar enfriar unos 45 min dentro de un desecador (los primeros 5-10 min con la tapa del desecador parcialmente abierta).



Como ya se ha indicado anteriormente, hay dos formas de realizar una pesada: por adición y por diferencia.

Pesada por adición

En este caso, se puede usar un embudo de pesar o bien un recipiente, pequeño o grande en función de la cantidad que se quiere pesar, que disponga de un elemento que favorezca el trasvase del material pesado, de un recipiente a otro.

Se dispone el recipiente (por ejemplo, el embudo de pesar) sobre el platillo de la balanza, se presiona el botón de autocero (o tara), con lo cual la pantalla indicará 0 g. A continuación se añade, con una espátula, la cantidad de producto deseada. Si la balanza no dispone de autocero (o tara), se pesa el recipiente vacío y a este valor se le añade la masa de sustancia que se desea pesar. En primer lugar se mide la masa del recipiente vacío, se aprieta el botón de tara, con lo cual la pantalla indicará 0 g, o bien se calcula la masa final que deberemos pesar (que corresponde a la masa del recipiente vacío más la masa de la sustancia que se quiere pesar). Después se añade con una espátula la cantidad de producto necesaria para alcanzar la masa calculada. Finalmente se vierte la sustancia pesada desde el embudo de pesar al recipiente donde se realizará la disolución de la misma (erlenmeyer, vaso de precipitados o bien matraz aforado, en este caso ayudándonos de un embudo de forma alemana).

Pesada por diferencia

Para realizar una pesada por diferencia, se mide la masa del pesasustancias con exceso de la muestra que se quiere pesar (pesasustancias + muestra en exceso), si es necesario previamente desecada, y se anota este valor con todas las cifras decimales que muestra la balanza. A continuación se extrae con una espátula (limpia y seca) una cierta cantidad de muestra y se coloca en el recipiente donde debe disolverse (erlenmeyer, vaso de precipitados o matraz aforado). Acto seguido se vuelve a medir la masa del pesasustancias, que todavía contiene parte de la muestra, y se anota el nuevo valor con todas las cifras decimales que muestra la balanza. La diferencia entre las dos

mediciones corresponde a la masa de sustancia que se ha extraído. Para recoger el producto que ha quedado adherido a la espátula, ésta debe lavarse con el disolvente adecuado (generalmente agua desionizada) y se recoge el líquido en el recipiente donde se realizará la disolución. Hay que tener la precaución de no tocar el pesasustancias con los dedos, ya que puede dejar pequeñas cantidades de grasa, problema que afectaría a las pesadas sucesivas. Para evitarlo, se puede coger el pesasustancias con unas pinzas o con un trozo de papel.

Habitualmente las muestras líquidas se pesan por diferencia. Se tara un recipiente adecuado que contenga la muestra, juntamente con un cuentagotas, después se extrae una cierta cantidad de líquido con el cuentagotas y se vuelve a medir la masa del conjunto. La diferencia es la masa de muestra extraída.

Cuando se realiza un análisis, generalmente las **pesadas de muestras o patrones** se hacen, como mínimo, por triplicado (tres pesadas independientes).

0. PRECISIÓN, EXACTITUD Y ERROR DE LAS MEDIDAS EXPERIMENTALES

La química nació cuando Lavoisier, usando la balanza de laboratorio, demostró que la masa total de productos y reactivos se mantenía constante en el transcurso de cualquier reacción. Por lo tanto, desde su nacimiento la química es una ciencia esencialmente experimental y cuantitativa, donde la medida cuidadosa de los valores de los observables físicos es fundamental.

Retrato de Lavoisier y su esposa.
J. L. David (1788)

En la medida de cualquier observable físico, sin embargo, el valor obtenido siempre llevará asociado un error ocasionado por las características del instrumento de medida, el procedimiento seguido y la falta de pericia o las propias limitaciones de quien hace la medida experimental.

En esta práctica, se trabajarán los conceptos de exactitud y precisión de las medidas, indispensables para entender adecuadamente el concepto de error experimental.

INTRODUCCIÓN

Las balanzas que generalmente se utilizan en los laboratorios de bachillerato tienen una **sensibilidad de 0,01 g**, lo que quiere decir que cuando se determina adecuadamente la masa de una muestra (sin corrientes de aire, sin tocar la muestra con los dedos, etc.), por ejemplo cinco veces consecutivas, los valores obtenidos deberían estar dentro del intervalo limitado por ($\bar{a}$ + 0,01) g y ($\bar{a}$ - 0,01) g, donde $\bar{a}$ representa la media de las cinco medidas.

Tabla 1 Valores obtenidos en la medida, cinco veces consecutivas, de la masa de un cuerpo mediante una balanza de laboratorio con una sensibilidad de 0,01 g

	masa / g
réplica 1	25,01
réplica 2	25,02
réplica 3	25,01
réplica 4	25,01
réplica 5	25,00
media ($\bar{a}$)	25,012
desv. estándar (s)	0,0071

El intervalo de incertidumbre asociado a la medida está estrechamente relacionado con el concepto de precisión, que no es más que el error estadístico o aleatorio (± 0,01 g) que inevitablemente se comete al realizar cualquier medida y que hace que el valor obtenido para cada réplica se sitúe por encima y por debajo del valor medio.

El conocimiento de la precisión asociada a la medida realizada permite expresar los valores de los observables físicos con la debida significación.

Expresión de la masa «*a*» de un cuerpo en función del valor medio de un conjunto de medidas y de la precisión (± 0,01 g).

masa del cuerpo = $a = (\bar{a} \pm 0{,}01\ \text{g})$ ec. 1

Precisión, número de cifras significativas y redondeo de valores

Hay diferentes maneras de expresar la precisión asociada a una medida experimental. Una de las más sencillas y usadas consiste en utilizar tan sólo una cifra significativa, entre el 1 y el 9, seguida de una potencia de 10. Según este criterio, una precisión de ± 0,01 se expresaría como $\pm\ 1 \cdot 10^{-2}$ g. Esta precisión nos indica que no podemos conocer, ni expresar, la masa de los cuerpos con una precisión superior al centigramo y que tenemos un error estadístico insoslayable (o baile de cifras) de ± 1 cg.

Dado que, en este caso, no es posible explicitar la masa de un cuerpo más allá del centigramo, la masa media calculada a partir de un conjunto de réplicas deberá expresarse con el número de cifras que verdaderamente tenga significado. Por ejemplo, si la masa media de un cuerpo fuera 51,7875... g, limitaríamos las cifras significativas de la magnitud hasta la del centigramo, redondeando las posteriores.

masa del cuerpo = $(\bar{a} \pm 0{,}01)$ g = (51,79 ± 0,01) g

Redondeo y expresión de valores

Cuando sea preciso redondear una cifra a partir de los criterios de significación, se observará la primera cifra que figura a continuación de la última cifra significativa (o cifra afectada por el error) y si esta primera cifra es 5 o > 5 se sumará una unidad a la última cifra significativa.

Ejemplos:

valor medio	precisión	expresión del valor
15,2752 g	$1 \cdot 10^{-2}$ g	15,28 g ± 0,01 g
15,2752 g	$2 \cdot 10^{-1}$ g	15,3 g ± 0,2 g
15,2752 g	$5 \cdot 10^{-3}$ g	15,275 g ± 0,005 g
15,2752 g	$1 \cdot 10^{-0}$ g	15 g ± 1 g
15,2752 g	$1 \cdot 10^{1}$ g	$2 \cdot 10^{1}$ g ± $1 \cdot 10^{1}$ g

De este modo, si utilizando la ecuación 1 y los valores presentados en la tabla 1, quisiéramos expresar el valor de la masa del cuerpo pesado, escribiríamos:

masa del cuerpo = ($\bar{a}$ ± 0,01) g = (25,012 ± 0,01) g

Esta expresión, sin embargo, no sería congruente con la precisión asociada a la medida. La balanza usada no nos permite precisar el valor de la masa por debajo del centigramo y, a pesar de eso, expresamos la media de las cinco réplicas del valor de la masa explicitándola hasta el nivel de miligramo. Como es evidente que no podemos significar la masa media con tanta precisión, tenemos que reconsiderar la escritura dada anteriormente y escribir:

masa del cuerpo = a = ($\bar{a}$ ± 0,01) g = (25,01 ± 0,01) g ec. 2

donde se ha redondeando el valor de 25,012 g a 25,01 g.

¿Podemos afirmar, sin embargo, que el valor correcto de la masa del cuerpo de nuestro ejemplo está situado entre 25,00 g y 25,02 g? La respuesta es un no rotundo. Efectivamente, es posible que nuestra balanza se haya desajustado de manera que siempre dé una lectura de la masa pesada de m gramos por

encima (o bien por debajo) de la que realmente le corresponde. En ese caso ya no se puede hablar de un error aleatorio propio de una imprecisión, a un lado y otro de la media, sino de un error sistemático que siempre separa en *m* gramos el valor determinado (como media) del valor real de la masa en cuestión.

Expresión del valor real de un observable, como la masa de un cuerpo, cuando se comete en su medida un error sistemático de +*m* gramos o -*m* gramos:

masa del cuerpo = $a = (\bar{a} + m)$ g ec. 3-a

o bien masa del cuerpo = $a = (\bar{a} - m)$ g ec. 3-b

Cuando existen errores sistemáticos, se dice que las medidas son poco exactas, con un grado de exactitud que depende del valor verdadero del observable y de la desviación sistemática *m* que se tiene cuando se hace la medida. Como siempre que se comete un error sistemático se comete también un error aleatorio, la expresión de la magnitud física determinada, en nuestro caso la masa del cuerpo, obedece a la expresión siguiente:

Expresión del valor real de un observable, como la masa de un cuerpo, cuando se comete un error sistemático y un error aleatorio (p. ej. de ± 0,01 g) en su medida:

masa del cuerpo = $a = (\bar{a} + m \pm 0{,}01)$ g ec. 4-a

o bien masa del cuerpo = $a = (\bar{a} - m \pm 0{,}01)$ g ec. 4-b

Sin embargo, los errores sistemáticos, a diferencia de los aleatorios, no se pueden evaluar, de manera que si queremos que sean muy pequeños, tan sólo podemos actuar preventivamente usando instrumentos de medida bien calibrados (p. ej., balanzas revisadas periódicamente, material volumétrico de confianza, etc.), utilizando métodos y criterios experimentales idóneos (p. ej., no tratar, cuando ello sea posible, los gases reales con las ecuaciones propias del gas ideal) y adquiriendo la pericia necesaria para trabajar en el laboratorio con fiabilidad y rigor.

OBJETIVO

El objetivo de esta práctica es determinar la precisión y la exactitud de los volúmenes proporcionados por una probeta y una pipeta aforada, dos tipos de utillaje que se pueden utilizar para determinar volúmenes de líquidos o de soluciones en el laboratorio.

A partir de los valores obtenidos, se establecerá la precisión y la exactitud de cada uno de estos utensilios y se razonará la idoneidad de uno u otro en situaciones en que se requiera un conocimiento preciso de los volúmenes de líquidos o soluciones.

Recomendaciones

Antes de realizar la práctica en el laboratorio, es muy recomendable que el alumnado haya leído atentamente lo que se indica en la introducción y haya entendido los conceptos de exactitud y precisión de las medidas, así como los criterios que se utilizan para expresar correctamente los observables físicos.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Balanza de laboratorio (± 0,01 g)
Pipeta aforada de 25 mL
Probeta de 25 mL

Vasos de precipitados de 50 y 400 mL
Aspirador para pipetas
Termómetro (0 - 50 ºC o 0 - 100 ºC)

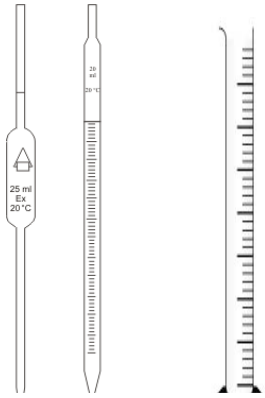


Fig. 1 Material para determinar volúmenes de líquidos y soluciones. De izquierda a derecha: pipeta aforada, pipeta graduada y probeta.

Seguridad personal

Hay que tener cuidado con la manipulación del material de vidrio.

Procedimiento experimental

1. Disponer unos 400 mL de agua destilada en un vaso de precipitados y con la pipeta aforada de 25 mL pipetear 25 mL de líquido, disponiéndolos en otro vaso situado sobre el plato de la balanza y que previamente se ha tarado. Anotar en la tabla 2 la masa de los 25 mL de agua (réplica 1). Repetir el procedimiento cuatro veces más y completar la columna correspondiente a las masas de las cinco réplicas (tabla 2).

2. Repetir el procedimiento indicado en el punto 1, tomando el volumen de agua con una probeta de 25 mL, en lugar de utilizar la pipeta aforada. Anotar los resultados de las masas en la correspondiente columna de la tabla 2.

3. Determinar la temperatura del agua y anotarla en la tabla 2.

Tabla 2 Resultados experimentales

Temperatura .....ºC	**Pipeta aforada de 25 mL**		**Probeta de 25 mL**	
	masa / g	volumen / mL	masa / g	volumen / mL
réplica 1				
réplica 2				
réplica 3				
réplica 4				
réplica 5				
media ($\bar{a}$)				
desviación estándar (s)				

RESULTADOS EXPERIMENTALES Y DISCUSIÓN

Tabla 3 Densidad del agua líquida a diferentes temperaturas

temperatura / ºC	densidad / g mL^{-1}
0,0	0,999841
1,0	0,999900
2,0	0,999941
3,0	0,999965
4,0	0,999973
5,0	0,999965
6,0	0,999941
7,0	0,999902
8,0	0,999849
9,0	0,999781
10,0	0,999700
11,0	0,999605
12,0	0,999498
13,0	0,999377
14,0	0,999244
15,0	0,999099
16,0	0,998943
17,0	0,998774
18,0	0,998595
19,0	0,998405
20,0	0,998203
21,0	0,997992
22,0	0,997770
23,0	0,997538
24,0	0,997296
25,0	0,997044

A partir de los valores de las masas correspondientes a los 25 mL de agua, medidos con la pipeta aforada o con la probeta, calcular el volumen correspondiente a cada una de las réplicas y anotarlo en la tabla 2. Para ello se debe tener en cuenta la densidad del agua a la temperatura a la que se ha realizado el experimento; los valores de densidad del agua a distintas temperaturas se muestran en la tabla 3.

Calcular la media de los volúmenes proporcionados por cada tipo de material volumétrico utilizado y la desviación estándar* asociada a las medidas.

*El cálculo de la media y de la desviación estándar asociadas a las medidas se puede hacer con una calculadora de bolsillo programable o bien utilizando un programa de hoja de cálculo para ordenador (p. ej., EXCEL® de Microsoft®).

Ecuaciones matemáticas de utilidad:

Expresión de la media ($\bar{a}$) de n medidas:

$$\bar{a} = \frac{\sum_1^n a_i}{n} \quad \text{ec. 5}$$

Expresión de la desviación estándar (*s*) asociada a *n* medidas:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_1^n (a_i - \bar{a})^2}{n-1}} \qquad \text{ec. 6}$$

Expresión para el cálculo del error asociado a la precisión de la medida (error estadístico) a partir del valor de la desviación estándar, para el caso de cinco medidas:

$$\varepsilon = \text{error estadístico} = 1{,}24 \cdot s \qquad \text{ec. 7}$$

Realizado ya el cálculo de la media y la desviación estándar de los volúmenes medidos con la pipeta aforada y la probeta de 25 mL, evaluar, utilizando la ecuación 7, el error estadístico correspondiente a cada caso (anotarlo en la tabla 4) y expresar los valores obtenidos con la correspondiente significación (anotarlos también en la tabla 4). Considerando que, tanto con la probeta como con la pipeta aforada, el valor verdadero de la medida tendría que ser 25,00 mL, evaluar, utilizando las ecuaciones 3-a o 3-b, el error sistemático correspondiente a cada instrumento volumétrico (anotar este error en la tabla 4).

Por último, a partir de los resultados experimentales obtenidos, razonar cuál de los dos instrumentos volumétricos es más preciso y cuál de ellos es más exacto.

Tabla 4 Comparación de los diferentes tipos de errores en la medida de un determinado volumen, utilizando una pipeta aforada y una probeta

	Error estadístico	Volumen medido	Error sistemático
Pipeta aforada de 25 mL	..... mL	..... mL ± ..... mL	..... mL
Probeta de 25 mL	..... mL	.....mL ± ..... mL	..... mL

1. SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA

INTRODUCCIÓN

Una mezcla es cualquier material constituido por dos o más sustancias puras que no están combinadas químicamente. Las mezclas no son patrimonio exclusivo de la química; nosotros las utilizamos y consumimos diariamente. Las bebidas que tomamos cada mañana, el combustible que utilizan nuestros automóviles y el terreno sobre el cual andamos, son ejemplos de mezclas. En este sentido, se pueden encontrar muy pocos materiales que sean sustancias puras.

Aislar los componentes puros de una mezcla requiere separar cada uno de ellos del resto de la mezcla. Los químicos han desarrollado técnicas de separación que aprovechan las diferencias entre las propiedades físicas de los componentes de la mezcla. Las técnicas de separación que se utilizarán en esta práctica son las siguientes:

1) *Sublimación*. Consiste en calentar un sólido hasta que pasa, directamente, a la fase gas. El proceso inverso, es decir, cuando el vapor pasa a sólido sin un estadio líquido intermedio, se denomina *deposición*. Sólidos con esta propiedad son el yodo, la cafeína y el *para*diclorobenzeno (bolas antipolillas).

2) *Extracción*. Esta técnica utiliza un disolvente para disolver selectivamente un componente de una mezcla sólida. De esta forma, un sólido soluble se puede separar de un sólido insoluble.

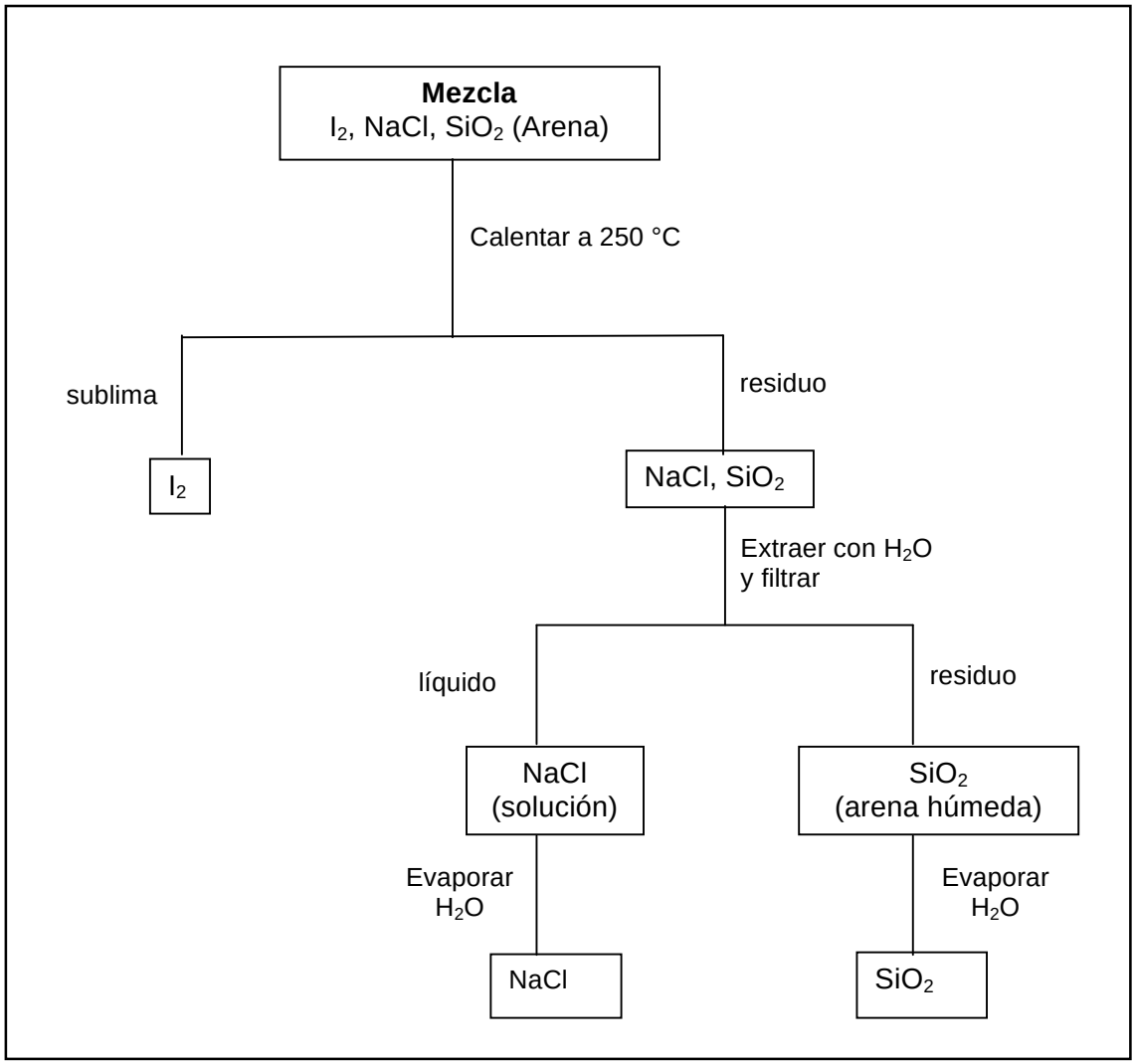
3) *Decantación*. Esta técnica permite separar un líquido de un sólido insoluble sedimentado, tal como se muestra en la figura 1.1.

4) *Filtración*. En este caso se utiliza un material poroso como filtro para separar un sólido de un líquido. El filtro permite que el líquido pase a través suyo, pero no el sólido (véase la fig. 1.4 en la sección de «Procedimiento»).

5) *Vaporización.* Se trata de calentar una mezcla para eliminar, en forma de vapor, un líquido volátil que esté formando parte de la mezcla.

La mezcla con la que se trabajará en este experimento contiene tres componentes: yodo (I_2), sal común (NaCl) y arena (SiO_2). La separación de los componentes se hará en cuatro etapas según el siguiente esquema:

Fig. 1.1



OBJETIVO

El objetivo de la práctica es separar los tres componentes de una mezcla formada por sal común, yodo y arena. Para ello, se experimentará con algunas de las técnicas de separación que aprovechan las diferencias en las propiedades físicas de los componentes de la mezcla.

Etapas que hay que seguir en la separación de los componentes de la mezcla:

1. Calentamiento (250 ºC) de la mezcla para sublimar el yodo.

2. Disolución de la sal común en agua para separarla de la arena.

3. Evaporación del agua de la disolución para recuperar la sal común.

4. Secado de la arena.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

3 Vasos de precipitados de 150 mL
Balanza de laboratorio (± 0,01 g)
Mortero
Rejilla
Círculo
Mechero Bunsen
Matraz de fondo redondo que se adapte a la boca del vaso de precipitados
Varilla de vidrio
Embudo de forma alemana
Papel de filtro
Algodón

Reactivos

Yodo (I_2)
Sal común (NaCl)
Arena (SiO_2)

Seguridad

El yodo es nocivo por ingestión e inhalación y es irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos se ha de lavar la zona con agua abundante y acudir al médico.

Procedimiento experimental

1. Determinar la masa de un vaso de precipitados limpio y seco de 150 mL (precisión de 0,01 g). Anotar este valor (vaso de precipitados 1) en la tabla 1.1 (1). En un mortero triturar la muestra de mezcla que ha suministrado el profesor hasta conseguir un polvo fino. A continuación, transferir, con cuidado, 2 g de la muestra triturada al vaso de precipitados 1 que aún está en el plato de la balanza y anotar el valor obtenido (2) (precisión de 0,01 g). Calcular, por diferencia, la masa de la muestra pesada (3).

2. Colocar el vaso de precipitados 1 sobre una rejilla, apoyada sobre un trípode o sostenida por un círculo metálico; encima del vaso colocar un matraz de fondo redondo, que contenga hielo y agua, y sujetarlo con una pinza, tal como muestra la figura 1.2. Taponar el pico del vaso de precipitados con un poco de algodón.

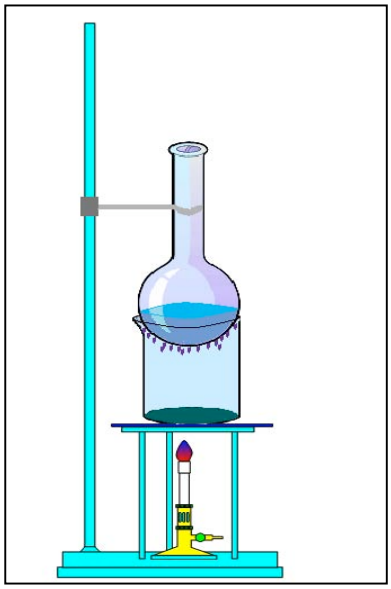


Fig. 1.2
Kit de sublimación

3. Calentar con cuidado utilizando un mechero Bunsen y aumentar la intensidad de la llama hasta que aparezcan vapores de yodo en el interior del vaso de precipitados (debe formarse un sólido en la parte inferior externa del matraz de fondo redondo). El calentamiento ha de durar aproximadamente diez minutos; transcurrido este tiempo, separar el mechero Bunsen de debajo del vaso de precipitados y cerrar el paso del gas. Sacar con cuidado el matraz de encima del vaso de precipitados y separar el

sólido depositado en el fondo externo del matraz, rascando la superficie con una espátula. Guardar el yodo obtenido en el recipiente que, con este fin, ha suministrado el profesor. A continuación, eliminar el agua del matraz y poner más hielo si es necesario. Remover el contenido del vaso de precipitados con una varilla de vidrio y poner otra vez el matraz de fondo redondo sobre el vaso de precipitados y taponar el pico del vaso de precipitados con un poco de algodón. Calentar de nuevo para obtener más cristales de yodo. Repetir el proceso hasta que no se deposite más yodo en la superficie externa del fondo del matraz. Juntar todas las fracciones de yodo obtenidas y guardarlas en el recipiente suministrado por el profesor.

4. Dejar enfriar el vaso de precipitados hasta temperatura ambiente. Determinar la masa del vaso con el sólido que queda dentro, anotar el valor en la tabla 1.1 (4) y calcular la masa de yodo que ha sublimado (5).

5. Añadir 25 mL de agua destilada al sólido que queda en el vaso de precipitados. Calentar, agitando con una varilla de vidrio, durante 5 min.

6. Determinar la masa de otro vaso de precipitados de 150 mL (precisión de 0,01 g) y anotar el valor en la tabla 1.1 (6).

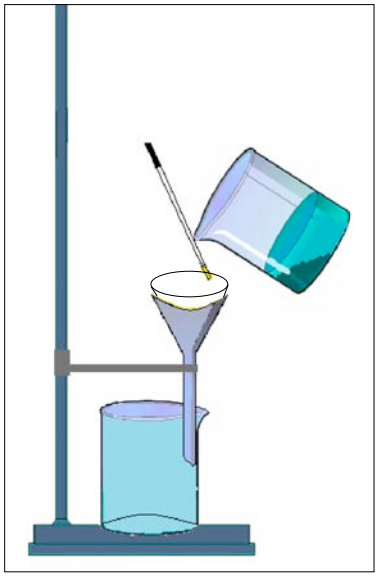


Fig. 1.3
Filtración por gravedad

7. Montar el sistema para filtrar por gravedad, tal como se muestra en las figuras 1.3 y 1.4.

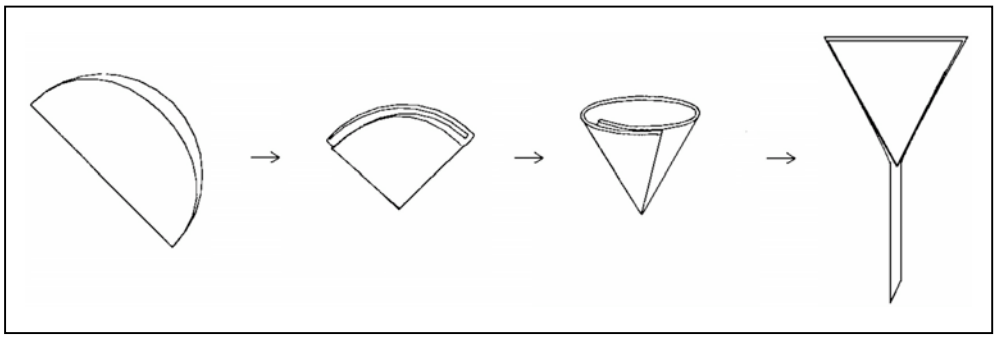


Fig. 1.4 Preparación de un filtro liso

9. Humedecer el papel de filtro con un poco de agua destilada y ajustar el papel al embudo de forma alemana, de modo que el papel esté en contacto con la superficie interna del embudo.

10. Colocar el segundo vaso de precipitados debajo del embudo de forma alemana.

11. Filtrar la mezcla contenida en el vaso 1 pasándola a través del filtro dispuesto en el embudo de forma alemana. El sólido queda retenido en el filtro y el líquido (llamado *filtrado*) se recoge en el vaso de precipitados 2. (No tirar el filtro con el sólido.)

12. Lavar el vaso de precipitados 1 con 5-10 mL de agua destilada y, a continuación, verterlo en el embudo y recoger el líquido en el vaso de precipitados 2, añadiéndolo al filtrado anterior. Repetir el proceso con 5-10 mL más de agua.

13. Colocar el vaso de precipitados 2 con su contenido sobre una rejilla, apoyada encima de un trípode o sostenida por un círculo metálico, tal como se muestra en la figura 1.5 (a). Calentar suavemente con un mechero Bunsen, controlando la llama para evitar una fuerte ebullición. El volumen de agua se irá reduciendo y empezará a aparecer cloruro de sodio sólido. En ese momento, reducir la llama para evitar salpicaduras. Cuando se haya eliminado todo el líquido, dejar enfriar el vaso de precipitados hasta que esté a temperatura ambiente. Determinar la masa del vaso 2, con el residuo sólido (precisión de 0,01 g) y anotar el resultado en la tabla 1.1 (7). Calcular, por diferencia, la masa de cloruro de sodio obtenido (8).

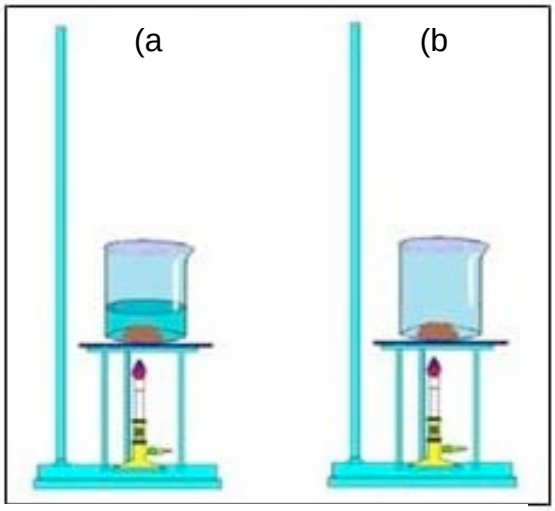


Fig. 1.5 Kit de vaporización

14. Determinar la masa de otro vaso de precipitados limpio y seco de 150 mL (vaso 3) y anotar el resultado en la tabla 1.1 (9). Transferir la arena desde el papel de filtro hasta el vaso de precipitados 3. Calentar el vaso con la arena hasta que quede seca, utilizando el sistema que se muestra en la figura 1.5 (b)

(o utilizando una estufa de laboratorio a 100 °C). Se ha de calentar con cuidado para evitar salpicaduras. Cuando la arena está seca ha de quedar disgregada. Dejar que se enfríe a temperatura ambiente; determinar la masa del vaso 3 con la arena (precisión de 0,01 g) y anotar el resultado en la tabla 1.1 (10). Calcular por diferencia la masa de arena recuperada (11).

Tabla 1.1 Resultados experimentales

		masa / g
1	vaso 1	
2	vaso 1 + mezcla	
3	mezcla (2) - (1)	
4	vaso 1 después de sublimar	
5	I_2 (2) - (4)	
6	vaso 2	
7	vaso 2 + NaCl	
8	NaCl (7) - (6)	
9	vaso 3	
10	vaso 3 + SiO_2 (arena)	
11	SiO_2 (arena) (10) - (9)	
12	sólidos recuperados (5) + (8) + (11)	

A partir de los resultados experimentales recogidos en la tabla 1.1, calcular:

a) El rendimiento global del proceso de separación, utilizando la fórmula:

$$\text{rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa de sólidos recuperada}}{\text{masa inicial de la mezcla}} \cdot 100$$

b) El rendimiento de recuperación de cada componente de la mezcla, utilizando la fórmula:

$$\text{\% de componente en la mezcla} = \frac{\text{masa del componente}}{\text{masa inicial de la mezcla}} \cdot 100$$

y anotar los resultados en la tabla 1.2.

Tabla 1.2 Porcentajes, en masa, de los sólidos recuperados, calculados a partir de los datos de la tabla 1.1.

		%
rendimiento global	[(12)/(3)]·100	
% de recuperación del I_2	[(5)/(3)]·100	
% de recuperación del NaCl	[(8)/(3)]·100	
% de recuperación de SiO_2 (arena)	[(11)/(3)]·100	

CUESTIONES

1. Un estudiante ha realizado este experimento con una mezcla de 2,35 g. Después de separar los componentes, ha recuperado un total de 2,77 g de sustancia. Suponiendo que todas las determinaciones y cálculos se han hecho correctamente, ¿cómo se podría explicar el incremento de masa en el material recuperado?

2. Los cubitos de hielo almacenados durante un largo periodo de tiempo en el congelador de un frigorífico pierden su forma y disminuyen de tamaño. ¿A qué es debido este hecho?

3. La masa de yodo en una muestra podría ser determinada por diferencia, como en el experimento, o bien determinando la masa del sólido recuperado del fondo del balón. ¿Qué método sería más preciso? Justificar la respuesta.

4. Una muestra de patatas fritas de 100,00 g se ha sometido a una extracción con hexano, un disolvente orgánico volátil. Después de separar y evaporar el hexano, se recuperaron 6,25 g de aceite de freír. ¿Cuál es el porcentaje de aceite en las patatas fritas? Razonar la respuesta.

5. Las lavadoras que trabajan en seco eliminan las manchas de aceite y grasa utilizando un disolvente orgánico llamado *percloroetileno*. ¿Qué técnica de separación emplean estas lavadoras?

6. A partir de una muestra de 11,56 g que contiene cloruro de sodio, yodo y arena, se recuperaron 3,64 g de NaCl, 1,56 g de yodo y 5,92 g de arena. Calcular el porcentaje recuperado de cada sustancia y el porcentaje total de recuperación. Si el resultado muestra una recuperación menor del 100%, ¿cómo se podría explicar la diferencia?

7. De las cinco técnicas de separación comentadas para separar los componentes de una mezcla, ¿cuál de ellas se podría utilizar para eliminar el agua del barro?, ¿y para separar el sedimento arcilloso del agua de un río?

8. De estas cinco técnicas de separación, ¿hay alguna que se pueda utilizar para separar los elementos constituyentes de un compuesto químico? Justificar la respuesta.

9. ¿Qué técnica (o técnicas) de separación se utiliza en la preparación de una taza de té por inmersión de una bolsa de té en agua caliente?

10. El *para*diclorobenzeno se utiliza como repelente de polillas. ¿Qué propiedad física de este compuesto permite utilizarlo para la protección de la ropa?

2. REACCIONES QUÍMICAS A PEQUEÑA ESCALA

INTRODUCCIÓN

Las reacciones químicas son cambios íntimos de la materia, en los que unas sustancias llamadas reactivos se transforman en otras nuevas llamadas productos.

REACTIVOS → PRODUCTOS

Las reacciones químicas abren la posibilidad de fabricar productos de gran utilidad para nuestra sociedad que no se encuentran en la naturaleza, tales como detergentes, colorantes, fármacos, plásticos, etc.

A lo largo de toda reacción química se produce una liberación o una absorción de energía, generalmente en forma de calor.

Las reacciones químicas se representan mediante una ecuación del tipo:

$$2\ HCl(ac) + Zn(s) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

En el primer miembro de la ecuación se indican las fórmulas de los reactivos y en el segundo las de los productos. Asimismo, se aconseja indicar los estados de agregación de las distintas sustancias que participan en la reacción: (s) sólido, (l) líquido, (ac) solución acuosa y (g) de gas.

En toda reacción química se cumple la ley de Lavoisier o ley de la conservación de la masa (conservación de los átomos) y por esta razón se deben igualar o ajustar las ecuaciones colocando coeficientes numéricos delante de las fórmulas para conseguir el mismo número de átomos en los dos miembros de la ecuación.

Las reacciones químicas pueden clasificarse según distintos criterios:

- Atendiendo a la estructura de la ecuación.

1. *Reacciones de unión o síntesis* A + B → AB
2. *Reacciones de descomposición* AB → A + B
3. *Reacciones de desplazamiento* AB + C → AC + B
4. *Reacciones de doble sustitución* AB + CD → AC + BD

➢ Atendiendo a los cambios de estado de oxidación de los elementos en los compuestos que participan en la reacción.

1. *Reacciones sin cambios en el estado de oxidación*

- Reacciones ácido-base

Un ácido, como propuso Arrhenius en 1884, es una sustancia que en presencia de agua se ioniza formando protones, como por ejemplo el HCI. Por otra parte, una base es una sustancia que en solución acuosa se ioniza para dar iones OH^-, como por ejemplo el KOH. La reacción más importante entre ácidos y bases es la reacción de neutralización, proceso en el que los protones del ácido reaccionan con los iones OH^-, de la base para formar agua. Por ejemplo al mezclar ácido clorhídrico e hidróxido de potasio se produce la reacción siguiente:

$$HCl(ac) + KOH(ac) \rightarrow H_2O(l) + KCl(ac)$$

Los conceptos de ácido y base son más amplios que los que se utilizan en este texto, donde se muestran los ácidos y las bases como dadores y aceptores de protones respectivamente (concepto de Bronsted y Lowry). Normalmente, se utiliza el concepto de ácido y base de Lewis, según el cual un ácido es una sustancia aceptadora de electrones y una base es una sustancia dadora de electrones.

- Reacciones de precipitación

Las reacciones de precipitación, que se producen entre iones en solución, conducen a la formación de productos sólidos, debido a su baja solubilidad en el medio en el que se forman. Estos productos sólidos así obtenidos se denominan precipitados.

A una determinada temperatura, los equilibrios de precipitación están regulados por la constante de equilibrio correspondiente, que en este caso se llama producto de solubilidad (*Ks* o *Kps*).

Para un equilibrio de solubilidad:

$$A_nB_m(s) \leftrightarrows n\ A^{m+}(ac) + m\ B^{n-}(ac)$$

Siempre que $Q = [A^{m+}]^n\ [B^{n-}]^m$ sea superior a *Ks* se formará el precipitado, ya que hay un exceso de iones en la solución, mientras que si $Q < Ks$, no hay bastante concentración iónica y el precipitado no se forma, o bien si se ha formado momentáneamente el precipitado, éste se disolverá al agitar la solución (redisolución).

Estas reacciones son la base de muchos procesos de separación utilizados en los análisis químicos.

- Reacciones de formación de complejos

Los complejos, también llamados compuestos de coordinación, son compuestos químicos formados por un *átomo central* (que puede ser un átomo neutro o un ión metálico) unido a unos *ligandos* (moléculas neutras o iones) que se disponen a su alrededor. La formación de un compuesto de coordinación es una reacción ácido-base de Lewis, en la cual el metal actúa como ácido y los ligandos, que son moléculas que contienen algunos átomos con pares de electrones no enlazantes (llamados átomos de coordinación), actúan como base. El número de átomos de coordinación que se unen al metal se denomina número de coordinación. Hay una gran variedad de números de coordinación pero los más comunes son 2, 4 y 6. Algunos ejemplos de complejos son:

$[Ag(NH_3)_2]^+$ ión diamminoplata(I)
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ión tetraamminocobre(II)
$[Fe(CN)_6]^{4-}$ ión hexacianuroferrato(II)

La formación y la disociación de un complejo se puede expresar a través de una reacción química regida por los principios del equilibrio químico. De este modo, la disociación del complejo ión tetraaminocobre(II) se representaría como:

$$[Cu(NH_3)_4]^{2+}(ac) \leftrightarrows Cu^{2+}(ac) + 4\ NH_3(ac)$$

Y se le asignaría una constante de disociación K_d, tal como:

$$K_d = \frac{[Cu^{2+}(ac)\ ]_{eq}\,[NH_3(ac)]^4_{eq}}{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}(ac)]_{eq}}$$

Un valor de la constante de disociación (K_d) muy pequeño indica que el complejo formado es muy estable. Las constantes de disociación para los complejos arriba mencionados son:

$[Ag(NH_3)_2]^+$	$K_d = 5 \cdot 10^{-8}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$K_d = 1 \cdot 10^{-12}$
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$K_d = 1 \cdot 10^{-35}$

Los complejos tienen importantes aplicaciones en nuestra vida, como:

- la hemoglobina, en la que el ión Fe^{2+} forma parte de un complejo llamado grupo hemo, que es el responsable del transporte de oxígeno en la sangre;

- la clorofila de las plantas, en la que el ión Mg^{2+} que forma parte de dicho complejo, favorece la captación de la luz solar;

- el EDTA (ácido etilendiaminotetraacético), que se encuentra en los detergentes y en los productos antical, que coordina los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} del agua.

Finalmente, es interesante señalar que la formación de compuestos de coordinación permite solubilizar sustancias insolubles. Esto se da cuando uno de los iones de la sal insoluble forma un complejo más estable que el precipitado. Por ejemplo, el precipitado de AgCl se puede disolver añadiendo amoniaco, según la reacción:

$$AgCl(s) + 2\ NH_3(ac) \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+(ac) + Cl^-(ac)$$

2. *Reacciones con cambios en el estado de oxidación o reacciones de oxidación-reducción (redox)*

Son reacciones en las que se produce una transferencia de electrones entre dos especies químicas. En estas reacciones decimos que la especie que pierde electrones se oxida y la que gana electrones se reduce.

Por ejemplo podemos considerar la reacción siguiente:

$$2\ Fe(s) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$$

En este proceso el hierro metálico, que pierde electrones, se oxida pasando a hierro(III), mientras que el oxígeno se reduce a óxido, con lo que gana electrones.

Las dos semirreacciones que se producen son:

$$Fe - 3\ e^- \rightarrow Fe^{3+}$$

$$O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$$

Dentro del grupo de reacciones redox son muy importantes las reacciones de combustión, entre un combustible (reductor) y un comburente (oxidante). Estas reacciones van acompañadas de una gran liberación de energía en forma de calor y generalmente de luz, como por ejemplo la reacción de combustión del metano, el principal componente del gas natural.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

OBJETIVO

El objetivo de esta práctica es realizar algunas reacciones químicas simples pero importantes, con cambios fácilmente observables, que se puedan hacer a pequeña escala (en tubos de ensayo o reacciones a la gota en una placa de porcelana con pocillos) para minimizar la producción de residuos.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Tubos de ensayo
Gradilla
Espátula
Frasco lavador con agua destilada
Cuentagotas
Papel de filtro
Papel indicador

Reactivos

Solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) 0,1 M
Solución de amoniaco (NH_3) 2 M
Cloruro de amonio (NH_4Cl) sólido
Lentejas de hidróxido de sodio (NaOH)
Clavo de hierro (Fe)

Solución de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) 0,1 M

Solución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) al 3%

Solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 10%

Solución de ioduro de potasio (KI) 0,1 M

Solución de cloruro de hierro(III) ($FeCl_3$) 0,1 M

Solución de cloruro de hierro(II) ($FeCl_2$) 0,1 M

Solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M

Solución de nitrato de calcio ($Ca(NO_3)_2$) 0,1 M

Solución de carbonato de sodio (Na_2CO_3) 0,1 M

Solución de ácido clorhídrico (HCl) 2 M

Zinc (Zn)

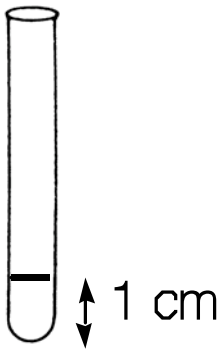
Procedimiento experimental

En función de las circunstancias de cada centro, se pueden hacer las reacciones a nivel de tubo de ensayo, o bien si se quiere minimizar aún más la producción de residuos, algunas reacciones propuestas se pueden hacer a la gota, en una placa de porcelana con pocillos (fig. 2.1).

Trabajo con tubos de ensayo

Se utilizará el cuentagotas para manipular líquidos.

Las reacciones entre dos soluciones se harán añadiendo gota a gota una de las soluciones sobre la otra, con agitación.



Realizar las experiencias con 1 mL de solución (llenar el tubo hasta una altura de 1 cm aproximadamente, o bien considerar que 1 mL equivale a unas 20 gotas).

Al terminar la experiencia se deben indicar los cambios observados (formación de precipitados, cambios de color, formación de gases, etc.) y dar una explicación razonada de lo ocurrido a lo largo de la reacción.

Reacciones a la gota

Para minimizar los residuos y productos y, al mismo tiempo, mostrar que la cantidad de reactivos no modifica la reacción, algunas de las reacciones

propuestas se pueden hacer a la gota, utilizando una placa de porcelana con pocillos (fig. 2.1). Los experimentos: **2**, **3**, **5** y **6** del procedimiento experimental de este capítulo se pueden realizar por este método.

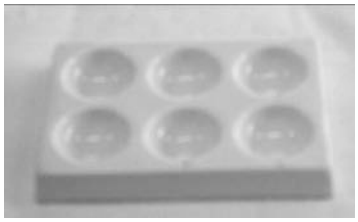


Fig. 2.1 Placa de porcelana con 6 pocillos

Procedimiento

1. Marcar con un rotulador cada pocillo de la placa de porcelana para saber exactamente cuál es la reacción que se ha producido en cada uno, ya que se hacen cuatro reacciones distintas a la vez (experimentos 2, 3, 5 y 6).

2. Añadir, con un cuentagotas limpio, una gota del primer reactivo de la reacción que queremos estudiar.

3. Tomar nota de las características de la gota de este reactivo, según su coloración y textura pertinentes.

4. Añadir, con otro cuentagotas limpio, una gota del segundo reactivo.

5. Esperar un momento hasta que se produzca la reacción. Observar y tomar nota de los cambios que se produzcan.

6. Proponer una explicación de la reacción que ha tenido lugar.

Pictogramas de seguridad

Las soluciones de ácido clorhídrico 2 M son irritantes para los ojos y la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se debe aplicar sobre la zona afectada agua abundante y acudir al médico.

El ácido sulfúrico al 10% es irritante para los ojos y la piel y puede ocasionar quemaduras y dermatitis. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se debe limpiar la zona afectada con abundante agua y acudir al médico.

El amoníaco 2 M es irritante para los ojos y la piel y sus vapores son también muy irritantes tanto para los ojos como para el sistema respiratorio. Se debe trabajar en una vitrina de gases y en caso de contacto accidental con los ojos o la piel se debe limpiar la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

El hidróxido de sodio es corrosivo para la piel y las mucosas y puede ocasionar quemaduras graves. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se debe lavar la zona afectada con abundante agua y acudir al médico.

El cloruro de amonio es nocivo por inhalación e irritante para los ojos. En caso de contacto accidental en los ojos se debe limpiar con agua y acudir al médico.

Procedimiento experimental

1. Añadir un clavo de hierro a 2 mL de una solución de sulfato de cobre(II) 0,1 M. Observar el color del clavo al cabo de unos 5 o 10 minutos.

El cobre, por sus propiedades mecánicas, y debido a que es un excelente conductor de la electricidad, se utiliza para fabricar cables eléctricos.

2. Tratar 1 mL de una solución de $FeCl_3$ 0,1 M, con unas gotas de otra solución de NaOH 0,1 M, hasta que se observe la aparición de un precipitado. A continuación añadir, con un cuentagotas, 1 mL de HCl 2 M y agitar.

En otro tubo de ensayo tratar 1 mL de una solución de $FeCl_2$ 0,1 M, con unas gotas de una solución de NaOH 0,1 M hasta que se observe la aparición de un precipitado. Decantar dicho precipitado y exponerlo al aire durante unos minutos.

Los óxidos de hierro tienen una gran demanda como pigmentos. Además, una de las formas del óxido de hierro(III), debido a sus propiedades magnéticas, se utiliza como soporte magnético de la información en las cintas de vídeo, audio y los discos duros de ordenador.

3. Tratar 1 mL de una solución de $Ca(NO_3)_2$ 0,1 M con unas gotas de otra solución de Na_2CO_3 0,1 M. Observar los cambios producidos. A continuación añadir, con un cuentagotas, una solución de HCl 2 M y agitar.

El carbonato de calcio se utiliza en grandes cantidades para la obtención de cemento. El carbonato de sodio se utiliza en la fabricación de vidrio.

Formación de estalactitas y estalagmitas:
El agua que circula por terrenos calizos forma soluciones que contienen los iones Ca^{2+} y HCO_3^-. Estas aguas, en el interior de las grutas, dan lugar a la formación de estalactitas y estalagmitas a consecuencia del desplazamiento de la reacción bidireccional:

$$Ca^{2+}(ac) + 2\ HCO_3^-(ac) \leftrightarrows CaCO_3\ (s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

4. Poner un trozo de zinc en un tubo de ensayo y añadir 2 mL de una solución HCl 2 M.

La reacción de combustión del hidrógeno (H_2) es exotérmica, libera una importante cantidad de energía y se forma agua como único producto del proceso. Por ello, el hidrógeno, es un combustible alternativo muy interesante.
El hidrógeno gas es muy utilizado en la industria. Por ejemplo, se utiliza para convertir grasas líquidas insaturadas (con enlaces C=C), como son los aceites comestibles, en margarinas, que son grasas sólidas donde se han hidrogenado algunos de los dobles enlaces presentes en los aceites.

5. Tratar 1 mL de una solución de H_2O_2 al 3% con unas gotas de H_2SO_4 al 10% y añadir, a continuación, unas gotas de una solución KI.

El peróxido de hidrógeno (que en solución acuosa recibe el nombre de *agua oxigenada*), es muy utilizado en importantes procesos industriales, como por ejemplo en la industria del papel, donde se utiliza como blanqueador. También se utiliza como desinfectante y en la preparación de productos de limpieza.

6. Tratar 1 mL de agua del grifo (que contiene iones cloruro) con unas gotas de solución de $AgNO_3$ 0,1 M. Observar los cambios producidos. A continuación añadir, con un cuentagotas, 3 mL de una solución de NH_3 2 M y agitar. ¿Qué se observa?

Repetir la primera parte del experimento añadiendo en un papel de filtro unas gotas de agua del grifo y unas gotas de solución de $AgNO_3$ 0,1 M. Dejar expuesto el papel de filtro a la luz solar unos minutos.

La fácil reducción del ión Ag^+ a Ag (0), mediante la radiación visible, es la base de la fotografía convencional. Este proceso también se utiliza en la fabricación de gafas que se oscurecen con la radiación solar (fotocromismo).

7. En un tubo de ensayo introducir NH_4Cl sólido hasta que quede cubierta la base del tubo y añadir, con una espátula, un par de lentejas de NaOH y 2 mL de agua. Acercar a la boca del tubo un papel indicador de pH humedecido con agua destilada. ¿Qué se observa? **Con mucho cuidado**, se puede oler el gas que se ha liberado.

Datos

A partir de los siguientes datos y de los hechos experimentales observados, escribir las ecuaciones de las reacciones que se han producido a lo largo de los experimentos.

Amoniaco (NH_3): gas de olor penetrante y carácter básico.
Carbonato de calcio ($CaCO_3$): sólido blanco insoluble en agua.
Cobre (Cu): metal rojizo.
Cloruro de amonio (NH_4Cl): sólido blanco.
Cloruro de plata (AgCl): sólido blanco insoluble en agua.
Dióxido de carbono (CO_2): gas incoloro y no combustible.
Hidrógeno (H_2): gas incoloro y combustible.
Hidróxido de hierro(II) ($Fe(OH)_2$): sólido insoluble en agua, de color verde pálido.
Hidróxido de hierro(III) ($Fe(OH)_3$): sólido insoluble en agua, de color marrón.
Iodo (I_2): sólido de color marrón y poco soluble en agua.

CUESTIONES

1. Clasificar las reacciones siguientes, atendiendo a la estructura de la ecuación.

$Ba(s) + Cl_2(g) \rightarrow BaCl_2(s)$

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

$KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + 3/2\ O_2(g)$

2. Indicar cuáles de las reacciones siguientes son reacciones redox.

$3\ C(s) + 4\ HNO_3(ac) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ NO(g) + 2\ H_2O(l)$

$Cu(s) + 4\ HNO_3(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

$Na_2CO_3(ac) + 2\ HCl(ac) \rightarrow 2\ NaCl(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

3. Escribir tres reacciones ácido-base.

4. Explicar la forma de redisolver un precipitado de: carbonato de bario, hidróxido de hierro(III) y cloruro de plata.

3. DETERMINACIÓN DE LA ESTEQUIOMETRÍA DE COMPUESTOS QUíMICOS

Cada compuesto químico tiene una composición definida que se expresa a través de su fórmula. Así, por ejemplo, en los cristales de cloruro de sodio (NaCl), por cada anión cloruro (Cl^-) hay un catión sodio (Na^+). Sin embargo, hay sales cuyos cristales, además de los correspondientes aniones y cationes, presentan moléculas de agua. En este caso se dice que la sal está hidratada y las moléculas de agua que contiene constituyen el agua de cristalización. Un ejemplo de este tipo de sales es el cloruro de cobalto(II), que puede contener un número variable de moléculas de agua de cristalización, hecho que curiosamente afecta al color de la sal. El cloruro de cobalto(II) anhidro no contiene agua de cristalización y es de color azul. Cuando la sal contiene dos moléculas de agua de cristalización, cloruro de cobalto(II)-agua(1/2), $CoCl_2.2H_2O$, es de color violeta, y cuando contiene seis moléculas de agua de cristalización, cloruro de cobalto(II)-agua(1/6), $CoCl_2{\cdot}6H_2O$, es de color rosado.

Para la nomenclatura de las sales hidratadas según las normas de la IUPAC, se debe indicar la relación estequiométrica existente entre la sal y el número de moléculas de agua de cristalización que contiene.

Asimismo, hay sales que contienen dos tipos distintos de aniones (sales dobles). Un ejemplo de este tipo de sales son las que se encuentran en los minerales de cobre(II) denominados azurita y malaquita. Ambos minerales contienen cationes cobre(II), y aniones hidróxido (OH^-) y carbonato (CO_3^{2-}). La diferencia entre estos dos minerales corresponde a la relación estequiométrica entre los tres iones. La malaquita, de color verde, tiene una estequiometría $Cu_2CO_3(OH)_2$, mientras que en la azurita, de color azul, la estequiometría es $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$.

Las sales dobles en las que uno de los aniones es el anión hidróxido (OH^-) reciben el nombre de sales básicas. Éste es el caso de las sales que constituyen los dos minerales de cobre, la malaquita y la azurita, que químicamente son dos carbonatos básicos de cobre.

Para entender y recordar la estequiometría de estas sales dobles de cobre(II), muchas veces se formulan como si estuvieran formadas por carbonato de cobre(II) ($CuCO_3$) e hidróxido de cobre(II) ($Cu(OH)_2$). Así, la malaquita, que según las normas IUPAC se ha de formular como $Cu_2CO_3(OH)_2$ y denominar como dihidroxicarbonato de dicobre, se puede ver formulada como $CuCO_3.Cu(OH)_2$, mientras que la azurita, de fórmula $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ y denominada dihidroxidicarbonato de tricobre, se puede encontrar escrita como $2CuCO_3{\cdot}Cu(OH)_2$.

En esta práctica se trabajará el concepto de estequiometría de dos tipos de compuestos bien diferentes, como es el caso de una sal hidratada y de una sal básica, utilizando la técnica gravimétrica.

El hecho de trabajar con sales hidratadas permite, por un lado, comparar las propiedades de las sales hidratadas frente a las sales anhidras y por otra parte diferenciar entre agua de cristalización y humedad.

INTRODUCCIÓN

Muchos de los compuestos químicos que se comercializan, especialmente las sales pero también bastantes compuestos orgánicos, contienen agua de cristalización, ya que en muchos casos se obtienen a través de procesos de cristalización en disolución acuosa. El agua de la disolución puede pasar a formar parte del compuesto sólido que se obtiene al final. En estos casos se dice que el compuesto está hidratado y el agua que contiene es el agua de cristalización (por ejemplo, $CoCl_2{\cdot}nH_2O$ o $CuSO_4{\cdot}nH_2O$).

Ahora bien, no debe confundirse el agua de cristalización con la humedad. La vida en la tierra gira en torno al agua. Nuestro cuerpo está formado por una

cantidad importante de agua y la necesitamos para vivir; por este motivo todos los asentamientos humanos se dan siempre cerca del agua. Debido a ello, el aire que nos rodea contiene cantidades más o menos importantes de vapor de agua que originan lo que denominamos humedad. Cuando ha llovido o bien cuando la humedad del aire es elevada, la sal común de los saleros forma grumos y le cuesta salir por los orificios, debido a la absorción de agua. En los envases de materiales sensibles a la humedad (aparatos electrónicos, medicamentos etc.), se pueden encontrar unas bolsitas que contienen un producto granulado. Este producto es un agente desecante, es decir, un producto que absorbe la humedad ambiental que pueda entrar en el envase.

La humedad atmosférica absoluta es la masa de vapor de agua que hay en 1 m^3 de aire (humedad absoluta = g agua / m^3 aire). La humedad relativa indica la capacidad que tiene el aire para absorber vapor de agua. Se expresa en forma de porcentaje, a partir de la relación entre la masa de agua que hay en el aire, a una temperatura dada, y la que habría si el aire estuviera totalmente saturado de vapor de agua. Los instrumentos que miden la humedad relativa del aire se denominan higrómetros. El primer higrómetro consistía en una balanza en la que uno de los platos contenía piedras y el otro, lana bien seca. Cuando la lana había captado humedad, el plato con la lana pesaba más. La fuente principal de la humedad del aire es la superficie de los océanos donde el agua se evapora de forma constante; también contribuyen los ríos y lagos, el agua que emana del suelo o la humedad producida por plantas y animales.

Un agente desecante se caracteriza por absorber el vapor de agua ambiental. Uno de los compuestos más usados como desecante es el gel de sílice, derivado del dióxido de silicio (SiO_2), una sustancia de composición similar a la arena de la playa. Este compuesto es insoluble en agua, pero su estructura cristalina tiene cavidades por donde puede penetrar el agua y quedar retenida. En cierta manera es como una esponja porosa, fabricada con un material vítreo e inerte a la mayoría de productos químicos. Este compuesto, de color blanco, puede llegar a absorber una cantidad limitada de agua, de modo que, cuando

todos sus poros están llenos, ya no admite más. No obstante, si se calienta el producto a 110 ºC, pierde el agua retenida en sus poros y vuelve a ser un buen agente desecante.

Algunas veces, al gel de sílice se le incorpora un «indicador», de modo que cuando el agente desecante está lleno de agua cambia de color. De este modo se puede saber cuándo se debe regenerar (eliminar el agua por calentamiento). Generalmente el indicador es una pequeña cantidad de cloruro de cobalto(II). Cuando el gel de sílice no contiene agua, el compuesto de cobalto(II) se encuentra como sal anhidra y tiene color azul, mientras que cuando el gel de sílice absorbe agua, la sal de cobalto se hidrata y forma el cloruro de cobalto(II)-agua (1/6), $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, y su color cambia a rosa.

En un agente desecante el agua se acomoda en las cavidades que presenta el sólido desecante pero no cambia su estructura, solamente cambia la estequiometría del compuesto que hace de indicador: $CoCl_2$ (azul) / $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ (rosa).

Muchos compuestos químicos comerciales, especialmente si son sales, contienen agua de cristalización, por ejemplo el cloruro de bario-agua(1/2), $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, o el carbonato de sodio-agua(1/10), $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. En estos casos, las moléculas de agua forman parte de la estructura del compuesto, y la eliminación de estas moléculas de agua modifica dicha estructura.

Como ya se ha comentado anteriormente, las sales básicas de cobre(II) que contienen aniones carbonato y aniones hidróxido pueden presentar una estequiometría diferente según las condiciones de formación del compuesto (pH y concentración de carbonato). No obstante, sea cual sea la composición de estas sales, tipo azurita o malaquita, la acción del calor da lugar a una reacción de descomposición térmica y de este modo en ambos casos se obtiene óxido de cobre(II) (CuO).

$$\text{Malaquita: } Cu_2CO_3(OH)_2(s) \xrightarrow{\text{calor}} 2\ CuO(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$\text{Azurita: } Cu_3(CO_3)_2(OH)_2(s) \xrightarrow{\text{calor}} 3\ CuO(s) + 2\ CO_2(g) + H_2O(g)$$

OBJETIVO

En esta práctica se determinará el número de moléculas de agua de cristalización que contiene una sal hidratada de cobre(II), $CuSO_4 \cdot nH_2O$, y la composición de una sal básica de cobre(II), $Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$, en la que x puede ser 1 o 2. En ambos casos la estequiometría se determinará por gravimetría, a partir de las mediciones de pérdida de masa por calentamiento de las sales sólidas.

También se comparará el comportamiento que presentan frente al agua y al calor, un agente desecante (SiO_2 con indicador) y una sal hidratada ($CuSO_4 \cdot nH_2O$).

La técnica gravimétrica permite seguir el curso de una reacción, en la que se desprende un gas o un vapor, midiendo el cambio de masa que experimenta el sistema a lo largo de la reacción. Generalmente, esta técnica se utiliza para el seguimiento de reacciones de deshidratación y reacciones de descomposición térmica. Debe tenerse en cuenta que las pesadas se han de realizar siempre en frío; si la muestra, y especialmente el recipiente que la contiene, están calientes, la medición será errónea.

PARTE EXPERIMENTAL

A. DETERMINACIÓN DEL AGUA DE CRISTALIZACIÓN DE UNA SAL HIDRATADA: EL SULFATO DE COBRE(II)-AGUA (1/n): $CuSO_4 \cdot nH_2O$

Material

Cápsula de porcelana
Mechero Bunsen
Trípode y rejilla o placa cerámica
Balanza de laboratorio (± 0,01 g)
Espátula y varilla de vidrio
Mortero

Reactivos

Sulfato de cobre(II) hidratado ($CuSO_4 \cdot nH_2O$)
Gel de sílice (opcional)

Pictogramas de seguridad

El sulfato de cobre(II) es nocivo por ingestión e irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos, debe lavarse la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

Seguridad personal

Debe tenerse especial cuidado cuando se manipula el material caliente-

Procedimiento experimental

1. Se pulverizan en un mortero entre 1,00 g y 1,50 g de sal de cobre(II), $CuSO_4 \cdot nH_2O$.

2. En una balanza sensible al centigramo, se determina la masa de una cápsula de porcelana vacía (m_c) y se anota el resultado en la tabla 3.1.

3. A continuación, con ayuda de la espátula, se dispone el sulfato de cobre(II) hidratado bien pulverizado en la cápsula y la masa total (mt_i) se anota en la tabla 3.1. Restando de este valor la masa de la cápsula (m_c) se puede saber la masa de sal hidratada inicial (m_i). Anotar este valor en la tabla 3.1.

4. Se coloca la cápsula sobre la placa cerámica (o la rejilla), apoyada en el trípode, se enciende el mechero Bunsen y se calienta la cápsula unos 5 min. Observar si se produce algún cambio.

5. A continuación, se deja enfriar la cápsula y, cuando ya se encuentra a temperatura ambiente, se determina de nuevo la masa (cápsula + producto). Se repite la operación de calentamiento, enfriamiento y determinación de la

masa hasta conseguir un valor constante. Anotar en la tabla 3.1 el valor final obtenido (mt_f) y restar de este valor la masa inicial de la cápsula (m_c) para saber la masa de sal anhidra (m_f). Anotarla en la tabla 3.1.

Tabla 3.1 Resultados experimentales

	masa / g
m_c	
mt_i	
$m_i = mt_i - m_c$	
mt_f	
$m_f = mt_f - m_c$	

Resultados experimentales y discusión

Teniendo en cuenta los datos de la tabla 3.1 y que la reacción que tiene lugar al calentar es:

$$CuSO_4 \cdot nH_2O(s) \xrightarrow{\text{calor}} CuSO_4(s) + n\ H_2O(g)$$

completar las tablas 3.2 y 3.3.

Tabla 3.2 Cálculos a partir de los resultados experimentales

masa de sal hidratada m_i / g	masa de sal anhidra m_f / g	pérdida de masa / g	agua perdida / mol	sal anhidra / mol

Tabla 3.3 Cambios de color observados en el transcurso de la reacción

Color del producto inicial	Color del producto final

Conociendo los moles de sal anhidra y los moles de agua perdidos durante el calentamiento, se puede establecer la relación estequiométrica dividiendo los moles de agua entre los moles de sal anhidra.

No siempre se pierde toda el agua de cristalización de una sal hidratada, sino que algunas veces sólo se pierde una parte de ella, como sucede en el caso del yeso. El yeso, sulfato de calcio hidratado, tiene dos moléculas de agua en su estructura, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, sulfato de calcio-agua (1/2), y por calentamiento, pierde parte de estas moléculas de agua, con lo que se obtiene el sulfato de calcio-agua (2/1), $2CaSO_4 \cdot H_2O$, que también se puede escribir como $CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$. Por lo tanto, en este caso por cada mol de sal anhidra se habrán perdido 1,5 moles de agua.

A partir de los datos de las tablas 3.2 y 3.3, indicar:

a) La fórmula del sulfato de cobre(II) hidratado.

b) El color del sulfato de cobre(II) hidratado y del sulfato de cobre(II) anhidro.

La experiencia se puede repetir cambiando el sulfato de cobre(II) hidratado por otras sales hidratadas, como por ejemplo el cloruro de bario hidratado o el carbonato de sodio hidratado.

CUESTIONES

1. ¿Qué se observa cuando se añaden unas gotas de agua al sulfato de cobre(II) anhidro? ¿Y si se añade un poco más de agua?

2. Poner un poco de gel de sílice (que contenga indicador) en una cápsula e introducirla en una estufa de laboratorio a 110 ºC. Pasados unos minutos sacar la cápsula de la estufa y anotar el color que presenta. Observar si sufre algún cambio al añadirle unas gotas de agua. ¿Qué ocurre al añadirle un poco más de agua?

A partir de estas pruebas comparar el efecto que tiene el agua sobre el sulfato de cobre(II) anhidro y sobre el gel de sílice. Indicar alguna aplicación del sulfato de cobre(II) anhidro.

El sulfato de cobre(II) se utiliza como fungicida y alguicida. Tiene asimismo poder antiséptico, frente a bacterias y hongos.

Nuestro cuerpo, al igual que la mayoría de seres vivos, contiene pequeñas cantidades de compuestos de cobre(II). Los artrópodos y los moluscos tienen la sangre azul debido a la presencia de un compuesto de cobre(II) que es el encargado del transporte del oxígeno. Este hecho se puede constatar en las gambas y en los langostinos.

B. DESCOMPOSICIÓN TÉRMICA DE UNA SAL DOBLE. EL CARBONATO BÁSICO DE COBRE(II): $Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$

Material

Crisol de porcelana

Mechero Bunsen

Trípode y placa cerámica o rejilla

Balanza de laboratorio sensible al centigramo (± 0,01 g)

Espátula y varilla de vidrio

Mortero

Reactivos

Carbonato básico de cobre(II) ($Cu_{(x-1)}(CO_3)_x(OH)_2$)

Pictogramas de seguridad

El carbonato básico de cobre(II) es nocivo por ingestión e irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos, se han de lavar con agua abundante y acudir al médico.

Seguridad personal

Es necesario poner atención especial cuando se manipula el material caliente.

Ensayo cualitativo e identificación de productos

Si se coloca una pequeña cantidad de sal básica de cobre(II) en un tubo de ensayo y se calienta suavemente con el mechero Bunsen, sujetando el tubo con una pinza, se puede observar la formación de los diferentes productos de la reacción en tres zonas del tubo de ensayo, como se muestra en la figura 3.1.

Procedimiento experimental

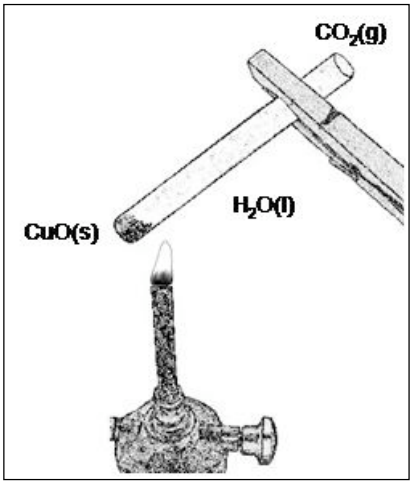


Fig. 3.1 Descomposición térmica del carbonato básico de cobre(II)

1. Se determina la masa de un crisol de porcelana (m_g) y se anota este valor en la tabla 3.4.

2. Añadir aproximadamente 2,00 g de sal doble al crisol y anotar la masa total (m_t) en la tabla 3.4. Restando a este valor la masa del crisol vacío, calcular la masa de muestra añadida (m_i) y anotarlo en la tabla 3.4.

3. Calentar suavemente el crisol con el mechero Bunsen y observar el cambio de color que se produce.

4. Cuando la composición del sólido del crisol sea homogénea, retirar el crisol del fuego, dejarlo enfriar y determinar su masa en frío.

5. Calentar de nuevo el crisol con el mechero Bunsen, dejarlo enfriar y determinar de nuevo la masa. La operación se repite hasta que la masa del sólido residual sea constante (mt_f). A partir de este valor, restando la masa del crisol, se puede saber la masa final de residuo (m_f), que corresponde a la masa de óxido de cobre(II) obtenida.

Tabla 3.4 Medidas realizadas

	masa / g
masa del crisol vacío = m_g	
masa total = m_t	
$m_i = m_t - m_g$	
masa total después de calentar = mt_f	
$m_f = mt_f - m_g$	

Resultados experimentales y discusión

Teniendo en cuenta la reacción de descomposición térmica de la sal doble

$$Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2(s) \rightarrow (x+1)\ CuO(s) + x\ CO_2(g) + H_2O(g)$$

y los valores experimentales anotados en la tabla 3.4, completar la tabla 3.5.

Tabla 3.5 Resultados experimentales y cálculos para establecer la estequiometría de la sal básica de cobre(II)

masa inicial de $Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$ = m_i	g
masa final de CuO = m_f	g
moles de CuO obtenidos	mol
pérdida de masa (CO_2 + H_2O)	g

Teniendo en cuenta las dos posibles composiciones del carbonato básico de cobre(II), completar las tablas 3.6 y 3.7.

Tabla 3.6 Cálculo de los moles teóricos de CuO que se obtendrían si la fórmula del compuesto inicial fuera $Cu_2CO_3(OH)_2$ (es decir x = 1)

masa inicial de $Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$ = m_i	g
moles iniciales de $Cu_2CO_3(OH)_2$	mol
moles teóricos de CuO	mol

Tabla 3.7 Cálculo de los moles teóricos de CuO que se obtendrían si la fórmula del compuesto inicial fuera $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ (es decir x = 2)

masa inicial de $Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$ = m_i	g
moles iniciales de $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$	mol
moles teóricos de CuO	mol

Comparar los moles de óxido de cobre(II) obtenidos experimentalmente (tabla 3.5) con los moles teóricos que se deberían obtener si la fórmula del compuesto fuera $Cu_2(CO_3)(OH)_2$ (valor de la tabla 3.6) o si la fórmula del compuesto fuera $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ (valor de la tabla 3.7). Razonar cuál será la fórmula del compuesto de partida (¿x = 1 o 2?).

CUESTIONES

Probar la solubilidad en agua del óxido de cobre(II) obtenido. ¿Es soluble en este disolvente?

El cobre metálico tiene un color rojizo. Muchos objetos de decoración que se encuentran al aire libre están fabricados con este metal o con una de sus aleaciones, como el bronce (Cu/Sn). Estos objetos, especialmente en lugares húmedos, con frecuencia quedan recubiertos de una capa verdosa que corresponde al carbonato básico de cobre(II), $Cu_2CO_3(OH)_2$.

El óxido de cobre(II) se usa como pigmento para dar color al vidrio, la cerámica y la porcelana. La coloración que se consigue varía mucho según la composición del material, yendo desde el negro hasta el rojo, pasando por el verde o el azul.

C. RECUPERACIÓN DEL $CuSO_4 \cdot nH_2O$

Material

Vaso de precipitados
Varilla de vidrio
Embudo de forma alemana
Papel de filtro

Procedimiento experimental

Añadir unas gotas de agua al sulfato de cobre(II) obtenido anteriormente. Observar el cambio de coloración y escribir la reacción que tiene lugar. Terminar de disolver la sal anhidra en la cantidad mínima de agua caliente y, en caso de que la solución no quede del todo transparente, filtrarla en caliente. Dejar enfriar la disolución obtenida y en unos días se obtendrán cristales de la sal hidratada. En la tabla 3.8 se indican los valores de la solubilidad del sulfato de cobre(II) anhidro y del $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ a 0 ºC y 100 ºC.

Tabla 3.8 Solubilidad del $CuSO_4 \cdot nH_2O$ a 0 ºC y 100 ºC

	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**$CuSO_4$ anhidro**
0 ºC	31,6 g / 100 mL	14,3 g / 100 mL
100 ºC	203,3 g / 100 mL	75,4 g / 100 mL

D. RECUPERACIÓN DEL CARBONATO BÁSICO DE COBRE:

$Cu_{(x+1)}(CO_3)_x(OH)_2$

Material

Vaso de precipitados

Varilla de vidrio

Embudo Büchner

Reactivos

HCl 1 M

$Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$

Pictogramas de seguridad

Las disoluciones de ácido clorhídrico 1 M son irritantes a los ojos y a la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel debe lavarse la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

El carbonato de sodio es nocivo por ingestión e irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos se deben lavar con agua abundante y acudir al médico.

Procedimiento experimental

Para recuperar el producto de partida puede disolverse el óxido de cobre(II) en la mínima cantidad de ácido clorhídrico 1 M. A la disolución resultante se añade lentamente una disolución concentrada de carbonato de sodio hasta observar la aparición de un precipitado azul verdoso de la sal básica de cobre. Se deja sedimentar el sólido y se elimina el líquido que sobrenada por decantación. Para eliminar el cloruro de sodio que pueda haber precipitado, se lava el precipitado con agua destilada, se deja sedimentar de nuevo y se filtra a través

de un embudo Büchner con succión. Finalmente, el producto filtrado se deja secar al aire.

Si en el laboratorio se dispone de una trompa de vacío, se puede sustituir la decantación por la sifonación, técnica que nos permite separar el sólido del líquido de forma más eficiente.
Para sifonar la disolución se conecta un cuentagotas (o una pipeta Pasteur) al tubo de goma de la trompa de vacío, se pone la trompa en funcionamiento y finalmente se acerca el cuentagotas a la superficie del líquido que queremos extraer.

¿Por qué se obtiene una sal doble?

Tanto el carbonato de cobre(II) ($CuCO_3$) como el hidróxido de cobre(II) ($Cu(OH)_2$) son insolubles en agua.
El anión carbonato tiene carácter básico y se hidroliza en presencia del agua:

$$CO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^{-}(ac) + OH^{-}(ac)$$

Por este motivo, cuando se trata una sal de cobre(II) con una disolución de carbonato de sodio, precipitan conjuntamente el hidróxido y el carbonato de cobre(II), lo cual origina una sal doble. En función del pH de la disolución y de la concentración de la disolución de carbonato de sodio, se puede obtener el compuesto $Cu_2(CO_3)(OH)_2$, que frecuentemente vemos escrito como $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, o bien el compuesto $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$, que se puede encontrar escrito como $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$.

4. DETERMINACIÓN DEL CAMBIO DE ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

El consumo de energía de nuestra sociedad no tiene precedentes históricos. La inmensa mayoría de esta energía procede de la combustión de combustibles fósiles como el carbón, el petróleo o el gas natural, que transforman una parte de la energía almacenada en los enlaces de sus moléculas en otra forma de energía que denominamos calor. Dichos combustibles representan, sin embargo, una fuente limitada de energía y durante su combustión se emiten sustancias contaminantes que además de contaminar el aire que respiramos, contribuyen al calentamiento global del planeta. Esta situación nos obliga a cambiar nuestra conducta y dirigir la mirada hacia fuentes más limpias y renovables de energía, y a modificar nuestra conducta consumista, de modo que, sin pasar privaciones, ahorremos y racionalicemos el consumo de este recurso tan valioso.

Tal y como sucede en la combustión del carbón o del petróleo, en cualquier reacción química siempre se produce un intercambio de energía en forma de calor. En esta experiencia determinaremos el calor a presión constante intercambiado a lo largo de una reacción de neutralización (el cambio de entalpía) y, a partir de dicho valor, calcularemos el cambio de entalpía asociado a la reacción:

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$$

INTRODUCCIÓN

En química, se dice que una reacción es exotérmica cuando se desprende calor. Sabiendo que, a presión constante, el calor asociado a cualquier proceso coincide con el cambio de entalpía (ΔH), para una reacción exotérmica, en la que el sistema desprende calor hacia el medio, la variación de entalpía será negativa.

Del mismo modo, cuando el sistema en reacción absorbe calor del medio, diremos que la reacción es endotérmica y, en condiciones de presión constante, el cambio de entalpía será positivo.

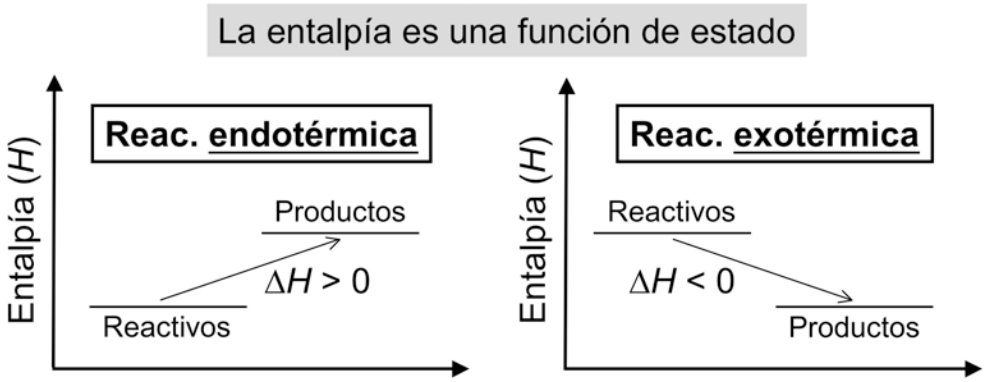


Fig. 4.1 Variación de entalpía en una reacción endotérmica y en una exotérmica

Cuando una reacción tiene lugar en condiciones de presión constante, el calor intercambiado coincide con el cambio de entalpía del sistema en reacción, $\Delta_r H$.

Las reacciones endotérmicas son aquellas en las cuales el sistema absorbe calor del medio, $\Delta_r H > 0$.

Las reacciones exotérmicas son aquellas en las cuales el sistema desprende calor hacia el medio, es decir, el cambio de entalpía es negativo, $\Delta_r H < 0$.

La termoquímica es la parte de la termodinámica que estudia el calor absorbido o desprendido cuando tiene lugar un proceso físico (calentamiento, enfriamiento, cambio de estado...) o una reacción.

Sabemos que el calor desprendido en la combustión de 10 g de carbón no es el mismo que se desprende en la combustión de una tonelada; por este motivo para caracterizar el poder calorífico de un combustible hemos de fijar la masa

de combustible quemada. El poder calorífico es el calor desprendido cuando se quema, en unas condiciones determinadas, la unidad de masa o de volumen (en el caso de gases) de un determinado combustible.

El calor absorbido o desprendido en una reacción también depende de la cantidad de reactivos implicados y, por este motivo, el llamado calor de reacción será el calor absorbido o desprendido cuando reacciona, en determinadas condiciones, un mol de un determinado reactivo. El calor de reacción se expresa en $kJ.mol^{-1}$.

En las tablas termodinámicas, el calor de reacción se expresa como variación de entalpía en condiciones de presión constante e igual a 1 bar (condiciones estándar)* y a una temperatura que generalmente es la de 298,15 K. La variación de entalpía de las reacciones en el estado estándar a 298,15 K, se expresa como $\Delta_r H^0_{298,15}$.

* Con anterioridad al año 1982, la IUPAC recomendaba considerar, para el estado estándar, una presión de 1,01325 bar, es decir de 1 atm.

La conservación de la energía a lo largo de las reacciones químicas

Cuando en un sistema material se lleva a cabo una reacción química en unas condiciones en las que no se puede intercambiar calor con el entorno (condiciones adiabáticas), el calor desprendido o absorbido durante la reacción provoca un calentamiento o bien enfriamiento del sistema. Así, para una reacción exotérmica que tenga lugar en disolución, el calor desprendido en el transcurso de la reacción, al no poderse disipar hacia el exterior, provoca un calentamiento de la disolución, lo cual, a su vez, provoca un aumento de temperatura. Si por el contrario la reacción es endotérmica, el resultado será un enfriamiento de la disolución.

De esta manera, y sobre la base del principio de la conservación de la energía, en las transformaciones a presión constante en las que no es posible intercambiar calor con el entorno (cambios adiabáticos), siempre se cumplirá:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{reacción}} + \Delta H_{\textit{calentamiento/enfriamiento}} = 0, \qquad \text{ec. 4.1}$$

donde $\Delta H_{\text{reacción}}$ representa el calor a presión constante desprendido o absorbido del medio durante la reacción y $\Delta H_{\text{calentamiento/enfriamiento}}$ el calor asociado al calentamiento o enfriamiento de la disolución.

La ecuación 4.1 implica que $\Delta H_{\text{reacción}} = -\Delta H_{\text{calentamiento/enfriamiento}}$, es decir, que el calor desprendido o absorbido en la reacción es igual y de signo contrario al calor asociado al calentamiento o enfriamiento de la disolución. De este modo, conociendo el calor asociado al calentamiento o enfriamiento de la disolución, se puede conocer el calor intercambiado durante la reacción, $\Delta H_{\text{reacción}}$.

Teniendo en cuenta que el calor asociado al calentamiento o enfriamiento de la solución se puede calcular con relativa facilidad a través de la ecuación fundamental de la calorimetría:

$$Q_P = \Delta H_{calentamiento/enfriamiento} = m\, c\, (T_f - T_i) = m\, c\, \Delta T \qquad \text{ec. 4.2}$$

donde: Q_P = calor a presión constante

m = masa de la disolución

c = capacidad calorífica específica de la disolución

$(T_f - T_i) = \Delta T$ = el incremento o cambio de temperatura experimentado por la disolución

resultará que, mediante la técnica calorimétrica, podremos determinar los cambios de entalpía de las reacciones.

En el caso de que en la solución tengan lugar diversas reacciones o procesos con intercambio de calor de manera similar a lo indicado anteriormente, se cumplirá:

$$\Delta H = \Sigma_i\, \Delta H_i = 0 \qquad \text{ec. 4.3}$$

Esta ultima ecuación es la ecuación fundamental de los procesos adiabáticos y $\Sigma_i \Delta H_i$ representa la suma de las variaciones de entalpía de las diferentes reacciones o procesos que tienen lugar en el sistema adiabático donde se produce la reacción.

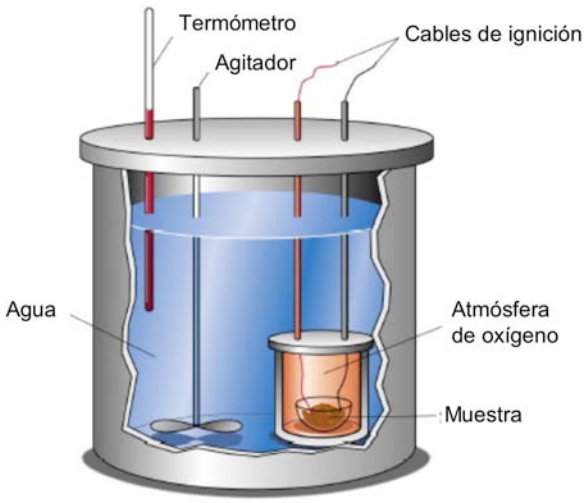


Fig. 4.2 Calorímetro para la determinación del calor de combustión a volumen constante

OBJETIVO

El objetivo de la práctica consistirá en determinar la variación de entalpía de una reacción química, en nuestro caso la reacción de neutralización representada como:

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l).$$

Con esta finalidad, trabajando a presión constante y en condiciones prácticamente adiabáticas, se llevará a cabo la neutralización de cierto volumen de disolución de ácido clorhídrico con la cantidad estequiométrica de una disolución de hidróxido de sodio de la misma concentración; se determinará el calentamiento de la disolución, el calor desprendido durante la neutralización, ΔH_N y el valor de la entalpía de reacción, $\Delta_r H_N$.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Balanza de laboratorio (± 0,01 g)

Termómetro de 0 a 50 ºC, de 0 a 100 ºC o sonda de temperatura

2 Probetas de 100 mL

Vaso de precipitados de 250 mL

Varilla de vidrio para agitar (de unos 6 mm de diámetro)

Aspirador para pipetas

Reactivos

Disolución de ácido clorhídrico (HCl) 2 M

Disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 2 M

Disolución hidroalcohólica de fenolftaleína al 0,5 o 1%

Pictogramas de seguridad

Las disoluciones de ácido clorhídrico 2 M y las de hidróxido de sodio 2 M son irritantes a los ojos y a la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se ha de lavar la zona con agua abundante y acudir al médico.

Procedimiento experimental

1. Se determina la masa de un vaso de precipitados de 250 mL, limpio y seco, y se anota el valor obtenido en la tabla 4.1.

2. Con la ayuda de dos probetas de 100 mL, tomar 100 mL de ácido clorhídrico 2 M con una y 100 mL de hidróxido de sodio 2 M con la otra. Con un termómetro se determina la temperatura de la disolución de ácido, se lava el termómetro con agua destilada y se seca. A continuación se determina la temperatura de la disolución de hidróxido de sodio. Si los dos líquidos han permanecido guardados en el mismo lugar, la temperatura debería ser la misma; de no ser así, esperar unos 5 min hasta que la temperatura de las dos disoluciones se equilibre con la del laboratorio y coincida en ambas disoluciones. Repetir las mediciones y anotar los resultados de la medición (T_i) en la tabla 4.1. Finalmente lavar y secar el termómetro.

3. Disponer los 100 mL de ácido HCl 2 M en el vaso de precipitados de 250 mL, añadir dos gotas de disolución de fenolftaleína y, a continuación, verter en el

vaso los 100 mL de disolución de NaOH 2 M. Con una varilla de vidrio agitar suavemente el contenido del vaso y una vez homogeneizada la disolución y que ésta haya adquirido un tono rosado intenso,* sumergir el termómetro en el vaso y determinar la temperatura tres veces consecutivas (hay que considerar un intervalo de 1 min entre determinación y determinación). Anotar las temperaturas en la tabla 4.1 y calcular la temperatura media.

* Si una vez añadida la disolución de NaOH al vaso, la disolución no quedara rosada, se añaden con un cuentagotas pequeñas cantidades de disolución de NaOH (1 o 2 mL) hasta conseguir el cambio de color.

Tabla 4.1 Resultados experimentales

masa del vaso de precipitados	
temperatura inicial de las disoluciones, T_i	
temperatura final, $T_{f\ (1)}$	
temperatura final, $T_{f\ (2)}$	
temperatura final, $T_{f\ (3)}$	
temperatura media final, T_f	

Datos y consideraciones

Considerar que todas las disoluciones de la práctica tienen una capacidad calorífica específica (c) igual a la del agua a 15 °C; es decir: 4,18 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que el vidrio del vaso tiene una capacidad calorífica específica (*c*') de 0,836 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que, en las condiciones de trabajo, las densidades de las disoluciones son muy parecidas y que su valor es 1,04 g mL^{-1}.

Considerar que, en las condiciones de trabajo, los volúmenes de las disoluciones son aditivos.

Expresar los resultados de los cálculos con tres cifras significativas.

A partir de los datos indicados y de los resultados obtenidos, calcular el calor absorbido por la disolución (ΔH_S) y el calor absorbido por el vaso de precipitados y anotar estos valores en la tabla 4.2.

Considerar que, en las condiciones de trabajo, la ecuación general 4.3 se puede escribir tal como se indica a continuación:

$$0 = \Delta H_N + \Delta H_S + \Delta H_V \qquad \text{ec. 4.4}$$

Utilizando esta última ecuación, y a partir de los valores de ΔH_S y ΔH_V obtenidos, calcular el calor desprendido durante la reacción de neutralización y anotarlo en la tabla 4.2.

Cálculo de $\Delta_r H_N$

Si, llegados a este punto, se desea obtener $\Delta_r H_N$ asociada a la reacción

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l),$$

se deberá dividir la ΔH_N por el número de moles de protones (H^+) neutralizados. La magnitud que se obtiene de este modo es la entalpía de neutralización y su valor es independiente del volumen de disolución neutralizada, del carácter monoprótico o poliprótico del ácido, así como de su concentración.

Tabla 4.2 Cálculos a partir de los datos experimentales

$m_S = V_S\, d$ / g	
$\Delta H_S = m_S\, c\, \Delta T$ / J	
$\Delta H_V = m_V\, c'\, \Delta T$ / J	
n_{H+} / mol	
$\Delta_r H_N$ / J mol^{-1}	

CUESTIONES

1. Un segundo grupo de estudiantes de vuestro curso realiza el mismo experimento que vosotros, pero con la diferencia de que ellos neutralizan 100 mL de HCl 4 M con 100 mL de NaOH 4 M. Razonar si el valor de ΔH_N que ellos obtendrán será parecido al valor obtenido por vosotros.

2. Un tercer grupo de estudiantes realiza también el mismo experimento, y en este caso la diferencia es que neutralizan 100 mL de ácido sulfúrico 2 M con 100 mL de NaOH 4 M. Razonar si el valor de ΔH_N que obtendrán estos compañeros será semejante al obtenido por vosotros. ¿Se parecerá más al valor obtenido por el segundo grupo de estudiantes?

3. Buscar (libro de texto, biblioteca del centro, internet, etc.) el valor de $\Delta_r H^0_{298,15}$ de neutralización y calcular el error relativo de vuestro resultado en relación con el valor buscado. ¿Es un error muy grande? ¿A qué puede ser debido dicho error?

$\Delta_r H^0_{298,15}$ / J mol^{-1}	
error	
referencia consultada	

5. DETERMINACIÓN DE LAS ENTALPÍAS DE DISOLUCIÓN DE SÓLIDOS IÓNICOS

La disolución de un soluto en un disolvente (fig. 5.1) siempre va acompañada de un intercambio de calor que provoca el calentamiento o enfriamiento de la solución que se prepara.

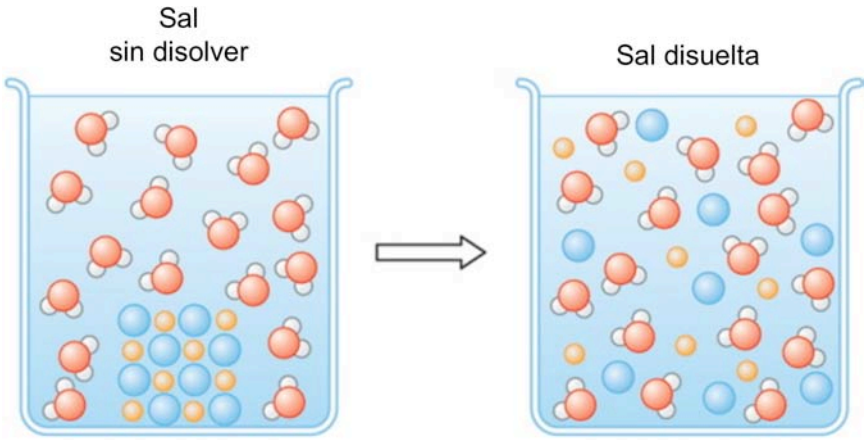


Fig. 5.1 Proceso de disolución de una sal

Este calor, que depende de la energía de los enlaces entre las partículas que forman el soluto y también de las interacciones que se establecen entre los constituyentes de la solución, generalmente es muy pequeño y por ello no se percibe un cambio en la temperatura de la disolución. No obstante, en algunos casos, este calor es tan grande que se manifiesta en el calentamiento o en el enfriamiento de la solución. Esto pasa, por ejemplo, cuando se prepara una solución acuosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4, en cuyo caso el calor producido es tan grande que, si no se tiene precaución y se toman las medidas de seguridad adecuadas, el agua puede entrar en ebullición y proyectar gotas de ácido sulfúrico que pueden provocar graves quemaduras en la persona que prepara la solución.

En esta práctica se determinarán los calores de disolución de dos sólidos iónicos: el hidróxido de sodio, NaOH, y el cloruro de amonio, NH_4Cl, que, como se verá provocan, en un caso, un calentamiento y, en el otro, un enfriamiento de las soluciones correspondientes. A partir del calor de disolución

determinado, por el hecho de haber trabajado a presión constante, se podrán calcular las variaciones de entalpía asociadas a la disolución de un mol de cada compuesto $\Delta_{SOL}H_m$.

INTRODUCCIÓN

La observación de la realidad nos muestra que los procesos de disolución de un soluto en un solvente suceden de manera espontánea. Así, cuando añadimos un poco de agua sobre unos cristales de NaCl, la sal pasa del estado sólido a la disolución, espontáneamente, formando iones solvatados de moléculas de agua y se tiende a alcanzar la concentración de saturación.

En termodinámica, los procesos que tienen lugar de forma espontánea se caracterizan por presentar una variación de energía de Gibbs negativa, $\Delta G < 0$. De este modo, teniendo en cuenta que la variación de energía de Gibbs para el proceso de solubilización de un sólido iónico obedece a la ecuación 5.1,

$$\Delta_{SOL}G = \Delta_{SOL}H - T\Delta_{SOL}S \qquad \text{ec. 5.1}$$

se cumplirá que

$$\Delta_{SOL}G = \Delta_{SOL}H - T\Delta_{SOL}S < 0 \qquad \text{ec. 5.2}$$

OBJETIVOS

El objetivo de la práctica consiste en determinar el calor asociado a la disolución de dos compuestos iónicos, el hidróxido de sodio, NaOH, y el cloruro de amonio, NH_4Cl. Se determinará este calor a partir del calentamiento o el enfriamiento de la solución y, ya que se trabaja a presión constante, se podrá calcular, a partir de este valor y del número de moles de soluto que se han disuelto, el valor de la entalpía molar de disolución de cada compuesto.

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac) \qquad \Delta_{SOL}H_m(NaOH)$$

$$NH_4Cl(s) \rightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac) \qquad \Delta_{SOL}H_m(NH_4Cl)$$

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Balanza de laboratorio (± 0,01 g)

Termómetro de 0 a 50 ºC, de 0 a 100 ºC o sonda de temperatura

Probeta de 100 mL

Vaso de precipitados de 250 mL

Vidrio de reloj o pesasustancias

Varilla de vidrio para agitar (unos 6 mm de diámetro)

Reactivos

Hidróxido de sodio (NaOH) sólido, calidad reactivo

Cloruro de amonio (NH_4Cl) sólido, calidad reactivo

Pictogramas de seguridad

Corrosivo
Corrosive
Corrosif
C

El hidróxido de sodio es corrosivo para los tejidos del cuerpo y puede ocasionar quemaduras graves. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se ha de lavar la zona afectada con abundante agua y acudir al médico.

Nocivo
Harmful
Nocif
Xn

El cloruro de amonio es nocivo por inhalación y es irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos se tiene que limpiar la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

Determinación de la entalpía de disolución del NaOH

1. Determinar la masa de un vaso de precipitados de 250 mL, limpio y seco. Anotar el valor obtenido en la tabla 5.1.

2. Con la ayuda de una probeta de 100 mL, tomar 100 mL de agua destilada y disponerlos en el vaso de precipitados. Con un termómetro, determinar la temperatura del agua y anotar su valor en la tabla 5.1.

3. En un vidrio de reloj o en un pesasustancias, pesar exactamente 8 g de NaOH y añadirlos al vaso de precipitados que contiene los 100 mL de agua. Con la ayuda de una varilla de vidrio agitar suavemente el contenido del vaso hasta que todo el sólido se haya disuelto. Llegados a este punto, introducir el termómetro y determinar la temperatura de la disolución tres veces consecutivas (considerando un intervalo de tiempo entre determinación y determinación de aproximadamente un minuto). Anotar las temperaturas obtenidas en la tabla 5.1 y considerar, a efectos de cálculo, el valor más grande de los tres.

Tabla 5.1 Resultados experimentales

masa del vaso de precipitados	g
masa del NaOH pesada	g
temperatura inicial del agua, T_i	ºC
temperatura final, $T_{f\ (1)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (2)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (3)}$	ºC
temperatura máxima, T_f	ºC

Datos y consideraciones

Considerar que la solución de NaOH preparada tiene una capacidad calorífica específica (c) igual a la del agua a 15 ºC, es decir 4,18 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que el vidrio del que está hecho el vaso de precipitados tiene una capacidad calorífica específica (c') igual a 0,836 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que la densidad del agua es 1,00 g mL^{-1}.

Expresar los resultados de los cálculos usando tres cifras significativas.

Cálculos

A partir de los datos anteriores y de los resultados obtenidos, calcular el calor absorbido por la solución acuosa de NaOH (ΔH_S) y el calor absorbido por el vaso de precipitados (ΔH_V) y anotar estos valores en la tabla 5.2.

Tabla 5.2 Cálculos a partir de datos experimentales

$m_S = m_{AGUA} + m_{NaOH}$ / g	
$\Delta H_S = m_S\, c\, \Delta T$ / J	
$\Delta H_V = m_V\, c'\, \Delta T$ / J	
ΔH_{DIS} / J	
n_{NaOH} / mol	
$\Delta_{sol}H_m$(NaOH) / J mol^{-1}	

A partir de los valores de ΔH_S y ΔH_V calcular, utilizando la ecuación 5.3, el calor liberado en la disolución del NaOH (ΔH_{DIS}) y anotar este valor en la tabla 5.2.

$$0 = \Delta H_{DIS} + \Delta H_S + \Delta H_V \qquad \text{ec. 5.3.}$$

Cálculo de $\Delta_{sol}H_m$(NaOH)

Para obtener la entalpía molar de disolución del NaOH(s), $\Delta_{sol}H_m$(NaOH), asociada a la reacción

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac),$$

habrá que dividir la ΔH_{DIS} que se ha determinado en el apartado anterior por el número de moles de NaOH disueltos. La magnitud que se obtiene es la entalpía molar de disolución del NaOH. Anotar este resultado en la tabla 5.2.

Determinación de la entalpía de disolución de NH_4Cl

1. Determinar la masa de un vaso de precipitados de 250 mL, limpio y seco. Anotar el valor obtenido en la tabla 5.3.

2. Con la ayuda de una probeta de 100 mL, tomar 100 mL de agua destilada y disponerlos en el vaso de precipitados. Con un termómetro, determinar la temperatura del agua y anotar su valor en la tabla 5.3.

3. En un vidrio de reloj o en un pesasustancias, pesar exactamente unos 8 g de NH_4Cl, disponerlos dentro del vaso de precipitados que contiene los 100 mL de agua. Con la ayuda de una varilla de vidrio agitar suavemente el contenido del vaso hasta que todo el sólido se haya disuelto. Llegados a este punto, introducir el termómetro y determinar la temperatura de la solución tres veces consecutivas (considerar un intervalo de tiempo entre determinación y determinación de aproximadamente un minuto). Anotar las temperaturas obtenidas en la tabla 5.3. y considerar, a efectos de cálculo, el valor más pequeño de los tres.

Tabla 5.3 Resultados experimentales

masa del vaso de precipitados	g
masa del NH_4Cl pesada	g
temperatura inicial del agua, T_i	ºC
temperatura final, $T_{f\ (1)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (2)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (3)}$	ºC
temperatura mínima, T_f	ºC

Datos y consideraciones

Considerar que la solución de NH_4Cl preparada tiene una capacidad calorífica específica (*c*) igual a la del agua a 15 ºC, es decir 4,18 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que el vidrio de que está hecho el vaso de precipitados tiene una capacidad calorífica específica (*c*') igual a 0,836 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que la densidad del agua es 1,00 g mL^{-1}.

Expresar los resultados de los cálculos usando tres cifras significativas.

Cálculos

A partir de los resultados obtenidos y de los datos, calcular: la masa de la solución de NH_4Cl, m_S, el calor absorbido por esta solución (ΔH_S) y el calor absorbido por el vaso de precipitados (ΔH_V) y anotarlo en la tabla 5.4.

A partir de los valores de ΔH_S y ΔH_V calcular, utilizando la ecuación 5.3, el calor liberado en la disolución del NH_4Cl, ΔH_{DIS}, y anotar este valor en la tabla 5.4.

Tabla 5.4 Cálculos a partir de los datos experimentales

$m_S = m_{AGUA} + m_{NH4Cl}$ / g	
$\Delta H_S = m_S\, c\, \Delta T$ / J	
$\Delta H_V = m_V\, c'\, \Delta T$ / J	
ΔH_{DIS} / J	
n_{NH4Cl} / mol	
$\Delta_{sol}H_m(NH_4Cl)$ / J mol^{-1}	

Cálculo de $\Delta_{sol}H_m(NH_4Cl)$

Para obtener la entalpía molar de disolución de NH_4Cl (s), $\Delta_{sol}H_m(NH_4Cl)$, asociada al proceso

$$NH_4Cl\ (s) \rightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac),$$

habrá que dividir la ΔH_{DIS} que se ha determinado en el apartado anterior por el número de moles de NH_4Cl que se han disuelto. Anotar este resultado en la tabla 5.4. La magnitud obtenida es la entalpía molar de disolución del NH_4Cl.

CUESTIONES

1. ¿Qué es una mezcla frigorífica? ¿Para qué se utilizan estas mezclas?

2. En un vaso de precipitados se ponen 25 g de hielo troceado a 0 ºC y 25 g de sal de cocina. Se agita el contenido del vaso con una varilla de vidrio. Pasado un tiempo se mide la temperatura de la mezcla y se observa que ésta es de -3 ºC. ¿Cómo se explica el descenso de la temperatura de la mezcla?

3. Se enfrían 50 mL de agua desde 25 ºC hasta obtener hielo a -5 ºC. Dibujar la curva de enfriamiento correspondiente a este proceso y explicar por qué en el transcurso del cambio de fase $H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$ no hay variación de la temperatura.

4. Se enfría una solución diluida de NaCl hasta llegar a -8 ºC. En el transcurso de este proceso se observa que en la superficie de la solución se forman unos cristales incoloros. ¿Cuál es la naturaleza química de estos cristales? Razonar la respuesta.

6. COMPROBACIÓN DE LA LEY DE HESS

Es evidente que el calor necesario para calentar una masa de agua de 20 °C a 80 °C es la suma del calor que se necesitaría para calentar la misma masa en tres etapas sucesivas en las que, en cada una de ellas, se alcanzara un aumento de temperatura de 20 °C:

$$Q_{20\text{-}80} = Q_{20\text{-}40} + Q_{40\text{-}60} + Q_{60\text{-}80}$$

El criterio de adición también se cumplirá cuando alguna de las etapas sea un enfriamiento:

$$Q_{20\text{-}80} = Q_{20\text{-}60} + Q_{60\text{-}40} + Q_{40\text{-}80}$$

De esta forma, siempre que las condiciones bajo las cuales se realiza una transformación no varíen, el calor involucrado, y por extensión la variación de entalpía del proceso, será independiente del número de etapas a través de las cuales transcurra dicho proceso.

Germain Henry Hess (1802-1850) fue el químico ruso de origen suizo que enunció la ley de la termoquímica que lleva su nombre.

Hess, al acabar los estudios de medicina en 1825, se trasladó un mes a Estocolmo para ampliar sus conocimientos de química. Esta corta estancia, durante la que conoció al eminente químico sueco Berzelius, le marcó profundamente y le influyó de forma decisiva en su futuro profesional. Después, en Rusia, ejerció la profesión durante cinco años y en 1830 abandonó la medicina y se dedicó a la enseñanza de la química en el Instituto Tecnológico de San Petersburgo.

Estando en este centro, donde alternaba la docencia y la investigación en el campo de la termodinámica, publicó un libro de fundamentos de química que fue utilizado durante muchos años en la docencia de esta ciencia en toda Rusia, y en 1840 enunció lo que se conoce como *la ley de Hess*.

INTRODUCCIÓN

La ley de Hess establece que el calor involucrado en una reacción química, en condiciones de presión o volumen constantes, tiene un valor que es independiente del número de etapas seguidas para llevar a cabo dicha reacción.

En la ley de Hess, que es la aplicación de la ley de la conservación de la energía en el mundo de la termoquímica, se establece que las variaciones de entalpía (calor a presión constante) o de energía interna (calor a volumen constante) de las reacciones dependen, únicamente, del estado inicial (reactivos) y del estado final (productos de la reacción) del sistema en transformación y nunca del camino o de las etapas seguidas para llevar a cabo la reacción.

Las magnitudes termodinámicas, cuya variación a lo largo de un proceso es independiente del camino seguido para realizarlo, se denominan *magnitudes* o *funciones de estado.* Por tanto, resulta evidente que la entalpía y la energía interna son magnitudes o funciones de estado.

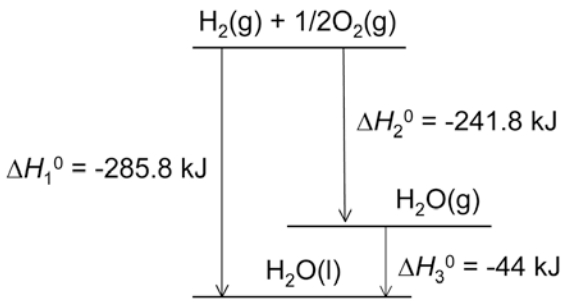


Fig. 6.1 Diagrama de entalpías correspondiente a la formación del agua líquida, según la ley de Hess

OBJETIVO

En esta práctica se comprobará el cumplimiento de la ley de Hess en el caso concreto de la reacción de neutralización de NaOH sólido con una solución de HCl.

$$NaOH(s) + H^+(ac) \rightarrow Na^+(ac) + H_2O(l) \qquad \Delta_r H_N\ (NaOH(s)) \quad (1)$$

En las prácticas anteriores (prácticas 4 y 5) se han determinado las variaciones de entalpía de las reacciones siguientes:

$$H^+(aq) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta_r H_N \quad (2) \quad \text{(práctica 4)}$$

y

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac) \qquad \Delta_{SOL} H_m(NaOH) \quad (3) \quad \text{(práctica 5)}$$

Si nos fijamos en estas reacciones, comprobaremos que la reacción (1) es igual a la suma de las reacciones (2) y (3), de manera que, sobre la base de la ley de Hess, se tendrá que cumplir:

$$\Delta_r H_N(NaOH(s)) = \Delta_r H_N + \Delta_{SOL} H_m(NaOH) \qquad \text{ec. 6.1}$$

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Balanza de laboratorio (± 0,01 g)
Termómetro de 0 a 50 ºC, de 0 a 100 ºC o sonda de temperatura
Probeta de 100 mL
Vaso de precipitados de 250 mL
Vidrios de reloj o pesasustancias
Varilla de vidrio para agitar (de unos 6 mm de diámetro)

Reactivos

Hidróxido de sodio (NaOH) calidad reactivo
Solución de ácido clorhídrico (HCl) 2 M

Pictogramas de seguridad

Las soluciones de ácido clorhídrico 2 M son irritantes a los ojos y a la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel, se ha de lavar la zona con agua abundante y acudir al médico.

El hidróxido de sodio es corrosivo para los tejidos del cuerpo y puede ocasionar quemaduras graves. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel debe lavarse la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

Seguridad personal

No tocar el NaOH sólido con los dedos ya que es un producto cáustico que puede provocar quemaduras graves. Para pesar una cantidad de NaOH(s) utilizar siempre una espátula.

Evitar tocar la solución de HCl 2 M. En caso de salpicaduras accidentales, lavar la zona afectada con agua.

Procedimiento experimental

1. Determinar la masa de un vaso de precipitados de 250 mL, limpio y seco y anotar el valor obtenido en la tabla 6.1.

2. Con la ayuda de una probeta de 100 mL, coger 100 mL de una solución de HCl 2 M y disponerlos en el vaso de precipitados. Con un termómetro determinar la temperatura de la solución y anotar el valor en la tabla 6.1.

3. En un vidrio de reloj o en un pesasustancias, pesar exactamente unos 8 g de NaOH y añadirlos al vaso de precipitados que contiene la solución de HCl. Con la ayuda de una varilla de vidrio agitar suavemente el contenido del vaso hasta conseguir la disolución del sólido. A continuación, introducir el termómetro y determinar la temperatura de la solución. Repetir la determinación dos veces más, considerando un intervalo de tiempo entre determinación y determinación de aproximadamente un minuto. Anotar las temperaturas obtenidas en la tabla 6.1 y considerar, a efectos de cálculos, el mayor de los tres valores.

Tabla 6.1 Resultados experimentales

masa del vaso de precipitados	g
masa del NaOH pesada	g
temperatura inicial de la solución de HCl, T_i	ºC
temperatura final, $T_{f\ (1)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (2)}$	ºC
temperatura final, $T_{f\ (3)}$	ºC
temperatura máxima, T_f	ºC

Datos y consideraciones

Considerar que todas las soluciones utilizadas en la práctica tienen una capacidad calorífica específica (*c*) igual a la del agua a 15 °C, es decir: 4,18 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que el vidrio de que está hecho el vaso de precipitados tiene una capacidad calorífica específica (*c*') de 0,836 J g^{-1} K^{-1}.

Considerar que la densidad de la solución de HCl 2 M es 1,04 g mL^{-1}.

Expresar los resultados de los cálculos utilizando tres cifras significativas.

Cálculos

A partir de los datos facilitados y de los resultados obtenidos calcular: el calor absorbido por la solución acuosa (ΔH_S) y el calor absorbido por el vaso de precipitados (ΔH_V). Anotar estos valores en la tabla 6.2.

Utilizando la ecuación 6.2, y a partir de los valores de ΔH_S y ΔH_V, calcular el calor desprendido durante la reacción de neutralización del NaOH sólido, $\Delta H'_N$ y anotar este valor en la tabla 6.2.

$$0 = \Delta H'_N + \Delta H_S + \Delta H_V \quad \text{ec. 6.2}$$

Cálculo de $\Delta_r H_N$ (NaOH(s))

Si se quiere calcular la entalpía molar de neutralización del NaOH(s), $\Delta_r H_N$ (NaOH(s)), asociada a la reacción NaOH(s) + H^+(ac) → Na^+(ac) + H_2O(l), habrá que dividir la $\Delta H'_N$, que se ha determinado en el apartado anterior, por el numero de moles de NaOH neutralizados.

Tabla 6.2 Cálculos a partir de los datos experimentales

$m_S = m_{SOL\ HCl} + m_{NaOH}$ / g	
$\Delta H_S = m_S\ c\ \Delta T$ / J	
$\Delta H_V = m_V\ c'\ \Delta T$ / J	
$\Delta H'_N$ / J	
n_{NaOH} / mol	
$\Delta_r H_N$(NaOH(s)) / J mol^{-1}	

Comprobación de la ley de Hess

A partir de los valores obtenidos para $\Delta_r H_N$ (NaOH(s)), $\Delta_r H_N$ (práctica 4) y $\Delta_{SOL} H_m$ (NaOH) (práctica 5), comprobar si se cumple la ecuación 6.1.

Tabla 6.3 Comprobación de la ley de Hess

$\Delta_r H_N$(NaOH(s)) / J mol^{-1} (valor de la tabla 6.2)	
$\Delta_r H_N$ / J mol^{-1} (práctica 4)	
$\Delta_{SOL} H_m$(NaOH) / J mol^{-1} (práctica 5)	
$\Delta_r H_N + \Delta_{SOL} H_m$(NaOH) / J mol^{-1}	

Determinar el porcentaje de desviación del cumplimiento de la ecuación 6.1 a partir de la ecuación siguiente:

d (%) = valor absoluto [100 [$\Delta_r H_N$(NaOH(s)) - ($\Delta_r H_N + \Delta_{SOL} H_m$(NaOH))] / $\Delta_r H_N$(NaOH(s))]

CUESTIONES

Comparar el valor de la desviación obtenida al comprobar el cumplimiento de la ley de Hess con el error encontrado en la práctica 4. Considerando la magnitud del error de la práctica 4, razonar si se puede considerar que se cumple la ley de Hess en el experimento realizado.

7. LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En ciertos aspectos, las reacciones químicas funcionan de forma parecida a los préstamos hipotecarios. Si queremos comprar una casa, probablemente tendremos que pedir dinero a una entidad financiera. Si no queremos perder nuestra propiedad, debemos devolver este dinero, de forma irreversible, más adelante, de acuerdo con los términos pactados y, según estos términos, la velocidad con la que saldaremos nuestra deuda será más o menos elevada.

De forma similar a lo que pasa con las deudas financieras, cualquier reacción química obligadamente irreversible ($\Delta G < 0$), siempre avanzará hacia la dirección de los productos (mientras haya reactivos). Otra cosa distinta será la velocidad con que lo haga. De acuerdo con las condiciones en las que se encuentre el sistema, la reacción podrá durar minutos, horas, días, meses, o incluso muchos años. Veámoslo en un ejemplo concreto.

El agua oxigenada de los botiquines es una solución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2). Este antiséptico basa su acción desinfectante en la reacción irreversible siguiente:

$$2\ H_2O_2(ac) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g),$$

donde el oxígeno liberado oxida y acaba con los microorganismos que puede haber en la herida abierta, ayudando a la cicatrización.

Cuando ponemos unas gotas de agua oxigenada sobre la herida, gracias a la catalasa de la sangre, el H_2O_2 se descompone instantáneamente, produciendo una gran cantidad de O_2 (espuma blanca) que mata las bacterias que pueden causar una infección. Por otra parte, dentro del frasco, bien tapado, en ausencia de sustancias que desencadenen la descomposición, y debido a la presencia de estabilizantes, el H_2O_2 se descompone muy lentamente, y el agua oxigenada se mantiene activa hasta la fecha de caducidad del producto.

INTRODUCCIÓN

La cinética química es la parte de la química que estudia el camino que siguen los reactivos cuando se transforman en los productos de la reacción, la velocidad a la que tiene lugar dicha transformación y los factores que pueden modificar esta velocidad de reacción.

En la naturaleza, las reacciones químicas presentan una amplia gama de velocidades. Existen reacciones muy rápidas, como las reacciones asociadas a la transmisión de un impulso nervioso, que suceden en una fracción de segundo. En cambio, las reacciones a través de las cuales los agentes de la meteorización química (agua de lluvia, gases del aire, etc.) provocan la alteración de las rocas son extraordinariamente lentas y requieren de mucho tiempo para que los minerales presentes en la roca original se transformen en productos de alteración.

La velocidad de una reacción

Cuando un cuerpo está en movimiento, su velocidad se define como la relación existente entre el espacio recorrido (o cambio de posición del móvil) en un intervalo de tiempo y dicho intervalo de tiempo. Si consideramos bastante grande el intervalo de tiempo, se habla de velocidad media del móvil, mientras que si el intervalo es muy pequeño, se habla de velocidad instantánea. En lenguaje matemático, la ecuación de velocidad media e instantánea de un móvil se representa según:

Velocidad mediana = $\Delta e / \Delta t = (e_f - e_i) / (t_f - t_i)$

Velocidad instantánea = de / dt

De forma parecida, la velocidad media de una reacción se define a partir de la relación que se establece entre la diferencia de concentraciones de un producto (o un reactivo) a lo largo de un intervalo de tiempo y el valor de éste. Así, para las reacciones siguientes:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

$$2\ CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$$

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

la velocidad media (v_m) de cada reacción tomará, respectivamente, la forma:

$$v_m = \Delta[CO_2] / \Delta t = -\Delta[O_2] / \Delta t$$

$$v_m = 1/2\ \Delta[CO_2] / \Delta t = -\Delta[O_2] / \Delta t$$

$$v_m = 1/2\ \Delta[NH_3] / \Delta t = -\Delta[N_2] / \Delta t = -1/3\ \Delta[H_2] / \Delta t$$

y esta velocidad de reacción se expresará, generalmente, en moles $L^{-1}\ s^{-1}$.

Reacciones en solución

En un medio homogéneo, como una solución, la velocidad de las reacciones depende de la concentración de los reactivos, de la temperatura a la cual tiene lugar la reacción y de la presencia de unas sustancias singulares que aceleran las reacciones (catalizadores).

Resulta evidente que, cuanto mayor sea la concentración de reactivos, mayor será la velocidad de una reacción. Por ello, es conveniente tener presente que, en una reacción irreversible, la velocidad de reacción varía de forma parecida a lo que sucede con la velocidad de un automóvil sometido a frenado. En el inicio, cuando la concentración de reactivos es grande, la velocidad llega a su valor máximo mientras que, a medida que avanza la reacción y va disminuyendo la concentración de los reactivos, la velocidad también disminuye (frenado gradual de la reacción) y cuando los reactivos se han transformado íntegramente en productos y han desaparecido por completo, la velocidad es cero y se para la reacción.

En buena parte de las reacciones químicas la velocidad de la reacción obedece a una ecuación de tipo:

$$v = k\,[A]^{\alpha}\,[B]^{\beta}...$$

Esta ecuación recibe el nombre de **ecuación de la velocidad** de la reacción y en ella:

[A], [B],... son las concentraciones molares de los reactivos;

α, β ,... son unos coeficientes llamados **órdenes parciales de reacción** que, como exponentes de las concentraciones, ponderan su efecto en el valor de la velocidad de reacción, y

k es una constante que sólo depende de la temperatura, conocida con el nombre de **constante de velocidad** de la reacción. Sus unidades variarán en función del valor de los órdenes parciales de reacción.

La ecuación de velocidad de una reacción no se puede deducir teóricamente y sólo se puede conocer estudiando experimentalmente dicha reacción. Una vez establecida esta ecuación, es posible proponer un mecanismo que permita explicar el comportamiento cinético de la reacción.

La ecuación de Arrhenius

En muchas reacciones, la relación que se establece entre la constante de velocidad de una reacción y la temperatura sigue una ecuación del tipo:

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

que en su forma logarítmica es:

$$\ln k = \ln A - E_a / RT.$$

La ecuación de Arrhenius no es sólo aplicable a buena parte de las reacciones químicas. También resulta válida para explicar diferentes fenómenos biológicos en los que se establece una dependencia temporal. Así, la frecuencia del cric-cric de los grillos y la frecuencia del centelleo de las luciérnagas, que son mayores a temperaturas más altas, obedecen a esta misma ecuación.

En esta ecuación, conocida con el nombre de ecuación de Arrhenius, aparece el término E_a, denominado **energía de activación**, que se asocia con la magnitud de la barrera energética que deben superar los reactivos para convertirse en productos de la reacción.

Reacciones heterogéneas

No todas las reacciones se producen en medios homogéneos, como las que tienen lugar en solución. También hay muchas reacciones, igualmente importantes, que suceden en sistemas heterogéneos donde los reactivos se encuentran en diferentes fases. Éste es el caso de las reacciones de alteración de las rocas a causa de los agentes de la meteorización química o de la lluvia ácida. Lo que se conoce, por ejemplo, como el *mal de la piedra*, es una reacción heterogénea que sufren las rocas carbonatadas (p. ej., las calizas) a causa de la acción ácida y corrosiva del agua de la lluvia que ha disuelto determinados gases que, como el dióxido de azufre o SO_2, son emitidos en las combustiones.

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(ac) \rightarrow H^+(ac) + HSO_4^-(ac)$$

$$HSO_4^-(ac) \rightleftarrows H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$$

$$2\ H^+(ac) + CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + Ca^{2+}(ac)$$

El $SO_2(g)$ emitido por las chimeneas o los tubos de escape de los vehículos reacciona con el oxígeno del aire y pasa a formar trióxido de azufre (SO_3) que, cuando llueve, es arrastrado por el agua de lluvia en forma de ácido sulfúrico (H_2SO_4) (en regiones con una contaminación importante por SO_2 el agua de lluvia puede presentar valores de *pH* cercanos a 5). Este ácido, en contacto con materiales carbonatados (rocas calizas, estatuas ornamentales de mármol, materiales de construcción), los ataca liberando dióxido de carbono (CO_2) y provoca la destrucción del material por disolución química.

En la velocidad de las reacciones heterogéneas, además de las variables comentadas en el caso de las reacciones en fase homogénea, también influye e interviene el estado físico en el que se encuentra el sólido. Los sólidos en polvo o con una gran superficie específica (superficie por unidad de masa) reaccionan mucho más rápidamente que si se encuentran formando un bloque. Si se ha tenido ocasión de observar los efectos de la lluvia ácida sobre una estatua de mármol, un tipo de roca metamórfica constituida esencialmente por carbonato de calcio, seguramente se habrá comprobado que los rasgos faciales de la estatua son los primeros en desaparecer. Para que una cara tenga expresión, el artista tiene que perfilar muchas líneas y ángulos, de manera que el mármol de la cara presenta una superficie específica mucho más grande y más vulnerable a la acción de la lluvia ácida que cualquier otra parte del cuerpo.

OBJETIVO

En esta práctica se comprobará experimentalmente el efecto que tienen sobre la velocidad de las reacciones las siguientes variables experimentales: la concentración de los reactivos, la temperatura, la superficie específica y la presencia de catalizadores.

También se determinará, a partir de una tabla de valores experimentales dada, la velocidad media de una reacción irreversible en dos intervalos de tiempo: al comienzo y al final de la reacción.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Tubos de ensayo (de unos 15 cm) y gradilla

Cuentagotas

Tijeras y regla

Reactivos

Solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2 M

Solución de ácido clorhídrico (HCl) 2 M

Solución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0,04 M

Solución de peróxido de hidrogeno (H_2O_2) de 10 volúmenes

Solución de oxalato de sodio ($Na_2(C_2O_4)$) 0,1 M (se puede sustituir por la solución de ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) 0,1 M)

Sulfato de manganeso(II) ($MnSO_4$) sólido, calidad reactivo

Pictogramas de seguridad

Las soluciones de ácido clorhídrico 2 M y de ácido sulfúrico 2 M, así como las soluciones de 10 volúmenes de peróxido de hidrógeno son irritantes a los ojos y a la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel, se debe lavar la zona con agua abundante y acudir al médico.

Procedimiento experimental

Experimento 1. Efecto de la concentración de los reactivos

En un tubo de ensayo disponer unos 5 mL de solución de HCl 2 M.

En otro tubo, disponer 1 mL de la solución ácida y unos 4 mL de H_2O. Agitar suavemente el tubo para homogeneizar el contenido.

Con la ayuda de unas tijeras recortar dos cuadrados de 4 x 4 cm del papel de aluminio que se usa en todos los hogares y, a continuación, doblar los cuadrados recortados con el dedo hasta obtener dos bolas compactas de aluminio.

Introducir una bola en cada tubo de ensayo y anotar lo que se observa, dar una explicación y escribir la reacción que tiene lugar.

Experimento 2. Efecto de la superficie específica

Disponer 5 mL de solución de HCl 2 M en dos tubos de ensayo.

Con unas tijeras recortar dos cuadrados de 4 × 4 cm del papel de aluminio usado en los hogares. Doblar uno de los cuadrados hasta formar una superficie cilíndrica, y del otro cuadrado obtener una bola compacta. Introducir la superficie cilíndrica en uno de los tubos de ensayo, y la bola compacta en el otro tubo de ensayo. Anotar lo que se observa y dar una explicación.

Experimento 3. Efecto de la temperatura

En dos tubos de ensayo disponer aproximadamente 1 mL de solución de oxalato de sodio 0,1 M y 1 mL de solución de H_2SO_4 2 M. Agitar suavemente los tubos para homogeneizar los contenidos.

Calentar ligeramente uno de los tubos (hasta unos 50 o 60 ºC) y dejar el otro a la temperatura del laboratorio.

Con la ayuda de un cuentagotas, añadir a cada tubo unas diez gotas de solución de $KMnO_4$ 0,04 M. Anotar lo que se observa, dar una explicación de ello y escribir la reacción que tiene lugar en los tubos.

Experimento 4. Efecto de los catalizadores

En dos tubos de ensayo disponer aproximadamente 1 mL de solución de oxalato de sodio 0,1 M y 1 mL de solución de H_2SO_4 2 M. Agitar suavemente los tubos para homogeneizar los contenidos.

En uno de los tubos, añadir un cristalito de sulfato de manganeso(II), $MnSO_4$, y agitar hasta que se disuelva en el líquido.

Con la ayuda de un cuentagotas, añadir en cada tubo de ensayo unas diez gotas de solución de $KMnO_4$ 0,04 M. Anotar lo que se observa, dar una explicación y escribir la reacción que tiene lugar en los tubos.

Cálculo de la velocidad de una reacción

A temperaturas bastante elevadas, el pentaóxido de dinitrógeno gas se descompone espontáneamente y forma dióxido de nitrógeno gas y oxígeno, según la siguiente reacción irreversible:

$$2\ N_2O_5(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + O_2(g)$$

En un recipiente cerrado se dispone cierta cantidad de $N_2O_5(g)$ y se calienta hasta que se inicia la descomposición. Seguidamente se pone en marcha un cronómetro y se determina la concentración de $N_2O_5(g)$ a diferentes tiempos de reacción. El resultado de estas determinaciones se muestra en la tabla adjunta (tabla 7.1).

Tabla 7.1 Datos experimentales

t / min	$[N_2O_5]$ / mol L^{-1}
0	0,500
4	0,433
8	0,375
12	0,325
16	0,280
20	0,243
24	0,210
28	0,180
32	0,160
40	0,120

1. Indicar razonadamente el valor de la concentración inicial de N_2O_5(g).

2. Haciendo uso de un papel milimetrado, representar la concentración de N_2O_5(g) según el tiempo de reacción y razonar, a partir de esta representación, si la velocidad de desaparición del N_2O_5(g) ($\Delta[N_2O_5] / \Delta t$) se mantiene constante durante la reacción.

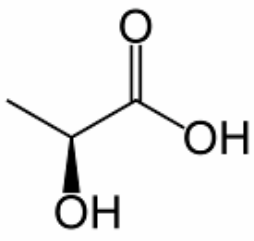
3. ¿Es lógico que la velocidad de desaparición del N_2O_5(g) vaya disminuyendo a medida que aumenta el tiempo de reacción? ¿Por qué razón?

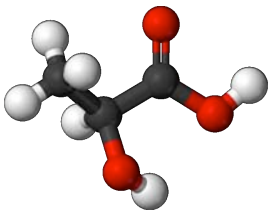
4. Calcular la velocidad media de la desaparición del N_2O_5(g) en el intervalo de 0 a 20 min y en el intervalo de 20 a 32 min. ¿En qué unidades se expresará esta velocidad?

5. Calcular el valor de las concentraciones de O_2(g) y NO_2(g) al cabo de 28 min de haber empezado la reacción.

6. Recordando los ejemplos presentados en la introducción de esta práctica, calcular el valor de la velocidad media de reacción en el intervalo de 0 a 20 min.

8. DETERMINACIÓN DEL ÁCIDO LÁCTICO EN LA LECHE EN POLVO





El ácido láctico se conoce como el ácido de la leche, pero su nombre sistemático según la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) es ácido 2-hidroxipropanoico o ácido α-hidroxipropanoico. Su estructura está constituida por una cadena de tres carbonos, en la cual el carbono central tiene un grupo hidroxilo y el carbono extremo forma parte de un grupo carboxílico. En las figuras de la izquierda se ha dibujado el esqueleto de la molécula y el modelo de bolas que le corresponde.

A causa de su carácter de ácido débil, cuando el ácido láctico se encuentra en solución acuosa, se ioniza parcialmente y pierde el protón del grupo carboxílico, con lo que se establece el siguiente equilibrio:

$$H_3C{-}CHOH{-}COOH + H_2O \leftrightarrows H_3C{-}CHOH{-}COO^- + H_3O^+ .$$

La medida en que este equilibrio está desplazado hacia la izquierda depende de la constante de equilibrio, que en este caso se llama *constante de disociación ácida* o *constante de acidez*, K_a. Su valor es $3{,}16.10^{-4}$.

Este compuesto fue uno de los primeros ácidos conocidos y fue descubierto en 1780 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786), que descubrió elementos como el nitrógeno, el bario, el cloro, el magnesio o el molibdeno, y otros compuestos químicos como el ácido cítrico, el glicerol, el sulfuro de hidrógeno o el fluoruro de hidrógeno, entre otros. El nombre del ácido proviene del hecho de que este investigador lo aisló de la leche. Hacia 1810 otros químicos constataron la presencia de este ácido en otros productos, como la carne o la sangre. En 1833 se determinó la fórmula química del ácido y alrededor de 1870 se supo

que se producía en procesos de fermentación, procedimiento que se ha utilizado hasta ahora para obtenerlo.

Como el ácido láctico es un producto natural originalmente detectado en alimentos, se ha utilizado y sigue utilizándose para acidificar productos alimentarios y bebidas, así como para conservar alimentos. También se utiliza como ingrediente en la elaboración de la cerveza y el queso, como fuente de calcio (bajo la forma de lactato cálcico) en la alimentación de niños pequeños y como ingrediente del pan.

Una de las falsas y más extendidas creencias sobre el ácido láctico considera que este compuesto es el responsable de las *agujetas*. Existe la idea de que tras un ejercicio intenso, el ácido láctico se acumula y produce daños en el músculo. Incluso algunos entrenadores hacen trabajar a sus deportistas por debajo de su *umbral láctico*. A pesar de esta creencia, la realidad es bastante distinta, ya que el ácido láctico no es un producto de catabolismo, sino que actúa como una fuente de energía en situaciones de ejercicio físico prolongado. Así, el lactato se libera del músculo y se transforma en el hígado en glucosa, que se utiliza para impedir un posible descenso de la concentración de glucosa en la sangre y evitar la hipoglucemia, situación en la que se sufre una gran debilidad y fatiga.

INTRODUCCIÓN

Hay un procedimiento relativamente sencillo para poder saber la cantidad de ácido láctico que hay en la leche. Este procedimiento se llama *volumetría*. En este caso se utilizará una volumetría de neutralización o ácido-base, ya que la reacción que tiene lugar para determinar el contenido de ácido láctico es la neutralización del ácido láctico con hidróxido de sodio, y se describe con la siguiente reacción:

$$H_3C{-}CHOH{-}COOH + NaOH \rightarrow H_3C{-}CHOH{-}COONa + H_2O\,.$$

La **volumetría** es un método analítico que permite determinar la concentración de un **analito** (compuesto a analizar en solución) a partir del volumen

exactamente conocido de una solución patrón de un reactivo (**valorante**), de concentración exactamente conocida, que reacciona estequiométricamente con la muestra del analito. Para poner de manifiesto el punto que indica que se ha añadido la cantidad de reactivo estequiométricamente necesaria para que reaccione todo el analito, se utiliza habitualmente una sustancia, llamada **indicador**, que cambia de color con el *pH* de la solución. También es frecuente utilizar para este fin algún procedimiento fisicoquímico, como puede ser un sistema electródico apto para conocer el *pH* a lo largo de la valoración.

Para visualizar lo que va sucediendo en la solución, mientras se realiza la volumetría se construye una **curva de valoración**, donde se representa la variación del *pH* en función de la cantidad de solución patrón que se va añadiendo (fig. 8.1).

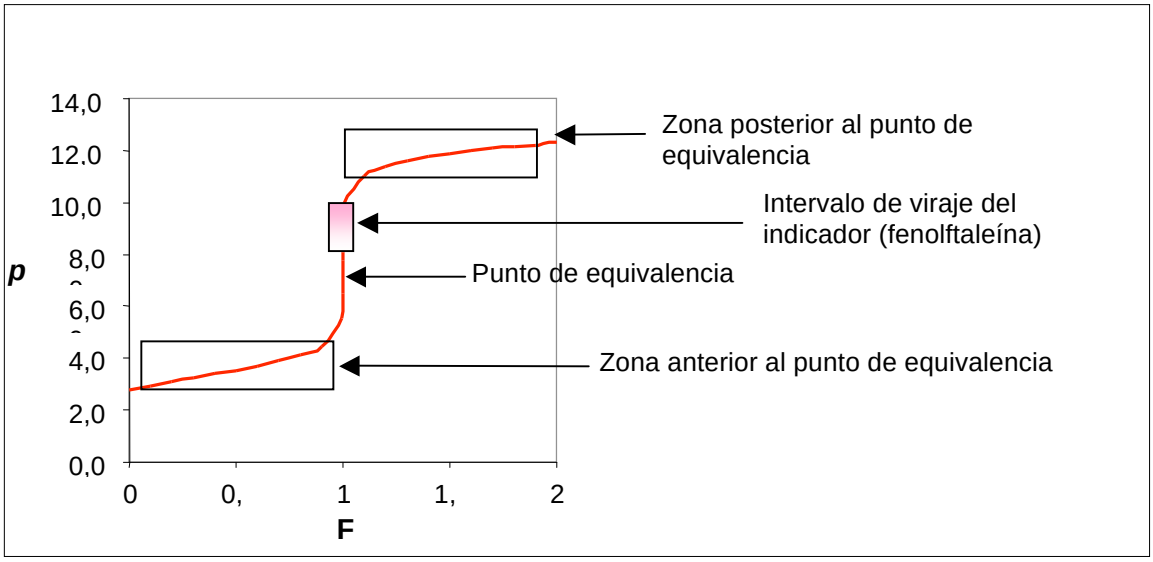


Fig. 8.1 Curva de valoración de una solución de ácido láctico con una solución de NaOH (F = fracción valorada)

Antes del punto de equivalencia

Se han añadido cantidades de hidróxido de sodio inferiores a las necesarias para neutralizar todo el ácido láctico (F < 1); el *pH* de la solución es ácido ya que queda ácido láctico sin neutralizar.

En el punto de equivalencia

Cuando la cantidad de hidróxido de sodio es igual a la necesaria para neutralizar todo el ácido láctico presente (F = 1), el *pH* de la solución es ligeramente básico, ya que el ión lactato formado presenta un comportamiento de base débil (*pH* ≅ 7,7).

Después del punto de equivalencia

Se ha añadido más hidróxido de sodio del que es necesario para neutralizar todo el ácido láctico (F > 1); en este caso, el *pH* de la solución será muy básico, debido a la presencia de un exceso del hidróxido.

OBJETIVO

Esta práctica consiste en determinar el contenido de ácido láctico presente en una muestra de leche en polvo, por medio de una volumetría de neutralización. Esta determinación permite hacer un tratamiento de una muestra sólida, fácilmente soluble, realizar una volumetría y determinar el contenido de un analito en una muestra de uso cotidiano.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

1 Bureta de 25 mL
3 Erlenmeyers de 250 mL
1 Pesasustancias
1 Desecador
1 Balanza analítica

Reactivos

Solución patrón de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M
Fenolftaleína, solución al 1 % en etanol

Pictogramas de seguridad

Corrosivo
Corrosive
Corrosif C

El hidróxido de sodio es corrosivo para los tejidos del cuerpo y puede ocasionar quemaduras graves. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel debe lavarse la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

Inflamable
Flammable
Inflammable F

El alcohol etílico (etanol, CH_3CH_2OH) es un líquido altamente inflamable. Manipular este disolvente lejos de las llamas o de fuentes de calor.

Procedimiento experimental

Se entiende por acidez de la leche la cantidad aparente de ácidos que contiene, expresado en gramos de ácido láctico por 100 g de leche. El procedimiento que se utilizará en esta práctica es bastante parecido al que se describe en la NORMA UNE 34101 del Instituto Nacional de Racionalización del Trabajo y es aplicable a la leche en polvo, a la leche entera y a la desnatada.

Consideraciones previas

Para realizar esta determinación y obtener un resultado suficientemente fiable se ha de realizar el análisis por triplicado. Además, no se deberia consumir un volumen superior a la capacidad de la bureta, y el viraje del indicador (de incoloro a rosa), que se produce cuando se ha añadido la cantidad de valorante estequiométricamente igual a la cantidad de ácido láctico, deberá mantenerse unos 30 segundos.

La muestra que utilizaremos es leche en polvo, por ello no será necesario secar la muestra en una estufa. No obstante, se conservará la muestra en el desecador, para evitar que se humedezca con el tiempo.

Es conveniente observar la etiqueta del envase o contenedor de la leche en polvo (bote, bolsa, etc.) y ver si se indica el índice de acidez, ya que es un dato necesario para hacer el cálculo previo y saber cuál debe ser la cantidad de muestra (g de muestra) que se debe pesar. Otros datos necesarios para hacer estos cálculos son: la concentración del valorante (NaOH 0,1 M) y el volumen de bureta que podremos utilizar.

Cálculo previo

Si disponemos de una bureta de 25 mL, el error relativo en la determinación es menor si se consume un volumen que corresponda aproximadamente a las 3/4 partes del volumen de la bureta. Así, en este caso, el volumen conveniente sería aproximadamente de unos 20 mL.

Cálculo de los gramos de leche en polvo que pesar:

$$20\ \text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\ \text{mL}} \cdot 0{,}1 \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L}} \cdot \frac{1\text{mol lac}}{1\text{mol NaOH}} \cdot \frac{90{,}08\ \text{g}}{1\text{mol lac}} \cdot \frac{100\ \text{g de muestra}}{\text{x g lac}} = \text{g de muestra}$$

(lac = ácido láctico; muestra = muestra de leche que pesar)

1. Pesar en una balanza (± 0,01 g) una cantidad de muestra (leche en polvo) similar a la obtenida en el cálculo anterior y anotar el valor correspondiente.

2. Repetir esta operación tres veces. Introducir cada una de las cantidades pesadas en un matraz erlenmeyer, limpio y aclarado con agua desionizada, marcado previamente con un rotulador para vidrio.

3. Disolver cada una de las muestras con agua desionizada. No importa la cantidad de agua añadida, pero debe ser suficiente para disolver toda la muestra y que haya suficiente volumen para que al agitar erlenmeyer se vea el

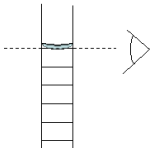
color del indicador cuando aparezca. Se recomienda añadir unos 100 mL de agua desionizada, medidos con una probeta (no hace falta que este volumen sea exacto).

4. A la solución acuosa de la muestra de leche, añadir unas gotas de fenolftaleína. Inicialmente la solución no se colorea.

5. Preparación de la bureta. En primer lugar hace falta asegurarse de que la

bureta está limpia y aclarada con agua desionizada. A continuación, se debe aclarar con unos 5-10 mL de la solución patrón de hidróxido de sodio, haciendo pasar la solución por todo el interior de la bureta. Desechar este volumen de hidróxido de sodio. Cuando ya esté limpia, sujetarla con una pinza de Fisher y llenarla totalmente (la zona entre el extremo de salida y la llave también debe estar llena) con la solución patrón.

6. Es importante asegurarse de que no queden burbujas dentro de la bureta, ni antes ni después de la llave. Si quedase alguna burbuja, se debe eliminar.



7. Cuando la bureta ya esté llena, se ha de enrasar; el menisco de líquido ha de quedar tangente a la raya que indica 0 mL, cuando esta línea se encuentra a la altura de los ojos.

8. Una vez enrasada ya se puede empezar la valoración. Al principio de la valoración la velocidad de caída de las gotas puede ser rápida, pero deberá disminuir a medida que se vaya alcanzando el punto final.

La muestra de leche da una solución no transparente, de color blanco que permite ver fácilmente la tonalidad rosada, que indica el final de la valoración, por el hecho de tener *pH* básico debido al primer exceso de hidróxido de sodio.

9. En la manipulación de la bureta, es importante la posición de las manos, ya que permite el control de la velocidad de caída de las gotas. En la foto de la izquierda se muestra la posición correcta para una persona diestra; la mano izquierda agita el erlenmeyer mientras la derecha controla la llave.

Cálculos finales

Para determinar la acidez de la leche se utilizará la expresión siguiente,

$$\boxed{V(mL)\ NaOH} \cdot \frac{1L}{1000mL} \cdot C_{NaOH}\left(\frac{molesNaOH}{L}\right) \cdot \frac{1mol\ \ lac}{1mol\ \ NaOH} \cdot \frac{90{,}08\ g\ \ lac}{1mol\ \ lac} \cdot \frac{100\ g}{\boxed{m\ (leche)}} = \ \ acidez$$

donde los datos experimentales están enmarcados. C_{NaOH} representa la concentración de la solución de NaOH; *lac* representa el ácido láctico; *m* (leche) corresponde a la masa de muestra de leche en polvo expresada en g y *acidez* representa la acidez de la leche, expresada en gramos de ácido láctico por 100 g de muestra.

Tabla 8.1 Resultados experimentales

concentración de NaOH / mol L^{-1})			
	Erlenmeyer 1	Erlenmeyer 2	Erlenmeyer 3
masa de leche en polvo / g			
volumen de NaOH consumido / mL			
g de ácido láctico / 100 g de muestra			

Nota: Se puede trabajar con yogur en lugar de leche en polvo.

CUESTIONES

1. ¿Por qué se ha de realizar la experiencia por triplicado?

   ☐ No hace falta hacer el análisis por triplicado

   ☐ Para detectar posibles errores de pesada de la muestra

   ☐ Por si nos equivocamos con el viraje del indicador

2. ¿Cuánto tiempo se ha de esperar para apuntar el volumen de valorante que corresponde al viraje del indicador?

☐ No hace falta esperar

☐ Si el color es intenso, cualquier momento es bueno

☐ Cuando el color se mantiene unos 30 segundos

3. La determinación del ácido láctico se hace por medio de una volumetría de:

☐ Neutralización

☐ Redox

☐ Precipitación

4. El ácido láctico es un ácido:

☐ Fuerte

☐ Débil

☐ Muy débil

9. LAS PILAS ELECTROQUÍMICAS

El calor no es la única manifestación energética que se puede producir a lo largo de una reacción. Así, en el mundo de la química hay muchos procesos que conllevan un intercambio de energía en forma de electricidad o de luz.

Decimos que una reacción es fotoquímica cuando, para que tenga lugar, hay que irradiar el sistema con luz de una determinada frecuencia o bien cuando, una vez se ha producido la reacción, se libera un determinado tipo de radiación. El mundo de los seres vivos está lleno de ejemplos de reacciones fotoquímicas. La emisión de luz por parte de algunas orugas, mariposas o peces, las reacciones que provocan el moreno de la piel y, sobre todo, la reacción de la fotosíntesis, esencial para el mantenimiento de la vida superior en nuestro planeta, constituyen algunos ejemplos de reacciones donde interviene la luz.

De manera parecida, las reacciones electroquímicas son aquellas que, para que tengan lugar, es necesario aplicar al sistema una corriente eléctrica (electrólisis). También son reacciones electroquímicas aquellas en que, cuando se producen de manera espontánea, se genera una corriente de electrones durante la reacción (pilas). La vida es, también, un buen lugar para encontrar reacciones electroquímicas. Pensemos, por ejemplo, en las descargas de miles de voltios de las anguilas eléctricas, en las pequeñas corrientes que continuamente viajan a lo largo de nuestro cuerpo en forma de señales nerviosas y en las pequeñas diferencias de potencial que, una vez registradas en forma de electrocardiograma, nos permiten tener idea del buen o mal funcionamiento del corazón.

Desde que Galvani, aplicando una corriente eléctrica, consiguió el movimiento de un anca de rana, las relaciones entre la electricidad y los sistemas en transformación siempre han tenido algo de misterioso.

El mundo del cine ha recogido perfectamente este sentimiento en el mito gótico del doctor Frankenstein, en el que este científico, obsesionado por la

inmortalidad, da vida, gracias a la electricidad, a un monstruo creado a partir de órganos y miembros de cadáveres.

En la práctica que haremos a continuación, nosotros no iremos tan lejos como el doctor Frankenstein y nos conformaremos con hacer tan sólo nuestros primeros pasos en el mundo de la electroquímica. Con esta finalidad, construiremos dos pilas que, a partir de las correspondientes reacciones, nos permitirán obtener una corriente eléctrica medible e incluso encender una bombilla o mover un pequeño motor.

INTRODUCCIÓN

Las pilas son ingenios en los que, a partir de una reacción química de oxidación-reducción espontánea, se obtiene una corriente eléctrica. Cualquier pila consta de dos electrodos, el ánodo y el cátodo, donde tienen lugar respectivamente una oxidación y una reducción. Teniendo en cuenta que en las oxidaciones hay una liberación de electrones y en las reducciones se consumen estos electrones, en el transcurso de cualquier reacción redox se establecerá una diferencia de potencial eléctrico que dará lugar a una corriente de electrones que viajará desde el ánodo hasta el cátodo, cuando éstos se unan mediante un conductor eléctrico (por ejemplo un hilo de cobre).

Consideremos, por ejemplo, las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la llamada *pila Daniell* (fig. 9.1).

Ánodo	(polo -)	$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
Cátodo	(polo +)	$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

reacción global de la pila: $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(ac)$

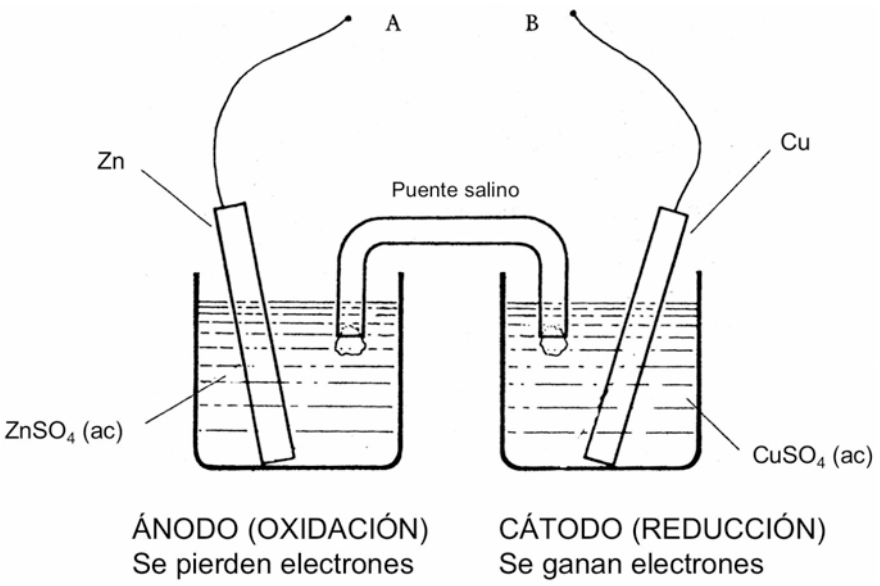


Fig. 9.1 Esquema de la pila Daniell

El puente salino de una pila

Una pila no funcionaría si estuviese formada únicamente por un ánodo y un cátodo. Siguiendo con el ejemplo de la pila Daniell, a medida que en el cátodo se va produciendo la reacción $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$, la solución en contacto con el cobre va adquiriendo una carga negativa a consecuencia de la pérdida de cationes $Cu^{2+}(ac)$, de manera que, de no neutralizar esta carga, la existencia de una diferencia de potencial opuesta a la que se establece entre los bornes de la pila no haría posible la circulación de electrones.

Un puente salino está constituido por una solución salina, generalmente de cloruro de potasio (KCl), que cierra internamente el circuito eléctrico de la pila y a medida que se va depositando Cu(s) en el cátodo va liberando cationes $K^+(ac)$ que compensarán la carga negativa que se va generando en la solución de este compartimento. De manera parecida, el ión $Cl^-(ac)$ del puente salino pasa a la solución del compartimento anódico y neutraliza la carga positiva generada por la entrada del catión $Zn^{2+}(ac)$ a consecuencia de la oxidación del Zn(s).

Representación de una pila

En electroquímica, para no tener que dibujar el esquema cada vez que se trabaja con una pila, se representa de una manera más sencilla mediante lo que se denomina *diagrama o notación de la pila*.

En el diagrama de una pila, a la izquierda y en el orden que marca el sentido de espontaneidad de la reacción que tiene lugar en la pila, se escriben las especies químicas que constituyen el compartimento anódico, mientras que a la derecha se hacen constar las especies que forman el cátodo de la pila. Se utiliza una barra vertical para diferenciar entre fases (por ejemplo entre sólidos y soluciones). El puente salino, dispuesto entre el ánodo y el cátodo, se representa mediante una doble barra vertical, generalmente discontinua. Hay que indicar que, cuando se siguen estos criterios, en los dos extremos del diagrama de una pila encontramos los bornes metálicos de la pila en cuestión.

Diagrama de la pila Daniell:

$$\underbrace{Zn(s)\ \mathrm{I}\ Zn^{2+}(ac)}_{\text{ánodo (-)}}\ \overset{\text{puente salino}}{\mathrm{II}}\ \underbrace{Cu^{2+}(ac)\ \mathrm{I}\ Cu(s)}_{\text{cátodo (+)}}$$

La fuerza electromotriz (FEM) de una pila

La fuerza electromotriz de una pila (*E*) es el valor límite de la diferencia de potencial que se establece entre el borne catódico y el anódico, cuando la intensidad que circula por la pila tiende a ser cero.

$$V = E - i.r$$

La fuerza electromotriz de una pila (*E*) obedece a la ecuación siguiente:

$$E = E_{CÁTODO} - E_{ÁNODO} \qquad \text{ec. 9.1}$$

Donde $E_{CÁTODO}$ = potencial de reducción del cátodo

$E_{ÁNODO}$ = potencial de reducción del ánodo.

Cuando la pila se encuentra en condiciones estándar (las concentraciones de las especies solubles son 1 M i la presión es 1 bar) la ecuación 9.1 toma la forma:

$$E^0 = E^0_{\text{CÁTODO}} - E^0_{\text{ÁNODO}} \qquad \text{ec. 9.2}$$

donde E^0 = fuerza electromotriz estándar de la pila

y $E^0_{\text{CÁTODO}}$ = potencial estándar de reducción del cátodo

$E^0_{\text{ÁNODO}}$ = potencial estándar de reducción del ánodo.

Las pilas también se agotan

Las pilas no duran eternamente y se van agotando a medida que van desapareciendo los reactivos de las reacciones anódica y catódica. De esta manera, la fuerza electromotriz de una pila va disminuyendo siguiendo la ecuación de Nernst que, en el caso de la pila Daniell, cuando se expresan las concentraciones de las especies en solución en molaridades, toma la forma:

$$E = E^o - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Zn^{2+}(ac)]}{[Cu^{2+}(ac)]} \qquad \text{ec. 9.3}$$

donde:

T = temperatura absoluta del sistema
R = constante de los gases = 8,314 J K^{-1} mol^{-1}
F = constante de Faraday = carga eléctrica de 1 mol de electrones
= 96.485 C mol^{-1}

n = número de electrones intercambiados durante la reacción redox (en el caso de la pila Daniell, n = 2).

A medida que la pila Daniell va funcionando y generando una corriente eléctrica, la concentración de Zn^{2+}(ac) aumenta y, en cambio, la concentración de Cu^{2+}(ac) disminuye. De esta manera, el término logarítmico cada vez va pesando más en la ecuación de Nernst y puede llegar a ser tan grande como E^0. Cuando eso sucede, la fuerza electromotriz es cero y la pila se ha agotado.

De manera parecida, cuando el sistema electroquímico se encuentra en el estado estándar, donde las concentraciones son 1 M, el término logarítmico se anula (ln 1/1 = 0) y la fuerza electromotriz de la pila es E^0.

OBJETIVO

En esta práctica se procederá a construir dos pilas. La primera será la pila Daniell que se ha visto en la introducción, una pila clásica que se utiliza para dar los primeros pasos en el mundo de la electroquímica. La intensidad que proporciona esta pila es muy pequeña y, por lo tanto, tiene un interés eminentemente didáctico. A continuación, se construirá una pila un poco más potente, con materiales de uso cotidiano. Se trata de una pila del tipo *sándwich*, y que da una intensidad lo bastante grande para encender una bombilla de bajo consumo, hacer funcionar un despertador o para mover un pequeño motor.

PARTE EXPERIMENTAL

Material

Tubos de ensayo (de unos 15 cm) y gradilla portatubos
Cuentagotas
Barritas o láminas de cobre y de zinc (electrodos)
Cables eléctricos y pinzas de cocodrilo para las conexiones
Tubo de vidrio en U de unos 6 mm de diámetro (construcción del puente salino)
Monedas de cinco céntimos de euro
Papel de aluminio doméstico
Tijeras
Papel de filtro o un poco de algodón
Pinzas de acero o de plástico
Pinzas para tender la ropa
Téster que hará las funciones de voltímetro
Bombilla de linterna con portabombillas, despertador de funcionamiento a pilas, motores de juguetes viejos, etc.

Reactivos

Solución de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) 0,1 M

Solución de sulfato de zinc ($ZnSO_4$) 0,1 M

Solución de hidróxido de potasio (KOH) 2 M

Solución saturada de cloruro de potasio (KCl)

Yodo (I_2) calidad reactivo

Pictogramas de seguridad

Las soluciones de hidróxido de potasio 2 M son irritantes a los ojos y a la piel. En caso de contacto accidental con los ojos o la piel se ha de lavar la zona afectada con agua abundante y acudir al médico.

El yodo es nocivo por ingestión e inhalación y es irritante a los ojos. En caso de contacto accidental con los ojos, se han de lavar con agua abundante y acudir al médico.

Seguridad personal

Las soluciones de hidróxido de potasio, y en general de cualquier hidróxido, pueden provocar irritación de la piel. Deben manipularse con cuidado y, si caen en las manos, lavarlas inmediatamente. No debe tocarse el yodo con los dedos, ya que también es irritante.

Procedimiento experimental

1. Construcción de una pila Daniell

1.1. Llenar un tubo de ensayo hasta unos 3 cm de la parte superior con una solución de $CuSO_4$ 0,1 M. A continuación, limpiar un hilo de cobre de unos 2-3 mm de diámetro y unos 18 cm de longitud con papel de vidrio de grano fino y sumergirlo en el tubo de ensayo.

1.2. Llenar un tubo de ensayo hasta unos 3 cm de la parte superior con una solución de $ZnSO_4$ 0,1 M. A continuación, limpiar, con papel de vidrio, una lámina de zinc de 18 x 1 cm y 1-2 mm de grueso y sumergirla en el tubo de ensayo.

1.3. Una vez dispuestos cada uno de los tubos en la gradilla portatubos, mediante dos conductores eléctricos unir el cobre y el zinc con las entradas de un téster que actuará de voltímetro. Comprobar que el instrumento no registra ninguna diferencia de potencial.

1.4. Preparación del puente salino: con la ayuda de un cuentagotas, llenar el tubo de vidrio en U con solución saturada de KCl, procurando que no queden burbujas de aire en su interior. Tapar los extremos del tubo con unos pequeños cilindros compactos de papel de filtro o bien con algodón prensado.

1.5. Disponer los dos extremos del puente salino en cada uno de los dos tubos de ensayo y comprobar que el téster mide una diferencia de potencial de aproximadamente 1 V.

Si se desconectan los conductores del téster y se llevan a los bornes de un pequeño motor o de una bombilla de linterna, se podrá comprobar que la bombilla no se enciende y que el motor no funciona.

2. Construcción de una pila sándwich hecha con monedas de 5 céntimos de euro y papel de aluminio (fig. 9.2)

2.1. Disponer unos cuantos cristales de yodo sobre una moneda de 5 céntimos de euro nueva o que previamente se haya limpiado con papel de vidrio de grano fino.

2.2. Con la ayuda de unas tijeras, recortar un cuadrado de papel de filtro de 4 cm de lado y doblarlo sobre sí mismo hasta obtener un cuadrado de 2 cm de lado. Con la ayuda de un cuentagotas impregnar el papel de filtro con una solución de KOH 2 M y disponerlo sobre los cristales de yodo que se han depositado sobre la moneda.

2.3. Recortar un cuadrado de papel de aluminio doméstico de 4 cm de lado y doblarlo sobre sí mismo hasta obtener un cuadrado de 2 cm de lado. Disponer el cuadrado de aluminio sobre el papel de filtro, sujetando el conjunto con una pinza de tender la ropa.

2.4. Conectar, mediante dos hilos conductores, el papel de aluminio y la moneda de 5 céntimos de euro a las entradas del tester y medir la diferencia de potencial que genera la pila construida. Si se conectan los hilos conductores a los bornes de un despertador a pilas, del motor de un coche de juguete o a los extremos del portalámparas de una bombilla de linterna, se podrá comprobar que tanto el despertador, como el motor del coche funcionan y la bombilla se enciende.

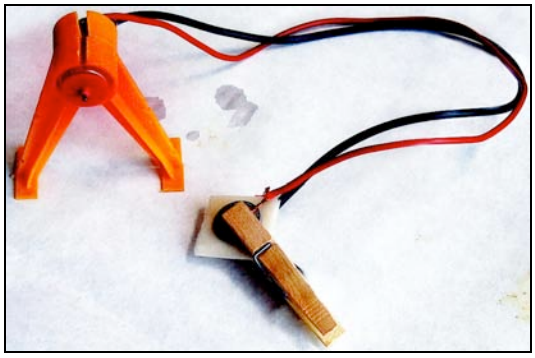


Fig. 9.2 Pila sándwich

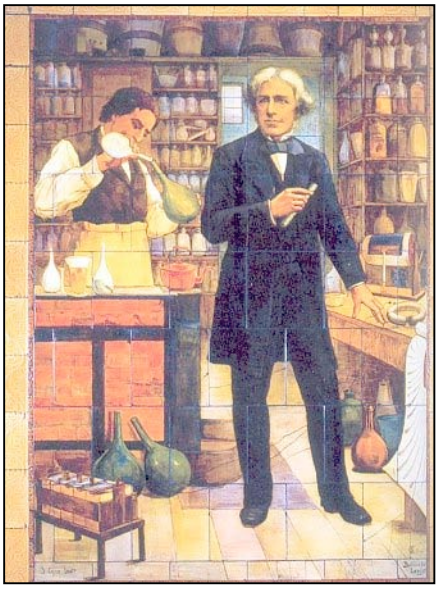
CUESTIONES

1. Todos sabemos que las pilas se agotan pero, quizá, no sabemos dar la razón de que esto pase. Repasar la introducción de esta práctica y explicar razonadamente por qué se agotan las pilas.
2. El coste de 1 kJ de la energía que proporciona una pila alcalina es enormemente más elevado que el de 1 kJ suministrado por la corriente alterna de nuestros hogares. Calcular ambos costes y establecer la relación.
3. Las pilas convencionales proporcionan menos energía eléctrica cuando la temperatura ambiente es muy baja. De esta manera, muchos aparatos científicos alimentados por pilas pueden dejar de funcionar en las condiciones extremas, propias de los casquetes polares. Explicar la razón.
4. Para que una pila funcione, hace falta que el ingenio disponga de un puente salino o de una solución electrolítica. Explicar el porqué de esta necesidad.

5. Explicar la razón, o razones, por la que no se deben tirar las pilas gastadas a la basura, sino que es más conveniente disponerlas en contenedores específicos para su reciclaje.

10. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE FARADAY

A veces puede resultar interesante conocer los detalles de la vida de las personas que han aportado algo importante a la sociedad. Éste es el caso de Michael Faraday y por eso presentamos a continuación un breve resumen de su biografía.



Michael Faraday (1791-1867) nació en el seno de una humilde familia inglesa que, cuando él tenía tres años, se trasladó a Londres en busca de una mejor calidad de vida. En esta ciudad, Faraday recibió una educación más bien sencilla y cuando cumplió los catorce años entró a trabajar como ayudante de encuadernador en una pequeña imprenta. Su motivación por el conocimiento hizo que leyera buena parte de los libros que pasaban por sus manos, principalmente los relacionados con la física y la química, y de manera muy especial los que trataban sobre electricidad.

Por su cuenta y con una formación del todo autodidacta, en los ratos libres construyó sus propias pilas para poder experimentar y conocer mejor los fenómenos eléctricos. El año 1812 asistió a un ciclo de conferencias que impartía Sir Humphry Davy, el reconocido químico que había descubierto el sodio, el potasio y otros metales difíciles de aislar sin la ayuda de la electricidad; en el transcurso de las sesiones tomó notas que luego, una vez ordenadas, ampliadas y encuadernadas, hizo llegar al conferenciante. Davy, al leerlas, quedó impresionado por el trabajo y el talento del joven y lo contrató como ayudante en el laboratorio de la Royal Society of London, que él dirigía. En cuanto se incorporó a su nuevo trabajo, la primera tarea de Faraday consistió en acompañar a Davy en un viaje por Francia e Italia, donde tuvo oportunidad de conocer a Ampère, a Volta y a otros científicos destacados, y ponerse al día de los avances en el mundo de la electricidad.

De vuelta a Inglaterra, Faraday empezó su brillante producción científica; en 1825 fue nombrado director del laboratorio y consiguió licuar el cloro y otros gases, y sintetizar el benceno y diversos compuestos orgánicos clorados. A partir de 1831, Faraday centró su atención en el mundo de la electricidad y estudió cuantitativamente la relación que se establece entre la cantidad de electricidad que circula por una celda electrolítica y la masa de materia transformada en los electrodos (leyes de Faraday de la electrólisis, 1833). Más adelante, en el campo del electromagnetismo enunció la ley que gobierna los fenómenos de inducción y estableció las bases del funcionamiento de cualquier motor eléctrico o de generadores de electricidad, como las dinamos y los alternadores.

Las recomendaciones de Faraday

Durante toda su vida, Faraday fue un hombre bueno, sencillo y profundamente religioso. En lo referente al mundo de la ciencia, en uno de sus múltiples escritos quiso dejar constancia de lo que para él siempre habían sido sus principios de actuación:

- Llevar siempre encima una libreta pequeña para tomar anotaciones en cualquier momento.
- Mantener correspondencia y contactos frecuentes con otros investigadores.
- Rodearse de buenos colaboradores con los cuales sea posible intercambiar ideas.
- Evitar controversias estériles.
- Verificarlo siempre todo.
- No generalizar nunca de manera precipitada y escribir y hablar con precisión.

INTRODUCCIÓN

La electrólisis es un proceso electroquímico donde, gracias a una corriente eléctrica, se lleva a cabo una reacción redox que en otras condiciones no sería espontánea.

Los sistemas sometidos a electrólisis tienen que encontrarse en estado líquido y ser conductores de electricidad, pudiendo estar constituidos por soluciones electrolíticas o bien por compuestos iónicos en estado de fusión. En estos sistemas, la corriente eléctrica se aplica a través de dos electrodos constituidos por metales u otros sólidos conductores (como el grafito): el ánodo y el cátodo, en los cuales, tal como pasa en las pilas, tienen lugar respectivamente los procesos de oxidación y de reducción. En las electrólisis, sin embargo, el ánodo es el electrodo positivo y hacia él se desplazan los aniones mientras que el cátodo, con carga negativa, es el destino de los cationes.

	Electrólisis		Pilas	
Electrodo	Ánodo	Cátodo	Ánodo	Cátodo
Proceso	Hacia donde se mueven los aniones	Hacia donde se mueven los cationes	Genera electrones	Consume electrones
Reacción redox	Oxidación	Reducción	Oxidación	Reducción
Polaridad	Positiva	Negativa	Negativa	Positiva

El enunciado actual de las leyes de Faraday de la electrólisis

En el transcurso de 1833 y 1834, periodo en que se establecieron las leyes de la electrólisis, la teoría molecular de Avogadro todavía era objeto de controversia y aún no se había establecido el concepto de mol. Por esta razón, la versión actualizada de las leyes de Faraday difiere un poco de la que propuso su autor.

1ª ley: en una electrólisis, la masa de un elemento que se forma en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que se ha hecho pasar por la celda electrolítica.

2ª ley: en una electrólisis, para obtener un mol de un metal monovalente hay que hacer circular por la celda electrolítica un mol de electrones o, lo que es lo mismo, 96.485 C.

La constante de Faraday

La constante de Faraday, *F*, es la carga eléctrica de un mol de electrones y su valor es:

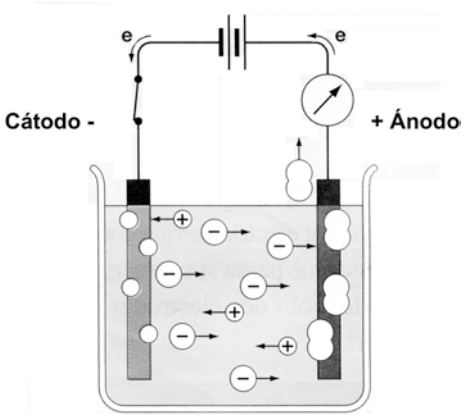
$$F = N_0 \cdot e = 6{,}0221\ 10^{23}\ \text{mol}^{-1} \cdot 1{,}602177\ 10^{-19}\ \text{C} = 96.485\ \text{C mol}^{-1}$$

Ejemplo: electrólisis de una solución acuosa de $CuSO_4$ con electrodos de grafito.

Reacciones:

ánodo (+) $H_2O(l) \rightarrow 1/2\ O_2(g) + 2\ H^+(ac) + 2\ e^-$

cátodo (-) $Cu^{2+}(ac) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$



En esta electrólisis, para obtener 1 mol de H_2SO_4 y 1 mol de Cu, hace falta que por la celda electrolítica hayan circulado 2 moles de electrones o, lo que es lo mismo, 2· 96.485 C = 192.970 C.

Fig. 10.1 Esquema de una celda electrolítica

OBJETIVO

El objetivo de la práctica consistirá en determinar el valor de la constante de Faraday, *F*, midiendo la masa de cobre depositada en el cátodo de una celda electrolítica que contiene una solución de sulfato de cobre(II).

PARTE EXPERIMENTAL

Materiales

Fuente de corriente continua o pila de petaca de 4,5 V

Balanza de laboratorio (± 0,01 g)

Electrodos de acero y de grafito

Soportes para los electrodos y cables eléctricos para las conexiones

Téster

Cronómetro

Secador de pelo

Reactivos

Solución de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) 0,1 M

Procedimiento experimental

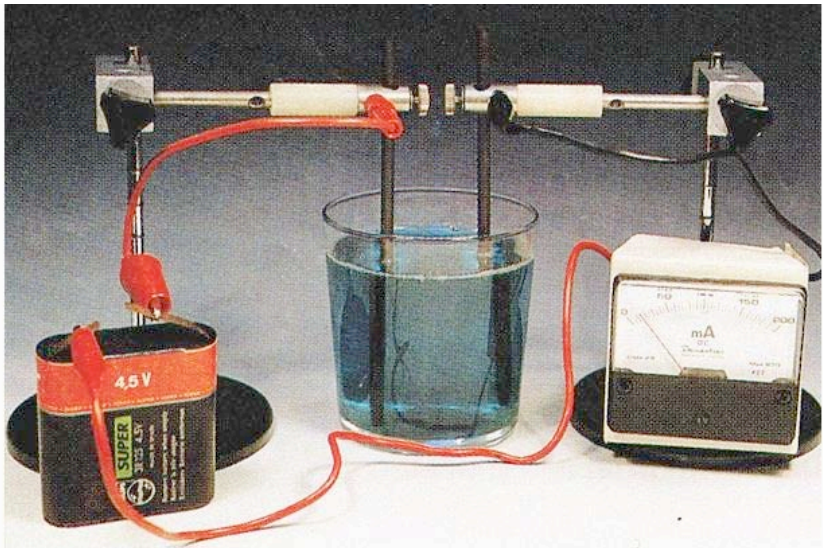


Fig. 10.2 Montaje experimental para determinar la constante de Faraday

Determinación del valor de F a partir de la masa de Cu depositada

1. Disponer unos 80 mL de solución 0,1 M de sulfato de cobre(II) en un vaso de precipitados de 100 mL.

2. Disponer dos electrodos de grafito, fijados a un soporte adecuado, dentro del vaso. Previamente, se habrá determinado la masa del electrodo que actúa de cátodo (masa inicial del cátodo, m_i). Anotar esta masa inicial en la tabla 10.1.

Nota: como cátodo también se puede utilizar un electrodo de acero.

3. Unir, mediante hilos conductores eléctricos, los electrodos a una fuente de alimentación de 4,5 V y a un tester que actuará como un miliamperímetro, tal como se muestra en la figura 10.2.

Nota: en caso de no disponer de fuente de alimentación puede utilizarse una pila de petaca de 4,5 V.

4. Construido ya el circuito, se cierra el interruptor y al mismo tiempo se pone en marcha el cronómetro. Se deja circular la corriente eléctrica durante 30 min intentando que la intensidad se mantenga entre 100 y 150 mA. Al considerar la intensidad que ha circulado por la celda electrolítica se tomará la intensidad media. Anotar este valor en la tabla 10.1.

5. Transcurridos los 30 min, desconectar la pila, retirar el cátodo de la celda, secarlo con un secador de cabello y, una vez seco, determinar la masa (masa final, m_f). Anotar el valor de esta masa en la tabla 10.1.

Tabla 10.1 Resultados experimentales

masa inicial del cátodo = m_i	g
masa final del cátodo = m_f	g
intensidad = I	A
tiempo de electrólisis = t	s

Cálculos

Calcular la masa de cobre depositada sobre el cátodo a partir de la diferencia de masa de este electrodo antes y después de la electrólisis (anotar este valor en la tabla 10.2). A partir del valor de esta masa y de la masa atómica de cobre

(63,6), calcular el número de moles de metal depositados (anotar el valor obtenido en la tabla 10.2). A continuación, considerando el valor de la intensidad (valor medio) y el tiempo de electrólisis, calcular la carga eléctrica que ha circulado por la celda (anotar este valor en la tabla 10.2).

Considerando que la reacción catódica es:

$$Cu^{2+}(ac) + 2\ e^{-} \rightarrow Cu(s)$$

Calcular, a partir de la segunda ley de Faraday, el valor de *F* y anotar este valor en la tabla 10.2.

Tabla 10.2 Cálculos a partir de los datos experimentales

masa de cobre depositada = m_f - m_i	g
moles de cobre depositados	mol
carga eléctrica = $I\ t$	C
F	C mol^{-1}

CUESTIONES

Sabiendo que el valor de la constante de Faraday es 96.485 C mol^{-1}, calcular el error relativo asociado a la determinación de *F*.

Anexo. Magnitudes y unidades que aparecen en el texto.

Magnitud	Símbolo	Unidades (S I)	Otras unidades	Relación entre unidades
masa	m	kg	g mg	1 kg = 10^3 g = 10^6 mg
tiempo	t	s	min h	1 h = 60 min = 3.600 s
volumen	V	m^3	L = dm^3 mL = cm^3	1 m^3 = 10^3 L= 10^6 mL
densidad absoluta	ρ	kg m^{-3}	g mL^{-1} g L^{-1}	1 g mL^{-1} = 10^3 kg m^{-3} = 10^3 g L^{-1}
cantidad de substancia		mol		
temperatura	T	K	ºC	K = 273,15 + ºC
energía	E	J	kJ cal kcal	1 cal = 4,18 J = 10^{-3} kcal
capacidad calorífica específica (a presión constante)	c_p	J K^{-1} kg^{-1}	cal $ºC^{-1}$ g^{-1}	1 J kg^{-1} K^{-1} = 2,4 10^{-4} cal g^{-1} $ºC^{-1}$
capacidad calorífica molar (a presión constante)	$\bar{c}_p$	J K^{-1} mol^{-1}		
concentración	c	mol L^{-1} mol m^{-3}		1 mol L^{-1} = 10^3 mol m^{-3}
velocidad de reacción	v	mol L^{-1} s^{-1} mol m^{-3} s^{-1}		1 mol L^{-1} s^{-1} = 10^3 mol m^{-3} s^{-1}
cantidad de electricidad o carga eléctrica	Q	C		
corriente eléctrica	I	A		
potencial eléctrico	V o ϕ	V		
fuerza electromotriz	E	V		